

ENLACES

◇ CUESTIÓNS

● Xeometría molecular no enlace covalente

- En base ao modelo de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), predí razoadamente para a molécula de AlCl_3 a súa xeometría electrónica suxerindo o valor aproximado do ángulo de enlace e indica o tipo de hibridación que empregaría o átomo de aluminio na molécula para formar os enlaces correspondentes.

(A.B.A.U. extr. 23)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de cloruro de aluminio: AlCl_3 .

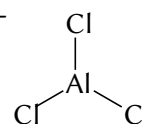
O átomo central é do aluminio, que ten tres electróns na capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de aluminio ($Z = 13$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, pero para formar tres enlaces ten que separar («desaparear») os dous electróns $3s$, elevando un deles ao orbital $3p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar. A configuración electrónica do átomo de aluminio excitado é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1$.

Os tres electróns desapareados forman tres enlaces, cada un cun electrón desapareado dun átomo de cloro, como se ve no diagrama de puntos de electróns de Lewis:



(A molécula AlCl_3 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a unirse de xeito que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de aluminio só hai seis (tres pares de) electróns).

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 3 pares de electróns é triangular plana. A molécula é triangular plana, cun ángulo Cl-Al-Cl de 120° .



Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

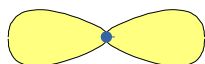
(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces π).

- 3 orbitais sp^2 , formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

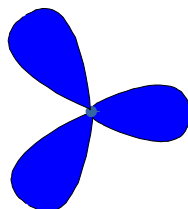
(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

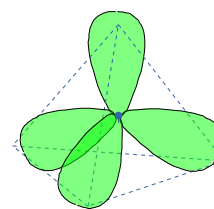
2 híbridos sp



3 híbridos sp^2



4 híbridos sp^3



A hibridación que presenta o átomo de aluminio neste composto es sp^2 , que é a que corresponde unha distribución triangular plana con ángulos de 120° .

2. a) Aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) deduce razoadamente a xeometría electrónica e molecular da molécula de tricloruro de fósforo, indicando cal sería o valor aproximado do ángulo de enlace.
- b) Sabendo que a xeometría electrónica na molécula de SiF_4 é tetraédrica, discute razoadamente que tipo de orbitais híbridos empregaría o átomo de silicio para formar os enlaces correspondentes, como se forman os ditos orbitais híbridos e a distribución de electróns nestes.

(A.B.A.U. ord. 23)

Solución:

a) Molécula de tricloruro de fósforo: PCl_3 .

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

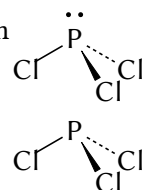
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

O átomo central é o fósforo, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de fósforo ($Z = 15$) no estado fundamental é: $[Ne] 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$. Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de cloro, mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de fósforo está no centro do tetraedro e os tres átomos de cloro están dispostos en tres vértices, pero no cuarto vértice hai un par non enlazante que non se «ve».



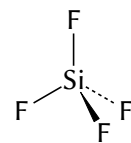
A forma da molécula de PCl_3 é piramidal aplanada.

Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de fósforo que os pares de enlace, a repulsión entre o par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de cloro se acheguen un pouco máis. O ángulo de enlace Cl-P-Cl sería algo inferior a $109,5^\circ$.

(Segundo a [Wikipedia](#) o ángulo na molécula de PCl_3 é de 100°).

b) Molécula de fluoruro de silicio: SiF_4 .

A xeometría electrónica da molécula de SiF_4 é tetraédrica, o que implica que o átomo de silicio utiliza orbitais híbridos sp^3 para formar enlaces co flúor.



Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces π).

- 3 orbitais sp^2 , formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

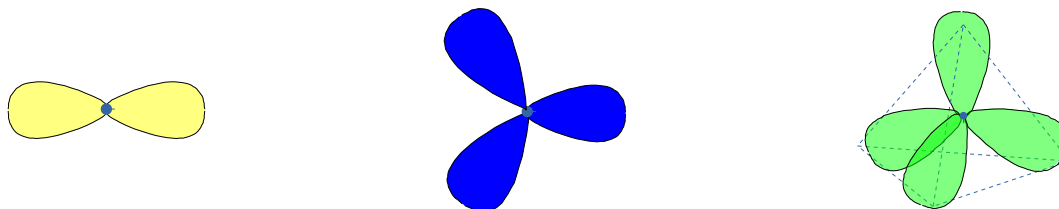
(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

2 híbridos sp

3 híbridos sp^2

4 híbridos sp^3



A configuración electrónica do átomo de silicio ($Z = 14$) no estado fundamental é $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^1 3p_y^1$, pero ten a posibilidade de enlazarse con catro átomos de flúor. Para iso, ten que separar, («desaparear») os dous electróns $3s$, elevando un deles ao orbital $3p$ baleiro. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de silicio excitado é $[\text{Ne}] 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$.

Cando se hibridan, fórmanse 4 orbitais sp^3 , cada un contén un electrón non apareado. Cada un destes orbitais híbridos se solapa cun orbital $2p$ dun átomo de flúor para formar o enlace σ que albergará dous electróns, un de cada átomo.

3. Aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) xustifique a xeometría electrónica e molecular das seguintes especies: tetrafluoruro de carbono e tricloruro de arsénico.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

Molécula de tetrafluoruro de carbono: CF_4 .

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

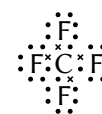
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

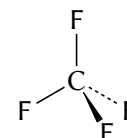
Os catro electróns forman enlaces covalentes σ cos catro átomos de flúor, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

O átomo de carbono está no centro do tetraedro e os catro átomos de flúor están nos vértices.

O ángulo $\text{F}-\text{C}-\text{F}$ vale $109,5^\circ$.



Molécula de tricloruro de arsénico: AsCl_3 .

O átomo central é o de arsénico, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de arsénico ($Z = 33$) no estado fundamental é: $[\text{Ar}] 4s^2 4p_x^1 4p_y^1 4p_z^1$. Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de cloro, mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

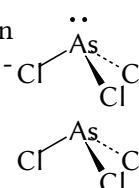


Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de arsénico está no centro do tetraedro e os tres átomos de cloro están dispostos en tres vértices, pero no cuarto vértice hai un par non enlazante que non se «ve».

A forma da molécula de AsCl_3 é piramidal achatada.

Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de arsénico que os outros pares enlazantes σ , a repulsión entre os pares de electróns non enlazante e os pares de enlace σ é maior



que entre os pares σ entre si, e fará que os átomos de cloro achéguese un pouco. O ángulo de enlace Cl–As–Cl sería algo menor que $109,5^\circ$, que é o ángulo entre os vértices dun tetraedro regular. (Segundo a [Wikipedia](#) o ángulo na molécula do AsCl_3 é de $98,5^\circ$).

4. a) Razoa a xeometría que presentan as moléculas de H_2O e CO_2 segundo a teoría de repulsión de pares electrónicos da capa de valencia (TRPECV) e indica o valor previsible do ángulo de enlace. (A.B.A.U. ord. 22, extr. 20)

Solución:

a) Molécula de agua: H_2O .

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

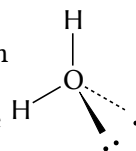
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

O átomo central é o osíxeno, que ten 6 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de osíxeno ($Z = 8$) no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Dous destes electróns forman enlaces covalentes cos dous átomos de hidróxeno, mentres que os outros catro están distribuídos en $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ dous pares non enlazantes, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de osíxeno está no centro do tetraedro e os dous átomos de hidróxeno están dispostos en dous vértices, e nos outros dous están os dous pares non enlazantes que non se «ve». A forma da molécula de H_2O é triangular plana.

Dado que os pares non enlazantes están máis preto do átomo de osíxeno que os pares de enlace, a repulsión entre cada par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de hidróxeno se acheguen un pouco máis. O ángulo é inferior a $109,5^\circ$. A molécula de H_2O é un triángulo cun ángulo H–O–H de 105° .



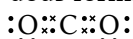
Molécula de dióxido de carbono: CO_2 .

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Dous destes electróns forman enlaces covalentes σ cos dous átomos de osíxeno, mentres que os outros dous forman enlaces π con eses mesmos átomos, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



Segundo a TRPECV, os enlaces π non se teñen en conta e a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula de CO_2 é lineal, $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, cun ángulo O–C–O de 180° .

5. Indica se as moléculas CS_2 e NCl_3 teñen ou non momento dipolar.

(A.B.A.U. extr. 21)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de disulfuro de carbono: CS_2 .

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Dous destes electróns forman enlaces covalentes σ cos dous átomos de xofre, mentres que os outros dous forman enlaces π con eses mesmos átomos, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $:\ddot{\text{S}}::\text{C}::\ddot{\text{S}}:$. Segundo a TRPECV, os enlaces π non se teñen en conta e a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula de CS_2 é lineal cun ángulo $\text{S}-\text{C}-\text{S}$ de 180° .

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

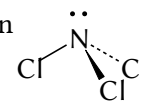
Como o xofre é máis electronegativo que o carbono, existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{S}^{\delta-}$, que se representa por un vector. Pero como ambos enlaces están dirixidos en sentidos opostos, $\text{S}^{\delta-} \leftarrow \text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{S}^{\delta-}$, e o valor de cada momento dipolar é o mesmo, o momento dipolar da molécula, que é a resultante dos vectores, é nulo. A molécula de CS_2 non é polar.

Molécula de tricloruro de nitróxeno: NCl_3 .

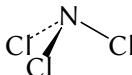
O átomo central é o nitróxeno, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de nitróxeno ($Z = 7$) no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de cloro, mentres que os outros dous permanecen como $:\ddot{\text{Cl}}::\ddot{\text{N}}::\ddot{\text{Cl}}:$ un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

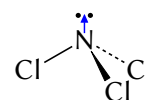
A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de nitróxeno está no centro do tetraedro e os tres átomos de cloro están dispostos en tres vértices, pero no cuarto vértice hai un par non enlazante que non se «ve».



A forma da molécula de NCl_3 é piramidal achatada.



Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de nitróxeno que os pares de enlace, a repulsión entre o par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de cloro se acheguen un pouco máis. O ángulo de enlace $\text{Cl}-\text{N}-\text{Cl}$ sería algo inferior a $109,5^\circ$. A molécula de NCl_3 é polar. As electronegatividades dos átomos de Cl e N son moi similares e os enlaces $\text{Cl}-\text{N}$ teñen un momento dipolar de enlace nulo (ou moi pequeno). Pero o par non enlazante do nitróxeno non se compensa. Como está moi próximo ao átomo de nitróxeno, o momento dipolar será pequeno.



6. Razoa que xeometría presenta a molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) e discute a polaridade da molécula.

(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

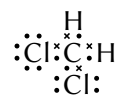
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Os catro electróns forman enlaces covalentes, dous cos dous átomos de cloro e os outros dous cos dous átomos de hidróxeno, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



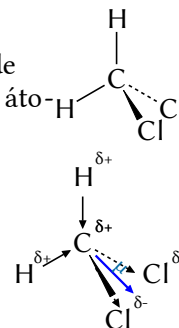
Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono está no centro do tetraedro e dous átomos de cloro están en dous vértices e os dous átomos de hidróxeno están nos outros dous vértices.

Debido á repulsión entre os pares non enlazantes dos átomos de cloro veciños, o ángulo entre os enlaces Cl–C–Cl é maior que $109,5^\circ$, e a forma da molécula é piramidal.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o cloro é máis electronegativo que o carbono, existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$, que se representa por un vector. O carbono é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que tamén existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$.

A resultante dos vectores momento dipolar dos enlaces non se anula e a molécula é polar.



7. Empregando a teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) razoa cal será a xeometría e a polaridade das moléculas BeI_2 e CHCl_3 .

(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

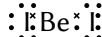
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de ioduro de berilio: BeI_2 .

El átomo central es el de Be, que ten dous electróns na capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de berilio ($Z = 4$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2$, pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1$.

Os dous electróns desapareados forman dous enlaces, cada un cun electrón desapareado dun átomo de iodo, como se ve no diagrama de puntos de electróns de Lewis:



(A molécula BeI_2 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a unirse de xeito que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula é lineal cun ángulo I–Be–I de 180° .

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o iodo é máis electronegativo que o berilio, existe un momento dipolar de enlace $\text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$, que se representa por un vector. Pero como ambos enlaces están dirixidos en sentidos opostos, $\text{I}^{\delta-} \leftarrow \text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$, e o valor de cada momento dipolar é o mesmo, o momento dipolar da molécula, que é a resultante dos vectores, é nulo. A molécula de BeI_2 non é polar.

Molécula de triclorometano: CHCl_3 .

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

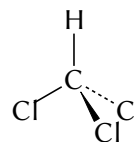
O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Os catro electróns forman enlaces covalentes, tres cos tres átomos de cloro e o outro co átomo de hidróxeno-

no, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

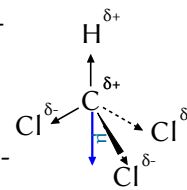


Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono atópase no centro do tetraedro, os tres átomos de cloro están en tres vértices e o átomo de hidróxeno no cuarto vértice.



Debido á repulsión entre os pares non enlazantes dos átomos de cloro veciños, o ángulo entre os enlaces C-Cl é maior que $109,5^\circ$, e a forma de molécula é de pirámide achatada.

O cloro é máis electronegativo que o carbono, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$. O carbono é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$. A resultante dos vectores momento dipolar dos enlaces $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ non se anula, senón que apunta cara ao centro do triángulo formado polos tres cloros, o que, unido ao momento dipolar do enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$, produce un momento dipolar resultante cara a ese mesmo punto, e a molécula é polar.



8. O flúor e o osíxeno reaccionan entre si formando difluoruro de osíxeno (OF_2). Indica razoadamente:

- A estrutura de Lewis e o tipo de enlace que existirá na molécula.
- A disposición dos pares electrónicos, a xeometría molecular, o valor previsible do ángulo de enlace e se é polar ou apolar.

(A.B.A.U. extr. 19)

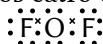
Solución:

a) As configuracións electrónicas dos átomos son:

F ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$

O átomo central é o osíxeno, que ten 6 electróns na súa capa de valencia. Dous destes electróns forman enlaces covalentes cos dous átomos de flúor, mentres que os outros catro están distribuídos en dous pares non enlazantes, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



O composto terá enlace covalente. Cada átomo de flúor comparte o seu electrón desapareado con un dos electróns desapareados do osíxeno.

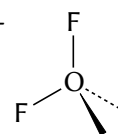
b)

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

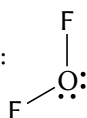
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). Na molécula de difluoruro de osíxeno, o átomo de osíxeno está no centro do tetraedro e os dous átomos de flúor en dous vértices, e nos outros dous están os pares non enlazantes que non



«se ven». A molécula será triangular plana:

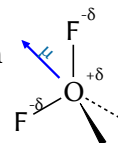


Estes pares non enlazantes atópanse máis cerca do átomo de osíxeno que os pares de enlace cos átomos de flúor. Ao estar máis cerca, deberíanse repeler con máis forza, abrindo o ángulo entre eles e facendo máis

pequeno o ángulo entre os enlaces cos átomos de flúor. Para unha molécula simétrica, como o metano, o ángulo de enlace é de $109,5^\circ$, polo que na molécula de difluoruro de osíxeno debería ser menor. (O ángulo medido experimentalmente é de 103°).

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o flúor é máis electronegativo que o osíxeno, existe un momento dipolar de enlace $O^{\delta+} \rightarrow F^{\delta-}$, que se representa por un vector. Como os vectores momento dipolar $O^{\delta+} \rightarrow F^{\delta-}$ forman un ángulo de 103° , a súa suma vectorial non é nula, e a molécula será polar.



9. Establece a xeometría das moléculas BF_3 e NH_3 mediante a teoría da repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPEV).

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de fluoruro de boro: BF_3 .

O átomo central é o boro, que ten tres electróns na capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de boro ($Z = 5$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p^1$, pero para formar tres enlaces ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s$, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

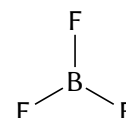
A configuración electrónica do átomo de boro excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$.

Os tres electróns desapareados forman tres enlaces, cada un cun electrón desapareado dun átomo de flúor, como se ve no diagrama de puntos de electróns de Lewis:



(A molécula BF_3 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a unirse de xeito que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de boro só hai seis (tres pares de) electróns).

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 3 pares de electróns é triangular plana. A molécula é triangular plana, cun ángulo F–B–F de 120° .



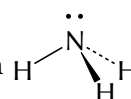
Molécula de amoníaco: NH_3 .

O átomo central é o nitróxeno, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de nitróxeno ($Z = 7$) no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de hidróxeno, mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



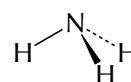
Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de nitróxeno está no centro do tetraedro e os tres átomos de hidróxeno están dispostos en tres vértices, pero no cuarto vértice hai un par non enlazante que non se «ve».



A forma da molécula de NH_3 é piramidal achatada.

Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de nitróxeno que os pares de enlace, a repulsión entre o par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de hidróxeno se acheguen un pouco máis. O ángulo de enlace H–N–H será algo inferior a $109,5^\circ$.



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

10. Deduce a hibridación do átomo central na molécula de BeF_2 .

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

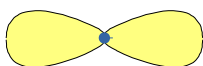
(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces π).

- 3 orbitais sp^2 , formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

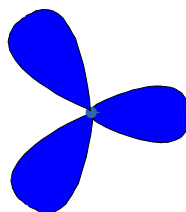
(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

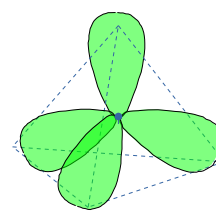
2 híbridos sp



3 híbridos sp^2



4 híbridos sp^3



Molécula de fluoruro de berilio: BeF_2 .

A configuración electrónica do átomo de berilio ($Z = 4$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2$, pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1$

Ao ter dous electróns desapareados, pode formar dous enlaces. Para iso, os orbitais s e p_x híbridanse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

Ao compartir cada un dos electróns que ocupan estes orbitais híbridos, cun electrón desapareado dun átomo de flúor, fórmase a molécula de BeF_2 que é lineal: $\text{F}-\text{Be}-\text{F}$.

(A molécula de BeF_2 é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal xeito que cada átomo ten oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

11. Razoa se o seguinte enunciado é verdadeiro ou falso:

A molécula de metano é tetraédrica e polar.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

Falso (polar) e verdadeira (tetraédrica).

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

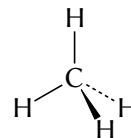
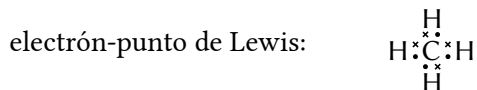
Molécula de metano: CH_4 .

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Os catro electróns forman enlaces covalentes, tres cos catro átomos de hidróxeno, como se ve no diagrama

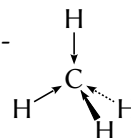


Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono está no centro do tetraedro e os catro átomos de hidróxeno están nos vértices.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o hidróxeno é algo máis electronegativo que o carbono, existe un pequeno momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$, que se representa por un vector.

Como a distribución é simétrica, a disposición tetraédrica dos catro enlaces fai que o momento dipolar da molécula sexa nulo. A molécula de CH_4 non é polar.



12. Explica a hibridación do átomo central na molécula de BeCl_2 .

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

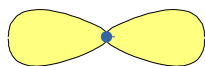
(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces π).

- 3 orbitais sp^2 , formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

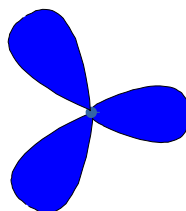
(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

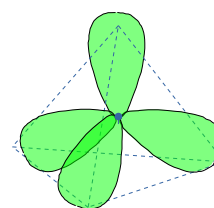
2 híbridos sp



3 híbridos sp^2



4 híbridos sp^3



Molécula de cloruro de berilio: BeCl_2 .

A configuración electrónica do átomo de berilio ($Z = 4$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2$, pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1$.

Ao ter dous electróns desapareados, pode formar dous enlaces. Para iso, os dous orbitais s e p_x híbridanse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

Ao compartir cada unha dos electróns que ocupan estes orbitais híbridos, cun electrón desapareado dun átomo de cloro, fórmase a molécula de BeCl_2 que é lineal.

O diagrama de Lewis para a molécula de BeCl_2 é:

$$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:Be:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$$

A forma da molécula é lineal, cun ángulo $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ de 180° .

(A molécula de BeCl_2 é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal forma que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

13. Tendo en conta a estrutura e o tipo de enlace, xustifica:

- b) O amoníaco é unha molécula polar.
- c) O SO_2 é unha molécula angular pero o CO_2 é lineal.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

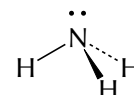
b) Molécula de amoníaco: NH_3 .

O átomo central é o nitróxeno, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de nitróxeno ($Z = 7$) no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de cloro, mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

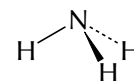


Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

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

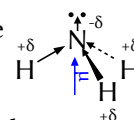


Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de nitróxeno que os pares de enlace, a repulsión entre o par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de hidróxeno se acheguen un pouco máis. O ángulo de enlace $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ será algo inferior a $109,5^\circ$.



A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

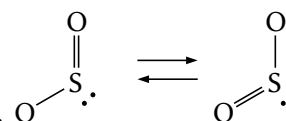
Como o nitróxeno é máis electronegativo que o hidróxeno, existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$, que se representa por un vector. Os vectores momento dipolar $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$ dan unha resultante cara ao átomo de hidróxeno. Ademais, o par non enlazante produce outro vector momento dipolar na mesma dirección e sentido que a resultante dos tres vectores momento dipolar $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$, polo que a molécula é polar.



c) A molécula de SO_2 é angular.

O átomo central é o de xofre, que ten 6 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de xofre ($Z = 16$) no estado fundamental é: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$. Dous destes electróns forman enlaces covalentes σ cos dous átomos de osíxeno, outro par de electróns compártese cun dos osíxenos formando un enlace π , mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$

O átomo de xofre ten tres pares de electróns, dous σ e un non enlazante, que se repelen. (O cuarto par π non se ten en conta). Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 3 pares de electróns é triangular con ángulos de 120° . (En realidade a estrutura do SO_2 é resonante entre dúas formas nas que o dobre enlace «oscila» entre os dous átomos de osíxeno). Como un dos tres pares non ten un átomo enlazado, está máis preto do átomo do xofre e repele con máis forza aos outros dous, facendo que o ángulo $\text{O}-\text{S}-\text{O}$ sexa menor que 120° .



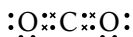
A molécula de dióxido de carbono, CO_2 , é lineal.

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Dous destes electróns forman enlaces covalentes σ cos dous átomos de osíxeno, mentres que os outros dous forman enlaces π con eses mesmos átomos, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



Segundo a TRPECV, os enlaces π non se teñen en conta e a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula de CO_2 é lineal, $O=C=O$, cun ángulo $O-C-O$ de 180° .

14. Escribe a estrutura de Lewis e xustifica a xeometría da molécula de BeH_2 mediante a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

A configuración electrónica do átomo de berilio ($Z = 4$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2$, pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1$

Ao ter dous electróns desapareados, pode formar dous enlaces. Para iso, os orbitais s e p_x híbridanse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

Os dous electróns desapareados que ocupan estes orbitais híbridos forman dous enlaces, cada un deles co electrón dun átomo de hidróxeno, como se ve no diagrama electrónico de puntos de Lewis: $H:Be:H$

Fórmase a molécula de BeF_2 que é lineal, cun ángulo $H-Be-H$ de 180° .

(A molécula de BeF_2 é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal xeito que cada átomo ten oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

15. Deduce a xeometría do CCl_4 aplicando a teoría da repulsión de pares electrónicos da capa de valencia.

(A.B.A.U. ord. 17)

Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) 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 os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

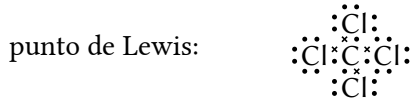
O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que

separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

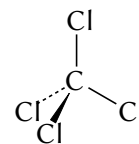
O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Os catro electróns forman enlaces covalentes cos catro átomos de cloro, como se ve no diagrama electrón-



Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono está no centro do tetraedro e os catro átomos de cloro nos vértices.

A forma de molécula é tetraédrica, con ángulos Cl–C–Cl de $109,5^\circ$.



● Forzas intermoleculares, tipos de enlace e propiedades dos compostos

1. Discute razoadamente quen ten maior punto de ebulición: o etano ou o etanol.

(A.B.A.U. ord. 24)

Solución:

Nos compostos covalentes moleculares, a temperatura de ebulición depende das forzas intermoleculares.

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

As moléculas de ambos compostos están sometidas ás forzas de dispersión. Como a masa molar do etanol é 46 g/mol, maior que a do etano, 30 g/mol, este dato xa nos indicaría que a temperatura de ebulición do etanol vai ser maior que a do etano.

Pero é que, ademais, entre as moléculas de etanol existen forzas dipolo dipolo, porque a molécula de etanol é unha molécula polar.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o osíxeno é máis electronegativo que o hidróxeno, existe un momento dipolar de enlace $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$, e a molécula de etanol CH_3-CH_2OH será unha molécula polar.

Pero como o átomo de hidróxeno está unido ao átomo de osíxeno, formaranse pontes de hidróxeno entre as moléculas de etanol. Estas forzas son moito maiores que as de dispersión e, como consecuencia, o etanol ten unha temperatura de ebulición moito maior que a do etano.

(Consultando as táboas, as temperaturas de ebulición son: etano, $-88^\circ C$ e etanol, $78^\circ C$)

2. Explica que tipo de enlace químico debe romperse ou que forza de atracción debe vencerse para:

- a) Fundir cloruro de potasio.
- b) Fundir diamante.
- c) Ferver auga.

(A.B.A.U. extr. 23)

Solución:

- a) Cloruro de potasio: KCl. Enlace iónico.

O enlace iónico explica a unión entre átomos de diferente electronegatividade. O cloro é un elemento moi electronegativo, tanto que a captura dun electrón é un proceso exotérmico, favorecido polo feito de que o ión cloruro acada a configuración electrónica dun gas nobre. O potasio é moi pouco electronegativo, e a

perda de un electrón para ter unha configuración estable é un proceso que require unha cantidade moi pequena de enerxía. A enerxía de rede, xunto coa afinidade electrónica, compensa os achegues enerxéticos necesarios para a súa formación.

Para fundir cloruro de potasio, hay que proporcionar unha enerxía que supere a enerxía de rede que mantén unidos aos ións.

b) Diamante: C. Enlace covalente atómico.

Os átomos de carbono, no diamante, están unidos por enlaces covalentes. Cada átomo de carbono está unido a outros catro átomos con enlace covalente, nunha rede cristalina. A forza dos enlaces é moi grande, o que xustifica as altas temperaturas de fusión e a dureza máxima do diamante.

Para fundir diamante, a enerxía que se necesita é moi elevada para poder romper os enlaces entre os átomos de carbono.

c) Auga: H_2O . Forzas intermoleculares de ponte de hidróxeno.

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

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 conteñen átomos de hidróxeno unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o osíxeno) e a molécula de auga é polar.

3. Razoa se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa:

O cloruro de potasio en estado sólido non conduce a electricidade, pero si é un bo condutor cando está disolto en auga.

(A.B.A.U. ord. 23)

Solución:

Verdadeira.

O cloruro de potasio (KCl) é un composto iónico. En estado sólido non conduce a electricidade porque os seus ións están fixos na estrutura cristalina e non poden moverse libremente.

Cando o KCl se dissolve en auga, disóciase en ións potasio (K^+) e ións cloruro (Cl^-) que poden moverse libremente na solución. Estes ións son cargas móbiles que permiten a condución da electricidade, polo que o KCl disolto en auga é un bo condutor eléctrico.

4. As temperaturas de fusión dos halóxenos que se observan experimentalmente son: F_2 -218°C , Cl_2 -101°C , Br_2 -7°C , I_2 114°C . Xustifique razoadamente estes valores.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferen-

cia de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.

- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

Ningún dos elementos presentan nin forzas dipolo-dipolo nin pontes de hidróxeno. As únicas forzas son as de Van der Waals, que se poden atribuír á aparición de dipolos instantáneos. O número de dipolos instantáneos aumenta coa cantidade de electróns, e polo tanto, coa masa molar. Por iso a temperatura de fusión aumenta coa masa molecular do elemento. Canto maior é a súa masa molecular, maiores son as forzas de Van der Waals entre as moléculas e necesítase máis enerxía e máis temperatura para fundir o elemento.

5. Dados os elementos A e B con números atómicos 19 e 35, respectivamente:
- b) Xustifica que tipo de enlace se podería formar entre A e B, que fórmula empírica lle correspondería ao composto resultante e indica algunha propiedade do composto formado.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

b) As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

O elemento A perderá o electrón do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^+ .

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^- .

O composto máis probable entre A e B será o composto iónico AB.

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.

Condutividade eléctrica en 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. Xustifica, razoadamente, se é certa 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.

(A.B.A.U. ord. 22, extr. 20, ord. 19)

Solución:

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

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 conteñen átomos de hidróxeno unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o osíxeno) e a molécula de auga é polar.

A molécula de sulfuro de hidróxeno non cumpre o requisito para presentar pontes de hidróxeno, porque o xofre ten un raio atómico máis grande e o momento dipolar da molécula é menor que o da auga porque o xofre é menos electronegativo que o osíxeno. Aínda que a masa molar do H_2S é maior que a da H_2O , o maior valor das forzas de dispersión non compensa a intensidade da forza dos enlaces de hidróxeno.

Como as forzas intermoleculares da auga son moito máis intensas que as do sulfuro de hidróxeno, a súa temperatura de ebulición é maior.

Isto permite entender por que, a 1 atm de presión e 25 °C de temperatura, o H_2S é un gas e a H_2O un líquido.

7. b) Por que a molécula de auga ten o punto de ebulición máis alto e é máis polar que a de CO_2 ?

(A.B.A.U. ord. 22, extr. 20)

Solución:

b) A diferenza está na forma das moléculas.

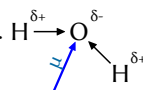
A molécula de CO_2 é lineal cun ángulo O–C–O de 180°.

A molécula de H_2O é un triángulo cun ángulo H–O–H de 105°.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o osíxeno é máis electronegativo que o carbono, existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$, que se representa por un vector. Pero como ambos enlaces están dirixidos en sentidos opostos, $\text{O}^{\delta-} \leftarrow \text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$, e o valor de cada momento dipolar é o mesmo, o momento dipolar da molécula, que é a resultante dos vectores, é nulo. A molécula de CO_2 non é polar.

O osíxeno é tamén máis electronegativo que o hidróxeno, e tamén existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$.

Pero na auga, ao ter unha molécula angular, a resultante dos vectores momento dipolar  non é nula. A molécula de H_2O é polar.

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

A auga ten o punto de ebulición máis alto porque as súas moléculas están unidas por pontes de hidróxeno que son forzas de maior intensidade 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.

8. Explica por que a molécula de cloro é covalente mentres que o CsCl é un composto iónico. Indica unha propiedade de cada composto.

(A.B.A.U. extr. 21)

Solución:

Cloro: Cl_2 .

O enlace covalente emprégase para explicar a unión entre átomos de electronegatividade parecida. Os dous átomos de cloro teñen a mesma electronegatividade. O enlace prodúcese polo feito de compartir electróns desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por oito electróns (regra do octeto). O diagrama de Lewis sería:



O cloro é un gas á temperatura ambiente, porque as forzas intermoleculares entre as moléculas son relativamente pequenas.

Non conduce a corrente eléctrica ao non dispoñer de cargas libres.

Cloruro de cesio: CsCl.

O enlace iónico explica a unión entre átomos de diferente electronegatividade. O cloro é un elemento moi electronegativo, tanto que a captura dun electrón é un proceso exotérmico, favorecido polo feito de que o ión cloruro acada a configuración electrónica dun gas nobre. O cesio é moi pouco electronegativo, e a perda de un electrón para ter unha configuración estable é un proceso que require unha cantidade moi pequena de enerxía. A enerxía de rede, xunto coa afinidade electrónica, compensa os achegues enerxéticos necesarios para a súa formación.

O cloruro de cesio é un sólido con un punto de fusión relativamente alto. Non conduce a corrente eléctrica en estado sólido, pero si o fai disolto en auga ou fundido.

9. Explica razoadamente os seguintes feitos:

- O sal común (NaCl) funde a 801 °C mentres que o cloro é un gas a 25 °C.
- O cloruro de sodio sólido non conduce a electricidade e o ferro si.

(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

a) O sal común é un composto iónico, e o seu punto de fusión depende directamente da forza do enlace iónico, que á súa vez depende da enerxía reticular do enlace.

O cloro é un composto covalente. As responsables do estado gasoso do cloro son as forzas intermoleculares que son moito mais débiles. As moléculas de cloro son apolares e entre elas só actúan forzas de dispersión (Van der Waals).

b) O cloruro de sodio non conduce a electricidade en estado sólido, pero si o fai cando está en estado líquido ou disolto en auga. En estado sólido os ións non poden desprazarse ao ocupar posicións fixas na rede iónica.

No ferro, os electróns ocupan a banda de condución ou, se ocupan a banda de valencia, a diferenza de enerxía entre ela e a banda de condución é moi pequena, polo que ao aplicar un campo eléctrico pasan á banda de condución e poden moverse facilmente.

10. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. Razona que compostos se formarán entre B e C e entre D e A indicando o tipo de enlace.

(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

a) As configuracións electrónicas dos elementos son:

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C ($Z = 1$): $1s^1$

D ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

O elemento B tende a gañar 2 electróns para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo.

O elemento C tería que perder ou gañar un electrón. Pero o comportamento enerxeticamente máis favorable é que comparta o seu electrón con un dos electróns desapareados do elemento B.

O elemento B compartirá 2 electróns para completar o cuarto nivel de enerxía.

A fórmula química do composto sería BC_2 e será un composto covalente.

O elemento D tende a gañar 1 electrón para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión D^- .

O elemento A perderá o electrón do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^+ .

A fórmula química do composto sería AD e será un composto iónico.

11. Razoa por que o valor da enerxía reticular (en valor absoluto) para o fluoruro de sodio é maior que para o cloruro de sodio e cal deles terá maior punto de fusión.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

A enerxía reticular é basicamente unha enerxía electrostática, de expresión:

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

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

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

Supoñendo que o cloruro de sodio e o fluoruro de sodio 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 raio iónico.

Posto que o raio iónico do ión fluoruro é menor que o do cloruro (ten menos niveis enerxéticos) e o ión sodio é o mesmo dedúcese que

$$d(\text{NaF}) < d(\text{NaCl}) \Rightarrow U(\text{NaF}) > U(\text{NaCl})$$

12. Dados os compostos BaCl_2 e NO_2 , noméaos e razoa o tipo de enlace que presenta cada un.

(A.B.A.U. ord. 19)

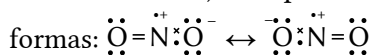
Solución:

BaCl_2 é cloruro de bario, iónico.

NO_2 é dióxido de nitróxeno, covalente.

O enlace iónico explica a unión entre átomos de diferente electronegatividade. O cloro é un elemento moi electronegativo, tanto que a captura dun electrón é un proceso exotérmico, favorecido polo feito de que o ión cloruro acada a configuración electrónica dun gas nobre. O bario é moi pouco electronegativo, e a perda de dous electróns para ter unha configuración estable é un proceso que require unha cantidade de enerxía que non é excesiva. A enerxía de rede, xunto coa afinidade electrónica, compensa os achegues enerxéticos necesarios para a súa formación.

O enlace covalente emprégase para explicar a unión entre átomos de electronegatividade parecida. O nitróxeno e o osíxeno son electronegativos. O enlace prodúcese polo feito de compartir electróns desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por oito electróns (regra do octete). O NO_2 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a formar enlaces de xeito que cada átomo teña oito electróns en su capa de valencia. No NO_2 o número de electróns implicados é impar (6×2 do osíxeno + 5 do nitróxeno). A explicación da súa existencia covalente require da suposición de resonancia entre dúas formas:



13. Razoa se o seguinte enunciado é verdadeiro ou falso:

Os metais son bos condutores da corrente eléctrica e da calor.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

Verdadeiro.

Os metais son bos condutores da corrente eléctrica porque teñen electróns libres que poden desprazarse ao longo da estrutura cristalina do metal.

Son bos condutores da calor porque a calor transmítese dun átomo ao contiguo ao vibrar con máis enerxía os átomos.

14. Os sólidos covalentes teñen puntos de fusión e ebulición elevados?

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

Si.

Nos sólidos covalentes, como o diamante C e o dióxido de silicio SiO₂, os átomos están unidos por enlaces covalentes, que son moi fortes. Para fundir diamante, a enerxía que se necesita é moi elevada para poder romper os enlaces entre os átomos de carbono.

15. Dados os compostos HF e HCl xustifica cal presentará un punto de ebulición máis alto.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

Fluoruro de hidróxeno: HF.

As moléculas de fluoruro de hidróxeno están unidas por pontes de hidróxeno que son forzas de maior intensidade que as de dipolo-dipolo (que tamén están presentes nelas) e que as de Van der Waals, xa que conteñen átomos de hidróxeno unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o flúor) e presenta momento dipolar.

Cloruro de hidróxeno: HCl.

A molécula de cloruro de hidróxeno non cumpre o requisito para presentar pontes de hidróxeno, porque o cloro ten un raio atómico máis grande e o momento dipolar da molécula é menor porque o cloro é menos electronegativo que o flúor. Aínda que a masa molar do HCl é maior que a do HF, o maior valor das forzas de dispersión non compensa a intensidade da forza dos enlaces de hidróxeno.

Como as forzas intermoleculares do HF son moito máis intensas que as do HCl, a súa temperatura de ebulición é máis alta.

16. Tendo en conta a estrutura e o tipo de enlace, xustifica:

O cloruro de sodio ten punto de fusión maior que o bromuro de sodio.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

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:

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

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

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

Supoñendo que o cloruro de sodio e o bromuro de sodio 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 raio iónico.

Posto que o raio iónico do ión cloruro é menor que o do bromuro (ten menos niveis enerxéticos) e o ión sodio é o mesmo dedúcese que:

$$d(\text{NaCl}) < d(\text{NaBr}) \Rightarrow U(\text{NaCl}) > U(\text{NaBr})$$

Polo tanto, o cloruro de sodio terá maior punto de fusión.

17. Explica razoadamente se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas:

- a) O tetracloruro de carbono é mellor disolvente para o cloruro de potasio que a auga.
- b) O cloruro de sodio en estado sólido conduce a electricidade.

(A.B.A.U. ord. 17)

Solución:

a) Falso. O cloruro de potasio é un composto iónico. O mellor disolvente para os compostos iónicos é a auga. As moléculas polares da auga achéganse aos ións da superficie da rede cristalina do KCl arrincándoos da estrutura e rodeándoos de xeito que non poidan volver a ela. Só os compostos iónicos de elevada enerxía de rede son pouco solubles en auga.

b) Falso. Os ións do NaCl ocupan posicións fixas na rede cristalina e non poden desprazarse. Fano só cando a estrutura rompe polos procesos de fusión ou disolución.

Actualizado: 08/06/24

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Sumario

[ENLACES](#)

CUESTIÓN	1
Xeometría molecular no enlace covalente	1
Forzas intermoleculares, tipos de enlace e propiedades dos compostos	13

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	12, 20
2. (extr.).....	11 s., 19
2018.....	
1. (ord.).....	10, 19
2. (extr.).....	9, 18 s.
2019.....	
1. (ord.).....	8 s., 15, 18
2. (extr.).....	7
2020.....	
1. (ord.).....	6, 17
2. (extr.).....	4, 15 s.
2021.....	
1. (ord.).....	5, 17
2. (extr.).....	4, 16
2022.....	
1. (ord.).....	4, 15 s.
2. (extr.).....	3, 14 s.
2023.....	
1. (ord.).....	2, 14
2. (extr.).....	1, 13
2024.....	
1. (ord.).....	13