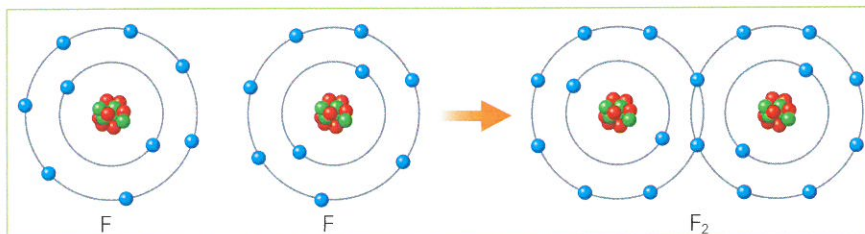


3 Lotura kobalentea

Lotura kobalentea sortzen da **elektronegatibotasun antzekoa eta handia duten** elementuen **atomoak** konbinatzen direnean; hau da, ez-metalak konbinatzen direnean, esate baterako, karbonoa eta oxigenoa, oxigeno atomoak, halogenoen atomoak... Lotura eratzen da bi atomoen nukleoek erakarri egiten dituztelako partekatutako elektroiak (► 5.10. irudia).

5.10. irudia. F₂ molekularen eraketa.



Lotura kobalentea sortzen da gas nobleen konfigurazioa (ns^2np^6) elektroiak irabaziz lortzeko joera duten atomoak konbinatzen direnean; bi atomoek konfigurazio hori lortzeko modu bakarra balentzia-mailako **elektroiak partekatzea** da.

3.1. Zortzikotearen araua eta Lewisen egitura

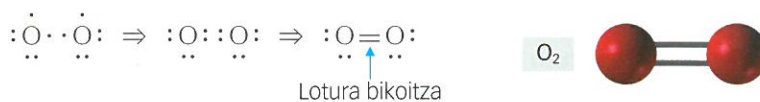
Loturak irudikatzeko, Lewisek proposatu zuen elementuen ikurrak eta puntuak erabiltzea, atomoen balentzia-elektroiak adierazteko. Orbital berean dauden bi elektroien pare elementuaren ikurraren inguruan adierazten da, bi elektroiak batera (► 5.11. irudia). Lotura kobalenteak bi atomoen artean partekatutako elektroien pareak dira, eta pare horiek irudikatzeko, marrak egiten dira ikurren artean. Elektroien pare horrek **orbital molekularra** osatzen du, eta bi atomoena da orbital hori.

Atomo batek balentzia-mailan zenbat elektroien dituen, baliteke elektroien pare bat edo gehiago partekatu behar izatea gas nobleen konfigurazioa lortzeko. Hartan, zortzi elektroien daude balentzia-mailan, eta horregatik esaten zaio **Lewis zortzikote**.

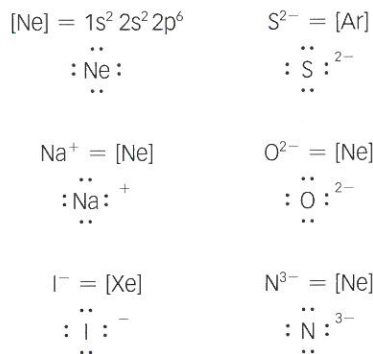
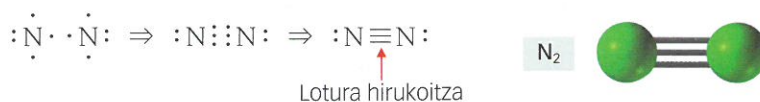
- Bi atomoen artean lotura bat eratzen bada, **lotura bakuna** da. Elektroien pare bat partekatzen da.



- Bi atomoen artean bi lotura eratzen badira, **lotura bikoitza** da. Bi elektroien pare partekatzen dira.



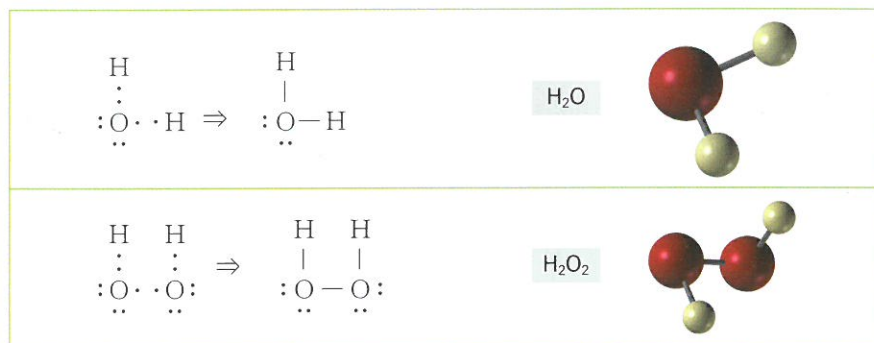
- Bi atomoen artean hiru lotura eratzen badira, **lotura hirukoitza** da. Hiru elektroien pare partekatzen dira.



5.11. irudia. Zenbait espezie kimikoren Lewis zortzikoteak.

Lewis diagramak edo **egiturak** erabiliz, erraz irudikatzen dira molekularen geometria eta lotura kobalenteen banaketa.

Metalikoak ez diren zenbait elementuren atomoen artean ere lotura kobalenteak eratu daitezke. Aztertu adibide hauek:



Substantzia kobalenteek **molekulak** eratzen dituzte: bere propietate kimiko guztiei eusten dien substantzia baten kantitate txikiena adierazten duen entitate bat. Hona hemen molekula kobalenteek izan ditzaketen osagaiak:

- Elementu baten atomoak, **substantzia sinpleetan**; adibidez: Cl_2 , O_2 eta N_2 substantziak.
- Zenbait elementuren atomoak, **konposatueta**; adibidez: H_2O , CO_2 eta HCN (azido zianhidrikoa) konposatuak.

Substantzia kobalenteen formuletan, molekuletan elementu bakoitzaren zenbat atomo dauden adierazten da; **formula molekularrak** dira.

Konposatu batzuen kasuan, zenbaki txikiagoak erabilia formula laburtua idatz daiteke, atomoak zer proportziotan konbinatzen diren adierazten duena; **formula empirikoa** da hori.

JARDUERA

11. Egin molekula hauen Lewis egiturak:

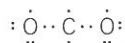
- a) CH_4 b) NH_3 c) SO d) CHCl_3

ADIBIDE EBATZIA

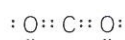
3 Egin karbono dioxidoaren (CO_2) eta azido zianhidrikoaren (HCN) Lewis egiturak.

- CO_2

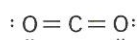
1. Idatzi elementuen ikurrak formularen adierazten diren bezainbestetan. Haien inguruan, jarri puntuak, balentzia-elektroi parekatuak eta desparekatuak irudikatzeko. Zortzi posizio izan behar dituzte, binaka: goian, behean, eskuinean eta ezkerrean. Pare bakoitzak maila bereko *nsnp* orbitalak irudikatzen ditu.



2. Aurrez aurre geratzen dira atomo baten elektroi desparekatuak eta inguruko atomoen elektroi desparekatuak.

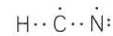


3. Bi atomo lotzen dituen elektroi pare bakoitzaren orde, marra bat idatzi behar da, eta marra bakoitzak orbital molekular bat irudikatzen du. Ikur kimiko bakoitzaren inguruan dauden puntu pareak orbital atomikoak dira.

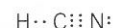


- HCN

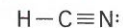
1. Idatzi elementuen ikurrak formularen adierazten diren bezainbestetan. Haien inguruan, jarri puntuak, balentzia-elektroi parekatuak eta desparekatuak irudikatzeko. Hidrogenoaren kasuan, elektroi bakarra du geruzan, eta beraz, elektroi bakarra dago 1s orbitalean.



2. Aurrez aurre geratzen dira atomo baten elektroi desparekatuak eta inguruko atomoen elektroi desparekatuak. Eskuarki, elektroi desparekatu gehien dituen atomoa egituraren erdigunean ipintzen da.



3. Bi atomo lotzen dituen elektroi pare bakoitzaren orde, marra bat idatzi behar da, eta marra bakoitzak orbital molekular bat irudikatzen du. Ikur kimiko bakoitzaren inguruan dauden puntu pareak orbital atomikoak dira.



BA OTE DAKIZU?

Amonio ioiaren konposatuak

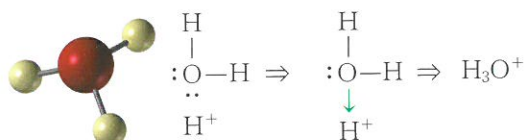
Amonio ioia (NH_4^+) konposatu ugarritan dago; horietako batzuk ongarri gisa erabiltzen dira:

- NH_4Cl : amonio kloruroa
- NH_4NO_3 : amonio nitratoa
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: amonio sulfatoa

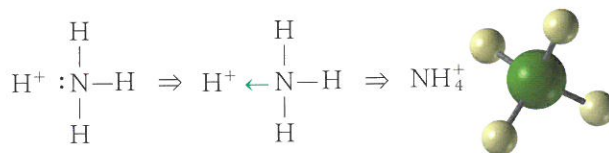
3.2. Lotura kobalente datiboa

Lotura kobalente mota bat da, eta horren bidez, substantzia jakin batzuen eraketa azaldu daiteke. Lotura kobalente datiboan, espezie batek partekatzeko den elektroi parea jartzen du (espezie emalea), eta beste batek onartu egiten du (espezie hartzailea). **Emale-hartzaile lotura** ere esaten zaio, eta espezie emaletik hartzaileantzerantz doan gezi baten bitartez (\rightarrow) adierazten da.

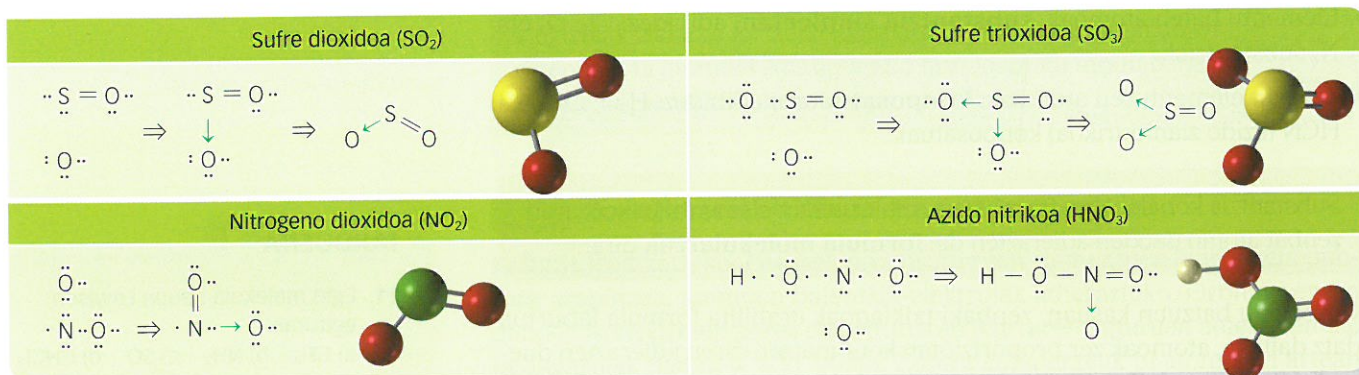
Horrelako loturen bidez, hidronio ioia (H_3O^+) (► 5.12. irudia) eta amonio ioia (NH_4^+) (► 5.13. irudia) nola eratzen diren azaldu daiteke, baita beste substantzia batzuetako loturak ere; esate baterako:



5.12. irudia. Hidronio ioia (H_3O^+) eratzen da ur molekula batek protoi bat (H^+) hartzen duenean.



5.13. irudia. Amonio ioia (NH_4^+) eratzen da amoniako molekula batek protoi bat (H^+) hartzen duenean.



JARDUERA

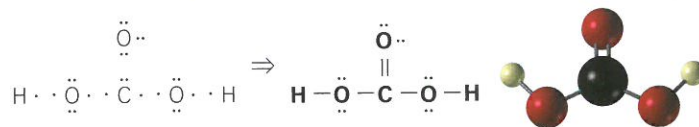
12. Adierazi grafikoki azido kloriko molekulararen (HClO_3) eta klorato ioiaren (ClO_3^-) Lewisen egiturak.

ADIBIDE EBATZIA

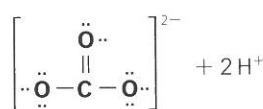
- 4 Oxoazidoek atomo zentrala dute, eta hari lotzen zaizkio O atomoak. Bestalde, H atomoek lotura kobalente bakun batez egiten dute bat O atomoekin. Ur-disoluzioan, atomoak protoi (H^+) moduan galtzen dira, eta O atomoak karga negatiboarekin gelditzen dira.

Hori guztia aintzat hartuta, idatzi azido karbonikoaren (H_2CO_3) eta azido hori uretan disolbatzen denean sortzen den karbonato ioiaren Lewisen egiturak.

Atomo bakoitzaren Lewisen egitura idatzi behar da. H atomo bakoitzak lotura kobalentez lotu behar zaio O atomo bati; O atomo horietako bakoitzak lotura kobalente bakar bat eratu ahal izango du C atomoarekin. C-ak eta gainerako O atomoek zortzikotearen araua bete dezaten azido karbonikoan, lotura kobalente bikoitza sortu behar da:

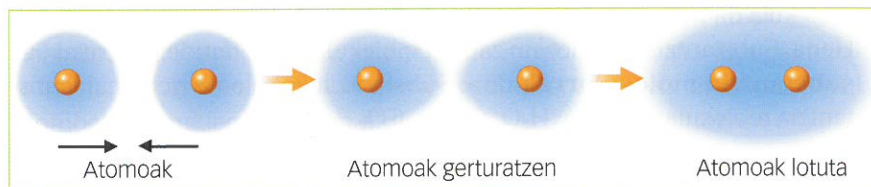


Karbonato ioiaren egitura:



3.3. Lotura kobalentearen polaritatea

Lotura kobalentea eratzen da bi atomo gerturatzen direlako distantzia jakin batera egon arte, eta puntu horretan, interakzioa dago orbitalen artean, eta bi atomoetako nukleoek erakartzen dituzte partekatutako elektroiak (► 5.14 irudia).



5.14 irudia. Lotura kobalente baten irudikapena.

- Bat egiten duten atomoek elektronegativotasun bera dutenean (partekatutako elektroiak bereganatzeko gogo bera), elektroiak modu berean banatzen dira bi atomoen artean. Halakoetan, **lotura kobalente apolarra** dela esaten da. Gauza bera gertatzen da atomoak desberdinak direnean baina elektronegativotasun bera dutenean.

Adibidea: oxigeno molekula, O_2 -a.

- Haatik, atomoetako bat elektronegatiagoa bada bestea baino (partekatutako elektroiak bereganatzeko gogo handiagoa), partekatutako elektroiak haren nukleotik gertuago egongo dira (edo denbora gehiago nukleotik gertu), bestearenetik baino. **Lotura kobalente polarra** da.

Adibidea: ur molekula, H_2O -a. O-a elektronegatiagoa denez H-a baino, elektroiak denbora gehiago egoten dira O-tik gertu.

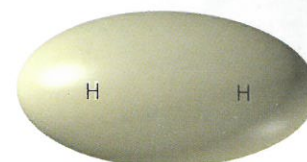
Lotura kobalente polarrean, karga bat agertzen da nukleoetako bakoitzaren gainean, haietako batek besteak baino hein handiagoan erakartzen baititu elektroiak. Hala, atomo elektronegatiagoak karga partzial negatiboa du (δ^-), eta besteak, karga partzial positiboa (δ^+).

Karga partzial deritze, eta δ letraz adierazten dira; izan ere, atomo batek ez dizkio beste atomo bati elektroiak kentzen, neurri handiagoan erakartzen ditu (distantziari edo denborari erreparatuta), besterik ez (► 5.15. irudia).

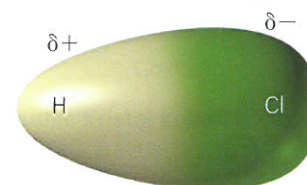
Molekula polarrak

Molekula kobalente batean lotura polarrak daudenean, baliteke molekula osoa polarra izatea. Hori gertatzen da elektroiak molekularen alde batean metatzen badira (polo negatiboan), eta beste muturrean, elektroik gutxi badaude (polo positiboa). Esaten da horrelako molekulak **dipoloak** direla.

Molekula batean lotura polarrak badaude, multzo osoa polarra izan daiteke. Molekula jakin baten polaritatea geometriaren araberkoa da, alegia, loturak nola dauden banatuta espazioan.



Lotura kobalente **apolarra**
 $H-H$



Lotura kobalente **polarra**
 $\delta^+H-Cl^{\delta-}$

5.15. irudia. Lotura kobalentearen polaritatearen irudikapena.

JARDUERAK

- Begiratu Atomoak unitateko elektronegativotasunen taula, eta ordenatu beheko lotura kobalenteak polaritatearen arabera. Kasuan-kasuan, esan zein elementuk duen karga partzial negatiboa eta zeinek duen karga positiboa.
 - a) $O-H$ c) $Si-Cl$ e) $Si-O$
 - b) $N-I$ d) $S-N$
- $BeCl_2$ molekula apolarra da, eta Cl_2O molekula, berriz, polarra. Zer esan dezakezu haien loturen geometriari buruz?

CO ₂ : molekula apolarra lotura polarrekin	H ₂ O: molekula polarra lotura polarrekin
<p>O-a elektronegatiagoa da C-a baino; hori dela eta, karga partzial negatiboa O-aren gainean dago lotura bakoitzean. Molekulak lerro berean ditu bi loturak, eta horren eraginez, lotura polarrek elkar indargabetzen dute.</p> <p>Kasu honetan, molekula lineala da, atomo zentrolean ez dagoelako partekatuta ez dagoen elektroirik.</p>	<p>H_2O molekulan ere bi lotura polar daude, baina ez dute lerro bat osatzen, angulu bat baizik. Ondorioz, ur molekula dipolo bat da; hartan, karga partzial negatiboa O atomoaren inguruan dago, eta karga partzial positiboa, H atomoen inguruan.</p> <p>Kasu honetan, molekula angeluarra da, oxigenoan bi elektroik pare daudelako partekatu gabe.</p>

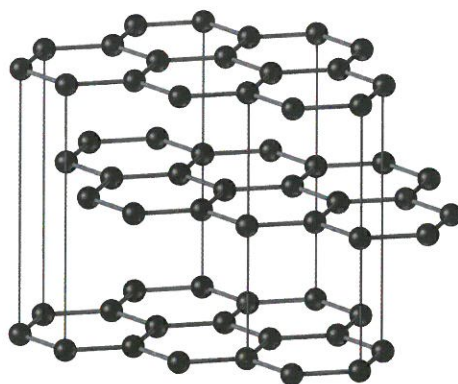
3.4. Lotura kobalenteen ondoriozko substantziak

Substantzia kobalenteak bi motatakoak izan daitezke:

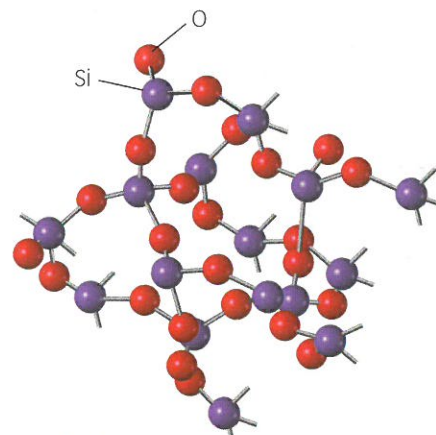
- **Molekulaz osatutako substantziak.** Atomo gutxi batzuek bat egiten dute lotura kobalenteen bitartez, eta molekula eratzen da. Hain zuzen, molekula da bere propietate kimikoak dituen substantzia baten zatirik txikiena. Substantziaren edozein zatitan molekula ugari daude. Horrelakoak **substantzia molekularrak** dira. Substantzia kobalente gehienak substantzia molekularrak dira: H_2O , O_2 , N_2 , CO_2 ...
- **Substantzia kristalinoak.** Kasu honetan, atomo ugari lotzen zaizkio elkarri, eta egitura kristalinoa eratzen dute. **Kristal kobalenteak** dira. Adibideak: diamantea (C) (► 5.16. irudia), grafitoa (C) (► 5.17. irudia) eta silizea (SiO_2) (► 5.18. irudia).



5.16. irudia. **Diamantean**, C atomo bakoitza beste lau C atomori lotuta dago lotura kobalenteen bitartez.



5.17. irudia. **Grafitoan**, C atomo bakoitza beste hiru C atomori lotuta dago lotura kobalenteen bidez, eta xafak osatzen dituzte. Karbono atomoen herenari aske samar dabilen elektroio bat geratzen zaio.



5.18. irudia. **Silizean** (SiO_2), Si atomo bakoitza lau O atomori lotuta dago, eta O atomo bakoitza, bi Si atomori, lotura kobalenteen bidez beti.

SiO_2 formulari bi elementuen atomoak zer proportziotan konbinatzen diren adierazten da. Si atomo bakoitzeko, bi O atomo daude.

3.5. Substantzia kobalenteen propietateak

Substantziak kristalak ala molekularak eratzeak baldintzatzen ditu propietateak.

Kristal kobalenteak

- **Solidoak** dira **giro-temperaturan**.

Irakite-puntu handia dute, atomoen arteko loturak kobalenteak direlako, oso lotura sendoak.

- **Gogorak eta hauskorak** dira.

Substantzia marratzeko, sare kristalinoa hautsi behar da, eta horrek oso lotura kobalente sendoak haustea dakar.

Hauskorak dira; atomoen kolpea ematean, lotura-distantzia gaintu eta gehiegi gerturatzen dira, eta nukleoaren arteko aldarapenak agertzen direnez, kristala hautsi egiten da.

- **Eroankortasun elektrikoa.**

Salbuespenak salbuespen, **korrante elektrikoaren eroale txarrak** dira. Horrelakoak dira ez dagoelako kristalean zehar higerik daitezkeen elektroio askerik, eta beraz, ez dago korrante elektrikoa sortzeko aukerarik.

Diamantea eta grafitoa dira kristal kobalenteen adibide ohikoenak. Biak daude karbonoz osatuta, baina nork bere egitura du.

Diamantea karbono atomoz osatutako substantzia kristalino bat da, eta atomoen arteko lotura kobalente bakuna da (► 5.19. irudia). Substantzia guztiguztien artean, hura da gogorrena. Hortaz, energia handia behar da diamantea marratzeko, karbono atomoen arteko lotura kobalenteak oso sendoak dira eta. Kolpea ematen zaionean, atomoek lotura-distantzia gainditzen dute eta behar baino gehiago gerturatzeko dira; hori dela medio, inguruko atomoetako nukleoaren artean aldarapena sortzen da, eta horren eraginez, banandu egiten dira, eta kristala hausten da. Diamantearen atomoetako elektroiek guztiek lotura kobalenteetan hartzen dute parte. Horrexegatik da isolatzaile elektrikoa, elektroiek ez baitute higitzeko inolako aukerarik.

Grafitoa ere karbono atomoz osatutako material bat da, eta atomoek lotura kobalentez egiten dute bat. Alde nagusia xafla-formako egitura da, horrek eragiten baitu atomo batzuen lau elektroietako hiru soilik egotea lotura kobalenteetan. Balentzia-geruzako laugarren elektroiek hein batean higitzeko aukera duenez gero, grafitoak korrante elektrikoa eroan dezake (► 5.19. irudia).



Diamantea



Grafitoa

5.19. irudia. Kristal kobalenteak: diamantea eta grafitoa.

Substantzia molekularrak

- **Solidoak, likidoak** edo **gasak** izan daitezke giro-tenperaturan, molekulen artean eratu daitezkeen loturen eta masa molekularren arabera. Oro har, **urtze- eta irakite-puntu txikiak** dituzte (gehienak gasak edo likidoak dira giro-tenperaturan), egoera aldatzeko molekulen arteko indarrak soilik hautsi behar baitira.

- **Gogortasuna eta hauskortasuna.**

Substantzia molekular solidoak **bigunak eta kolpeekiko erresistenteak** dira; deformazio txikiak gertatuta ere ez dira zertan hautsi. Erresilientzia dute, hots, jatorrizko forma berreskuratzen dute.

Halaber, plastikotasuna dute.

- **Eroankortasun elektrikoa.**

Ez dute korrante elektrikoa eroaten, ez baitute elektroiek askerik, ezta karga duten espezieak sortzen ere (ioiak, adibidez).

- **Disolbagarritasuna.**

Disolbagarriak dira molekulen artean antzeko indarrak dituzten substantzietan. Substantzia molekular polarrak disolbatzaile polarretan disolbatzen dira (adibidez, uretan), eta substantzia apolarrak, disolbatzaile apolarretan. Substantzia bat haren antzekoa den beste batean disolbatzen da.

JARDUERAK

15. Azaldu zergatik diren isolatzaile elektrikoak naturan dauden substantzia kobalente gehienak.

16. Adierazi zer lotura mota eratzen den beheko espezieen atomoen artean, eta zehaztu zein diren formula enpirikoak eta zein formula molekularrak.

- | | | |
|--------------------|-------------------|-------------------|
| a) NH_3 | c) NLi_3 | e) PCl_3 |
| b) AlCl_3 | d) CO | f) CaO |

17. Azaldu ea baieztapen hauek zuzenak ala okerrak diren:

- Lotura kobalentea ahulagoa da lotura ionikoa baino, konposatu ionikoei urtze-puntu altuagoak baitituzte konposatu kobalente gehienek baino.
- Solido kobalente kristalinoek korrante elektrikoa eroaten dute, lotura kobalentea osatzen duten elektroiek aise samar higitzen direlako kristalean, alde batetik bestera.