

1.1. GAIA: EGITURA ATOMIKOA

1) Mekanika kuantikoaren printzipioak: Schrödinger ekuazioa

Schrödinger ekuazioa egitura atomikoa deskribatzeko oinarria da (1926an proposatu zen).

Eredu honek elektroia eta bere mugimendua deskribatzen ditu hiru dimentsioko uhin elektromagnetiko bat erabiliz. Elektroia hiru dimentsioko espazioan mugitzen denez, orbitalak (3D) definitzen ditugu, orbitak (2D) erabili beharrean.

Beraz, uhin-funtzioa elektroien mugimenduarekin erlazionatuta dago.

Ekuazio hau ebatzi ondoren... Elektroei batek atomo batean duen uhin-funtzioa eta energia E lortzen da.

Koordenatu esferikoak erabiliz uhin-funtzioa bi zatitan bana daiteke:

R =funtzio erradiala eta A =funtzio angeluarra

$$\psi(r, \theta, \varphi) = \underbrace{R(r)}_{\text{Funtzio erradiala}} \cdot \underbrace{A(\theta, \varphi)}_{\text{Funtzio angeluarra}}$$

2) Mekanika kuantikoaren printzipioak. UHIN FUNTZIOA

$$\psi(r, \theta, \varphi) = \underbrace{R(r)}_{\text{Funtzio erradiala}} \cdot \underbrace{A(\theta, \varphi)}_{\text{Funtzio angeluarra}} \Rightarrow \psi^2(r, \theta, \varphi) = \underbrace{R^2(r)}_{\text{Funtzio erradiala}} \cdot \underbrace{A^2(\theta, \varphi)}_{\text{Funtzio angeluarra}}$$

Uhin-funtzioak berak (ψ) ez du esanahi fisikorik.

Esanahi garrantzitsua duena ψ^2 da → Espazioan eskualde jakin batean elektroia aurkitzeko probabilitatea adierazten du.

Beraz:

* Ψ^2 handia den espazioko eskualde batean: e- aurkitzeko probabilitatea handia da.

* Ψ^2 txikia den espazioko eskualde batean: e- aurkitzeko probabilitatea txikia da.

Banaketa erradialaren funtzioa: $R_2(r)$:

-Nukleotik r distantziara elektroia aurkitzeko probabilitatea

-Orbitalaren tamaina adierazten du.

Banaketa angeluarraren funtzioa: $A_2(\theta, \varphi)$

-Nukleotik edozein distantziara elektroia aurkitzeko probabilitatea θ eta φ angeluekiko.

-Orbitalaren forma adierazten du.

Ψ^2 definitzen duen adierazpen matematikoa 3 zenbaki kuantikoren menpe dagoela ikusten da: n, l eta ml.

$R_2(r)$ funtzio erradiala n eta l zenbaki kuantikoen arabera da: $R_{n,l}^2(r)$

$A_2(\theta, \varphi)$ funtzio angeluarra l eta ml zenbakien arabera: $A_{l,m_l}^2(\theta, \varphi)$

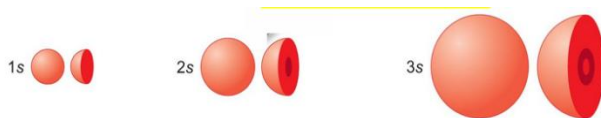
3) Mekanika kuantikoaren printzipioak. ORBITAL ATOMIKOAK

n, l and ml zenbakiak orbital atomikoak deskribatzen dituzte.

Orbitala : Espazioaren eskualdea (atomo baten nukloaren inguruan) non elektroia aurkitzeko probabilitatea maximoa den.

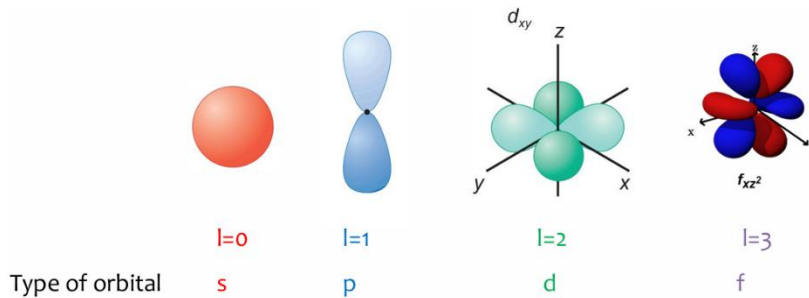
n → Kuantu zenbaki nagusia

- n-k orbitalaren energia-maila (eta tamaina) esaten digu (hau da, nukleotik zein distantziara dagoen orbitala).
- n-ren balioa edozein zenbaki osoa eta positibo izan daiteke (1,2,3,4...).
- n zenbaki ohikoenak n=1-etik n=7-ra doaz



$l \rightarrow$ Kuantu zenbaki angeluarra

- Orbitalaren formari buruzko informazioa ematen digu
- l -ren balioak zenbaki osoak eta positiboak izan daitezke 0-tik $(n-1)$ -ra
- l zenbaki garrantzitsuenak 0, 1, 2, eta 3 dira



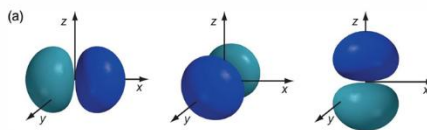
$m_l \rightarrow$ Kuantu zenbaki magnetikoa

- m_l -ak orbitalaren orientazioari buruz informazioa ematen digu
- m_l -ak balio osoak har ditzake $-l$ -tik $+l$ -ra

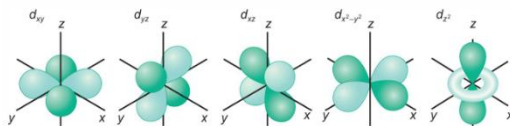
$l=0$ (s orbitala) $\rightarrow m_l = 0$



$l=1$ (p orbitala) $\rightarrow m_l = -1, 0, 1$



if $l=2$ (d orbitala) $\rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2$



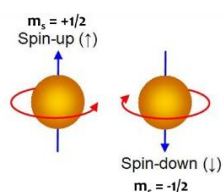
...

* $m_s \rightarrow$ Spinaren kuantu zenbakia

- Orbital baten barruan elektroien errotazioa deskribatzen du.

Spin- Up ($m_s = +1/2$) edo Spin-down ($m_s = -1/2$)

- Orbital bakoitzak bi elektroiz izan ditzake kontrako noranzkoan biraka. Ezinezkoa da orbital berean bi elektroiz paraleloan egotea.

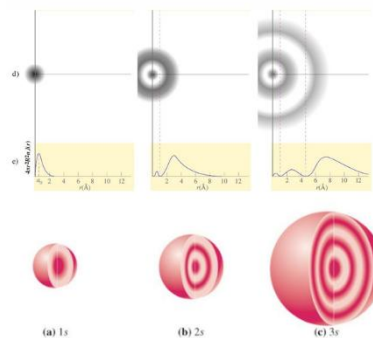


UHIN-FUNTZIOAK ETA ORBITAL ATOMIKOAK (atomo monoelektronikoa)

Nodo erradialak

NODOAK:

- Nodo totalak = $n - 1$
- Nodo erradialak = $n - l - 1$
- Nodo angeluarrak = l

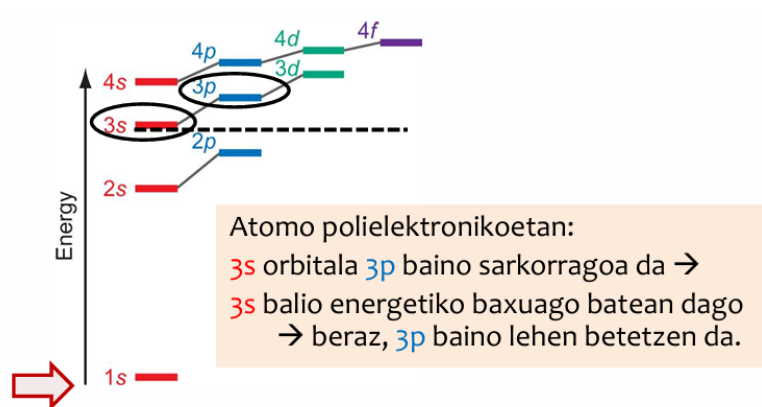
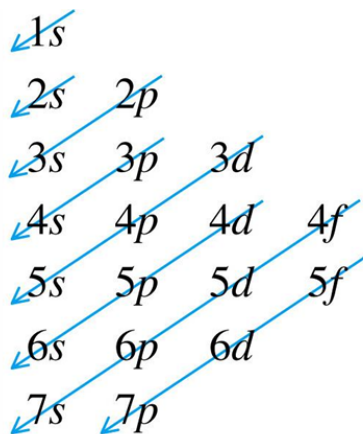


UHIN-FUNTZIOAK ETA ORBITAL ATOMIKOAK (atomo polielektronikoa)

- Aufbau printzipioa
- Pauli eskusio printzipioa
- Hund-ren erregela

Atomo baten barruan elektroien antolaketa printzipio/erregela hauen bidez uler daiteke

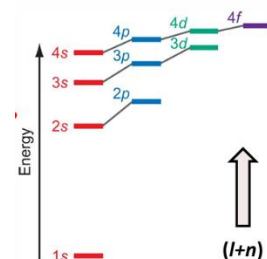
Aufbau printzipioak atomo baten egitura elektronikoa nola eraiki esaten digu: energia baxueneko orbitalak lehenik betez.



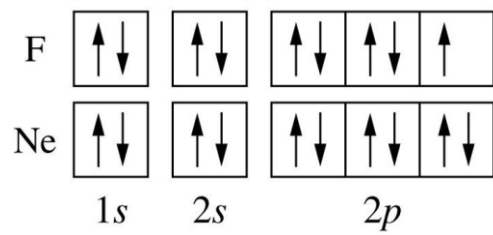
*Gogoratu atomo mono-elektronikoetan n zenbaki berdina duten orbitalek energia bera dutela!

Aufbau printzipioa: $(l + n)$ erregela atomo poli-elektronikoetarako

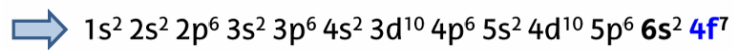
Energia-mailak $(n + 1)$ balio txikienetik handienara ordenatuta daude. Bi mailak badute → energia $(n + 1)$ balio bera baxuena n txikiena duen orbitalari dagokio.



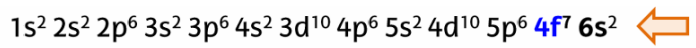
Spdf notazioa



Orbitalak betetzeko ordena:



Orbitalak husteko ordena:



1.2. GAIA: TAULA PERIODIKOA

RSEQaren Elementuen Taula Periodikoa

1 H hidrogenoa 1.008 [1,0078, 1,0082]																	2 He helioa 4,0026																		
3 Li litioa 6.94 [6,938, 6,941]	4 Be berilioa 9,0122	Galioa: zenbaki atomikoa Ikurra izena eta atomiko bantzeratzen pisu atomiko estandarra										13 B boroa 10.81 [10,806, 10,821]	14 C karbonoa 12.011 [12,009, 12,012]	15 N nitrogenoa 14.007 [14,006, 14,008]	16 O oxigenoa 15.999 [15,996, 15,002]	17 F fluorea 18,998	18 Ne neona 20,180																		
11 Na sodioa 22.990	12 Mg magnesioa 24.305 [24,304, 24,307]											19 K potasioa 39.098	20 Ca kaltzioa 40.078(4)	21 Sc eskandioa 44.956	22 Ti titanioa 47.887	23 V vanadioa 50.942	24 Cr kromoa 51.996	25 Mn manganesoa 54.938	26 Fe burdina 55.845(2)	27 Co kobaltoa 58.933	28 Ni nikela 58.693	29 Cu kobre 63.546(3)	30 Zn zinka 65.38(2)	31 Ga galioa 69.723	32 Ge germanioa 72.630(8)	33 As arsenikoa 74.922	34 Se selenioa 78.971(8)	35 Br bromoa 79.904	36 Kr kriptona 79.901, 79.907						
37 Rb rubidioa 85.468	38 Sr estrontzioa 87.62	39 Y itrioa 88.906	40 Zr zirkonioa 91.224(2)	41 Nb niobioa 92.906	42 Mo molibdenoa 95.96	43 Tc teknizioa 98.906	44 Ru rutenioa 101.07(2)	45 Rh rodioa 102.91	46 Pd paladioa 106.42	47 Ag zilarra 107.87	48 Cd kadmioa 112.41	49 In indioa 114.82	50 Sn estainua 118.71	51 Sb antimonioa 121.76	52 Te telurioa 127.6(3)	53 I iodoa 126.90	54 Xe xenona 131.29	55 Cs zesarra 132.91	56 Ba baria 137.33	57-71 lantanoideak	72 Hf hafnioa 178.49(2)	73 Ta tantalioa 180.95	74 W wolframa 183.84	75 Re renioa 186.21	76 Os osmioa 190.23(2)	77 Ir iradioa 192.22	78 Pt platinoa 195.08	79 Au urrea 196.97	80 Hg merkurioa 200.59	81 Tl talioa 204.38	82 Pb beruna 207.2	83 Bi bismutua 208.98	84 Po polonioa 209	85 At astatoa 210	86 Rn radona 222
87 Fr frantzia 223	88 Ra radioa 226	89-103 aktinoideak	104 Rf rutherfordioa 261	105 Db dubnioa 262	106 Sg seaborgioa 263	107 Bh bohrioa 264	108 Hs hasioa 265	109 Mt meitnerioa 266	110 Ds darmstadtioa 267	111 Rg roentgenioa 268	112 Cn kopernizioa 269	113 Nh nihonioa 270	114 Fl flerovioa 271	115 Mc moskovioa 272	116 Lv livermorioa 273	117 Ts tennessoa 274	118 Og oganesonoa 275																		



57 La lantanoa 138.91	58 Ce zerioa 140.12	59 Pr praseodimioa 140.91	60 Nd neodimioa 144.24	61 Pm prometioa 145	62 Sm samarioa 150.36(2)	63 Eu europioa 151.96	64 Gd gadolinioa 157.25(3)	65 Tb terbioa 158.93	66 Dy disprosioa 162.50	67 Ho holmioa 164.93	68 Er erbioa 167.26	69 Tm tulioa 168.93	70 Yb iterbioa 173.05	71 Lu lufezioa 174.97
89 Ac aktinoa 227	90 Th torioa 232.04	91 Pa protaktinioa 231.04	92 U urania 238.03	93 Np neptunioa 237	94 Pu plutonioa 244	95 Am amerizioa 243	96 Cm kurioa 247	97 Bk berkelioa 247	98 Cf kalifornioa 251	99 Es einsteinioa 252	100 Fm fermioa 257	101 Md mendelebioa 258	102 No nobelioa 259	103 Lr lawrentzioa 260

Taula periodiko hau, 2016ko azaroaren 28an IUPACek egindako bertsioaren itzulpena da. Taula honen gaineko informazio eguneratua izateko www.iupac.org helbidea kontsultatu. Eskubideak erreserbatuta ©2016 IUPAC, Kimika Puru eta Aplikatuko Nazioarteko Batasuna.

PROPIETATE PERIODIKOAK

→ **Zeff: karga nuklear eraginkorra**

Karga nuklear eraginkorra atomo polielektroniko batean batek jasaten duen karga positibo erreala da.

Termino “eraginkorra” erabiltzen da, barneko elektroiek pantailatze efektua eragiten dutelako. Ondorioz, kanpoko geruzetan dauden e-ek nukleoaren karga geruzetan positibo osoa ez dute pairatzen, karga nuklear txikiagoa baizik.

Elektroi bat duen atomo batean, elektroi horrek nukleo positiboaren karga osoa jasaten du.

Elektroi asko dituen atomo batean, kanpoko elektroiak aldi berean nukleo positiboarekiko erakarpena somatzen dute eta elektroi negatiboekiko aldarapena jasaten dute.

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

Zeff: karga nuklear eraginkorra

Z: zenbaki atomikoa

S: pantailatze konstantea → Slater-en erregela

Zeff handituz doa periodoan zehar 

Slaterren arauak:

1. Idatzi atomoaren konfigurazio elektronikoa honako taldekatze hau erabiliz, **Slater konfigurazio elektronikoa** deritzona

$(1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s,4p) (4d) (4f) (5s,5p) \dots$,

2. Kanpoko elektroia **s** edo **p** elektroia bat bada:

- (ns, np) talde bereko elektroia bakoitzak **0,35** ekarpena egiten dio S-ri.
- $(n-1)$ geruzeko-eko elektroia bakoitzak **0,85** gehitzen dio S-ri;
- $(n-2)$ geruzetan edo beherago dauden elektroia bakoitzak **1,0** ekarpena egiten dio S-ri.

3. Kanpoko elektroia **d** edo **f** orbital batean badago:

- (nd) edo (nf) taldeko beste elektroia bakoitzak **0,35** ekarpena egiten dio S-ri.
- *Ezkerreko taldeetan* dauden elektroia bakoitzak **1,0** ekarpena egiten dio S-ri.

$(1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s,4p) (4d) (4f)$

→ **Erradio atomikoak**

Zergatik handitzen da erradio atomikoa eskuinetik ezkerre (←) periodoan zehar?

Erradio atomikoa ← noranzkoan handitzen da (edo berdina dena → noranzkoan gutxitzen da) Zeff (karga eraginkorra) periodoan (→) handitzen delako. Zeff handitzen bada, horrek esan nahi du nukleoak gehiago erakartzen dituela balentzia-elektroiak, eta, beraz, atomoa txikiagoa izango da.



→ **Ionizazio energia**

Elementu baten ionizazio-energia (I) atomo isolatu bati (gas fasean) elektroi bat kentzeko behar den energia-kantitatea da.

Periodoan zehar, ezkerretik eskuinera (\rightarrow) joan ahala handitzen da, Z_{eff} handitzen delako. Periodoan zehar nukleoak sendoago erakartzen ditu elektroiak, beraz, energia gehiago behar da hauek atomotik askatzeko.

Taldean behera (\downarrow), I gutxitzen doa. Taldean behera n handitzen denez, elektroiak nukleotik urrunago egongo dira, beraz erakarpen gutxiago pairatuko dute. Hori dela eta, energia gutxiago beharko da e-a atomotik askatzeko



\rightarrow Afinitate elektronikoa

Afinitate elektronikoa (E_a) elektroi gehitzean bat atomo neutro bati, anioi bat osatzeko, askatzen den energia kantitatea da.

Exotermikoa da, baina askatutako energiaz hitz egiten badugu, zeinu positiboa erabil dezakegu.

Periodoan zehar, ezkerretik eskuinera (\rightarrow), afinitate elektronikoak areagotzen dira. Periodoan zehar Z_{eff} -a handitzen denez, e-a hobeto onartuko da (eutsiago) \rightarrow Eratutako anioia egonkorragoa izango da (bere energia jaitsiz) eta energia handiagoa askatuz.

Taldean behera (\downarrow), afinitate elektronikoak gutxitzen dira. Gehitutako e-a nukleotik urrunago egongo denez, nukleoak gutxiago erakarriko du. Beraz, anioiaren eraketa ez da hain faboratuta egongo (eratutako anioia egonkortasun txikiagoa), beraz, askatutako energia txikiagoa izango da. \rightarrow Prozesu exotermikoa



\rightarrow Elektronegativotasuna

Elementu baten elektronegativotasuna lotura eratzen duen beste atomoen elektroiak erakartzeko erlatiboa joera da \rightarrow Afinitate elektronikoaren joera berdina du.

Periodo bakoitzean, elektronegativotasunak ezkerretik eskuinera handitu egiten dira.

Zutabe berdinean, elektronegativotasunak behetik gora handitu egiten dira.



PROPIETATE MAGNETIKOAK

- Atomo edo ioi paramagnetikoak:

Elektroiak parekatu gabe daude. Espezie paramagnetiko bat kanpoko eremu magnetiko batean jartzen denean, paregabeko spinak kanpoko eremu magnetikoarekiko lerrokatu egiten dira → ERAKARPENA



- Atomo edo ioi diamagnetikoak:

Elektroiak parekatuta daude.

Espezie diamagnetikoetan spinak parekatuta daude, eta horrela, elkar ezeztatu egiten dira. Ondorioz, materialak ez du inolako erakarpenik sentitzen kanpoko eremu magnetikoarekiko, izan ere, ALDERAPEN bat dago.



1.3. GAIA: LOTURA KIMIKOA

LOTURA IONIKOA

Kontrako zeinua duten ioien arteko indar elektrostatikoen bidezko lotura Ioiak, e- -en trukez sortzen dira, atomo elektropositibo eta atomo elektronegatiboaren artean.

NaCl adibidez. Konposatu honetan oso elektronegatibotasun balio desberdinak dituzten bi atomoak lotzen dira.

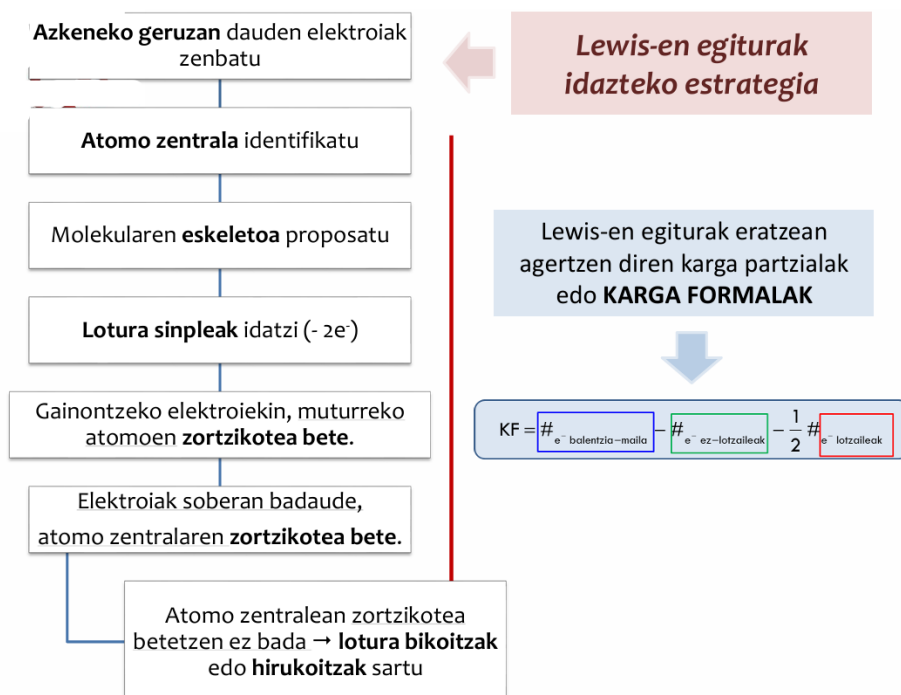
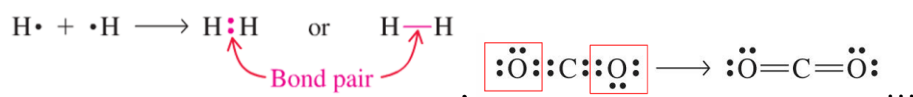
Honela, ioiak osatzen dira. Kontrako kargadun ioien arteko erakarpen elektrostatiakoak sortzen dira eta ondorioz Na⁺ eta Cl⁻ lotu egiten dira, lotura ionikoa osatuz.

LOTURA KOBALENTEA

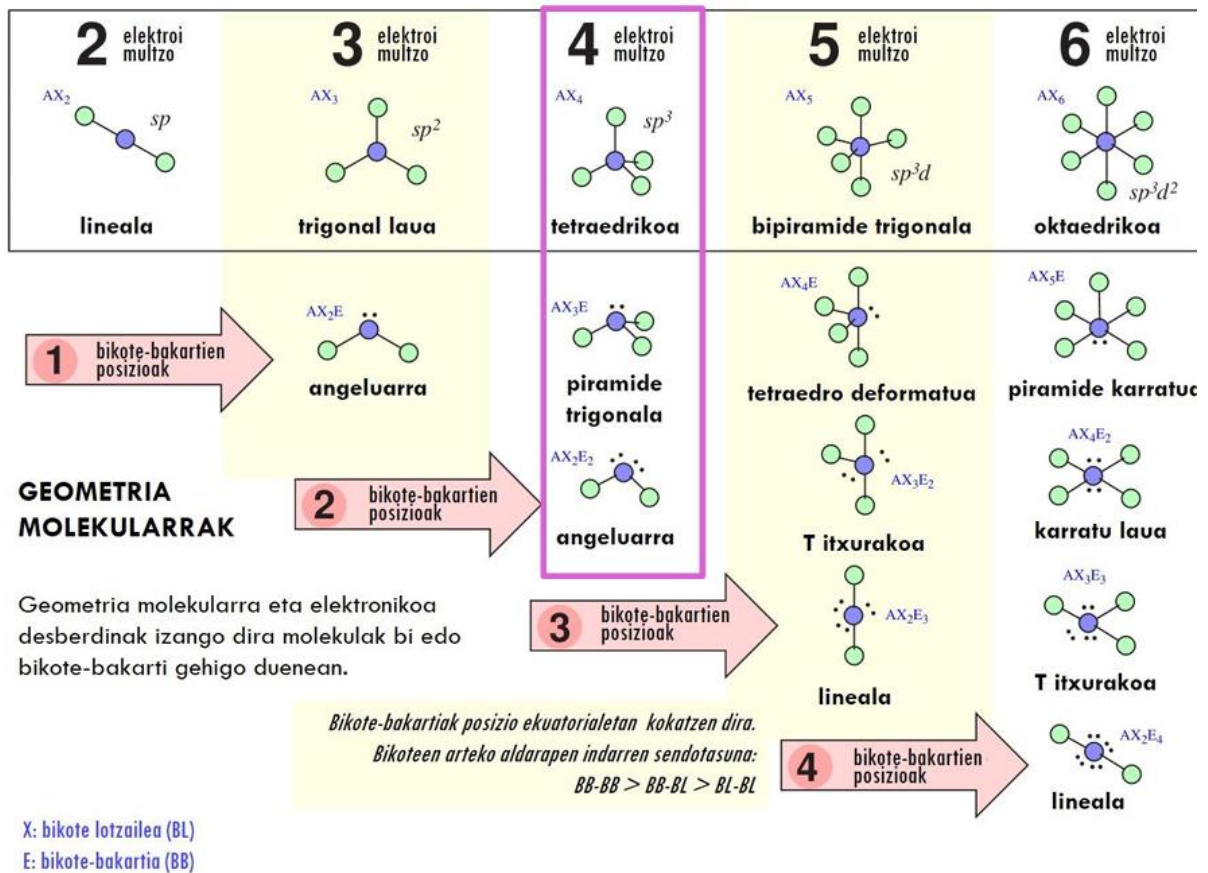
Elektronegatibotasun altua duten elementuen artean ematen da. Elementuek haien elektroiak partekatzen dituzte.

Lewis-en teoria:

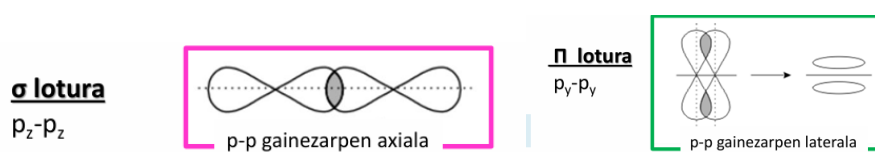
Elektroiak partekatzen dira, atomoak zortzikotearen araua bete arte. (atomoek, egonkor egoteko, gas nobleen konfigurazio elektronikoa lortu nahi dute → ns² np⁶)



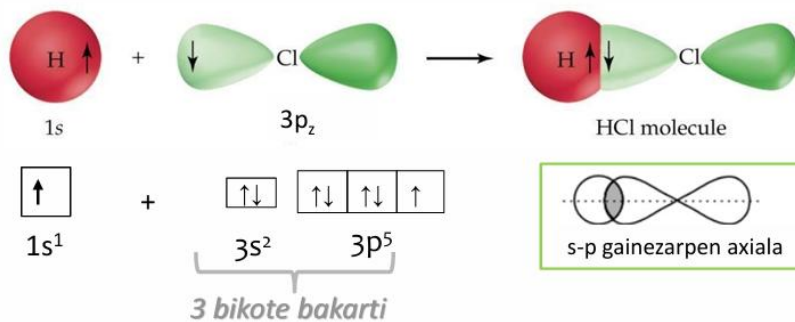
BGBA ereduak:



Hibridazioa:



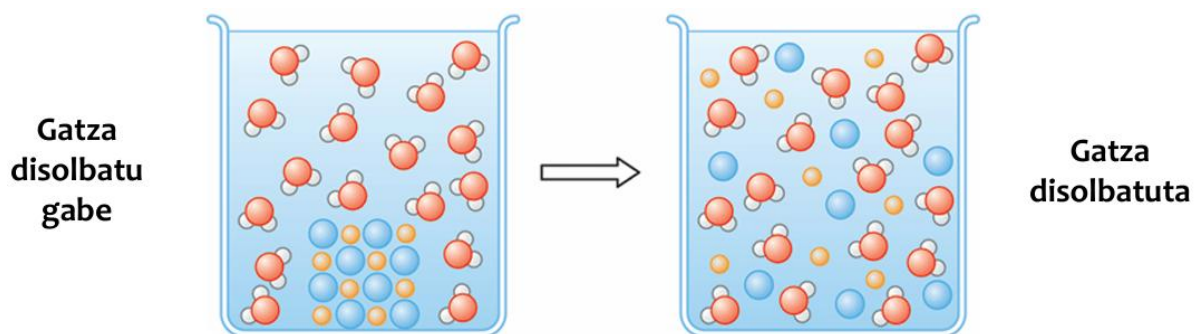
Adibidea, HCl:



2.1. GAIA: DISOLUZIOAK

Disoluzioa proportzio desberdinetan egon daitezkeen bi substantzien edo gehiagoren nahasketa homogeneoa da.

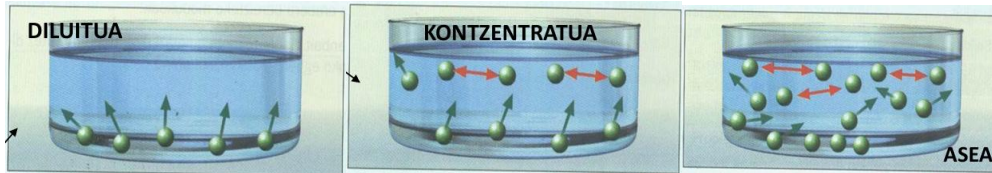
- Osagaia: nahasketan dagoen sustantzia bakoitza.
- Disolbatzailea: disoluzio batean kantitate handiengan dagoen osagaia da edo bere egoera aldatzen ez duena.
- Solutu: disoluzio batean, disolbatzen den substantzia.



Hainbat disoluzio-mota kontsidera daitezke, osagaiak aurkezten dituzten egoeren arabera.

- Disoluzio gaseosoak: gasen nahasketa homogeneoa (airea)
- Disoluzio likidoak:
 - Gas bat likido batean disolbatuta (SO_2 uretan)
 - Solido bat likido batean disolbatuta (azukrea uretan)
 - Likidoen nahasketa homogeneoa (alkohola uretan)
- Disoluzio solidoak:
 - Gas bat solido batean disolbatuta (H_2 platinoan)
 - Likido bat solido batean disolbatuta (Hg zilarrean)
 - Solido bat beste solido batean disolbatuta (aleazioak)

- Disoluzio asea: Solutu gehiago disolbatzerik ez duen disoluzioa. Baldintza jakin batzuetan, disolba daitekeen substantzia baten kantitate maximoa duen disoluzioa da.
- Asegabeko disoluzioa: Disoluzioez mintzatuz, asetasun-egoeran ez dagoena, solutu gehiago disolbatzeko gai dena edo disolba dezakeen solutu-kantitate maximoa ez duena.
- Gainase disoluzioa: Asetasun kontzentrazioa gainditu duen disoluzioa.



Ehuneko beste masa: 100 gr disoluzioan dauden solutu gramoak

- Frakzio molarra: Konponente baten mol kopurua zati mol kopuru osoa
- Ehuneko beste bolumena: 100 cm³ (mL) disoluzioan dagoen solutu masa
- Gramo litroko: disoluzio litro baten dagoen solutu masa, gramotan
- Molaritatea: Solutu mol kopurua disoluzioko litroko

$$\text{Molaritatea (M)} = \frac{\text{Solutu mol kopurua}}{\text{Disoluzioaren bolumena (L)}}$$

- Molalitatea: solutu baten molak disolbatzaile kilo baten.

$$\text{Molalitatea (m)} = \frac{\text{Solutu mol kopurua}}{\text{Disolbatzailearen masa (kg)}}$$

2.2. GAIA: PROPIETATE KOLIGATIBOAK

LURRUN-PRESIOAREN JAITSIERA

Likido batek gas egoerara pasatzeko, molekulen artean etengabeko elkarrekintzak izango ditu. Disoluzioari solutu bat gehitzean, molekula ezberdin gehiagoren artean egin behar dira elkarrekintzak, beraz, lurrin presioa jaisten da.

ADIBIDEA: Gatz edo azukrea gehituz gero urari, ur horrek gutxiago lurruntzen du.

Disoluzioaren eta disolbatzaile puruaren lurrin-presioaren arteko erlazioa solutuaren kontzentrazioaren menpe dago. Rault-en legeak zehazten du erlazio hau, ondoren adierazten den bezala:

$$P_{\text{disolbatzaile}} = X_{\text{disolbatzaile}} P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}}$$

non:

$P_{\text{disolbatzaile}}$ = disolbatzailearen lurrin-presioa disoluzioan

$X_{\text{disolbatzaile}}$ = disolbatzailearen frakzio molarra

$P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}}$ = disolbatzaile puruaren lurrin-presioa

Beraz, argi dago solutu baten presentziak disolbatzailearen lurrin-presioa gutxiagotu egin duela, ondoren adierazten den bezala:

$$X_{\text{disolbatzaile}} + X_{\text{solutu}} = 1$$

$$X_{\text{disolbatzaile}} < 1$$

$$P_{\text{disolbatzaile}} < P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}}$$

Honako modu honetan ere adieraz dezakegu lurrin-presioaren beherakada:

$$\Delta P_{\text{disolbatzaile}} = X_{\text{solutu}} P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}}$$

non:

$$\begin{aligned} \Delta P_{\text{disolbatzaile}} &= P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}} - P_{\text{disolbatzaile}} = \\ &= P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}} - X_{\text{disolbatzaile}} P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}} = \\ &= P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}} (1 - X_{\text{disolbatzaile}}) = \\ &= P^{\circ}_{\text{disolbatzaile}} X_{\text{solutu}} \end{aligned}$$

IRAKITE-TENPERATURAREN IGOERA

Likido puru edo disoluzio baten lurrin-presioa kanpoko presio-atmosferikoa berdintzeko behar den tenperatura da.

Solitu solido bat gehitzean, solutu ez-lurrunkorra, lurrun-presioa jaisten du, beraz, tenperatura altuagoa beharko du disoluzioak.

ADIBIDEA: urari makarroiak gehitzean.

Irakite-puntuaren igoera (ΔT_b) disoluzioaren irakite-puntuaren (T_b) eta disolbatzaile puruaren irakite-puntuaren (T_b^0) arteko aldea bezala adierazten da:

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

ΔT_b balioa lurrun-presioaren jaitsierarekiko proportzionala da, eta disoluzioaren kontzentrazioarekiko ere, ondoren adierazten den bezala:

$$\Delta T_b = K_b m$$

non

ΔT_b = irakite-puntuaren igoera (°C)

K_b = irakite-puntuaren igoeraren konstante molala (°C kg/mol)

m = molalitatea

K_b disolbatzailearen menpekoa da, eta irakite-puntuaren igoera adierazten du solutu baten mol bat disolbatzaile baten 1000 g-tan disolbatzen denean.

IZOZTE-TENPERATURAREN JAITSIERA

Likido baten molekulak elkartu egiten dira izoztean. Izozte-tenperaturara heltzean, molekulen arteko elkarrekintzak sendoak dira likidotik solidora pasatzeko.

Solitu bat gehitzean, molekula horien elkarrekintzak ez dira hain sendoak izango, tartean, solutu molekulak izango dituztelako. Beraz, izozte tenperatura jaitsi egiten da.

ADIBIDEA: Neguan, errepide izoztuari gatzak edo antikongelantea botatzea.

Izozte-tenperaturaren jaitsiera (ΔT_f) disolbatzaile puruaren izozte-puntuaren (T_f^0) eta disoluzioaren izozte-puntuaren (T_f) arteko aldea bezala adierazten da:

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

ΔT_f disoluzioaren kontzentrazioarekiko proportzionala da, ondoren adierazten den bezala:

$$\Delta T_f = K_f m$$

non

ΔT_f = izozte-puntuaren jaitsiera (°C)

K_f = izozte-puntuaren jaitsieraren konstante molala (°C kg/mol)

m = molalitatea

K_f disolbatzailearen menpekoa da, eta izozte-puntuaren jaitsiera adierazten du solutu baten mol bat disolbatzaile baten 1000 g-tan disolbatzen denean.

PRESIO OSMOTIKOA

Osmosiaren bidez, disoluzioak, solutu kontzentrazio gutxi dagoen leku batetik solutu kontzentrazio asko dagoen lekura joateko joera du, oreka osmotikoa lortu arte. Mintz-erdi iragazkor baten bidez egiten da. Bi ingurune horien arteko presioa da presio osmotikoa.

Presio osmotikoa honela defini dezakegu:

$$\pi = (n R T) / V$$

non

π = presio osmotikoa

n = solutu mol kopurua

R = gasen konstantea

T = tenperatura

V = bolumena

Disoluzioaren bolumena litrotan adierazten bada, goiko ekuazioa honela adieraz dezakegu:

$$\pi = M R T$$

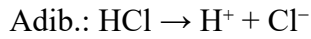
non

M = molaritatea

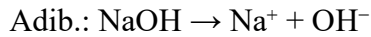
3. GAIA: AZIDO BASE

ARRHENIUS-EN TEORIA

Azidoa: Uretan disolbatzean H^+ ioiak sortzen ditu.



Basea: Uretan disolbatzean OH^- ioiak sortzen ditu.

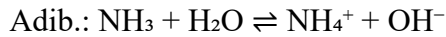


***Teoria honen muga:** Ez ditu azaltzen NH_3 bezalako baseak, ez baitute OH^- zuzenean ematen.

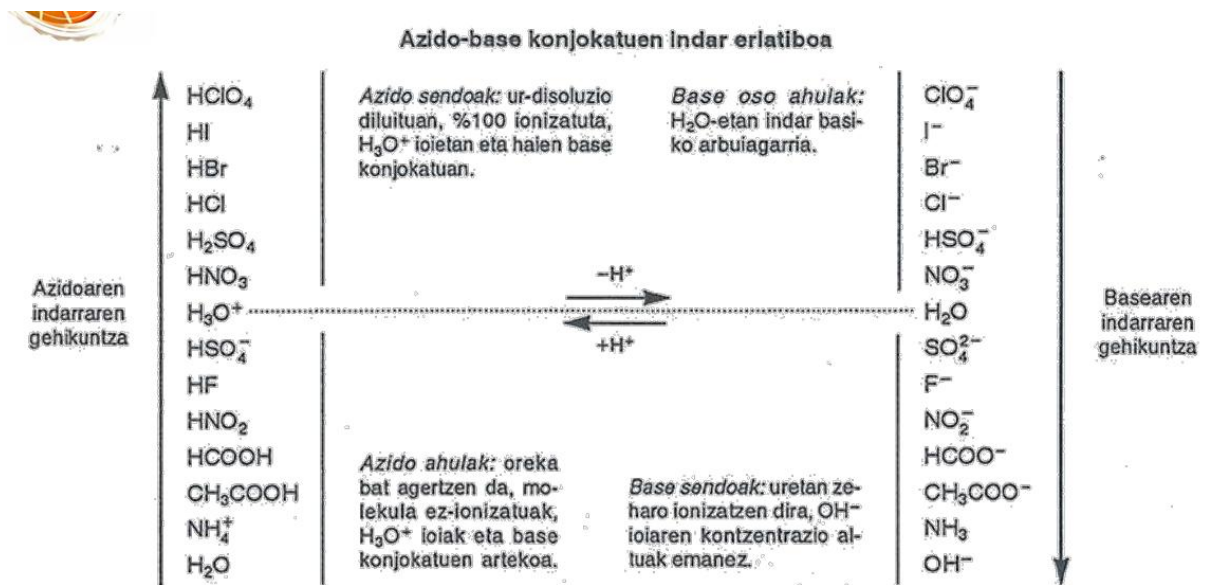
BRONSTED-LOWRI-REN TEORIA

Azidoa: H^+ ematen duena.

Basea: H^+ onartzen duena.

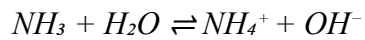


- NH_3 = basea, H_2O = azidoa
- NH_4^+ / NH_3 = bikote konjokatua

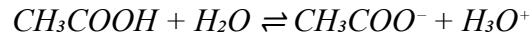


IONIZAZIO KONSTANTEAK

Base baten konstantea (K_b)



Azido baten konstantea (K_a)

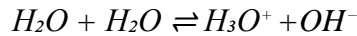


INDARRA ETA BIKOTE KONJUGATUAK

Azido sendo batek base konjokatu **ahula** du.

Base sendo batek azido konjokatu **ahula** du.

URAREN AUTOIONIZAZIOA



- $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ (25 °C)
- $pH + pOH = 14$

pH ETA pOH

- $pH = -\log[H_3O^+]$
- $pOH = -\log[OH^-]$

AZIDO ETA BASE SENDOAK

- Azido sendoa → guztiz disoziatzen da (adib.: HCl)
- Base sendoa → guztiz ionizatzen da (adib.: NaOH, Ca(OH)₂)
- Adib.: 0.015 M HCl → $[H_3O^+] = 0.015$ M → $pH = -\log(0.015)$

AZIDO ETA BASE AHULAK

- **Datu esanguratsuak:**

- Azido azetikoa: $K_a = 1.8 \times 10^{-5} \rightarrow pK_a = 4.74$
- Azido butanoikoa: erabilera \rightarrow zapore artifizialak

KALKULUAK ETA HURBILKETAK

Ionizazio-maila (α):

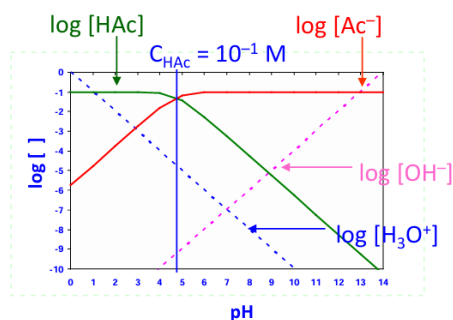
$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[HA]}$$

\rightarrow % ionizazioa = $\alpha \times 100$

pH DIAGRAMAK

Diagrama logaritmikoak: pH-ren arabera espezie desberdinen kontzentrazioak erakusten dituzte.

pH aldaketarekin, espezie nagusia aldatzen da.



HIDROLISIA

1. Azido sendo batetik eta base sendo batetik datozen gatzek (NaCl adibidez) ez dute hidrolisi-erreakziorik sortzen, beraz ez dute uraren pH-a aldatzen
 $\rightarrow pH = 7$
2. Azido ahul batetik eta base sendo batetik datozen gatzek (CH₃COONa adibidez) hidrolisi-erreakzioa sortzen dute. Anioiak base baten moduan jokatzen du.
 $\rightarrow pH > 7$
3. Azido sendo batetik eta base ahul batetik datozen gatzek (NH₄Cl adibidez) hidrolisi erreakzioa sortzen dute. Katioiak azido baten moduan jokatzen du.
 $\rightarrow pH < 7$
4. Azido ahul batetik eta base ahul batetik datozen gatzek \diamond disoluzio honen pH-a K_a ren eta K_b ren balio erlatiboaren menpe dago: $K_a > K_b \rightarrow pH < 7$
 - a. $K_a < K_b \rightarrow pH > 7$
 - b. $K_a \approx K_b \rightarrow pH \approx 7$

4.GAIA: HAUSPEATZE ERREAKZIOAK

DISOLBAGARRITASUNA

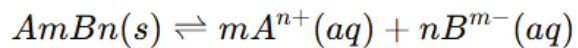
Substantzia batek uretan zenbat disolba daitekeen neurtzen du.

Unitateak: mol/L, g/L...

Gatz bakoitzak disolbagarritasun muga du.

DISOLBAGARRITASUN-BIDEREKADURAREN KONSTANTEA (K_{sp})

Gatz bat uretan disoziatzen denean:



$$K_{sp} = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n$$

- $K_{sp} \gg 1 \rightarrow$ disolbagarria
- $K_{sp} \ll 1 \rightarrow$ disolbagaitza (hauspeatzen du)

DISOLUZIO MOTA

- Asegabea: $Q_{sp} < K_{sp} \rightarrow$ gatz gehiago disolba daiteke
- Ase: $Q_{sp} = K_{sp} \rightarrow$ orekan dago
- Gainase: $Q_{sp} > K_{sp} \rightarrow$ hauspeatzen du

DISOLBAGARRITASUNA ETA K_{sp}-ren RELAZIOA

Konposatu mota	Adibidea	Katioi/anio i erlazioa	k _s -ren adierazpidea	Iaien kontzentrazioa disoluzio asean		K _{sp} -ren eta S-aren arteko erlazioa
				Katioia	Anioia	
AB	CaSO ₄	1:1	[Ca ²⁺][SO ₄ ²⁻]	S	S	K _{sp} =S·S=S ²
A ₂ B	Ag ₂ CO ₃	2:1	[Ag ⁺] ² [CO ₃ ²⁻]	2S	S	K _{sp} =(2S) ² ·S=4S ³
AB ₂	Zn(OH) ₂	1:2	[Zn ²⁺][OH ⁻] ²	S	2S	K _{sp} =S·(2S) ² =4S ³
AB ₃	Al(OH) ₃	1:3	[Al ³⁺][OH ⁻] ³	S	3S	K _{sp} =S·(3S) ³ =27S ⁴
A ₃ B	Ag ₃ PO ₄	3:1	[Ag ⁺] ³ [PO ₄ ³⁻]	3S	S	K _{sp} =(3S) ³ ·S=27S ⁴
A ₃ B ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂	3:2	[Ca ²⁺] ³ [PO ₄ ³⁻] ²	3S	2S	K _{sp} =(3S) ³ ·(2S) ² =108S ⁵

Qsp VS. Ksp

- $Q_{sp} > K_{sp} \rightarrow$ hauspeatzea gertatuko da
- $Q_{sp} < K_{sp} \rightarrow$ ez da hauspeatuko
- $Q_{sp} = K_{sp} \rightarrow$ disoluzio ase

IOI KOMUNAREN EFEKTUA

Ioi berdina duten substantziak gehituz:

-Le Châtelier printzipioaren arabera, oreka ezkerralderantz doa \rightarrow hauspeatzea handitzen da

Adib.: $PbI_2 + I^-$ (KI-tik) \rightarrow hauspeatzea handitzen da

pH-ren ERAGINA HAUSPEATZEAN

pH baxuagoak \rightarrow OH^- gutxiago \rightarrow hidroxiki-konposatu gutxiago hauspeatuko da

pH altuagoa \rightarrow OH^- gehiago \rightarrow hauspeatze handiagoa (adib.: $Mg(OH)_2$)

IOI KONPLEXUAK ETA KOORDINAZIO KONPOSATUAK

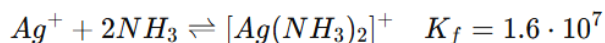
Ioi konplexua: atomo zentrala (gehienetan metalikoa) + ligandoak (NH_3 , CN^- ...)

Adib.: $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$

K_f (formazio konstantea) \rightarrow konplexuaren egonkortasuna adierazten du.

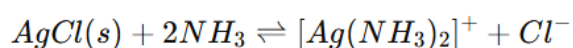
$K_d = 1/K_f$ (disoziazio konstantea)

Adibidea:



AgCl eta NH_3

$AgCl$ (hauspeatuta) + $NH_3 \rightarrow Ag^+$ disolbatzen da konplexu gisa:



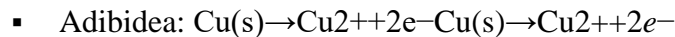
Konplexua sortzeak $AgCl$ desagitea ahalbidetzen du.

5.GAIA: ERREDOX ERREAKZIOAK

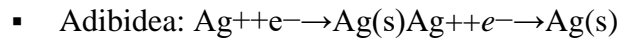
ERREDOX ERREAKZIOAK

Definizioa: Elektroiaren (e^-) transferentzia duten erreakzioak, non oxidazio-zenbakiak aldatzen diren.

Oxidazioa: Espezie batek elektroiak galtzen ditu \rightarrow oxidazio-zenbakia handitzen da.



Erredukzioa: Espezie batek elektroiak irabazten ditu \rightarrow oxidazio-zenbakia txikitzen da.



Oxidatzailea vs Erreduktorea:

Oxidatzailea: Elektroiak hartzen dituen espezia (bera erreduzitzen da).

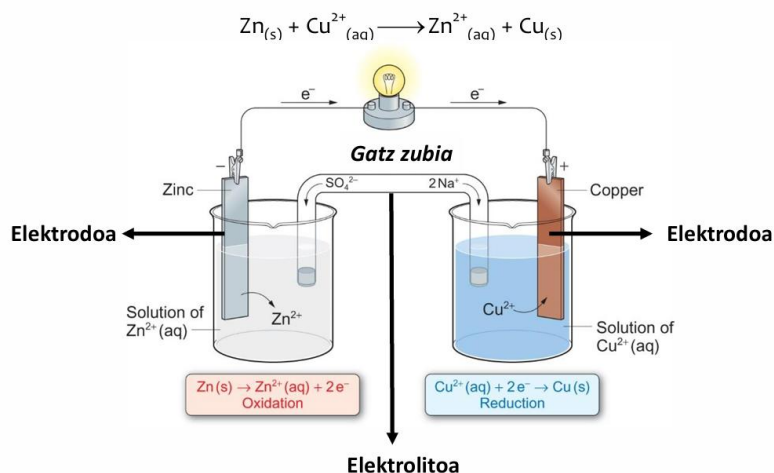
Erreduktorea: Elektroiak ematen dituen espezia (bera oxidatzen da).

ZWLULA ELEKTROKIMIKOAK (VOLTAIKOAK)

Funtzionamendua: Erreakzio kimiko espontaneo baten bidez energia elektrikoa sortzen du.

Osagaiak:

- **Anodoa:** Oxidazioa gertatzen da (polo negatiboa, -).
- **Katodoa:** Erredukzioa gertatzen da (polo positiboa, +).
- **Gatz Zubia:** Ioiak migratzeko ahalbidetzen du (karga-neutraltasuna mantentzeko).
- **Kanpo Zirkuitua:** Elektroiaren fluxua anodotik katodora.



Adibidea (Daniels Zelula):



- Anodoa: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^{-}$
- Katodoa: $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$
- Erreakzio Globala: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

POTENTZIAL ESTANDARRA (E°) ETA ESPONTANEOTASUNA

- **Zelularen Potentziala (E_{zel}°)**

$$E_{\text{zel}}^{\circ} = E_{\text{katodoa}}^{\circ} - E_{\text{anodoa}}^{\circ}$$

$E_{\text{zel}}^{\circ} > 0 \rightarrow$ Erreakzioa espontaneoa da.

$E_{\text{zel}}^{\circ} < 0 \rightarrow$ Erreakzioa ez da espontaneoa.

- **Gibbs Energia (ΔG°):**

$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{zel}}^{\circ}$$

n : transferitutako elektroien mol kopurua.

F : Faraday konstantea (96,485 C/mol).

- **Adibidea:**



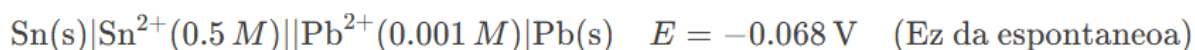
NERST EKUAZIOA (BALDINTZA EZ-ESTANDARRAK)

Ekuazioa:

$$E = E^{\circ} - \frac{0.059}{n} \log Q \quad (298 \text{ K-tan})$$

Q : Erreakzio zatidura (kontzentrazioen arabera).

Adibidea:

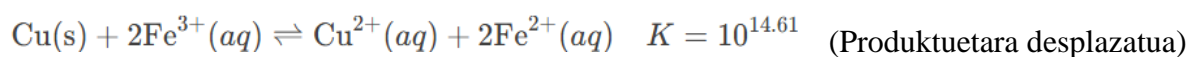


OREKA KIMIKOA ETA K

- **Orekan:** $E=0$, $\Delta G=$

$$E^\circ = \frac{0.059}{n} \log K \implies K = 10^{(nE^\circ/0.059)}$$

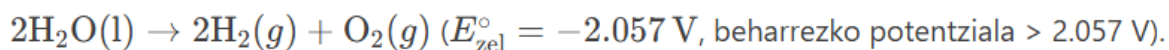
- **Adibidea:**



ZELULA ELEKTROLITIKOAK (ELEKTROLISIA)

Funtzionamendua: Kanpoko energia elektriko baten bidez erreakzio ez-espontaneoak gertarazten dira.

Adibidea:



APLIKAZIO PRAKTIKOAK

- **Bateriak:** Zn-Cl bateria ($E_{\text{zel}}^\circ=2.121\text{ V}$, $E_{\text{zel}}^\circ=2.121\text{ V}$).
- **Korrosioa:** Metalen oxidazio espontanea (adib., burdina).
- **Ur Elektrolisia:** Hidrogenoaren eta oxigenoaren ekoizpena.