

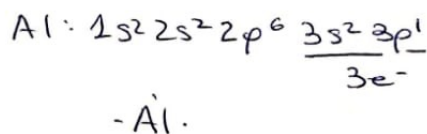
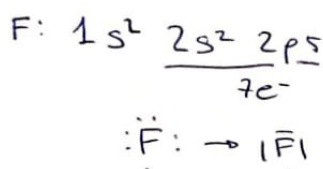
9. LOTURA KIMIKOA

Lotura kimikoa

- Atomoa, ioia edo molekulen arteko elkarketa da.
- Lotura mota geruzarik kanpokoarenaren banaketa elektronikoaren arabera da. Geruzarik kanpokoena **balentzia-geruza** deitzen da eta hor dauden elektroiak **balentzia-elektroiak**.
- Atomo guztiek gas nobleen konfigurazio elektronikoa lortzeko joera dute (haien bezain egonkorak izateko), beraz atomoek elektroiak hartu, galdu edo konpartituko dituzte zortzi balentzia-elektroiez inguratuta geratu arte. Orduan esaten da **zortzikotearen araua** betetzen dela.
 - Salbuespenak:

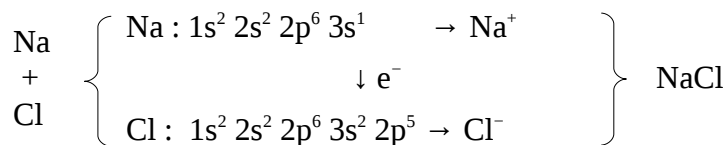
H → 2e ⁻
B → 6e ⁻
S → 12e ⁻
P → 10e ⁻

 (PCl₃ → normala)
- Balentzia elektroiak adierazteko Lewis-en puntuzko diagramak erabiltzen dira.



Lotura ionikoa

- Oso elektronegatibotasun ezberdina duten bi elementuen arteko lotura da.
- EZ-METAL + METAL
- Lotura ionikoa ondoko eran eratzen da:
 - Elementu batek elektroiak galdu (katioi bihurtu) eta besteak elektroirik irabaziko ditu (anioi bihurtu).
 - Ioien arteko erakarpen elektrostatikoa gertatzen da lotuta utziz.



- Elementuak ioia eratzeko galtzen edo irabazten duen elektroirik kopuruari elektrobalentzia deitzen zaio.
- Konposatu ionikoak solidoak dira eta sare kristalino erregularrak osatzen dituzte.

Lotura kobalentea

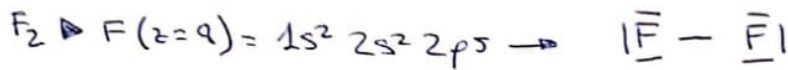
EZ-METAL + EZ-METAL

↓
(salbuespenak: BeCl₂)

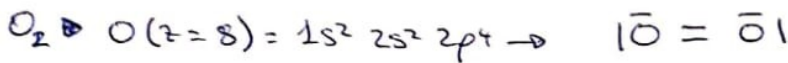
Lewis teoria

- Bi atomok elektroiak konpartitzean (elektroi-parea) sortzen den lotura da. Lotura kobalente batean atomo bakoitzak elektroi-bana ipintzen du eta bi atomoen nukleoek elektroi-parearen gaineko erakarpen indarrak eragingo dituzte atomoak lotuta utziz.
- Elektroi-pareak Lewis-en puntuzko diagrama bidez:

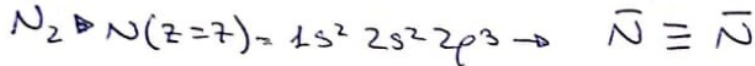
- Lotura kobalente komuna:



- Lotura bikoitza:



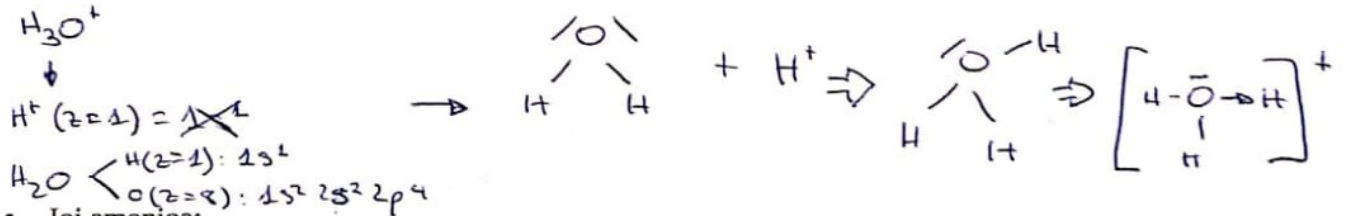
- Lotura hirukoitza:



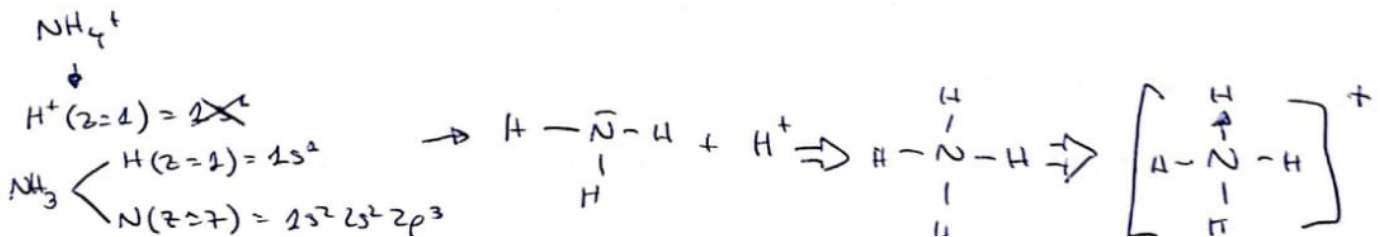
Lotura kobalente koordinatua edo datiboa

Gerta daiteke atomo batek partekatzeko elektroiak ez edukitzea, kasu hauetan elektroi-parea atomo bakar batek emango du (hain zuzen ere, libre daukan elektroi pare bat).

- Ioi hidronioa:



- Ioi amonioa:



Erresonantzia

Molekula kobalente batzuk Lewis egitura batzuen bidez adierazita daude.

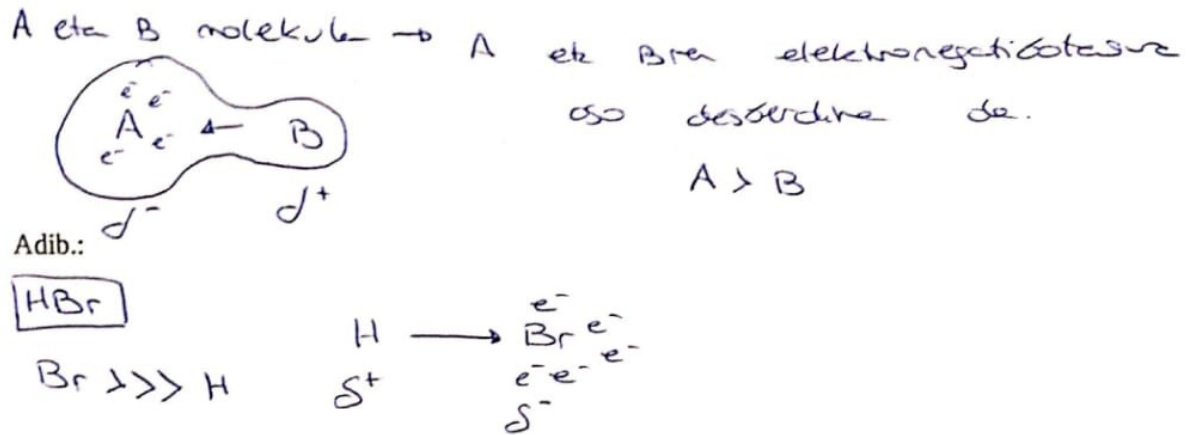


Egitura biak existitzen dira, aldi berean, eta benetako molekula egitura horien arteko nahasketa da eta **erresonantzia hibridoa** deitzen zaio.

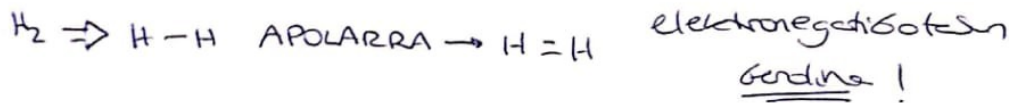
Lotura polartasuna

Lotura kobalenteetan parte hartzen duten atomoen elektronegativotasuna desberdina denean, lotura kobalentea osatzen duten elektroi-parea elektronegativotasun handiagoko atomoaren nukleotik hurbilago egoteko joera du.

Horrela izanda, **dipolo elektrikoa** sortzen da (kargak banatuta daude) eta esaten da molekula **polarra** dela.



Elektronegativotasun berdineko atomoak elkartzean, ordea, lotura apolarra izango da eta molekula baita.



DIPOLO ELEKTRIKOA $\rightarrow \vec{\mu}$ MOMENTU DIPOLARRA : polartasuna kalkulatzeko indarra, elektroiak hartzeko indarra.

$$\boxed{\vec{\mu} = \delta \cdot \vec{d}} \left\{ \begin{array}{l} \bullet \delta : \text{elektroiaren kargaren dentsitatea} \\ \bullet \vec{d} : \text{nukleoen arteko distantzia} \end{array} \right.$$

Molekulen arteko elektronegativotasunaren aldakuntza $\uparrow \uparrow \rightarrow \delta \uparrow \rightarrow d \uparrow$
(izan ere, elektroi hodeia handiagoa bada aldarapen indarra handiagoa izango da)

Atomoen arteko elektronegativotasun aldea zenbat eta handiagoa izan, orduan eta polartasuna handiagoa izango da, eta esaten da lotura ioniko izaera duela molekulak.

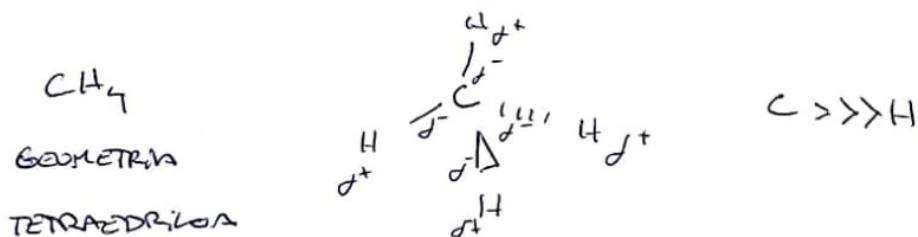
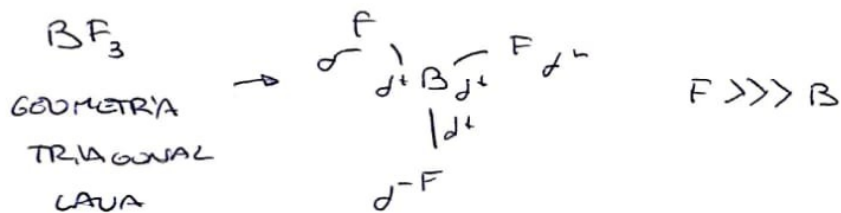
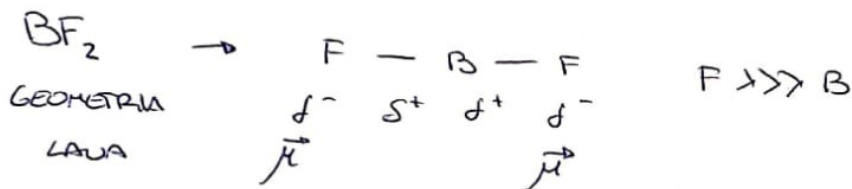
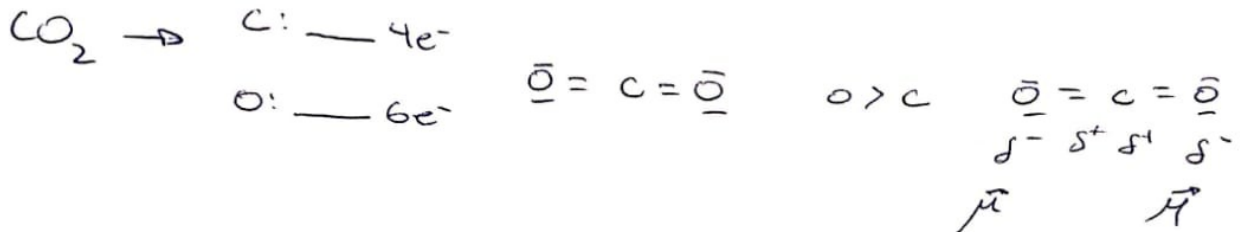
Horrela begiratuta, esan dezakegu lotura ionikoa polartasunik handieneko lotura kobalentea dela.

Molekula baten polartasuna

Normalean, lotura polarra duen molekula bat molekula polarra da, baina beti ez da horrela izaten.

Geometriaren arabera, batzuetan lotura polarreko molekula batzuk apolarrak dira, momentu dipolar bektoreak ezeztatzen direnean.

$$\mu_{TOTAL} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = 0$$

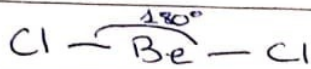
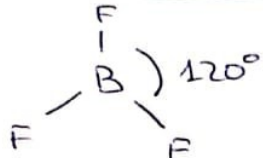
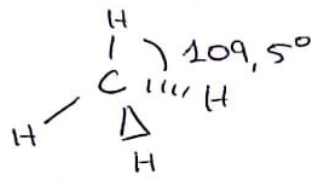
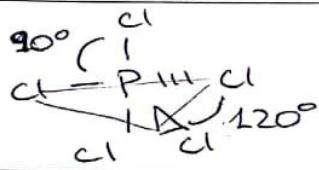
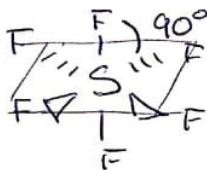


LOTURA POLARRAK baina MOLEKULA APOLARRAK

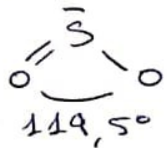
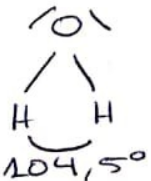
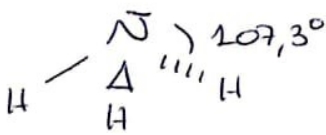
$$\vec{\mu}_{TOTAL} = 0$$

Molekulen geometria

→ Atomo zentralak bikote lotzaileak: elektroien pareen artean aldarapen elektrostatikoa egongo da eta, beraz, espazioan ahalik eta urrunen kokatuko dira.

AB ₂		LINEALA
AB ₃		TRIAGONAL LAUA
AB ₄		TETRAEDRIKOA
AB ₅		BIPIRAMIDAL TRIAGONALA
AB ₆		OKTAEDRIKOA

→ Atomo zentralak bikote lotzailea + askeak: elektroien pare askeek aldarapen indar handia dute eta lekua okupatzen dute.

SO ₂		ANGELUARRA
H ₂ O		ANGELUARRA
NH ₃		PIRAMIDAL TRIAGONALA

Lotura metalikoa

METAL + METAL

Hodei elektronikoaren eredia

Egitura metalikoa azaltzen duen eredurik sinpleena da.

Metalek elektroiak emateko joera dute, beraz, balentzia-orbitalak hutsik geratzen dira. Horrela, ioi positiboak eratzen dira eta askatutako elektroiak hauen artean (libre geratzen diren orbitalen artean) mugitzen dira, hodei bat osatuz.

Eredu honek oso ondo azaltzen du metalen eroaletasun elektrikoa.

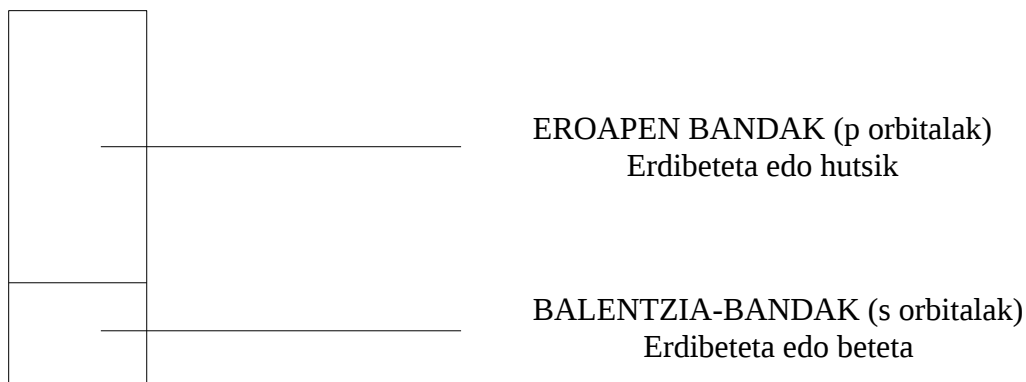
Metalek sare geometrikoak osatzen dituzte. Izan ere, atomo bakoitzaren inguruan dagoen atomoa kopurua, koordinazio indizea (Ic), handia izaten dute.

Banden eredia

Teoria honek metalen eroankortasuna azaltzen du eta hodei elektronikoaren eredia baino zehatzagoa da. Eredu honen arabera atomoetako orbital atomikoak (batez ere, s eta p) konbinatu egiten dira, orbital molekularrak osatzen. Horrela, orbital atomikoak izateari utzi eta orbital molekularrak geratuko dira.

Orbital molekular hauen energia mailak desberdinak dira baina haien arteko distantzia oso hurbila da. Haei BANDA deritze eta bi motatakoak izan daitezke:

- Balentzia-banda
- Eroapen banda

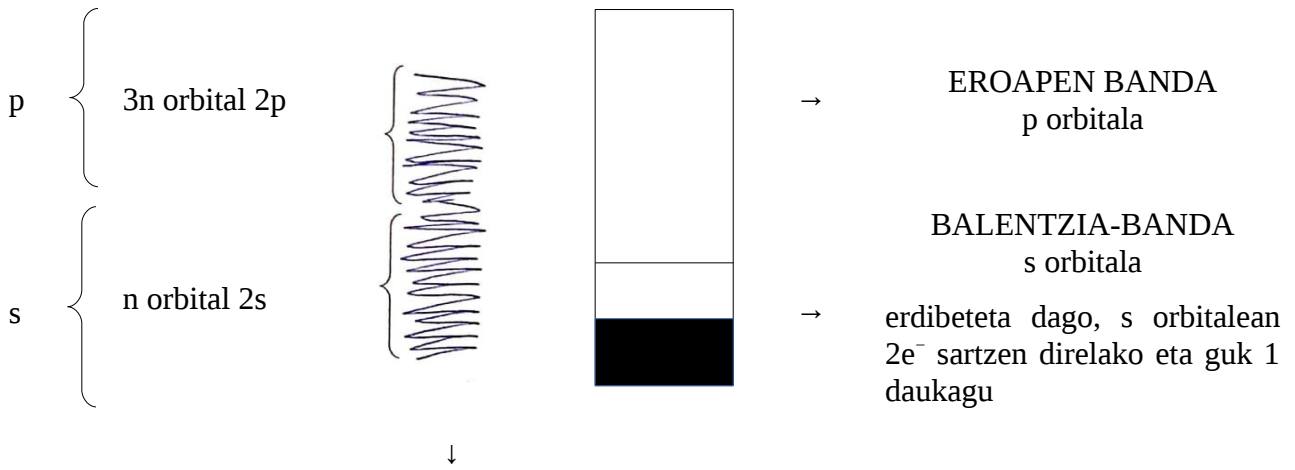


Elektroiak balentzia-bandan daude (eroapen banda ere ere erdibeteta egon daiteke) eta naiz eta p orbitalak hutsik egon existitzen dira, beraz, eroapen banda osatuko dute.

→ **Eroaleak** (Adib.: Li)

Li (z=3) : $1s^2 2s^1 \underline{2p_x^0 2p_y^0 2p_z^0}$ → hutsik daude baina eskuragarri

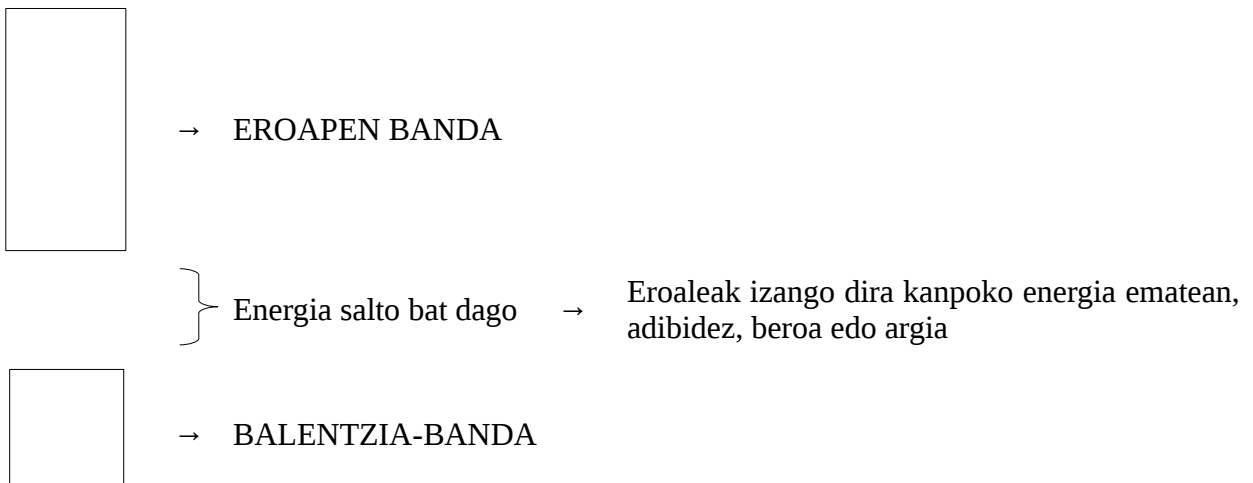
Demagun n atomo Li ditugula $\left. \begin{array}{l} n \text{ orbital} \\ \text{atomiko } 2s \\ 3n \text{ orbital} \\ \text{atomiko } 2p \end{array} \right\} \text{Konbinatzen dira } n \left. \begin{array}{l} \text{orbital} \\ \text{molekularrak} \\ \text{osatzeko} \end{array} \right\} \text{BANDAK} \left. \begin{array}{l} \text{Energia maila} \\ \text{desberdinak} \\ \text{daude, baina bata} \\ \text{bestearen os hurbil} \end{array} \right\}$



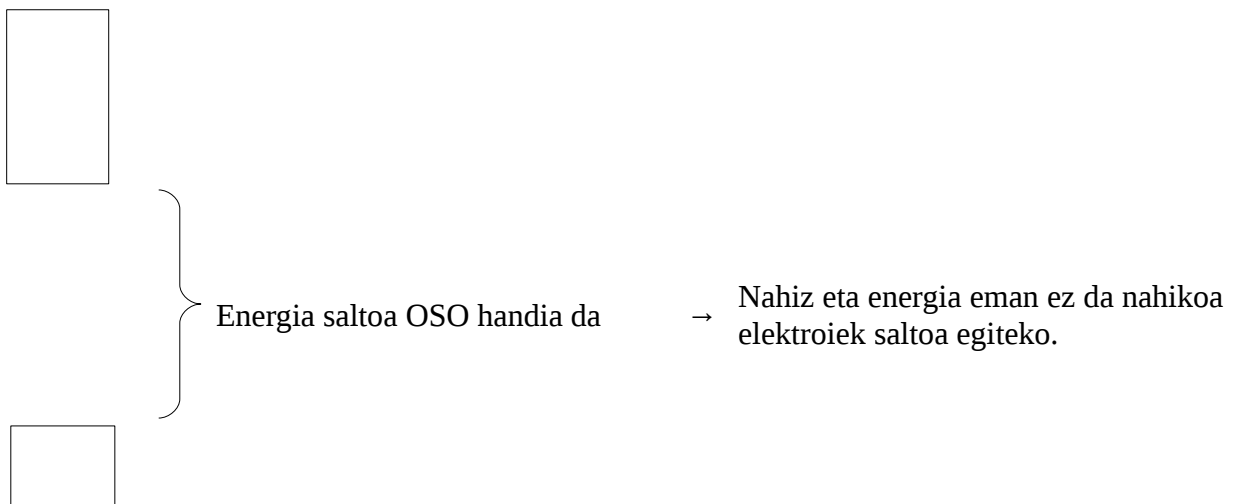
Marra bakoitza energia maila bat, desberdina baina oso hurbil daudenez banda bat

Balentzia-bandako elektroiak kitzikatu eta eroapen bandara igotzen dira, bi banden arteko espaziorik ez dagoelako, izan ere, **GAINJARRITA** daude. Beraz, elektroien energia saltoa oso txikia da, erraza da → eroaletasuna → EROALEA

→ **Erdieroaleak** (Al, Cd, Si, Ge, P, ...)



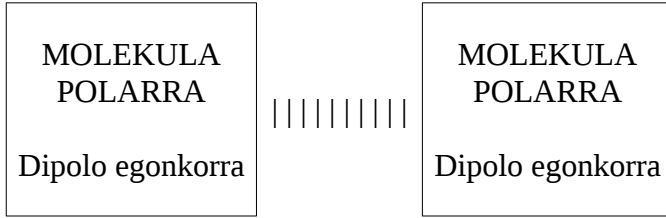
→ **Isolatzailak** (plastikoak, zura, kautxoa, ...)



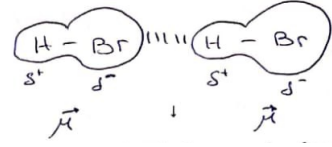
Molekulen arteko indarrak

Molekulen artean ere loturak eratzen dira, bestela beti egongo lirateke egoera gaseosoan.

- **Van der Waalsen indarrak:** indar ahulak dira.
 - Orientaziozkoak: dipoloen arabera orientatzen dira.

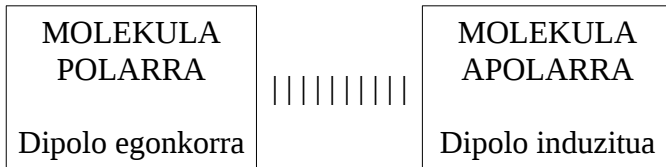


↓
Erakarpen indarrak

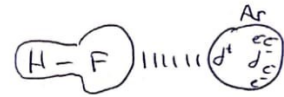


↓
Erakarpen indarrak \vec{u} -ren araberekoa

- Indukziozkoak: (orientaziokoak baino ahulagoak)

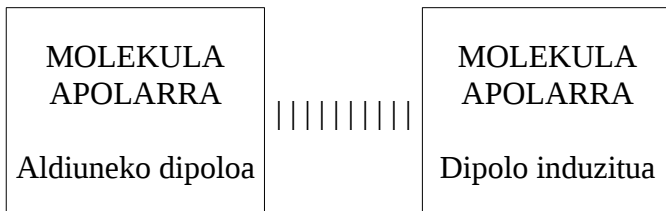


↓
Molekula polarrak beste molekularen karga desplazamendua eragingo du

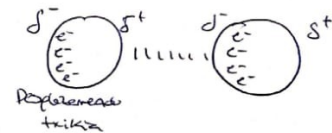


↓
Molekula apolarreko elektroiek desplazatu egingo dira, molekularen parte bat positiboki kargatuz eta bestea negatiboki

- Sakabanatze-indarrak / Londoneko indarrak: (ahulenak)



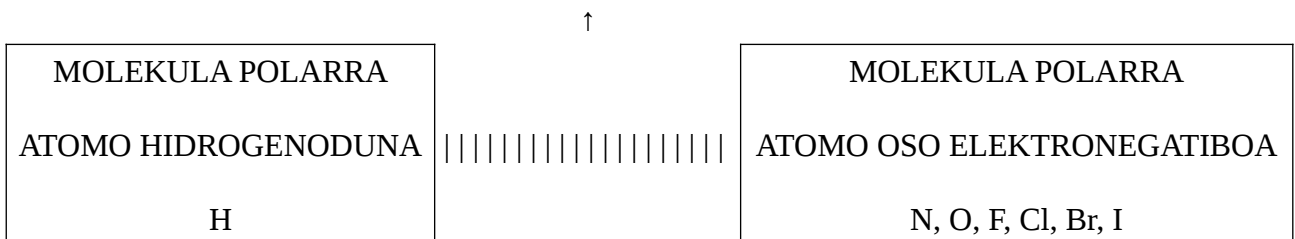
↓
Desplazamendu txiki bat gertatuko da, molekularen zati bat negatiboki kargatuz eta bestea positiboki



↓
Sortutako molekula polarrak, molekula apolarreko elektroien desplazamendua eragingo du, aurreko kasuan bezala

- **Hidrogeno-loturak (hidrogeno zubia):** aurrekoak baino indar handiagoak dira.

Hidrogeno loturak



Adib.: H₂O

Molekulen arteko indar elektrostatiakoak dira eta propietate bereziak agertzen dituzte:

- Urtze eta irakite puntua handiagotzen dira, egoera fisikoaren aldaketa gertatzeko lehenik H loturak apurtzeko energia gastatu behar baita.
- Uraren kasuan esaterako, H loturek egiten dute izotzak ur likidoak baino dentsitatea txikiagoa izatea. Izan ere, ura solidotzen denean egitura kristalino oso zabaldua osatzen du (bolumen handikoa) eta, beraz, ur likidoak dentsitate handiagoko substantzia izango da.

Konposatu ioniko, kobalente eta metalikoen propietateak

	Substantzia ionikoak	Substantzia kobalenteak		Substantzia metalikoak
		Molekularrak	Atomikoak	
Partikula osagarriak	Ioiak	Molekulak	Atomoak	Ioi positiboak, hodei elektroniko batez inguratuta
Partikulen arteko lotura indarrak	Lotura ionikoa	- Van der Waals -Hidrogeno loturak	Lotura kobalentea	Lotura metalikoa
Baldintza arruntetan, egoera fisikoa	Solidoak	Gehienak gasak, tamaina handiko molekulak likido edo solido izan daitezke	Solidoak	Solidoak (merkurioa salbu)
Gogortasuna	Gogorak	Oso bigunak (lotura ahulak apurtu behar)	Oso gogorak (oso lotura egonkorak)	Bigunetik oso gogorrerainokoak
Eroankortasuna	Isolatzailleak (urtuta edo disolbatuta eroaleak)	Isolatzailleak (batzuk uretan disolbatuta eroale)	Isolatzailleak (ez dute ioirik eta balentzia-elektroiak kokapen zehatza dute, ez dira tokiz aldatzen)	Oso eroale onak
Fusio-puntua	Altua (lotura ionikoa sendoa)	Baxua (lotura molekularrak ahulak)	Oso altua (lotura kobalentea oso sendoa)	Tarte oso zabala
Disolbagarritasuna	Polaritate handiko disolbatzaile polarretan: uretan	- Substantzia polarrak disolbatzaile polarretan: uretan, alkoholetan - Substantzia apolarrak disolbatzaile apolarretan: eterretan, karbono tetraklorurotan, bentzenotan	Ez dira disolbagarriak	Ez dira disolbagarriak (beste metal batzuekin aleazioak)
Adibideak	NaCl, Ca(NO ₃) ₂ , K ₂ SO ₄ , CuSO ₄	O ₂ , H ₂ O, CO ₂ , C ₄ H ₁₀ , S ₈	C, B, SiC, SiO ₂ , BN	Zn, Na, Fe, Ag, Os