

1.-2017EA

C.1 Espezie kimiko hauek emanda:  $H_2S$ -a eta  $PF_3$ -a:

- a) Egin itzazu dagozkien Lewisen egiturak.
- b) Iragar ezazu espezie horien geometria, balentzia-geruzako elektro-bikoteen aldarapenaren teoria baliatuz.
- c) Arrazoitu ezazu ea molekula horietako bakoitza polarra ala ez-polarra den.

1)  $H_2S / PF_3$

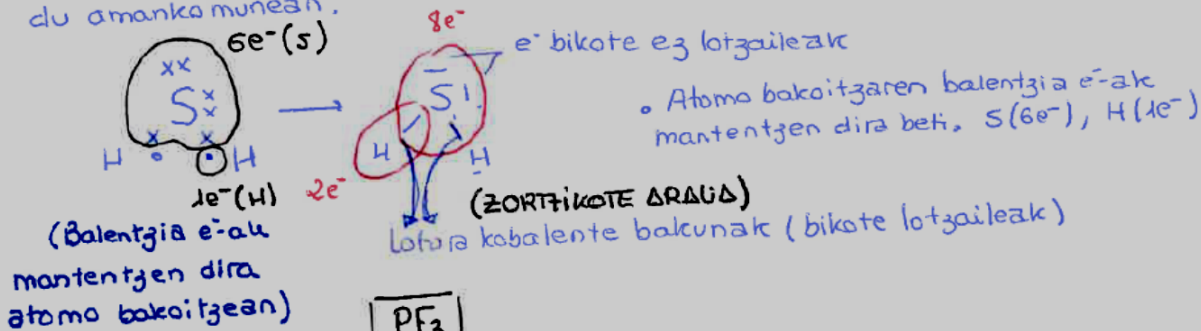
$H_2S$

a) lewis egiturak egiteko atomo bakoitzaren balentzia  $e^-$ -ak kontuz hartzen dira.

H:  $1s^1 \rightarrow$  falta gaio  $1e^-$  parekatzeko duen bakarra  $\rightarrow$  lotura kobalente sinplea osatuko du sujareekin.

S:  $[Ne] 3s^2 3p^4 \rightarrow 8e^-$  edukitzeko (zortzikote araua)  $2e^-$  falta gaizkia beraz bi lotura kobalente sinple osatuko ditu hidrogenoarekin, eta bere  $e^-$  desparekatuta parekatuta geratuko dira.

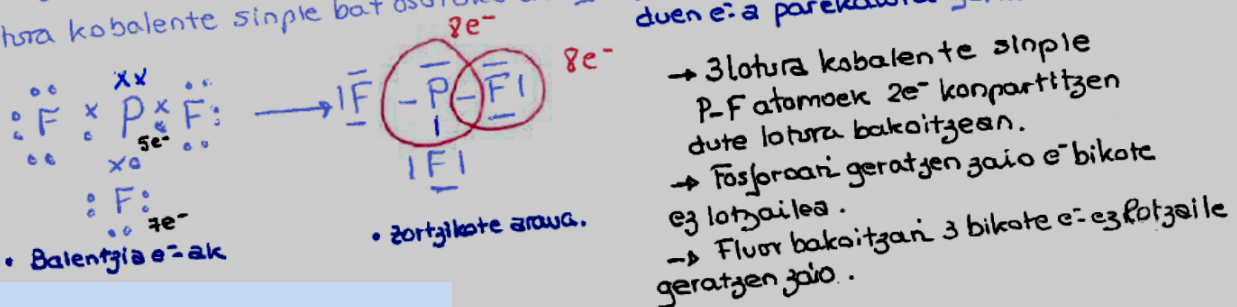
lotura kobalenteak osatzen dira H+ez metalaren loturak direlako, lotura bakoitzean  $2e^-$  konpartitzen dira eta inplikaturako atomo bakoitzak loturaren  $e^-$  bat jartzeko du amankomunean.



$PF_3$

P:  $[Ne] 3s^2 3p^3 \rightarrow 5e^-$  balentzia geruzan beraz 3 F-ekin osatuko ditu 3 lotura kobalente sinple eta  $e^-$  bikote ez lotzaileak geratuko gaio.

F:  $[He] 2s^2 2p^5 \rightarrow 7e^-$  balentzia geruzan  $1e^-$  falta gaio  $8e^-$  edukitzeko beraz lotura kobalente sinple bat osatuko du fosforoarekin, eta horrela desparekatuta duen  $e^-$  a parekatuta geratuko da.



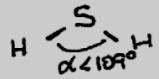
b) BHBA → molekulen geometria.

$\boxed{H_2S} \rightarrow AX_2E_2$   
 ↳ e<sup>-</sup> multzo ez lotzaileak 2  
 ↳ e<sup>-</sup> multzo lotzaileak 2  
 Δatomo zentralak (S)

⇒ Zerbaki esterikoa = 2 + 2 = 4  
 ⇒ Egitura tetraedrikoa (109°) ⇒ e<sup>-</sup> multzoen disposizio espaziala.

⇒ Molekularen geometria: e<sup>-</sup> bikote ez lotzaileen arteko aldarapenak >  
 e<sup>-</sup> bikote ez lotzaile - e<sup>-</sup> bikote lotzaile >  
 e<sup>-</sup> bikote lotzaile - e<sup>-</sup> bikote lotzaile.

Beraz, 2 multzo e<sup>-</sup> ez lotzaile dugunez aldarapen indarrak sendoenak direnez honek molekulan distorsio bat eragingo du eta atomoen arteko angelua  $\alpha < 109^\circ$ . Ondorioz, atomoen disposizio espaziala (geometria) angeluarra izango da.

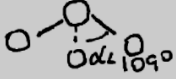


$\boxed{PF_3} \rightarrow AX_3E$   
 ↳ e<sup>-</sup> multzo ez lotzaileak 1  
 ↳ e<sup>-</sup> multzo lotzaileak 3

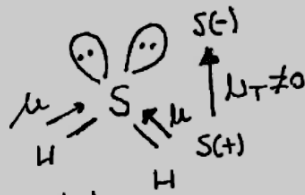
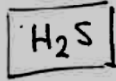
⇒ Z.e = 1 + 3 = 4

→ Egitura, e<sup>-</sup> bikote kopurua espazioan tetraedrikoa (109°)

→ Molekulen geometria: e<sup>-</sup> ez lotzaile - e<sup>-</sup> lotzailearen arteko aldarapenaren ondorioz molekulan distorsio bat jasango du angelua txikituz  $\alpha < 109^\circ$ , ondorioz atomoen disposizio espaziala piramidal trigonala izango da.

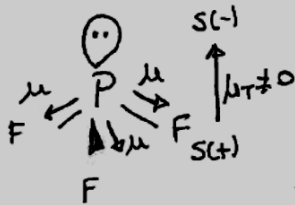


c) POLARITATEA



• Molekulan sortuko da momentu dipolar totala,  $e^-$  desplazatu ta egongo direlako sultzerantz. Bertan karga partzial negatiboa sortuko da eta hidrogenotan karga partzial positiboa.

- Loturak H-S polarak dira sultzeraren elektronegabitetea hidrogenoarena baino handiagoa delako.  $X_S > X_H$
- gainera sultzerak ditu  $2e^-$  multzo ez lotzaileak
- Molekulen geometriak ez ditu konpentsatzien sortzen diren momentu dipolarak eta ondorioz MOLEKULA POLARRA izango da. **DIPOLO BAT SORTZEN DA**



- $X_F > X_P \rightarrow$  Loturak polarak dira
- Fosforok bikote ez lotzaile duenez, geometriak ez ditu sortzen diren momentu dipolarak konpentsatzen eta lehen bezala molekula polarra izango da. karga partzial negatiboa  $S(-)$  eta positiboa sortuz. **DIPOLO BAT SORTZEN DA. Molekularen momentu dipolar totala ez da 0 izango.**

2.-2017UB

**G3.** Karbono dioxidoa (CO<sub>2</sub>) molekula apolarra da; ura (H<sub>2</sub>O), berriz, molekula polarra da.

a) Azaldu ezazu molekulen polaritatea, haien geometria kontuan hartuz.

b) Egiaztatu itzazu geometria horiek Lewis-en egiturak erabiliz eta balentzia-geruzako bikote elektronikoen aldaratze-teoria aplikatuz.

Arrazoitu zure erantzunak.

a) CO<sub>2</sub> → apolarra izateko molekula lineala izango da loturen momentu apolarra dipolarrak ezabatuzeko.

H<sub>2</sub>O → Polarra izateko molekula angeluarra izango da (μ) momentu dipolarrak anulatzen ez direlako.

b) KONPROBARKETA:

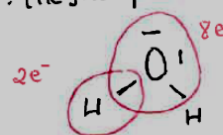
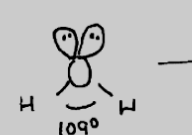
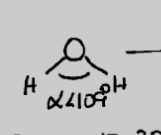
- C : [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> → 4e<sup>-</sup> falta jarraitu → 4 lotura kobalente → 2 oxigeno daudenez bi lotura kobalente bikoitza osatuko ditu. Horrela e<sup>-</sup> guztiak parekatuta izango ditu.
- O : [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> → 2e<sup>-</sup> falta jarraitu, beraz oxigeno bakoitzak bi lotura kobalente osatuko ditu karbonoarekin, parekatuzeko e<sup>-</sup> guztiak.

$\ddot{O} = C = \ddot{O}$  → AX<sub>2</sub> → lineala

$\mu \leftarrow \rightarrow \mu$   
X<sub>O</sub> > X<sub>C</sub>    X<sub>O</sub> > X<sub>C</sub>

Berdinak eta kontrakoak anulatzen dira, beraz lotura polarak dira atomoen elektronegati bidez desberdinak direlako, baina molekula polarra momentu dipolar totala 0 delako.

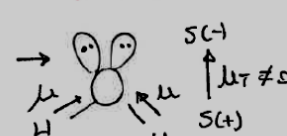
- H : 1s<sup>1</sup> → 1e<sup>-</sup> falta jarraitu → lotura kob. simple bat → e<sup>-</sup>ak parekatuta edukituzeko.
- O : [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> → 2e<sup>-</sup> falta jarraitu → 2 lotura kobalente simple → e<sup>-</sup>ak parekatzen dira.

 →  → 

Egitura tetraedrikoa (e<sup>-</sup> multzo dispartizio espaziala) AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>

Zerbaki estentzia → 2.e = 2+2 = 4  
↳ multzo lotzailerantziak  
↳ multzo egiatzaileak

Geometria angeluarra  
e<sup>-</sup> multzo egiatzaileen arteko aldaratzearen ondorioz molekulan distorsio bat eragiten da <math>\alpha</math> txikituz atomoen dispartizio espaziala angeluarra izango da.



Molekula polarra da.  
X<sub>O</sub> > X<sub>H</sub> → loturak polarak dira baina geometriak egin ditu momentu dipolarrak konpentsatu, ondorioz molekulan sarhuko da momentu dipolar totala, non S(-) e<sup>-</sup> multzo egiatzaileantzi orientatuta egongo da → DIPOLU BAT SORTZEN DA.

3.-2018EA

P2. Justifika ezazu molekula kobalente hauen geometria balentzia-geruzako elektroipareen arteko aldarapenaren teoria erabiliz.

a) Berilio dibromuroa.  
 b) Aluminio trikloruroa.  
 c) Silizio tetrakloruroa.  
 d) Azaldu, arrazoiatuz, zer indar motak garrantzi behar diren prozesu hauek egiteko: a) Izotza urtzea, b) Bromoa irakitea (Br<sub>2</sub>), c) Sodioa kloruroa urtzea.

**Be-aren hibridazioa sp:** orbital hibrido bakoitzean e<sup>-</sup> bat desparekatuta dago (energia berdinarekin)parekatzeko bromo bakoitzaren desparekatuta duen elektroiarekin. 2 lotura sinple (σ) osatzen dira.

a) BeBr<sub>2</sub>


Be : [He] 2s<sup>2</sup> → 2e<sup>-</sup> → Salbuespena da → 2e<sup>-</sup>ak erabiltzen ditu 2 Br-ekin lotzeko. ez ditu lortzen 8e<sup>-</sup>

Br : [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>5</sup> → 7e<sup>-</sup> balentzia geruzan → 1e<sup>-</sup> alta jario → Lotura kobalente bat egiteko sinplea. 8e<sup>-</sup> balentzia geruzan.

8e<sup>-</sup> 4e<sup>-</sup> 8e<sup>-</sup> → Balentzia geruzan.

1 Br - Be - Br → bi multzo lotzaile AX<sub>2</sub> → geometria lineala (180°)

- Bi lotura kobalente sinplea.
- Zenbaki esterikoa = 2 + 0 → multzo lotzaileak
- Kasu honetan e<sup>-</sup> multzoen egitura espazialak eta molekularen geometriak bat egiten dute.
- ↳ Ez lotzailerik ez dago atomo zentralean.



b) AlCl<sub>3</sub>

**Al-aren hibridazioa sp<sup>2</sup>:** orbital hibrido bakoitzean e<sup>-</sup> bat desparekatuta dago (energia berdinarekin)parekatzeko kloro bakoitzaren desparekatuta duen elektroiarekin. 3 lotura sinple (σ) osatzen dira.

b) AlCl<sub>3</sub>


Al : [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup> → 3e<sup>-</sup> → erabiltzen ditu partekatuzeko 3 kloroekin

Cl : [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> → 7e<sup>-</sup> → 1e<sup>-</sup> alta jario → Lotura kobalente bat

6e<sup>-</sup> 8e<sup>-</sup> 8e<sup>-</sup> 8e<sup>-</sup>

1 Cl - Al - Cl → AX<sub>3</sub> → geometria trigonal lara 120°

- ↳ hiru e<sup>-</sup> multzo lotzaile
- ↳ zenbaki esterikoa 3 → ez dagoelako e<sup>-</sup> multzo ez lotzailerik.



• 3 lotura kobalente sinple. osatzen dira.

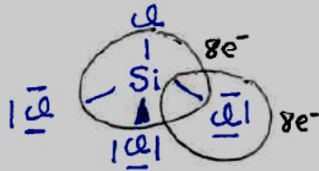
Si-aren hibridazioa  $sp^3$ : orbital hibrido bakoitzean  $e^-$  bat desparekatuta dago (energia berdinarekin) parekatzeko kloro bakoitzaren desparekatuta duen elektroiarekin.

4 lotura simple ( $\sigma$ ) osatzen dira.

c)  $SiCl_4$

Si:  $[Ne] 3s^2 3p^2 \rightarrow 4 e^-$  ak erabiltzen ditu 4 kloroekin lotzeko  $\rightarrow$  4 lotura kobalente.

Cl:  $[Ne] 3s^2 3p^5 \rightarrow 1 e^-$  altz gaito  $\rightarrow$  Cl bakoitzak lotura kobalente bat osatuko du.



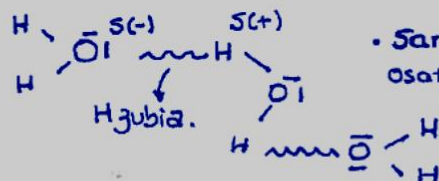
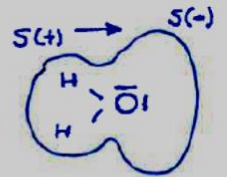
- Lau lotura kobalente simple osatzen dira beraz 4 multzo lotzaile
- Atomozentrolak ez ditu  $e^-$  multzo ez lotzaileak.
- Zenbaki esterikoa:  $4 + 0 = 4$  Tetraedrikoa. ( $109^\circ$ )
- $e^-$  multzo egitura espaziala tetraedrikoa eta  $e^-$  multzo ez lotzailearik ez dagoenez molekularen geometria (atomoen disposizio espaziala) TETRAEDRIKOA ere bai izango da.



d) d.a) Igotza urteaz

H<sub>2</sub>O. molekula kobalente polarra → Dipolatu sortzen dira

- H atomoa txikia erraz hurbiltzen da Oxigeno batena eta Van der Waalseko indar elektrostatikoak jaranga du, hidrogeno zubia, hain zuzen.
- Beraz, indar intermolekular hau, puskatuko da igotza urteaz.



- Sare moduko egitura osatzen da

d.b) Bromo irakitea (Br<sub>2</sub>)

Br<sub>2</sub> → Molekula kobalente apolarra |Br-Br| (elektronegati bitate berdina dutelako)

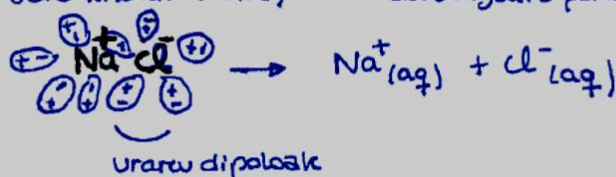
- Aldiune konkretu batean hodei elektronikoak desplaza daitezke eta aldiuneko dipolo bat osatuko da, honek inguruko beste molekula batean indugitzen du beste dipolo bat eta haien artean Van der Waals en erakarpen indar elektrostatikoak sortuko da ⇒ aldiuneko dipolaz - dipolo indugitua (London sakabaneta elektronikoak). Eta horrela prozesuzk jarraituko du.

→ Osu indar ahula denez berehala puskatzen da, eta hau puskatuko da irekitzean, ez lotura kobalentea.

d.c) NaCl urteaz.

NaCl konposatu ionikoa denez ioien arteko loturak erakarpen elektrostatikoak dira. Honen ondorioz, sare kristalino neutroa osatzen da.

Beraz, uretan lotura ionikoa puskatzen da eta ioiak askatzen dira sare kristalinoatik, ura disolbatzaile polarra delako.



4.-2018UA

G3. Espezie kimiko hauen artean: sodioa, metanoa, ura, potasio bromuroa eta neona, justifikatuz aukeratu:

a) Egoera solidoan eroalea ez den substantzia, baina bai egoera likidoan.  
 b) Hidrogeno-loturak ematen dituen konposatua.  
 c) Korrante elektrikoaren eroale ona dena.

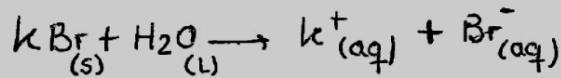
4 Na, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, KBr, Ne

a) Egoera solidoan ez da erablea, baina bai egoera likidoan.

• konposatu ioniko bat → KBr  $\left\{ \begin{array}{l} K^+ \\ Br^- \end{array} \right.$  → Ionen arteko erakarpen elektrostatikoa eragatik

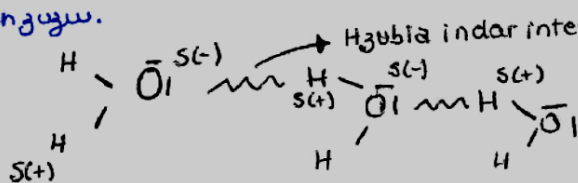
, sare kristalino bat osatzen da eta neutroa izango da, ez dagoelako ioirik aske, beraz solido egoeran ez da erablea.

• Egoera likidoan bai, ura disolbatzaile polarra denaz, orientazio egokiarekin, dipoloek sare kristalinoak ioiak askatzen dituztelako. Ondorioz, erablea da egoera likidoan, ioi aske dardelako.



b) Hidrogeno-loturak ematen dituen konposatua:

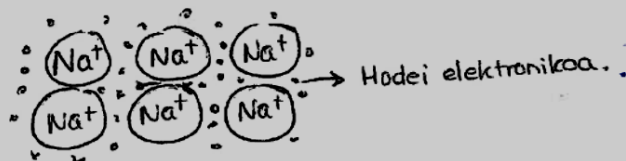
• H<sub>2</sub>O kobalente polarra delako eta H atomo txikia elektronegatibo batekin lotuta dagoenean (O, N eta F), eratzasuna dauka hurbiltzeko beste molekula baten eta Van der Waalsen erakarpen elektrostatikoa eragiten du, H lotura, <sup>oxigenara</sup> hain gutxi.



- Sare moduko egitura osatzen da.
- Intermolekularen artean jendaena da.

c) konposate elektrikoaren eroale ona: Metalak → Na

Metalak egitura solidoa dute non metalen atomoak beraien balentzia e<sup>-</sup>ak askatzen dituzten, katioiak osatuz. Askatutako e<sup>-</sup>ak hodei elektroniko bat osatzen dute eta etengabe higitzen katioien artean, horrela, egitura egonkarra mantentzen da. e<sup>-</sup>ak etengabe mugitzen ari direnez oso bero eta elektrizitate eroale onak dira.





5.-2018UB

G2. Elementu kimiko hauek emanda: B(Z=5), Cl(Z=17), H(Z=1) y S(Z=16):

- a) Marraztu BCl<sub>3</sub> eta H<sub>2</sub>S konposatuaren Lewisen egiturak.
- b) Adierazi bi konposatuaren geometria balentzia-geruzako elektroien aldarapen teoria erabiliz.
- c) Adierazi konposatuaren loturak ionikoak ala kobalenteak izango diren eta molekular polarrak izango diren ala ez.

B (Z=5) [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>1</sup> → 3 balentzia e<sup>-</sup>  
 Cl (Z=17) [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup> → 7 balentzia e<sup>-</sup>  
 H (Z=1) 1s<sup>1</sup> → 1 balentzia e<sup>-</sup>  
 S (Z=16) [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup> → 6 balentzia e<sup>-</sup>

**B-aren hibridazioa sp<sup>2</sup>:** orbital hibrido bakoitzean e<sup>-</sup> bat desperekatuta dago (energia berdinarekin)parekatzeko kloro bakoitzaren desperekatuta duen elektroiarekin. 3 lotura simple (σ) osatzen dira.

a)

- 3 lotura kobalente simple
- Boroak bere 3 balentzia e<sup>-</sup>ak erabiltzen ditu 3 kloroekin lotzeko. kloro bakoitzarekin 1e<sup>-</sup> konpartitzen du.
- kloroak partekatzen du e<sup>-</sup> bat Boroarekin, eta horrela 8e<sup>-</sup> lortzen ditu ezken geruzan (zortzikote araua)

H<sub>2</sub>S

- Bi lotura kobalente simple osatzen dira.
- Sulfuran geratzen gaizkia bi multzo e<sup>-</sup> ez lotzaile.
- Sulfurak hidrogeno bakoitzarekin 1e<sup>-</sup> partekatzen du.
- H-ak partekatzen du S-arekin duen e<sup>-</sup> bakarra.

b) BCl<sub>3</sub> → AX<sub>3</sub>  
 ↓  
 3 multzo lotzaile  
 ↓  
 Trigonal Laua (120°)  
 ↓  
 atomoen disposizio espazialak eta bikote elektronikoen orientazio espazialak bat egiten dute.  
 Egitura = geometria.

H<sub>2</sub>S → AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub> { 2 multzo lotzaile  
 2 multzo ez-lotzaile  
 • Zenbaki esteriko = 2+2 = 4  
 → e<sup>-</sup> multzoen egitura espaziala tetraedikoa 109°.

⇒ Molekularen geometria angeluarra α < 109°  
 • e<sup>-</sup> multzo ez lotzaileen arteko aldepenarengatik distorsio bat jasaten du molekular eta ondorioz angelua txikitzen da. Horregatik molekularen geometria ANGEWARRA DA

c) <sup>-</sup> POLARRITATEA ..

BCl<sub>3</sub>: Δ polarra da, nahiz eta B-Cl loturak polarrak izan (χ<sub>Cl</sub> > χ<sub>B</sub>) geometriak momentu dipolarrak konpentsatzen dituelako



c) μ<sub>T</sub> ≠ 0  
 μ<sub>T</sub> ≠ 0 → Momentu dipolar totala.  
 • Lotura polarrak eta molekula polarra geometriak ez dituelako konpentsatzen sortzen diren momentu dipolarrak. Dipolo bat sortuko da μ<sub>T</sub> ≠ 0.