

LOTURA KIMIKOA ARIKETAK ORRI (1)

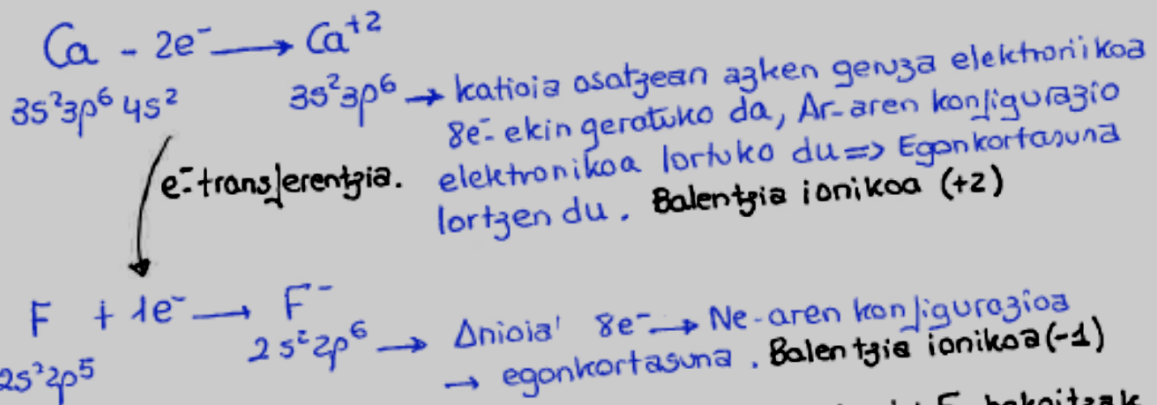
1.- Adieraz itzazu A eta B atomoen balentzia-elektroiak, azaldu bien artean eratuko den lotura-mota eta adierazi konposatuen formula. A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ B: $1s^2 2s^2 2p^5$

[1] Balentzia guzuzak kontuan hartuko ditugu aztertzeke zer lotura mota osatuko den:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^2$ PERIODOA : 4
 TALDEA : 2A (bur alkalinoa) $Ca \rightarrow$ Metala
 Balentzia elektroiak : $2e^-$ \rightarrow katioiak osatzeko joera

B: $1s^2$ $2s^2 2p^5$ PERIODOA : 2
 TALDEA : 7A (HALOGENOA) $\Rightarrow F \rightarrow$ Emetala
 Balentzia e^- -ak : $7e^-$ \rightarrow Anioiak osatzeko joera.

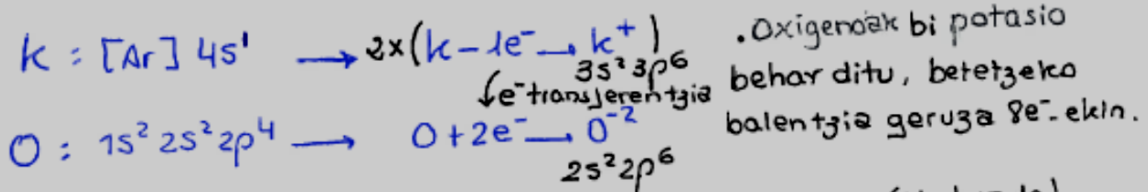
• Metal eta emetalen arteko lotura ionikoa izango da.



- katioiaren joera $2e^-$ galtzea da, beraz behar ditu bi F, bakoitzak elektro batekin nahikoa du egonkortasuna lortzeko.
- Jaien artean erakarpen indarra (indar elektrosztatikoa) sortzen da, hau da, lotura ionikoa, horrela konposatua neutroa izango da.
- Sare kristalino bat sortuko da non ioi bakoitzak ikur kontrako ioiez inguratuta egongo da. Horregatik konposatu ionikoak formula empirikoz adierazten dira. $(CaF_2)_n$
 \downarrow Erlazio minimoa atomoen artean. \rightarrow errepikapena

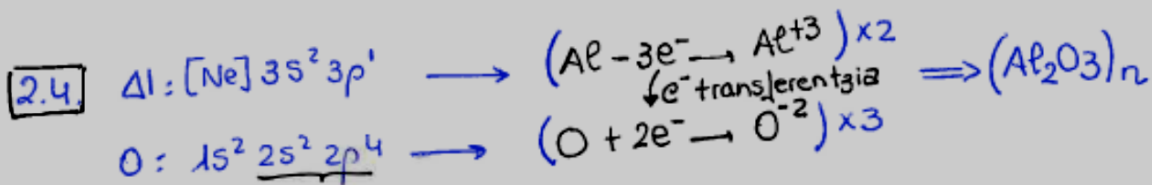
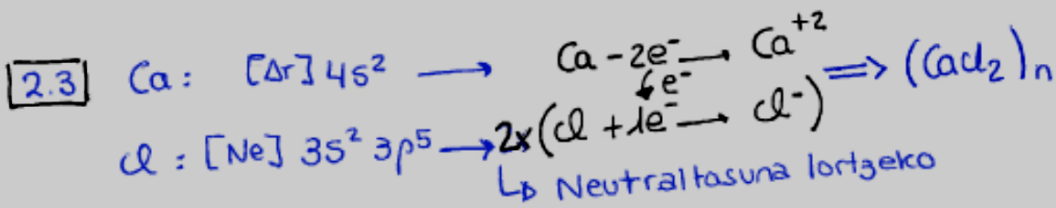
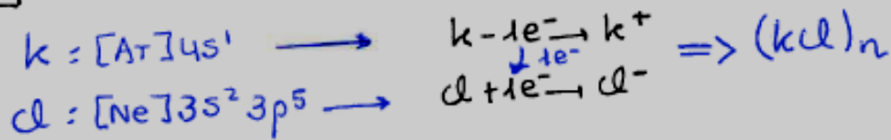
2.- Arrazoituz zer formula izango duten hurrengo osaturiko konposatu ionikoak: K eta Cl, Ca eta Cl, Al eta O.

2.1 K eta O → Metala + ez metala → LOTURA IONIKOA



$(K_2O)_n \Rightarrow$ konposatuaren formula empirikoa (Neutroa da)
 \Rightarrow ioien artean erakarpen elektrostatikoa sortzen da eta hau da lotura ionikoa.
 \Rightarrow sare kristalinoa osatuko da
 \Rightarrow Elektroi transferentzia erabatekoa da.

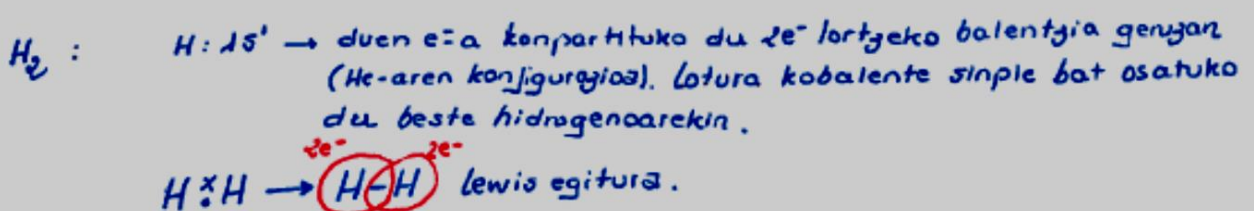
2.2 K eta Cl → Metala + ez metala → IONIKOA



Azalpenak 2.1. apartadua renak bezalakoa da.

3.- Adierazi, Lewisen diagramak erabiliz, hidrogeno molekula.

Sustantzia honek ez duite korrante elektrikorik garraiatzen, nola azaldu daiteke?



4.-Nola eratuko dira oxigeno eta nitrogeno molekularak?. Adierazi Lewisen diagramak erabiliz.

N_2 : $N: [He] 2s^2 2p^3 \rightarrow 5e^-$ balentzia geruzan, $3e^-$ falta zaizkio $8e^-$ edukitzeko, beraz $3e^-$ konpartituko ditu beste N-arekin eta $2e^-$ geratuko zaizkio konpartitu gabe. Lotura hitukoitza osatuko dute.

O_2 : $O: [He] 2s^2 2p^4 \rightarrow 6e^-$ balentzia geruzan, $2e^-$ falta zaizkio $8e^-$ edukitzeko, beraz $2e^-$ konpartituko ditu eta $4e^-$ geratuko zaizkio konpartitu gabe. Lotura kobalente bikoitza osatuko dute.

N_2 Lewis egitura: $|\text{N} \equiv \text{N}| \rightarrow$ Lewis egitura. Molekula kobalente apolarra osatuko da. $\mu = 0 \rightarrow \chi_N = \chi_N$

O_2 Lewis egitura: $|\ddot{O} = \ddot{O}| \rightarrow$ Lewis egitura. Molekula kobalente apolarra osatuko da. $\mu = 0 \rightarrow \chi_O = \chi_O$

- Bi kasuetan molekula apolarak dira, molekula bakoitzean inplikatur dauden atomoen elektronegativitatea berdina delako.

5.- Molekula hauek HF, Cl₂, O₂, HI zeintzuk dute lotura kobalente polarra?. Azaldu

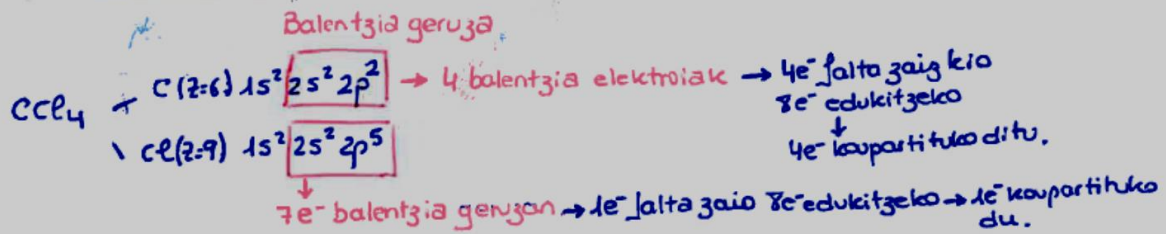
MOLEKULA	LEWIS EGITURA	MOLEKULAREN POLARITATEA
HF Hidrogeno-fluorua	H-F	$\delta(+)$ (H-F) $\delta(-)$ molekula polarra. $\mu \neq 0$ $\chi_F > \chi_H$
Cl ₂ kloroa	Cl-Cl	Cl-Cl molekula apolarra. $\mu = 0$ $\chi_{Cl} = \chi_{Cl}$
O ₂ oxigenoa	O=O	O=O molekula apolarra. $\mu = 0$ $\chi_O = \chi_O$
HI Hidrogeno-iodua	H-I	$\delta(+)$ (H-I) $\delta(-)$ molekula polarra. $\mu \neq 0$ $\chi_I > \chi_H$

- **Molekula polarrak:** HF, HI dipoloak osatzen dituzte, atomoen elektronegativitatea desberdina delako. karga partzialak sortzen dira molekulatan, hodei elektronikoa elektronegati'borantz desplazatuta dagoelako.
- **Molekula apolarrak:** Cl₂, O₂ dipolorik ez dute osatzen, atomoen elektronegativitatea berdina delako, molekula bakoitzean. karga partzialak ez dira sortzen molekulatan, hodei elektronikoa berdina sakabanatuta dagoelako bi atomoetan.

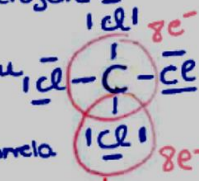
6.- Aztertu hurrengo molekulen lotura bakoitzaren polaritatea: CCl_4 ; HCN

*Loturen polaritatea jakiteko lehendabizi molekulen lewis egiturak egingo ditugu.

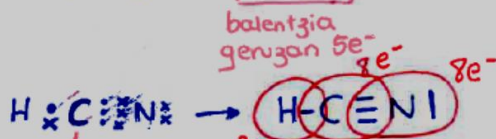
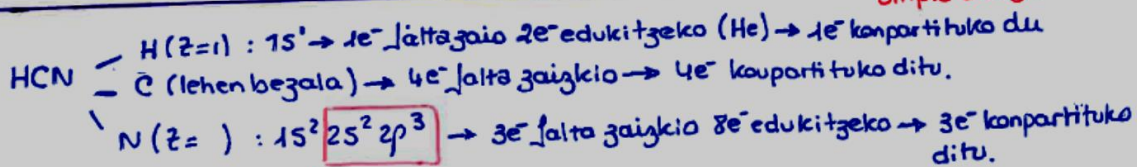
a) LEWIS EGITURAK



- karbonoari falta zaizkio $4e^-$, $8e^-$ edukitzeko azken geruzan horregatik dituen lauak konpartituko ditu kloroekin. Molekulan 4 Cl daudenez karbonoak $4e^-$ konpartituko du, kloro bakoitzarekin, 4 lotura kobalente simple osatuz.
- Fluor bakoitzak $1e^-$ konpartituko du karbonoarekin eta honela $8e^-$ ere bai lortuko ditu balentzia geruzan.

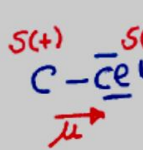
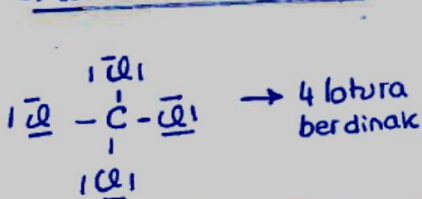


4 lotura kobalente simple osatzen dira

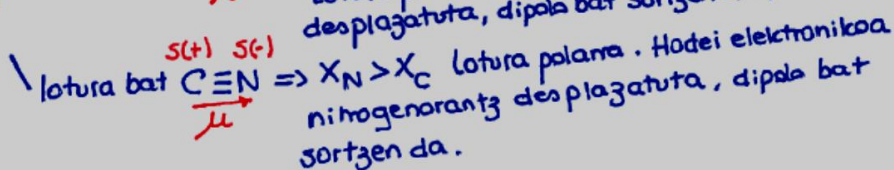


- Dituen $4e^-$ etatik $2e^-$ hidrogenoarekin konpartituko du lotura kobalente simple bat osatuz.
- $3e^-$ nitrogenoarekin konpartituko du lotura kobalente hiruak osatuz.

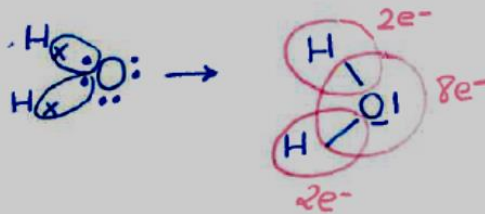
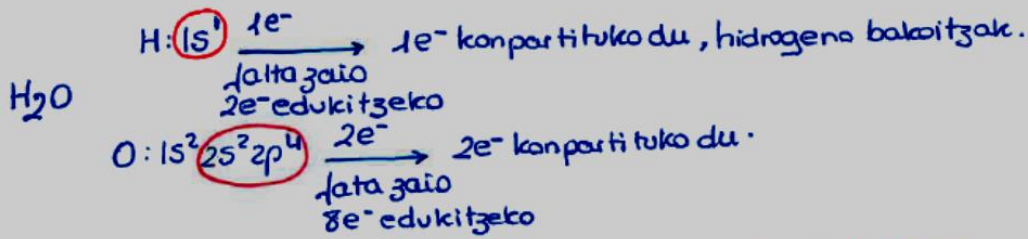
b) LOTUREN POLARITATEA



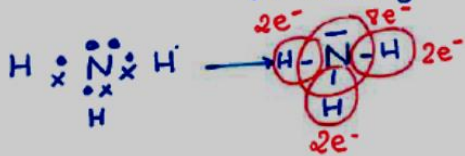
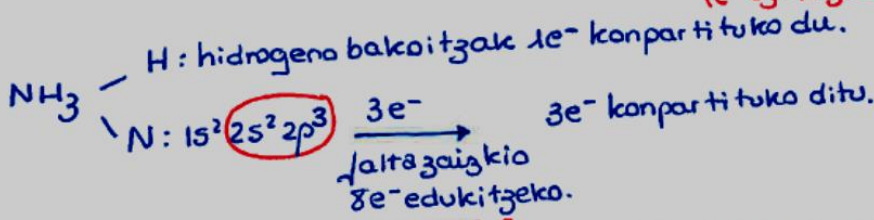
• kloroa karbonoa baino elektronegatiagoa denez $\chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{C}}$ gehiago erakartzen ditu konpartitutako e^- -ak. Hodei elektronikoa klororantz desplazatuta egongo da, ondorioz karga partzialak sortuko dira eta LOTURA POLARRA da. Dipola bat osatzen da.



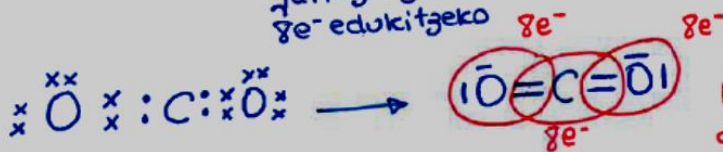
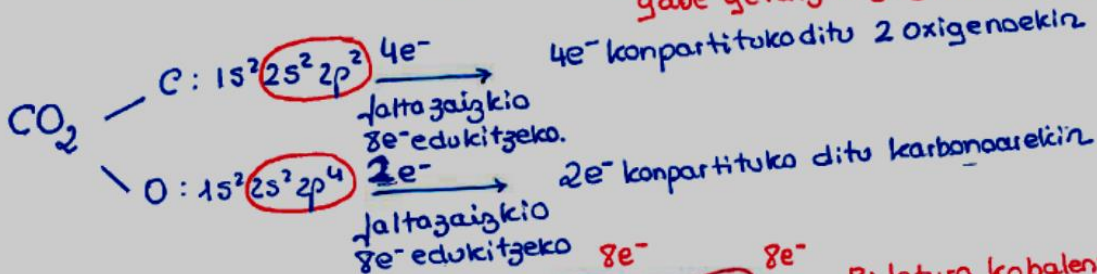
7.- Egin ezazu molekula hauen Lewis-en egiturak: H₂O, NH₃, CO₂, F₂, BF₃, SiO₂



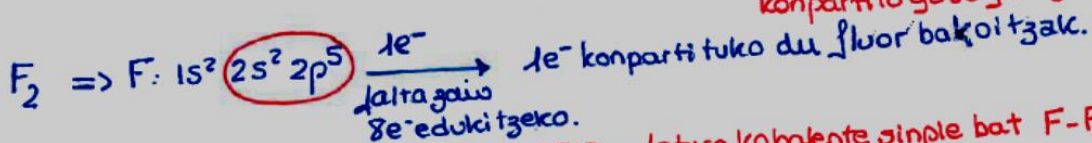
- Bi lotura kobalente simple H-O osatzen dira.
- Oxigenoari 4e⁻ geratzu zaizkio konpartitu gabe. (e⁻ ez-lotzaileak)



- Hiru lotura kobalente simple N-H osatzen dira.
- Nitrogenoari 2e⁻ konpartitu gabe geratzen zaizkio (e⁻ ez-lotzaileak)



- Bi lotura kobalente bikoitza C=O osatzen dira.
- Oxigeno bakoitzari 4e⁻ konpartitu gabe geratzen zaizkio.

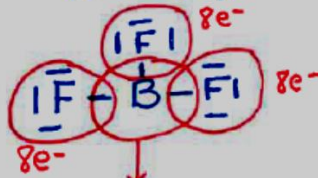


- Lotura kobalente simple bat F-F osatzen da.
- Fluor bakoitzari 6e⁻ geratzen zaizkio konpartitu gabe. (e⁻ ez-lotzaileak)

BF₃

B: $1s^2 2s^2 2p^1$ $\xrightarrow{5e^-}$ \downarrow $5e^-$ falta
 zaitzako ditu. Bakarrik 3 balentzia elektro
 $8e^-$ edukitzeko. Bakarrik 3 balentzia elektro
 $8e^-$ edukitzeko. konpartitzeko fluoroei

F: $1s^2 2s^2 2p^5$ $\xrightarrow{1e^-}$ \downarrow $1e^-$ falta
 zaitzako du. Bakarrik 1e⁻ konpartituko
 $8e^-$ edukitzeko. Fluor bakoitzak 1e⁻ konpartituko
 zaitzako du. Bakarrik 1e⁻ konpartituko
 $8e^-$ edukitzeko.

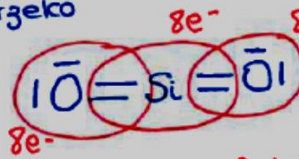


- Hiru lotura kobalente
 Simple B-F osatzen dira
- Fluor bakoitzari 6e⁻ ez-lotzailer
 geratzen zaitzako.

6e⁻ beraz ez du betetzen zortzikote
 araua, lewis-en salbuespena da.

SiO₂ - Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ $\xrightarrow{4e^-}$ \downarrow $4e^-$ falta
 zaitzako $8e^-$ edukitzeko. 4e⁻ oxigenoekin konpartituko
 ditu.

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ $\xrightarrow{2e^-}$ \downarrow $2e^-$ falta
 zaitzako $8e^-$ edukitzeko. 2e⁻ konpartituko ditu oxigeno bakoitzak
 silikonarekin.

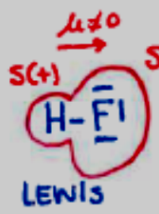


- Bi lotura kobalente
 bikoitza Si=O
 osatzen dira.
- Oxigeno bakoitzari 4e⁻ ez-lotzailer
 geratzen zaitzako.

8.-Molekula haueetatik: HF, Cl₂ ..

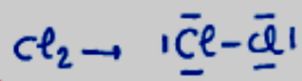
- Zer lotura mota osatzen dute atomoek molekula bakoitzean?
- Ordenatu irakite puntuaren arabera handienetik txikienera? Azaldu

a)

HF →  - Lotura kobalente sinplea
 - Molekula polarra da $\chi_F > \chi_H$
 - atomoen elektronegativitateak desberdina delako.
 - DIPOLOAK OSATZEN DITU

Hidrogeno fluarroa

• F: [He]2s²2p⁵
 • H: 1s¹

Cl₂ →  - Lotura kobalente sinplea.
 - Molekula APOLARRA da $\chi_{Cl} = \chi_{Cl}$
 - atomoen elektronegativitatea berdina delako.

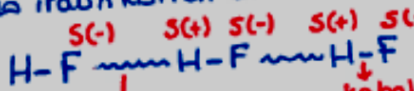
kloro

• Cl: [Ne]3s²3p⁵

b) Irakite puntua aztertzeke, Van der Waals indarrak aztertu behar ditugu:

HF → polarra da → molekulen arteko indarra dipolo-dipolo → H zubiak.
 Cl₂ → apolarra da → " " " " aldiuneko dipoloa-dipolo induzitua.

HF-k irakite puntua altuagoa izan du vander Waals indarra, nahiz eta ahula izan, Cl₂-rena baino sendoagoa da, energia gehiago beharrezkoa izango da dipolo iraunkorren arteko lotura puskatzeko.



Van der Waalsen lotura intermolekulara puskatuko da irakitean. (HIDROGENO ZUBIAK)
 kobalente sendoa, ez da puskatzen.

9.- Molekula hauen atomoen artean dauden loturak kobalente ez polarrak izanik, nola interpretatu taulan agertzen diren desberdintasunak?

Elementuak	Egoera fisikoa giro-T ^a	Fusio-T ^a
F ₂	Gasa	-220°C
Cl ₂	Gasa	-101°C
Br ₂	Likidoa	-7°C
I ₂	Solido	114°C

9

Talde bereko elementuak dira, taldea jaisteaz atomoek erradioa bati masa atomikoa handiagoak dituzte; molekulak gero eta mugortasun gutxiago izango du eta indar intermolekularrak gero eta sendoagoak dira. Horregatik, Br₂ likidoa da eta I₂ solidoa.

10.- Ondoko taulan hiru sustantziaren propietateak (giro temperaturan) dituzu. Zer substantzia mota dira? Azaldu eta adibide bana jarri.

Sustantzia	X	Y	Z
Urtze-T ^a	-78 °C	801 °C	1064 °C
Disolbagarritasuna uretan	Bai	Bai	Ez
Xaflakortasuna	Ez	Ez	Bai
Eroankortasuna: *solido egoeran	Ez	Ez	Bai
*disoluzioan	Bai	Bai	ez

10

Z : metala da, urtze puntua altua duelako, ez da uretan disolbatzen eta solido egoeran eroale ona delako. Hau dena betetzen da metalen katioiak egitura tridimentsionala osatzen dutelako, non e⁻ak sakabanatzen diren kationen artean egitura egonkorra osatuz. Adibidez: Au, Ag....

Y : Solido ionikoa da. Iaien arteko erakarpen elektrostatiakoak ematen dira, sare tridimentsionalak osatuz. Horregatik, urtze puntua altua dute (ez aurrekoan bezain altua), lotura ionikoa sendoa delako. Ura, disolbatzaile polarra denaz, ioiak separatu dituzten saretik eta horregatik, disolbatuta eroalea da. Solido egoeran ez da eroalea, ioiak mugitu ezinik daudelako, ioi bakoitzak ikur kontrako ioiez inguratuta daugelako. Adibidez: NaCl, KI...

A : konposatu kobalente polarra. kobalentea da urtze puntua baxua duelako. Eta polarra da, uretan disolbatzen delako eta ura polarra da, horregatik eroalea da disoluzioan, ioi aske egongo direlako. Indar intermolekularak (Van der Waals) dipolo-dipolo erakarpenak izango dira eta horregatik, Zeta Y-rekin konparatuz, urtze puntua baxuagoa da indarrak ahulak direlako. HF; HCl; HCN; H₂O; NH₃

11.- Ondoko zerrendan agertzen diren konposatuetatik esan zeintzuk diren solido ionikoak eta zeintzuk ez.

Konposatua	Fusio-T ^a °C-tan	Irakite-T ^a °C-tan	Disolbagarritasuna	Eroale sólido egoeran	Eroale likido egoeran	Eroale disoluzioan
KI	681	1330	Bai	Ez	Bai	bai
ZnCl ₂	283	732	Bai	Ez	Bai	Bai
CaO	2614	2830	Bai	Ez	Bai	Bai
SO ₂	-73	-10	Ez	Ez	Ez	Ez
CS ₂	-111	46	Ez	Ez	Ez	Ez

$KI, ZnCl_2, CaO$: Solido ionikoak
 SO_2 : kobalentea polarra $\rightarrow \overset{\ominus}{O} = \overset{\ominus}{S} = \overset{\oplus}{O}$ \rightarrow $\overset{\ominus}{O} = \overset{\ominus}{S} = \overset{\oplus}{O}$ Loturen polaritateak ez dira egabatzen. MOLEKULA POLARRA.
 CS_2 : kobalente apolarra $\rightarrow \overset{\ominus}{S} = C = \overset{\ominus}{S}$ Loturen polaritateak egabatzen dira, geometria lineala delako, MOLEKULA APOLARRA.

12.- Hurrengo substantziak emanda: PH₃, CaS, SH₂.

- Zer lotura motak daude atomoen artean? Eta molekulen artean?
- Aipa itzazu sustantzia bakoitzari dagozkion propietateak.

MOLEKULA	LOTURA ATOMOEN ARTEAN	LOTURA MOLEKULEN ARTEAN (van der Waals)	PROPIETATEAK
• P: [Ne]3s ² 3p ³ • H: 1s ¹ $x_p \rightarrow x_H$ $H - \overset{\ominus}{P} - H$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad H$ (FOSFINA)	3 kobalente sinplea eta polarra e ⁻ en arteko aldarapenarengatik polaritate mantentzen da.	Molekula polarra da dipolo-dipolo	- Eroaleak dira H ₂ O-n disolbatuta. - Upeko i.p. baxuak gara da (toxikoa).
• Ca: [Ar]4s ² (Ca - 2e ⁻ → Ca ⁺²) • S: [Ne]3s ² 3p ⁴ (S + 2e ⁻ → S ⁻²) (CaS) _n (kaltzio sulfuroa)	Lotura ionikoa (ioien arteko erakarpen elektrostatiakoak) sare kristalinoa osatzen da.	—	- Eroaleak urretan disolbatuta, solido egoeran ez ioiek mugikortasunik ez dutelako. - U.p. eta i.p. altuak lotura luzea delako eta ondorioz solidoak dira.
• S: [Ne]3s ² 3p ⁴ • H: 1s ¹ $x_S \rightarrow x_H$ $H - \overset{\ominus}{S} - H$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad H$ Es da lineala e ⁻ en arteko aldarapenarengatik. Horregatik lotura polarra eta molekula ere bai. (Hidrogeno sulfuroa)	2 lotura kobalentea eta polarra.	Molekula polarra da dipolo-dipolo.	- PH ₃ -renak bezalakoak - H ₂ S garatsua eta toxikoa

13.- Sustantzia pare hauen artean, zeini dagokio fusio-tenperaturarik handiena? Azaldu.

- NaCl ala H₂O
- He ala HCl
- Cl₂ ala KI
- Fe ala HBr

NaCl ionikoa
H₂O kobalente polarra } $U.P_{NaCl} > U.P_{H_2O}$
↳ sare kristalinoa puskatzeko energia gehiago behar du.

He → gasa ez du osatzen loturarik → atomoen artean aldiuneko dipolaa-dipolo induzitua
HCl → kobalente polarra → intermolekularra dipolo-dipolo
 $U.P_{HCl} > U.P_{He}$
↳ dipolo-dipolo sendagoa delako, london sakabanaketaren indarra baino.

Cl₂ → gasa, lotura kobalente polarra → intermolekularra (london
KI → ionikoa, ioien arteko erakarpena → sare tridimentsionala
 $U.P_{KI} > U.P_{Cl_2}$
↳ lotura ionikoa sendagoa delako.

Fe → lotura metalikoa, solidoak
HBr → kobalente polarra → Vander Waals intermolekularra dipolo-dipolo
 $U.P_{Fe} > U.P_{HBr}$
↳ metalikoa sendagoa delako (solidoa delako)

14.- Sustantzia hauek ditugu: ura, potasio ioduroa aluminioa, helioa.

Ea ezagutzen dituzun hurrengo propietateak emanda.

- Fusio-tenperatura handia duen eta uretan disolbatzen ez den solidoa da.
- Eroale elektrikoa ez den solidoa da, uretan disolbagarria eta disoluzioan eroale ona.
- Oso tenperatura baxuan urtzen den likidoa da eta bere molekulak Van Der Waals-en indarren bidez lotuta daude.

H₂O : 3. propietatea → kobalente polarra.
Ura

KI : 2. propietatea → lotura ionikoa
Potasio Ioduroa

Al : 1. propietatea → lotura metalikoa.
Aluminioa

He : batez.
Helioa

15.- Ondoko molekula hauek Lewis-en diagramak erabiliz adierazi: karbono dioxidoa eta ur oxigenatua. ¿ Zer egoera fisikotan egongo dira giro tenperaturan? Azaldu.

15

$\text{CO}_2 \rightarrow \text{O}=\text{C}=\text{O}$

karbono dioxidoa

lotura lotura polarra polarra

polaritate berdinak eta kontrakoak ezabatzen dira $\mu_r = 0$

- 2 lotura kobalente bikoitzak osatzen dira
- Lotura polarra
- Molekula APOLARRA

Molekulen arteko loturak aldiuneko dipola-dipola induzitua ahulena da eta berehala puskatzen dira, beraz gasa izango da giro tenperaturan. Dipola horiek berehala desagertuko direlako.

$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ Likidoa

- Hidrogeno peroxidoa
- Dihidrogeno dioxidoa
- ur oxigenatua
- Hidrogeno zubiak osatzen ditu likido egueran. Hontzatik u.p = 100°C
- Molekula polarra da.

$\mu_r \neq 0$

Hidrogeno zubiak

16.- MgCl_2 eta CO_2 konposatuak ditugu. Azal ezazu nola ematen diren loturak bi konposatuetan eta arrazoitu konposatu horien egoera fisikoa.

16

$\text{Mg} - 2e^- \rightarrow \text{Mg}^{+2}$
[Ne] 3s² KATIOIA [Ne]

$\text{Cl} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$
[Ne] 3s² 3p⁵ ANIOIA [Ne] 3s² 3p⁶

→ Mg bakoitzak 2 kloro behar ditu berak galduzako elektroiak kloroek hartzeko: MgCl_2 lotura ionikoa solidoa izango da, sare kristalinoa osatuko delako. (Magnesio dikloruroa) Magnesio kloruroa

$\text{CO}_2 \rightarrow e^-$ ak konpartitzen dira $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ kobalente apolarra eta molekulen arteko lotura aldiuneko dipola-dipola induzitua, ahulena da beraz gasa izango da dipola horiek berehala desagertuko direlako.

17.-Azaldu Pb, NaCl, I₂ konposatueta ematen diren atomoen arteko loturak eta determina itzazu ondoko kasu hauetan apurtuko diren loturak.

- a) Sodio kloruroa funditu edo urtzean
- b) Iodoa baporizatzean
- c) I⁻ -aren molekulak atomo bihurtuz disoziatzean.

a) NaCl urtzean lotura ionikoa puskatuko da ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$)
(Sodio kloruroa)

b) I₂ lotura kobalente apolarra $\text{I}-\text{I}$ indar intermolekularra, Van der Waals, aldiuneko dipoloa - dipolo induzitua (London sakabanaketa indarra) eta baporizatzean hau puskatuko da. $\text{I}-\text{I} \rightsquigarrow \text{I}-\text{I} \rightsquigarrow \text{I}-\text{I}$
(Iodoa)
Van der Waals.

c) I₂ → 2I kasu honetan lotura interatomikoa puskatuko da, hau da, lotura kobalentea $\text{I} \downarrow \text{I} \rightsquigarrow \text{I} \downarrow \text{I} \rightsquigarrow \text{I}-\text{I}$
KOBALENTE

I₂ : iodo molekularra
I : iodo atomikoa