

Solución ejercicios PAU/ABAU de enlace (2020-2025)

1. Dados os compostos KCl e Cl_2 , discuta razoadamente que tipo de interaccións hai que vencer en cada caso para fundilos, sabendo que os puntos de fusión son 772°C e $-34,6^\circ\text{C}$ respectivamente.

O KCl é un composto iónico, formado por catións K^+ e anións Cl^- unidos mediante interaccións de tipo electrostático que son as que hai que vencer para fundilo e son moi fortes.

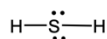
O Cl_2 é unha especie covalente, formada por moléculas que en fases condensadas interactúan entre si mediante forzas intermoleculares, neste caso de tipo London por ser unha especie apolar, e son máis débiles que as interaccións electrostáticas.

2. Explique razoadamente se o Cl_2 será unha especie soluble en auga.

Sabemos que as especies polares se disolven ben en disolventes que son polares, como por exemplo a auga, e as especies apolares se disolven ben en disolventes apolares, pero non en disolventes polares. O Cl_2 é una especie molecular, e dita molécula é apolar, xa que está formada por dous átomos iguais da mesma electronegatividade; polo tanto, non será solúbel en disolventes polares como a auga.

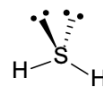
3. Indique, razoando a resposta, se é verdadeira a seguinte afirmación: "A xeometría molecular da molécula de H_2S é angular".

A estrutura de Lewis para o H_2S é a seguinte:

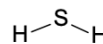


Segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do S, destes catro grupos de electróns dous grupos son de enlace e dous grupos de non enlace, polo que a xeometría molecular resulta ser angular.

Polo tanto a afirmación é verdadeira.



xeometría electrónica
tetraédrica



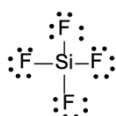
xeometría molecular
angular

4. Dos seguintes compostos, discuta razoadamente cal terá maior punto de ebulición: metano ou propano.

Ambas especies están formadas por moléculas apolares, que en fases condensadas interaccionan mediante forzas intermoleculares de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (forzas de dispersión ou de London), as cales aumentan a medida que aumenta o tamaño das moléculas, é dicir, canto máis elevada sexa a masa. Como o propano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ ten maior masa molecular que o metano CH_4 , estas forzas son máis intensas nesta especie, polo que será maior o punto de ebulición do propano.

5. Escriba a estrutura de Lewis da molécula de SiF_4 e, en base á teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia, xustifique a súa xeometría electrónica e molecular.

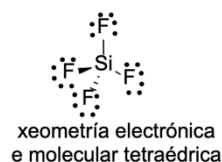
A estrutura de Lewis é a



seguinte:

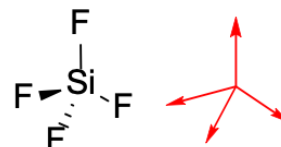
A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permite minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo

central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima. Segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de Si, todos eles de enlace, polo que a xeometría electrónica e a xeometría molecular son iguais, resultando ser tetraédricas.



6. Discuta razoadamente se a molécula do apartado anterior será polar.

O flúor é máis electronegativo có silicio e atraerá máis fortemente cara si o par de electróns do enlace, de forma que cada enlace Si-F é polar. Pero a molécula ten xeometría tetraédrica, polo que se debuxamos os vectores do momento dipolar de cada enlace Si-F, observamos que a súa suma é nula, e polo tanto a molécula é apolar ($\mu = 0$).



7. Xustifique razoadamente o tipo de enlace que presentan as especies MnCl_2 e Cl_2 .

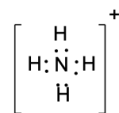
O MnCl_2 , cloruro de manganeso, é un composto que presenta enlace iónico, ao estar formado por un metal e un non metal que teñen elevada diferenza de electronegatividade, con transferencia de electróns do metal (Mn) ao non metal (Cl). O Cl_2 é unha especie molecular, molécula diatómica formada por dous átomos non metálicos entres os cales se establece un enlace covalente por compartición de electróns.

8. Discuta razoadamente por que o Cl_2 ten un punto de ebulición de -34.05°C e a H_2O de 100°C .

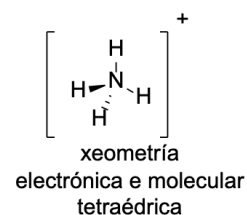
O cloro é unha especie molecular constituída por moléculas diatómicas con carácter apolar, de modo que a única interacción entre ditas moléculas en fases condensadas son as forzas de dispersión de London. Estas forzas prodúcense como consecuencia da aparición de momentos dipolares instantáneos dentro de cada molécula, que provocan dipolos inducidos nas moléculas veciñas, coa conseguinte aparición de forzas de atracción dipolo instantáneo-dipolo inducido. No caso da auga, as interaccións intermoleculares que se establecen entre as moléculas en fases condensadas son interaccións de London e a maiores enlaces de hidróxeno, este último é un tipo especial de interacción electrostática dipolo-dipolo especialmente intensa que ten lugar entre un átomo de hidróxeno que forma un enlace covalente moi polarizado e un átomo de pequeno tamaño e moi electronegativo, como F, O ou N. Polo tanto, as forzas intermoleculares son maiores no caso de auga, e por iso o punto de ebulición é maior.

9. Para o ión NH_4^+ escriba a estrutura de Lewis e discuta razoadamente cal será a xeometría electrónica e molecular segundo a teoría de repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia (TRPECV).

A estrutura de Lewis do ión amonio é a seguinte:

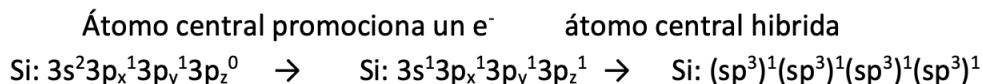


A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima. Segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de N, destes catro grupos de electróns os catro grupos son de enlace, polo que a xeometría electrónica e a molecular son tetraédricas.



10. Explique razoadamente que orbitais híbridos empregará o átomo central de silicio na molécula de SiI_4 , para formar os enlaces correspondentes, sabendo que a súa xeometría electrónica é tetraédrica.

A molécula de SiI_4 ten xeometría electrónica tetraédrica, polo que os ángulos I-Si-I da molécula son de $109,5^\circ$. Fixándonos na configuración electrónica do silicio Si ($Z=14$): $[\text{Ne}]3s^23p^2$, vemos que precisa da promoción dun electrón do orbital s a un orbital p baleiro, para ter así catro electróns desapareados.



Para xustificar a formación dos catro enlaces e ese ángulo de $109,5^\circ$ debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^3 no átomo de silicio, que se forman pola combinación lineal do orbital de valencia 3s e de tres orbitais 3p. Esta hibridación dá lugar a 4 orbitais híbridos sp^3 equivalentes formando entre si un ángulo de $109,5^\circ$.

11. Indique razoadamente cales das seguintes especies conducen a corrente eléctrica: un fío de Cu, un cristal de LiF e unha disolución acuosa de NaCl.

O fío de cobre conduce a corrente eléctrica: é un condutor metálico, no que os electróns de valencia poden moverse libremente a través do sólido ó aplicar un campo eléctrico externo.

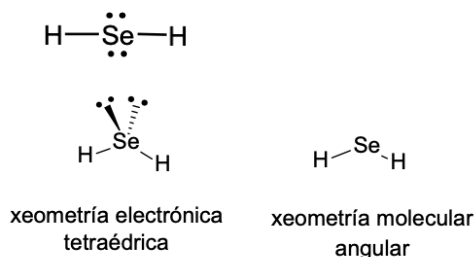
O cristal de LiF non é condutor: é unha especie iónica na que en estado sólido os ións F^{--} e Li^+ ocupan posicións fixas na rede cristalina que forman, e non poden desprazarse.

Na disolución de NaCl, temos os ións Na^+ e Cl^- solvatados, e posúen a suficiente mobilidade para desprazarse ao aplicar un campo eléctrico, conducindo a corrente.

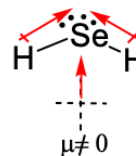
12. En base á teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia xustifique a xeometría electrónica e molecular do H_2Se , e discuta razoadamente se ten ou non momento dipolar.

A estrutura de Lewis para a molécula é a seguinte:

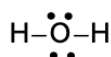
Partindo da estrutura de Lewis e segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do Se. Destes catro grupos de electróns, dous grupos son de enlace e dous grupos de non enlace, polo que a xeometría electrónica é tetraédrica e a xeometría molecular angular.



Debido a diferenza de electronegatividade dos átomos que os forman, os enlaces están polarizados. Pódense debuxar os vectores dos momentos dipolares de cada enlace H-Se, observando que debido a xeometría angular da molécula, a suma dos momentos dipolares non é nula, podendo calcular unha resultante de ditos vectores, e a molécula é polar.



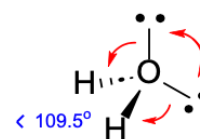
13. Sabendo que a molécula de H_2O ten xeometría electrónica tetraédrica e molecular angular: prediga razoadamente o valor do ángulo de enlace, indique que orbitais híbridos empregará o átomo de osíxeno para formar os enlaces na molécula, indicando como se forman ditos orbitais.



Partindo da estrutura de Lewis para a molécula:

Podemos ver que arredor do osíxeno hai catro pares de electróns, que segundo a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia, distribúense tetraédricamente de modo que a repulsión electrónica sexa mínima: pero como dous pares son non enlazantes, estes producirán repulsións electrónicas sobre os pares enlazantes, e pechan o ángulo de enlace, que será menor que os ángulos dun tetraedro, $\alpha < 109,5^\circ$

Para xustificar a formación dos dous enlaces do osíxeno cos átomos de hidróxeno a ese ángulo debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^3 no átomo de osíxeno. Estes híbridos fórmanse pola combinación lineal do orbital de valencia $2s$ e dos tres orbitais $2p$, obtendo así 4 orbitais híbridos sp^3 equivalentes situados no espazo dirixíndose cara os vértices dun tetraedro.



14. Discuta razoadamente quen ten maior punto de ebulición o etano ou o etanol.

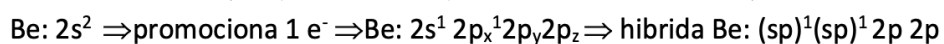
O etano CH_3-CH_3 é unha especie formada por moléculas apolares, entre as que se establecen forzas de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (forzas de dispersión ou de London). O etanol, CH_3-CH_2-OH está formado por moléculas polares que, ademais teñen un hidróxeno unido a un átomo moi electronegativo (osíxeno), polo que entre as moléculas de etanol establécense non só forzas de dispersión, senón que a maiores establécense enlaces de hidróxeno entre as moléculas, moito máis fortes cás forzas de London.

A temperatura de ebulición é a que se debe alcanzar para pasar do estado líquido ó gasoso, rompendo as forzas intermoleculares que existen entre as moléculas, polo tanto, para evaporar o etanol necesitarase máis enerxía para vencer as forzas intermoleculares que no caso do etano, polo que o punto de ebulición do etanol será maior.

15. Tendo en conta que a xeometría electrónica do $BeCl_2$ é lineal, explique razoadamente que orbitais híbridos empregará o átomo de berilio para formar os enlaces na molécula, indicando como se forman ditos orbitais híbridos e a distribución de electróns nestes.

A configuración electrónica do Be ($Z=4$) é: $[He]2s^2$

Sabemos que na molécula de $BeCl_2$ o berilio forma dous enlaces covalentes cunha xeometría electrónica lineal, onde os ángulos de enlace serán de 180° . Vendo a configuración electrónica, o Be ten dous electróns apareados no orbital $2s$, polo que para formar os dous enlaces precisa da promoción dun electrón, e para xustificar estes enlaces debemos recorrer ó emprego de híbridos sp . Os híbridos sp fórmanse pola combinación lineal do orbital de valencia $2s$ e dun orbital $2p$, dando lugar a dous orbitais híbridos sp equivalentes, quedando dous orbitais p sen combinar.

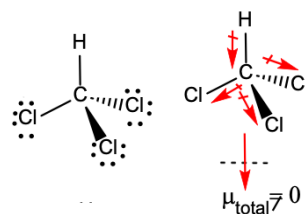


Cada un dos híbridos sp albergará un e^- desapareado cos que forma o enlace covalente cos dous átomos de cloro.

16. Discuta razonadamente si es cierto que según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia la molécula de cloroformo, $CHCl_3$, es tetraédrica y presenta un momento dipolar distinto de cero.

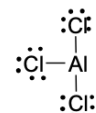
Verdadeira: Partindo da estrutura de Lewis e segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de carbono, os catro grupos son de enlace, polo que a xeometría electrónica e molecular coinciden, resultando ser tetraédrica.

Debido a gran diferencia de electronegatividade dos átomos que forman a molécula, os enlaces están polarizados. Pódense debuxar os vectores dos momentos dipolares de cada enlace C-Cl e C-H na molécula, observando que a suma dos momentos dipolares non é nula, podendo calcularse unha resultante de ditos vectores, polo que a molécula resulta ser polar.



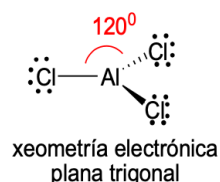
- 17. En base ó modelo de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), prediga razoadamente para a molécula de AlCl_3 a súa xeometría electrónica suxerindo o valor aproximado do ángulo de enlace, e indique o tipo de hibridación que empregaría o átomo de aluminio na molécula para formar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

A configuración electrónica do aluminio Al: $[\text{He}]3s^23p^1$. A estrutura de Lewis para a molécula de AlCl_3 é a seguinte:

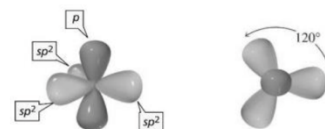


A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima.

No caso do AlCl_3 , segundo a TRPECV, a molécula ten 3 grupos de electróns entorno ó átomo central de Al, todos eles grupos de enlace, polo que a xeometría electrónica é plana trigonal, e o ángulo de enlace de 120°



Sabemos que na molécula o Al forma tres enlaces covalentes, e os ángulos entre os enlaces son de 120° , polo que, para xustificar este enlace debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^2



- 18. Explique qué tipo de enlace químico debe romperse ou que forza de atracción debe vencerse para: fundir cloruro de potasio fundir diamante ferver auga**

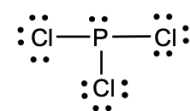
Fundir cloruro de potasio: o cloruro de potasio é un composto iónico constituído por ións K^+ e Cl^- que forman unha rede cristalina moi estable, na que as atraccións entre os ións de distinto signo son de tipo Coulombiano e moi intensas, polo que para fundilo é necesario vencer esas forzas de atracción electrostáticas e polo tanto aportar unha enerxía elevada.

Fundir diamante: o diamante é un sólido covalente formado por átomos de C unidos por enlaces covalentes moi fortes, que forman unha rede cristalina tridimensional. Para fundir o diamante hai que subministrar enerxía moi elevada para poder romper todos os enlaces entre os átomos de carbono nesa estrutura 3D.

Ferver auga: Para ferver auga é necesario vencer as interaccións intermoleculares que se establecen entre as moléculas de auga en fases condensadas que serían enlaces de hidróxeno, xa que na molécula de H_2O o hidróxeno está enlazado covalente a un átomo de pequeno tamaño e moi electronegativo, como é o osíxeno.

- 19. Aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) deduza razoadamente a xeometría electrónica e molecular da molécula de tricloruro de fósforo, indicando cal sería o valor aproximado do ángulo de enlace.**

A estrutura de Lewis para a molécula de tricloruro de fósforo é a seguinte:

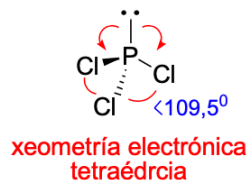


Estrutura de Lewis

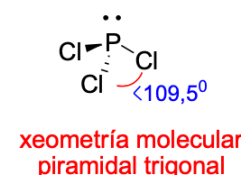
A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión

mínima.

No caso do PCl_3 , segundo a TRPECV, a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de P: dos catro grupos de electróns tres grupos son de enlace e un grupo de non enlace, polo que a xeometría electrónica é tetraédrica e a xeometría molecular piramidal trigonal.



xeometría electrónica tetraédrica



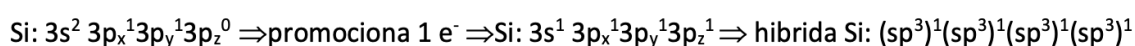
xeometría molecular piramidal trigonal

O ángulo de enlace nunha disposición tetraédrica sería de 109.5° , pero debido a presenza do par de electróns de non enlace sobre o átomo de P, o ángulo de enlace será lixeiramente menor có esperado para o tetraedro regular, $<109.5^\circ$, xa que dito par de electróns libre exerce unha maior repulsión sobre os pares electrónicos enlazantes, cerrando un pouco o ángulo.

20. Sabendo que a xeometría electrónica na molécula de SiF_4 é tetraédrica, discuta razoadamente que tipo de orbitais híbridos empregaría o átomo de silicio para formar os enlaces correspondentes, como se forman ditos orbitais híbridos e a distribución de electróns nestes.

A configuración electrónica do Si ($Z=14$) é: $[\text{Ne}]3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^0$

Sabemos que na molécula de SiF_4 o silicio forma catro enlaces covalentes cunha xeometría electrónica tetraédrica, onde os ángulos de enlace serán os dun tetraedro regular, que son de 109.5° . Tendo en conta que a configuración electrónica do Si ten 2 electróns desapareados, precisa da promoción dun electrón para formar os catro enlaces, e para xustificar estes enlaces debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^3 . Estes orbitais híbridos se forman pola combinación lineal do orbital de valencia 3s e dos tres orbitais 3p, dando lugar a 4 orbitais híbridos sp^3 equivalentes e dirixidos cara os vértices dun tetraedro.



Cada un dos híbridos sp^3 do Si albergará un e^- desapareado cos que formará o enlace covalente cos catro átomos de flúor.

21. Razoe 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"

Verdadeira: O cloruro de potasio é un composto iónico, e os compostos iónicos en estado sólido forman unha rede cristalina na que os ións positivos (catiões) e negativos (aniões), neste caso K^+ e Cl^- respectivamente, atópanse unidos mediante forzas de atracción Coulombianas, forzas electrostáticas, ocupando posicións fixas na estrutura cristalina, polo que non hai mobilidade destes ións. No momento en que se dissolve o composto en auga, os ións xa teñen mobilidade, e poden conducir a electricidade.

22. Dados os elementos A e B con números atómicos 19 e 35, respectivamente: Escriba as súas configuracións electrónicas e razoe:

- cal ten maior radio e cal posúe maior afinidade electrónica.
- Xustifique que tipo de enlace se podería formar entre A e B, que fórmula empírica lle correspondería o composto resultante e indique algunha propiedade do composto formado.

a. A ($Z=19$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, é un alcalino do período 4, o K.

B ($Z=35$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$, é un halóxeno do período 4, o Br.

Os dous elementos pertencen o período 4, de modo que os electróns de valencia atópanse na mesma capa. Sabemos que nun período o radio diminúe ó desprazarnos de esquerda a dereita, isto débese a que a carga nuclear efectiva vai aumentando ao longo do período, de modo que ao ser maior a atracción dos electróns das capas máis externas, o raio diminúe; deste xeito o radio do K é maior co do Br. A afinidade electrónica aumenta ó desprazarnos de esquerda a dereita, xa que ao aumentar o número atómico, e diminuír o radio, é mais doado captar un electrón, porque este estará mais atraído polo núcleo; polo tanto o Br posúe maior afinidade electrónica.

b. O bromo (non metal) ten tendencia a gañar un electrón e adquirir a configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, propia do anión Br^- , e o potasio (metal) ten tendencia a perder un electrón do orbital $4s$, transformándose en K^+ de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, completando así ambos o seu octeto, de modo que ó combinarse A con B, estase a levar a cabo a unión entre un metal e un non metal, formándose un composto iónico. É necesario un átomo de potasio por cada un de bromo para manter a electroneutralidade eléctrica do cristal formado, polo que a súa fórmula empírica será KBr. Algunhas das propiedades características do composto formado é que será un sólido cristalino que conduce a electricidade en disolución ou fundido, ten altos puntos de fusión, etc.

23. Aplicando la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) justifique la geometría electrónica y molecular de las siguientes especies: tetrafluoruro de carbono y tricloruro de arsénico.

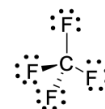
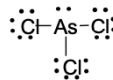
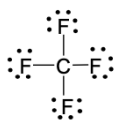
A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima.

As estruturas de Lewis son as seguintes:

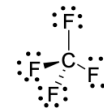
No caso de CF_4 segundo a TRPECV a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de C, destes todos eles

son de enlace, polo que a xeometría electrónica e molecular son ambas tetraédricas.

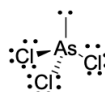
No caso do $AsCl_3$ a molécula ten 4 grupos de electróns arredor do átomo central de As, destes catro grupos de electróns tres grupos son de enlace e un grupo de non enlace, polo que a xeometría electrónica é tetraédrica e a xeometría molecular piramidal trigonal.



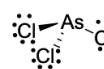
xeometría electrónica tetraédrica



xeometría molecular tetraédrica



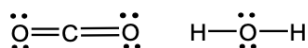
xeometría electrónica tetraédrica



xeometría molecular piramidal trigonal

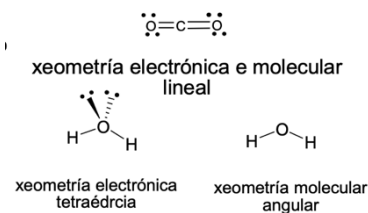
24. Justifique el hecho de que la molécula de CO₂ sea apolar mientras que la molécula de H₂O es polar.

A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima. As estruturas de Lewis son as seguintes:

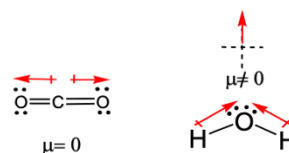


No caso do CO₂ segundo a TRPECV a molécula ten 2 grupos de electróns en torno ó átomo central de C, sendo todos eles de enlace, e a xeometría electrónica e molecular resulta ser lineal.

No caso da molécula de H₂O hai 4 grupos de electróns en torno ao osíxeno, dous grupos son de enlace e dous grupos de non enlace, polo que a xeometría electrónica é tetraédrica e a xeometría molecular angular.



En ambas moléculas, debido a gran diferencia de electronegatividade dos elementos que as forman, os enlaces están polarizados. Pódense debuxar os vectores dos momentos dipolares de cada enlace C-O na molécula de CO₂, e H-O na de H₂O, observando no caso do CO₂ que os momentos dipolares se anulan, a molécula é apolar; no caso do H₂O a suma dos momentos dipolares non é nula, podendo calcularse unha resultante de ditos vectores, polo que a molécula resulta ser polar.



25. Explique razonadamente por qué a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura, el H₂S es un gas y el H₂O un líquido.

Ambas son especies moleculares, e as moléculas das dúas sustancias son polares, polo que entre elas haberá en fases condensadas forzas intermoleculares do tipo dipolo-dipolo. Sen embargo, entre as moléculas de auga existen ademais enlaces hidróxeno: o enlace de hidróxeno solo se da entre moléculas que conteñen hidróxeno enlazado a átomos moi electronegativos como son N, O e F. Esta forzas intermoleculares non se presentan entre as moléculas de H₂S, xa que aínda que conteñen átomos de H, o átomo de S non é suficientemente electronegativo.

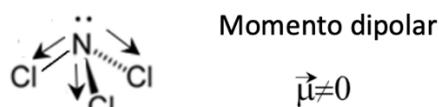
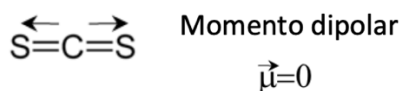
26. Conteste a cada una de las siguientes cuestiones justificando la respuesta.

- Indique si las moléculas CS₂ y NCl₃ tienen o no momento dipolar.
- Explique por qué la molécula de cloro es covalente mientras que el CsCl es un compuesto iónico. Indique una propiedad de cada compuesto.

a. A polaridade dunha molécula explicárase a partir da polaridade dos enlaces entre os átomos (que dependerá da electronegatividade dos átomos) e ademais ter en conta a xeometría da molécula. A xeometría do CS₂ é lineal e a molécula é apolar. Os enlaces S-C están polarizados pero segundo a xeometría da molécula o momento dipolar se anula e a molécula é apolar.

A xeometría do NCl₃ é piramidal e a molécula é polar. O átomo central de nitróxeno ten 3 pares de electróns enlazantes e un non enlazante que se orientan no espazo tal que a separación sexa

máxima. Os enlaces N-Cl están polarizados e o momento dipolar non se anula e a molécula será polar.



b. A molécula de cloro Cl_2 está formada por dous átomos de cloro. Pola súa posición na tabla periódica o cloro é un no metal que ten 7 electróns na súa última capa, polo que necesita compartir 1 par de electróns para adquirir a estrutura de gas nobre máis próximo, polo tanto os enlaces serán de tipo covalente. Unha propiedade podería ser que é mal condutor da electricidade, valería calquera outra dos compostos covalentes.

O composto CsCl está formado por un metal, o cesio, e por un no metal o cloro. O Cs para adquirir configuración de gas nobre perderá un electrón formando o catión Cs^+ e o Cl ganará un electrón formando o aniión Cl^- , debido aos ions estables que forman se unen mediante un enlace iónico formando unha rede iónica.

Ten un punto de fusión e ebulición elevado; valería calquera outra propiedade dos compostos iónicos.

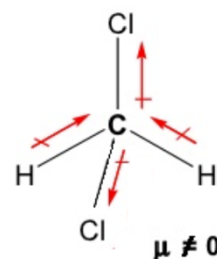
27. Razone que geometría presenta a molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando a teoría de repulsión dos pares de electrones da capa de valencia (TRPECV) e discuta la polaridad de la molécula.

De forma resumida, a TRPECV indica que a xeometría dunha especie química será aquela que permita

minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, e orientaranse no espazo tal que a súa separación sexa máxima e polo tanto a súa repulsión mínima.

A xeometría do diclorometano é tetraédrica e a molécula é polar. No CH_2Cl_2 :

O carbono está rodeado de catro zonas de alta densidade electrónica, que se orientan no espazo tal que a separación sexa máxima, e a molécula será tetraédrica. Os enlaces C-Cl están mais polarizados que os C-H xa que teñen maior diferenza de electronegatividades entre los átomos, polo que os momentos dipolares de enlace non se anulan e a molécula será polar.



28. Explique razonadamente los siguientes hechos:

- La sal común (NaCl) funde a 801°C mientras que el cloro es un gas a 25°C .
- El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

a. O cloruro de sodio é un composto iónico formado por elementos con diferente electronegatividade formando unha rede cristalina moi estable na que as atraccións entre os ións Na^+ e Cl^- son de tipo electrostático e moi intensas, polo que para fundilo é necesario rompelas e polo tanto aportar unha enerxía elevada o que significa que o punto de fusión é alto.

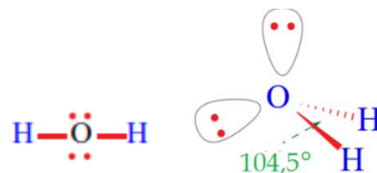
O cloro é un gas, sustancia molecular porque está formado por moléculas de cloro (Cl_2) entre as que se establecen forzas intermoleculares moi débiles (forzas de dispersión de London).2

b. O NaCl é un sólido iónico no que os ións están ocupando posicións fixas non hai cargas móbiles é non é condutor. O ferro é un sólido metálico e ten unha estrutura na que os ións positivos están ocupando posicións fixas nunha rede cristalina e os electróns están móbiles polo que poden conducir a corrente eléctrica.

29. Razone la geometría que presentan las moléculas de H_2O e CO_2 según la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV) e indique el valor previsible del ángulo de enlace.

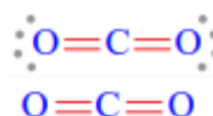
De forma resumida, la TRPECV indica que la geometría de una especie química será aquella que permita minimizar las repulsiones de los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) de la capa de valencia del átomo central, orientándose en el espacio de tal modo que la separación sea máxima y por tanto la repulsión mínima.

H_2O : La molécula de agua tiene dos pares de electrones enlazantes y dos pares libres que rodean al átomo central (O) de tal modo que se orientarán en el espacio para que la separación sea máxima (disposición tetraédrica).



Nótese, la geometría de la molécula es angular plana, con un ángulo de enlace inferior al tetraédrico, es decir, $< 109,5^\circ$ ($104,5^\circ$) debido a la mayor repulsión entre los pares electrónicos no enlazantes.

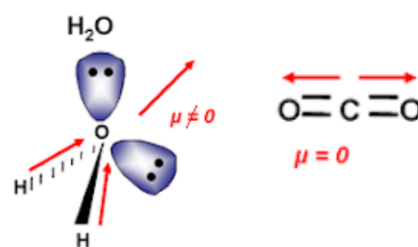
CO_2 : El carbono está rodeado de dos zonas de alta densidad electrónica, que se orientan en el espacio tal que la separación sea máxima, y la molécula será lineal y por tanto el ángulo de enlace es de 180° .



30. ¿Por qué la molécula de agua tiene el punto de ebullición más alto y es la más polar de las dos (H_2O e CO_2)?

La molécula de agua tiene el punto de ebullición más alto que el dióxido de carbono ya que presenta enlaces de hidrógeno que son interacciones dipolo-dipolo de cierta intensidad. Este tipo de enlace se da entre moléculas covalentes polares que contienen hidrógeno unido a un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo como el flúor, oxígeno o nitrógeno. Este tipo de enlace explica que presenten puntos de ebullición mayores en comparación con otras moléculas similares en masa o geometría.

La molécula de agua es la más polar de las dos ya que presenta enlaces polares (O-H) pero debido a su geometría (angular) el momento dipolar resultante de la molécula es distinto de cero y la molécula es polar. La molécula de CO_2 presenta enlaces polares (C-O) pero al ser una molécula lineal se anulan los momentos dipolares de los enlaces y la molécula tiene un momento dipolar resultante igual a 0, lo que indica que la molécula es apolar en consecuencia las fuerzas intermoleculares son muy débiles.



31. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. Razone que compuestos se formarán entre B y C e entre D y A indicando el tipo de enlace.

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

Ponga su posición en la tabla periódica:

- B y C son no metales: el elemento B tiene en su última capa 6 electrones, por lo que necesita compartir 2 pares de electrones para adquirir la estructura de gas noble, el elemento C tiene 1 electrón por lo que

necesita compartir un par de electróns para adquirir a estrutura de gas nobre máis próximo, polo tanto os enlaces serán de tipo covalente compartindo electróns formando o composto C_2B .

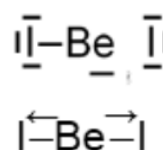
- A é un metal e D un no metal: o elemento A para adquirir configuración de gas nobre perderá un electrón formando o catión A^+ e o elemento D ganará un electrón formando o aniión D^- , debido aos ions estables que forman se unen mediante un enlace iónico formando o composto AD.

32. Empleando la teoría de repulsión de pares de electróns de la capa de valencia (TRPECV) razone cal será a geometría y la polaridad das moléculas BeI_2 e $CHCl_3$.

De forma resumida, a TRPECV indica que a xeometría dunha especie química será aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, e orientaranse no espacio tal que a súa separación sexa máxima e polo tanto a súa repulsión mínima.

BeI_2 : O Be está rodeado de dúas zonas de alta densidade electrónica, que se orientan no espacio tal que a separación sexa máxima, e a molécula será lineal.

Os momentos dipolares de enlace anúlanse e a molécula será apolar. (Pares totales: 2, Pares compartidos 2: Geometría lineal para o átomo central e a molécula).



$CHCl_3$: O carbono está rodeado de catro zonas de alta densidade electrónica, que se orientan no espacio tal que a separación sexa máxima, e a molécula será tetraédrica. Os momentos dipolares de enlace non se anulan e a molécula será polar. (Pares totales: 4, Pares compartidos 4: Geometría tetraédrica para o átomo central e a molécula).

