

### LOTURA KOBALENTEA

6. H<sub>2</sub>O (l) Giro-temperaturan ez da solidoa, eta bera osatzen duten elementuen elektronegativotasunak ez dira oso desberdinak (H: 2,1 eta O: 3,5).

CO<sub>2</sub> (g) Giro-temperaturan ez da solidoa, eta bera osatzen duten elementuen elektronegativotasunak ez dira oso desberdinak (C: 2,5 eta O: 3,5).

Ohar horien arabera, ez dira konposatu ionikoak, ez baitituzte konposatu ionikoen ezaugarririk garrantzitsuenak; hots, giro-temperaturan ez dira solidoak, eta osagaien elektronegativotasunen arteko kendura ez da 2,0 baino handiagoa.

7. a) PF<sub>3</sub> o PF<sub>5</sub>                      c) MgO  
b) CsF                                      d) SO<sub>2</sub> eta SO<sub>3</sub>

Elektronegativotasunen arteko kendura:

$$P - F, 4,0 - 2,1 = 1,9$$

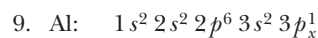
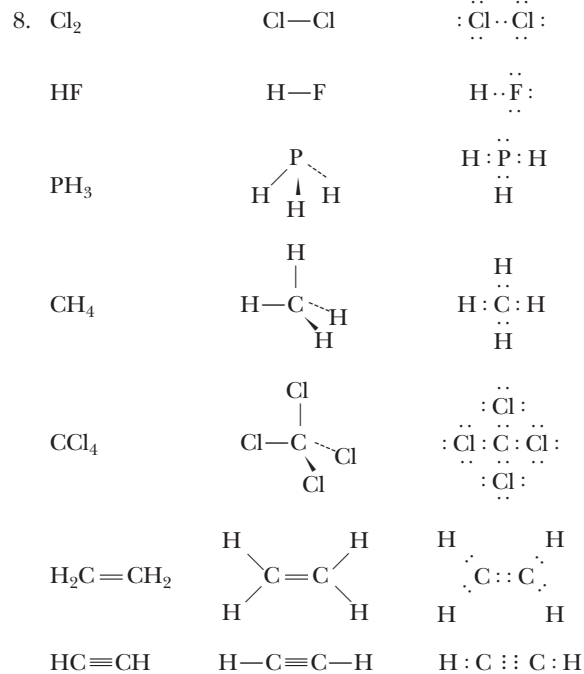
$$Cs - F, 4,0 - 0,7 = 3,3$$

$$Mg - O, 3,5 - 1,2 = 2,3$$

$$S - O, 3,5 - 2,5 = 1,0$$

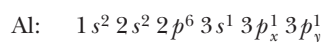
Lotura ionikoa: CsF eta MgO

Lotura kobalente polarra: PF<sub>3</sub>, PF<sub>5</sub>, SO<sub>2</sub> eta SO<sub>3</sub>

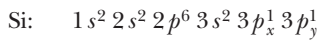


Kobalentzia: 1. Ez da ohikoa.

Egitura promozionatua:

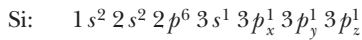


Kobalentzia: 3. Hiru elektroi desparekatu ditu.

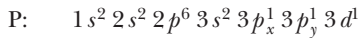


Kobalentzia: 2. Horrelakorik ez dago.

Egitura promozionatua:

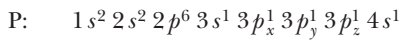


Kobalentzia: 4. Lau elektroi desparekatu ditu.

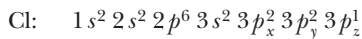


Kobalentzia: 3. Hiru elektroi desparekatu ditu.

Baina elementu horrek egitura promozionatua ere sor dezake, eta orduan bestelako kobalentzia du:

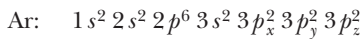


Kobalentzia: 5. Bost elektroi desparekatu ditu.

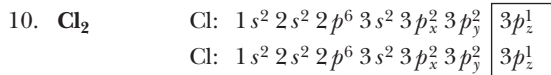


Kobalentzia: 1. Elektroi desparekatu bat du.

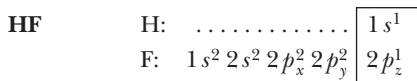
Kloroak  $3p_y$ ,  $3p_x$  eta  $3s$  orbitaletako elektroi bana  $3d$  orbitaletara promozionatuz  $3$ ,  $5$  eta  $7$ -ko kobalentziak ere izan ditzake.



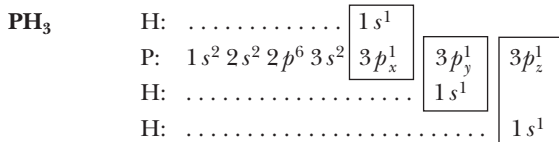
Kobalentzia: 0. Ez du elektroi desparekatuik.



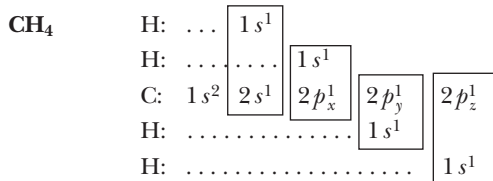
Lotura kobalente bakun bat du.



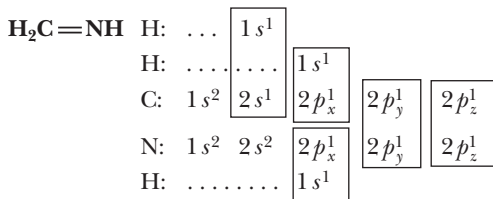
Lotura kobalente bakun bat du.



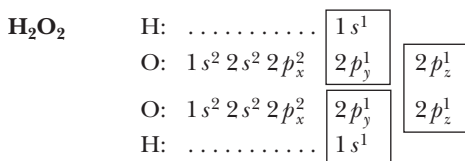
Hiru lotura kobalente bakun ditu.



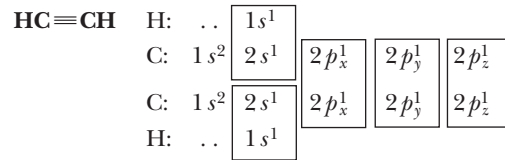
Lau lotura kobalente bakun ditu.



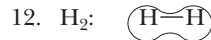
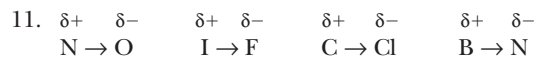
Hiru lotura kobalente bakun eta lotura kobalente bikoitz bat ditu.



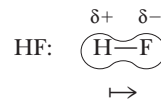
Hiru lotura kobalente bakun ditu.



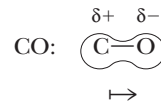
Bi lotura kobalente bakun eta lotura kobalente hirukoitz bat.



Lotura ez dago polarizatuta; beraz, molekula ez da dipoloa.



Lotura polarizatuta dago, eta molekula diatomikoa denez, dipoloa da.



Lotura polarizatuta dago, eta molekula diatomikoa da; beraz, dipoloa da.

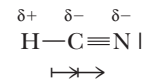
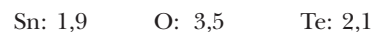


Selenioa eta telurioa elkarren ondoan daude Taula Periodikoan. Oxigenoa eta fluorra ere elkarren ondoan daude.

Eztainua (metala) eta fluorra (ez-metala), ordea, urrun daude bata bestetik.

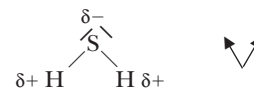
Beraz, loturarik polarizatuena  $\text{Sn}-\text{F}$  da.

Elektronegativotasunak:



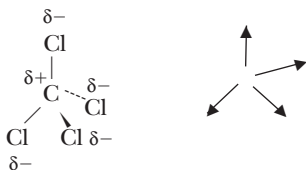
Bai, dipoloa da, bi loturen polaritateek ez dutelako elkar anulatzeko.

$\text{H}_2\text{S}$ , geometria angeluarra:



Elektronegativotasunek ez dute elkar anulatzeko; beraz, molekula hori dipoloa da.

CCl<sub>4</sub>, geometria tetraedrikoa.



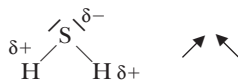
Lau polaritateek elkar anulutzen dute; beraz, molekula hori ez da dipoloa.

15. Bi atomo baino gehiago dituen molekula batek momentu dipolarra izan dezan, honako baldintza hauek bete behar dira:

- Loturek polarrak izan behar dute.
- Molekulak forma geometriko egokia izan behar du, kargen banaketa molekularen zentroarekiko simetrikoa izan ez dadin, horrela polaritateek elkar anula ez dezaten eta guztira dipoloa era dadin.

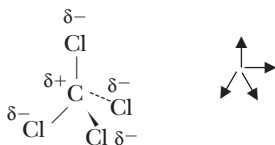
Adibideak:

H<sub>2</sub>S:



Polaritateek ez dute elkar anulutzen.

CCl<sub>4</sub>:



Polaritateak anulatu egiten dira.

- Molekula apolarren eta molekula polarren arteko desberdintasunak:
  - Irakite-puntua: molekula polarren kasuan altuagoa izan ohi da, zeren molekulen arteko erakarpen-indarrak molekula apolarren kasukoak baino handiagoak baitira.
  - Disolbagarritasuna: molekula polarrak disolbagarriak dira disolbatzaile polarretan, eta molekula apolarrak, disolbatzaile apolarretan.
  - Molekula arteko indarrak: molekula apolarren kasuan sakabanaketa-indarrak azaltzen dira — Van der Waals-en indarrak— nagusiki, eta molekula polarren kasuan dipolo-dipolo erakarpenak edo hidrogeno-loturak dira garrantzitsuenak.

#### LOTURA METALIKOA

16. Ez-metalak: P, I, As eta Br  
Metalak: Ti, Mn eta Sr
17. Metaltasuna handitu egiten da Taula Periodikoan ezkererantz edo beherantz joatean. Beraz, barioak izango du izaera metaliko handiena.

Talde baten barruan, ionizazio-energia txikiagotu egiten da zenbaki atomikoa handiagotzean, zeren erradioa handiagotu egiten baita eta elektroiak ez baitira hain gogor erakarriak izaten; horregatik, metaltasuna handitu egiten da beherantz joatean.

18.  $S < Ge < Cu < Ti < K$
- |                      |                      |
|----------------------|----------------------|
| Metaltasun txikiagoa | Metaltasun handiagoa |
|----------------------|----------------------|

19. Metalak elektrizitatearen eroale onak dira, elementuen artean sortzen den loturari esker: lotura metalikoa. Elementu metalikoez bi ezaugarri garrantzitsu dituzte:

- Ionizazio-energia txikia da, eta horrek esan nahi duenez, balentzia-elektroiek ez dute jasaten nukleoaren erakarpen oso bortitzik.
- Balentzia-elektroi gutxi dituzte, eta ondorioz, hutsik dauden orbital atomiko asko dituzte.

Lotura sortu eta kristal metalikoa eratzen denean, balentzia-elektroiak nahiko aske daude, eta bete gabeko orbitaletatik higitzeko sare kristalinoan zehar. Elektroiek higitzeko duten posibilitate horren ondorioz sortzen da eroankortasun elektrikoa.

#### MOLEKULA ARTEKO LOTURAK

20. Biak konposatu apolarrak direnez, molekulen artean sakabanaketa-indarrak daude, eta molekulak zenbat eta handiagoak izan, horien intentsitatea orduan eta handiagoa da.

Irakite-puntuan, egoera likidoan dauden molekulak egoera gaseosora pasatzen dira, eta horretan askoz ere bananduago daude bata bestetik; ondorioz, molekulen arteko elkarrekintza apurtzea zenbat eta zailagoa izan, irakite-puntua hainbat eta altuagoa izango da. Bestalde, elkarrekintza hori sakabanaketa-indarren arabera izango da; molekula handiagoen kasuan sakabanaketa-indarrak ere handiagoak direnez, hexanoaren irakite-puntua butanoarena baino altuagoa izango da.

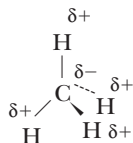
21. HCl-aren irakite-puntua HBr-arena baino baxuagoa da, eta horrena HI-arena baino baxuagoa, HCl-aren molekula HBr-arena baino txikiagoa delako, eta azken hori HI-arena baino txikiagoa.

Hiru molekulak polarrak diren arren, dipoloen arteko indarrez gain sakabanaketa-indarrak ere badaude, eta molekulen tamaina handiagoa izatean indar horiek handiagoak dira. Horregatik HI konposatuak beste biek baino irakite-puntu altuagoa du.

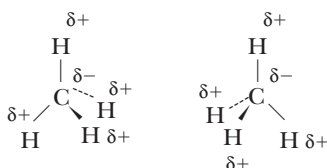
22. Dipolo-dipolo motako indarrak molekula polarizatuen artean azaltzen dira soilik. Hain zuzen, horixe da H—Cl molekularen kasua, molekula osatzen duten atomoetako bat bestea baino elektronegatiagoa delako.

H<sub>2</sub> molekularen kasuan, ostera, ez dugu lotura polarizatirik, eta beraz, molekula hori ez da dipoloa. Kasu horretan sakabanaketa-indarrak sortzen dira, eratzen diren aldiuneko dipoloen kausaz.

23. Metanoaren molekulen artean ezin ager daitezke hidrogeno-loturak zeren, C—H lotura polarizatuta dagoen arren, molekulak ez baitu momentu dipolarrik, bere geometria tetraedrikoaren ondorioz.



Hidrogeno-lotura eratzeko, molekula baten mutur positiboak lotura bat eratu beharko luke alboko molekula baten mutur negatiboarekin; baina kasu honetan ez dago mutur negatiborik, C atomoa eratutako tetraedroaren barnealdean baitago.



### SUBSTANTZIA MOTAK LOTURAREN ARABERA

24.	<u>Ionikoak</u>	<u>Kobalente molekularrak</u>	<u>Kobalente atomikoak</u>	<u>Metalak</u>
	rubidio	hidrogeno	silizio	zilarra
	kloruroa	kloruroa	dioxidoa	beruna
	sodio	ura	karbonoa	
	ioduroa	karbono		
	potasio	dioxidoa		
	oxidoa	nitrogenoa		
	sodio			
	hidroxidoa			

25. S<sub>8</sub> eta P<sub>4</sub>

Kasu horretan bi substantzia kobalente molekular ditugu, molekulak apolarrik eta molekulen arteko indarrak sakabanaketakoak izanik. Molekula zenbat eta handiagoa izan, indar hauek hainbat eta handiagoak direnez, S<sub>8</sub> substantziak izango du irakite-punturik altuena, molekula handiena baita.

CH<sub>4</sub> eta C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

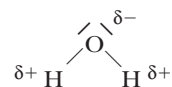
Bi konposatu horiek kobalente molekularrik dira eta molekulak apolarrik dira. Aurreko kasuan bezala, molekula zenbat eta handiagoa izan, orduan eta handiagoak dira sakabanaketa-indarrak, eta hainbat eta altuagoa da irakite-puntua, kasu honetan bentzenoarena, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

I<sub>2</sub> eta Br<sub>2</sub>

Bi substantzia horiek ere kobalente molekularrik dira, eta bi molekulak, apolarrik. Molekula handiagoa izatean, sakabanaketa-indarren intentsitatea ere handiagoa da, eta irakite-puntua, altuagoa. Kasu honetan iodoarena, I<sub>2</sub>, da altuena.

26. N<sub>2</sub>-aren disolbagarritasuna txikia da uretan.  
NH<sub>3</sub> oso disolbagarria da uretan.

Ura disolbatzaile polarra da, ur molekula dipoloa delako:



Disolbatzailea polarra denean, substantzia polarrak apolarrik baino disolbagarriagoak izango dira disolbatzaile horretan.

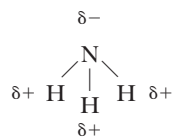
Azter ditzagun aipatutako bi molekulak:

N<sub>2</sub>: N≡N

Lotura ez da polarra, eta molekula ez da dipoloa.

Molekula apolarra da.

NH<sub>3</sub>:



Hiru loturak berdinak eta polarrak dira, baina molekularren geometriaren ondorioz, ez dute elkar anulutzen, eta guztira, molekula dipoloa da.

Esandakoaren arabera, nitrogenoak uretan duen disolbagarritasuna oso txikia da, zeren molekula apolarra baita disolbatzaile polarrean. Amoniakoaren kasuan, ordea, molekula polarra dugu disolbatzaile polarrean, eta horregatik, amoniakoa disolbagarria da uretan.

27. O<sub>2</sub> (l) baporizatzean, apurtu egiten dira lotura intermolekularrik, O<sub>2</sub> (g) sortuz; hau da, molekulen arteko sakabanaketa-indarrak gaintitzen dira.

Baina horiek ez dira dauden lotura bakarrak, lotura intramolekularrik geratzen baitira, O<sub>2</sub>-aren molekularren lotura kobalentea eratzten dutenak:



28. KNO<sub>3</sub> Disolbagarria uretan  
NaF Disolbagarria uretan  
NaOH Disolbagarria uretan  
Cu Ez da disolbagarria uretan; ezta inuarekin batera disolbagarria da aleazio batean, merkuriotan.  
CH<sub>4</sub> Ez da disolbagarria uretan; disolbagarria da etanotan, CH<sub>3</sub>—CH<sub>3</sub>  
HF Disolbagarria uretan  
CO<sub>2</sub> Disolbagarritasun txikia uretan; disolbagarria karbono monoxidotan, CO  
Br<sub>2</sub> Disolbagarria disolbatzaile organikotan. Esate baterako, CCl<sub>4</sub> disolbatzailean.

29.	<u>Ionikoak</u>	<u>Kobalente molekularrak</u>	<u>Kobalente atomikoak</u>	<u>Metalak</u>
	B (s)	D (g)	C (s)	E (s)
		F (g)		
		A (s)		