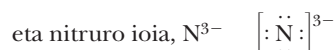
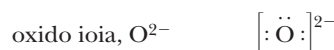


# 14 Lotura kimikoak

## ATARIAN

- Na: sodio
  - He: helioa
  - HCl: hidrogeno kloruroa
  - NaCl: sodio kloruroa
  - Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: burdina (III) oxidoa; diburdina trioxidoa; oxido ferrikoa
  - MnF<sub>6</sub>: manganeso (VI) fluroa; manganeso hexafluroa; fluoruro permanganikoa
  - SbH<sub>3</sub>: estibina
  - Ca(OH)<sub>2</sub>: kaltzio hidroxidoa
  - Fe(OH)<sub>3</sub>: burdina (III) hidroxidoa; burdina trihidroxidoa; hidroxido ferrikoa
  - H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>: azido fosforikoa; azido tetraoxofosforikoa (V)
  - HIO<sub>3</sub>: azido iodikoa; azido trioxiodikoa (V)
  - NaClO<sub>3</sub>: sodio kloratoa; sodio trioxokloratoa (V)
  - Hg<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>: merkurio (II) fosfatoa; merkurio (II) bis[tetraoxofosfatoa (V)]
  - Au<sub>2</sub>(SO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>: urre (III) sulfitoa; urre (III) tris[trioxosulfatoa (IV)]
  - KHSO<sub>4</sub>: potasio hidrogenosulfatoa
  - Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>: kaltzio hidrogenokarbonatoa
- CuI                      KMnO<sub>4</sub>
  - BaSO<sub>3</sub>                  CaH<sub>2</sub>
  - Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>                  H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
  - CaCO<sub>3</sub>                  NH<sub>3</sub>
  - Co(OH)<sub>3</sub>                Ni<sub>2</sub>(HPO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>
- Ca (Z = 20)  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>
  - S (Z = 16)  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sub>x</sub><sup>2</sup> 3p<sub>y</sub><sup>1</sup> 3p<sub>z</sub><sup>1</sup>
  - Ba (Z = 56)  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup> 6s<sup>2</sup>
  - Cu (Z = 29)  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup>
  - Al (Z = 13)  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sub>x</sub><sup>1</sup>
- Orbital batek bi elektroio eduki ditzake, gehien jota. Orbital bereko zenbaki kuantikoak berdinak dira. Elektroio horien spinak, ordea, aurkako zeinukoak dira.

## LOTURA KIMIKOAREN KONTZEPTUA



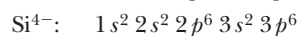
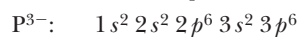
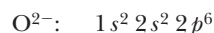
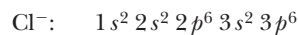
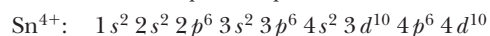
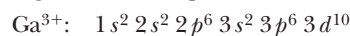
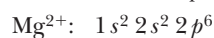
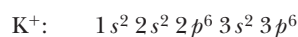
Guztiek dituzte 8 elektroio balentzia-geruzan.

## LOTURA IONIKOA

### 2. Eraketa-erreakzioak:

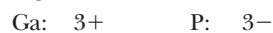
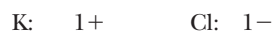


Konfigurazio elektronikoa:



Guztiek dute gas nobleen egitura.

Balentzia ionikoa:



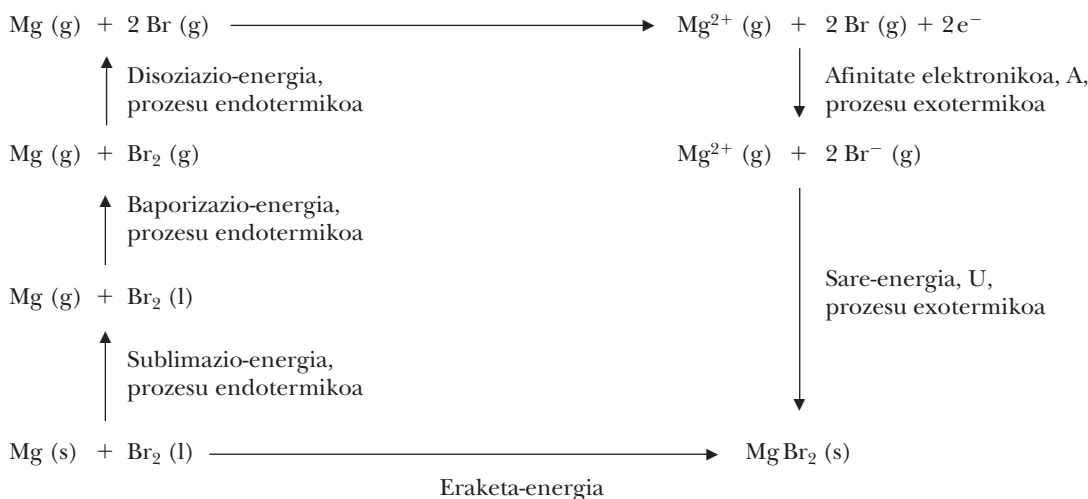
3. Konposatu ionikoak katioien eta anioien arteko koka-pen ordenatuak dira, karga positiboak eta negatiboak berdinak izateko moduan jarrita. Katioiaren eta anioiaren kargak berdinak direnean, horien arteko erlazioak 1 : 1 motakoa izan behar du, konposatua neutroa izan dadin. NaCl<sub>2</sub>-aren kasuan, erlazioa 1 : 2 motakoa litzateke, eta kargak, +1 eta -1.

Anioi bakoitzak katioi kopuru berbera izan behar duenez inguruan, eta katioi bakoitzak anioi kopuru berbera, ez dago  $\text{NaCl}_2$  konposaturik, ezta  $\text{K}_2\text{Br}$  konposaturik ere.

$$4. \quad U(\text{KCl}) = -717,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$U(\text{RbCl}) = -692,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5. Ionizazio-energia, I, prozesu endotermikoa



Balio horiek ingurunearekin trukaturiko energia—kasu hauetan inguruneari emandakoa dena, negatiboak baitira— adierazten dute; hain zuzen ere, egoera gaseosoan dauden ioietatik abiatuz kristal ionikoaren mol baten eraketan trukaturiko energia.

— Konposaturik egonkorrena energia gehien askatu duena izango da; hau da, energia erretikularraren baliorik txikiena duena: potasio kloruroa, KCl.

### LOTURA KOBALENTEA

6.  $\text{H}_2\text{O}$  (l) Giro-tenperaturan ez da solidoa, eta bera osatzen duten elementuen elektronegativotasunak ez dira oso desberdinak (H: 2,1 eta O: 3,5).

$\text{CO}_2$  (g) Giro-tenperaturan 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-tenperaturan ez dira solidoak, eta osagaien elektronegativotasunen arteko kendura ez da 2,0 baino handiagoa.

7. a)  $\text{PF}_3$  o  $\text{PF}_5$                       c)  $\text{MgO}$   
b)  $\text{CsF}$                                       d)  $\text{SO}_2$  eta  $\text{SO}_3$

Elektronegativotasunen arteko kendura:

$$\text{P} - \text{F}, \quad 4,0 - 2,1 = 1,9$$

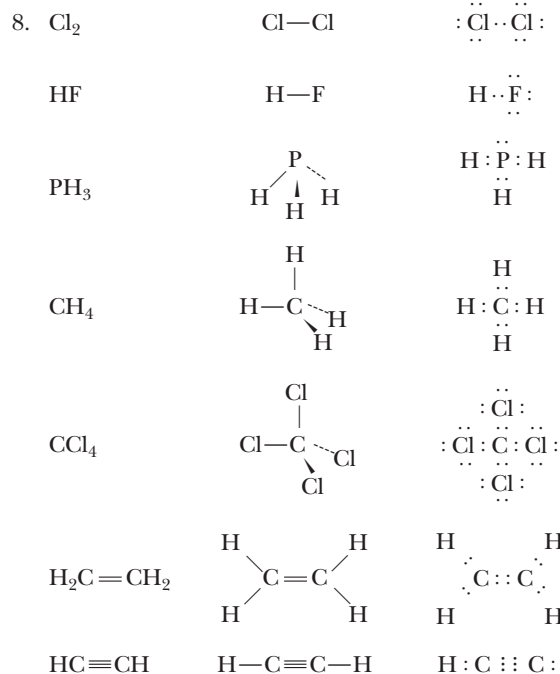
$$\text{Cs} - \text{F}, \quad 4,0 - 0,7 = 3,3$$

$$\text{Mg} - \text{O}, \quad 3,5 - 1,2 = 2,3$$

$$\text{S} - \text{O}, \quad 3,5 - 2,5 = 1,0$$

Lotura ionikoa:  $\text{CsF}$  eta  $\text{MgO}$

Lotura kobalente polarra:  $\text{PF}_3$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{SO}_2$  eta  $\text{SO}_3$



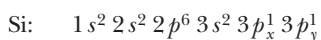
9. Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Kobalenzia: 1. Ez da ohikoa.

Egitura promoziotua:

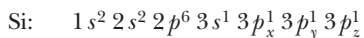
Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1$

Kobalenzia: 3. Hiru elektroi desparekatu ditu.

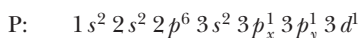


Kobalentzia: 2. Horrelakorik ez dago.

Egitura promoziatua:

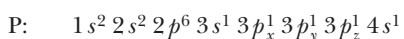


Kobalentzia: 4. Lau elektroi desparekatu ditu.

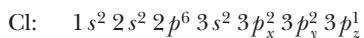


Kobalentzia: 3. Hiru elektroi desparekatu ditu.

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

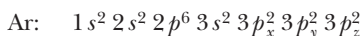


Kobalentzia: 5. Bost elektroi desparekatu ditu.

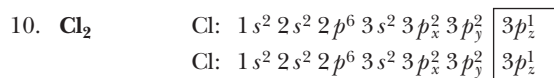


Kobalentzia: 1. Elektroi desparekatu bat du.

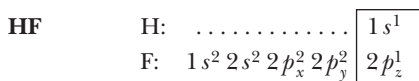
Kloroak  $3p_y$ ,  $3p_x$  eta  $3s$  orbitaletako elektroi bana  $3d$  orbitaletara promoziatuz 3, 5 eta 7-ko kobalentziak ere izan ditzake.



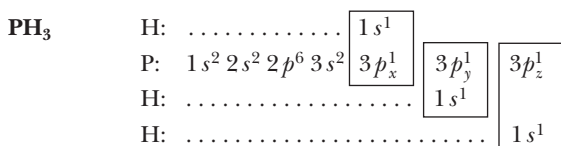
Kobalentzia: 0. Ez du elektroi desparekatuik.



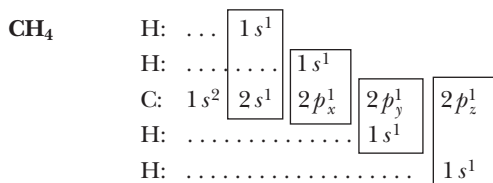
Lotura kobalente bakun bat du.



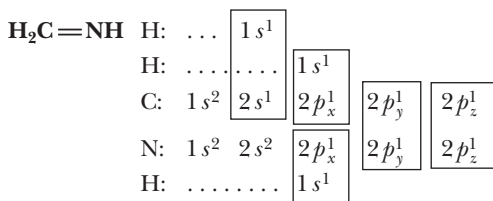
Lotura kobalente bakun bat du.



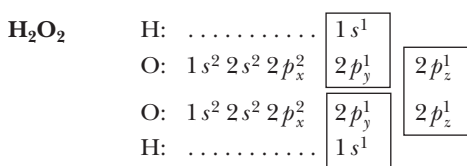
Hiru lotura kobalente bakun ditu.



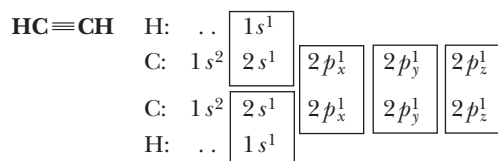
Lau lotura kobalente bakun ditu.



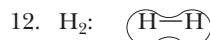
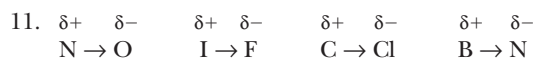
Hiru lotura kobalente bakun eta lotura kobalente bikoitx bat ditu.



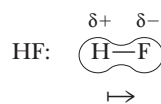
Hiru lotura kobalente bakun ditu.



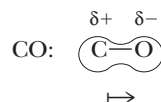
Bi lotura kobalente bakun eta lotura kobalente hirukoitz bat.



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.

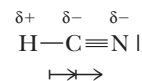
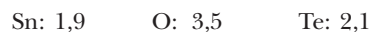


Selenioa eta telurioa elkarren ondoan daude Taula Periodikoan. Oxigenoa eta fluorra ere elkarren ondoan daude.

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

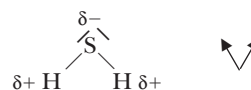
Beraz, loturarik polarizatuena  $\text{Sn}-\text{F}$  da.

Elektronegativotasunak:



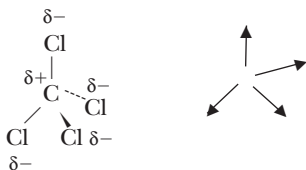
Bai, dipoloa da, bi loturen polaritateek ez dutelako elkar anulatzeko.

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



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

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



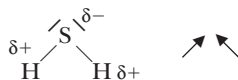
Lau polaritateek elkar anulutzen dute; beraz, molekula hori ez da dipoloa.

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.

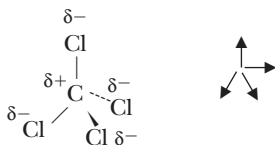
Adibideak:

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 apolarrek, 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 METALIKOAK

16. Ez-metalak: P, I, As eta Br  
Metalak: Ti, Mn eta Sr
17. Metaltasuna handitu egiten da Taula Periodikoan ezkererantz edo beheerantz 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 beheerantz 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 apolarrek 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.

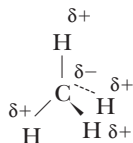
21. HCl-aren irakite-puntua HBr-arena baino baxuagoa da, eta horrena HI-arena baino baxuagoa, HCl-aren molekula HBr-arena baino txikiagoa delako, eta azken hori HI-arena baino txikiagoa.

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.

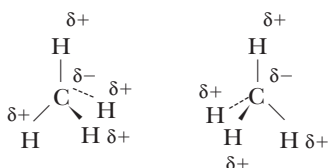
22. Dipolo-dipolo motako indarrak molekula polarizatuen artean azaltzen dira soilik. Hain zuzen, horixe da H—Cl molekularen kasua, molekula osatzen duten atomoetako bat bestea baino elektronegatiboagoa delako.

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>

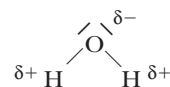
Bi konposatu horiek kobalente molekularrik dira eta molekulak apolarrik dira. Aurreko kasuan bezala, molekula zenbat eta handiagoa izan, orduan eta handiagoak dira sakabanaketa-indarrak, eta hainbat eta altuagoa da irakite-puntua, kasu honetan bentzenoarena, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

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.

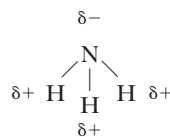
Azter ditzagun aipatutako bi molekulak:

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 gainditzen dira.

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

## 30. Erantzun posiblea:

Beira-zuntza egiteko, beira urtzen da labe batean, eta ondoren, monoharizpitan luzatzen da. Luzapena eginda, harizpi multzo handiak hartu eta lokarritan txirikordatzen dira.

Lokarrietako harizpi-azaoak elkarri ehunduz, beira-zuntzezko hariak edo metxak egiten dira.

Beste mota batzuetako zuntzen aldean, beira-zuntzak berezitasunak ditu, honako hauek aipagarrienak: luzagarriagoak, dentsuagoak eta erresistentzia gutxiagokoak dira, baina baita merkeagoak ere.

Beira-zuntza bi beira mota hauekin fabrikatzen da, batik bat:

— E beirak:

- Erabiliena zuntz jarraituak fabrikatzeko.
- Osagai nagusiak:

% 52-56  $\text{SiO}_2$

% 12-16  $\text{Al}_2\text{O}_3$

% 16-25  $\text{CaO}$

% 8-13  $\text{B}_2\text{O}_3$

— S beirak:

- Alor aeroespazialean eta militarrean erabilia.

- Osagai nagusiak:

% 65  $\text{SiO}_2$

% 25  $\text{Al}_2\text{O}_3$

% 10  $\text{MgO}$

S beira E motakoa baino garestiagoa da, baina baita erresistenteagoa eta elastikoagoa ere.

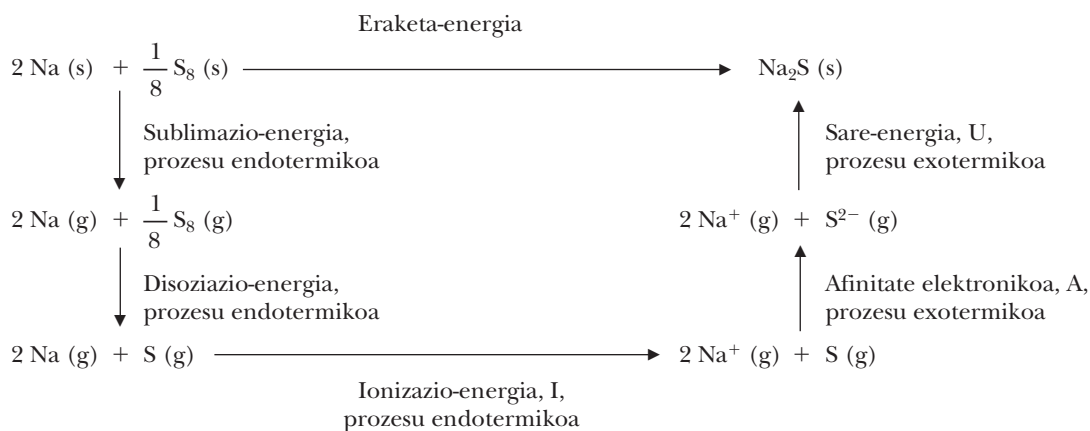
Oro har, beirazko artilea eta beirazko zeta bereizten dira. Lehen beira urtua zentrifugatuz lortzen da, eta bigarrena, materiala platinozko trefilagailuetatik pasaraziz.

Beira-zuntzak balio du, besteak beste:

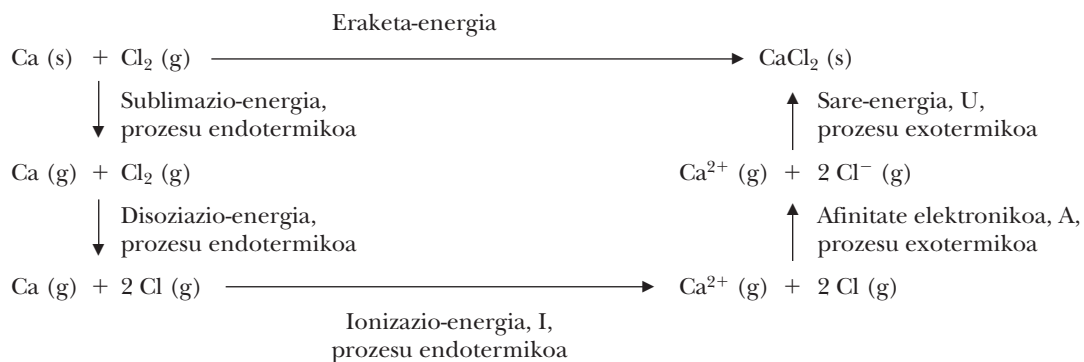
- Eraikuntzan, tenperatura- eta soinu-isolatzailerik ona delako.
- Hormigoia armatzeko eta aurretentsatzeko, lehen erabiltzen zen altzairuzko alanbrearen orde. Horretarako, zuntzaren azaoak edo metxak silikona-geruza batez eta plastikozko lokarri batez estaltzen dira.
- Ehungintzan, ehun bereziak sendotzeko erabiltzen da, erresistentzia mekaniko handia duelako, eta sutu ezina da.
- Erretxinekin eta poliesterrekin nahastuta, kanoak, karrozeriak eta zirkuitu-plakak fabrikatzeko.

## JARDUERA ETA PROBLEMA EBATZIAK

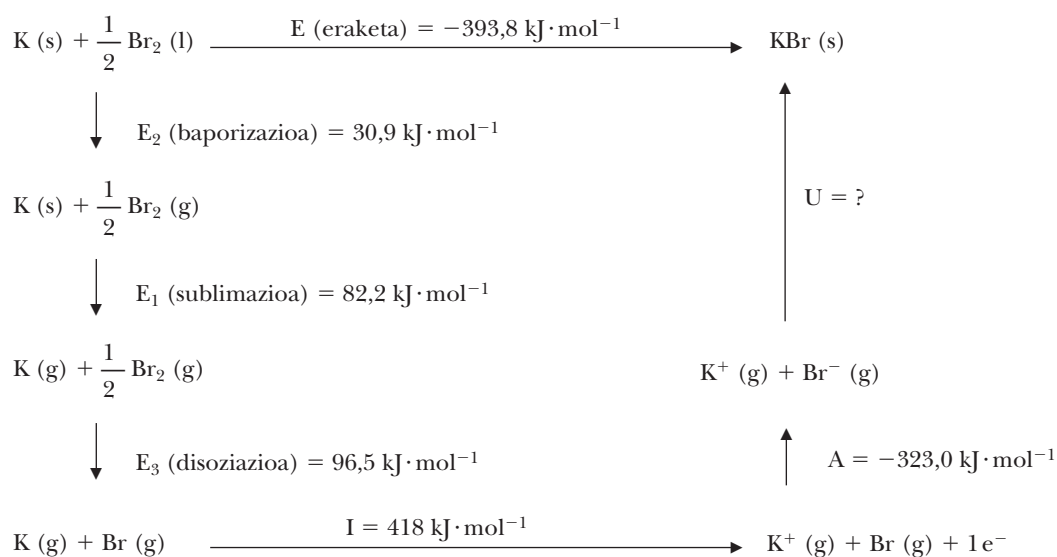
### 1. $\text{Na}_2\text{S}$ -aren eraketa-erreakzioa:



CaCl<sub>2</sub>-aren eraketa-erreakzioa:



2.

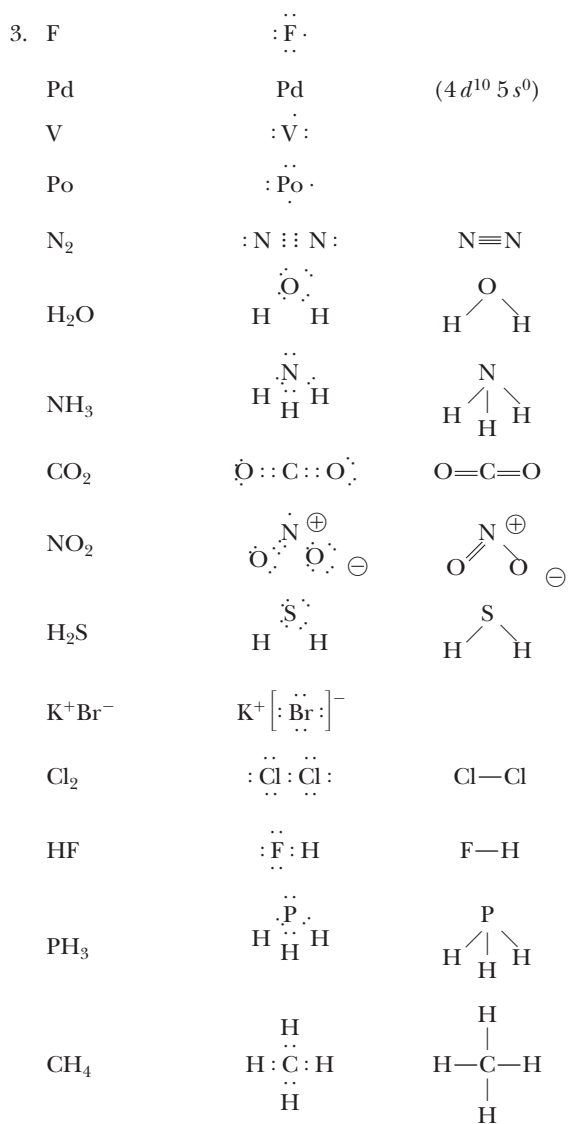


$$E = E_1 + E_2 + E_3 + I + A + U$$

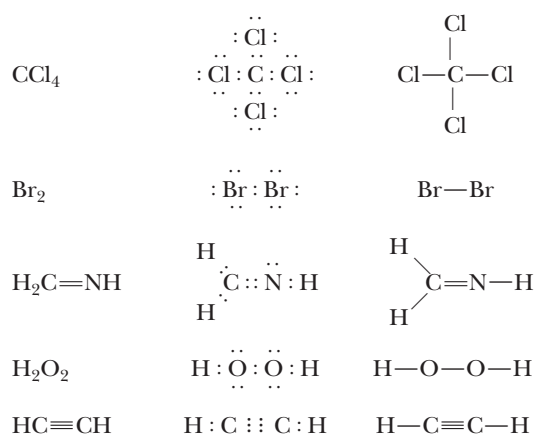
$$-393,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 82,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 30,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 96,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 323,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + U$$

$$U = (-393,8 - 82,2 - 30,9 - 96,5 - 418,8 + 323,0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -699,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

KBr-aren sare-energia:  $U = -699,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$



2. Iodoa	I <sup>-</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Selenioa	Se <sup>2-</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Rubidioa	Rb <sup>+</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Barioa	Ba <sup>2+</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Artsenikoa	As <sup>3-</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Beruna	Pb <sup>2+</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
	Pb <sup>4+</sup>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 4f^{14} 5d^{10}$



## ARIKETAK ETA PROBLEMAK

- |   |                    |
|---|--------------------|
| $\begin{array}{c}   \\ -\text{A}- \\   \end{array}$             | Bateragarria da    |
| $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{A} \\ \diagdown \end{array}$ | Ez da bateragarria |
| $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{A} \\ \diagdown \end{array}$ | Ez da bateragarria |
| $\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{A}}\cdot \\   \end{array}$   | Bateragarria da    |
| $:\text{A}\equiv$   | Bateragarria da    |
| $\begin{array}{c}   \\ \text{A} \\   \end{array}$               | Ez da bateragarria |
| $\begin{array}{c}   \\ =\text{A}= \\   \end{array}$             | Ez da bateragarria |
| $\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{A}}\cdot \\   \end{array}$   | Bateragarria da    |



3.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Honako ioi hau eratu du:



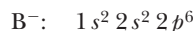
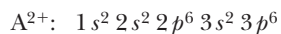
4. A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

balentzia-elektroiak

B:  $1s^2 2s^2 2p^5$

balentzia-elektroiak

Horien artean lotura ionikoa sortuko da, eraturako ioien arteko erakarpen elektrostatikoa dela medio:



Orain ioi biek dute gas nobleen egitura.

5. a) Bromoa eta sodioa  $\Rightarrow$  lotura ionikoa

Bien elektronegativotasunak oso desberdinak direlako, eta eratzen diren ioiek gas nobleen egitura izango dutelako.

b) Fluorra eta sufrea  $\Rightarrow$  lotura kobalentea

Elektronegativotasunen arteko kendura 2 baino txikiagoa delako. Horrela, bi elektroi bikote partekatuz, gas nobleen egitura lortuko dute.

c) Oxigenoa eta rubidioa  $\Rightarrow$  lotura ionikoa

Elektronegativotasunen arteko kendura 2 baino handiagoa da, eta eraturako elektroiek gas nobleen egitura dute.

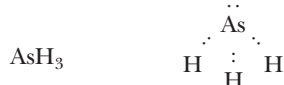
d) Oxigenoa eta nitrogenoa  $\Rightarrow$  lotura kobalentea

Bi elementu horien elektronegativotasunak ez dira oso desberdinak. Horregatik, elektroiak partekatuko dituzte kanpoaldean, gas nobleen egitura lortzeko.

6. Potasioaren balentzia kobalentea 1 baliokoa da, elektroi desparekatu bat baitu, eta horri esker, lotura kobalente bat eratu ahal izango baitu.

Estrontzioaren balentzia kobalentea 2 baliokoa da, zeren elektroi bat promoziona baitezake, eta horrela 2 elektroi desparekatu eduki, bi lotura kobalente eratu ahal izateko.

Hala ere, elementu hauetan garrantzitsuena elektrobalentzia edo balentzia ioinikoa da (atomoak galdu edo irabazten duen elektroi kopurua ioia osatzean). Horrela, potasioak elektroi bat galtzen duenez, bere elektrobalentzia +1 izango da. Estrontzioak bi galtzen dituenez, +2.



8. Lotura ionikoa zeinu desberdineko ioien artean —hau da, ioi positibo baten eta ioi negatibo baten artean— sortzen diren indar elektrostatikoen ondoriozko lotura da.

Aldiz, lotura kobalentea bi atomoen artean balentzia-orbital atomikoetako elektroiak partekatzean sortzen den lotura da.

Desberdintasunak:

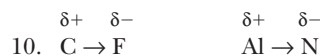
— Bata ioien arteko bilteta da (lotura ionikoa), eta bestea, atomoen artekoa (lotura kobalentea).

— Bata indar elektrostatikoen ondorioz eratzen da (ionikoa), eta bestea, elektroi bikotea partekatzearen ondoriozkoa da (kobalentea).

9.  $Z = 35 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow x^-$

$Z = 3 \quad 1s^2 2s^1 \rightarrow A^+$

Konfigurazio elektronikoen arabera, lotura horretan elementu bat oso elektronegatiboa da, eta besteak izatera metalikoa du; beraz, lehenak elektroiak hartzeko joera du, horrela anioi bihurtuz, eta elementu metalikoak, ionizazio-energia txikia duenez, elektroiak galtzeko joera du, horrela katioi bihurtuz.

Elementu horien elektronegativotasunak oso desberdinak dira ( $>2$ ). Eraturako ioiek gas nobleen egitura dute, eta beraz, ioi egokiak dira erakarpen elektrostatikoen bidez lotura ionikoa eratzeko.

$\delta^+$ $\delta^-$		
11. C—O	Elektronegativotasunak: O: 3,40	
$\delta^+$ $\delta^-$		S: 2,58
S—O		C: 2,55
$\delta^+$ $\delta^-$		Cl: 3,16
Cl—O		

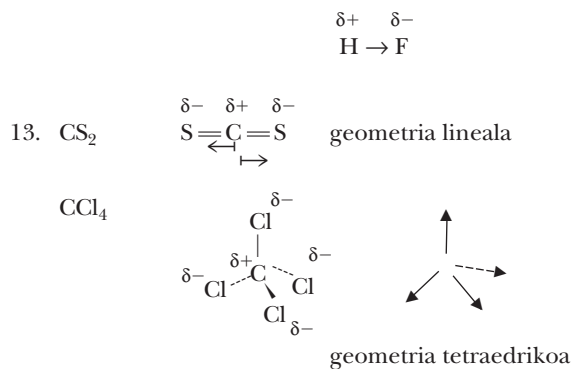
Loturako elementuen elektronegativotasunen arteko desberdintasuna zenbat eta handiago izan, lotura hainbat eta polarizatuago egongo da. Lotura guztietan oxigenoa dagoenez, erantzuna beste elementuaren elektronegativotasunaren arabera izango da.

Elektronegativotasuna handiagotu egiten da Taula Periodikoan eskuinerantz eta gorantz joatean; beraz, hiru elementuetako elektronegatiboena kloroa izango da, ondoren sulfura, eta azkenik karbonoa.

Beraz, Cl eta O elementuen elektronegativotasunen balioak hurbilen daudenak dira, eta horregatik lotura hori polarizazio txikiena duena da. C eta O elementuen elektronegativotasunak dira desberdinenak, eta horregatik, lotura hori izango da polarizatuena.

12. N<sub>2</sub> Ez dago polarizatuta, zeren elementu bereko bi atomoen artekoa baita, eta atomo horiek era berean partekatzen baitute elektroia. Lotura kobalente homonuklearra da.

HF Polarizatuta dago. Lotura kobalente heteronuklearra da; atomoen elektronegativotasunak desberdinak dira eta ez dute era berean partekatzen elektroia.



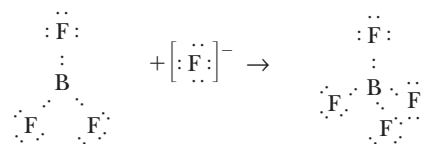
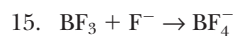
— Dipoloa izateko, molekulak honako baldintza hauek bete behar ditu:

- Oro har, edozein molekularen kasuan beharrezkoa da momentu dipolar erresultantea nulua ez izatea.
- Molekulak bi atomo baditu, beharrezkoa da bien arteko lotura polarra izatea, hau da, lotura heteronuklearra izatea, momentu dipolarra nulua ez izanik.
- Molekulak bi atomo baino gehiago baditu, horien arteko loturek polarrak izan behar dute. Gainera, molekulak geometria egokia izan behar du, loturen momentu dipolarrek elkar anula ez dezaten, eta momentu dipolar totala nulua izan ez dadin.

14. Hidrogenoaren molekula, H<sub>2</sub>, molekula diatomikoa eta homonuklearra da; atomo biek era berean parte-

katzen dute elektroia eta lotura ez dago polarizaturik. Ondorioz, molekula apolarra da, eta ura disolbatzaile polarra denez (ur-molekula dipoloa baita), ez dira elkarrekintza egokiak sortzen, hidrogenoa uretan disolbagarria izan dadin.

Bestalde, hidrogeno kloruroa, HCl, ere molekula diatomikoa da, baina heteronuklearra; kloroa hidrogenoa baino elektronegatiagoa da eta horrek loturaren polarizazioa dakar. Honela, molekularen momentu dipolarra ez da nulua, eta molekula polarra da; hori dela eta, disolbagarria da uretan, hau disolbatzaile polarra baita.



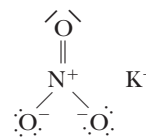
Lotura kobalente koordinatua eratzen da.

16. Gas nobleak egoera likidoan daudenean, nagusi diren indarrak sakabanatze-indarrak dira. Indar horiek atomo baten hodei elektronikoa nukleoarekiko desplazatzean eta dipoloa sortzean agertzen dira; dipolo horren eraginez, inguruko atomoetan ere dipoloak sortzen dira, eta dipolo horien artean erakarpen-indarrak eragiten du. Erakarpen-indar horrek sortarazten du egoera likidoa.

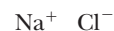
17. • Egoera solidoan elektrizitatearen eroalea den substantzia: Fe.  
• Ur-disoluziotan elektrizitatearen eroalea den substantzia: NaCl.  
• Dentsitate handiko substantzia: Pb.  
• Fusio-puntu oso baxua duen substantzia: N<sub>2</sub>.  
— Lotura ionikoa: NaCl  
Lotura kobalentea: N<sub>2</sub>  
Lotura metalikoa: Fe, Pb

18. Substantzia horrek apolarra izan behar du, bentzenotan disolbagarria delako, eta uretan, disolbaezina. Gainera, fusio-puntu oso baxua du; beraz, konposatu kobalentea izan beharko du, baina apolarra. Mota horretako konposatuak ez dira elektrizitatearen eroaleak.

19.



N eta O elementuen artean lotura kobalenteak daude. NO<sub>3</sub><sup>-</sup> anioen eta K<sup>+</sup> katioien artean, lotura ionikoak.



Bi ioi hauen artean, lotura ionikoa.

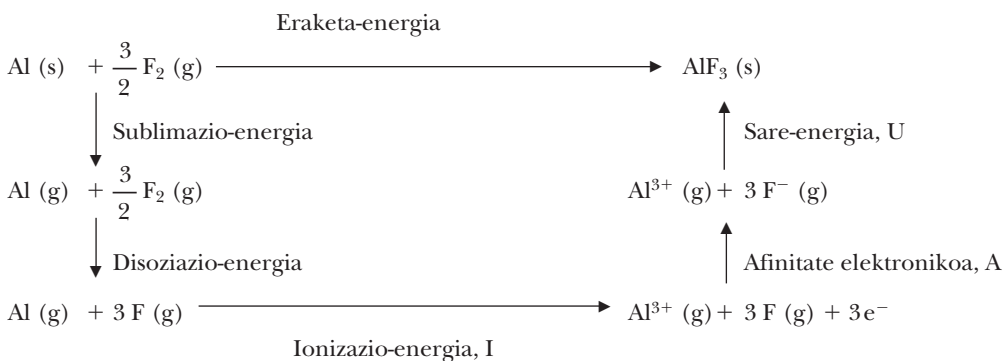
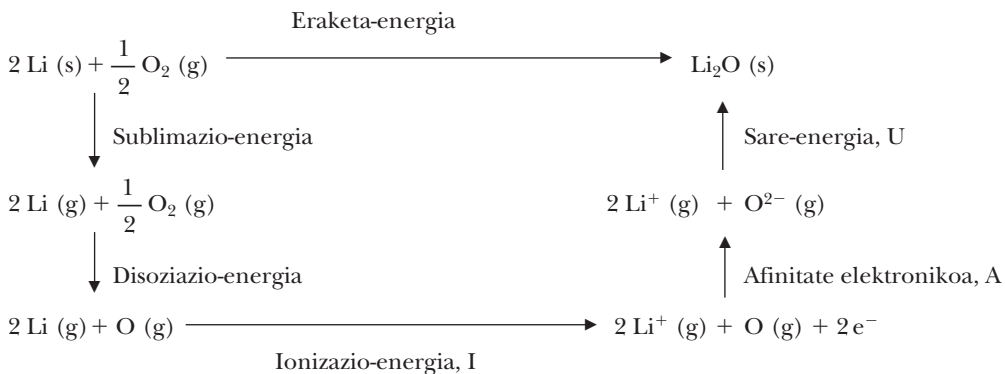
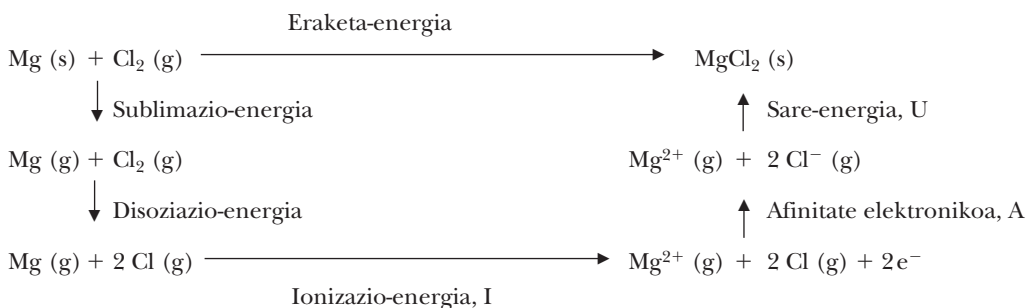
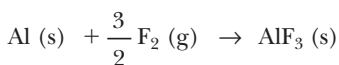
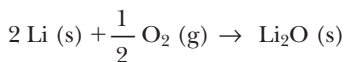
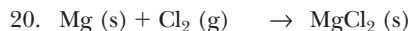


Bi atomoen artean lotura kobalentea dago. Bestalde, lotura intermolekularrak daude I<sub>2</sub>-aren molekulen artean.

• NaCl-a urtzean, apurtu egiten da kristalaren lotura ionikoa.

• I<sub>2</sub>-a hurruntzean, desagertu egiten dira molekula batzuk besteekin biltzen dituzten indarrak; hau da, egoera likidoa mantenarazten duten sakabanatze-indarrak.

• I<sub>2</sub>-aren molekulak atomotan disoziatzean, apurtu egiten da molekularen bi atomoen arteko lotura kobalentea.



Oharra: pauso batzuetan ionizazio-energia edo afinitate elektronikoa erabiltzen dira, baina izatez, lehenengo eta bigarren ionizazio-energiak adierazi nahi dira, edo lehenengo eta bigarren afinitate elektronikoak.

Bi atomo edo atomo gehiago ionizatzen diren kasuan, ionizazio-energiaren balioa edo afinitate elektronikoarena atomo-kopuruari dagokion zenbakiaz (bi edo gehiago) biderkatu behar da.

14. Lotura kimikoak

21. a) Erreakzioa idatziko dugu haren koefizienteak gelaxka hauetan agertzeko moduan:

Metalaren mol kop. ( $n_1$ )	A1
Ez-metalaren mol kop. ( $n_2$ )	D5
Konposatu ionikoaren mol kop. ( $n_3$ )	G1
Metalaren ioi kop. ( $n_4$ )	A2
Ez-metalaren ioi kop. ( $n_5$ )	D2
Entalpia/mol datuak eskema honen arabera sartuko ditugu gelaxketan:	
Metalaren sublimazio-entalpia ( $H_1$ )	B3
Ez-metalaren disoziazio-entalpia ( $H_2$ )	B4
Metalaren ionizazio-entalpia ( $H_3$ )	B5

Ez-metalaren ionizazio-entalpia ( $H_4$ ) B6

Sare-energia ( $H_5$ ) B7

b) Eraketa-entalpia proportzio molarren arabera kalkulatzeko formula matematikoa honako hau da:

$$\Delta H_f = n_1 H_1 + n_2 H_2 + n_4 H_3 + n_5 H_4 + n_3 H_5$$

c) Konposatu ionikoaren eraketa-entalpia kalkulatzeko formula:

$$=A1*B3+D1*B4+A2*B5+D2*B6+G1*B7$$