

KIMIKA KONTROLA

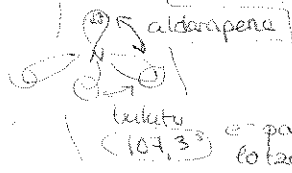
1. GAIA

Hibridazioa

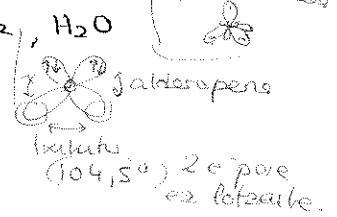
→ Lotura bakunak duten atomoek → sp^3 hibridazioa

Adib: CH_4 , OH_2 (CH_3 , NH_3), OH , $C-O-C$, $C-NH_2$, H_2O

⊕ Angulue kalkulatu daitezke e^- pare ez lotzaile kopuruaren arabera.



(Behinetsen)
Geometria tetraedrikoa



→ Lotura bikotiz bat duten atomoek → sp^2 hibridazioa

Adib: $CH_2=CH_2$, $C=N$, $C=O$, BH_3

Angulue kalkulatu da aldarapena-erengatik.

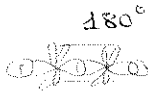


Geometria trigonal laua (Behinetsen)



→ Lotura hiru-kotiz bat duten atomoek → sp hibridazioa.

Adib: $C\equiv C$, $C\equiv N$



Geometria lineala

⊕ H-k ez du hibridaziorik egiten.

2. GAIA

ERREAKTIO KIMIKOAK

Estekimetroa

- Erreakzioak dituzte.
- Erreaktiboa mugatuta. (guztiz kontsumitzen den erreaktiboa) → Eratzten den produktu kantitatea ezartzen du.
- Etekena.

$$\text{Porzentaiazeko etekuna} = \frac{\text{benetako etekuna}}{\text{etekun teorikoa}} \times 100$$

%100-ko etekuna ez duen produktu batek etekun teorikoa (Adib: %98)

$$\frac{\text{benetako etekuna}}{\text{etekun teorikoa}} = \frac{100}{98} = \text{etekun teorikoa}$$

purutasuna

3. GAIA

DISOLUZIOAK

$$P_a = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$$

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$$

balentzia = 3
 $FeCl_3$

$$\text{Molaritate (M)} = \frac{\text{mol solutu}}{\text{L disoluzioa}}$$

$$\text{Molaritate (m)} = \frac{\text{mol solutu}}{\text{kg disolbatzaile}}$$

$$\text{Normalitate} = M \times \text{balentzia (solutu)}$$

$$\text{Frakzio molar} = \frac{\text{mol solutu}}{\text{mol solutu} + \text{mol disolbatzaile}}$$

$$\text{Ehunekin molar} = \frac{\text{praktiko molar} \cdot 100}{\text{teoriko molar}}$$

$$\% \text{ pisua} = \frac{\text{pisua solutu}}{\text{pisua disoluzioa}} \cdot 100$$

$$\% \text{ bolumen} = \frac{\text{solutu bolumen}}{\text{disoluzio bolumen}} \cdot 100$$

$$\text{Ehunekin pisu-bolumena} = \frac{\text{gr solutu}}{\text{mL disoluzioa}} \cdot 100$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{gramo solutu}}{\text{mL disoluzioa}} \cdot 10^6 \text{ (milioiko parteak)}$$

$$\text{Milako parteak (\%)} = \frac{\text{gr solutu}}{\text{gr disoluzioa}} \cdot 1000 \text{ edo } \frac{\text{gr solutu}}{\text{mL disoluzioa}} \cdot 1000$$

ppm 1 = 1g solutu / 1000000g disoluzio baten

$$\text{Lurrun presioa} = P = X_{\text{disolbatzaile/solutu}} \cdot P_{\text{purua}}$$

$$P_i = X_i \cdot P_i^0$$

Pa-etan

solutu/disolbatzaile-
frakzio molar-
dun lurrun-presioa
(disolbatzaile)
(ledosolutu)

disolbatzaile/solutu
puruaren lurrun
presioa.

lurrun
epseran.

$$\text{Daltonek } P_T = P_1 + P_2 \dots \text{ (presio totala = presio partzial guztien batura)}$$

$$X_i \cdot P_T = X_i \cdot P_i^0$$

$$PV = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_i = Y_i \cdot P_T$$

Ppartziala → frakzio molar (bererena) → gas egoeraren dardpen frakzio molar

KIMIKA

1 GAIA

KIMIKA ETA SISTEMA BIOLGIKOAK

1. Materiaren propietateak, materiaren sailkapena. E2 (irakurri)

2. NOMENKLATURA KIMIKOA

- ✓ ~ NOMENKLATURA E2-ORGANIKOA ~ → FITXAN
 - ✓ ~ NOMENKLATURA ORGANIKOA ~ → FITXAN
- } pasaden ortokoa.

3. EGITURA ATOMIKOA

Elementuen egitura elektronikoa eragutzeak haren propietate kimikoen arteko antzekotasun eta ezberdintasunak interpretatzeko ahalbidetzen ditu.

Teoria atomikoa

- Atomoa → materiaren zehar txikiena. Partikula subatomikoa
 - Nukleoak → tamaina txikia eta \oplus karga duta. Haren inguruan → elektroien hodeia.
- $e^- \rightarrow$ karga \ominus
 protoiak \rightarrow karga \oplus
 neutroiak \rightarrow " neutroa

Dalton

Masa kontserbazioaren legea → emeak. kim. bat gertatu ondoren eta emeakiz gertatu baino lehenagoko substantzien masa \oplus da.

Komposizio konstanteko legea → konposatu baten lagun gutxiak konposizio \oplus dute → esatean dituzten elementuen proportzio berdinak.

- Elem. kim. bakortza atomoz osatuta dago → Emeak. kim. etan atomoak ezin dira sortu / hondatu.
- Elem. berdinaren atomoek masa eta propietate oso antzekoak → beste elem. en atomoekin konparatuz ez.
- " \oplus en atomoak proportzio balunen bidez konbinatzen dira. (AB edo AB₂) ...

Thomson

e^- aurkitu zuten → bere karga eta masaren arteko erlazioa neurtu.

⚡ Atomo neutro batean e^- en karga \ominus neutralizatzeko beharrezkoa den karga \oplus zehaztegarriko hodei itzura zuten. → Atomoa karga \oplus zuten esfera bat zen non e^- margilduta zuden (kargak konpentsatuz)

Rutherford

- Atomoak nukleo zentral txiki-1 dauka, karga elektrikoa \oplus a duena eta atomoaren masa gehiena.
- Bere inguruan e^- ak biratzen dute orbita zirkularrak.
- Atomoa elektrikioki neutroa izanik, e^- en karga \ominus en baturak nukleoaren karga \oplus -ren \oplus izan behar du.

Isotopoak

Nukleoak (protoiak eta neutroiak osaturik daude) txikiak eta karga \oplus du. Azaleran da elektroien hodeiaz inguratuta dago.

Z (zenbaki atomikoa) → nukleoan dauden protoi kopurua

A (zenbaki masikoa) → " " " eta neutroen batura.

$\xrightarrow{23} \text{Na}$
 $\xrightarrow{11}$

LOTURA KIMIKOA.

Lotura kobalentea

Es-metalen artean, elektronegatiotasun handia \rightarrow e^- partekatzen dira loturan loturen polarizazioa gertatzen da " \oplus -eko atomoak parte hartzen dutelako. karga partzialak eratzen dira $\delta^- \delta^+$ eta molek. dipoloa bihurtzen da.

Lotura egonkorak dira \rightarrow zortarkotearen araua betetzen da \rightarrow atomoek $8e^-$ izango dituzte inguruan. Loturan parte hartzen duten e^- (partekatzen direnak) \rightarrow lotsautesk, besteak \rightarrow ez lotsautesk (" " ez " balentzia e^-)

Lewis-en egiturak

Lotura kobalentea: azaltzeko eredu: 2 atomoen arteko e^- bikote bat partekatuz sortzen da lotura kobalentea. Lotura kobalentea eratzeke 2 atomoek $2e^-$ " \rightarrow behar dituzte, atomo bakoitzak e^- bako jarrita.

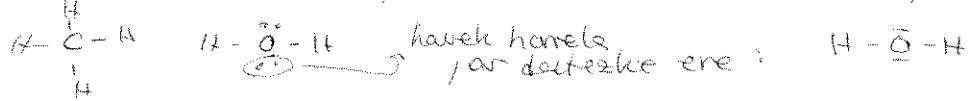
Loturetan parte har dezaketen e^- = baten tza elektroirik (azken geruzakoak).

Elem. en balentzia e^- -ak nota antolatzen diren jakiteko erabiltzen dira Lewis-en egiturak.

Balentzia e^- puntu bidez (studietan) dira elem. ren ikurraren inguruan. $\cdot \ddot{N} \cdot \cdot \ddot{N} \cdot$

Zortarkotearen araua: edozein atomok, H-ak ezan ezik, gas nobleen konfigurazioa lortzeko joera du $(s^2 p^6)$

Loturetan parte hartzen ez duten e^- puntu bako adierazten dira eta partekatutakoak tenoen bidez



karga formalaren kalkulua

$$Q = e_{ag} - e_{el} - \frac{1}{2} e_{\neq}$$

e_{ag} = azken geruzako e^-
 e_{el} = e^- ez-lotsautesk
 e_{\neq} = e^- lotsautesk

lotura beharrezko beti 2

Lotura ionikoa

Me \leftrightarrow Es metal, $10^1 \oplus$ eta \ominus -en artean sortutako indar elektrosfetikoen ondorioz, elektronegatiboena, met.-ren e^- erakom' (balentzia e^-) \rightarrow e^- trukea $\left\{ \begin{array}{l} \text{anionak} \\ \text{kationak} \end{array} \right\}$ sortzen dituzte elkar erakarri. \rightarrow LOTURA.

HIBRIDAZIOA. \rightarrow KONTROLAREN FITXAN \oplus Pasaden urteko apurtoetan

Orbital molekularak eratzen dira orbital atomikoen gainazarpeneren bidez

Orbital molekular motak $\left\{ \begin{array}{l} \sigma \text{ lotura simplea } \left\{ \begin{array}{l} \infty \rightarrow \infty \text{ s eta p orbitalen artean.} \\ \infty \rightarrow \infty \text{ p eta p " " } \end{array} \right. \\ \pi \text{ lotura } \rightarrow \text{ lotura simplearen ondoren beste loturak daude.} \end{array} \right.$

Lotura bikotiz / hirukoitzez $p \leftrightarrow p$ orbitalen gainazarpeneren ondorioz eratzen dira. Lotura = eta \equiv dira $p \leftrightarrow p$ orbitalen arteko lotura baina aurretik σ lotura, π dago.

σ lotura \rightarrow $1. p \leftrightarrow p$ lotura (σ)


* Disoluzioen [] kalkulatzeko formulak \Rightarrow KONTROLERAKO PRESTATUTAKO ORRIAN.

$P \uparrow \rightarrow$ Disolbagaritasuna \uparrow eta $T \uparrow \rightarrow$ disolbagaritasuna \uparrow (normateen)
Batzuetan $T \uparrow \rightarrow$ " \downarrow (gaseten eta aber)

* Disoluzioen presioekin arketek egiteko formulak \Rightarrow KONTROLERAKO ORRIAN
(irakurri sineso 3.6Aiko 10 diapotik aurrera).

4. GINA LOTURA KINIKOA KONPOSATU ORGANIKOETAK

1. LOTURA LEKUTUA

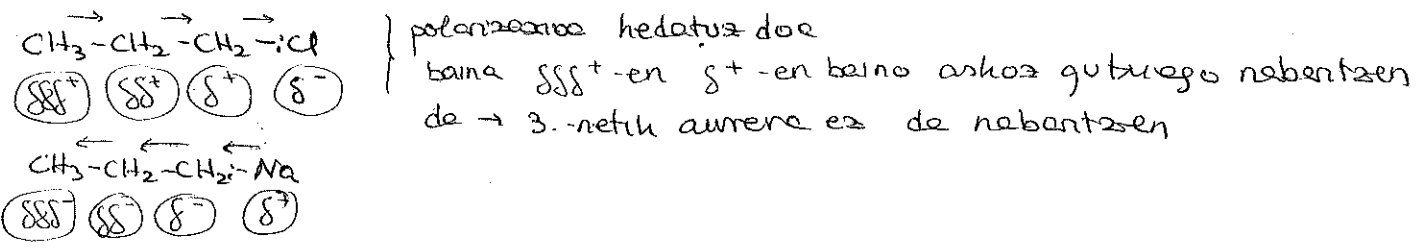
e^- -ak 2 atomoren artean partekatzen dira. Loturak leku zehaztua du. 

Lotura polarra eta ez-polarra

- Lotura kobalenteen parte hartzen duten atomoak \ominus badira \rightarrow elektronegati baten $\ominus \Rightarrow e^-$ -ak modu simetrikoan banatzen dira \Rightarrow LOTURA EZ-POLARRA
- Lotura kobalenteen parte hartzen duten atomoak \oplus badira \rightarrow elektronegati baten $\oplus \Rightarrow e^-$ -ek atomo elektronegati bati hurbilagotik egoteko joera \Rightarrow polarizazioa \Rightarrow karga partzialak sortu (δ^+ eta δ^-) \Rightarrow LOTURA POLARRA

Efektu induktiboa

Lotura polar batek polarizazio molek. osoan zehar zabal dezake, molek. osoan eragina izanez. \rightarrow Ez-polarra ziren loturak polaragoak bihurtzen ditu.



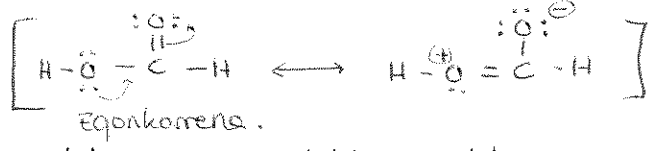
Efektu induktiboa: atomo batek molekulari eragiten dion polarizazio iraukorrak da.
2 " " bereiziko ditugu: +I eta -I izan daitezke.

- Atomo elektronegati baten \rightarrow $\boxed{-I}$ $\rightarrow \delta^-$ hartzen du \rightarrow molek. \oplus -ku kargatzen du.
Adib: \oplus -ku kargatutako eradikalak (e^- hartzeko joera dutelako), COOH , F, Cl, Br, I, OH, SH, CN, NO_2 ...
- Atomo ez elektronegati baten \rightarrow $\boxed{+I}$ $\rightarrow \delta^+$ hartzen du \rightarrow molek. \ominus -ku kargatzen du.
Adib: \ominus -ku kargatutako eradikalak (e^- emateko joera dutelako), CR_3 , CH_3 , CHR , CHR_2 , eta metelak \rightarrow +I dira ere.

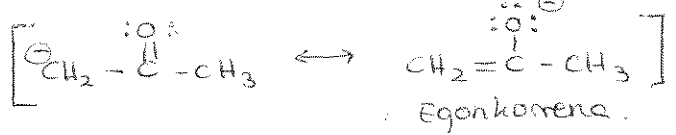
Efektu induktiboak polarizazio iraukorrak eragiten duenez molekulari, haren propietate fisikoetan (urtze/irakute-puntuak, disolbagaritasuna...) eta erreaktibotasunean ~~du~~ eragina.

• Forma kanoniko batek zenbat eta lotura kobalente \oplus eduki' orduan eta egonkorragoa izango da. $[CH_2=CH-CH=CH_2 \leftrightarrow CH_2^+-CH=CH-CH_2^-]$
Egonkorrena.

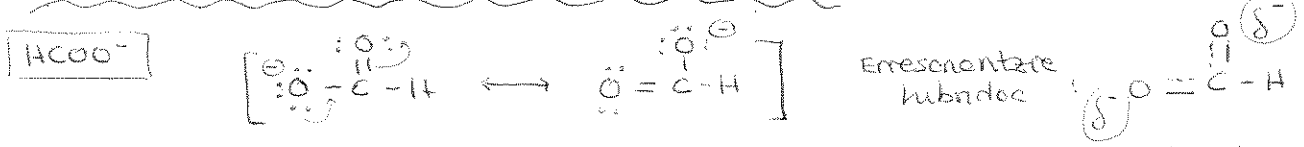
• Forma kanoniko neutroak kargatuak baino egonkorragoak dira. Gainera zenbat eta karga kopuru \oplus eduki' orduan eta ezegonkorragoa izango da.



• karga negatiboa atomo elektronegatiboenean duen forma kanonikoa egonkorrena da.

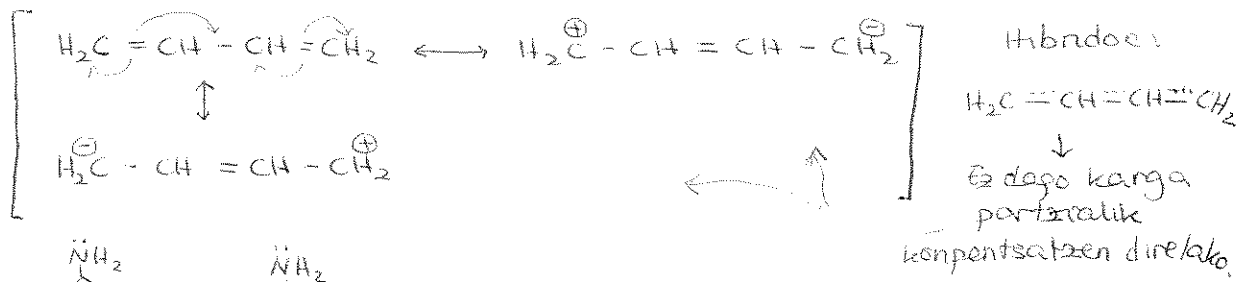


Zenbat konposatuaren egitura erresonanteek

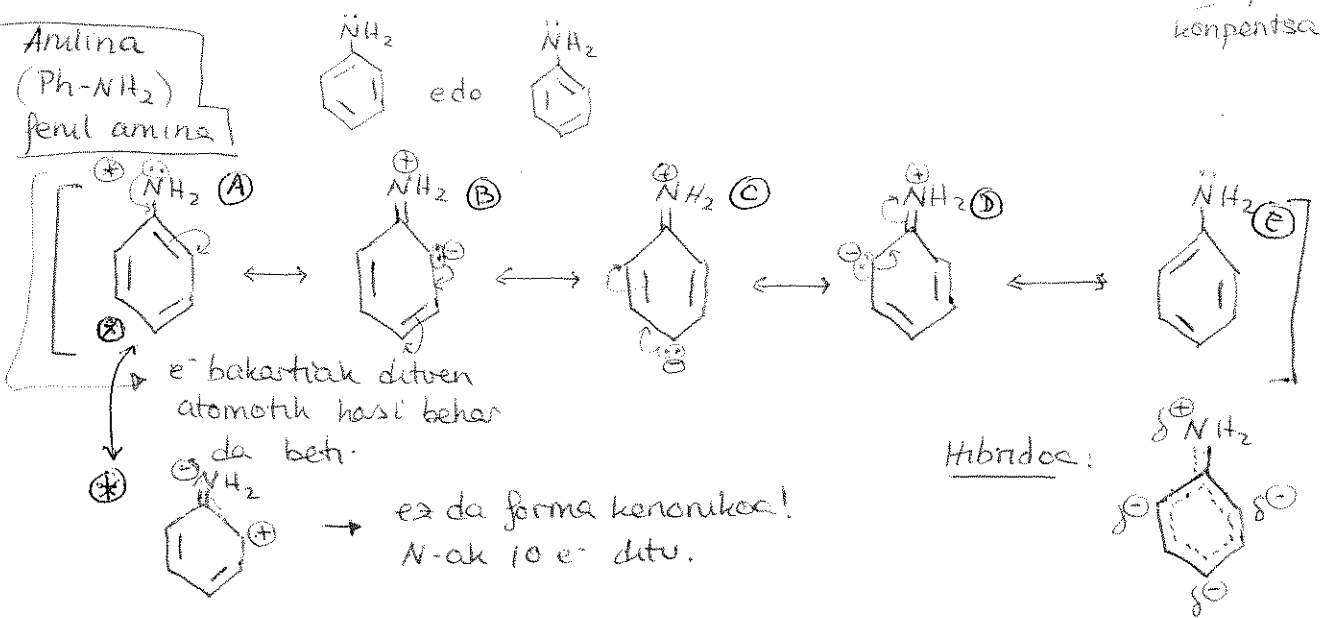


2 forma kanonikok \ominus ak direnez elkarpen \ominus izango dute erresonantzi. hurbildoa.

Butadienoa



Anilina (Ph-NH₂) fenil amina



Forma kanonikoen elkarpena ez da \ominus izango ~~erresonantziare~~ erresonantziare hurbildoa. Egonkortasun erlatiboaren arabera sailkatu behar dira $A=E > B=C=D$

Bentseno ordetzatuta erresonantzia egiturak agerian direnean, beti 5 dira eta 5-ak bilatu behar izango ditugu

Molekulen arteko indar gomantartsuenak

DIPOLO-DIPOLO INDARRAK

Molek. polaren artean. Baten gune positiboa alboko molek-ren gune negatiboa hurbiltzeko joera izango du. Molek-en artean → elkarrekintza elektrostatikoa. Lotura kobalenteak baino askoz ahulagoak. Gomantartsuenak: (hidrogeno zubiak).

H zubiak H atomo bat oso atomo elektronegatibo batelun (F, Cl, Br, I, O, N) lotuta dagoenean sortzen den elkarrekintza. X-H loturek polarizazio handia dute $\left(\begin{matrix} \delta^+ & \delta^- \end{matrix} \right)$. H zubia eratzeke atomo elektronegatiboak e⁻ bikote askeak izan behar du eta molek-ren geometria egokira denean molek. barmean era daitezke ere.

VAN DER WAALS INDARRAK

Molek. guztietan agertzen dira. e⁻ ez dira puntu finko batean kokatzen, orbitaletan baxzak. Hori dela eta hodi elektrikoak etengabe mugitzen da eta ondorioz, momentu dipolar txikiak sortzen dira. Momentu dipolarak molek-en artean elkarrekintza elektrostatikoa gertatzea ahalbidetzen du. Dipolo-dipolo indarrak baino askoz ahulagoak.

(*) Azidoak: 4 konposatu (1) irakute puntuetan azidoa ardaratzen.

AZIDOTASUNA ETA BASIKOTASUNA

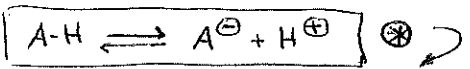
Azidoak eta baseak definitzeko 2 teoria:

Brönsted teoria: azidoa protorak (H⁺) ematen dituen konposatua da, basea H⁺-ak hartzen dituen.

Lewis: azidoa e⁻ bikotea hartzen duen konposatua da eta basea e⁻ bikotea ematen duena.

↳ Teoria orokorragoa. (✓)

Azidotasuna: protorak (H⁺) emateko ahalmena

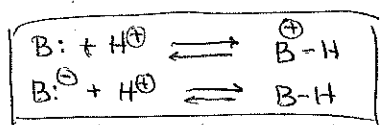


A^o anionaren egunkortasuna zenbat eta handiagoa → A-H konposatua orduan eta azidogagoa. Oreak A⁻ egiturarantz desplazatu da, beraz, A-H "-k H⁺ emateko ahalmen handie dauka.

A⁻ anioia → azidoaren base konjugatua dertzo

Azidotasuna: H-I > H-Br > H-Cl > H-F > H-OH > H-NH₂ > H-SH₂

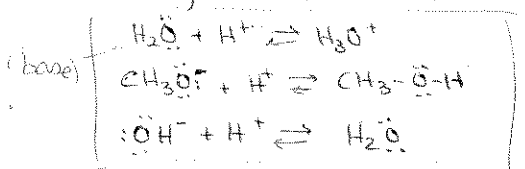
Basikotasuna: e⁻ bikoteen eskuragotasuna.



e⁻ bikotea zenbat eta eskuragoa → B konposatua orduan eta basikogagoa.

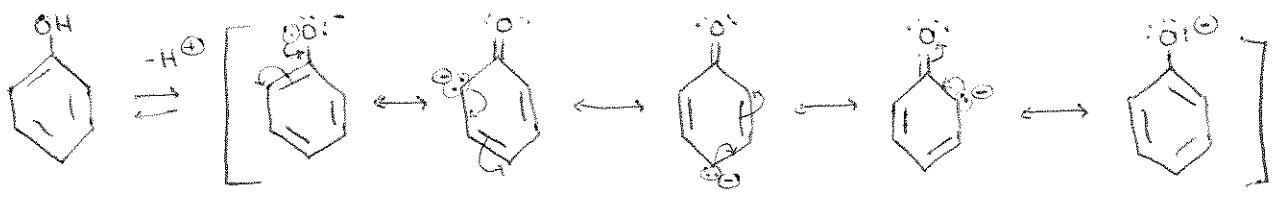
" " oso eskuragoa bada. H⁺ batelun lotzeko joera handia izango du eta oreka eskumalderantz desplazatu da

B-H konposatuari → basearen azido konjugatua dertzo.



(*) eta e⁻ erakartzeko joera. H-O⁻H, lotura honetako e⁻ erakartzeko ditu eta H⁺ protora askatzen du. Zenbat eta elektronegatiboagoa, e⁻ erakartzeko joera ↑, " " askatzeko joera ↑ → bera ⊖-ki kargatuta geratzeko joera ↑

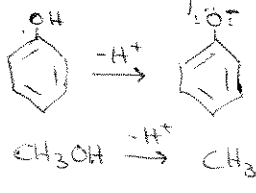
- Fenolek alkohol arruntek baino azidotasun handiagoa dute (Erresonantziarekin)



Aurora 5 erresonantzia-egiturekin egonkortuta dago.

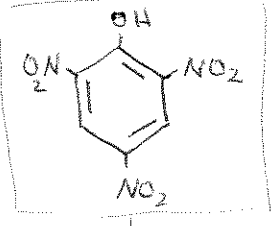
CH_3COOH eta fenolaren artean, CH_3COOH azidoagoa da. Nahiz eta erresonantzia-egitura gutxiago izan, dituen biak oso egonkorak dira O-en artean konpartitzen baita karga \ominus . Fenolan karga \ominus C-en artean konpartitzen da. Beraz, bi egitura horiek balioak dira eta CH_3COOH molekula azidoa da izenez.

CH_3OH eta fenolaren artean;



Biak karga \ominus dute baino fenola karga \ominus hori sakabanatzen da izango da erresonantzia egitura \oplus dituelako. Beraz fenola egonkoragoa izango da \rightarrow Azidoagoa.

Errotunetan agertzen diren ordezkarekin arabera fenolaren azidotasuna \oplus izango da. e^- erakartzen diren taldeek fenolaren erresonantzia handitzen dute. Adib:



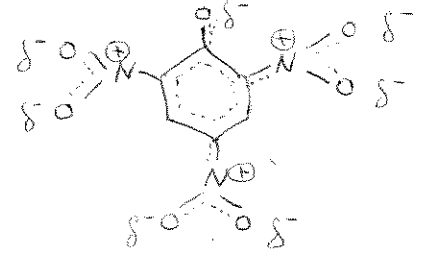
Azido pikrikoa

Oso azidoa denez nahiz eta azidoa ($\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$) ez izan, azido izena hartzen du.

$-\text{NO}_2$ -ek egitura egonkortzen dute fenolek $-\text{OH}$ -n daukan H^+ a gultzatzen duenean. Fenolaren erresonantzia egitura kopurua handitzen dute. konposatu oso azidoa izango da, aurora oso sakabanatuta baitago molek-n zehar. \rightarrow oso egonkorra. (Behiko Sak + 3 gehiago)



Erresonantzia hibrida



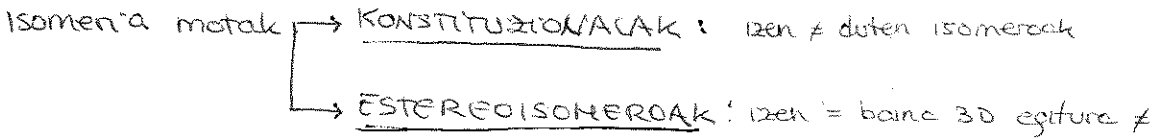
BASIKOTASUNA AURRESATEN IRIBPIDEAK

- e^- bikote askea duen atomoaren elektronegativotasuna eta tamaina. Elektronegativotasuna zenbat eta txikiagoa, orduan eta basikotasun handiagoa. Atomoa zenbat eta handiagoa \rightarrow basikotasuna txikiagoa.
- Erresonantzia zenbat eta " - egitura gehiago, basikotasun gutxiago.
- Efectu inductiboa e^- bikotea " " -ren bidez egonkortzen bada, basikotasuna \downarrow e^- " " " " ezegonkortzen bada, " \uparrow

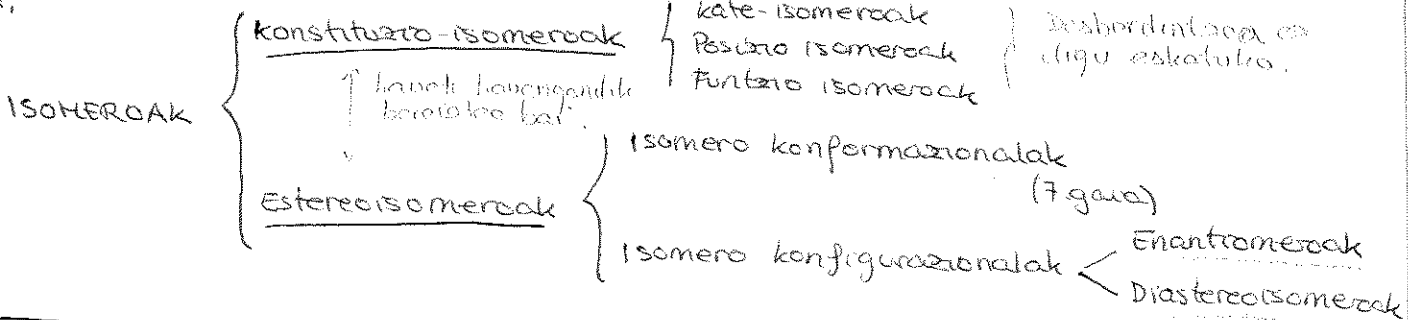
ISOMERIA KONPOSATU ORGANIKO ETAN

Isomeria

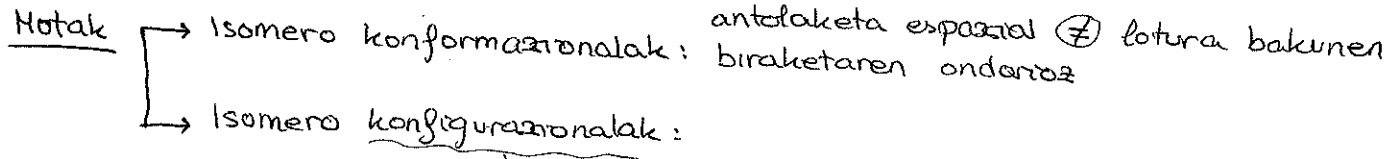
Isomeroak: forma molekular berdina baina egitura desberdina duten konposatuak



Beraz,



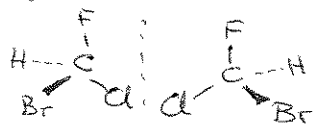
ESTEREOISOMEROAK



Enantiomeroak

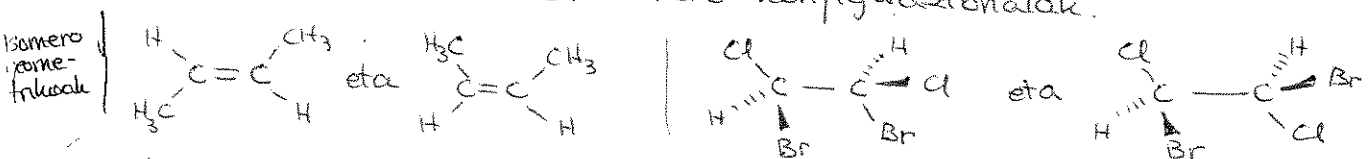
Isipitu-irudi gainezartezinak diren isomero konfigurazionalak. Solik C-ak 4 ordekatzaile ≠ dituenean ager daitezke

2 dira:



Diastereoisomeroak

Enantiomeroak ez diren isomero konfigurazionalak.

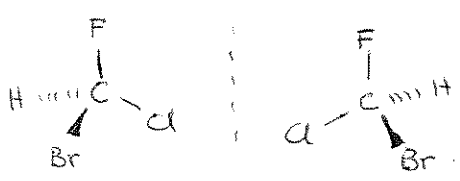


Isomeroak dua: forma molekular (≠)
 Estereoisomeroak: izen (≠) dituztenak
 Isomero konfigurazionalak: lotura bikoitza, ez bakurra.
 Diastereoisomeroak: isipitu-irudiak ez dira.

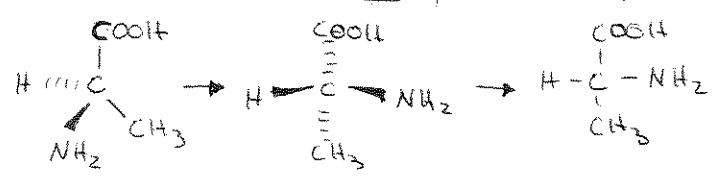
3D-ko egiturak irudikatzeko moduak:

Perspektiban

- ⋮ → atzerantz
- → aurrerantz
- → planoan



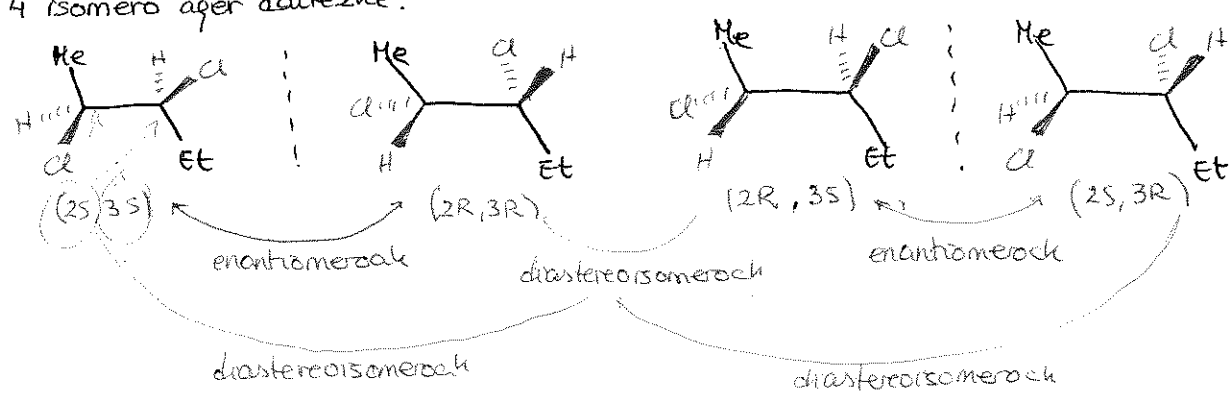
Fischer-en proiektzioa



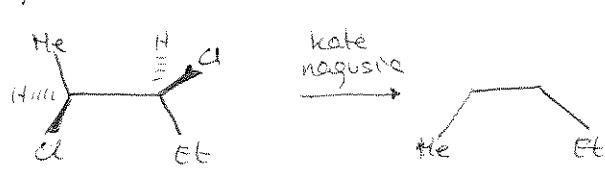
biratu molek.

Bi zentro estereogeniko dauzkaten konposatuak

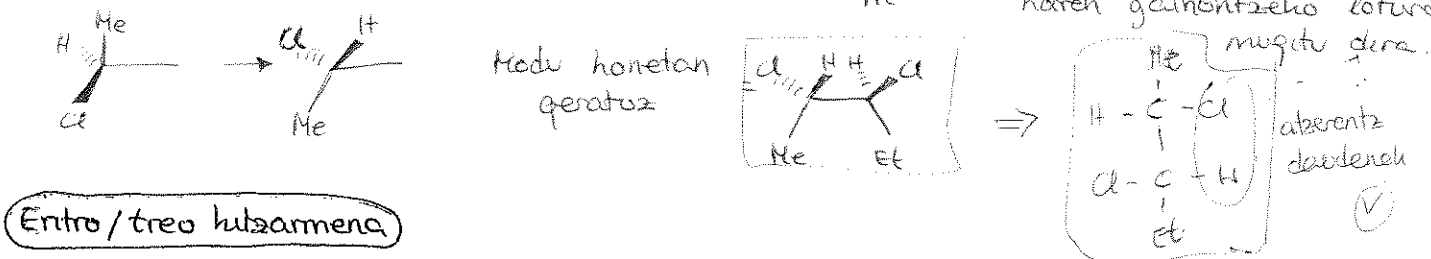
4 isomero ager daitezke.



≡ -tik ≠ -ra pasatzeko;



horrela egin behar da. Beraz "Me" biratu behar izan dugu eta horrelan batera • C haren gainontzeko loturak mugitu dira.



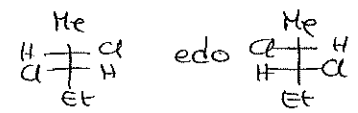
Entro/treo hutsarmena

Fischer proiektzioak erabiltzen dira askotan. Konfigurazio erlatiboa adierazten da. (H-ak dauden molekulan erabiltzen da).

Entro: lehenetsun handiena duten ordezkatzaleak (ez dira zuten ⊖-ak izan behar) alde berean daudenean:



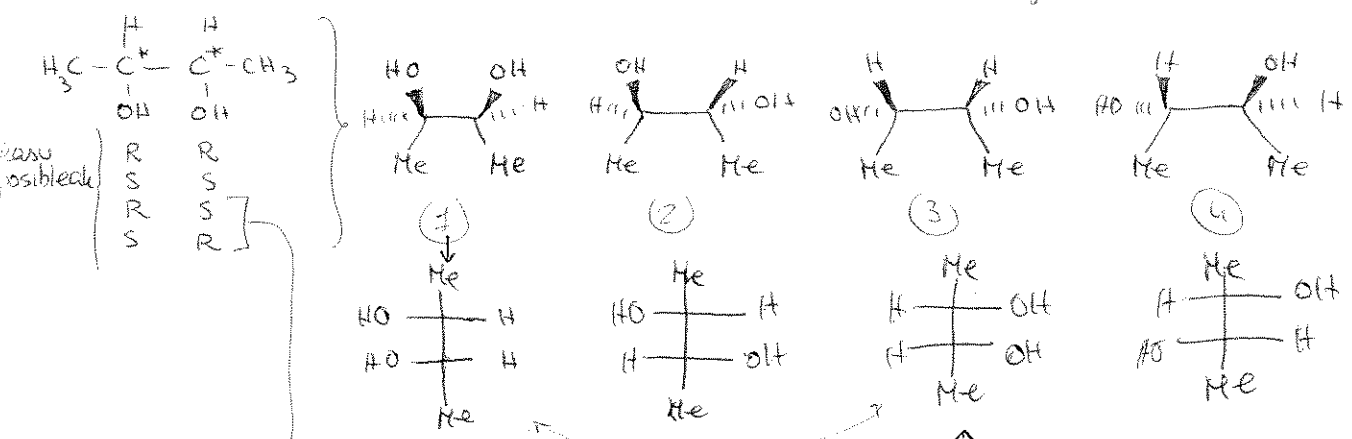
Treo: ez daudenean alde berdinean:



* Konfigurazio absolutua: (2S,3S) modukoa. (!) kontuan hartu H-a atzerantz egin behar duela.

Meso konposatuak: 2 zentro estereogeniko daudenean eta bien ordezkatzaleak ⊖-ak direnean.

Adib: 2,3-butanadiola. → Irudikatu estereoisomero guztiak.



kasu posibleak

⊖ direnak.

⊖ dira

↓ horrela begiratu berdinez direla konturatu gero, (2) eta (4) ez.

KIMIKA 7. GAIA KONFORMAZIOAK

Sarrera

Konposatu baten egitura zehazteko, atomoen egitura espaziala zehaztu behar da. (konstituzioa eta estereoisomeria). Bi estereoisomero mota daude.

(Estereoisomeroek konstituzio bera baina atomoen kokapen espaziala \neq dute) 2 mota:

- ISOMERO KONFORMAZIONALAK
- ISOMERO KONFIGURAZIONALAK

Alkanoen analisi konformazionala

(3D-n atomoen antolatamendu) berriak

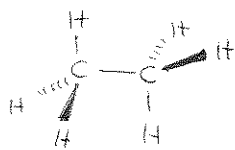
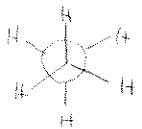
C-C lotura sinplearen inguruko biraketa egitean \rightarrow konformazio \neq -ak eratzen dira. Isomero konformazional horiek ezin dira berezki biraketa askearen ondorioz bate bestee bihurtzen delako

Alkano anklusoan analisi konformazionala

Etanoa

C-C loturaren 60° ko biraketa eginez bi muga-konformazio ateratzen dira:

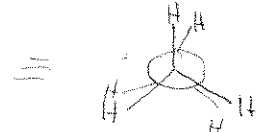
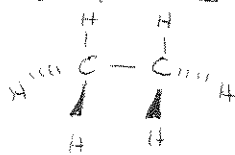
Txandakaturua



eta

eklipsatua

60°

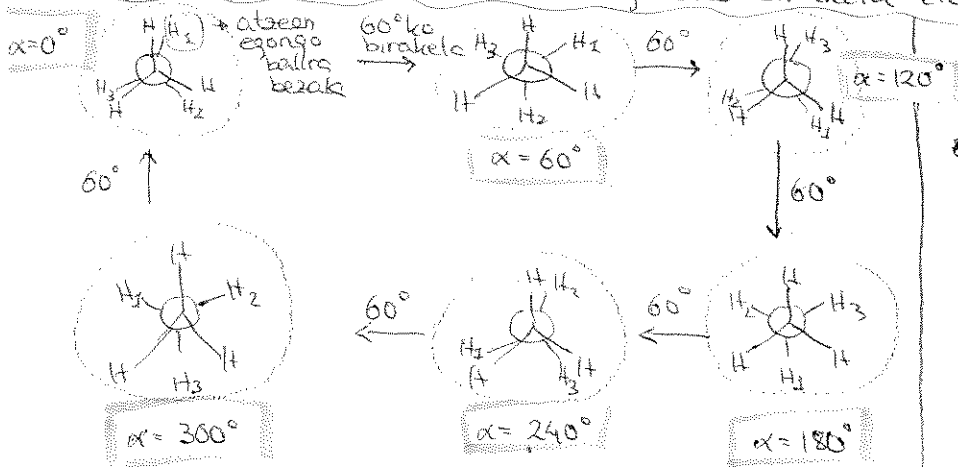


Bi muga-konformazio horien artean infinitu egitura posible daude biraketa-angeluek 0° eta 60° artean dutenak eta zeharkako konformazioak dituztenak.

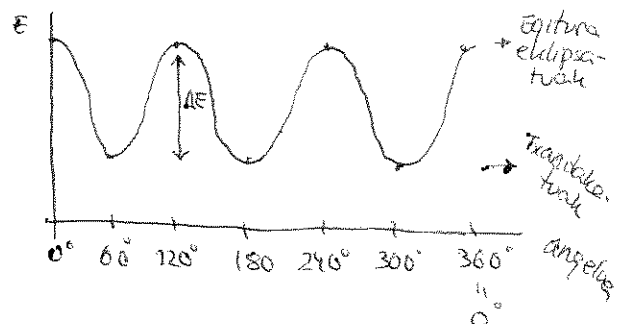
- Konformazio txandakaturuan, H atomoak bata bestea gainetik ahalik eta urrunen kokatzen dira \rightarrow egitura egonkorra eratuz (energia maila baxukoa).
- Konformazio eklipsatuan, H atomoak bata bestea gainetik ahalik eta hurbilen daude eta e^- arteko aldarapen indarengatik \rightarrow egitura egonkorra (energia maila altukoa)

C-H loturen e^- arteko aldarapen indarari: bihurdura tentsioa esaten zaio

Giro temperaturan C-C loturaren inguruko biraketa etengabe gertatzen da:



Energia maila aldatzen doa:



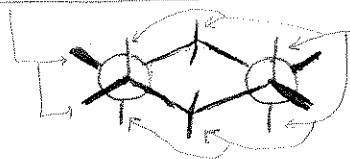
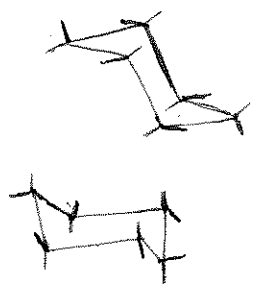
bat gorantz bestea berantz → Ardatz-loturak / lotura axialak

mutura gorantz badago → mutura beheantz badago

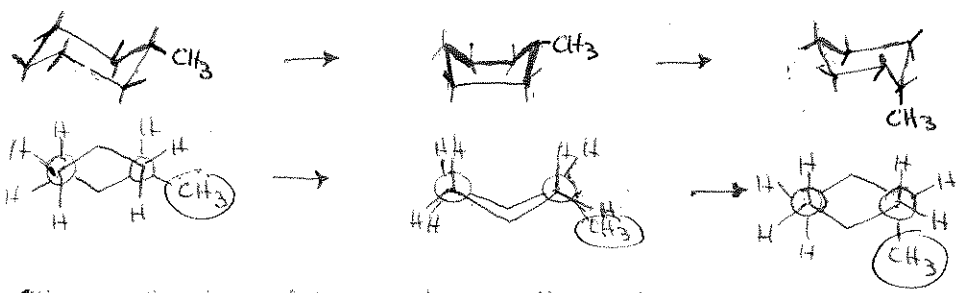
planorekiko perpendikulara

hauen orientazioa ondoko loturek dautakien orientazioaren ⊖

↳ Ekuatore-loturak



Ziklohexano monoordetzkatuak -CH₃ adib:



2 auker-konformazio apertzen dira. Batek mentoa ekuatore-loturari du eta besteak ardatz-loturari.

CH₃-a ekuatore-loturari duen aukerak da egonkorrena den konformazioa, zenbat eta handiago isen ordetzkatzeak, orduan eta joera handiago ekuatorean kokatzeko.

Ziklohexano diordetzkatuek

- Ziklopropanoa
- Ziklobutanoa
- Ziklopentanoa

begiratu

Azukreen konformazioak eta efektu anomerkoa

pirano forma → piranosa

furano forma → furanosa.

Zerbat ①?