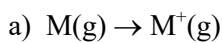


## LIGAZÓN QUÍMICA E FORZAS INTERMOLECULARES

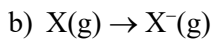
## RESOLUCIÓN DAS ACTIVIDADES PROPOSTAS

1. Considera as seguintes etapas na formación dun composto iónico: a)  $M(g) \rightarrow M^+(g)$ . b)  $X(g) \rightarrow X^-(g)$ . c)  $M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s)$ . Indica e define as magnitudes termodinámicas que se poñen en xogo en cada un dos procesos, dicindo se serán exotérmicas ou endotérmicas.

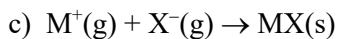
**Resolución:**



A magnitude termodinámica posta en xogo neste proceso é a **enerxía de ionización**: enerxía necesaria para arrancar o electrón menos atraído a un átomo en estado fundamental e gasoso. Neste proceso hai que comunicar enerxía ao sistema, entón será un proceso **endotérmico**.



A magnitude termodinámica posta en xogo neste proceso é a **afinidade electrónica**: enerxía desprendida cando un átomo en estado fundamental e gasoso capta un electrón. Neste proceso o sistema desprende enerxía, entón será un proceso **exotérmico**.



A magnitude termodinámica posta en xogo neste proceso é a **enerxía de rede** ou enerxía reticular: enerxía desprendida ao formarse un mol de cristal iónico a partir dos seus ións compoñentes en estado gasoso. Neste proceso o sistema desprende enerxía, entón será un proceso **exotérmico**.

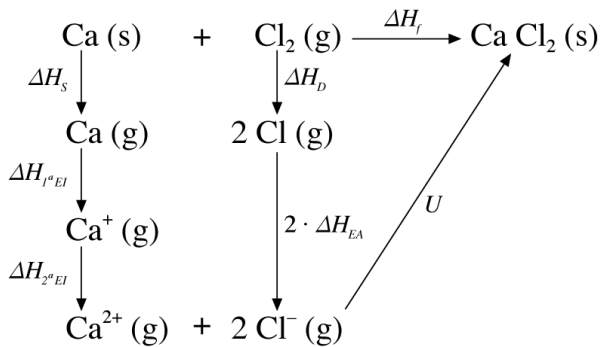
2. A partir dos seguintes datos demostra, aplicando o ciclo de Born-Haber, por que cando reacciona o cloro co calcio se forma  $CaCl_2(s)$  e non  $CaCl(s)$ , pese a que se necesite moita enerxía para pasar do  $Ca^+$  a  $Ca^{2+}$ :



**Resolución:**

Imos formular o ciclo de Born-Haber para os dous compostos e calcular a entalpía de formación en cada caso.

Para o  $\text{CaCl}_2$ :

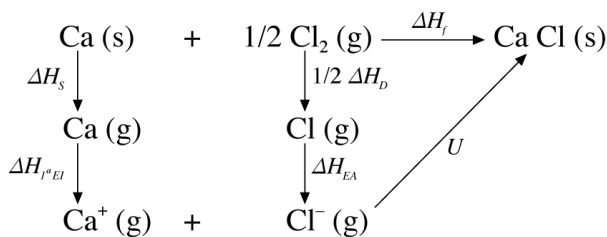


$$\Delta H_f = \Delta H_s + \Delta H_{1^\circ \text{EI}} + \Delta H_{2^\circ \text{EI}} + \Delta H_D + 2 \cdot \Delta H_{\text{EA}} + U$$

$$\Delta H_f = 178 + 590 + 1137 + 242 + 2(-349) + (-2255) = -806 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{CaCl}_{2(s)}) = -806 \text{ kJ/mol}$$

Para o  $\text{CaCl}$ :



$$\Delta H_f = \Delta H_s + \Delta H_{1^\circ \text{EI}} + \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{\text{EA}} + U$$

$$\Delta H_f = 178 + 590 + \frac{1}{2} \cdot 242 + (-349) + (-717) = -177 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{CaCl}_{(s)}) = -177 \text{ kJ/mol}$$

Vemos como é enerxicamente máis favorábel a formación de  $\text{CaCl}_2$  que de  $\text{CaCl}$ .

3. **Calcula a calor de formación, en kJ/mol, para o fluoruro de litio sólido, partindo dos seguintes datos: Enerxía de ionización do átomo de litio = 5,39 eV. Afinidade electrónica do átomo de flúor = -3,47 eV. Enerxía de disociación da molécula de flúor = 155 kJ/mol. Calor de sublimación do litio = 161 kJ/mol; Enerxía de rede = -1020 kJ/mol.**

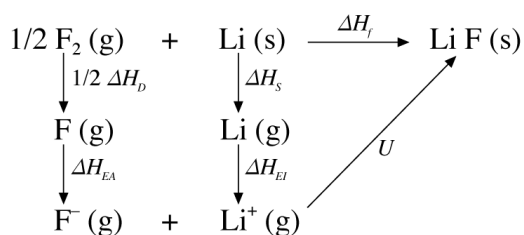
**Resolución:**

En primeiro lugar, converteremos a kJ/mol os datos que non están nesta unidade:

$$\Delta H_{\text{EI}}(\text{Li}) = \frac{5,39 \text{ eV}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1,60 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 519 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{EA}}(\text{F}) = \frac{-3,47 \text{ eV}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1,60 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = -334 \text{ kJ/mol}$$

Agora, formulamos o ciclo de Born-Haber:



$$\Delta H_f = \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{EA} + \Delta H_s + \Delta H_{EI} + U$$

$$\Delta H_f = \frac{1}{2} \cdot 155 + (-334) + 161 + 519 + (-1020) = -597 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{LiF}(\text{s})) = -597 \text{ kJ/mol}$$

4. Os elementos químicos A e B teñen número atómico 20 e 35, respectivamente. Indica razoadamente: a) Os ións máis estables que formarán cada un deles. b) As propiedades do composto formado por A e B. (Xuñ-09)

**Resolución:**

a) As configuracións electrónicas destes elementos son:

$$\text{A}(Z=20): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

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

O elemento A ten tendencia a perder dous electróns. O elemento B ten tendencia a gañar un electrón. En ambos casos explícase esta tendencia porque así conseguen unha configuración electrónica máis estábel ou configuración de gas nobre. Segundo isto, os ións máis estábeis serán:

$$\text{A}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

$$\text{B}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$$

b) O composto formado por A e B será:  $\text{AB}_2$ , que é un composto iónico, polo tanto terá as seguintes propiedades:

- Forma redes cristalinas.
- Ten puntos de fusión e ebulición elevados.
- É duro.
- É fráxil
- Disólvese ben en disolventes polares (como, por exemplo, a auga).
- Non conduce a corrente eléctrica en estado sólido, pero si conduce a corrente eléctrica fundido ou disolto.

5. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos. Que tipo de enlace corresponde á unión química destes elementos entre si? Escribe a fórmula do composto que forman. Razona a resposta. (Xuñ-11)

### Resolución:

O elemento alcalinotérreo do terceiro período e o magnesio, Mg. A súa configuración electrónica é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

O segundo elemento do grupo dos halóxenos é o cloro, Cl. A súa configuración electrónica é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

O tipo de enlace que os une é **iónico**. O Mg ao perder dous electróns adquire estrutura de gas nobre moi estable, e polo tanto convértese en  $Mg^{2+}$ . O cloro adquire estrutura estable gañando un electrón formando  $Cl^-$ , polo tanto únense por atracción electrostática formando unha rede iónica na que hai dou ións  $Cl^-$  por cada ión  $Mg^{2+}$ . A enerxía da rede compensa enerxeticamente o proceso no que se forma **MgCl<sub>2</sub>**.

### 6. Analiza que composto terá maior dureza, o cloruro de magnesio ou o bromuro de calcio.

#### Resolución:

Os dous son compostos iónicos. Os ións que forman o cloruro de magnesio son:  $Cl^-$  e  $Mg^{2+}$ . Os ións que forman o bromuro de calcio son:  $Br^-$  e  $Ca^{2+}$ .

Comparando os dous anións vemos que teñen a mesma carga e que os dous pertencen ao mesmo grupo. Como o  $Br^-$  está nun período superior ten unha capa máis de electróns, polo que ten maior raio que o  $Cl^-$ .

Comparando os dous catións podemos observar que teñen a mesma carga e pertencen ao mesmo grupo. O ión  $Ca^{2+}$  está nun período superior, entón ten unha capa máis de electróns e o seu raio é maior que o do  $Mg^{2+}$ .

Se a enerxía de rede é maior canto menor sexa o raio dos ións, o **cloruro de magnesio**, cos seus ións de menor raio, terá maior enerxía de rede que o bromuro de calcio e, polo tanto, será máis forte a atracción entre os seus ións e maior a súa dureza.

### 7. Supoñamos que os sólidos cristalinos de cada un dos grupos seguintes cristalizan na mesma rede: (1) NaF, KF, LiF. (2) NaF, NaCl, NaBr. (3) MgS, CaS. Razoa: a) Cal é o composto de maior enerxía reticular de cada grupo? b) Cal é o composto de menor punto de fusión de cada grupo?

#### Resolución:

a) A enerxía de rede é a enerxía desprendida cando se forma un mol de cristal iónico a partir dos seus ións compoñentes en estado gasoso. Tendo en conta que estas atraccións son electrostáticas, a enerxía de rede aumenta (en valor absoluto), ao diminuír o raio dos ións e ao aumentar a carga destes.

(1) NaF, KF, LiF.

Todos son compostos iónicos co mesmo tipo de anións:  $F^-$ . Diferéncianse nos seus catións:  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Li^+$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica: O máis pequeno é o  $Li^+$ , por ter menor número de capas de electróns. Como a enerxía de rede é maior canto menor sexa o raio dos ións, o **LiF** será o de maior enerxía de rede do grupo.

(2) NaF, NaCl, NaBr.

Todos son compostos iónicos co mesmo tipo de catións:  $\text{Na}^+$ . Diferéncianse nos seus anións:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica. O máis pequeno é o  $\text{F}^-$ , por ter menor número de capas de electróns. Como a enerxía de rede é maior canto menor sexa o raio dos ións, o **NaF** será o de maior enerxía de rede do grupo.

(3) MgS, CaS.

Ambos son compostos iónicos co mesmo tipo de anións:  $\text{S}^{2-}$ . Diferéncianse nos seus catións:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica. O máis pequeno é o  $\text{Mg}^{2+}$ , por ter unha capa de electróns menos. Como a enerxía de rede é maior canto menor sexa o raio dos ións, o **MgS** será o de maior enerxía de rede do grupo.

b) Canto menor sexa a enerxía de rede do composto, menor é a unión entre ións e máis baixo será o seu punto de fusión.

(1) NaF, KF, LiF.

Todos son compostos iónicos co mesmo tipo de anións:  $\text{F}^-$ . Diferéncianse nos seus catións:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Li}^+$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica. O máis grande é o  $\text{K}^+$ , por ter maior número de capas de electróns. Como a enerxía de rede é menor canto maior sexa o raio dos ións, o **KF** será o de menor enerxía de rede do grupo e, polo tanto, o de menor punto de fusión.

(2) NaF, NaCl, NaBr.

Todos son compostos iónicos co mesmo tipo de catións:  $\text{Na}^+$ . Diferéncianse nos seus anións:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica. O máis grande é o  $\text{Br}^-$ , por ter maior número de capas de electróns. Como a enerxía de rede é menor canto maior sexa o raio dos ións, o **NaBr** será o de menor enerxía de rede do grupo e, polo tanto, o de menor punto de fusión.

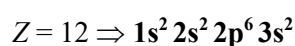
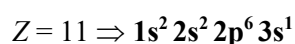
(3) MgS, CaS.

Ambos son compostos iónicos co mesmo tipo de anións:  $\text{S}^{2-}$ . Diferéncianse nos seus catións:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , que pertencen ao mesmo grupo da táboa periódica. O máis grande é o  $\text{Ca}^{2+}$ , por ter unha capa máis de electróns. Como a enerxía de rede é menor canto maior sexa o raio dos ións, o **CaS** será o de menor enerxía de rede dos dous e, polo tanto, o de menor punto de fusión.

8. a) Indica a estrutura electrónica dos elementos cuxos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 e 17. Razoa a natureza dos enlaces que darían; b) o de número atómico 11 co de número atómico 17; c) o de 12 co de 17; d) o de 13 co de 17; e) o de 15 co de 17. (Xuñ-03)

**Resolución:**

a) Estructuras electrónicas:

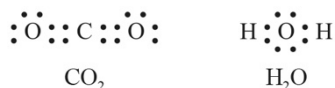




10. Ao comparar dúas moléculas moi similares,  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , obsérvase que na primeira o momento dipolar é cero, mentres que na segunda non o é. Xustifícao de forma razoada. (*Xuñ-07*)

**Resolución:**

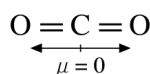
Comezamos por escribir as estruturas de Lewis:



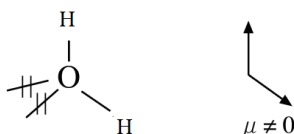
Para explicar a forma xeométrica e a polaridade destas moléculas podemos empregar a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

No  $\text{CO}_2$  o carbono forma dous enlaces dobres cos átomos de osíxeno. Consideramos cada enlace dobre como un par de electróns (os pares de electróns que forman os enlaces múltiples considéranse como un único par de electróns cando se distribúen), polo que teremos dous pares de electróns ao redor do átomo central que se colocarán opostos para que a repulsión entre eles sexa mínima. A xeometría será lineal.

Nesta molécula temos dous enlaces  $\text{C}=\text{O}$  polares, que supoñen dous vectores momento dipolar do mesmo módulo e de sentido contrario que se anulan, facendo que a molécula sexa **apolar**.



Na molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  os catro pares de electróns da capa de valencia do osíxeno distribúense tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como dous dos pares non son enlazantes, a xeometría será angular. Os dous enlaces  $\text{H}-\text{O}$  son polares e, pola xeometría da molécula, non se anulan os seus momentos dipolares, resultando unha molécula **polar** ( $\mu \neq 0$ ).



11. Das seguintes moléculas: trifluoruro de boro e amoníaco. a) Indica a xeometría molecular. b) Polaridade de cada molécula. Razona as respostas. (*Set-07*)

**Resolución:**

a) Comezamos por escribir as estruturas de Lewis destas moléculas para ver as unións que existen entre os átomos e a presenza de pares solitarios:



A partir destas estruturas, e empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), podemos predicir a súa xeometría. A TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima.

BF<sub>3</sub>: Os tres pares de electróns da capa de valencia do boro distribúense, para que a repulsión entre eles sexa mínima, dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero. Como non ten pares de electróns non enlazantes, a xeometría será **plana triangular**.

NH<sub>3</sub>: O nitróxeno ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como un dos pares non enlaza con ningún átomo, a xeometría da molécula será **piramidal trigonal**. Os ángulos de enlace son algo menores que os internos dun tetraedro, debido á repulsión que exerce o par de electróns non enlazante sobre os enlazantes.

- b) A polaridade da molécula queda determinada pola polaridade dos enlaces e a xeometría desa molécula:

BF<sub>3</sub>: A molécula ten forma de triángulo equilátero co boro no centro e átomos de F nos vértices. Segundo esta xeometría, anuláanse os momentos dipolares dos enlaces, polo que a molécula será **apolar**.

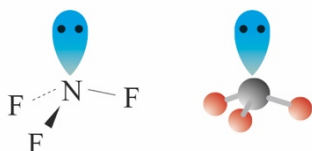
NH<sub>3</sub>: A molécula ten forma de pirámide trigonal co nitróxeno nun vértice e átomos de hidróxeno nos outros tres. Segundo esta xeometría, non se anulan os momentos dipolares dos enlaces, polo que a molécula será **polar** ( $\mu \neq 0$ ).

**12. Aplicando a teoría da repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia, indica razoadamente, a xeometría das moléculas seguintes: a) NF<sub>3</sub>; b) BF<sub>3</sub>. (Set-12)**

**Resolución:**

A teoría da RPECV 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. Oriéntanse no espazo de tal xeito que a separación sexa máxima e polo tanto a repulsión, mínima.

- a) A molécula de NF<sub>3</sub> está formada por N e F. Un átomo de nitróxeno, que ten cinco electróns na última capa, compartirá un par de electróns con cada un dos tres átomos de flúor. Na molécula hai tres pares de electróns enlazantes e un non enlazante. Para que a repulsión entre os pares de electróns sexa mínima, a disposición destes é tetraédrica, pero como hai un par de electróns non enlazante, a súa xeometría será **piramidal triangular**. O par non enlazante está máis cerca do núcleo do átomo de nitróxeno que os outros tres pares enlazantes polo que a repulsión entre o par non enlazante e os enlazantes é maior que entre os mesmos pares enlazantes. Este efecto de repulsión dá lugar a unha pequena aproximación dos tres pares enlazantes, e polo tanto o ángulo de enlace é 107,3°



- b) A molécula de  $\text{BF}_3$  está formada por B e F. Un átomo de boro, que ten tres electróns na última capa, compartirá un par de electróns con cada un dos tres átomos de flúor. Os tres pares de electróns da capa de valencia do átomo central orientaranse no espazo de tal xeito que a separación sexa máxima. Isto é posíbel se forman un ángulo de  $120^\circ$  e a súa xeometría é **trigonal plana**.



13. Dos seguintes pares de compostos, indica cal posuiría enlaces con maior momento dipolar: a) ioduro de hidróxeno e bromuro de hidróxeno; b) amoníaco e fosfina.

**Resolución:**

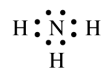
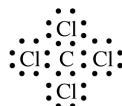
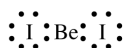
Canto maior sexa a diferenza de electronegatividade entre os átomos enlazados, maior será o momento dipolar do enlace. Segundo isto:

- a)  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$ : Nos dous compostos hai hidróxeno, enlazado nun caso con bromo e noutro con iodo. O bromo e o iodo pertencen ao mesmo grupo, o dos halóxenos. O iodo ten unha capa de electróns máis que o bromo, polo que terá o seu núcleo máis apantallado e menos electronegatividade. A diferenza de electronegatividade é maior nos enlaces  $\text{Br-H}$ , entón o **bromuro de hidróxeno** terá enlaces con maior momento dipolar.
- b)  $\text{NH}_3$  e  $\text{PH}_3$ : Nos dous compostos hai hidróxeno, enlazado nun caso con nitróxeno e noutro con fósforo. O nitróxeno e o fósforo pertencen ao mesmo grupo: o 15. O fósforo ten unha capa de electróns máis que o nitróxeno, polo que terá o seu núcleo máis apantallado e menos electronegatividade. A diferenza de electronegatividade é maior nos enlaces  $\text{N-H}$ , polo que o **amoníaco** terá enlaces con maior momento dipolar.

14. a) Indica a xeometría das moléculas seguintes, de acordo coa teoría de repulsión dos electróns de valencia:  $\text{BH}_3$ ;  $\text{BeI}_2$ ;  $\text{CCl}_4$  e  $\text{NH}_3$ . Razona a resposta. b) Algunha das moléculas é polar? Xustifica a resposta.

**Resolución:**

- a) Comezamos por escribir as estruturas de Lewis destas moléculas para ver as unións que existen entre os átomos e a presenza de pares solitarios:



A partir destas estruturas e empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), podemos predicir a súa xeometría. A TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima.

**BH<sub>3</sub>**: Os tres pares de electróns da capa de valencia do boro distribúense, para que a repulsión entre eles sexa mínima, dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero. Como non ten pares de electróns non enlazantes, a xeometría será **plana triangular**.

**BeI<sub>2</sub>**: Os dous pares de electróns da capa de valencia do berilio distribúense enfrontados para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como non ten pares non son enlazantes, a xeometría será **lineal**.

**CCl<sub>4</sub>**: O carbono ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como os catro pares son enlazantes, a xeometría da molécula será **tetraédrica**.

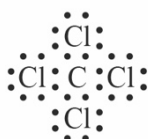
**NH<sub>3</sub>**: O nitróxeno ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como un dos pares non enlaza con ningún átomo, a xeometría da molécula será **piramidal trigonal**. Os ángulos de enlace son algo menores que os internos dun tetraedro, debido á repulsión que exerce o par de electróns non enlazante sobre os enlazantes.

- b) Só é polar a molécula de **amoníaco**, xa que ten forma de pirámide trigonal co nitróxeno nun vértice e átomos de hidróxeno nos outros tres. Segundo esta xeometría, non se anulan os momentos dipolares dos enlaces, polo que a molécula será polar. No resto das moléculas os momentos dipolares dos enlaces anúlanse, facendo que o conxunto da molécula sexa apolar.

**15. Indica, xustificando a resposta, se a seguinte afirmación é certa ou falsa: a molécula CCl<sub>4</sub> é apolar. (Xuñ-08)**

**Resolución:**

**Certa.** Para explicar a polaridade desta molécula podemos empregar a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima. Facendo a estrutura de Lewis do CCl<sub>4</sub>:



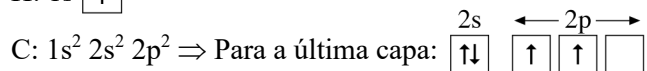
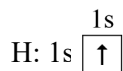
Vemos que o carbono ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como os catro pares son enlazantes, a xeometría da molécula será tetraédrica. Segundo esta xeometría, anúlanse os momentos dipolares dos enlaces, e a molécula será apolar ( $\mu = 0$ ).

**16. Xustifica a xeometría das moléculas de metano (tetraédrica con ángulo de enlace de 109°5') e de amoníaco (piramidal con ángulo de enlace de 107°3'): a) Segundo a teoría de hibridación de orbitais. b) Segundo o modelo de RPECV (modelo de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia). (Set-09)**

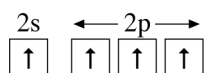
**Resolución:**

a) Segundo a teoría de hibridación de orbitais:

**CH<sub>4</sub>:** Nesta molécula o átomo central é o carbono, que forma catro enlaces sinxelos con catro H. Analizando a configuración electrónica do átomo de carbono e do hidróxeno:

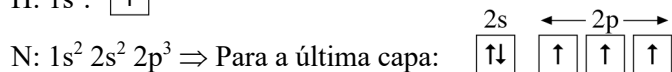
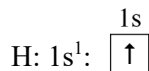


O carbono ten só dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os catro enlaces. A configuración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



Os orbitais do carbono combínanse para formar catro orbitais híbridos **sp<sup>3</sup>**. Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais que son equivalentes e diríxense cara ós vértices dun tetraedro regular para que as repulsións entre eles sexan mínimas. Os catro orbitais híbridos **sp<sup>3</sup>** xunto cos orbitais 1s dos hidróxenos forman catro enlaces covalentes C-H (enlace  $\sigma$ ) e, como son iguais, a xeometría da molécula é **tetraédrica** con ángulos iguais de 109,5°.

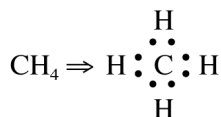
**NH<sub>3</sub>:** O átomo central é o nitróxeno. Analizando a configuración electrónica do átomo de nitróxeno e do hidróxeno:



Os orbitais do nitróxeno combínanse para formar catro orbitais híbridos **sp<sup>3</sup>**. Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais: un quedará cheo e non formará enlace. Estes híbridos diríxense cara ós vértices dun tetraedro regular para que as repulsións entre eles sexan mínimas. Tres destes orbitais, cada un con un electrón, poderán formar tres enlaces covalentes N-H (enlaces  $\sigma$ ) cos orbitais 1s semicupados dos tres hidróxenos. No cuarto queda un par electrónico libre do N. A repulsión entre o par electrónico libre e os orbitais enlazantes fai que diminúan os ángulos de enlace de 109,5° a 107,3°. A disposición dos pares electrónicos é tetraédrica e a xeometría da molécula, **piramidal**.

b) Modelo de RPECV:

CH<sub>4</sub>: A estrutura de Lewis do metano é



Dado que hai catro pares electrónicos enlazantes e segundo o modelo de RPECV a disposición destes é tal, que se sitúan o máis lonxe posible uns dos outros para que as repulsións sexan mínimas. A disposición será **tetraédrica** con ángulos de 109,5°.

NH<sub>3</sub> .- A estrutura de Lewis do amoníaco é

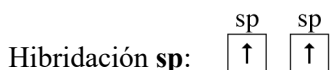
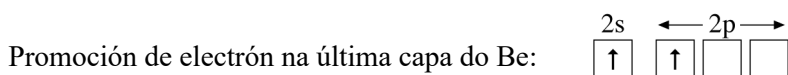
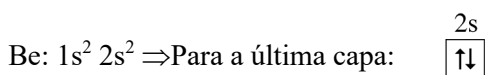
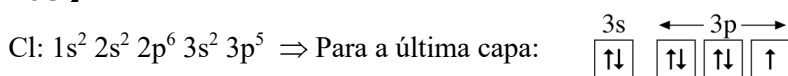


18. Deduce razoadamente a forma xeométrica, o tipo de hibridación e a polaridade das seguintes moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{NF}_3$  e  $\text{CH}_4$ . (Set-03)

**Resolución:**

As moléculas de  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{NF}_3$  e  $\text{CH}_4$  presentan hibridacións propostas para explicar os resultados experimentais. En primeiro lugar, a partir de cada configuración electrónica suponse unha promoción de electróns a orbitais baleiros para explicar o número de enlaces, tantos como orbitais semiocupados queden. A continuación, suponse a hibridación de orbitais da capa de valencia con electróns, escollendo o tipo de hibridación que permita explicar os datos obtidos experimentalmente: ángulos de enlace, distancias de enlace etc. Con isto explícase a xeometría e, a partir desta, a polaridade da molécula. Para estas moléculas:

**$\text{BeCl}_2$**

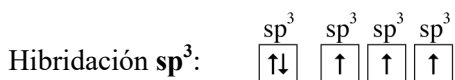
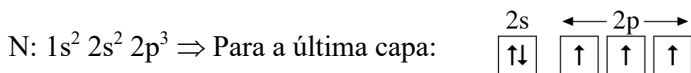
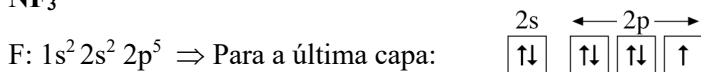


**Xeometría lineal:**

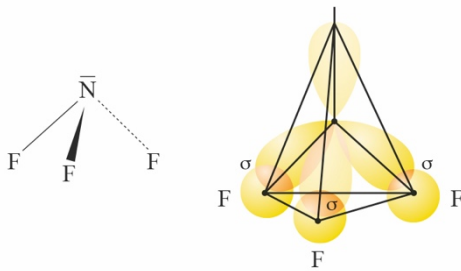


Nesta molécula temos dous enlaces Be-Cl polares, entón hai dous vectores momento dipolar do mesmo módulo e de sentido contrario que se anulan, facendo que a molécula sexa **apolar**.

**$\text{NF}_3$**

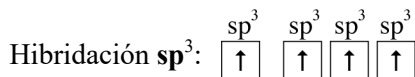
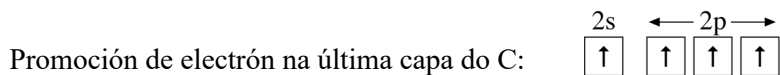
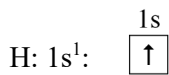
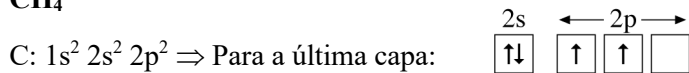


**Xeometría piramidal trigonal:**

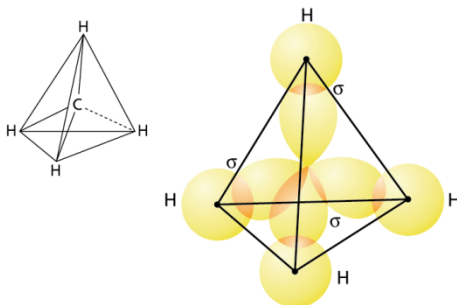


No  $\text{NF}_3$  o nitróxeno forma tres enlaces N–F que son polares dando tres vectores momento dipolar que segundo a xeometría da molécula non se anulan, polo tanto esta molécula será **polar** e terá momento dipolar ( $\mu \neq 0$ ).

**CH<sub>4</sub>**



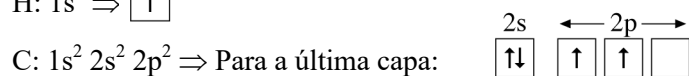
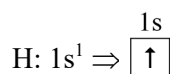
**Xeometría tetraédrica:**



**19. Explica, utilizando orbitais híbridos e razoando as respostas, o tipo de enlace e xeometría das seguintes moléculas: a) Etino ou acetileno. b) Amoníaco. c) Dióxido de xofre. (Xuñ-05)**

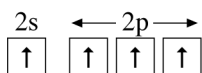
**Resolución:**

a) O etino ten hibridación  $sp$  como podemos ver na explicación que segue:

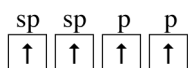


Cada hidróxeno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s. O carbono ten só dous electróns desapareados, polo que para explicar o feito de que forme

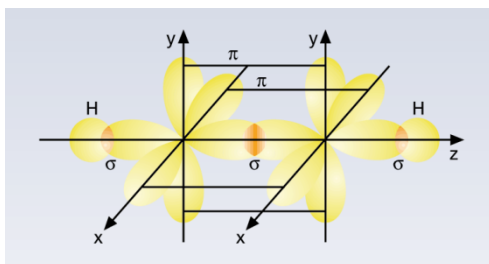
catro enlaces é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compensarase coa enerxía desprendida, ao formarse os catro enlaces. A configuración para a última capa será agora:



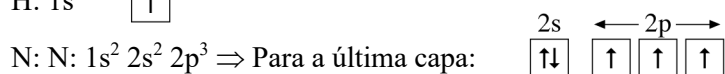
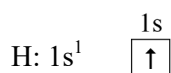
Os enlaces formados con estes orbitais non formarían ángulos de 180° e este ángulo fainos pensar nunha hibridación sp (combinación dun orbital s con un orbital p para formar dous orbitais híbridos sp) no átomo de carbono que deixe dous orbitais p sen hibridar que poderán formar dous enlaces π. Os catro electróns colocaranse nestes orbitais o máis desapareados posíbel dando a configuración:



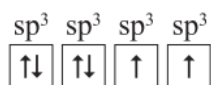
Os dous orbitais híbridos semioocupados de cada carbono colócanse formando un ángulo de 180° para que a repulsión entre eles sexa mínima. Forman dous enlaces σ: co orbital 1s do hidróxeno e co orbital híbrido sp do carbono veciño. Ademais, hai dous enlaces π formados por solapamento lateral entre os orbitais p sen hibridar dos dous átomos de carbono.



b) O Amoníaco (NH<sub>3</sub>) ten hibridación sp<sup>3</sup> como podemos ver na explicación que segue:

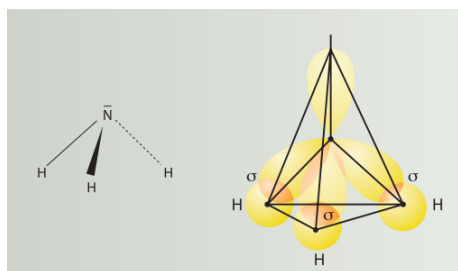


Segundo estas configuracións, o hidróxeno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s e o nitróxeno pode formar tres enlaces por ter tres electróns desapareados. Os enlaces así formados formarían ángulos de 90°, feito que non concorda cos resultados experimentais, polo que hai que supoñer que os catro orbitais do nitróxeno se combinan para formar catro orbitais híbridos sp<sup>3</sup>. Os electróns colócanse, tan desapareados como sexa posíbel, nestes catro orbitais, quedando un orbital cheo que non formará enlace:



Os catro orbitais híbridos sitúanse no espazo o máis afastados posíbel para que a repulsión sexa mínima, polo tanto, dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Tres destes orbitais formarán enlaces σ cos orbitais 1s dos tres hidróxenos, e o orbital restante estará

ocupado por un par non enlazante. Como nun dos vértices do tetraedro non se coloca ningún átomo, a molécula é piramidal.

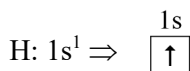
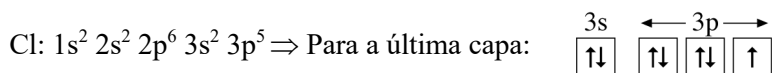
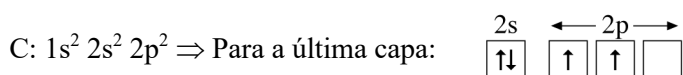


**20. Predí a forma xeométrica e posíbel polaridade das moléculas de cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ , e formaldehído,  $\text{H}_2\text{CO}$ , e indica o tipo de hibridación do carbono nas dúas moléculas.**

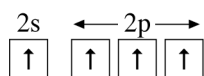
**Resolución:**



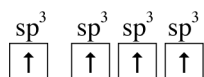
As configuracións electrónicas dos seus átomos son:



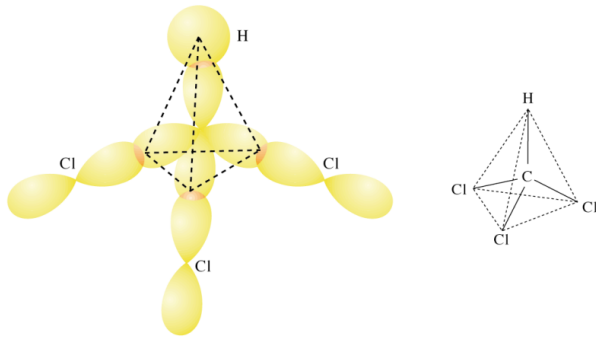
O hidróxeno pode formar un enlace, ao ter un electrón desapareado no orbital 1s. O cloro tamén pode formar un enlace por ter un orbital 3p con un só electrón. O carbono ten só dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón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



Para explicar os resultados experimentais, suponse que no carbono hai unha **hibridación  $\text{sp}^3$** : combinación dun orbital s con tres orbitais p para formar catro orbitais híbridos  $\text{sp}^3$ . Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais:



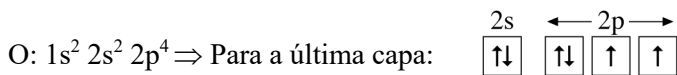
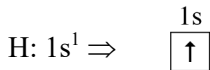
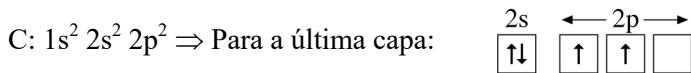
Os catro orbitais híbridos sitúanse no espazo de xeito que estean o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima: dirixidos cara aos vértices dun tetraedro e formando ángulos de  $109^\circ$ , aproximadamente. Cada un destes orbitais formará un enlace  $\sigma$ , un co orbital 1s dun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



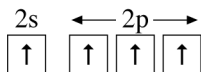
Esta molécula é **polar**, xa que non se anulan os momentos dipolares dos enlaces.

## H<sub>2</sub>CO

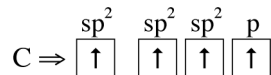
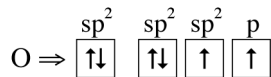
Estudando as configuracións electrónicas:



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

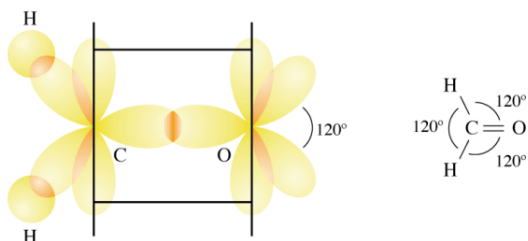


A configuración do osíxeno explica a formación de dous enlaces por ter dous orbitais 2p semiocupados. No formaldehído hai un enlace dobre entre o carbono e o osíxeno, que se explica supoñendo unha **hibridación sp<sup>2</sup>** tanto no carbono como no osíxeno, de xeito que quede un orbital p sen hibridar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



Os tres orbitais híbridos semiocupados do carbono colócanse formando ángulos de 120° para que a repulsión entre eles sexa mínima. O mesmo ocorre cos tres orbitais híbridos sp<sup>2</sup> do osíxeno. Os híbridos do carbono forman tres enlaces σ, dous con orbitais 1s de dous hidróxenos e outro co orbital sp<sup>2</sup> semicheo do osíxeno. Os outros orbitais híbridos do osíxeno non enlazan, porque están completos. Os orbitais p semiocupados do carbono e do

osíxeno solápanse lateralmente para formar un enlace  $\pi$ . A xeometría da molécula é **triangular plana**.



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

- 21. Indica, de forma razoada, o tipo de enlace que presentan e dúas propiedades para cada unha das substancias seguintes: a) Limaduras de magnesio. b) Cloruro de sodio. (Xuñ-12)**

**Resolución:**

- a) Nas limaduras de magnesio, o magnesio por ser un **metal** dará enlace metálico que é a forza de unión existente entre os átomos dos metais. Consiste nunha rede de ións positivos, formados polos núcleos e os electróns máis internos, bañada por un gas electrónico formado polos electróns de valencia de todos os átomos de magnesio (dous de cada átomo). As redes cristalinas metálicas deben a este tipo de unión a súa estabilidade e propiedades.

Algunhas propiedades son: puntos de fusión e de ebulición elevados, alta condutividade eléctrica en estado sólido, alta condutividade térmica, boas propiedades mecánicas como ductilidade, maleabilidade, densidade elevada en xeral.

- b) O cloruro de sodio ten **enlace iónico**, o Na ao perder un electrón adquire estrutura de gas nobre moi estable, e polo tanto convértese en Na<sup>+</sup>. O cloro adquire estrutura estable gañando un electrón formando Cl<sup>-</sup>. Estes ións únense por atracción electrostática formando unha rede iónica na que hai un ión Cl<sup>-</sup> por cada ión Na<sup>+</sup>. A enerxía da rede compensa enerxeticamente o proceso no que se forma NaCl.

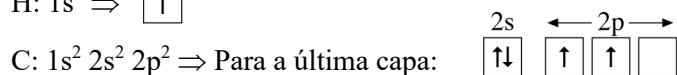
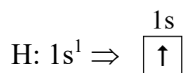
Algunhas propiedades son puntos de fusión e de ebulición elevados, a maioría son solubles en auga e en disolventes polares, en estado sólido non conducen a electricidade pero si o fan cando están disoltos ou fundidos.

- 22. Xustifica, razoadamente, se son certas ou falsas as seguintes afirmacións:**

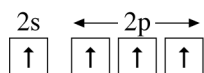
- a) A molécula de acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) presenta hibridación sp<sup>2</sup>. b) A auga ten un punto de ebulición anormalmente alto comparado co que presentan os hidruros dos outros elementos do seu grupo, por exemplo o sulfuro de hidróxeno. (Set-08)**

**Resolución:**

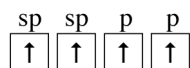
- a) **Falsa**. O etino ten hibridación sp como podemos ver na explicación que segue, comezando por estudar as configuracións electrónicas do carbono e do hidróxeno:



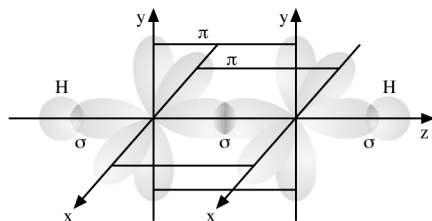
Cada hidróxeno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s. O carbono ten só dous electróns desapareados, polo que para explicar o feito de que forme catro enlaces é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi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



Os enlaces formados con estes orbitais non formarían ángulos de  $180^\circ$  e este ángulo fainos pensar nunha hibridación sp (combinación dun orbital s con un orbital p para formar dous orbitais híbridos sp) no átomo de carbono que deixe dous orbitais p sen hibridar que poderán formar dous enlaces  $\pi$ . Os catro electróns colocaranse nestes orbitais o máis desapareados posíbel dando a configuración:



Os dous orbitais híbridos semioocupados de cada carbono colócanse formando un ángulo de  $180^\circ$  para que a repulsión entre eles sexa mínima. Forman dous enlaces  $\sigma$ : co orbital 1s do hidróxeno e co orbital híbrido sp do carbono veciño. Ademais, hai dous enlaces  $\pi$  formados por solapamento lateral entre os orbitais p sen hibridar dos dous átomos de carbono.



- b) **Certa.** A auga ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e os hidruros de outros elementos do mesmo grupo como o sulfuro de hidróxeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) son compostos formados por moléculas polares, porén as forzas intermoleculares que unen as súas moléculas son distintas.

As moléculas do  $\text{H}_2\text{S}$  teñen extremos con cargas opostas (dipolos), que establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas atraccións entre moléculas son as forzas dipolo-dipolo.

As moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ , tamén dipolos, teñen un tipo especial de enlace dipolo-dipolo: o enlace de hidróxeno. Dáse este enlace, porque teñen átomos de hidróxeno enlazados covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno, que atrae cara a si os pares de electróns de enlace, adquirindo unha carga parcial negativa e deixando os hidróxenos con carga parcial positiva. As atraccións entre estas cargas parciais é a responsábel da unión entre moléculas.

Como o enlace de hidróxeno é máis forte que as forzas dipolo-dipolo, as moléculas de auga están unidas con máis forza que as de sulfuro de hidróxeno ou as dos outros

hidruros do grupo polo que auga ten un punto de ebulición anormalmente alto comparado co dos outros.

- 23. Describe os tipos de forzas atractivas que se deben vencer para que teñan lugar os seguintes cambios: a) Ebulición da gasolina; b) Disolución do azucre en auga; c) Fusión do diamante; d) Fusión do xeo; e) Vaporización do fluoruro de sodio.**

**Resolución:**

- a) Cando a gasolina se leva a ebulición, as moléculas sepáranse para pasar a estado gasoso, entón as forzas atractivas que hai que vencer neste cambio son as que unen as súas moléculas. Como a gasolina é unha mestura de hidrocarburos e os hidrocarburos están formados por moléculas apolares, as forzas que unen estas moléculas e que hai que vencer serán forzas **dipolo instantáneo-dipolo inducido**.
- b) As moléculas de azucre teñen grupos OH. Dado que o osíxeno é un átomo pequeno e electronegativo, establécense **enlaces de hidróxeno** entre as moléculas de azucre, que son as forzas que hai que vencer, cando se dissolve na auga.
- c) O diamante é un cristal atómico ou covalente, formado por unha rede cristalina de átomos unidos entre si por enlaces covalentes como se fosen moléculas xigantes. Se se quere fundir un diamante, haberá que separar os átomos de carbono vencendo as forzas que os unen: **enlaces covalentes**.
- d) O xeo é auga en estado sólido. Para fundir o xeo haberá que debilitar algunhas das unións entre as moléculas de auga, pasando así a estado líquido. As moléculas de H<sub>2</sub>O teñen átomos de hidróxeno enlazados covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno, que atrae cara a si os pares de electróns de enlace, adquirindo unha carga parcial negativa e deixando os hidróxenos con carga parcial positiva. As atraccións entre estas cargas parciais é a responsábel da unión entre as moléculas de auga. Este tipo de enlaces chámanse **enlaces de hidróxeno** e haberá que romper algúns para fundir o xeo.
- e) O fluoruro de sodio é un composto iónico. Para que este se converta en vapor hai que romper os enlaces entre os ións que forman a rede. As forzas atractivas que haberá que vencer neste cambio serán **forzas de atracción electrostática** entre ións.

- 24. Dadas as seguintes especies: HF, Cl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, I<sub>2</sub>, KBr, identifica: a) gas covalente formado por moléculas tetraédricas; b) substancia con enlaces de hidróxeno; c) sólido solúbel en auga, que fundido conduce a corrente eléctrica. Xustifícao.**

**Resolución:**

- a) O gas covalente formado por moléculas tetraédricas é o CH<sub>4</sub>, xa que o metano está formado por moléculas nas que o carbono, con hibridación sp<sup>3</sup>, forma catro enlaces con catro hidróxenos, dando unha xeometría tetraédrica. As moléculas apolares de metano únense mediante forzas dipolo instantáneo-dipolo inducido, forza débiles que fan que o metano sexa gas a temperatura ambiente.
- b) A substancia con enlaces hidróxeno é o HF, xa que nas súas moléculas hai un átomo de hidróxeno enlazado covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o flúor.

- c) O sólido solúbel en auga, que fundido conduce a corrente eléctrica, é o **KBr**, xa que ten enlace iónico e a solubilidade en auga e a condutividade da electricidade cando están fundidos son propiedades dos compostos iónicos.

**25. Escolle de cada un dos seguintes pares de substancias a que teña maior punto de ebulición, explicando en cada caso a razón da elección, baseándote nos tipos de forzas intermoleculares: a) HF ou HCl. b) Br<sub>2</sub> ou ICl. c) CH<sub>4</sub> ou C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. d) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ou CH<sub>3</sub>OH.**

**Resolución:**

Todos os compostos citados son compostos moleculares, polo que as diferenzas nos seus puntos de ebulición debemos buscalas nas diferenzas das forzas que unen as súas moléculas: forzas intermoleculares.

- a) HF e HCl están formados por moléculas polares. As moléculas polares do HCl mantéñense unidas mediante forzas dipolo-dipolo. As moléculas de HF estabelecen enlaces de hidróxeno entre as súas moléculas, xa que teñen un átomo de hidróxeno enlazado covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o flúor. Como o enlace de hidróxeno é máis forte que as forzas dipolo-dipolo, as moléculas de HF están unidas con máis forza que as de HCl, resultando máis difícil separar as moléculas de HF. Polo tanto, ten maior punto de ebulición o **HF**.
- b) Br<sub>2</sub> e ICl están formados por moléculas de masas moleculares similares. O Br<sub>2</sub> está formado por moléculas apolares que se unen mediante forzas intermoleculares tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. O ICl está formado por moléculas polares que se unen mediante forzas dipolo-dipolo. As forzas dipolo-dipolo son máis intensas que as dipolo instantáneo-dipolo inducido, polo que será máis difícil separar as moléculas de **ICl** e este terá maior punto de ebulición.
- c) CH<sub>4</sub> e C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> están formados por moléculas apolares que se unen mediante forzas do tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. Estas forzas aumentan a medida que aumenta a masa molecular, xa que aumenta a posibilidade de que a nube electrónica se deforme para crear os dipolos instantáneos, entón son maiores no caso do **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**, que, mantendo máis unidas as súas moléculas, ten maior punto de ebulición.
- d) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> e CH<sub>3</sub>OH teñen forzas intermoleculares diferentes. As moléculas apolares de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> únense mediante forzas intermoleculares tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. No caso do CH<sub>3</sub>OH, entre as súas moléculas establécense enlaces de hidróxeno, xa que hai un átomo de hidróxeno enlazado covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno. Como os enlaces de hidróxeno son máis fortes que o resto das forzas intermoleculares, as moléculas de CH<sub>3</sub>OH estarán unidas con máis forza que as de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, sendo máis difícil separalas e maior o punto de ebulición do **CH<sub>3</sub>OH**.

**26. Explica razoadamente, desde o punto de vista da estrutura, por que: a) O NaCl ten punto de fusión maior que o ICl. b) O SiO<sub>2</sub> ten maior punto de fusión que o CO<sub>2</sub>.**

**Resolución:**

- a) O NaCl é un composto iónico e o ICl é un composto molecular. Para fundir o NaCl habería que vencer as intensas atraccións electrostáticas entre ións de carga oposta. Só a temperaturas elevadas os ións adquiren a enerxía necesaria para vencer estas forzas e

que se funda o cristal. Para fundir o ICl hai que separar as súas moléculas, unidas por forzas intermoleculares tipo dipolo-dipolo, fáciles de romper por ser pouco intensas. Isto explica que punto de fusión do NaCl sexa moito maior que o do ICl.

- b) O SiO<sub>2</sub> é un cristal atómico ou covalente e o CO<sub>2</sub> é un composto molecular. Para fundir o SiO<sub>2</sub> habería que romper enlaces covalentes entre átomos. Para fundir CO<sub>2</sub> só hai que vencer forzas intermoleculares tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido, xa que o CO<sub>2</sub> está formado por moléculas apolares. Como os enlaces covalentes son forzas moi intensas e máis difíciles de vencer que as débiles forzas dipolo instantáneo-dipolo inducido, o SiO<sub>2</sub> ten un punto de fusión moito maior que o do CO<sub>2</sub>.

**27. a) Xustifica a polaridade das seguintes moléculas: HCl, I<sub>2</sub> e CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> e comenta a natureza das forzas intermoleculares presentes. b) Indica, mediante un exemplo, unha propiedade característica que diferencie un sólido ou composto iónico dun sólido ou composto molecular. (Xuñ-04)**

**Resolución:**

- a) Na molécula de HCl únense mediante enlace covalente hidróxeno con cloro, átomos de electronegatividades distintas, polo que a molécula de HCl ten extremos con cargas opostas (dipolos), é unha molécula **polar**. As moléculas polares establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas atraccións intermoleculares entre moléculas son as forzas **dipolo-dipolo**.

Na molécula de I<sub>2</sub> únense mediante enlace covalente dous átomos iguais, polo que non hai diferenza de electronegatividade entre os átomos enlazados e a molécula será **apolar**. As moléculas de I<sub>2</sub> únense entre si por forzas intermoleculares tipo **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, debidas á formación de dipolos instantáneos formados polo movemento da nube electrónica que inducen a formación de dipolos nas moléculas veciñas, creándose atraccións entre eles.

Na molécula CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> únense mediante enlace covalente dous átomos de hidróxeno e dous de cloro con carbono. Por ser átomos de electronegatividades distintas, os enlaces formados son polares. A xeometría tetraédrica desta molécula fai que non se anulen estes momentos dipolares e que a molécula sexa **polar**. As moléculas polares establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas atraccións intermoleculares entre moléculas son as forzas **dipolo-dipolo**.

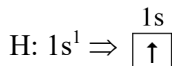
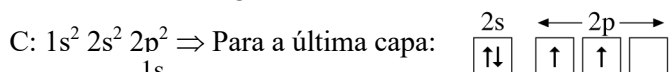
- b) Os compostos iónicos conducen a electricidade fundidos ou disoltos e os compostos covalentes non, polo que esta propiedade permite diferencialos. Por exemplo, o NaCl é un composto iónico que disolto en auga conduce a electricidade, porén o NH<sub>3</sub> é un composto covalente molecular que tamén é solúbel en auga, pero a disolución que forma non é condutora da electricidade.

**28. Explica a molécula de benceno, segundo a teoría de hibridación de orbitais.**

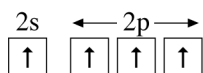
**Resolución:**

Experimentalmente sábese que a molécula de benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) é un hexágono regular con seis enlaces C-H e seis enlaces C-C iguais e de lonxitude intermedia entre a dun enlace dobre e outro sinxelo.

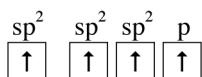
Estudando as configuracións electrónicas:



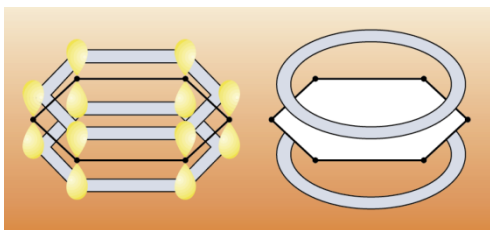
Cada hidróxeno do benceno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s. Cada carbono só ten dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para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



Os enlaces formados con estes orbitais non terían ángulos que permitan a formación de hexágonos ( $120^\circ$ ), feito que non concorda cos resultados experimentais. Podemos pensar nunha hibridación  $sp^2$  nos átomos de carbono, deixando un orbital p sen hibridar, que pode formar un enlace  $\pi$ .



Os tres orbitais híbridos semioocupados de cada átomo de carbono colócanse formando ángulos de  $120^\circ$  para que a repulsión entre eles sexa mínima. Cada carbono emprega dous híbridos  $sp^2$  para enlazarse mediante enlaces  $\sigma$ , con dous carbonos e outro para enlazarse a un átomo de hidróxeno, formando un anel hexagonal. A cada carbono quédalle un orbital p sen hibridar, perpendicular ao plano do anel, e todos os orbitais p se solapan lateralmente formando un orbital  $\pi$  deslocalizado, por enriba e por debaixo do anel.



## 29. En que se parecen e en que se diferencian as dúas formas alotrópicas do carbono?

### Resolución:

As dúas formas alotrópicas do carbono son o carbono diamante e o carbono grafito.

Parécense en que:

- Están formados por átomos de carbono unidos entre si por enlaces covalentes en cristais atómicos ou covalentes.
- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son duros.
- Son insolúbeis.
- Teñen puntos de fusión e ebulición altos.

Diferéncianse en que:

- O carbono no grafito ten hibridación  $sp^2$  e no diamante  $sp^3$ .
- O grafito conduce a corrente eléctrica e o diamante non é condutor.
- O grafito exfolia facilmente en láminas e o diamante non.

**30. Tendo en conta as propiedades que se indican, explica, de forma razoada, o tipo de enlace que presentan as redes cristalinas das seguintes substancias:**

**Substancia A: é condutora da electricidade en estado sólido e fundida.**

**Substancia B: sólido de punto de fusión elevado. Fundida ou disolta conduce a corrente eléctrica pero non o fai en estado sólido.**

**Substancia C: sólido de punto de fusión moi elevado. Non conduce a corrente eléctrica nin en estado sólido nin fundida.**

**Substancia D: o seu punto de fusión é moi baixo.**

**Resolución:**

Substancia A: Só os metais conducen a electricidade en estado sólido e fundidos, polo que terá **enlace metálico**.

Substancia B: Os compostos que conducen a electricidade fundidos ou disoltos, pero non o fan en estado sólido, son os que teñen **enlace iónico**. Ademais, os compostos iónicos teñen puntos de fusión elevados.

Substancia C: Se é un sólido de punto de fusión moi elevado e non conduce a corrente eléctrica en ningún estado, será un **crystal atómico ou covalente**.

Substancia D: O punto de fusión baixo correspóndese con compostos formados por moléculas, onde a atracción entre moléculas é débil. O enlace que dá lugar a estas moléculas é o **covalente** e entre as moléculas establécense **forzas intermoleculares**.

**31. Describe o tipo de forzas atractivas que se deben vencer para que teñan lugar os seguintes cambios: a) Disolución de cloruro de potasio en auga. b) Vaporización do fluoruro de sodio. c) Vaporización do bromo líquido. d) Disolución do iodo en tetracloruro de carbono.**

**Resolución:**

a) O cloruro de potasio é un composto iónico. Para que este se disolva, as interaccións entre as moléculas de auga e os ións que forman o composto teñen que ser superiores ás atraccións entre ións, de xeito que a rede remate por esboroarse. As forzas atractivas que haberá que vencer neste cambio serán **forzas de atracción electrostática** entre ións.

b) O fluoruro de sodio é un composto iónico. Para fundilo hai que romper os enlaces entre os ións que forman a rede. As forzas atractivas que hai que vencer neste cambio son **forzas de atracción electrostática** entre ións.

- c) O bromo líquido está formado por moléculas apolares de  $\text{Br}_2$  que se unen entre si por forzas intermoleculares tipo **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, forzas que hai que romper para separar as súas moléculas, cando se vaporiza.
- d) O iodo está formado por moléculas apolares de  $\text{I}_2$  que se unen entre si por forzas intermoleculares tipo **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, forzas que hai que romper para separar as súas moléculas, cando se dissolve en tetracloruro de carbono, composto que tamén ten o mesmo tipo de unións por ser apolares as súas moléculas.

**32. Razona que tipo de enlace ou forza de atracción se rompe ao: a) Fundir monobromuro de litio. b) Fundir monóxido de calcio. c) Disolver bromo molecular en tetracloruro de carbono. d) Evaporar auga.**

**Resolución:**

- a) O monobromuro de litio,  $\text{LiBr}$ , é un composto iónico. Para fundilo haberá que romper **forzas de atracción electrostática** entre ións.
- b) O monóxido de calcio,  $\text{CaO}$ , é un composto iónico. Para fundilo haberá que romper **forzas de atracción electrostática** entre ións.
- c) O bromo molecular está formado por moléculas apolares de  $\text{Br}_2$  que se unen entre si por forzas intermoleculares tipo **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, polo que serán este tipo de forzas as que hai que romper para separar as súas moléculas, cando se dissolve en tetracloruro de carbono, composto que tamén ten o mesmo tipo de unións por ser apolares as súas moléculas.
- d) A auga está formada por moléculas polares. As moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  teñen átomos de hidróxeno enlazados covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno, que atrae cara a si os pares de electróns de enlace adquirindo unha carga parcial negativa e deixando os hidróxenos con carga parcial positiva. A atracción entre estas cargas parciais é a responsábel da unión entre moléculas. Este tipo de enlaces chámanse **enlaces de hidróxeno** e serán os que se deben romper para separar as moléculas de auga cando se evapora.

# RESOLUCIÓN DAS ACTIVIDADES DE REPASO

- Indica razoadamente se é verdadeira ou falsa as afirmación seguinte: A molécula de auga presenta xeometría lineal. (Xuñ-13)

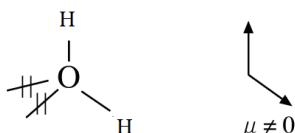
**Resolución:**

**Falsa.** A molécula de auga ten a seguinte estrutura de puntos:



Para explicar a forma xeométrica desta molécula podemos empregar a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

Na molécula de H<sub>2</sub>O os catro pares de electróns da capa de valencia do osíxeno distribúense tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como dous dos pares non son enlazantes, a xeometría será **angular**.



- Razona se unha molécula de fórmula AB<sub>2</sub> debe ser sempre lineal. (Set-13)

**Resolución:**

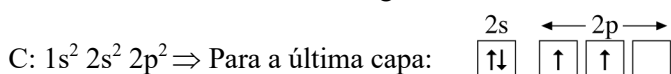
Pódese razonar pola teoría da repulsión de electróns da capa de valencia (TRPEV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

Unha molécula de fórmula AB<sub>2</sub> será lineal se no átomo central non hai pares de electróns libres, coma no caso do BeCl<sub>2</sub> ou CO<sub>2</sub>, con ángulo de enlace de 180°. Non obstante, se ten pares de electróns libres, podería ser angular coma no caso da auga, con ángulo de enlace de 104,5°.

- Especifica que orbitais híbridos utiliza o carbono no eteno (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>), así como o tipo de enlaces que se forman na molécula. Razona a resposta. (Xuñ-14)

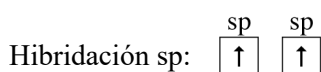
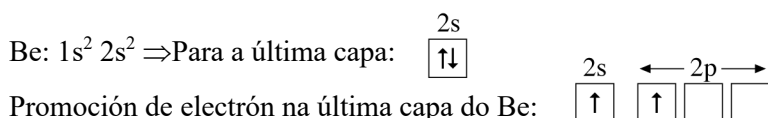
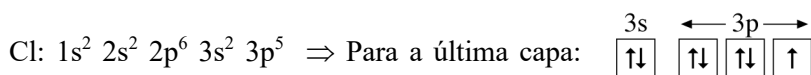
**Resolución:**

Comezamos estudando as configuracións electrónicas dos átomos que forman o C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:





Por exemplo, na molécula de cloruro de berilio ( $\text{BeCl}_2$ ) a hibridación propónse para explicar os resultados experimentais. En primeiro lugar, a partir de cada configuración electrónica supónse unha promoción de electróns a orbitais baleiros para explicar o número de enlaces, un electrón do orbital 2s do átomo de berilio salta a un orbital 2p. Seguidamente estes orbitais hibridan mediante unha hibridación sp dando dous orbitais híbridos iguais entre si e distintos dos de partida. Cada orbital híbrido solápanse cun orbital 2p do cloro para formar os enlaces Be-Cl equivalentes e en liña dando lugar a unha molécula lineal e apolar, cun ángulo de  $180^\circ$ .



Xeometría lineal:



- Para cada un dos seguintes pares de elementos, xustifica se o composto binario que forman é iónico ou covalente, indica a fórmula, o nome e dúas propiedades químicas do composto que formarían.

a) B e F. b) K e Br. (Set-14)

**Resolución:**

- a) B e F, forman o composto  $\text{BF}_3$ , trifluoruro de boro, trátase dun composto **covalente** xa que a diferenza de electronegatividade é pequena, polo que se enlazan compartindo pares de electróns.

Dúas das propiedades das substancias covalentes son que teñen puntos de fusión e de ebulición baixos e non conducen a corrente eléctrica.

- b) K y Br, forman o composto  $\text{KBr}$ , bromuro de potasio, trátase dun composto **iónico** por ter electronegatividades moi diferentes.

Dúas das propiedades das substancias iónicas son que posúen puntos de fusión e ebulición elevados e que fundidos ou en disolución conducen a corrente eléctrica.

- Considera as especies químicas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$  e  $\text{NCl}_3$  e responde razoadamente as seguintes cuestións:

a) Xeometría molecular de cada unha das especies químicas.

b) Explica se as moléculas  $\text{CS}_2$  e  $\text{NCl}_3$  teñen ou non momento dipolar. (Set-15)

**Resolución:**



- **Razoa que tipo de forzas atractivas se deben romper para fundir cada unha das seguintes substancias: a) bromuro de litio; b) amoníaco; c) iodo; d) ácido sulfhídrico**

**Resolución:**

- a) O bromuro de litio é un composto iónico. Para fundilo hai que romper os enlaces entre os ións que forman a rede. As forzas atractivas que hai que vencer neste cambio son **forzas de atracción electrostática** entre ións.
- b) O amoníaco está formado por moléculas polares. As moléculas de  $\text{NH}_3$  teñen átomos de hidróxeno enlazados covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o nitróxeno, que atrae cara a si os pares de electróns de enlace adquirindo unha carga parcial negativa e deixando os hidróxenos con carga parcial positiva. A atracción entre estas cargas parciais é a responsábel da unión entre moléculas. Este tipo de enlaces chámanse **enlaces de hidróxeno** e serán os que se deben romper para separar as moléculas de amoníaco cando se funde.
- c) O iodo molecular está formado por moléculas apolares de  $\text{I}_2$  que se unen entre si por forzas intermoleculares tipo **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, polo que serán este tipo de forzas as que hai que romper para separar as súas moléculas, cando se funde
- d) O ácido sulfhídrico está formado por moléculas polares (a súa xeometría angular impide que se anulen os momentos dipolares dos seus enlaces) que se unen mediante forzas **dipolo-dipolo** que serán as que se deben romper para fundir esta substancia.

- **Para cada un dos seguintes pares, explica que substancia terá maior punto de ebulición: a) HBr e HI; b)  $\text{N}_2$  e HCl; c)  $\text{CH}_4$  e  $\text{SiF}_4$ ; d)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  e  $\text{CH}_3\text{OH}$**

**Resolución:**

Todos os compostos citados son compostos moleculares, polo que as diferenzas nos seus puntos de ebulición debemos buscalas nas diferenzas das forzas que unen as súas moléculas: forzas intermoleculares.

- a) HBr e HI están formados por moléculas polares que se manteñen unidas mediante forzas dipolo-dipolo. O punto de ebulición será maior no **HI** porque ten maior masa molecular, co que as atraccións dipolo-dipolo se ven incrementadas polas debidas á formación de dipolos instantáneos.
- b)  $\text{N}_2$  e HCl están formados por moléculas que se unen por distinto tipo de forzas intermoleculares. O  $\text{N}_2$  está formado por moléculas apolares que se unen mediante forzas intermoleculares tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. O HCl está formado por moléculas polares que se unen mediante forzas dipolo-dipolo. As forzas dipolo-dipolo son máis intensas que as dipolo instantáneo-dipolo inducido, polo que será máis difícil separar as moléculas de **HCl** e este terá maior punto de ebulición.
- c)  $\text{CH}_4$  e  $\text{SiF}_4$  están formados por moléculas apolares que se unen mediante forzas do tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. Estas forzas aumentan a medida que aumenta a masa molecular, xa que aumenta a posibilidade de que a nube electrónica se deforme para crear os dipolos instantáneos, entón son maiores no caso do  **$\text{SiF}_4$** , que, mantendo máis unidas as súas moléculas, ten maior punto de ebulición.

d)  $C_4H_{10}$  e  $CH_3OH$  teñen forzas intermoleculares diferentes. As moléculas apolares de  $C_4H_{10}$  únense mediante forzas intermoleculares tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. No caso do  $CH_3OH$ , entre as súas moléculas establécense enlaces de hidróxeno, xa que hai un átomo de hidróxeno enlazado covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno. Como os enlaces de hidróxeno son máis fortes que o resto das forzas intermoleculares, as moléculas de  $CH_3OH$  estarán unidas con máis forza que as de  $C_2H_6$ , sendo máis difícil separalas e maior o punto de ebulición do  $CH_3OH$ .

- **Indica se a seguinte proposta é verdadeira ou falsa e xustifica a resposta: A  $H_2O$  ten menor punto de ebulición có  $H_2S$ . (Xuñ-16)**

**Resolución:**

A auga,  $H_2O$ , e o sulfuro de hidróxeno,  $H_2S$ , son compostos formados por moléculas polares, no entanto as forzas intermoleculares que unen as súas moléculas son distintas.

As moléculas do  $H_2S$  teñen extremos con cargas opostas (dipolos), que establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas atraccións entre moléculas son as forzas dipolo-dipolo.

As moléculas de  $H_2O$ , tamén dipolos, teñen un tipo especial de enlace dipolo-dipolo: o **enlace de hidróxeno**. Dáse este enlace, porque teñen átomos de hidróxeno enlazados covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o osíxeno, que atrae cara a si os pares de electróns de enlace, adquirindo unha carga parcial negativa e deixando os hidróxenos con carga parcial positiva. As atraccións entre estas cargas parciais é a responsábel da unión entre moléculas.

Como o enlace de hidróxeno é máis forte que as forzas dipolo-dipolo, as moléculas de auga están unidas con máis forza que as de sulfuro de hidróxeno, polo que a auga ten maior punto de ebulición có sulfuro de hidróxeno. A proposta dada é **falsa**.

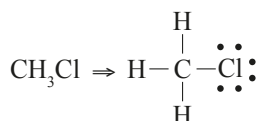
- **Dadas as moléculas:  $CH_3Cl$ ,  $CS_2$ ,  $NCl_3$  responde razoadamente ás seguintes cuestións:**

a) **Escribe a estrutura de Lewis de cada unha delas e predí a súa xeometría molecular.**

b) **Explica se as moléculas son polares ou apolares. (Set-16)**

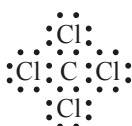
**Resolución:**

a) Escribimos a estrutura de Lewis para estas moléculas é deducimos a súa xeometría empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.





Comezamos por escribir a estrutura de Lewis desta molécula:



A partir desta estrutura e empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), podemos predicir a súa xeometría. A TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima.

Nesta molécula, o carbono ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como os catro pares son enlazantes, a xeometría da molécula será **tetraédrica**.

➤ **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. (Xuñ-17)**

**Resolución:**

a) **Falsa.** Os enlaces O–H e C–Cl son polares mais pola xeometría molecular o H<sub>2</sub>O (angular) é polar mentres que o CCl<sub>4</sub> (tetraédrica) é apolar. O cloruro de potasio está formado pola unión dun elemento moi electronegativo, o cloro, e dun elemento moi pouco electronegativo, o potasio. Esta unión dará lugar a un composto iónico, formado por catións K<sup>+</sup> e por anións Cl<sup>-</sup>, por tanto, unha rede cristalina formada por ións. É un composto iónico. Para que este se disolva, as interaccións entre as moléculas de disolvente e os ións que forman o composto teñen que ser superiores ás atraccións entre ións, de xeito que a rede remate por esboroarse. Porén, o cloruro de potasio disólvese ben en disolventes polares como a auga porque os seus ións atraen as moléculas do disolvente polo extremo que ten carga oposta á súa e establecen enlaces débiles con elas e non se dissolve en líquidos apolares como o tetracloruro de carbono porque as súas moléculas non son capaces de establecer interaccións fortes cos ións e estes permanecen nas súas posicións.

b) **Falsa.** O NaCl é un composto iónico que en estado sólido forma una rede cristalina, non habendo mobilidade dos ións, polo que non é condutor.

➤ **Escrebe a estrutura de Lewis e xustifique a xeometría da molécula BeH<sub>2</sub> mediante a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia. (Set-17)**

**Resolución:**

Comezamos por escribir a estruturas de Lewis:



Empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), podemos predicir a xeometría da molécula. Lembremos que a TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima. No  $\text{BeH}_2$  vemos dous pares de electróns enlazantes e non ten pares non enlazantes. Os dous pares de electróns da capa de valencia do berilio distribúense en liña para que a repulsión entre eles sexa mínima resultando unha xeometría **lineal**.

➤ **Tendo en conta a estrutura e o tipo de enlace, xustifica:**

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

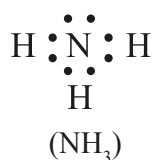
**b) O amoníaco é unha molécula polar.**

**c) O  $\text{SO}_2$  é unha molécula angular pero o  $\text{CO}_2$  é lineal. (Set-17)**

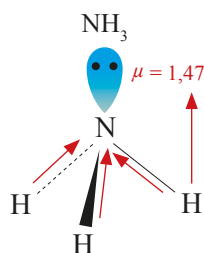
**Resolución:**

a) O cloruro de sodio e o bromuro de sodio son compostos iónicos co mesmo tipo de catións:  $\text{Na}^+$ . Diferéncianse nos seus anións:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , que pertencen a elementos do mesmo grupo da táboa periódica, (grupo 17). O máis pequeno é o  $\text{Cl}^-$ , por ter menor número de capas de electróns. Como a enerxía de rede é maior canto menor sexa o raio dos ións, o  $\text{NaCl}$  terá maior enerxía de rede. Canto maior sexa a enerxía de rede do composto, maior será a unión entre ións e máis alto será o seu punto de fusión, polo que ten maior punto de fusión o cloruro de sodio.

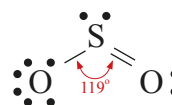
b) As configuracións electrónicas do N e H son: N ( $Z = 7$ ):  $1s^2 2s^2 2p^3$  e H ( $Z = 1$ ):  $1s^1$ , resultando unha estrutura de Lewis na que o N está rodeado de 4 pares electrónicos:



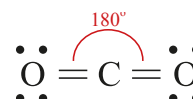
Empregando a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), podemos predicir a súa xeometría. A TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima. No  $\text{NH}_3$ , o nitróxeno ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como un dos pares non enlaza con ningún átomo, a xeometría da molécula será piramidal. A polaridade da molécula queda determinada pola polaridade dos enlaces e a xeometría desa molécula, neste caso, os enlaces son polares porque o nitróxeno é máis electronegativo que o hidróxeno e a suma dos momentos dipolares non é nula, polo que a molécula é polar ( $\mu \neq 0$ ).



c) No  $\text{SO}_2$  o xofre únese mediante un dobre enlace a un dos átomos de osíxeno, e por un enlace sinxelo ao outro, quedando sobre el un par de electróns libres ou non compartidos. Consideramos o enlace dobre como un par de electróns (os pares de electróns que forman os enlaces múltiples considéranse como un único par de electróns cando se distribúen), polo que teremos tres pares de electróns ao redor do átomo central que se colocarán dirixidos cara os vértices dun triángulo para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como un deles non enlaza, a xeometría será angular.



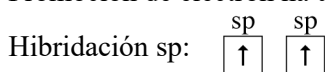
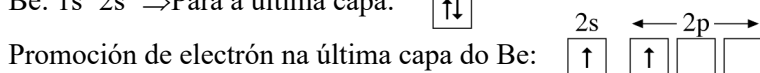
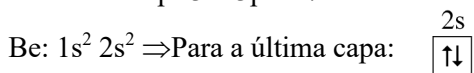
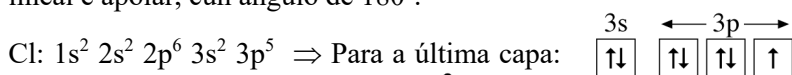
No  $\text{CO}_2$  o carbono forma dous enlaces dobres cos átomos de osíxeno. Consideramos cada enlace dobre como un par de electróns (os pares de electróns que forman os enlaces múltiples considéranse como un único par de electróns cando se distribúen), polo que teremos dous pares de electróns ao redor do átomo central que se colocarán opostos para que a repulsión entre eles sexa mínima. A xeometría será lineal.



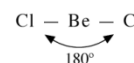
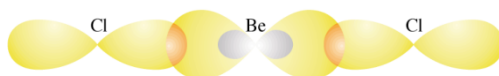
➤ **Explica a hibridación do átomo central na molécula de  $\text{BeCl}_2$ . (Xuñ-18)**

**Resolución:**

A hibridación propónse para explicar os resultados experimentais. En primeiro lugar, a partir da configuración electrónica supónse unha promoción de electróns a orbitais baleiros para explicar o número de enlaces, un electrón do orbital 2s do átomo de berilio pasa a un orbital 2p. Seguidamente estes orbitais hibridan mediante unha **hibridación sp** dando dous orbitais híbridos iguais entre si e distintos dos de partida. Cada orbital híbrido solápanse cun orbital 2p do cloro para formar os enlaces Be-Cl equivalentes e en liña dando lugar a unha molécula lineal e apolar, cun ángulo de  $180^\circ$ .



Xeometría lineal:



➤ **Dados os compostos HF e HCl xustifica cal presentará un punto de ebulición máis alto. (Xuñ-18)**

**Resolución:**

Ambos son compostos moleculares, polo que as diferenzas nos seus puntos de ebulición debemos buscalas nas diferenzas das forzas que unen as súas moléculas: forzas intermoleculares. HF e HCl están formados por moléculas polares. As moléculas polares do HCl mantéñense unidas mediante forzas dipolo-dipolo. As moléculas de HF establecen enlaces de hidróxeno entre as súas moléculas, xa que teñen un átomo de hidróxeno enlazado covalentemente a un átomo moi electronegativo e pequeno, o flúor. Como o enlace de

hidróxeno é máis forte que as forzas dipolo-dipolo, as moléculas de HF están unidas con máis forza que as de HCl, resultando máis difícil separar as moléculas de HF. Polo tanto, ten maior punto de ebulición o **HF**.

- **Responde á seguinte cuestión xustificando a resposta: os sólidos covalentes teñen puntos de fusión e ebulición elevados? (Set-18)**

**Resolución:**

Si. Nos sólidos covalentes os electróns de valencia dos átomos forman enlaces covalentes localizados, que unen os átomos dando lugar a redes tridimensionais perfectamente ordenadas e rixidas. A fusión e ebulición supón separar os átomos vencendo as forzas que os unen, enlaces covalentes. Por ser estas unións moi fortes, explícanse os seus altos puntos de fusión e ebulición.

- **Razoa se os seguintes enunciados son verdadeiros ou falsos:**

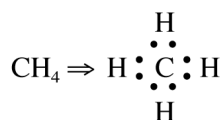
**a) Os metais son bos condutores da corrente eléctrica e da calor.**

**b) A molécula de metano é tetraédrica e polar. (Set-18)**

**Resolución:**

a) **Verdadeiro.** O enlace nos metais pode explicarse pola teoría do gas electrónico, que supón a estrutura do metal como nunha rede de ións positivos, formados polos núcleos e os electróns máis internos, bañada por un gas electrónico formado polos electróns de valencia de todos os átomos que se move libremente dentro da rede catiónica, permitindo que os metais conduzan a corrente eléctrica e a calor.

b) A estrutura de Lewis do metano é:



Para explicar a xeometría e a polaridade desta molécula podemos empregar a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

Vemos que o carbono ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como os catro pares son enlazantes, a xeometría da molécula será **tetraédrica**. Segundo esta xeometría, anuláanse os momentos dipolares dos enlaces, e a molécula será **apolar** ( $\mu = 0$ ).

- **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. (Xuñ-19)**

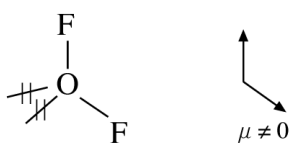
**Resolución:**





A unión entre átomos de elementos non metálicos é mediante enlaces covalentes nos que os átomos comparten electróns. Nesta molécula o osíxeno forma dous **enlaces covalentes** con dous átomos de flúor.

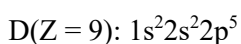
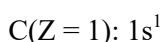
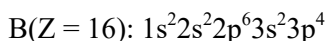
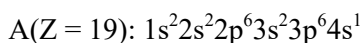
Segundo a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima. Na molécula de OF<sub>2</sub> os catro pares de electróns que hai ao redor do osíxeno terán **disposición tetraédrica** para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como dous dos pares non son enlazantes, a xeometría será **angular**. Debido á repulsión que exercen os dous pares de electróns non enlazantes sobre os enlazantes, os ángulos de enlace serán menores que os internos dun tetraedro (<109,5°). Os dous enlaces F-O son polares (por unir átomos de distinta electronegatividade) e, pola xeometría da molécula, non se anulan os seus momentos dipolares, resultando unha molécula **polar** ( $\mu \neq 0$ ).



- Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. Razoa que compostos se formarán entre B e C e entre D e A indicando o tipo de enlace. (Xull-20)

**Resolución:**

As configuracións electrónicas para estes átomos son:



Dada a configuración e a súa posición na táboa periódica, B e C son non metais. O elemento B ten na súa última capa 6 electróns, polo que necesita compartir 2 pares de electróns para adquirir a estrutura de gas nobre, o elemento C ten 1 electrón polo 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<sub>2</sub>B**.

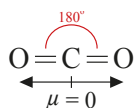
Dada a configuración e a súa posición na táboa periódica, A é un metal e D un no metal. O elemento A para adquirir configuración de gas nobre perderá un electrón formando o catión A<sup>+</sup> e o elemento D ganará un electrón formando o anián D<sup>-</sup>. Dado que forman ións estábeis, a unión será mediante **enlace iónico** formando o composto **AD**.

- Empregando a teoría da repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) razoe cal será a xeometría e a polaridade das moléculas BeI<sub>2</sub> e CHCl<sub>3</sub>. (Xull-20)

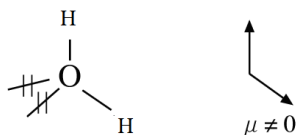
**Resolución:**

Comezamos por escribir as estruturas de Lewis destas moléculas para ver as unións que existen entre os átomos e a presenza de pares solitarios:





Na molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  os catro pares de electróns da capa de valencia do osíxeno distribúense tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como dous dos pares non son enlazantes, a xeometría será **angular**, cun ángulo de enlace inferior ao tetraédrico ( $< 109,5^\circ$ ) de  **$104,5^\circ$** , debido á maior repulsión entre pares electrónicos non enlazantes.



- b) Os puntos de ebulición en substancias covalentes moleculares dependen da unión entre as moléculas.

Na molécula de  $\text{CO}_2$  os momentos dipolares dos enlaces (C-O) anuláanse, pola disposición lineal destes, resultando unha molécula é apolar. As forzas intermoleculares entre moléculas apolares son forzas tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido, moi débiles.

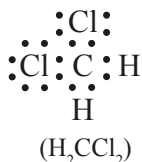
A molécula de auga é polar xa que pola xeometría angular os momentos dipolares dos enlaces (O-H) non se anulan. A unión entre as moléculas de auga é mediante enlaces de hidróxeno que son interaccións dipolo-dipolo de certa intensidade. Este tipo de enlace dáse entre moléculas covalentes polares que conteñen hidróxeno unido a un átomo de pequeno tamaño e moi electronegativo como o flúor, osíxeno ou nitróxeno.

Como o enlace de hidróxeno é unha unión intermolecular máis intensa que a unión dipolo instantáneo-dipolo inducido, a molécula de auga ten o punto de ebulición máis alto que o dióxido de carbono.

- **Razona que xeometría presenta a molécula de diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) e discute a polaridade da molécula. (Xuñ-21)**

**Resolución:**

Comezamos por escribir a estrutura de Lewis desta molécula para ver as unións que existen entre os átomos e a presenza de pares solitarios:

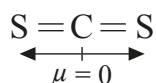


A TRPECV supón que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima. Aplicando esta teoría ao  $\text{H}_2\text{CCl}_2$  podemos deducir a súa xeometría. O carbono ten catro pares de electróns na capa de valencia, que se distribúen tetraedricamente para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como os catro pares son enlazantes, a xeometría da molécula será **tetraédrica**.

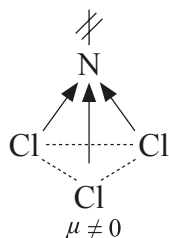


Para explicar a polaridade destas moléculas debemos coñecer a súa xeometría, para o que podemos empregar a teoría da repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), segundo a que os electróns da capa de valencia dun átomo, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

No  $\text{CS}_2$  o carbono forma dous enlaces dobres cos átomos de osíxeno. Consideramos cada enlace dobre como un par de electróns (os pares de electróns que forman os enlaces múltiples considéranse como un único par de electróns cando se distribúen), polo que teremos dous pares de electróns ao redor do átomo central que se colocarán opostos para que a repulsión entre eles sexa mínima. A xeometría será lineal. Os dous enlaces  $\text{C}=\text{S}$  son polares, por unir átomos de electronegatividades distintas, entón haberá dous vectores momento dipolar do mesmo módulo e de sentido contrario que se anulan, facendo que a molécula sexa apolar e non teña momento dipolar ( $\mu = 0$ )



No  $\text{NCl}_3$  o nitróxeno forma tres enlaces cos átomos de cloro e ten un par de electróns non enlazantes, polo que teremos catro pares de electróns ao redor do átomo central que se colocarán dirixidos cara aos vértices dun tetraedro para que a repulsión entre eles sexa mínima. Como un dos pares non enlaza, a xeometría será piramidal trigonal. O nitróxeno forma tres enlaces  $\text{N}-\text{Cl}$  que son polares, por unir átomos de distinta electronegatividade, resultando tres vectores momento dipolar que segundo a xeometría da molécula non se anulan, polo que esta molécula será polar e terá momento dipolar ( $\mu \neq 0$ ).



- b) A molécula de cloro,  $\text{Cl}_2$ , está formada por dous átomos de cloro. Pola súa posición na táboa periódica, o cloro é un no metal que ten 7 electróns na súa última capa e necesita compartir 1 par de electróns para adquirir a estrutura do gas nobre máis próximo, polo tanto os enlaces serán de tipo covalente. Unha propiedade deste tipo de substancia é ser mala condutora da electricidade.

O composto  $\text{CsCl}$  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  $\text{Cs}^+$  e o Cl ganhará un electrón formando o anión  $\text{Cl}^-$ , estes ións atráense formando unha rede iónica, é dicir, o  $\text{CsCl}$  é un composto iónico. Unha propiedade deste tipo de composto é ter un punto de fusión e ebulición elevado.

- **Xustifica o feito de que a molécula de  $\text{CO}_2$  sexa apolar mentres que a molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  é polar. (Xuñ-22)**



- **Aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) xustifica a xeometría electrónica e molecular das seguintes especies: tetrafluoruro de carbono e tricloruro de arsénico. (Xull-22)**

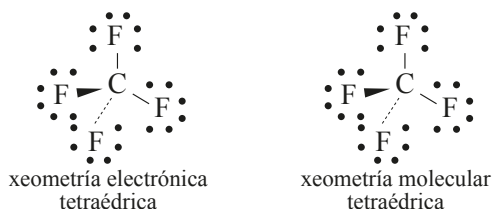
**Resolución:**

A teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) di que os electróns da capa de valencia do átomo central, agrupados por pares, se sitúan na forma xeométrica na que se atopan o máis lonxe posíbel, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

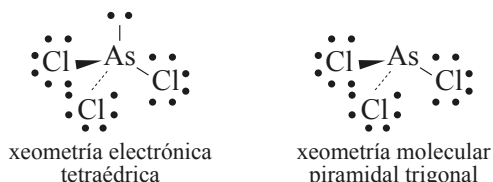
As estruturas de Lewis son as seguintes para estas moléculas é a que segue:



No caso de  $\text{CF}_4$  a molécula ten 4 pares de electróns arredor do átomo central de C. Segundo a TRPECV adoptan disposición tetraédrica para que a repulsión entre eles sexa mínima (xeometría electrónica **tetraédrica**). Como todos son enlazantes, a xeometría molecular tamén é **tetraédrica**.



No caso do  $\text{AsCl}_3$  a molécula ten 4 pares de electróns arredor do átomo central de As. Segundo a TRPECV adoptan disposición tetraédrica para que a repulsión entre eles sexa mínima (xeometría electrónica **tetraédrica**). Como tres pares son enlazantes e un par non enlaza, a xeometría molecular tamén é **piramidal trigonal**.



- **As temperaturas de fusión dos halóxenos que se observan experimentalmente son:  $\text{F}_2$   $-218^\circ\text{C}$ ,  $\text{Cl}_2$   $-101^\circ\text{C}$ ,  $\text{Br}_2$   $-7^\circ\text{C}$ ,  $\text{I}_2$   $114^\circ\text{C}$ . Xustifica razoadamente estes valores. (Xull-22)**

**Resolución:**

O flúor, cloro, bromo e iodo son compostos formados por moléculas diatómicas apolares, de modo que a única interacción entre ditas moléculas 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.

A intensidade destas forzas aumenta co tamaño das moléculas (e a masa molecular), polo que neste caso, a orde nas forzas de dispersión de London é  $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$ . Canto

maiores son estas forzas, máis enerxía haberá que subministrar para rompelas e fundir as sustancias, e máis elevado será o punto de fusión, de modo que os puntos de fusión varían na orde:  $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$ , tal e como evidencian os datos experimentais.