

udako
euskal
unibertsitatea

DISOLUZIOAK JALKIAK
OXIDAZIO ERREDUKZIOA

IRUINEA 1978



Banco de Vizcaya
BABESTUTAKO ARGITARAPENA

EDICION PATROCINADA POR EL
Banco de Vizcaya

DISOLUZIOAK JALKIAK
OXIDAZIO ERREDUKZIOA

UR ARAZKETA

EGILEAK:

M. Jesús Barandiarán
Tere Barrenetxea
Iñaki Irazabalbeitia
Joxe Mari Elorza
Antton Gurrutxaga
Jabier Larrazabal

A U R K I B I D E A

Soluzioak.....	1
Soluzioen propietateak.....	15
Jalkien eraketa.....	26
Suspentsio koloidalak.....	32
Jalki kristalinoak.....	39
Jalki grabimetrikoen kutsadura.....	43
Oxidazioa eta erredukzioa.....	53
Ur arazketa.....	121

S O L U Z I O A K

SOLUZIO KONTZEPTUA.-

Soluzio bat substantzia homogeneo bat dugu, baina honen konposizioa alda daiteke muga batzuen barnean.

Definizio honekin, gauza bat gerta daiteke zenbait aldiz: nahasketa eta konposatuekin nahastea.

Homogeneo hitza da bata eta besteak bereizten dituen.

Baina, hala eta guztiz, substantzia batzu ezin daitezke soluzio edo nahasketa bezala klasifika. Adibidez xaboi soluzio akuso batek, hodeitsu itxura du, xaboi molekula metatzearen gatik.

Substantzia hauk, agian, heterogeneo edo hmgogeneo gisa deskribatuak izan daitezke.

Ez dago, orduan, muga garbi bat nahasketa eta soluzioen artean.

SOLUZIO MOETAK.-

Soluzioak deskribatzeko, presio, bolumen, temperatura eta beste aldagai batzuk behar ditugu.

Lehenbizi, soluzio batetan zein konposagai diren, kimiko-ki garrantzitsuenak, ikusi behar dugu.

Alkohol etiliko (C_2H_5OH) eta uraren soluzio batek, hiru elemento hauek ditu: Hidrogeno, Oxigeno eta Karbonoa. Hala ere, alkohol etilikoan, Karbono, Hidrogeno eta Oxigenoaren artean erlazio kuantitatibo bat dagoen ezkeror, eta uretan antzeko erlazio bat,

hidrogeno eta oxigeno kantitateen artean, alkohol eta uraren kantitateak emanaz, soluzioko konposaketa guztiz deskriba daiteke.

Soluzio baten konposaketa adierazteko, erabiltzen diren substantziei osagaiak deitzen zaie. Osagai bati, solutzaile deitzen zaio, (normalki, kantitate handienera dagoenari); besteei, soluto deitzen zaie.

Soluto-solutzaile bikoteak moeta askotakoak izan daitezke:

gas - gas

likido - solido

likido - likido

gas - solido

solido - likido

solido - solido

gas - likido

Adibide batzuk:

Gas - solido soluzioa: Hidrogeno gasa, paladio metalikoan.

Likido - solido: Merkurioa zinkan.

Solido - solido: zinka kuprean.

DISOLUZIOEN SAILKAPENA PARTIKULA TAMAINAREN ARAUERAZ.-

Honen araueraz, soluzioak honelakoak izan daitezke:

- **SUSPENSIOAK:** Normalki, hibai baten urak uharrak dira. Probeta bat betetzen badugu ur honetaz, itxura ez homogeneo bat ikus daiteke, lehenbizi, partikula batzuk bereizten dira. Geldi utzirik denboratxo batetan, partikulak jalkitzen doazela ikusten da, eta ura gardena gelditzen doala.

Jalkitze denbora, partikularen tamainaren arauerakoa izanen da.

Soluzio hauk, suspentsioak dira. Propietate hauk dituzte: solutoen partikulak begi bistaz ikus daitezke. 0.1μ baino handiagoa da beren tamaina eta jalkikotaz eta giltzazioaz aldera daitezke.

- SOLUZIO KOLOIDALAK: Arraultzearen zuringoa uretan solutzen denean, soluzio gardena geratzen da. Solutu den substantziaren partikulak ez dira nabaritzen.

Kasu honetan, solutoaren partikulak ez dira jalkiko, nahiz eta geldirik denbora asko eduki arren; iragaz paper handi batetan ez da separatzerik lortuko.

Arraultzearen zuringoaren soluzioa albotik argitzen bada, argi izpi bidea ikus daiteke (Tyndall efektoa) eta soluzioaren partikulak, poro fin duen porzelanazko bujia baten bidez (ultrafiltratza) euts dakieke.

Partikula hauen tamaina 0.1 -tik 0.001μ -ra doa.

- BENETAKO SOLUZIOAK: solutu partileen tamaina 0.001μ baino txikiagoa da, hauen partikulak ez dira ikuskor eta ezin daitezke iragazketa baten bidez separatu.

- EMULTSIOAK: Benetako soluzio batetan, dispersaturik dagoen solutua likidoa bada, emultsio izena hartzen du.

Adibidez, oliba olioak eta ura elkar irabiatzen ditugunean sortzen dena. Batzutan emultsio bat geldi utzirik, hau bi geruzatan separatzen da eta suspentsioa dirudi.

Beste batzutan, ez dago separaziorik, eta soluzio koloidal baten itxura du.

KONPOSIZIOA ADIERAZTEKO MODUA.-

Soluzio batetan, zer osagaiak egon behar duen ikusi ondoren, zer kantitateetan dauden ikusi beharko dugu orain. Normalki, kantitate erlatiboak adierazten dira, soluzioen propietateek materialen kantitate absolutoeekin zer ikusirik ez dutelako.

Substantzia baten kantitate erlatiboa kontzentrazioa da, eta bostleratan adieraz daiteke:

1- ZATIKI MOLARRA

1. Osagaiaren zatiki molarra hau da: 1 osagaiaren mol kopurua zati mol kopuru totala.

$$1 \text{ osagaiaren zatiki molarra} = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$2 \text{ osagaiaren zatiki molarra} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

n_1 , eta n_2 , eta 1 eta 2 soluzioko osagaien mol kopurua denean.

Normalki, konposizioa zatiki molarraren bidez adierazten denean X ikurraz agertzen da.

Edonolako osagai kopurutarako (i), zera izanen da:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i} \quad X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

Zatiki molar guztien batura bat da.

$$X_1 + X_2 + \dots + X_i = 1$$

Unitate hauk, soluto eta solutzaile molekulen zenbaki erlatibo eta soluzioaren propietate baten erlazioa nabarmendu nahi dugunean, erabiltzen dira

2- MOLALITATEA

Solutzaile 1000 gramotan dagoen soluto mol kopurua da. Honen ikurra m da.

Fusio eta lurruntze puntuak erabiltzen duten kalkulueta-rako oso egokia da.

3- MOLARITATEA

Kontzentrazio unitate arruntena da.

Soluzio baten molaritatea, soluzio litro batetako soluto ren mol kopurua da.

Laborategi lanarentzat, egokiena da, zeren, molaritate ezaguneko soluzio akuosoak erraz prepara baitaitezke, soluto kantitate txiki batzuk pisatuaz.

4- NORMALITATEA

Edozein substantziaren pisu ekibalentea hau da: 7'999 gramo Oxigeno edo 1'008 gramo Hidrogenorekin erreakzionatzen duen substantzia pisua da.

Soluzio baten normalitatea zera da: soluzioko litro bate tan, solutoaren pisu ekibalente-gramo kopurua.

Adibidez, zink ioiaren pisu ekibalentea $\frac{65'38}{2'016}$ da, zeren, azido batekin edozein erreakziotan zink metalaren 65'38 gramo, 2'016 gramo hidrogeno gas ematen baitute.

Honela, 1 N zink ioi soluzio batek, Zn -n 32'5 gramo ditu, soluzio litro batetan.

Analisi kuantitatiborako oso neurri aproposa dugu normalitatea.

5- PISU PORZENTAIA

100 gramo soluziotan dagoen gramo kopurua.

PROBLEMA: 5 gramo sodio kloruro, 35 gramo uretan solutzen dugu. Soluzioaren kontzentrazioa aurki ezazu:

- a) pisu portzentaia
- b) solido gramo kopurua litro batekiko
- d) molaritatea
- e) normalitatea
- f) molalitatea
- g) HCl-ren zatiki molarra.

SOLUZIOA:

- a) HCl gramo kopurua soluzioaren 100 gramotan hau da:

$$\frac{35 \text{ gr H}_2\text{O} \quad 5 \text{ gr HCl}}{5 \text{ gr HCl}} = \frac{100}{x} \quad x = \underline{12'50\% \text{ HCl}}$$

- b) Soluzio litro batekiko HCl gramo kopurua aurkitzearen, soluzioko litro baten masa jakin beharko dugu lehenik:

$$1000 \text{ c.c.} \times 1'60 \text{ gr/c.c.} = 1.060 \text{ gr}$$

eta litro batetan, % 12'50 HCl dugula jakinez:

$$1.060 \text{ gr} \cdot \frac{12'50}{100} = \underline{132'5 \text{ gr HCl}}$$

- d) Soluzioaren molaritatea, hau da, soluzio litro batetako solutoren mol kopurua, honela kalkulatuko dugu:

$$M = \frac{\text{mol kopurua}}{\text{bol. litroetan}} = \frac{\frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{pisu molekularra}}}{\text{bolumena litroetan}} =$$

$$= \frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{pisu molekularra} \times \text{bolumena litroetan}} =$$

$$= \frac{132'5 \text{ gr}}{36'47 \text{ gr/mol HCl} \cdot 1 \text{ litro}} =$$

$$= 3'63 \text{ mol HCl} / \text{soluzio litro bat.}$$

e) Soluzioaren normalitatea edo soluzioko litro batetan, solutoaren pisu ekibalente-gramo kopurua, molaritate ainakoa da, HCl mol bat, HCl ekibalente-gramo bat bezala delako.

$$N = \frac{\text{ekibalente kopurua}}{\text{bolumena litroetan}} = \frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{ekibalente-gramo}} \cdot \frac{\text{ekibalente-gramo}}{\text{bolumena litroetan}} =$$

$$= \frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{ekibalente-gramo} \times \text{bolumena litroetan}} =$$

$$= \frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{pisu molekularra} \times \text{bolumena litroetan}} \cdot \frac{\text{ekibalente-gramo}}{\text{balentzia}} =$$

$$= \frac{132'5 \text{ gr HCl}}{36'47 \text{ gr} / \text{ekib-gr} \times \text{soluzio litro bat}} =$$

1

$$= \underline{3'63 \text{ ekibalente-gramo HCl} / 1.}$$

f) Soluzioaren molalitatea edo solutzaile 1000 gramotan dagoen soluto mol kopurua, honela kalkulatuko dugu:

$$m = \frac{\text{soluto mol kopurua}}{\text{solutzaileen kilogramoak}} = \frac{\text{substantziaren gramoak}}{\text{pisu molekularra}} \cdot \frac{\text{ekibalente-gramo}}{\text{solutzaileen kilogramoak}} =$$

$$= \frac{5 \text{ gr HCl}}{36.47 \text{ gr / mol} \times 0.035 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 3.91 \text{ mol HCl / Kg H}_2\text{O}$$

g) Solutoaren zatiki molarra zera izango da:

$$x = \frac{\text{soluto mol kopurua}}{\text{soluto mol kopurua} + \text{solutzaile mol kopurua}} =$$

$$= \frac{\frac{\text{solutoaren gramo kopurua}}{\text{solutoaren pisu molekularra}}}{\frac{\text{solutoaren gramo kopurua}}{\text{solutoaren pisu molekularra}} + \frac{\text{solutzailearen gramo kopurua}}{\text{solutzailearen pisu molekularra}}}$$

$$= \frac{\frac{5 \text{ gr HCl}}{36.47 \text{ gr / mol HCl}}}{\frac{5 \text{ gr HCl}}{36.47 \text{ gr/mol HCl}} + \frac{35 \text{ gr H}_2\text{O}}{1 \text{ gr/mol H}_2\text{O}}} =$$

$$= \frac{0.137 \text{ mol HCl}}{(0.137 + 1.944) \text{ soluzioaren mol kopurua}} =$$

$$= 0.066 \text{ mol HCl / soluzioaren mol kopurua.}$$

SOLUZIO SATURATUAK; SOLUKORTASUN KURBAK.-

Substantzia baten solukortasuna solutzaile batekiko zera da. 100 gramo soluzio saturatu batetan dagoen solutoaren gramo ko purua, tenperatura batetan.

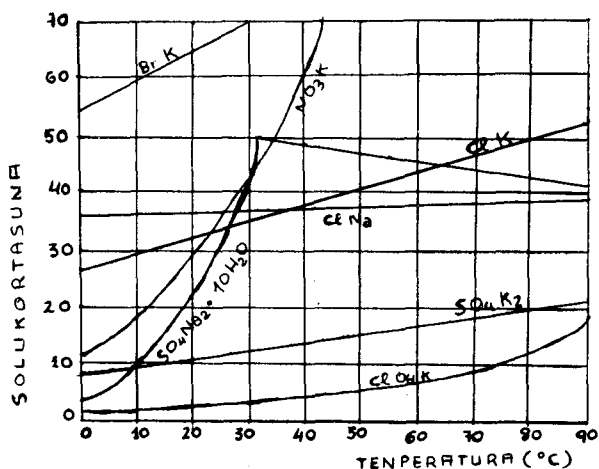
Substantzia baten solukortasuna beste era batetara ere neur daiteke. Hau da: 100 gramo solutzailean solu daitekeen soluto

kopuru handiena.

Soluzio batek, soluto gehiago hartzen ez duenean, satura tuta dela diogu, eta, orduan, ezsolututako soluto soberarekin ore ka dinamikoan dago.

Gehienetan, substantzien solukortasuna temperaturarekin handituz doa.

Solukortasunaren temperaturarekiko aldaketa grafikoki , solukortasun kurbaren bidez adierazten da.



Irudian ikus daitekeenez, potasio nitratoaren (KNO_3) solukortasun koefizienteak, temperaturarekin oso azkar handitzen da; sodio kloruroarenak, aldiz oso aldaketa txikia du. Kasu batzutan, sodio sulfatoaren kasuan adibidez, kurbaren norantzek aldaketa bor titz bat jasaten du: 32.4°C -tatik aurrera, temperatura handitzean, solukortasuna jeisten da. Aldaketa hau, puntu honetan espezie berri bat azaltzen delako, gertatzen da. Hemen, sodio sulfato dekahidra hidratatua, sulfato anhidrora pasatzen da 32.4°C temperatura hone-

tan, solukortasuna gutxituz, tenperatura handitzean.

- Benetako soluzioek jas ten dituzten ekintza termikoak:

Substantzia baten solukortasunak solutzaile batetan, be-
ro hartze edo askatze bat darama. Solido gehienek solutzean, be-
roa hartzen dute; gasek, aldiz, beroa askatzen dute.

Solutzean, beroa hartzen duten gorputzek, solukortasuna
handitzen dute, tenperatura handitzean; beroa askatzen duten gor-
putzetan, aldiz, tenperatura handitzean solukortasuna jeitsi egi-
ten da.

Hau, Le Chatelier-en printzipioaren ondorioa da.

GAINSATURAZIOA.-

Kasu batzutan, solutzaileak saturazioari dagokion baino
soluto pisu handiagoa du, saiakuntzaren tenperaturan, noski. Or-
duan, soluzioa gainsaturatuta dagoela diogu.

Soluzio hauk, oreka ezegonkor batetan daude eta nahikoa
da eragintzea edo soluturik dagoen substantziaren kristal txiki
bat botatzea, sobera dagoen gorputza jalkitzeko.

LIKIDO-LIKIDO SOLUZIOAK.-

Bi likido, edozein proportziotan solutzen direnean, naha-
korrak direla diogu (ura eta alkohola, adibidez).

Beste batzuk aldiz, proportzio mugatu batzuetan solutzen
dira, bi geruza eratuz. Bikote hauk nahastezinak dira (ura eta
etera, adibidez).

- Banatze koefizientea:

Bi solutzaile nahastezini, soluto bat botatzen diogunean, solutoa bi solutzaileen artean banatzen da, banatze legearen araua. Lege honek honela dio:

Bata bestean nahastezinek diren bi solutzailearen artean banatzen den soluto kopurua, solutzaile horietan soluto honek dituen solukortasun koefizientearekiko arau zuzenkoa da.

Adibidez, bi solutzaile nahastezinen artean m gramo substantzia jartzen dugunean, eta S_1 , S_2 , berauen solukortasun koefizienteak badira, soluto kontzentrazioen erlazioa bi likido hauekiko konstantea da, eta balio hau du:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{S_1}{S_2} = K$$

Kasu bakoitzerako, erlazio konstante honek, banatze koefiziente izena hartzen du.

Honetan oinarritzen da substantzien erauzpena, bai nahasketa aldetik, bai soluzio aldetik.

Uretan iodo soluzio bat dugu, eta eterrez eragiten baditugu, iodo gehiena eterretan solutzen da. Geldirik uzten baditugu une txiki batetan, bi geruza ukanen ditugu. Hauk dekantatze baten bidez bananduko ditugu.

SOLUZIO SOLIDOAK.-

Solido, likido edo gasen difusioei solidotan, soluzio solidoak deritze.

Aleazioak, benetazko soluzio solidoak dira.

Gas batzuren erretentzioa, solidoetan, oklusioa deitzen da.

Gasen soluzioari solido batetan adsorzioa deritzo.

GASEN SOLUZIOA LIKIDOTAN.-

- Henry-ren legea

Zerbait gas likidotan solutzen dira, soluzio idealak formatuz, oxigeno eta nitrogeno uretan bezala. Soluzio hauetan, gasen beren propietateak gordetzen dituzte.

Baina, sarritan, gasen soluzioak likidoetan errealak dira. Honela gertatzen da, amoniako soluzio akuosoekin; baita ere, hidrogeno kloruroarekin, eta abar.

Soluzio idealak eratzen dituzten gasak, solukortasun txikia dute, eta hau, Henry legearen bidez neurtzen da. Lege honek honela dio:

Temperatura batetan, likido bolumen batetan soluturik dagoen gasaren masa, gas horren presio partzialarekiko arau zuzeneko da.

Hau da: likido batekin dagoen gasaren presio partziala zati gas horren kontzentrazioa, zenbaki konstante bat dugu, tenperatura bakoitzean, hots:

$$\frac{P_{\text{gas}}}{C_{\text{gas}}} = K$$

P, gasaren presio partziala izanik, zenbaki konstante bat dugu, eta K, gasaren solukortasun konstantea.

K-ren balioa temperaturarekin handituz doalako, gas baten soluzioa berotzean, lurrundu egiten da, kontzentrazioa jaitsita eta gasaren presioa handituz likidoarekiko.

Solutzailearekin erreakzionatzen duten gasek ez dute Henry-ren legea betetzen.

GAS-GAS SOLUZIOAK. DALTON-EN LEGEA (1801).-

Soluzio gaseosoek Dalton-en legea edo presio partzialen legeari jarraitzen diote. Lege honek honela dio:

Gas nahasketa batetan, osagai bakoitzak presio partzial bat egiten du, nahasketaren bolumena bateko bolumen bezala egingo lukeena temperatura berdinean.

Beraz, nahasketaren presioa, hau formatzen duten gas guztien presio partzialaren batura izango da:

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_n = n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + \dots + n_n \frac{RT}{V} =$$

$$= \frac{RT}{V} (n_1 + n_2 + \dots + n_n) = \frac{n}{V} RT$$

$n = n_1 + n_2 + \dots + n_n$ izenik, hau da, nahasketaren mol guztien batura.

Goiko ekuazioa honel idatza daiteke:

$$(P_1 + P_2 + \dots + P_n) V = (n_1 + n_2 + \dots + n_n) RT$$

$$\frac{P_1 + P_2 + \dots + P_n}{n_1 + n_2 + \dots + n_n} = \frac{P}{n}$$

Gasen ekuazioa, $PV = nRT$, nahasketaren gas bakoitzari d_i .gokion ekuazioarekin aldaratuz, hau da, $p_i V = n_i RT$ ekuazioarekin, zera ateratzen dugu:

$$\frac{p_i}{P} = \frac{n_i}{n} ; \text{ beste osagai batentzat: } \frac{p_2}{P} = \frac{n_2}{n} , \text{ eta}$$

abar.

$$\text{Beraz: } p_i = \frac{n_i}{n} \times P , \text{ edo } p_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_n} \times P$$

Ikusten dugunez, gas nahasketa bateko gasaren presio partziala, bere zatiki molarrekiko arau zuzeneko da.

SOLUZIOEN PROPIETATEAK

Propietate koligatiboak

Edozein soluto likido batetan nahasten badugu, sortzen den soluzioaren propietateak eta haseran genuen likidoarenak ezberdinak dira. Kasu bakoitzean ezberdintasun hori solutoaren izaeraz eta kantitateaz dependatzen du. Solutzaile kantitate batetan (1 Kg. adibidez) soluto ezberdinak nahasten baditugu, hauek ere kantitate ezagun batetan (1 mol adibidez) propietateetan konportamolde ezberdinak agertuko dira. Soluzioen propietate batzu oso ezberdinak izango dira, (dentsitatea, refrakzio indizea, biskotsitatea eta abar) eta beste batzu aldiz, oso antzekoak (lurruntze presioa, konjelazio puntua, ebulizio puntua eta presio osmotikoa).

Lehengo kasuan aldaketaren magnitudea solutoaren eta solutzailearen izaeran datza eta hargatik zaila da esplikatzea. Bigarrenetan aldiz, solutoaren izaerak ez du garrantzi handirik, baizik eta soluto molekulen kopuruak, molekula guztien kopuruarekiko. Azken hauek ditugu propietate koligatiboak.

Lurruntze presioa: Raoult-en legea

Aspaldidanik jakin izan da soluto ezlurrunkor bat solutzaile batetan solutzean lurruntze presioa gutxitu egiten dela. 1803-an Bertholeet-ek egin zituen lehen azterketa kuantitatiboak baina lurruntze presioaren aldakuntza zehatzki eta zientifikoki adieraziko zuen legea 1887.urtearte ez zen eman.

Raoult izan zen beraren emaila: likido lurrunkor baten lurruntze presioaren gutxitze erlatiboa, edozein soluto ez salino baten nahastean solutoaren zatiki molarrarekin bat dator. Matematikoki honela espresa dezakegu:

$$\frac{P^0 - P}{P^0} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = x_1 \quad \frac{P}{P^0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = x_2 \quad \text{nondik } P = P^0 x_2$$

Espresio honetan P^0 solutzaile hutsaren lurruntze presioa da.

P : solutzaileak soluzioan duen lurruntze presioa.

n_1 eta n_2 : soluto eta solutzailearen mol kopurua soluzioan.

x_1 eta x_2 : beraien zatiki molarrak.

$P = P^0 x_2$. Espresio honen bidez honela enuntzia daiteke Raoult-en legea: solutzailearen lurruntze presioa soluzioan, solutzaile hutsaren lurruntze presioa bider solutzailearen zatiki molarrarekin bat dator.

Raoult-en legea erraz esplikatu daiteke lurruntzearen mekanismoa kontutan harturik. Temperatura bakoitzean likido baten molekulek iheserako joera bat dute eta azalera unitate bakoitzarekiko iheserako joera honek orekako lurruntze presioa determinatzen du.

Soluzio bat eratzerakoan pentsatu dezakegu solutzaile molekula batzu solutoaren beste batzutatik ordezkatu ditugula. Ordezkatze hau bera superfizian ere gertatu da eta horrela azalera unitate bakoitzeko molekulek izango duten lurruntzeko joera txikiagotuko da. Zenbat eta neurri handiago batetan gertatu ordezkatzeko hau lurruntze joera txikiagoa izango da. Horrela likidoaren 3% molekula ordezkatu baditugu, superfizian ere 3% izango dira solutzaile molekulak ez direnak eta lurruntze pre-

sioa 3% txikituko da. Lehenengo espresioan bezala edo bigarre-
nean adierazi dugun bezala lurruntze presioa solutzaile hutsa-
ren kasuan baino 97% besterik ez da izango.

Solutzaile molekulak soluto molekulez ordezkatzekak baka-
rrik solutzaile molekulen lurruntze joeratan gutxitzea adieraz-
ten digu baina lurruntze presioa neurri berdinean gutxitzeko
molekulen iheserako joera ez dela aldatu suposatuta beharko du-
gu. Hau ontzat har daiteke soluto eta solutzailearen arteko
erakastze indarrak solutzaile beraren molekulen artean eta so-
luto beraren molekulen artean dituzten indarren berdinak badi-
ra. Solutoa eta solutzailea kimikoki konposatu antzekoak badi-
ra indar intermolekularrak ere ia berdinak izango dira eta be-
ren arteko soluzioek Raoult-en legea bateko dute.

Aldiz, soluzioa osatzen duten bi substantziak oso ezber-
dinak badira, hau da, soluto-soluto eta solutzaile-solutzaile
indar intermolekularrak oso ezberdinak badira, orduan solutzaile
molekulen iheserako joera substantzia hutsarena baino han-
diagoa da eta bere lurruntze presioa Raoult-en legearen bidez
aurkitutakoa baino handiagoa izango da. Bi substantzi hauek,
kimikoki konbinatzen diren kasuan bakarrik gutxituko dute beren
lurruntzerako joera, eta lurruntze presioa Raoult-en legearen
bidez aurkitutakoa baino txikiagoa izango da. Raoult-en legea,
jarraitzen duten soluzioak, soluzio idealak dira. Jeneralki,
zenbat eta txikiagoa izan kontzentrazioa hobeki beteko dute
Raoult-en legea; hau da soluzio diluituak, soluzio idealak di-
ra.

Soluzioaren osagaiak bi likido lurrunkor badira Raoult-en

legea bientzat aplika daiteke.

$$P_A = P_A^0 X_A \quad \text{eta} \quad P_B = P_B^0 X_B$$

Soluzioa ideala ez balitz lurruntze presioa Raoult-en legearen bidez aurkitutakoa baino handiagoa edo batzutan txikiagoa izan daiteke baina beti bi osagaiak desbiazio berdina izango dute nahiz positibo nahiz negatibo izan.

Soluzioen konjelazio puntuak

Substantzia bat uretan, edo jeneralean edozein likidotan solutzean soluzioaren konjelazio puntua jetxi egiten dela ikus daiteke.

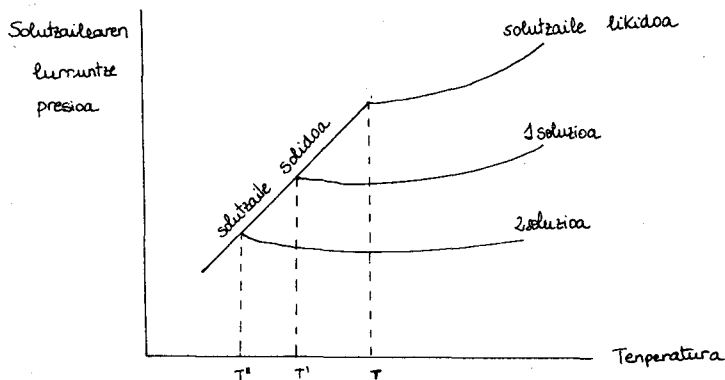
Konjelazio puntuaren beherakada hau lurruntze presio gutxitzearen ondorio bat da. Edozein likidoren egoera diagrama aztertuko bagenu, puntu hirukuna egoera solido eta likidoak lurruntze presio berdina daukaten tenperaturari dagokiona dela ikusiko genuke. Uraren kasuan tenperatura hau $^{\circ}\text{C}$ da. Soluzio batetan solutzailearen lurruntze presioa solutzaile hutsarena baino txikiagoa da eta horrela fusio puntura iristean ezin izango da fase solidoa sortu. Sortuko balitz bere lurruntze presioa soluzioarena baino handiagoa izango litzateke eta ezingo luke honekin orekan diraun. Oreka lortzeko soluzioa gehiago hoztu beharko dugu eta horrela soluzioak eta solutzaileak lurruntze presio berdina izango lukete.

Soluzio diluituetan fusio puntuaren beherakada molalitatearen arauerakoa da:

$$\Delta T_f = m \Delta T_f$$

$\Delta F = m$ molalitateko soluzio baten fusio puntuaren beherakada.

ΔF = fusio puntuaren konstante molala. 1 molal soluzioaren fusio puntuaren beherakada adierazten du.



Irudia: solutoaren presentziagaitik konjelazio puntuaren beherakada.

Kontzentrazioa nahiko handia bada, Raoult-en legea eta beste proportzionaltasunak ez dira betetzen. Horrela konjelazio puntuaren beherakada ez da justuki molal konstantea izango.

Soluto ez lurrunkorren soluzioen ebulizio puntua

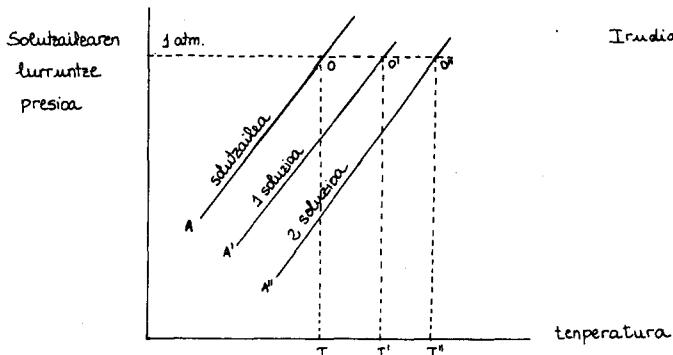
Soluto ezlurrunkor bat solbatzaile batekin nahasteak dakarren lurruntze presioaren beherakada nahi eta nahi ez lurruntze puntuaren gorakada bat dakar; hau da, tenperatura handiagoa beharko dugu lurruntze presioa 1 at.-ra iristeko.

Konjelazio puntuaren beherakadaren kasuan bezala lurruntze puntuaren gorakada molalitatearen arauetako da:

$$\Delta T_e = m \Delta e$$

$\delta_e = m$ molalitateko soluzio baten ebulizio puntuaren desbideraketa. (gorakada)

$\Delta e =$ lurruntze puntuaren konstante molala.



Irudia: soluto edurrunkorraren presentziagatik lurruntze puntuaren gorakada

Δe -k 1 molal soluzio baten ebulizio puntuaren gorakada adierazten digu. Bere balio esperimentala zertxo bat ezberdina da, errealtatean soluzioak kontzentrazio bat duelako eta alde bate-tik ez Raoult-en legea eta bestetik ekuazioa eratzeko suposatutugun proportzionaltasunak ez direlako guztiz egiazkoak.

Osmosi eta presio osmotikoa

Soluzio bat, beste soluzio diluituago batekin edo solutzailearekin kontaktoan jartzen badugu, handik denbora batetara, molekulen higiduragatik, solutoa uniformeki sakabanatzen da likido guztian. Soluzioa eta solutzailea horma porotsu batez berezirik badaude prozesua berdin gertatuko da molekulak poroetatik pasatuz. Mintz baten bidez badaude bereziturik eta mintz honek solutzailearen molekulak bakarrik pasatzen uzten baditu, hau da, mintza erdirazkarria (semipermeablea) bada, sistemaren homogeneizazioa ezin gerta daiteke. Kasu honetan solutzailearen fluxua handiagoa izango da soluziorantz eta horrela fluxu neto bat izango

dugu. Fenomeno honi osmosi deritzo.

Osmosi prozesuaren bidez soluzioa diluitu egiten da eta bere bolumena handitu; bere nibela solutzailearenarekiko igo-tzen bada presio hidrostatiko bat sortzen da. Presio honek solu-zioko solutzailearen molekulak solutzaile hutsarantz ihes egite-ko joera handitu egiten du eta honela iritsi daiteke una bate-tan bi aldetara doazen fluxuak berdinak izatea eta oreka bat lortzea. Oreka hau lor daiteke baseratik bi sentidotako fluxua berdinduko duen presio bat jartzen badugu; presio hau, presio osmotikoa da.

Presio osmotikoaren magnitudea kontzentrazio molarre-kin zer ikusi handia du eta neurri txikiago batetan temperatura rekin. Solutzaile eta solutoaren izaerarekiko independientea da. Van't Hoff, soluzioez lan asko egin ondoren, konklusio honetara iritsi zen: gas presioaren espresioa eta presio osmotikoarena itxura berdinekoak direla:

$$\pi V = nRT$$

π = presio osmotikoa

V = n mol soluto dituen soluzioaren bolumena

R = gasen konstantea

T = temperatura absolutoa.

Gas presioaren eta presio osmotikoaren espresioen berdintasunak, presio osmotikoa, soluzio barruan soluto molekulen bon-bardeaoaz sortzen dela esatera bultzatu zuten Van't Hoff. Honela, solutzailerik ez dugula suposatzen badugu, molekula hauek gas mo-lekulak izango balira bezala har genitzake eta hauek sortuko lu-keten gas presioa eta presio osmotikoa berdinak izango dira.

Halaz ere, presio osmotikoaren mekanismoa askoz ere kora-

pilotsuagoa da eta ôraindik ez dago oso argi. Van't Hoff-en ekua z~~z~~oa soluzio oso dikuituetan bakarrik betetzen da. Logikoago da pentsatzea solutzaileen molekulen arteko txokeak (mintzaren bi aldetara konzentrazio ezberdina dutelarik) izatea presio osmotikoaren balorea gehienbat mugatzen dutenak.

Solutoen pisu molekularra soluzioetan

Soluzioen propietate koligatiboak, dependentzia handia dute solutzaile kantitate mugatu batetan dugu soluto molekulen kopuruarekin eta honegatik oso baliagarri dira solutoaren pisu molekularrak ezagutzeko. Gasen legeak gas edo lurrunkor diren substantzia gehienak ez dira lurrunkorrek eta beren pisu molekularrak aurkitzeko erabili ditugu, baina substantzia gehienak ez dira lurrunkorrek eta beren pisu molekularra ezagutzeko hori ez zen bide egokia. Orain ikusiko dugu nola aurki daiteken soluzioen bidez substantzia hauen pisu molekularra.

- Pisu molekularra lurruntze presioaren beheakadaren bidez.

Raoult-en legea honela espresa dezakegu:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

transformatuz:

$$\frac{p^0 - p}{p} = \frac{n_s}{n_d}$$

mol kopurua, gramo kopurua zati pisu molekularra genez gero:

$$\frac{p^0 - p}{p} = \frac{a_s / M_d}{a_d / M_d} \longrightarrow \frac{p^0 - p}{p} = \frac{a_s M_d}{M_s a_d}$$

$$M_s = \frac{a_s M_d p}{a_d (p^0 - p)}$$

Baina soluzioak ez dira guztiz idealak eta generalean lurruntze presioa Raoult-en legearen bidez aurkitutakoa baino handiagoa da. Honela lurruntze presioaren egiazko beherakada txikiagoa da eta aurkitutako pisu molekularmerreala baino handiago da.

Adibidea:

50°C-tan uretan 20% sakarosa soluzio batek 91,41 mm-ko lurruntze presioa du. Ur hutsarena 92,51 mm. da. Aurki ezazu sakarosen pisu molekularra.

$$M_s = \frac{a_s M_d P}{A_d (P^0 - P)} = \frac{20'0 \text{ gr} \times \frac{18 \text{ gr}}{\text{mol}} \times 91'41 \text{ mm}}{80'0 \text{ gr} \times (92'51 - 91'41) \text{ mm}} = 374 \text{ gr/mol}$$

C₁₂ O₂₂ D₁₁ -ren pisu molekularren balio teorikoa 342,31 da. Metodo hau ez da asko erabiltzen, lurruntze presioa oso zehatz ezagutu behar delako eta horretarako merkurio milimetroaren zente sima neurtu behar da eta hau oso zaila da.

- Pisu molekularra fusio puntuaren beherakadaren bidez.

Soluzio diluituetan $\Delta_c = m \Delta_c$ betetzen da.

Beste era honetan espresa dezakegu:

$$\Delta_c = \frac{a_s 1000}{M_s a_d} \Delta_c$$

m, molalitatea, hau da, solutzaile 100 gr-tan disolbatutako solutoaren mol kopurua, $\frac{a_s 1000}{M_s a_d}$ baita.

Honela pisu molekularra

$$M_s = \frac{1000 a_s \Delta_c}{a_d \cdot \Delta_c}$$

Formula honen bidez solutoaren pisu molekularra aurki dezakegu, soluzio horretan, solutzaileak duen fusio puntuaren beherakada ezagutuz gero. Substantzien azterketa, bere fusio puntuaren beherakadaren bidez, krioskopia da. Metodo hau erraza da erabiltzeko baina horretarako solutzaile fusio puntuaren inguruan ehu^unenak berezituko dituen termometro bat behar dugu.

Adibidea:

Uretan 6,82% glizerina soluzioa $-1,51^{\circ}\text{C}$ -tan hasten da konjelatzen. Aurki ezazu glizerinaren pisu molekularra. Uraren fusio puntuaren beherakada molala $1,86^{\circ}\text{C}$ da.

$$M_2 = \frac{1000 \Delta T_c}{\Delta T_c} = \frac{1000 \text{ gr. ur} \times 6,82 \text{ gr. glizerina} \times 1,86^{\circ}\text{C/mol}}{93,18 \text{ gr. ur} \times 1,51^{\circ}\text{C}} = 902 \text{ gr/mol}$$

Bere formularen bidez 92,097 dela jakin ahal izan dugu.

- Pisu molekularra irakin puntuaren gorakadaren bidez.

Kasu honetan izango dugun ekuazio eta aurrekoa itxura berdinekoak dira.

$$\Delta T_c = m \Delta T_c$$

honela, soluto ez lurrunkor baten pisu molekularra:

$$M_2 = \frac{1000 \Delta T_c}{\Delta T_c}$$

Formula honen bidez solututako soluto baten pisu molekularra aurkituko dugu bere lurruntze puntuaren bidez. Metodo honi ebui^uloskopia deritzo. Metodo hau ere nahiko erabilgarria da baina krioskopia baino zailtxoagoa. Lehen bezala, irakin puntuaren in^uguruan, ehunenak berezituko dituen termometro bat beharko dugu.

Adibidea:

0,409 gr. naftaleno 27,4 gr. kloroformotan soluzioaren

lurruntze puntua $61,75^{\circ}\text{C}$ da. Kloroformo bultsarena $61,30^{\circ}\text{C}$.

Aurki ezazu naftalenoaren pisu molekularra. Kloroformoaren lurruntze puntuaren konstante molala $3,86^{\circ}\text{C}$ da.

Soluzioan kloroformoaren lurruntze puntuaren gorakada:

$$61,75 - 61,30 = 0,45^{\circ}\text{C} \text{ da.}$$

$$M_s = \frac{1000 \Delta T_c}{\Delta T_c} = \frac{1000 \text{ gr ur} \times 0,409 \text{ gr naftaleno} \times 3,86^{\circ}\text{C/mol}}{21,4 \text{ gr ur} \times 0,45^{\circ}\text{C}} = 128 \text{ gr/mol}$$

- Pisu molekularra presio osmotikoaren bidez.

Soluzio oso diluituetan Van't Hoff-en ekuazioa betetzen

da

$$\pi V = nRT$$

hau da: $\pi V = \frac{Q_s}{M_s} RT$ eta hemendik: $M_s = \frac{Q_s RT}{\pi V}$

Espresio honen bidez solutoaren pisu molekularra nahiko zehatzki aurki daiteke presio osmotikoa ezagutzen badugu. Honetarako beti kontzentrazioak oso txikia izan beharko du.

Adibidea:

20 gr. albumina litroko soluzio batek 20°C -tan merkurio 7,90 mm.ko presio osmotikoa du. Aurki ezazu albuminaren pisu molekularra.

$$M = \frac{20 \text{ gr. albumina} \times \frac{0,082 \text{ at.l.}}{\text{K mol}} \times 298^{\circ}\text{K}}{\frac{7,90 \text{ mm.}}{760 \text{ mm/at}} \times 1 \text{ l.}} = 47000 \text{ gr/mol}$$

JALKIEN ERAKETA

Lantxo honetan zehar jalkia nola sortzen den esplikatzeko saiaturako gara.

Jalkien eraketari soluzioaren propietate bakar batek eragiten dio, gainsaturazioak. Soluzio baten soluto kontzentrazioa soluzio saturatua baino handiago denean soluzioa gain saturatuta dagoela esanen dugu. Matematikoki expresatuz:

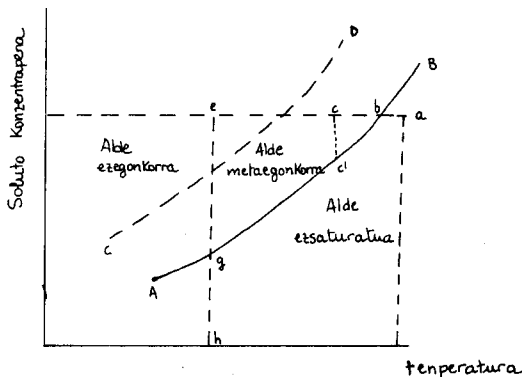
$$\text{Gainsaturazioa} = Q - S$$

Q solutoak edozein momentutan duen kontzentrazioa da, eta so-
luzio saturatuaren soluto kontzentrazioa izanaz.

Zenbait kasutan, erabilkorra denez, gainsaturazio erlatiboa honela definituko dugu:

$$\text{Gainsaturazio erlatiboa} = \frac{Q}{S} - \frac{S}{S}$$

I irudian konposatu inorganiko tipiko baten solukortasun kurba dugu. AB linea saturazio linea dugu, honen eskubitik soluzioa insaturatuta dago, ezkerretik, bestalde, gain saturatuta dago.



I- Irudia.

SOLUZIO GAINSATURATUEN EGONKORTASUNA

Gainsaturatze egoera bi eratara lor daiteke:

I) Soluzio ez-saturatu baten tenperatura jetxiaz.- Demagun gure soluzioaren egoera I irudiko "a" puntuak ematen digula. Soluzioa hozten badugu saturatuz joanen da, "b" puntu ra iristerakoan saturatuta ukanen dugu. b-tik ezkerretara a-biatuz alderdi saturatuan sartzen gara. Dakigunez edozein gain saturazio desagertzeko fase solido batek agertu behar du, hots jalki batek. Beraz c-ri dagokion tenperaturan jalki bat erakutuko da soluzioaren kontzentrazioa c' izan arte, une hontan orekan izanen dugu fase solidoa eta solututa dagoen solutoa. Halaz ere soluzioa garbia badugu, hots inolako hautsik edo materia solidorik ez badugu, c-tik d-raino joan gaitezke solutoa jalki gabe. Honela bai egunak bai asteak bai urteak igaro daitezke. Alderdi honi alderdi metaegonkorra deritzo; CD kurbak honen muga emanen digu. Nahiz eta alderdi hontan soluzioa "egonkorra" izan perturbazio bat sortzen badugu berehala jalkia agertuko zaigu. CD kurbatik ezkerretara edozein kondiziotan jalki bat agertuko zaigu.

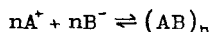
II) Solutoa erantsiz.- h puntuan hasten bagara, g puntuan alderdi metaegonkorrera iritsiko gara eta f puntuan alderdi ezegonkorrera. Goian bezala esplikatzeko dira agertzen diren fenomenoak.

JALKIEN ERAKETAREN ETAPAK

Jalki baten eraketatan zehar bi prozesu nabari daitezke. Bata nukleaketa edo nukleoaren eraketa da; bestea partiku-

len hazkuntza.

I) Nukleoketa.- Edozein soluziotan badago ioi edo molekula kopuru minimo bat bigarren fase egonkor bat sortzeko soluzioarekin orekan izanendena. Hots ioi edo molekula kopuru hau metatzen ez bada ez dugu inoiz fase solido egonkor bat izanen. Kopuru honi nukleo deituko diogu. AB konposatu ioniko soluezina badugu nukleo baten eraketa erreakzio honen bidez deskriba daiteke:



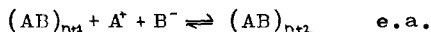
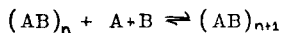
Nukleo eratze abiadurak gainsaturazioaz dependatzen du. Hau baxua bada abiadura ttipia izanen da, bestalde, handia bada prozesoa oso azkarra izanen da. Dependentsia hau formula matematiko baten bidez adieraz daiteke:

$$\text{nukleotze abiadura} = k (Q - S)^x$$

k eta x konstante izanik; x-ek bat baino gehiago balio du.

Formula hau oso eztabaidatua izan da eta izaten da oraindik ere, ez baita oso erreza abiadura hau experimentalki neur-tzea.

II) Partikulen hazkuntza.- Prozesoa hau disoluzioan dau den partikulen hazkuntzan datza; hots nukleo edo ereinetako partikulen hazkuntzan. Solido ioniko baten kasuan honera iru dika daiteke:



Prozesoa honen abiadura gainsaturazioaren funtzio da baita ere.

$$\text{Hazkuntz abiadura} = k' A (Q + S)$$

A solidoaren azalera da eta k' solidoari dagokion konstante bat.

JALKITZEAREN PROZESOA

Ikusiko dugunez, jalkitzea bi eratarata eman daiteke, nukleoketatzen edo partikulen hazkuntzaz.

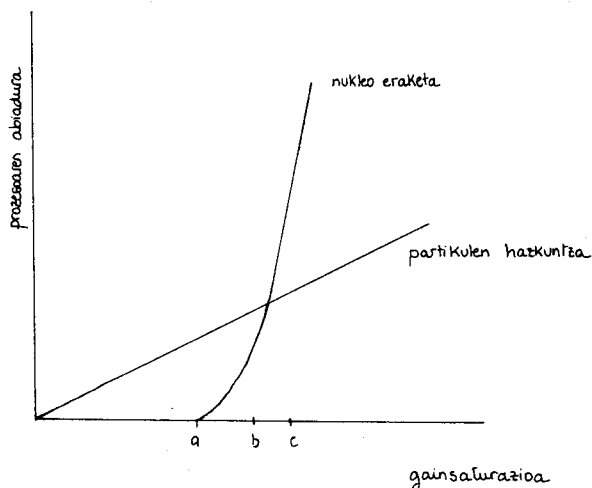
Hasiera batetan soluzioari erreaktiboa bota diogu gainsaturazioa lortuaz. Hau dextente handia denean (a baino handiagoa II irudian) nukleotze abiadura itxurazkoa dugu. Erreaktiboak sortzen duen gainsaturazioa oso handia ez bada, nukleo kopuru ttipi bat eratuko da denbora jakin batetan. Bes talde, gainsaturazio maila oso handia bada (c baino handiagoa II irudian) nukleotze abiadura oso handia izanen da eta beraz nukleo kopuru handi bat sortuko da. Erreaktibo gehiago botatzen badugu gainsaturazio momentaneo bat sortuko da nukleoketatzen edo partikulen hazkuntzaz desagertuko dena. Prozesoa bat ala bestea nagusi izateak gainsaturazioaz dependatuko du. Hau baxua bada (0 eta a artean II irudian) nukleotze abiadura arbuia daiteke eta dauden partikulen hazkuntza inportanteagoa izanen da. II irudian ikusten dugunez nukleotze abiadura hazkuntza abiadura baino azkarrago hazten da, beraz gainsaturazioa b baino handiagoa bada prozesoa aldrebeskoa izanen da.

Mekanismo honek zuzenki deskribatzen du partikulen ta mainari dagozkion obserbaketa experimentalak. Jalkiketan zehar gainsaturazioa baxua mantentzen bada, sortzen diren nukleo eskasak asko haziko dira partikula handiak emanez. Bes

talde, gainsaturazioa handia bada nukleo asko eta oso ttipiak sortuko dira. Gainsaturazio ttipiak sortzen duen jalki moetari jalki kristalino deritzo; gainsaturazio handiak sortutakoari jalki koloidal deritzo. Gainsaturazioa bariatuz, teorikoki behintzat, bata ala bestea lortuko dugu.

Dakigunez gainsaturaketa bai S jalkiaren solukortasunaz, bai Q solutoaren kontzentrazioaz, dependatzen du. Beraz bata edo bestea bariatuz gainsaturazioa bariatuko dugu. Temperatura aldaketak edo solutzaile aldaketak bariatuko dute lehenengoa. Erreaktibo soluzioaren kontzentrazioa eta biak elkar nahasteko abiadura bigarrena.

Jalkia kristalinoa edo koloidala izateak badu inportantzia handia kimika analitika grabimetrikoan, lehenengoa iragazkorra delako eta bigarrena iragazezina delako. Kimika analitika grabimetrikoa substantzia baten osagaiak kuantitatiboki analizatzen dituen kimika analitikaren atala da, estu dio hau zenbait jalkien pisatzean datza.



II- Irudia.

SAIAKUNTZA TIPI BAT

Har ditzagun bi soluzio saturatu (3,5N adibidez) bata Bario tiozianatozkoa $\text{Ba}(\text{SCN})_2$, eta Manganeso sulfatozkoa (MnSO_4) bestea, nahas ditzagun azkar. Bario sulfatozko jalki bat agertuko zaigu. Har ditzagun orain beste bi soluzio, substantzia berdinekoak, baina diluituta oraingo honetan (0,1N edo guttiago); nahas ditzagun mantsuki. Berriro ere bario sulfatozko jalkia agertuko zaigu.

- Zeintzu dira bi jalkien karakteristikak?
- Zergatik sortu dira bi desberdin?

=====

SUSPENTSIO KOLOIDALAK

SUSPENTSIO KOLOIDALEN PROPIETATEAK

Guk istudiatuko ditugun suspentsio koloidalak zerauek izanen dira, fase solido batena fase likido batetan. Fase solidoaren partikulek $10^{-1}-10^{-3}\mu$ (mikra) arteko diametroa ukanen dute, eta beraz ikusezinak izanen dira bai begiz bai mikroskopoz arruntaz. Honen ondorio zuzenaz, zenbaitzutan gardenak eta homogeneousak agertzen zaizkigu nahiz eta gerta izatea nahiko solido dispartsatutrik izan zentimetro kubo gutti batzutan. Honexegatik soluketa koloidala ere deitzen zaie.

Soluzio koloidal batek eta soluzio benetazko batek propietate erabat desberdinak agertzen digute. Lehenengoan solidoa dispartsatutrik dago, jalkia osatzen duten ioi eta molekulek agregatu bat osatzen dutela; bestalde bigarrenetan, solido solutua homogeneouski dispartsatutrik dago ioi edo molekula bakun gisa. Bestalde badago beste desberdintasun oso garrantzitsu bat; soluzio koloidal batetan dagoen soluto solidoak ez du inolako eraginik likidoaren propietate koligatiboetan hots, fusio puntuan, lurruntze puntuan, lurrun presioan eta presio osmotikoan. Bestalde gauza jakina da soluto normalak propietate hauetan duen eragina.

Soluzio koloidal baten partikulek argia dispartsatzen dute, fenomeno honi Tyndall efektua deitzen zaio.

Goian esan dugunez, partikula koloidalak oso txikiak dira; honen kontsekuentziaz kimikalariak jeneralki erabiltzen dituen iragazkietatik iragazten da.

Partikulen tamaina horren ttipia da ez direla jalkitzen grabitatearen eraginez, eta flotatzen gelditzen dira soluketaren barne. Zenbait kondizio partikularretan jalki daitezke, partikulak bata bestearen kontra atxikituz, gatzaketa izena duen prozesu baten bidez. Jalki hauek itxura lirlindatsu edo liskatsua dute batzutan edo gatzatsu beste batzutan. Ez dute egitura erregularrik, masa amorfoa irudituz.

KOLOIDOIDEEN SUPERFIZIE ESPEZIFIKOA

Koloideen zenbait propietate, beraiek duten superfizie handiaren kausaz esplikatu daitezke. Solido baten superfizie espezifikoa honela definitzen da: solidoak agerian duen superfiziea pisu unitateko. Solidoaren tamaina ttipitzen denean superfizie espezifikoa handitzen da. Beheko taula ikus dezagun.

Solido baten 3 gramoen superfizie espezifikoa zenbait subzatiaketa egoera desberdinetan:

partikula kopurua	kuboaren dimen- tsioak cm^3	superfizie espe- zifikoa cm^2/gramo
1	1	2
10^3	0.1	20
10^6	0.01	200
10^{12}	0.0001	20 000
10^{18}	0.000001	2000 000

Taularen azkeneko zifrak koloide tipiko batenak dira; ikusten dugunez, koloide gramo batek 2 000 000 μm edo 186m-ko superfiziea du. Beraz hauetako sistema solido-likido baten interfaseari dagozkion propietateak oso garrantzitsuak izaten dira.

IOIEN ADSORBAKETA

Edozein superfizie solido, elektrolito baten soluzio akuosaren aurrean dagoenean honekiko positiboki edo negatiboki kargatzen da. Fenomeno honek solido arruntetan ez du inolako garrantzirik, baina suspentsio koloidaletan garrantzi handia hartzen du.

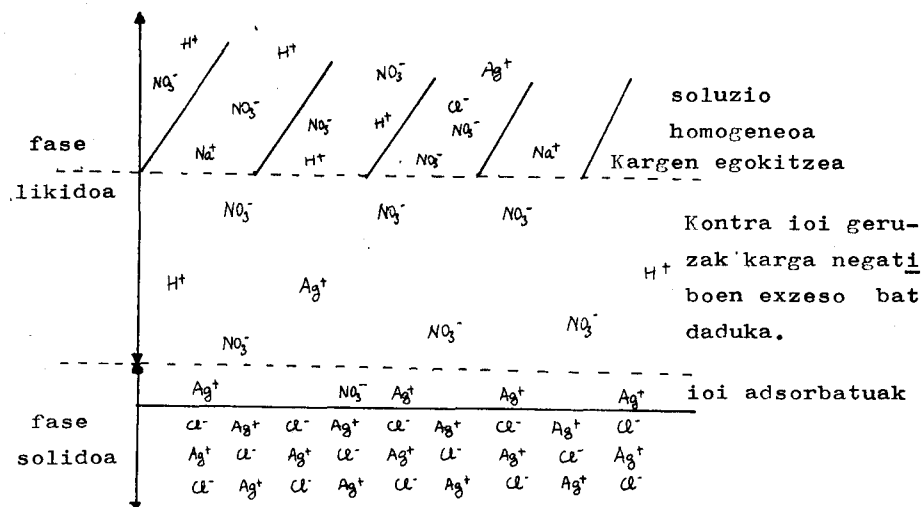
Kargatze prozesu hau, soluzioaren zenbait ioi, solidoari atxikitzen zaiolako ematen da. Prozesu honi adsorbaketa deitzen zaio; solidoa adsorbatzaile deitzen da eta adsorbatoa adsorbatuta den substantzia.

Ioi adsorbaketa superfizie solidoetan

Kontsidera dezagun suspentsio koloidal bat dugula bere sare egitura osatzen duen ioi baten soluzioarekin kontaktuan.

1-Irudiak honen eskema ematen digu. Honetan zilar ioiak adsorbatutak daude zilar kloruro partikula baten azalean. Honexegatik partikula positiboki kargatzen da. Ikusten denez zilar ioiak sarean dauden kloruro ioien parek kokatzen dira. Ioiak loturik mantentzen dituen indarra lotura kimiko arrunta da. Nahi eta nahi ez zilar kloruroak beste partikula batzuk ere adsorbatzen ditu bere ingurutik; Hauk nitratoa (NO_3^-),

hidrogenioia (H^+) e.a. izan daitezke. Baina sarean dagoen io ia nagusituko da.



1- Irudia.- Zilar ioien exzesu bat duen soluzio bate-tan suspenditurik dagoen kloruro edo zilar partikula baten sekzio diagonalaren diagrama.

Zilar ioiak ez daude behin ere une berean posible di-ren leku guztietan atxikiturik, zeren, katioi adsorbatuen ko-purua handitzean, karga positiboaren metaketak ioi berrien adsorbaketa eragozten baitu. Era honetara, oreka bat sortzen da, lotura indarrak indar elektrostatikoen bidez konpentsatu-tak izaten baitira. Garbi dago oreka hau erabat dinamikoa de-la.

Solido batetan adsorbatuturik dauden ioiak sendoki hes-tekatuturik daude eta solidoaren zati bat bezala kontsidera-tzen dira. Hau demostraturik gelditzen da soluzioa eremu e-lektriko batetan ipintzen badugu zeren partikulak higitu egi-ten baitira honen eraginpean.

Geruza adsorbituaren konposakera kimikoa

Solido batek ioi batzuk besteak baino errazkiago adsorbatzen ditu. Honela, koloide bat zenbait ioi desberdin du en disoluzio baten aurrean ipintzen dugunean, jeneralki, haue tariko baten adsorbaketa nagusituko da. Maiz, zeintzuk izanen diren aurrean daiteke.

Adsorbaketa indarra lotura indarra denez gero, normala izanen litzateke pentsatzea solido batek errazkiago adsorbatuko lukeela ioi bat, beronekin konposatu bat emanen balu, bestela baino. Honi Paneth-Fajans-en erregela esaten diogu. Era osatuago batetara: Ioiek, aurkako karga duten solidoa--ren sareko ioiekin, konposatu solugaitz edo soluezinak eratzen badituzte bortzizki absorbatuak izanen dira.

Kontra-ioi geruza

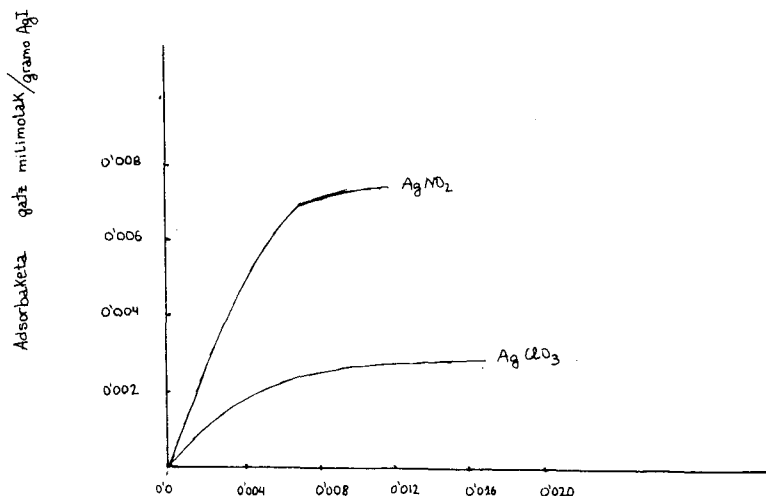
Partikula kargatu baten presentziak inhomogeneitatea sortzen du soluzioaren partikula honen inguruan. Era honetara positiboki kargaturik dagoen zilar kloruro partikulak (1 irudia) anioiak erakarriko ditu eta katioiak aldarazi. Honen kontsekuentziaz soluzioak negatiboki kargaturik dagoen geruza bat agertzen du; honetan ioi positiboak negatiboak baino ugariagoak izanen dira. Geruza honi kontra-ioi geruza deituko diogu.

Geruza honen lodiera aldakorra izanen da eta elektrolitoaren izakeraz eta kontzentrazioaz dependatuko du. Soluketa diluitua bada geruza lodia izanen da; kontzentrazioa altua bada mehea izanen da. Bi kasu hauetan hedatuta egonen da eta soluzioaren parte bat izanen da.

Konzentrazioak adsorbaketarekiko duen eragina

Espero genezakeen bezala, superfizie batetan adsorbatu rik dauden ioien kopurua zuzenki erlazioⁿaturik dago soluketaren ioi kontzentrazioarekin.

2-Irudia bi kaso tipikoren irudikapena da. Irudi hone tan agertzen diren kurbak adsorbazio isotermak deituak izaten dira, tenperatura jakin batetan eginak baitaude. Adsorbato kontzentrazioa gehitzen denean, muga batetara iristen da adsorbatuta izan daitekeen honen kopurua. Muga hau oso nabariki jaisten da tenperatura gehitzearekin.



2- Irudia.- Zilar kloruroaren eta zilar nitritoaren adsorbaketa zilar Ioduroaren gainean.

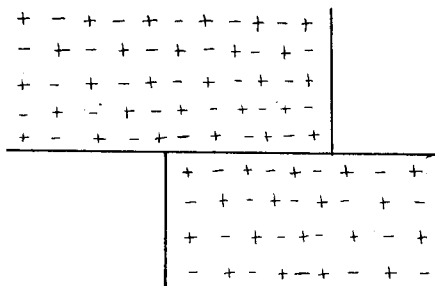
KOLOIDEEN GATZAKETA

Kimikari analitiko baten ikusguneⁿetik, koloideen gatzaketa dugu hauen propietate inportateena. Honen bidez koloideak iragazkorragoak bihurtzen baitira. Bi era nagusi dago hau

lortzeko, edo soluzioa berotuz edo soluzioari elektrolito bat gehituz.

Ikus dezagun prozesu honen mekanismoa. Prozesu honek partikulen arteko alderatze indarren murriztea exijitzen du. Alderatze indar hauek bi geruza bikunen artean sortzen dira. Goian esan dugun bezala, gatzaketa lortzeko metodo bi erabiltzen da; soluzioa berotzea eta soluketari elektrolito bat gehitzea. Hauen eragina geruza kontra-ioiaren lodiera mehetzea da.

Hau lortu eta gero, partikulak 3-irudian ikus daitezkeen bezala (idealizaturik noski) elkarrekin atxikitzen dira; hots partikula bataren alde positiboa bestearen alde negatiboarekin eta aldrebes.



3- Irudia.- Bi partikula berdinen itsasaketa.

Jalki koloidalaren peptidizaketa

Koloide baten gatzaketa prozesu itzulkorra dugu, par-

tzialki behintzat; hots, jalki koloidal bat tratamentu egoki baten bidez bere jatorrizko egoerara itzul daiteke. Prozesoa honi peptidizaketa lortzeko, erarik errazena zera da, jalkia urez garbitzea; honela jalkiaren bersoluketa lortzen dugu.

=====

JALKI KRISTALINOAK

Jalki moeta hau, izenak adierazten digun bezala, kristalez osatuta dago, eta beraz, jalki moeta hau oso iragazkorraren izanena da. Honek inportantzia handia dauka kimika analitika kuantitatiboaren arloan. Kristale handiak lortzea inportantzia handia dauka, zeren, honela jalkia iragazkorragoa izanen baita. Ikus dezagun beraz, kristale handiak lortzeko zenbait metodo.

Kristaleen tamaina handitzeko zenbait metodo

Dakigunez, jalki baten partikulen tamaina handitzeko metodo bat zera da, gainsaturatze erlatiboa urritzea. Honetarako zenbait metodo experimental badago.

a) Kontzentrazioa eta erreaktiboen botatze abiadura.- Gainsaturazioa urritzeko metodo bat zera dateke, soluzio diluituak erabiltzea. Honekin jalkiaren solukortasun biderdura oso neurri txiki batetan gaitzitzea lortzen dugu.

Erreaktiboa oso mantsoki gehitzen badugu gainsaturazioa oso urritzea lortuko dugu.

Jakina, hauek zenbait muga experimental badutela: soluzio dilutuen erabilpenak jalki galketen handitzea ekartzen digu solukortasuna dela kausa; bestalde hauen iragazteak denbora luze eramanez ligatzen. Erreaktiboen gehitze mantsokoa analisiarako beharrezko den denbora luzatzen digu, beraz ez da hau ere metodo gomendagarri.

b) Jalkien solukortasun bariazioak.- Maiz, gainsaturazio erlatiboa urri daiteke, jalkiaren solukortasuna handituz, eratzen ari den bitartean; honek partikularen tamaina handitzea baitakar. Hau lortzeko modu erabilkorrena zera da, jalkitzea tenperatura altuetan egitea. Iragazketa baino lehen soluzioa hozten da solukortasunak sor ditzakeen gasketak murrizteko.

Zenbait substantziarekin, solukortasun erlatiboki altua eta honi dagokion gainsaturazio baxua duen egoera batetara eramanez, egon daitezkeen gasketak murrizteko eta honela jalkiketa osatzen dugu. Metodo hau, pH-aren eraginaz, solukortasun aldakorra duten solidoekin erabiltzen da.

JALKI KRISTALINOEN LISERIKETA

Jalki kristalino bat bere sortzaile (1) den soluketarekin kontaktuan uzten badugu errezkiago iragazten da, jalki sorberria baino; eta gainera ez du ingurune iragatzailerik behar. Prozesu honi "liseriketa" deritzen. Liseriketaren prozesoa kristaleen elkarrekiko zementaketan datza. Sortzen diren multzoak edo agregatuak kristal bakunak baino hantziagoak dira; oso errezki eutsiak izaten dira.

Ikus dezagun nola gertatzen den prozesu hau. Dakigunez, jalkia osatzen duten ioiek eta soluketan dauden ioiek oreka dinamiko batetan dihardute. Honen kontsekuentziaz solidoaren etengabeko soluketa eta jalkitzea gertatzen da. Azkeneko prozesu honen bidez, zubi batzuk era daitezke aldame-

(1) Erderaz, kontzeptu hau adierazteko "Líquido madre" erabiltzen da, agian Euskaraz likido ama erabil genezake.

nean dauden partikula solidoen artean, multzo kristalino bat osatuz.

=====

JALKI GRABIMETRIKOEN KUTSADURA

Soluzioa batetan zenbait erreaktiboren eraginaz lor-
tzen dugun jalkia kutsaturik dago neurri handi edo ttipi ba-
tetan soluzioan dauden beste ioiengatik.

Jalkien kutsaketa zenbait mekanismo bidez egin daite-
ke. Nabariena zera da, erreaktiboa eranstea beste substan-
tzia baten solukortasun biderkadura gainditzen denean biga-
rren jalki bat agertuz. Adibidez, zilar kloruroa jalki nahi
dugunean, bromuro ioia duen soluzioa batetan zilar ioia eran-
tsiaz, kontu handiaz ibili behar dugu zeren zilar gehiegi bo-
tatzen badugu zilar bromuroaren solukortasun biderkadura gain-
dituko dugu berau jalkiaz.

Zenbait jalki oso azkar eratzen dira erreaktiboa eran-
tsi eta gero; beste batzuk ordea mantsuxeago eratzen dira. A-
dibidez kaltzio oxalatoa azkarki jalkitzen da, Bestalde mag-
nesio oxalatoa oso mantsuki jalkitzen da. Bestea baino ordu
bat berandago jalkiko da. Kasu honetan bion jalkitze abiadu-
ra oso desberdinak dira eta beraz ioion banatze kuantitati-
boa errez lor daiteke. Halaz ere gerta daiteke kaltzio oxala-
toa kutsaturik gelditzea magnesio oxalatoaz, soluzioa azkar-
ki iragazten ez badugu. Kutsadura moeta honi postjalkiketa
deitzen zaio.

Baina analisi grabimetriko bat egiterakoan akats han-
diena eta baztertzeke zailena den fenomenoakojalkiketa da.
Fenomeno hau substantzia solukor baten jalkiketan datza subs

tantzia soluezinak eramana. Honek zera esan nahi du, jalkia kutsaturik dagoela normalki solukorra den substantzi batetaz.

KOJALKIKETA

Kojalkiketa moetak

Lau moeta desberdin dago. Honetako zein izanen den na gusi solidoaren partikulen tamaina eta honen konposakera kimikoa emanen digute.

1- Azal adsorbaketa.- Kutsatzailea solidoaren azalak adsorbatu dituen ioiak eta kontra-ioiak eratzen duten konposatua da.

2- Inklusio isomorfikoa (kristale mixto baten eraketaketa).- Kojalki den konposatuak duen neurri (dimentsio) eta konposakera kimikoa halakoa da jalkiaren egitura kristalinoan sar daitekeela tentsio edo distorsiorik sortu gabe.

3- Inklusio ez isomorfikoa (soluzio solido baten eraketaketa).- Badirudi kojalki den konposatua jalkian soluturik da goela.

4- Oklusioa.- Kutsatzaileak harrapaturik daude jalkiaren kristal egiturak dituen hutsunetan.

Azal adsorbaketa

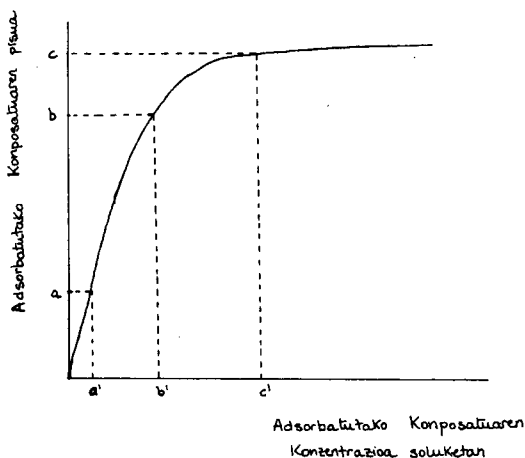
Jalki guztiek zenbait zikinkeria solukor eramaten dute bere azalarengain jalkitzerakoan. Baina superfizie espezifikoa handia denean, bakarrik, kojalkitako solidoak eragin nabaria du jalkiaren pisan. Hots eragin nabari hau jalki ko

loidaletan bakarrik emanen da.

Ikus dezagun adsorbaketak sortzen dituen akatsak nola murriz daitezkeen. Kimikalariak badu zenbait bide hau lortze ko. Hauen artean aipagarrienak hauexek dira; temperatura al-
tu eta soluzio diluituen erabilpena, liseriketa, ikuzketa eta berjalkiketa.

Jadanik ikusi dugu aurreko horrialdeetan temperatura altu eta soluketa diluituen erabilpenak eta liseriketak du-
ten eragina. Ikus dezagun orain ikuzketa eta berjalkiketak izaten dutena.

Koloide mamitu baten ikuzketa erabil daiteke, lehena-
go esan dugunez, kutsatzaileak murrizteko. Baina adsorbaketa isoterma baten estudioak, l-irudia, zera adierazten digu i-
kuzketak geroz eta efektibotasun guttiago duela adsorbatuta-
ko kutsatzaile kantitatea urritzen denean.



I- Irudia.- Adsorbatze isoterma tipikoa

Adibidez jalki baten lehenengo ikuzketan, ikuz likidoan kutsatzailearen c' kontzentrazioa dagoela suposatzen badugu, jalkiak c kantitatea b -raino murriztuko litzateke; oreka kontzentrazioa ikuz likidoan b' izanaz, hau oso ttipia da jalkiaren gainean gelditzen den kutsatzaile pisuarekiko. Denboran zehar, jalkiaren gainean dagoen zikinkeria a -raino urrituko genuke, likodoaren a' oreka kontzentrazioa arbuia garria da eta ondorengo ikuzketak ez dira efektiboak.

Goian deskribaturiko egoera erabat jenerala da mamitu tako koloide guztientzat. Kontuan izan behar dugu ur hutsez ikuzten badugu jalkia peptidiza daitekeela.

Beste metodo bat berjalkiketa dugu. Solido bat bersolbaturik izaten denean, soluketa berriak jatorrizkoa baino kutsatzaile kopuru ttipiagoa ukanen du. Beraz honek sortutako jalkia zikinkeria guttiago ukanen du. Berjalkiketa ez da posible jalkiarentzat solbatzaile onik ez dagoenean. Gainera, operazio hauetarako behar den denbora eta gerta daitezkeen galketa mekanikoak metodo hau baztergarria bihurtzen dute batez ere berjalkiketa bat baino gehiago egin behar denean.

Inklusio isomorfikoa

Antzeko forma geometrikotan kristalizatzen duten substantziei substantzia isomorfo edo isomorfiko deritze. Bi konposatu isomorfo izan daitezen honoko karakteristika hauk behar dituzte:

1- formula moeta berdina

2- beren konposagaien tamaina erlatiboak berdinak

3- beren atomo edo ioiak lotura moeta berdinez loturirik egotea.

Bi konposatu isomorfikok antzeko dimentsioak dituzte-
nean, biak gai dira bata bestea ordezkatzeko kristal sare ba-
tetan distortsiorik sortu gabe. Honako ordezkaketa bat konpo-
satuaren kristalketan zehar ematen da. Kristale mixto bat osa
tuko dute. Honetan konposatuaren atomoek edo ioiek betetzen
dituzten lekuak, parte batetan behintzat, substantzia isomor-
fikoaren ioiek edo atomoek betetzen dute.

Jalki kristalino baten eraketan zehar normalki solu-
korrak diren substantzia isomorfikoak arrastratuak izan dai-
tezke soluketatik at kristale mixto bat eraturik. Kojalkike-
ta moeta honi inklusio isomorfiko deitzen zaio.

Ez dago fenomeno hau alderatzeko metodo zuzenik eta
oso neketsua izaten da alderatzea.

Inklusio ezisomorfikoa

Zenbait prozesu experimentaletan zehar ezisomorfikoak
diren substantziak jalkiaren bidez arrastraturik izaten dira
soluketatik at inklusio isomorfiko bat osatzen dutela irudi-
tuaz. Zikinkeria hau badirudi homogeneoki distribuiturik dau-
dela kristalan zehar; ez diote kristalari distortsio handia
sortzen, eta gainera kojalkitako kantitatea independentea da
bai kondizio experimentalekiko bai jalkia ikuzteko eta lise-
ritzeko moduarekiko.

Honek sortzen dituen problemak funtsean inklusio iso-
morfikoarenak dira.

Oklusioa

Kojalkitze moeta honetan zikinkeria soluezin bat dago harrapaturik jalkitako solidoaren kristal egituran. Beraz kristal sarean imperfekzio bat sortzen da. Jeneralki, okluitutako substantzia ez dago homogeneouski distribuiturik kristalean zehar. Bestalde, okluitutako substantzia kantitatea kondizio experimentalen eragin zuzenpean dago.

- Oklusioaren mekanismoa

Kontsidera dezagun bario ioiaren (Ba^{2+}) jalkiketa sulfato gisan ($BaSO_4$). Lehenengo etapetan zehar soluketak bario ioi eszesoa bat ukanen du eta solikoak hauetako asko adsorbatu ukanen du azalean. Erreaktibo gehiago erantsiez gero, sulfato ioiek bere lekua aurkituko dute partikulen azalaren gainean, kontra-ioi geruzako anioiak desleketuko dituzte eta adsorbatutako bario ioiekin gonbinatu. Dударik gabe prozesoa hau oso azkar ematen da, beraz badao posibilitatea zenbait kontra-ioi extrainu desleketuta ez izatea eta solidoaz inguratuta gelditzea hau hazten ari den bitartean. Hau gertatzen bada imperfekzio bat izanen da kristale barruan, honek barneki adsorbituriko bario ioiak eta kontra-ioiak ukanen ditu.

- Liseriketaren eragina

Liseriketa modu oso efikaza dugu harrapaturiko kutsatzaille kantitatea murrizteko. Experimentalki ikusiz izan da okluitutako substantzia osoz murrizten dela liseriketan zehar. Ikus taula.

Liseriketaren eragina berun nitrato oklunituta duen berun sulfato jalki batetan.

	Jalkian oklunitutako nitratoa, zenbat denbora desberdinetan, portzentaia.			
Liseriketa egoera	minutu 1	ordu 1	6 ordu	24 ordu
Soluketa	0,64	0,42	0,29	0,20
giro temperaturara				
Id. 90°C-tara		0,40		0,22
Id. giro temperaturara				
HNO ₃ 0,01-an egina	0,39	0,37	0,29	0,19
Id. 90°C-tara		0,18	0,06	0,01
HNO ₃ 0,01-an egina				

1- Taula

Dakigunez, liseriketan zehar solutze eta berjalkitze amai gabeko bat gertatzen da; honek kristalea irekitzen du eta harrapatutako zikinkeriak, edo parte bat behintzat airean uzten ditu. Hauek, orduan sareko ioietaz erreinplazatuta izan daitezke, kristal egitura perfektua eratzen.

- Oklusioak sortutako akatzen murriztea

Bi bide ezberdin dago hau lortzeko. Klasikoena zera da jalkia normalki lortu eta gero liseritzen utzi.

Baina badago beste metodo bat Kolthoff eta Sandell-ek proposatuta (1). Metodo honetan jalkia oso azkarki eratzen da soluzio kontzentratu hotzak erabiliaz. Honetatik sortzen

(1) I. M. Kolthoff eta E.R. Sandell, "Textbook of Quantitative Inorganic Analysis", 3. argitaraldia, 136. horr. New York: The Macmillan Company, 1952.

den nahasketa diluitzen da eta gau batetan zehar liseritzen uzten da tenperatura altu batetan. Partikularen tamaina metodo klasikoak sortzen duena baino ttipiagoa da; okluditutako kantitatea handiagoa izanen da. Bestalde jalkiaren liseriketa efektiboagoa da berkrystalitze handiagoa izanen baita finoki zatiturik dagoen solidoak duen superfizie espezifikoarengatik. Gainean partikulak ttipiagoak izateagatik zikinkeriak ezin dira oso barnean egon; eta honengatik zikinkeriak airean gelditzeko posibilitate handiagoa dago. Metodo hau oso erabilgarria da zenbait solidorekin, beste batzurekin, ordea, ez da gomendagarria. Zeintzuk diren jalki hauk esperientziak esanen digu.

POSTJALKIKETA

Postjalkiketa kutsadura moeta espezial bat dugu. Hon-tan zikinkeria konposatu soluezin bat da, jalki analitikoala osoki edo osoki jalki denean, jalkitzen dena. Lojikoaren denez liseriketak kutsadura moeta hau handitzen du.

Postjalkiketa, ioiak jalkitze abiaduran onharriturik banandu nahi direnean sortzen da.

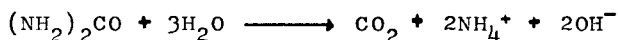
JALKITZE HOMOGENEOAREN TEKNIKA

Maiz kimikalariak gainsaturazio ttipia duten soluzioak nahi ditu jalki analitikoaren lortzeko; hauek errazkiago iragazten baitira eta gainera kojalkiketaz guttiago kutsatzen dira. Gainsaturazio maila errektiboak tantaka botaz edo soluzio diluituak erabiliaz murriz daiteke. Baina honek muga

edo limite praktiko batzuk baditu eta ez dira oso erresultatu onak jasotzen. Zeren metodo hauek ez baitituzte bazter-tzen gainsaturazio altua eta jalkitze azkarra, tanta bat botatzean gainsaturazio lokal bat agertzen da hau disbertsatzen den arte.

Jalkitze homogeneoa metodo zorrotza dugu, erreakzio jalkiarrazle bat sortaraziz erreaktiboaren eransketak sortzen duen gainsaturazio lokal altua desagertzea lortzen da. Honela, erreaktiboa mantsuki generatuz, jalkiketa soluzio osoan zehar erreakzio kimiko baten bidez lortzen da. Prozesotan zehar, solutzaileak homogeneoa irauten du, jalkitzen ari den ioiaren kontzentrazioarekiko eta erreaktiboarekiko; erreakzio generatzailea mantsua bada gainsaturazio altua ekiditen da eta solidoa mailaz maila soluketa osoaren zehar eratzen da.

Oso adibide inportantea da Urearen $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ erabilpena hidroxilo (OH^-) ioiak sortzeko, aluminio (Al), burdina ferriko (Fe^{3+}) eta torioa (Th) hidroxidoak jalkitzeko. Fenomeno jalkitzailea beheko erreakzioa da, hau tenperatura altuetan ematen da uraren lurruntze puntua baino piska bat behera~~x~~eago.



Kasu tipiko bat dugu eta ordu bat edo behar ditu jalkiketa osoa lortzeko. Honela lortutako hidroxidoen itxura erabat desberdina da amoniako (NH_3) erantsiaz lortutakoekin gonbaratuaz. Bi metodoen bidez koloideak lortzen dira, baina homogeneoki lortutako solido mantutuaren dentsitatea besteena baino handiagoa da, eta kojalkitako kutsatzaile kantitatea

ttipiagoa da. (1)

Jalki kristalinoak lor daitezke jalkitze homogeneoa erabiliaz ere. Honekin kristale handiagoak lortzen ditugu.

Arrazoizko dateke jalki kristalinoen eratze homogeneoak metodo klasikoak baino oklusio guttigo sortzea. Jalkitze homogeneoan zehar kristalearen hazketa mantsuagoa da eta den bora gehiago dago adsorbitutako ioiak ordezkatzuta izan daitezzen sarea osatzen duten ioiez.

Bestalde jalkitze homogeneoak ez du inongo eraginik inklusioen murrizketan.

(1) Adibidez Gordon-ek [L. Gordon, "Analytical Chemistry", 24, 459(1952)] egindako experimentotan dato hauek bildu zituen:

	soluketa	erreaktiboak	emaitza	Kutsatze Kantitatea
Metodo Klasikoa	0'1 gr aluminio 1gr manganeso	NH ₃ Hanttaka erantsita	↓ Al(OH) ₃	1'2 mgr. manganeso gatz
Jalkitze homogeneoa	0'1 gr aluminio 1gr manganeso	Urea homogeneoki lortuta	↓ Al(OH) ₃	0'2 mgr. manganeso gatz

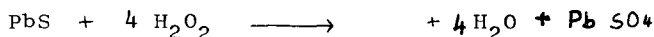
II- Taula

=====

OXIDAZIOA ETA ERREDUKZIOA

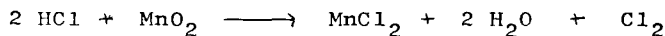
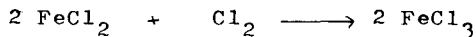
Oxidazioa prozesu kimikoa da eta bertan oxigenoa fin-
katzen da. Oxigenoa errazki uzten duten gorputzak oxidatzaileak dira, hala nola ur oxigenatua (H_2O_2) eta potasio kloratoa ($KClO_3$) bezala.

Ur oxigenatuaren oxidatze eraginez beruna (II) sulfuroa (PbS), sulfato bilakatzen da, eta hauxe da gertatzen den erreakzioa:



OXIDAZIOA ETA ERREDUKZIOAREN KONTZEPTU ELEKTRONIKOA

Ba daude beste erreakzio asko, heraietan oxigenoak parte ez hartu arren, ikusi ditugunen oso antzerakoak direnak. Hauetarikoak dira:

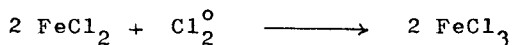


Hori horrela dela eta, beharrezko ilusi da oxidazio eta erredukzio kontzeptuak hedatzea, garrantzi handiagoa emanaz fenomeno elektronikoari oxigenoak parte hartzeari baino.

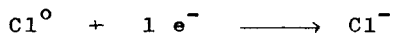
Atomo batek edo atomo talde batek elektroiak galdu edo karga positiboa gehitu egiten duenean oxidazioa izan dela esaten da. Gorputz oxidatzaileek elektroiak hartzeko joera dute.

Alderantziz, erredukzioa karga negatiboen gehitzean edo positiboen gutitzean datza. Gorputz erredukzitzaileek elektroiak galtzeko joera dute.

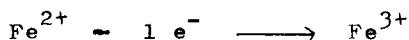
Adibide honetan:



Kloroa da oxidatzailea elektroiak (bat kasu honetan) hartzen baititu kloruro ioi bihurtzen delarik:



Alderantziz, FeCl_2 delakoaren ferroso ioia (Fe^{2+}) erredukzitzaila da elektroiak (bat kasu honetan) uzten baititu, kloroari ematen diolarik:

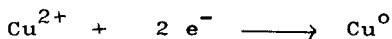
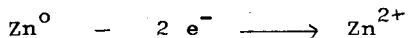


Ikus bigarren adibidean zein den oxidatzailea eta zein erredukzitzaila, eta zergatik.

OXIDAZIO-ERREDUKZIO ERREAKZIOEN BATERATASUNA

Oxidatzaile izeneko substantzia ez da beti, nahitanahi ez, oxidatzailea beste edozein erredukzitzailerekiko.

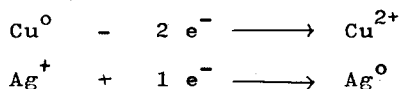
Murgil dezagun, adibidez, zinkazko ziri bat kobre (II) sulfatozko soluzio batetan; zenbait segundu barru zinka kobrez estalirik dagoela ikusiko dugu. Prozesu honetan gertatzen diren erreakzio elektronikoak hauetxek ditugu:



Bertan garbi dakusagu Cu^{2+} ioi oxidatzailea Cu metali kora erreduzitzen dela zinkazko ziriari datxakiolarik. Halaaber Zn erredukzitzaila bi elektroio uzten ditu Zn^{2+} ioi bihurtuz eta soluziora pasatuz ZnSO_4 bezala.

Beste esperientzia batetan Cu ziria sartuko dugu zilar nitratozko (AgNO_3) soluzioan. Kobrezko ziria zilarrezko

geruzaz estaltzen dela ikusiko dugu. Esperientzia honetan jazoriko erreakzio elektronikoak:



Bertan kobrea erredukzitzaile bezala konportatzen da eta zilarra oxidatzaile bezala.

Esperientziok eta beste antzerako batzu ikusita ondorio hauk atera ditzakegu:

a) Ez dago oxidatzailerik ez eta erredukzitzaile absoluturik. Oxidazioa eta erredukzioa fenomeno erlatiboak ditugu, eta erreakzioan parte hartzen duten substantzien izaerez dependatzen dute. Beraz, agente oxidatzaile eta erredukzitzaileen zerrenda egin ahal izanen dugu eta bertatik erreakzioan parte hartzen duten substantzien elkarrekiko konportamoldea jakinen dugu. Nolanahiko bi substantziaren artean, erredukzitzailea elektroiak hartzeko joera handiena duena izanen da, eta oxidatzailea uzteko joera handiena duena.

b) Oxidazioa eta erredukzioa prozesu baterakoak dira, beharrezkoa baita, bestek hartzeko, substantzia batek elektroiak utz ditzan. Honela dakusagu aurreko adibideetan: Zinkak bi elektroi ematen dio Cu^{2+} ioiari, eta, hala berean, kobreak bi elektroi ematen dizkio Ag^+ bi ioiri, hauk zilar metaliko bihurtzen direlarik.

ENERGIA ELEKTRIKOA PROZESU KIMIKOETAN: PILA VOLTAIKOAK

Elektra korrentea, dakigunez, elektroi mugimendua da eroale metalikoen barnetik. Baina eroale moeta guztietarik

baditugu batzuk bigarren moeta (elektrolitoak) izenekoak; berakuek elektra kargen mugimendua permititzen dute bere barne-tik. Oxidazioa eta erredukzioa ere elektroi (transmutazioa) da gorputz batzutatik bestetara. Beraz, erlazio hertsia dago elektrizitatearen eta oxidazio-erredukzio fenomenoaren artean.

Sar dezagun metalezko ziria beronen ioiak dituen soluzio batetan. Zenbait kasutan ziri metalikoaren atomo batzuk, ioi bezala, soluziora pasatzen direla nabaritzen da; eta beste zenbaitetan fenomenoak guztiz alderantzizkoa da.

Hau dena, saioan parte hartzen duten indar nagusienak kontutan harturik expikatzen da. Hauk dira indarrok: alde batetik lotura metalikoa, zeinek joera baitu metale solidoaren barne eusteko sare metalikoa konposatzen duten ioiei; bestetik elektrolitoaren ioiek erakarri egiten dituzte berengana egitura metalikoaren barrukoak, soluziora eramanez eta beraiek inguraturik geratzen direlarik. Prozesu honi solbatazioa deritzo eta hortarako behar den energiari solbatazio energia.

Hauk honela: solbatazio energia handiagoa denean lotura metalikoarena baino, ioiak metaletik soluziora iraganen dira. Horrelako bat gertatzen da Zn ziria Zn^{2+} ioiak dituen soluzio azido batetan sartzen dugunean. Zinkak disoluzio tentsioa duela esanen dugu eta ioiak aska-erazi egiten ditu.

Baldin eta lotura metalikoaren energia handiagoa bada solbatazioarena baino ioiek joera ukanen dute ziri metalikoan sartzeko. Honela gertatzen da kobreak kasuan, Cu^{2+} ioiak dituen disoluzio batetan sartzen dugunean. Kobreak be-

rar, disoluzio tentsio ttikiagoa azaltzen du zinkak baino eta horregatik trinkotasun (dentsitate) elektronikoa ttikiagoa izanen da.

Diluzio tentsioak, hori dela eta, metaleen disoluzio-ari ioiak zeditzeko joera neurtzen du. Handia da zinkaren kasua eta ttikia kobreakenean.

Easu bietan karga deskonpentsaketa sortzen da. Lehenbizikoan: soluzioak karga positibo asko eukiko ditu, Zn^{2+} ioi disolbatuetatik sortuak eta ziriak karga negatibo ugari Zn^{2+} ioiek metale barruan utzi dituzten elektroienetatik. Bigarren kasuan fenomenoak guztiz alderantzizkoa da, ziria positiboki kargatzen baita eta soluzioa negatiboki.

Hala ere, fenomenoak ez da mugagabeak.

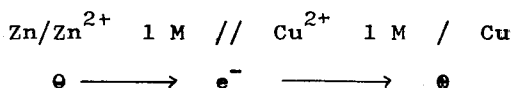
Ziriak ioi disolbatuei eragiten dien erakarmenarengatik eta ioien elkarrengandiko hastandurarengatik, beti oreka batetara iristen da disoluzioaren eta ziriaren kargen artean.

Oreka momentuan, ziri metalikoaren eta beraren ioiak dituen disoluzioaren arteko potentzial diferentziari elektrodo-disoluzio ukipen potentziala deritzo.

Deskribatutako fenomenoetan dautza pila voltaikoak. Zn^{2+} eta Cu^{2+} ioiak dituen disoluzio batetan Zn ta Cu-zko ziriak sartzen baditugu, soluzioak tabike porotsu batez alden-duak, pila voltaikoa eginen dugu, Daniell pila izenekoa. Zink zirian elektroio trinkotasun handiagoa dago kobrezkoarenean baino, eta horregatik, ziri biak eroale batez lotzen baditugu, korrontea izanen dugu zinkazko ziritik kobrezkoraino. Gal

vanometroa tartekatzen badugu korrentea nabarituko da elektrodo batetik bestera.

Pila voltaikoa agertzeko eskema bat erabiltzen da, eta bertan ezkerrekaldean polo negatiboa ukanen dugu eskubikaldean positiboa dugularik. Hala berean kontzentrapenak ere adierazten dira:



Pilaren buru negatiboa elektroi trinkotasun handiena azaltzen duen elementuak osatzen du, hots, erredukzitzaileenak; kasu honetan zinka da, oxidazio potentzial ttikiagoa baitu edo, berdin dena, erredukzitzaileagoa da kobrea baino.

Daniell pila honetan elektrodoen arteko potentzial diferentzia $E = 1,10$ volta da, eta handienetik potentzial ttikiena kenduaz kalkulatzen da:

$$E_{\circ} \text{ Zn/Zn}^{2+} = 0,76 \text{ v.} \quad E_{\circ} \text{ Cu/Cu}^{2+} = -0,34 \text{ v.}$$

$$E_{\circ} \text{ pila} = 0,76 - (-0,34) = 1,10 \text{ v.}$$

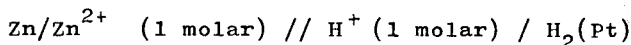
Zn/Zn^{2+} eta Cu/Cu^{2+} sistemei semielemento deritze. Bi semielementoren konbinaketak elemento, zelula edo pila voltaikoa sortzen du.

Gorago ikusi ditugun $E_{\circ} \text{ Zn/Zn}^{2+}$ eta $E_{\circ} \text{ Cu/Cu}^{2+}$ delakoak, elementu horien potentzial normalak dira. Dakigunez zinkazko ziriaren eta Zn^{2+} ioiak dituen soluzioaren artean potentzial diferentzia bat dago, eta beharrezkoa da potentziala ezagutzea elementuen oxidatze edo erredukzitze ahalmena ezagutzeko. Baina ezinezkoa da, zuzenean, ziriaren eta diso-

luzioaren arteko potentzial diferentzia neurtzea, neurketa egiteko beste ziriren bat sartu behar bailitzateke disoluzioan, eta era horretan ez genuke nahi duguna neurtuko.

Hori dela eta ez dugu elektrodo-disoluzio ukapen potentziala neurtuko, erdielementuen potentziala baizik hidrogenozko elektrodo normalarekiko, honen potentzialari zero balioa ematen diogularik.

Honela zink elementuaren potentziale normala neurtzeko honongo pila erabiliko dugu:



Pila honen potentzial diferentzia hauxe dukegu:

$$E_o \text{ pila} = E_o \text{ Zn} - E_o \text{ H}_2 = 0'76 \text{ V.}$$

$$E_o \text{ H}_2 = 0 \text{ esan dugunez, beraz } E_o \text{ Zn} = 0'76 \text{ V.}$$

Horrela elementu guztien potentzial diferentzia neurtu ahal ukanen dugu.

Nernst-en teoria elektrodo-disoluzio potentzialaz.

Nernst-en teoriaren arauera, elektro-disoluzio potentziala mugatzen duten zenbait faktore hauk dira:

- a) Metalearen eta soluzioko ioien izaera.
- b) Disoluzioaren kontzentrapen ionikoa.
- c) Tenperatura, horretaz dependatzen baitu prozesu kimikoan parte hartzen duten loturen egonkortasunak.

Prozesu hauk sistemaren energia askeak (libreak) kontrolatzen ditu. Erreakzioko energia askearen guttimena eta pila sortutako energia elektrikoa berdinak dira.

Nernst-ek honelaxe kalkulatzeko du elektrodo-disoluzio

potentzial diferentzia: Ioiek disoluzioara iragriteko $-nFE$ lan elektrikoa egiten dutela onbartzten du, non E elektrodo-disoluzio potentzial diferentzia bailitzateke, F Faraday-a (96.500 Coulomb) eta n era oxidatu eta erreduzituaren artean trukatzeko elektroi kopurua.

Beste aldetik, disoluzioa ioiek ere ba dute joera zirikari jalkitzeko eta prozesuan energia askaren aldaketa hau xe dugu:

$$\Delta G = RT \cdot \ln \frac{[\text{oxidatua}]}{[\text{erreduzitua}]}$$

Non R gasen konstantea baita (Joule-tan emana), T tenperatura absolutua; $[\text{oxidatua}]$ era oxidatuaren kontzentrazioa, eta $[\text{erreduzitua}]$ era erreduzituaren kontzentrazioa.

Orekan energia biek berdinak izan behar dutenez gero:

$$-nFE = RT \cdot \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Erred}]}$$

$$\text{eta hortik: } E = - \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Erred}]}$$

Adierazpide hau Nernst-en formula da.

Era oxidatuaren kontzentrazioa eta era erreduzituaren kontzentrazioa berdinak direnean E zero dela ikusiko dugu, baina hau experimentalki jazotzen ez denez gero beharrezko zaigu formulari termino berri bat eranstea. Termino berri hori potentziale normala deritzo eta E_0 delakoaz errepresentatu.

Hori dela eta Nernst-en formula orokorra hau xe izanen da:

$$E = E_0 - \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Erred}]}$$

Ohizkoagoa da le eritmo dezimalak erabiltzea neperianoak baino, beraz transformakuntza eginez eta R, F eta T-aren (25°C) balioak ordezkatzuz:

$$E = E_0 - \frac{0.06}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Metalearen oxidazio potentziala handiagoa da zenbat eta handiagoa izan beraren hidratazio energia, eta zenbat eta txikiagoa izan ionizazio potentziala. Horregatik metale alkali noak oxidazio potentziale normalen taularen buruan daude.

Bere ioiak dauzkan soluzio batetan murgilduta dagoen metale baten potentziala kalkulatu nahi denean Nernst-en formula hauxe dukegu:

$$E = E_0 - \frac{0.06}{n} \cdot \log c$$

c ioien kontzentrazioa delarik, eta n metalearen elektrobalentzia.

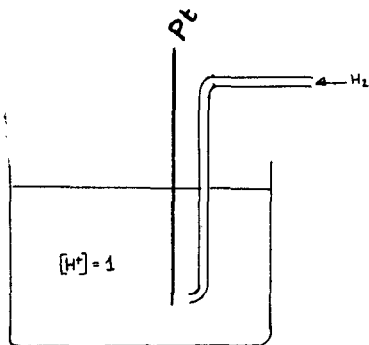
HIDROGENOAREN POTENTZIALE NORMALA ETA HIDROGENOZKO ELEKTRODO NORMALA.

Elektrokimikak ez du bide egokirik metale-disoluzio eta oxidazio-erredukzio potentzialeak zuzen-zuzenean neurtzeko. Horregatik garbarketaz egiten dira neurketak eta hidrogenozko elektrodo normala hartu da erreferentzia bezala, beraren potentziale normalari zero balioa ematen diogularik. Potentziale normal honetaz oinarrituriko potentzialeak hidrogeno eskalari dagozkiola esanen dugu. Hala ere ez dira, bere izatez, potentzialeak, baizik eta metalearen elektrodoak eta hidrogenozko elektrodo normalak sortutako pilaren indar

elektra eragileak.

Ikus dezagun orain nola kalkula metaleen potentziale-
ak eta hortarako hidrogenozko elektrodo normala azalduko du-
gu:

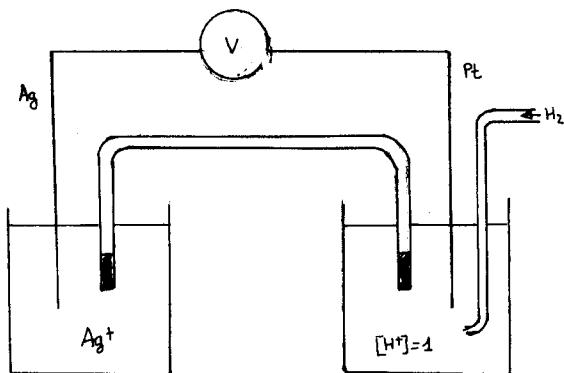
Har dezagun H^+ ioiak dituen soluzio bat, beraren kon-
tzentrazioa $[H^+] = 1$ delarik. Beraz $pH = 1$. Horrelako disolu-
zio bat lortzeko azido bortitz bat erabiliko dugu 1 M kon-
tzentrazioarekin.



Disoluzioan platinozko zi-
ria sartuko dugu eta hodi
bat, bertatik hidrogenoa bur-
builezten dugularik. Era ho-
rretan Platinoak hidrogeno
kantitate inportanteak har-
tzen ditu bere azalean eta
horregatik platinoak ez du
platino bezala jokatzeko hi-

drogenoa bezala baizik. H^+ ioien kontzentrazioa 1 N delako e-
lektrodoari NORMAL deritzo.

Lehen ikusi dugun bezala soluzioaren eta hidrogenozko
elektrodoaren artean tentsio bat (elektrikoa) dago, neur ezin
daitekeena, baina zero balorea ematen dioguna ($E = 0$). Hidro-
genozko elektrodo normala honelaxe idazten da: H.E.N.



Eman dezagun Ag/Ag^+ sistemaren potentzia lea kalkulatu nahi dugula H.E.N delakoa rekiko.

Irudian agertzen den bezala egingen dugu muntaria.

Soluzio biak soluzio en karakteristikak azidatzen ez dituen gatz batez osaturiko zubi elektrolitiko batez batuko ditugu. Gatza potasio nitratoa izan daiteke (KNO_3).

Lot ditzagun elektrodo biak zirkuitu batez eta voltimetroa tarteka. Voltimetroak ematen digun neurria Ag/Ag^+ erred-ox sistemaren tentsioa dateke, baina potentziale hori Ag^+ ioien kontzentrazioaz independente ezin izan daitekeenez hau xe ukanen dugu formula:

$$E = E_0 - \frac{RT}{nF} \cdot \log [\text{Ag}^+]$$

Non E_0 konstante baita Ag/Ag^+ sistemarentzat, n erre-akzioan parte hartzen duten elektroi kopurua, eta F Farada-ya.

$[\text{Ag}^+] = 1$ kasuan $E = E_0$, hots E_0 sistemaren potentziale normala da, hau da, erred-ox potentzialea da. $[\text{Ag}^+] = 1$ de-nean.

Potentziale normal hauk taulatuak daude eta hona he-men horietariko balore batzu; 1. irudian.

Oxidazio potentzialak soluzio azidotan

L/Li ⁺	3,05	- Pb/PbI ₂	0,37	ReO ₃ /ReO ₄ ⁻	-0,51
K/K ⁺	2,93	- Pb/PbSO ₄	0,36	S ₂ O ₈ ²⁻ /H ₂ SO ₄	-0,51
Rb/Rb ⁺	2,93	In/In ³⁺	0,34	Cu/Cu ⁺	-0,52
Cs/Cs ⁺	2,92	Tl/Tl ⁺	0,34	Te/TeO ₂	-0,53
P/Ra ⁺⁺	2,92	Pt/PtS	0,30	I ⁻ /I ₂	-0,54
Ba/Ba ⁺⁺	2,90	- Pb/PbBr ₂	0,28	I ⁻ /I ₂	-0,54
Sr/Sr ⁺⁺	2,89	Co/Co ⁺⁺	0,28	CuCl/Cu ⁺	-0,54
Ca/Ca ⁺⁺	2,87	H ₂ PO ₃ /H ₂ PO ₄	0,28	Ag/AgBrO ₃	-0,55
Na/Na ⁺	2,71	- Pb/PbCl ₂	0,27	Te/Te(OH) ₆ ⁺	-0,56
La/La ³⁺	2,52	V ⁺⁺ /V ³⁺	0,26	HAsO ₃ /H ₂ AsO ₄	-0,56
Cr/Cr ³⁺	2,48	V/V(OH) ₄ ⁺	0,25	Ag/AgNO ₃	-0,56
Ni/Nd ³⁺	2,44	Sn/SnF ₄ ⁺	0,25	MnO ₄ ⁻ /MnO ₄ ⁻	-0,56
S ²⁻ /Sm ³⁺	2,41	Ni/Ni ⁺⁺	0,25	H ₂ SO ₄ /S ₂ O ₈ ²⁻	-0,57
Gd/Gd ³⁺	2,40	N ₂ H ₄ ⁺ /N ₂	0,23	Pt/PtBr ₂	-0,58
Mg/Mg ⁺⁺	2,17	✓ S ₂ O ₈ ²⁻ /SO ₄ ²⁻	0,22	SnO ²⁺ /Sn ₂ O ₄	-0,58
V ³⁺ /V ⁵⁺	2,17	Cu/CuI	0,19	Pd/PdBr ₂	-0,60
Am/Am ³⁺	2,32	Ag/AgI	0,15	Ru/RuCl ₃	-0,60
C/Lu ³⁺	2,25	Ge/GeO ₂	0,15	U ⁴⁺ /UO ₂ ²⁺	-0,62
H ⁺ /H ₂	2,25	Sn/Sn ⁺⁺	0,14	Pd/PdCl ₂	-0,62
Se/Se ²⁺	2,08	- Pb/Pb ⁺⁺	0,13	CuBr/Cu ⁺⁺	-0,64
✓ Pu ³⁺	2,07	W/WO ₃	0,09	✓ Au/Au(SCN) ₂ ⁻	-0,66
✓ AlF ₃ /AlF ₄ ⁻	2,07	HSO ₃ ⁻ /H ₂ SO ₃	0,08	PlCl ₃ ⁻ /PlCl ₄ ⁻	-0,68
Th/Th ⁴⁺	1,00	Hg/HgI ₂	0,04	H ₂ O ₂ /O ₂	-0,68
Np/Np ³⁺	1,86	H ₂ /H ⁺	0,00	H ₂ Te/Te	-0,70
Bz/Be ⁺⁺	1,85	Ac/Ag(SiO ₃) ₂ ⁻	-0,01	Pl/PlCl ₃	-0,73
U ³⁺	1,80	Cu/CuBr	-0,03	Se/H ₂ SeO ₃	-0,73
Fe/H ₂	1,70	UO ₄ ²⁻ /UO ₂ ⁺⁺	-0,05	Np ³⁺ /NpO ₂ ⁺	-0,75
✓ Al ³⁺	1,66	PH ₃ /P	-0,36	Ir/IrCl ₃ ⁺	-0,77
✓ Ti ³⁺	1,63	Ag/AgBr	-0,10	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	-0,77
Zr ⁴⁺	1,53	Ti ³⁺ /TiO ₂ ⁺⁺	-0,1	Hg/Hg ₂ ⁺⁺	-0,79
✓ SiF ₄	1,2	SiH ₄ /Si	-0,10	Ag/Ag ⁺	-0,80
Ti/TiF ₃	1,19	Cu/CuCl	-0,14	N ₂ O ₄ /NO ₂ ⁺	-0,85
Mn/Mn ⁺⁺	1,18	H ₂ S/S	-0,14	Os/OsO ₄	-0,85
✓ IO ₃ ⁻	0,89	Np ³⁺ /Np ⁴⁺	-0,15	CuI/Cu ⁺	-0,86
Li/H ₂ BO ₃	0,87	Sn ³⁺ /Sn ⁴⁺	-0,15	Au/AuBr ₂ ⁺	-0,87
S ²⁻ /SiO ₂	0,86	Sb/Sb ₂ O ₃	-0,15	H ₂ ⁺⁺ /H ₂ ⁺	-0,92
✓ I ₂ /I ₂ O ₅	0,81	Cu ⁺ /Cu ⁺⁺	-0,15	PuO ₂ ⁺⁺ /PuO ₂ ⁺	-0,93
Zn ²⁺	0,76	Bi/BiOCl	-0,16	HNO ₂ /NO ₃ ⁻	-0,94
✓ I ₂ /I ₂ H	0,75	H ₂ SO ₃ /SO ₄ ²⁻	-0,17	NO/NO ₂ ⁺	-0,96
✓ Cr ³⁺	0,74	Hg/HgBr ₂	-0,21	Au/AuBr ₂ ⁺	-0,96
✓ Te/Te	0,72	Ag/AgCl	-0,22	Pu ³⁺ /Pu ⁴⁺	-0,97
✓ IBr	0,66	As/HAsO ₄	-0,25	Pt/Pt(OH) ₂	-0,98
✓ N ₂ O ₅ /O ₂	0,65	Re/ReO ₄ ⁻	-0,25	Pd/Pd ⁺⁺	-0,99
✓ U ³⁺ /U ⁴⁺	0,61	Bi/BiO ⁺⁺	-0,32	IrBr ₃ ⁻ /IrBr ₄ ⁻	-0,99
AlH ₃ /Al ₂	0,60	U ³⁺ /UO ₂ ⁺⁺	-0,33	NO/HNO ₂	-1,00
✓ TiCl ₃	0,56	Cu/Cu ⁺⁺	-0,34	Au/AuCl ₂ ⁺	-1,00
✓ G ₂ ³⁺	0,53	Ag/Ag ⁺	-0,35	VO ²⁺ /V(OH) ₃ ⁺	-1,00
SbH ₃ /Sb	0,51	Fe(CN) ₆ ³⁻ /Fe(CN) ₆ ⁴⁻	-0,36	TeO ₃ /H ₂ TeO ₃	-1,02
P/H ₂ PO ₃	0,51	Fe(CN) ₆ ³⁻ /Fe(CN) ₆ ⁴⁻	-0,36	NO ₂ /N ₂ O ₄	-1,03
✓ I ₂ PO ₃ /H ₂ PO ₃	0,44	Re/ReO ₄ ⁻	-0,36	Pu ³⁺ /PuO ₂ ⁺⁺	-1,04
✓ Fe ³⁺ /Fe ²⁺	0,43	H ₂ CN/C ₂ N ₂	-0,37	Br ⁻ /Br ₂	-1,07
✓ Cr ³⁺ /Cr ⁶⁺	0,41	✓ S ₂ O ₈ ²⁻ /H ₂ SO ₄	-0,40	HNO ₂ /N ₂ O ₄	-1,07
✓ Cd ²⁺	0,40	Ru/RuCl ₃	-0,44	Cu(CN) ₂ ⁻ /Cu ⁺⁺	-1,12
✓ Se/Se	0,40	As ³⁺ /As ₂ CrO ₄	-0,45	Pu ³⁺ /PuO ₂ ⁺⁺	-1,15
✓ Ti ³⁺	0,4	S/H ₂ SO ₄	-0,45	H ₂ SeO ₃ /SeO ₄ ²⁻	-1,15

Jarraipena

NpO ₂ ⁺ /NpO ₄ ⁺⁺	-1,13	✓ Au/Au(OH) ₃	-1,45	PbSO ₄ /PbO ₂	-1,69
ClO ₂ ⁻ /ClO ₂ ⁻	-1,19	I ₂ /HIO	-1,45	Am ³⁺ /AmO ₂ ⁺⁺	-1,69
I ₂ /I ₂	-1,19	Pb ²⁺ /PbO ₂	-1,46	MnO ₂ /MnO ₄ ⁻	-1,70
HClO ₂ /ClO ₂ ⁻	-1,21	Au/Au ⁺	-1,50	Au/Au ⁺	-1,7
H ₂ O ₂ /O ₂	-1,23	Mn ³⁺ /MnO ₄ ⁻	-1,51	Am ³⁺ /AmO ₂ ⁺	-1,73
Mn ³⁺ /MnO ₄ ⁻	-1,63	Br ₂ /BrO ₂	-1,52	H ₂ O ₂ /H ₂ O ₂	-1,77
Ti ³⁺ /Ti ⁴⁺	-1,25	Br ₂ /HBrO ₂	-1,59	Co ³⁺ /Co ⁴⁺	-1,82
Am ³⁺ /AmO ₂ ⁺	-1,25	BiO ₂ ⁺ /BiO ₂	-1,59	Fe ³⁺ /FeO ₄ ²⁻	-1,9
NH ₄ ⁺ /NH ₂ OH ⁺	-1,26	I ₂ ⁺ /H ₂ O ₂	-1,6	SO ₂ ²⁻ /S ₂ O ₈ ²⁻	-2,01
HClO ₂ /ClO ₂ ⁻	-1,26	Ru ³⁺ /Ru ⁴⁺	-1,61	F ₂ /F ₂ O	-2,1
PuCl ₃ ⁻ /PuCl ₄ ⁻	-1,29	C ⁴⁺ /C ³⁺	-1,61	Am ³⁺ /Am ⁴⁺	-2,18
N ₂ O/HNO ₂	-1,29	Cl ₂ /HClO	-1,63	F ₂ /F ₂	-2,87
Cr ³⁺ /Cr ₂ O ₇ ²⁻	-1,33	AmO ₂ ⁺ /AmO ₂ ⁺⁺	-1,64	HF/F ₂	-3,06
NH ₄ ⁺ /NH ₂ OH ⁺	-1,35	HClO/HClO ₂	-1,64		
Cl ⁻ /Cl ₂	-1,36	✓ Ni ²⁺ /NiO ₂	-1,68		
N ₂ H ₄ ⁺ /NH ₂ OH ⁺	-1,42				

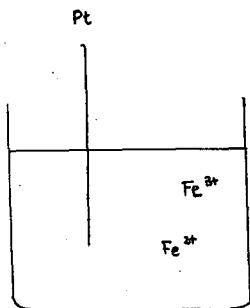
Oxidazio potentzialak soluzio basikotan

Ca/Ca(OH) ₂	3,01	Se ²⁻ /Se	0,92	Rn/Rn ₂ O ₃	-0,34
Sr/Sr(OH) ₂ ·8H ₂ O	2,32	Sn/Sn(OH) ₄ ⁻	0,91	SeO ₃ ⁻ /SeO ₄ ⁻	-0,35
Bz/Ba(OH) ₂ ·8H ₂ O	2,87	Sn(OH) ₃ ⁻ /Sn(OH) ₄ ⁻	0,90	S ₂ O ₃ ²⁻ /S ₂ O ₄ ²⁻	-0,37
La/La(OH) ₃	2,93	PH ₃ /P	0,59	H ₂ /H ₂ O	-0,10
Lu/Lu(OH) ₃	2,72	Fe/Fe(OH) ₂	0,88	NH ₃ /N ₂ H ₄	-0,1
Mg/Mg(OH) ₂	2,69	H ₂ /H ₂ O	0,83	Ir/Ir ₂ O ₃	-0,1
Be/Be ₂ O ₃	2,61	Cd/Cd(OH) ₂	0,81	Co(NH ₃) ₆ ³⁺ /Co(NH ₃) ₆ ²⁺	-0,1
Tb/Tb(OH) ₃	2,44	Co/Co(OH) ₂	0,73	Mn(OH) ₂ /Mn(OH) ₃	-0,15
Th/Th(OH) ₃	2,42	Ni/Ni(OH) ₂	0,72	Co(OH) ₂ /Co(OH) ₃	-0,17
U/UO ₂	2,39	As/As(OH) ₃	0,68	PbO/Pb ₂ O ₃	-0,25
Zr/Zr(OH) ₂ ·H ₂ O	2,35	As(OH) ₃ ⁻ /AsO ₄ ³⁻	0,67	I ⁻ /IO ₃ ⁻	-0,26
Al/Al(OH) ₃	2,33	Se/Sb(OH) ₃	0,56	ClO ₂ ⁻ /ClO ₂ ⁻	-0,33
U(OH) ₂ /U(OH) ₃	2,2	ReO ₄ ⁻ /ReO ₄ ⁻	0,58	Ag/Ag ₂ O	-0,34
U/U(OH) ₂	2,17	ReO ₄ ⁻ /ReO ₄ ⁻	0,58	ClO ₂ ⁻ /ClO ₂ ⁻	-0,36
P/H ₂ PO ₃	2,05	K ₂ /K ₂ O	0,58	TeO ₃ ⁻ /TeO ₄ ²⁻	-0,4
B/H ₂ BO ₃ ⁻	1,79	SiO ₂ ⁻ /SiO ₂ ⁻	0,58	OH ⁻ /O ₂	-0,40
Si/SiO ₂	1,70	Re/ReO ₄ ⁻	0,58	Ni(OH) ₂ /NiO ₂	-0,49
H ₂ PO ₃ ⁻ /HPO ₃ ⁻	1,57	Te/TeO ₄ ⁻	0,57	I ⁻ /IO ₃ ⁻	-0,49
Mn/Mn(OH) ₂	1,53	Fe(OH) ₂ /Fe(OH) ₃	0,56	Ag ₂ O/Ag ₂ O	-0,57
Cr/Cr(OH) ₃	1,3	Pb/Pb(OH) ₂	0,56	MnO ₂ /MnO ₄ ⁻	-0,60
Zn/Zn(CN) ₄ ²⁻	1,25	S ²⁻ /S	0,48	RuO ₂ ⁻ /RuO ₄ ⁻	-0,60
Zn/Zn(OH) ₂	1,25	Bi/BiO ₂	0,44	Br ₂ /BrO ₂	-0,51
Ca/Ca(OH) ₂	1,22	Cu/Cu(CN) ₂	0,43	CO ₂ ⁻ /ClO ₂ ⁻	-0,66
Zn/Zn(OH) ₂	1,22	Hg/Hg(CN) ₂	0,37	IO ₂ ⁻ /H ₂ IO ₄ ⁻	-0,7
Cr/Cr(OH) ₃	1,2	Se/SeO ₄ ²⁻	0,37	N ₂ H ₄ /N ₂ H ₂ OH	-0,73
Te/Te	1,14	Cu/CuO	0,36	Cu/Cu(NH ₂) ₂ ⁺	-0,76
HPO ₃ ⁻ /PO ₃ ⁻	1,12	Ti/TiOH	0,34	OH ⁻ /H ₂ O ₂	-0,88
S ₂ O ₃ ²⁻ /SO ₃ ²⁻	1,11	Ag/Ag(CN) ₂ ⁻	0,31	Cr ³⁺ /CrO ₄ ²⁻	-0,89
W/WO ₂	1,05	Cr(OH) ₃ /CrO ₄ ²⁻	0,13	ClO ₂ ⁻ /ClO ₂ ⁻	-1,16
Na ₂ /NaO ₂	1,03	Cu/Cu(CN) ₂ ⁺	0,12	SO ₂ ⁻ /SO ₄ ²⁻	-1,24
Ca/Ca(CN) ₂	1,03	Cu ₂ O/Cu(OH) ₂	0,08		
Zn/Zn(NH ₃) ₄ ²⁺	1,03	H ₂ O ₂ /H ₂ O	0,08		
Ir/Ir(CN) ₃	1,0	Ti(OH) ₂ /Ti(OH) ₃	0,05		
Pu(OH) ₂ ⁺ /Pu(OH) ₃	0,95	Mn(OH) ₂ /MnO ₂	0,05		
SO ₂ ⁻ /SO ₄ ²⁻	0,61	NO ₂ ⁻ /NO ₃ ⁻	-0,01		

Taulatik hauxe atera dezakegu:

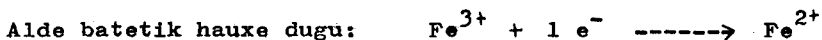
- Zenbat eta gorago egon elementu bat sail honetan, hainbat erreduzitzailleagoa izanen da. Alderantziz, zenbat eta beherago hainbat eta oxidatzaileago.
- Hidrogenoa baino gorago dauden metaleek desplazatu egingen dute hidrogenoa bere konbinazioetatik.
- Metale batek beste deslojeatuko du bere konbinazioetatik bere gainetik badago.

Hauxe izan daiteke beste erredu-ox sistema bat: Metale baten bi era oxidatuak, hots, metale berdinen ioi ezberdineko disoluzioa. Potentziala dago ioi bien artean. Eman de-

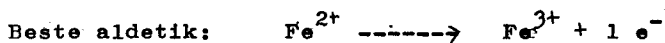


zagun Fe^{3+} eta Fe^{2+} ioiak dituen disoluzioa, eta beraiekin erreakzionatzen ez duen ziria sar dezagun; horretarako ziriak metale noblea izan behar du, adibidez Pt edo Ag. Neur dezagun ikusi dugun legez, platinoaren potentziala hidrogenozko elektrod normalarekiko. Potentzial

diferentzia dagoela ikusiko dugu. Ikus dezagun nondik sortua:



Elektroi hori platinotik hartzen du, platinoa positiboki kargatzen delarik disoluzioarekiko.



Elektroi hori platinora pasatzen da platinoa negatiboki kargatzen delarik.

gatzen zaigularik. Bi joerok berdinak direnean ez da ezer ja
zotzen, baina bai, ordea, potentzial diferentzia dagoenean
zirriaren eta soluzioaren artean. Orduan Voltimetroan nabari-
tuko da diferentzia hori. Voltimetroak ematen digun poten-
tzial diferentzia $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ sistemaren erred-ox diferentzia
dateke, eta ioi bien kontzentrazioaz dependatzen du.

Nernst-en formularen arauera potentzial diferentzia
hauxe da:

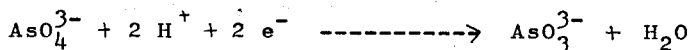
$$E = E_0 + \frac{-0'06}{n} \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

Edo jenaralean hartuta hauxe dugu:

$$E = E_0 + \frac{-0'06}{n} \cdot \log \frac{[\text{Ox.}]}{[\text{Err.}]}$$

Baldin eta $[\text{Ox}] = [\text{Erred}]$ bada $E = E_0$ izanen da, eta aurre-
koaren analogiaz sistemaren potentziale normalaz izendatuko
dugu. Balio hauetarako ere ba daude taulak.

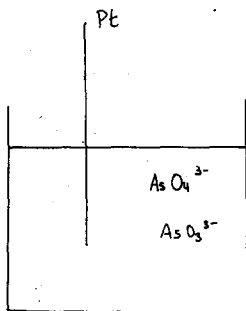
Erred-ox erreakzio beste moeta bat, protoiek (H^+) par-
te hartzen dutenekoa izan daiteke. Moeta horietarikoa hauxe
dugu:



Erreakzioa gerta dadin protoiak behar dira disoluzioan be-
raiek gabe ezin baitaiteke uraren erakuntza jazo.

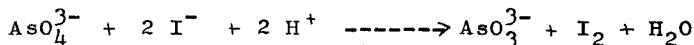
Oxidatzailea artseniatoa (AsO_4^{3-}) izanen da elektroiak
hartzen dituelako, eta erreduzitzailea artsenitoa (AsO_3^{3-})
utzi egiten dituelako. Bien artean potentziala dugu, hidro-
genozko elektrodo normalearekiko neur daitekeena. Nernst-en
formulak, kasu honetan, H^+ ioien kontzentrazioa sartuko du:

$$E = E_0 + \frac{-0'06}{n} \cdot \log \frac{[\text{AsO}_4^{3-}] [\text{H}^+]^2}{[\text{AsO}_3^{3-}]}$$



Beraz, potentzialeak soluzioaren pH-az dependatuko du eta oxidatzai learen ahalmena erred-ox sistema-ren potentzialeaz neurtzen denez, oxidatzailearen botereak pH-az dependatuko du.

Ikus dezagun adibide bat:



Ingurune azidotan AsO_4^{3-} delakoa gauza da I^- ioia oxidatzeko, oxidatze ahalmena protoien kontzentrazioarekin batera handitzen baita. Azidotasuna guttitzen den neurrian guttitzen da oxidatzailearen ahalmena; eta honela, ingurune neutrotan artseniatoaren (AsO_4^{3-}) oxidatze ahalmena hain txikia izanik, erreakzioa alderantziz gertatzen da. Ingurune alkalinoaren kasua ez dugu ikusiko, iodoa (I_2) ez baitaiteke izan ingurune honetan.

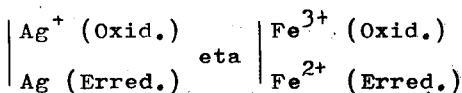
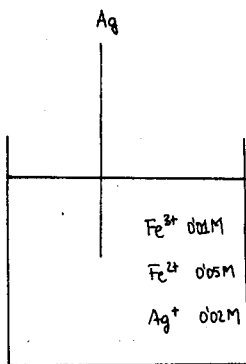
Ikus dezagun amaitzeko E_o -aren esannahia.

$$\frac{[\text{AsO}_4^{3-}][\text{H}^+]^2}{[\text{AsO}_3^{3-}]} = 1 \text{ denean, } E = E_o. \text{ Honi ere analogiaz potentziale}$$

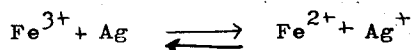
normala deritzo eta pH-az dependatzen duenez, beraren balioak pH-aren balioen arauera ematen dira tauletan.

ERRED-OX ERREAKZIOEN NORANTZAREN AURRESANA

Demagun Fe^{3+} , Fe^{2+} eta Ag^+ ioiak dituen disoluzioa du gula, eta bertan zilarrezko ziria sartzen dugula. Ikus daitekeenez bi erred-ox sistema ditugu:



Honongo erreakzioa gerta daiteke bi sistemen artean, nahiz alde ba tera ala bestera:



Ez dakigu zein aldetara abiatuko den eta jakiteko erred-ox potentzialea kalkulatu dugu sistema bientzat:

$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ sistemarentzat:

$$E_1 = E_o + \frac{0.06}{1} \cdot \log \frac{0.01}{0.05} = 0.07 - 0.04 = 0.03 \text{ Vol.}$$

Ag^+/Ag sistemarentzat:

$$E_2 = E_o + \frac{0.06}{1} \cdot \log 0.02 = 0.80 - 0.10 = 0.70 \text{ Vol.}$$

Arau orokorra

Potentziale altuena duen sistemaren oxidatzaileak, po tentziale ttikiena duen sistemaren erreduzitzailea oxidatuko du.

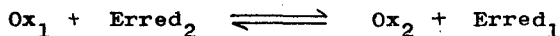
Beraz, erreakzioa hauxe dugu:



Kontutan hartu behar da Fe^{3+} ioiaren kontzentrazioa ttikitu-az doala, Fe^{2+} eta Ag^+ ioiena handitu egiten den bitartean. Era berean E_1 potentzialea ttikitu egingen da eta E_2 handitu, biak balio berdinerara iritsi arte. Orduan oreka ukanen dugu eta erreakzioa geratu egingen da.

Jeneralean: Bi sistema baditugu $E_1 \left| \begin{array}{c} Ox_1 \\ Erred_1 \end{array} \right| E_2 \left| \begin{array}{c} Ox_2 \\ Erred_2 \end{array} \right|$

eta aztertzeke dugun erreakzioa hau bada:



$E_1 > E_2$ bada, erreakzio eskubikaldera abiatuko da, E_1 ttikitu egiten delarik.

$E_1 < E_2$ bada, erreakzio bestekaldera doake, eta E_1 handitu.

$E_1 = E_2$ bada oreka dago, eta ez dago erreakziorik.

Ikus dezagun beste adibide bat:

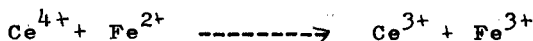
Honongo bi sistema hauk $\left| \begin{array}{cc} Ce^{4+} & 0'02 \text{ M} \\ Ce^{3+} & 0'01 \text{ M} \end{array} \right|$ eta $\left| \begin{array}{cc} Fe^{3+} & 0'01 \text{ M} \\ Fe^{2+} & 0'05 \text{ M} \end{array} \right|$

Eta hemengo hauk dira sistema horien potentzialeak:

$$E_1 = E_o + \frac{0'06}{1} \cdot \log \frac{(Ce^{4+})}{(Ce^{3+})} = 1'70 + 0'06 \log 2 = 1'72$$

$$E_2 = E_o' + \frac{0'06}{1} \cdot \log \frac{(Fe^{3+})}{(Fe^{2+})} = 0'77 + 0'06 \log 1/5 = 0'73$$

Nola $1,72 > 0,73$ den, Ce^{4+} ioiak Fe^{2+} oxidatuko du, erreakzio hau delarik:



Erreakzioa aurreratu ahala, Ce^{4+} kontzentrazioa ttikitu eta Ce^{3+} delakoarena handitu egiten da. Berdin esan genezake Fe^{2+} delakoaz, zein ttikitu egiten baita, eta Fe^{3+} -az, hau handitu egiten delarik.

Era berean E_1 ttikitu egiten da eta E_2 handitu.

$E_1 = E_2$ denean oreka lortzen da, eta haxe da betetzen den formula:

$$E_o + \frac{0'06}{1} \cdot \log \frac{(Ce^{4+})}{(Ce^{3+})} = E_o' + \frac{0'06}{1} \cdot \log \frac{(Fe^{3+})}{(Fe^{2+})} \dots (1)$$

Masen arteko ekintza legeak ematen duen oreka legearen araua:

$$K = \frac{(Ce^{3+})}{(Ce^{4+})} \frac{(Fe^{2+})}{(Fe^{3+})}$$

Nola (1) eta (2) adierazpideak berdinak diren:

$$\frac{E_o - E_o'}{0.059} = \log \frac{(Ce^{3+})}{(Ce^{4+})} \frac{(Fe^{2+})}{(Fe^{3+})} = \log K$$

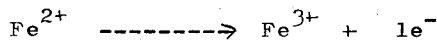
K (oreka konstantea) potentzialarekin lotzen duen erlazioa hauxe dugu:

$$K = 10^{\frac{E_o - E_o'}{0.059}}$$

Hori dela eta, zenbat eta handiagoa izan $E_o - E_o'$ diferentzia hainbat handiagoa dateke K; beraz desplazatuagoa egonen da erreakzioa.

Gure kasuan $K \approx 10^5$, eta nola E_o eta E_o' balioez dependatzen duen, balioak berdintsuak badira erreakzioak oso gutxi desplazatuak egonen dira.

Osa dezagun pila bat sistema bietaz. Anperimetro batez zirkuito barnetik korrontea pasatzen dela frogatuko dugu. Korrente hori erreakzio kimiko bategaitik produzitzen da. Elektrodo bataren potentziala bestea baino altuagoa dela, sistema bakoitzaren potentzialeak kalkulatu egin daitezke. Ondorioz elektra korrontea dateke sistema batetik bestera, honongo erreakziotik sortua:



Erreakzio horren elektroia beste sistemara iraganen da, Ce^{4+} delakoak xurgatzen duelarik:



Beraz, erreakzioa gertatu egin da nahiz sistemak ontzi berberan ez egon. Berau posible da soilik elektroi transferentziazko erreakzioetan.

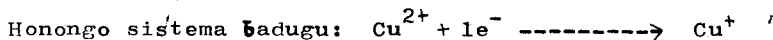
KONPLEXUEN ERAKUNTZAK ERRED-OX POTENTZIALEARI DION ERAGINA.-

Erred-ox edozein sistemarentzat formula orokorra hau xe dugu:

$$E = E_o + \frac{-0.06}{n} \cdot \log \left(\frac{(Ox.)}{(Erred.)} \right)$$

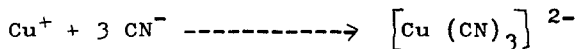
eta berak oxidatzailearen ahalmena neurtzen digu. Sistemari konplexuak eratzeko gai den agente bat gehitzen diogunean sistemaren erred-ox potentziala aldatzen dugu.

Eratzen den konplexua, era oxidatuarekin eratzen bada potentziala txikitu egiten da; eta, alderantziz, era errèdu zituarekin eratzen badugu handitu egingen da potentzialori. Dikusagun adibide bat:



$$\text{non } E = E_o + \frac{-0.06}{n} \cdot \log \left(\frac{(Cu^{2+})}{(Cu^+)} \right) \text{ baita.}$$

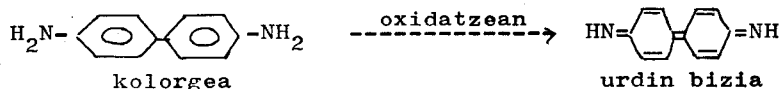
Gehi diezaiogun sistemari agente konplexatzaile bat, hala nola CN^- ioia; beronek oso konplexu egonkorrak eratzen ditu Cu^+ delakoarekin, erreakzioan agertzen den bezala:



Erreakzio hori dela bide Cu^{2+} ioia (zein oxidatzaile ahula baita) oxidatzaile bortitza bihurtzen da, erred-ox potentziala handitu egiten baita.

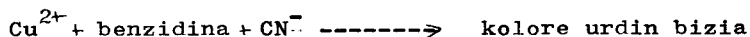
Ikus dezagun, orain, nola azal daitekeen oxidatze botere handitze hori:

Benzidina $\text{H}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}_6\text{H}_4-\text{NH}_2$ koloreak, oxidatzaile batez oxidatu egiten da eta kolore urdin bizia hartzen du. Kolore aldaketa horregatik benzidina oxidatzaileen identifikatzailea da:



Benzidina hartzen duen kolore urdin bizia beraren lotura bikoitzeko esker da, lotura bikoitz konjugatuak dituzten konposatu organikoek oso kolore biziak izaten baitituzte.

Benzidina, esan dezagun datorkiguna entenditzeko, ez du kolorerik ematen oxidatzaile ahulekin, eta horregatik:



Erreakzioak ikusirik bigarrena ulertezina litzateke, CN^- delakoa oxidatzailea ez izanez gain erreduzitzailea baita. Fenomenoa, hala eta guztiz ere, esandako konplexuaren erakuntzaz azaltzen da.

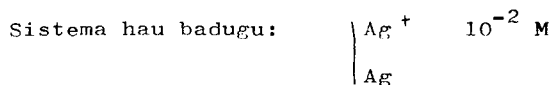
Diogun, aurrera baino lehen, ez dagoela beste ioirik, CN^- era ezik, kolore urdina ematen duenik Cu^{2+} delakorekin eta benzidinarekin. Beraz erreakzioa CN^- ioia identifikatzeko erreakzio espezifikoa da.

Zianuro ioiak, konplexua eratzerakoan Cu^+ ioiarekin, erred-ox potentziala handitzen du, eta ondorioz, Cu^{2+} -aren oxidatze boterea handitu.

JALKIEN ERAGINA ERRED-OX POTENTZIALEEI

Baldin eta era oxidatua jalkitzen bada potentziala txikitu egiten da; era erreduzitua jalkitzen bada handitu e-

giten da erred-ox potentzialea. Azal dezagun esandakoa adibide batez:



Beraren potentzialea:

$$E = E_0 + 0'06 \cdot \log 10^{-2} = 0'80 - 0'12 = 0'62$$

Gehi dezagun ioi bat (Cl^- adibidez) Ag^+ delakoarekin jalkia eratuko duena. Hortarako azido klorhidriko (HCl) 0,1 M gehituko dugu. Lehenbiziko tanta bota orduko AgCl -a (zilar kloruroa) jalkitzen dela ikusiko dugu, eta, pentsa daitekeenez, Ag^+ ioiaren kontzentrazioa txikitu egiten da.

Sistemaren erred-ox potentzialea hauxe da:

$$E = E_0 + 0'06 \cdot \log (\text{Ag}^+) = 0'80 + 0'06 \cdot \log (\text{Ag}^+)$$

$$\text{baina nola } (\text{Ag}) \cdot (\text{Cl}^-) = K_s \text{ den, } (\text{Ag}^+) = \frac{2 \cdot 10^{-10}}{10^{-1}} = 2 \cdot 10^{-9}$$

Eta potentzialearen formularen ordezkatzen:

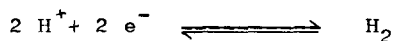
$$E = 0'80 + 0'06 \cdot \log (2 \cdot 10^{-9}) = 0'29$$

Erred-ox potentzialearen balioa, frogatu dugunez, oso txikitu da; beraz, HCl -arekin zilar metalikoa erreduzitzaille berritza bihurtzen da.

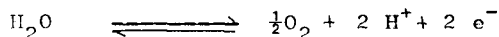
URAREN ERRED-OX SISTEMAK

Ikus dezagun orain uraren konportamoldea erred-ox sistema bezala. Erreakzio hauetan ikus daitekeenez urak bi konportamolde ditu:

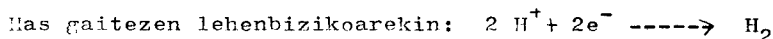
Data oxidatzaile bezala (erreduzitu egiten delarik):



Eta bestea erreduzitzaila bezala:



Ura erreakzio horien arauera oxigenora oxida ala hidrogenora erreduzi daiteke.



Nernst-en formularen arauera, beraren potentziala hauxe da:

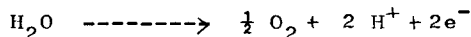
$$E = E_0 + \frac{0.06}{2} \cdot \log (\text{H}^+)^2$$

Eta hortik: $E = E_0 + 0.06 \cdot \log (\text{H}^+)$

$(\text{H}^+) = 1$ denean $E = E_0$ izanen da, eta, esan bezala, hidrogenozko elektrodo normalearentzat harturiko erizpidearen arauera E_0 -k zero balioa du.

Beraz: $E = - 0.06 \cdot \text{pH} \quad ; \quad \log (\text{H}^+) = - \text{pH} \quad \text{baita.}$

Bigarren erreakzioarentzat:



Nernst-en formulak ematen digun potentziala:

$$E' = \text{kte.} + \frac{0.06}{2} \cdot \log (\text{H}^+)^2 \cdot (\text{O}_2)^{\frac{1}{2}}$$

(O_2) oxigenoaren kontzentrazioa delarik; berau konstantea da ur-soluzioan eta tenperatura ezagun batetarako. Hortik atera dezakegu:

$$E' = E_0 + 0.06 \cdot \log (\text{H}^+) = E_0 - 0.06 \cdot \text{pH}$$

Ikus daitekeenez, eta (1) eta (2) formulen arauera, urarentzat potentzial balio bi ditugu.

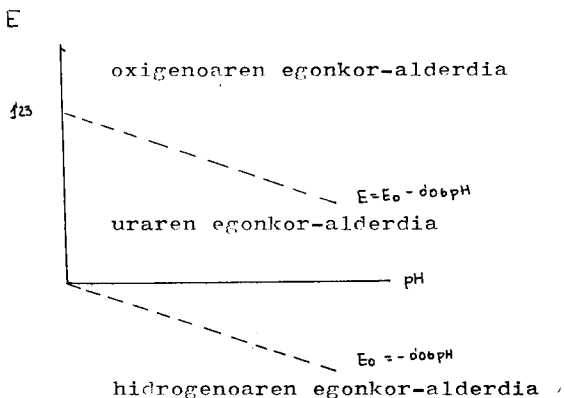
Irudika ditzagun formulok grafikoki. pH-a OX ardatzean irudikatuko dugu eta potentziala OY-an.

Formulen irudikapen marrak paraleloak dira eta jatorriaren ordenatua soilik dute ezberdin; batarentzat zero da

eta bestearentzat 1,23.

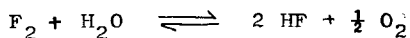
Goreneko marratik gora oxigenoaren egonkor alderdia dugu.

Behereneko marratik behera hidrogenoaren egonkor alderdia du gu. Eta bien bitartean uraren egonkor alderdia.

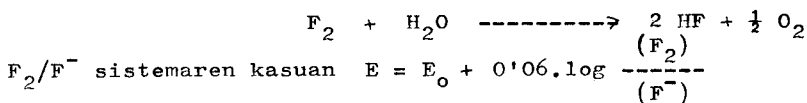


Nonen aplikapen bat dakusagun: Zer gertatuko litzaioke en fluoroari aztertuko dugu, eta hortarako F_2/F^- sistema aztertuko dugu lehenbizi.

Sistema horren potentziale normala $E_0 \approx 2,8$ da, eta uretan ipintzerakoan posibilitate hauxe dugu:

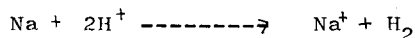


Nola F_2/F^- sistemaren potentzialea handiagoa den, lehen ikusi dugun legez, O_2/H_2O sistemaren potentzialea baino, F_2 -ak (oxidatzailea) H_2O (erreduzitzailea) oxidatuko du eta erreakzioa honelaxe gertatuko da:



Beraz $(F_2) \rightarrow 0$ denean potentziallea (E) txikitu egiten da, eta O_2/H_2O sistemaren potentziallea baino txikiagoa egiten de nez gero, erreakzioa ez da gertatuko.

Ikus dezagun orain zer gertatzen den sodioaren kasuan: Na^+/Na sistemarentzat $E_0 = -2,7$ vol. Lehen ikusi dugun antzera H^+/H_2 sistemaren oxidatzaileak (H^+ -ak hain zuzen) oxi datu eginen du Na^+/Na sistemaren erreduzitzailea (Na-a kasu honetan). Beraz ura ez da egonkorra sodioarekin eta, biak el karrekin jartzerakoan, hidrogenoa sortuko da, erreakzio hau dela bide:



Bi kasu hauetarako ikusi dugun bezala beste edozein ka sutarako egin genezake gauza berbera, eta ondorioz zenbait er reaktibo daudela atera,dezakegu gerta ezin daitezkeenak ur-soluziotan. Hona hemen horietariko batzuk:

amonio pertsulfatoa	$(NH_4)_2S_2O_8$
sodio bismutatoa	$Na BiO_3$
sodio periodatoa	$Na IO_4$
	$Pb O_2$

Hauk beste solutzaile batzurekin landuko ditugu, baina behin ere ez uretan, oxigenoa askatzen baitute denok urarekin. Oxi genoa askatzen ez duten erreaktiboak oso banakak dira.

Ur-soluzioetan bi kasu oso bereziak ikusiko ditugu, hauk dira MnO_4^-/Mn^{2+} sistemaren kasua eta Ce^{4+}/Ce^{3+} sistema rena.

Berauen potentziale normalak hauk dira:



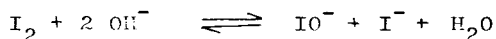
Berdin gertatzen da Zerioaren kasuan.

Bien potentzialeak ikusirik, MnO_4^- ioiak (oxidatzaileak) oxidatu behar luke $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ sistemaren erreduzitzailea (H_2O -a hain zuzen) eta, ondorioz, permanganatoak egonezkorra izan behar luke ur-soluziotan. Baina permanganatozko ur-soluzioa, esperimentiaz dakigunez, egonkorra da. Berdin gertatzen zaigu Zerioaren kasuan.

Azalpena garbi dago kontutan har badezagu Nernst-en formulak ez digula ezer esaten erreakzioa gertatzen deneko abiaduraz, norantzaz baizik. Horik horrela, bai notasio permanganatoa (KMnO_4) eta Ce^{4+} -a ere egonezkorrak dira ur-soluziotan, baina abiadurak oso txikiak direnez gero MnO_4^- eta Ce^{4+} ioiak egonkorrak dira denbora luzean.

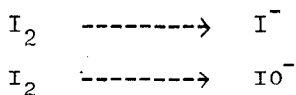
DISMUTAZIO FENOENOA

Ingurune alkalino batetan I_2 jar badezagu honongo erreakzio hau gertatuko da:



Erreakzioa horrela gertatzen dela erraza da ikusten, I_2 -ak soluziotan kolore horia baitu eta basea gehitzean kolorgetu egiten baita, bai I^- eta bai IO^- (hipoioditoa) kolorgeak direlako.

Todoa erreakzioan iodurora eta hipioditara pasatu da, erre-
akzio hauk direlarik:

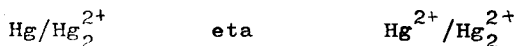


Iokoak (I_2) kasu bietan oxidazio maila zero du.

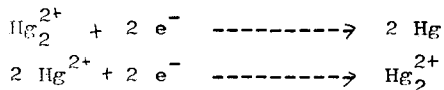
Lehenbiziko erreakzioan iodurora pasatu da, eta honek karga negatiboa du; beraz iodoa erreduzitu egin dela esan dezakegu. Bigarrenean IO^- eratu zaigu, eta, erraz frogatu daitekeenez, iodoak karga positiboa du. (Beraz iodoa oxidatu egin zaigu. Iodoak oxidatzaile eta erreduzitzaile bezala jokatzeko du, eta moeta hauetariko erreakzioei, zeinetan elementu berdina oxidatu eta erreduzitu egiten baita, dismutazio erreakzio deritze.

Merkurioaren kasu bat ikusiko dugu. Dakigunez merkurioa hiru eratan ager daki guke: Hg , Hg_2^{2+} eta Hg_2^2 (dimeroa berau).

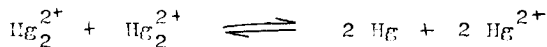
Eta bi erred-ox sistema osa:



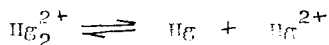
erreakzio hauk direla medio:



Demagun merkurio hiru erak dituen soluzioa dugula; orago iku si dugun antzera erreakzio hau dugu:



edo berdin dena:



Baina ez dakigu zein aldetara abiatuko zaigun erreakzioa, eta

jakiteko bi erred-ox sistemen potentzialeak kalkulatu behar dira:

$$\text{Hg}/\text{Hg}_2^{2+} \text{ sistemarentzat: } E = E_o + \frac{-0'06}{2} \cdot \log (\text{Hg}_2^{2+})$$

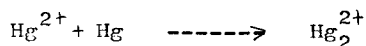
$$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+} \text{ sistemarentzat: } E' = E_o' + \frac{-0'06}{2} \cdot \log \frac{(\text{Hg}_2^{2+})}{(\text{Hg}^{2+})}$$

$$E_o = 0'80$$

$$E_o' = 0'91$$

Ekuazioen bigarren batugaiak oso eragipen gutxi du E eta E' direlakoan balioez. Beraz arbuiatu egiten badugu: $E' > E$ ~~isa-~~nen dugu.

Dakigunez, potentziale handiena duen sistemaren oxidatzaileak (Hg^{2+} -ak) potentziale txikia duen sistemaren erreduzitzalea (Hg) oxidatzen du:



Hemendik, merkuri oso ioia (Hg_2^{2+}) egonkorra dela atera dezakegu. Merkurio (I) nitratozko (HgNO_3) soluzioa egonkorra da uretan, denboraz, aireko oxigenoaren eraginez merkurioII-ra pasatzen bada ere.

Orain arte ikusi dugunez, merkuriaren kasuan, dismutazioa ez da fenomeno normala, baina pentsa dezagun zer gertatuko litzatekeen merkurio (II) ioiak elimina bagenitza; argi eta garbi dago oroka desplazatu egingen litzatekeela eta, horren ondorioz, merkurio metalikoa (Hg) lortuko genukeela. Ikus dezagun kasu praktiko bat:

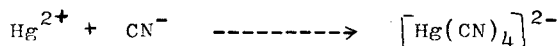
Denagun kolorega den Hg_2^{2+} -zko disoluzioa dugula, eta baita kolorega den KCN (potasio zianuroa) gehitzen diogula.

Kolore beltz opakua sortzen zaigula ikusiko dugu. Eratu den jalki koloidal beltza merkurio metalikoa dela frogatu daiteke, egoera koloidalean dauden metaleek kolore ezberdina izaten baitute.

Hala, urreak egoera koloidalean kolore purpura du, su frea zuria da, eta merkurioa, ikusi dugun bezala, beltza.

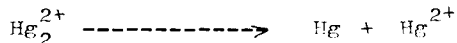
KCN^- -ak ez du erreduzitzailerik bezala jokatu, bestela $(\text{CN})_2$ -ra ala CNO^- -ra pasatuko bailitzateke, eta ez da horrelakorik gertatu frogatu daitekeen bezala.

Gertatzen dena konplexu egonkorra eratzen dela:



Merkurio (I) ioiak dituen disoluzioan beti dateke Hg^{2+} -rik, bestela $[\text{Hg}^{2+}] = 0$ eta $E' = -\infty$, eta hau ezina da.

Beraz, merkurio (II) badugu, CN^- ioiak berarekin erreakzionatzen du $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ emanaz, honela Hg^{2+} -aren kontzentrazioa txikituz eta $E' < E$ izan arte. Beraz kasu honetan erreakzioa Hg_2^{2+} -aren dismutaziorantz abiatuko litzateke:



Merkurio (I) delakoa dismutatu egiten da soluzioari erreaktiboa gehitzen zaionean, baldin eta erreaktiboak Hg^{2+} ioi arekin konposatu egonkorra eratzeko gauza bada.

Ikusitako erreakzioa Hg_2^{2+} -aren identifikazioa da.

Dismutazio erreakzioak eragin ditzaketan erreaktiboak hauk izan daitezke: SCN^- , I^- , base bortitzak (OH^-).

SOLUZIOREN pH-AREN KALKULAKETA

Ikusi dugunez hidrogenoaren erred-ox erreakzioa hauxe da:

$$2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$$

Nernst-en formularen arauera:

$$E = K + \frac{0.06}{2} \log \frac{(\text{H}^+)^2}{(\text{H}_2)}$$

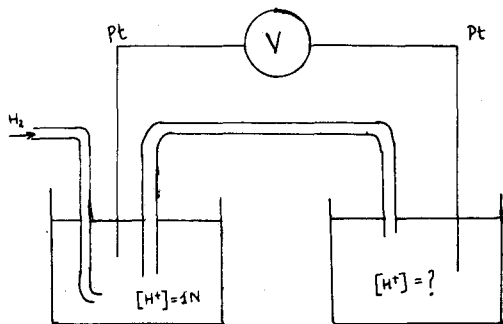
praktikan $[\text{H}_2] = \text{kte.}$ temperatura ezagun batetarako, soluzio saturatua baita. Hortik: $E = E_0 + 0.06 \log [\text{H}^+]$

Formula horrek hidrogenozko elektrodoaren potentziallea ematen digu elektrodo normalarekiko. E_0 elektrodo normalearen potentziallea da eta $[\text{H}^+] = 1$ balioari dagokio. Nahi dugulako E_0 -aren baliorako zero balioa hartzen dugu, beraz:

$$E = 0.06 \log [\text{H}^+] = -0.06 \cdot \text{pH} \quad \text{eta hemendik} \quad \text{pH} = -\frac{E}{0.06}$$

Formula ikusita pH-a kalkula daitekeela ikusten da, potentzialaren balioa ezaguna baldin bada. Soluzioaren potentziallea, hidrogenoarekiko kalkulatu bada pH-a jakin dezakegu.

Egin dezakegun montaia, edozein soluzioren potentziallea neurtzeko hidrogenozko elektrodo normalarekiko.



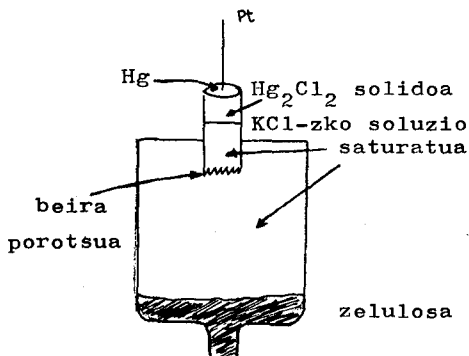
Ikusten dugunez montaia nahiko neketsua da, oso zaila baita hidrogenozko elektrodo normalaberregitea. Hori dela eta metodoa, gaur egun, oso gutxi erabiltzen da, eta hidrogenozko elektrodo

egin beharrean beste elektrodo sinpleagoak erabil daitezke.

Ikus ditzagun gaur egun erabil daitezkeen elektrodoak:

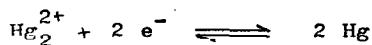
- Kalomelezko elektrodo saturatua

Irudian ikus daitekeenez platinozko ziri batez osatuta dago, hau merkuriozko tanta batekin egiten duela kontakto. Ondoren eta tantari ikutzen merkurio (I) kloruro (Hg_2Cl_2) solidoa, potasio klorurozko soluzio saturatu bati ikutzen, eta honengandik beira porotsu batez separatuta KCl-zko beste soluzio saturatu bat. Soluzioa irten ez dadin eta kontaktoa egin dezan zelulosa dugu azken-azkenean.



Elektrodoaren konposaketa

ikusirik merkuriozko elektrodo delakoak, eta bertan jazotzen den erreakzioa:



Elektrodoaren potentziale

normala, Nernst-en formula-

ren arauera:

$$E = E_0 + \frac{0.06}{2} \log [\text{Hg}_2^{2+}]$$

Eta nola $K_s = [\text{Cl}^-]^2 \cdot [\text{Hg}_2^{2+}]$ non K_s Merkurio (I) kloruroaren solukortasun biderdura baita,

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]^2} \quad \text{eta hortik:}$$

$$E = E_0 + \frac{0.06}{2} \log \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]^2} = E_0 + 0.06 \log \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]^2}$$

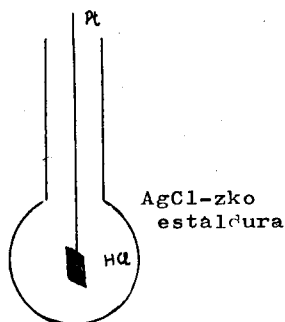
Formula kontutuan harturik, $E-K$, hau da, potentzialeak kloruroaren kontzentrazioaz dependatzen du.

Kloruroaren kontzentrazioa 1N denean kalomelezko elektro nor-

mala ukanen dugu. Baldin eta $[Cl^-] = 0,1N$ bada kalomelezko elektrodo dezinormala dugu. Potasio klorurozko disoluzioa sa turatua bada kalomelezko elektrodo saturatua dugu.

BEIRAZKO ELEKTRODOA

Elektrodoa egiteko erabiltzen den beira oso berezia da, metale alkalinoetan joria izan behar baitu. Irudian dakusagu nez muturra AgCl-az estalita duen platinozko ziriaz osatuta



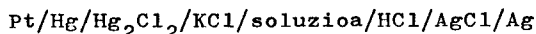
dago HCl-zko disoluziotan sartu ta dagoena. Beirazko elektrodoaren potentzialea formula honen bidez kalkula daiteke:

$$E = b - 0,06 \cdot pH$$

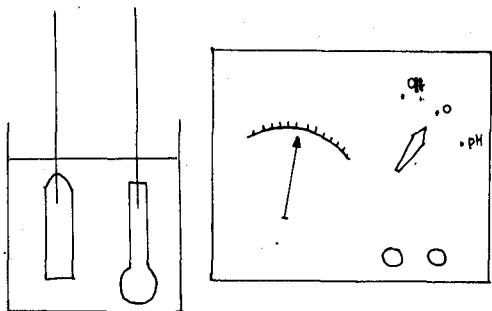
Non b konstantea baita, baina ez berdina ale bakoitzarentzat; hor

regatik elektrodoa erabili aurretik beharrezkoa da kalibratzea eta hortarako b-ren balioa kalkulatzeko da pH ezagun bat entzat, formula honen bidez: $b = E + 0,06 \cdot pH$

Beirazko elektrodoaren potentzialea kalkulatzeko kontutan hartu behar dira bertan parte hartzen duten sistema kimikoak. Adibidez kalomelezko elektrodoarekiko, sistema hauk ditugu:



Potentzialearen neurketan korrontea gastatzen ez duen voltimetroa erabili behar da. Lehen oposizio metodoa erabiltzen zen baina gaur, teknika hobeak daudenez gero, voltimetro elek trikoak, irudian irudikatzen den bezalakoa, erabiltzen dira.



Lehenbizi kalibratu egingen dugu, baina segitu aurretik, azal dezagun irudian agertzen diren manduak zein zertarako diren:

Bi mandu biribiletarik, bata zeroa ajustatzeko da eta

bestea sentsibilitatea kontrolatzeko. Hirugarren manduak hiru posizio ditu: "off" posizioak aparatuak ez duela funtzionatzen adierazten digu. Beste biak kalibraketan ikusiko dugu zertarako balio duten.

Kalibraketa: Ordezttatzailea (konmutadorea) "0" jarreran ipintzen da, eta elektrodoak soluzioan sartu ondoren berauk konektatu; eta "zeroaren ajustaketa" maneiatur, indikatzaileak zero marka dezala lortu behar dugu. Ondoren ordezttatzailea "pH" posizioan ipiniko dugu eta, sentsibilitate manduaz, indikatzaileak guk lehendik ezaguna dugun pH-a marka dezan lortuko dugu. Hori egin ondoren aparatua prest dago beste edozein soluzioren pH-a neurtzeko.

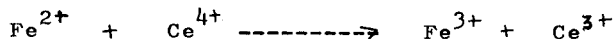
AZIDOEN BALORAZIO POTENTZIO: ETRIKOA

Demagun azidoa dugula baloratzeko. Hortarako base bat hartuko dugu eta buretan jarri balorazioari ekiteko; basea sodio hidroxidoa (NaOH) izanen da adibidez 0,1 N. Baloratzeko dugun soluzioan elektrodoak sartuko ditugu pH-metro kalibratuari konektatu ondoren. Basea gehitu ahala aparatuak markatzen digun pH-a irakurriko dugu, eta honela pH-aren eta bolumenaren gra-

fikoa eginen dugu, eta beste gabe erreakzioaren P.E.-a (puntu estekiometrikoa) jakinen dugu, eta bai, ondoren, baloratu nahi genuen azidoaren normalitatea ere. Balorzio kurbaren lehen zatiak azidoa bortitza ala ahula den esaten digu. Badaiteke pH-aren jauzirik ez egotea, eta horrek azidoa hain ahula dela esan nahi du, ezer ezin daitekeela balora.

OXIDAZIO-ERREDUKZIO BOLUMETRIAK

Burdina (II) ioiak dituen soluzio batetan $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ de lakoa gehitzerakoan elektroio transferentziazko erreakzioa gertatzen da:



Errēd-ox edozein erreakziotan erred-ox bi sistemak hartzen du te parte. Gure kasuan $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ sistema eta $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ sistema.

Sistema bakoitza bere potentzialeaz karakterizatzen da, eta hauk dira potentzialeok:

$$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E = E_0 + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+} \quad E' = E'_0 + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]}$$

Erreakzioa gerta dadin beharrezkoa da $E \neq E'$ izan dadin.

Orduan, potentziale altuena duen sistemaren oxidatzaileak, potentziale baxuena duen sistemaren erreduzitzailea oxi datzen du.

Erreakzioa eskubitarra abia dadin $E' > E$ izan behar du.

Baina erreakzioa produzitu ahala Ce^{4+} -aren kontzentrazioa txikitu egiten da eta Fe^{3+} -arena handitu, $E' = E$ izan

dadin arte, orduan oreka dugularik eta erreakzioa geratu.

Fe^{2+} guztia Fe^{3+} bihurtu denean, nahiz eta Ce^{4+} gehiago bota, ez dago erreakziorik, eta oreka dugu honongo konstantearen arauera:

$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]} \quad K = 10^{\frac{E'_0 - E_0}{0,059}} \text{ baita}$$

Orekara iristen denean P.E.-an erreakzioa geratu egiten da.

Erreakzioa kuantitatiboa izanen da haxe gertatzen denean:

$$\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \geq 10^3 \quad \text{eta} \quad \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]} \geq 10^3$$

Erreakzioaren edozein puntutan haxe betetzen da:

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Ce}^{3+}]$$

Eta gainera puntu estekiometrikoan:

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Ce}^{4+}]$$

Formula horietatik haxe deduzi daiteke: $K \geq 10^6$ eta

nola $K = 10^{\frac{E'_0 - E_0}{0,059}}$ den, $\frac{E'_0 - E_0}{-0,059} \geq 6$ eta $E'_0 - E_0 \geq 0,36 \text{ vol.}$

Beraz, azkenengo formula horrekin erraz jakin dezakegu erreakzioa noiz den kuantitatiboa, potentziale normalen kendurak 0,36 v. baino handiago izan behar baitu erreakzio kuantitatiboa izan dadin.

Gure kasurako $E_0 = 0,77 \text{ vol.}$

Beraz balorazioa posible da.

$E'_0 = 1,5 \text{ vol.}$

Erreakzioaren puntu guztietan oreka lortzen da eta ondorioz: $E = E'$ izan behar du, eta gainera, ikusi dugunez

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Ce}^{3+}] \quad \text{eta} \quad [\text{Fe}^{2+}] > [\text{Ce}^{4+}]$$

Puntu estekiometrikoan potentzialeak berdinak izanez

gain, beste baldintza hau ere betetzen dira:

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Ce}^{3+}]$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Ce}^{4+}]$$

Puntu estekiometrikoaren ondoren, aurrekoetan bezalaxe, potentzialeak berdinak izanen dira, burdina(III) eta Zerio(III) direlakoen kontzentrapenak berdinak dirateke, eta bakarrik beste ioien kontzentrapenak aldatuko dira, beste adierazpide hau betetzen delarik: $[\text{Ce}^{4+}] > [\text{Fe}^{2+}]$

Erreakziobideari jarraitzeko puntu bakoitzean potentzialeak kalkulatu behar da eta, gauza ezaguna denez, balorazioan zehar oreka lortzen denean $E = E'$.

Demagun Fe^{2+} -zko 50 c.c. soluzio baloratu nahi dugula, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ -zko 50 c.c. 0,1 N soluzioaz.

Sistema bien potentzialeak hauek dira:

$$E = E_o + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \quad \text{non } E_o = 0,77 \text{ vol. baita}$$

$$E' = E'_o + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]} \quad \text{non } E'_o = 1,5 \text{ vol. baita}$$

P.E. delakoaren alde aurretik, zerio sulfatozko V cc. disoluzio gehitu dugunean formula beste hau bihurtzen da:

$$E = E' = E_o + 0,06 \cdot \log \frac{\frac{V \cdot 0,1}{50 + V}}{0,1 \cdot \frac{50 - 0,1 \cdot V}{50 + V}} = E_o + 0,06 \cdot \log \frac{V}{50 - V}$$

P.E. delakoaren ondoren, gehitu den zerio sulfatozko bolumena V c.c. izan denean hauxe dugu formula:

$$E = E' = E'_o + 0,06 \cdot \log \frac{V}{50}$$

$$\text{Puntu estekiometrikoan: } 0 = E_o - E'_o + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} - \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{2+}]}$$

Eta nola $[Fe^{3+}] = [Ce^{3+}]$ eta $[Fe^{2+}] = [Ce^{4+}]$ diren:

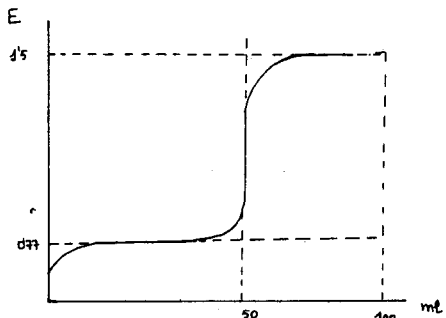
$$E'_0 - E_0 = 0,06 \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]^2}{[Fe^{2+}]^2} = 0,12 \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$\text{Beraz: } \frac{E'_0 - E_0}{2} = 0,06 \cdot \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$\text{Eta hortik, beti P.E.-an, } E = E_0 + \frac{E'_0 - E_0}{2} = \frac{E_0 + E'_0}{2}$$

Azkenengo formula horretatik atera daitekeenez, puntu estekiometrikoan potentziala ezaguna da eta sistema bien potentziale normalaz dependatzen du bakarrik.

Potentzialearen irudikapenak bolumenaren funtzioan h



nongo kurba ematen digu, azi do-base balorazioetan ematen digun antzerakoa.

Balorazioa posible izanen zai gu bakarrik, bat bateko poten tziale jauzi hori ikus deza-
kegunean. Gure kasu honetan

oso erraza da neurtzen, metodo potentziometriko batez.

Kurban potentzialearen soluzio erregulatzaille alderdi bat dugu; soluzio hori sustantzia oxidatzaile bat besterik ez da bere era erreduzituarekin. Fenomeno berbera dugu baita ere azido-base balorazioetan.

Balorazioa egiteko potentzialeari sentsiblea den elek- trodoa, platinozko elektrodoa hain zuzen, jarriko dugu eta er referentzi beste elektrodo bat, adibidez K.E.S. Honela, pH-me troaren bidez balio taula kalkulatzen da, eta horiekin, grafi

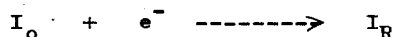
ka eginez, P.E. delakora iristeko behar den bolumena kalkulatu. Grafikoak, era berean, bi sistemen potentzial gutxigoraberako balioak.

ERRED-OX BOLUMETRIETARAKO INDIKATZAILEAK

Indikatzaileok kolore aldaketa jasaten dute potentzial jauzia gertatzean.

Honela, hemendik aurrera, indikatzailearen era oxidatuari I_o zeinua jarriko diogu, eta beraren era erreduzituari I_R zeinua.

Bi erok elkartzen dituen erreakzioa hau izan daiteke:



O kolorea era oxidatuaren kolorea izanen da; eta R kolorea era erreduzituaren kolorea.

Nernst-en formularen arauera, indikatzailearen potentziala formula honetaz datorkigu:

$$E = E_{In} + 0,06 \cdot \log \frac{[I_o]}{[I_R]}$$

$$\frac{[I_o]}{[I_R]} \geq 10 \text{ denean, bakarrik O kolorea ikusten da.}$$

$$\frac{[I_R]}{[I_o]} \geq 10 \text{ denean, R kolorea ikusiko da bakarrik.}$$

Beraz, hauetatik: $E \geq E_{In} + 0,06$ O kolorea dugu.

$E \leq E_{In} - 0,06$ R kolorea dukegu.

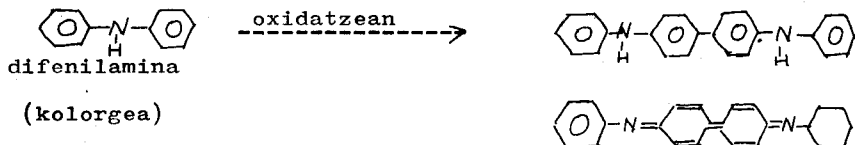
Bi muturren artean $E = 0,12$ potentzial-bitarteari dagokion bira-bitartea dago.

Balorazioa kuantitatiboa izan zedin $E - E' > 0,4$ izan behar zuela genekusan. Beraz, dakusagunez, jauzi bitartea handiagoa da bira-bitartea baino, eta honek balorazioa posible dela adierazten digu. Indikatzaileak eta sistemek bete behar duten baldintza bakarra hauxe dugu:

$$E_{In} \approx \frac{E_o + E'_o}{2}$$

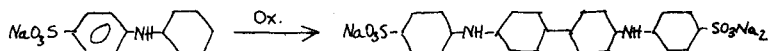
INDIKATZAILA MOETAK

1- Zenbait sustantzia organiko, era oxidatu eta erreduzituan kolore ezberdinak dituztenak. Moeta honetan barne difenilamina dugu:



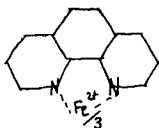
Bi erreakzio, bata bestearen ondoren gertatzen dira.

Indikatzaile hau oxidatzaile bortitzezkin erabil daiteke, baina eragozpen bat du eta uretan gutxi solutzen dela da. Sodiko difenilamin sulfanatoaren bidez gainditu da eragozpen hau, sulfoniko taldeak eta beraren gatzek asko handitzen baitute solukortasuna:

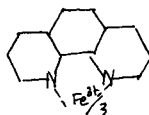
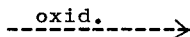


Erreakzioa eta kolore aldaketa berdin berdinak dira.

2- Ioi inorganikoez osaturiko konplexuak, kolore ezberdinez era oxidatu eta erreduzituan. Adibide bezala orto-fenantrolina jar dezakegu:



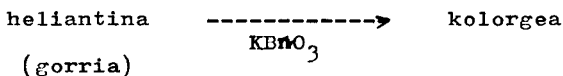
kolore gorri bizia



urdin oso argia

Lehenbizikoari o-fenantrolina Fe(II) edo ferroina deritzo.

3- Oxidatzaileen eraginez zatitzen diren indikatzaileak:



Prozedura itzulezina (irrebertsiblea) da indikatzailea suntsitu egiten baita.

BALORAZIO MOETA HAUETAN ERABILTZEN DIREN ERREAKTIBOAK

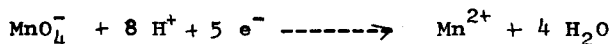
Oxidatzaileak: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Ce^{4+} -zko gatzak, KBrO_3 , KIO_3 , potasio ferrizianuroa $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ eta iodoa soluziotan. Azpimarkaturik dauden konposatuak moeta primarioak dira.

Erreduzitzzaileak: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_3AsO_3 , FeSO_4 . Ez dago talde honetan moeta primariorik. Moeta primario erreduzitzzaileak hauk dira: As_2O_3 , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ eta burdina metalikoa.

Erreaktiboan aplikazioak.-

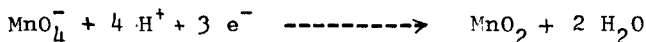
Has gaitezen permanganatoarekin. Ikusi dugunez KMnO_4 -a ez da moeta primarioa. Permanganimetrietan hartzen du parte hiru modutan joka dezakeelarik:

Ingurune azido bortitzetan:



Erreakzio honetan pisu ekibalentea pisu molekularren bostena da: $P_{\text{ekib.}} = 1/5 P_{\text{mol.}}$

Ingurune azido ahuletan edo neutrotan:



Erreakzio honetan pisu ekibalentea pisu molekularren larraren herena da: $P_{\text{ekib.}} = 1/3 P_{\text{mol.}}$

Ingurune alkalino bortitzetan:



Pisu ekibalentea, kasu honetan, pisu molekularren berdina da: $P_{\text{ekib.}} = P_{\text{mol.}}$

H_2O rietarik konportamolderik inportanteena lehenbizikoa da.

Ia beti erabiliko dugun MnO_4^- -a, lehenbiziko erreakzioaren arauera, ezin dugu moeta primariotzat hartu, hauts atmosferikoak berak ere erreduzitu egiten baitu. Beharrezkoa da bada, hori dela eta, soluzio baloratuak gertatzea. Demagun KMnO_4 -zko litro bat disoluzio 0,1 N gertatu nahi dugula; beraren pisu molekularra 158,03 denez gero, beraren pisu ekibalentea bostena izanen da, hau da, $P_{\text{ekib.}} = 31,606$ gr. Kantitate hau pisatu behar genuke, baina zenbait kristale erreduziturik dagokeenez gero pixkat gehitxuago hartuko dugu eta ur litro batetan solutuko dugu. Urak destilatu berria behar du izan eta gainera destilaketa egiten den ontzian MnO_4K pixkat ukan behar dugu ur destilatuan guttien erreduzitzaille izan dadin. Hala eta guztiz ere beti geratzen da erreduzitzaileraren bat. Ondoren 12 edo 24 ordutan utziko dugu eta gero iragazi, soluzioak beti izaten baitu kolore beltzik MnO_2 delakoarengatik. Iragazteko ez du iragazte paperak balio materia organikoa baita; iragazketa beirazko plakan egiten da.

Horrela gertaturiko soluzioa moeta primario erreduzi-
tzaile batez baloratuko da, adibide As_2O_3 delakoa izan daite-
ke $105-110^\circ \text{C}$ -tan lehortu ondoren.

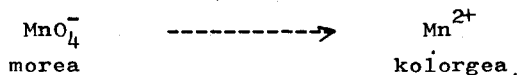
Permanganatoaren baloraketan artseniko(III)-a artseni-
ko(V)ra pasatzen da, bertan bi elektroik parte hartzen dutela
rik, baina As_2O_3 delakoak bi atomo artseniko dituenenez gero pi-
su ekibalentea ez da pisu molekularraren erdia, laurena baizik:

$$P_{\text{ekib.}} = 1/4 P_{\text{mol.}}$$

Berrogei ml. permanganato baloratzeko lain artuko dugu
gutti gora behera As_2O_3 delakoaz; beraz 4 mekib. izanen da.
 As_2O_3 delakoaren pisu molekularra 197,84 gr. da, beraz beraren
pisu ekibalentea 49,46 gr. izanen da; hori dela eta sustantzia
horretaz hartu behar dugun kantitatea hauxe dukegu: ,

$4 \cdot 10^{-3} \cdot 49,46 = 0,1978 \text{ gr.}$ Bi muestra hartuko ditugu pisu ber-
dintsukoak bi determinaketa egiteko. Muestrak 250 ml-ko erlen-
meyerretan jarriko ditugu eta NaOH-zko kantitate txikienean so-
lutuko ditugu. Onena azido batetan solutzea izanen zatekeen, ho-
nela ingurune azidoa ukanen baikenukeen hasieratik, baina
 As_2O_3 -a ez da azidotan solutzen. Solutu ondoren bada 100 ml-ta-
raino urez diluituko dugu eta HCl kontzentratuaz azidatu. Posi-
ble da HCl-a erabiltzea, eta berau da gainera egokiena, As_2O_3 -aren
presentzian ez baita Cl^- -aren oxidapena gertatzen. Erreakzioa
aktibatzeke katalizatzailea gehituko dugu, hala nola KI-a edo
 KIO_3 -a bezala.

Honela baldintzak beteta ditugu baloratzen hasteko. Ez
da indikatzailerik behar, MnO_4^- -a bera baita indikatzailea.



Balorazioa aurrera doalarik permanganatoa kolorgetu egiten da eta, baldin tanta bat botatzerakoan kolorgetu egiten ez bada, eta soluzio arrosaxkatu, balorazioa amaitu dela esan dezakegu.

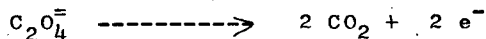
Kalkulo hauk eginen ditugu ondoren:

$$\frac{P(\text{mgr.}) \text{As}_2\text{O}_3}{P_{\text{ekib.}} \text{As}_2\text{O}_3} = V.N.F.$$

Non V gastatu den permanganazko volumena baita, N bera-ren normalitatea eta F faktorea. Ekuazio horren bidez faktorea (F) kalkulatu dugu hartu ditugun bi muestretarako. Ondoren muestra bientzat kalkulatu den balio medioa egin, berori on-tzat ematen dugularik.

Permanganatozko soluzio baloratua flasko topazioan gor-deko dugu, argiak, bestela, deskonposatu egiten baitu. Tapoiak beirazkoa izan behar du.

Beste moeta primario bat $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ -a (sodio oxalatoa) da eta 240°C -tan ondo dirau deskonposatzeke. Horregatik temperatu-ra horretan lehortuko dugu. Oxidatzaile bortitzekin honela ak-tuatzen du oxalatoak:



Beraz, beraren pisu ekibalentea pisu molekularraren er-dia da:

$$P_{\text{ekib.}} = 1/2 P_{\text{mol.}}$$

Lehen bezela MnO_4^- -zko 4 mekibalente baloratzeko lain har-tuko dugu oxalatoaz, hau da $4 \cdot 10^{-3} \cdot 67 = 0,268 \text{ gr.}$

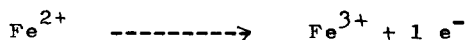
Bi muestra hartuko ditugu bi entseiu egiteko. Uretan,

100 c.c.-tan oso ondo solutzen da eta ondoren azido sulfurikoz azidatu eginen dugu; hemen ezin daiteke azido klorhidrikorik (HCl) erabil klororaino (Cl₂) oxidatuko bailitzateke.

Permanganatoaren eta oxalatoaren arteko erreakzioa geldo da, baina eratzen den Mn²⁺ delakoak katalizatzaile bezala aktuatzen du; horregatik erreakzioa hasieran oso poliki doa eta askoz azkarrago amaieran. Erreakzioa errazteko oxalatoa berotu egin daiteke. Balorazioak egin ondoren lorturikako faktoreen baliio medios kalkulatu da.

PERMANGANATOKO SOLUZIO BALORATUEN APLIKAPENAK

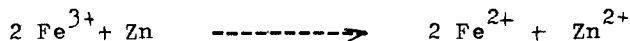
Burdina(II) soluzioak baloratzeko erabil daiteke. Baloraketan gertatzen den erreakzioa hauxe dukegu:



Soluzioko burdina guztia Fe²⁺ eratan izan behar dugu, baloratu ahal izateko. Beharrezkoa da baita ere soluzioan izan daitezkeen kloruroak kentzea. Hortarako e ml. azido sulfuriko kontzentratua botako dugu eta berotu ke zuriak agertu arte. Kloruroak eliminatu ondoren disoluzioa diluitu eginen dugu 100 ml-taraino. Burdina parte bat Fe³⁺ bezala dukegu eta baloraketa hasi aurretik beharrezkoa dugu zeharo erreduzitzea. Hortarako erabiliko den erreduzitzzaileak eliminatu ahal beharko dira izan, bese la afektatu eginen baitio balorazioari. Zenbait gas erabil daiteke hortarako, hala nola SO₂, SH₂, errazak baitira eliminatzeko iriki eginaz.

Hala ere ez da gasik erabiltzen montaia oso neketsua bailitzateke. Metaleak erabiltzen dira, adibidez Zn, Al edo Cd.

Erreduzitzaille gehiegia, kasu honetan, solutuz eliminatzen da aurretik dugun ingurune azidoan. Honela Fe^{3+} eran dugun burdinak honongo erreakzioa jasaten du:



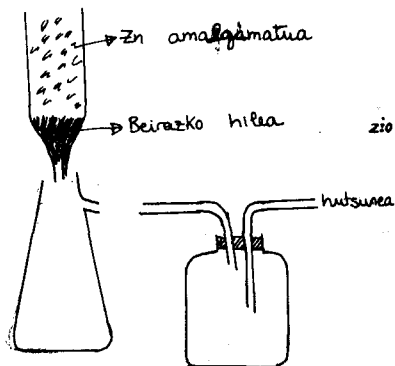
Ondoren, erreduzitzaillea eliminatzeko, berotzen segitzen da zink guztia solutu arte; horretarako Bunsen-en balbula jartzzen da erlenmeyerrean, horren bitartez airearen irteera garrantizatzen baita eta, era berean, ez dio kanpoko aireari sartzen uzten. Posible da era horretan disoluzio baloratua beste egunetarako gordetzea.

Burdina(III)-aren erreduzioa beste era batetara ere egin daiteke, adibidez Al, Zn edo Cd-zko espiral bat sartuz. Eman dezagun kadmiozkoa sartzen dugula. Erreakziook ditugu:

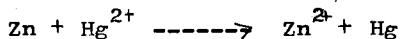


Erreakzioa osoki gertatu ondoren atera egingen genuke, alabrea, eta burdinarik gal ez dakigun, urez erlenmeyer gainean garbitu.

Burdina(III)-aren erreduzioa Jones-en erreduzitzaillearen bidez egin daiteke baita ere. Jones-en erreduzitzaillea irudian



dugu eta bertan dugun Zink amalgamatu, zinka eta 2% HgCl_2 -zko soluziobat eraginaz prestatzen da. Erreakzio hau jazotzen da:

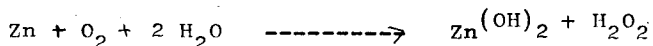


eta erreakzio produktuek erreduzitzaille gisa aktuatzen dute. Jones-en erreduzitzaillea azido

sulfuriko diluituaz garbitzen da, eta ateratzen den likidoaren gan erreduzitzaille entseiua eginen dugu permanganatozko disoluzio baten bidez.

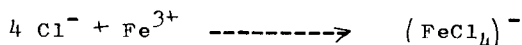
Frogatu ondoren ikuz likidoak, erreduzitzailerik ez dula; diluitu egiten da 100 bat ml-taraino gatz ferrikoak dituen soluzioa, eta Jones-en erreduzitzaillean zehar pasa-araziko dugu, abiaduraz 50 c.c./minutuko baino itikiagoa izanik.

Behar beharrezkoa da aldeaz aurretik erreduzitzaillea garbitzea amalgama hezeak, denbora askotan airetan badago, ur oxigenatua (H_2O_2) sor baitezake eta honek zenbait kasutan erreduzitzaille konportamoldea du. Sortuko litzaugukeen erreakzioa ondo ez garbituz gero hauxe litzateke:



Gatz ferrikoa zuen disoluzioari pasa-arazi ondoren, erreduzitzaillea azido sulfuriko diluituaz garbitzen da berrir, gerra zitezkeen Fe^{2+} -zko haztarrenak batzeko. Irteten den likidoan entseiua eginen dugu permanganatoaz, erreduzitzailerik duguentz jakiteko. Azkenik eta matraze berean balorazioa eginen dugu.

Azaldu dugun metodoa burdin-meak baloratzeko erabiltzen da. Demagun Fe_2O_3 dugula; solutzeko azido sulfurikoa edo nitrikoa izanen lirateke egokienak, baina oso gaizki solutzen dute Fe_2O_3 -a. Solutzaile oso ona HCl-a dugu, kloruroak sartzen ditueneko eragozpena badu ere; HCl-aren ekintza solutzailea, azidoaren beraren ekintza eta kloruroak burdinarengan duen ekintza konplexatzailea, biak batera kontsideratuz explika daiteke:



Erlenmeyerrean muestra jarriko dugu eta 20 ml. HCl kontzentratua gehitu. Ondoren, erlenmeyerraren ahoa erloju beiraz estalirik berotu eginen dugu; operazio hauen buka-bukaeran solido zuria geratuko zaigu, SiO_2 hain zuzen. Benetan zuria bada solido hori, ez dago dudarik burdina guztia solututa dagoela; baldin eta jalkia zuria ez baledi metodo bereziak erabili behar lirateke burdina guztia solutzeko. Ez da beharrezkoa jalkia ira gaztea, silizeak ez baitu interferitzen balorazioa.

Hurrengo operazioa HCl-a eliminatzea da, eta horretarako 10 c.c. azido sulfuriko kontzentratua gehituko dugu eta berotu ke zuriak irten dakizkigun arte. Gero 100 c.c.-taraino di luituko dugu. Burdina(III)-aren erreduzioa lortzeko esan duguneko edozein metodoz baliatuko gara, eta ondoren permanganatoaz baloratu.

Metodo hau oso ona da baina eragozpen bat du, hots, HCl-aren eliminaketa luze samarra gertatzen dela.

Eragozpena Zimmerman-Reinhard-en metodoaz gainditu da. Izen berdina duen soluzioa erabiltzen da eta honongo soluzioez dago osatua:

200 ml. H_2SO_4	kontzentratua	200 gr. MnSO_4
200 ml. H_3PO_4	kontzentratua	
600 ml. ur		500 ml. ur

Metodo hau erabiliz muestra azido kloridrikoan solutuko genuke eta urez diluitu 100-200 ml-taraino. Nola metodo honek Cl^- -aren existentzia permititzen duen, $(\text{FeCl}_4)^-$ eran, kolore gorri argikoa bera, dugun Fe^{3+} , Fe^{2+} -ra erreduzituko dugu. Hor

$$2 \text{ (FeCl}_4\text{)}^- + \text{Sn}^{2+} \longrightarrow 2 \text{ Fe}^{2+} + 8 \text{ Cl}^- + \text{Sn}^{4+}$$

gorria kolorega

$$2 \text{ Hg}^{2+} + \text{Sn}^{2+} + 2 \text{ Cl}^{-} \text{ -----} \rightarrow 2 \text{ Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Sn}^{4+}$$

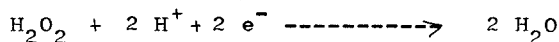
Horraino dena ondo joan bada, permanganatoak Cl^- -arekin
ziona ez dezan 25 ml. Z-R disoluzioa gehituko diogu, eta
ez dio utziko honongo erreakzionari gerta dadin:



oxidatzea, baina nola H_3PO_4 dugun, beronek konplexua eratuko du Fe^{3+} -arekin eta, era berean, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ sistemaren potentzia lea txikitu egiten da eta erraztu erreduzioa. Honela beste fenomenoak konpentsaturik geratzen zaigu.

UR OXIGENATUAREN BALORAZIOA

Ur oxigenatuak, eta horretan datza beraren garrantzia, oxidatzaile gisa joka dezake, erreakzio honen arauera:



Baina erreduzitzaile gisa ere joka dezake, oxidatzaile bortitzekin batez ere, adibidez MnO_4^- -arekin:



Pisu ekibalentea kasu bietan berdina da, pisu molekularren erdia.

Har dezagun V_1 muestra bolumena eta sulfuriko diluituaz azida dezagun. Potasio permanganatoarekin baloratuko dugu, V_2 bolumena gastatuz, N_2 normalitatea eta F_2 faktorea duelarik. Ko lorgetu egiten ez den KMnO_4 -zko lehenbiziko tanta erreakzioaren amaiera adierazten digu.

Orduan: miliekibalente $\text{H}_2\text{O}_2 = V_2 \text{N}_2 \text{F}_2$

$$\text{H}_2\text{O}_2\text{-aren } N = \frac{V_2 \cdot \text{N}_2 \cdot \text{F}_2}{V_1}$$

Joritasuna gr/litroko ematen da gehienetan:

$$\text{gr/l} = \text{N} \cdot \text{P}_{\text{ekib.}} = \text{N} \cdot \frac{34}{2} \quad \text{edo} \quad \text{gr/100 c.c.} = \frac{\text{N} \cdot 17}{10}$$

Oxigenozko bolumenetan ere emon daiteke joritasuna.

Ur oxigenatuaren dismutaketa kontutuan izanik:



Zera dakusagu: mole bat H_2O_2 -ak 11,2 l. O_2 ematen du

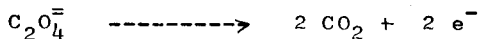
ekib. bat H_2O_2 -ak 5,6 l. O_2 emanen du

Beraz O_2 -zko bolumenak: N.5,6

Oxigenozko bolumenak, ur oxigenatuak zenbat litro oxigeno ematen digun adierazren digu.

KALTZIOAREN DETERMINAKETA

Uretango CaCl_2 -zko soluzioa hartuko dugu. V_1 bolumena hartu eta NH_4OH -az alkalizatuko dugu. Jalkirik balego iragaz ezāzu. Iragazian amonio oxalatoaren $(\text{NH}_4)\text{C}_2\text{O}_4$ bidez Ca^{2+} -ari jalki-araziko diogu CaC_2O_4 -aren eratan. Irakin eragiten zaio, hoztu eta iragazi. Beirazko plakan geratu den jalkia $\text{H}_2\text{O}/\text{NH}_4\text{OH}$ delakoaz ikuziko dugu, ikuz-likidoak permanganatoarekin erreakzio negatiboa eman dezan arte. Ikuzi ondoren sulfuriko diluitu beroa gehituko dugu CaC_2O_4 guztia solutzeko. Lortzen den soluzioan $\text{C}_2\text{O}_4^{=}$ (oxalatoa) izanen dugu permanganatoaz balorakizun:



Balorazioa berotan egingen dugu, kontutuan izanik gainera kaltzioaren pisu ekibalentea pisu atomikoaren erdia dela:

$$P_{\text{ekib.}} = 1/2 P_{\text{atom.}} = 20$$

$$\text{Ca}^{2+}\text{-aren } N = \frac{V_2 \cdot N_2 \cdot F_2}{V_1}$$

Karaitz naturaleko Ca^{2+} -aren balorapena.-

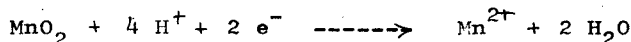
P kantitatea muestra leborra hartuko dugu pisatuaz. Azi

do klorhidriko diluitutan solutzen da eta erreakzioa amai eginean dagoenean berotu egiten dugu, bakarrik ardura ez zaion si likezko hondarra geratzen delarik. Alkalizatu egiten da NH_4OH -az eta honek $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ eta abarren jalkiak ematen ditu. Ira gazi egiten da eta erreakzioari ekin lehenago esan bezala.

$$\text{CaCO}_3\text{-zko \%} = \frac{V_2 \cdot F_2 \cdot N_2}{P} \cdot \frac{\text{CO}_2\text{Ca-ren Pm}}{2} \cdot 100$$

Pirolusitaren analisisa (MnO_2).-

Pila lehorraren konposagai inportanteenetariko bat da, beraren oxidatze karakteristikarengatik. Beraren joritasuna MnO_2 -aren %-tan edo oxigeno baliagarritz (utilez) ematen da. P pisu muestra hartzen da, erlenmeyer batetan jarri eta 50 ml. (edo V_1 bolumena) NaC_2O_4 -a gehitzen da, normalitate N_1 eta fakto rea F_1 dituen. Azidatu egiten da ondoren sulfuriko diluituaz. Berotu zeharo solutu arte; solu ez badadi oxalatozko kantitate gehiago, beti pisu ezagunekoa, gehitu:



Honela oxalato gehiegi bat geratzen da, permanganatoaz baloratuko dena.

$$\% \text{MnO}_2 = \frac{(V_1 N_1 F_1 - V_2 N_2 F_2) \text{MnO}_2\text{-aren Pm}}{P} \cdot 100$$

$$\text{O}_2 \text{ baliagarriaren \%} = \frac{V_1 N_1 F_1 - V_2 N_2 F_2}{P} \cdot \text{P}_{\text{ekib. O}_2} \cdot 100$$

URETAKO MATERIA ORGANIKOAREN DETERMINAKETA

Materia organikoa erreduzitzaila da baina KMnO_4 delako arekiko erreakzioa oso geldoa da. Ur muestra (100 bat ml.) har tuko dugu eta sulfuriko kontzentratuaz azidatuko; irakineragin

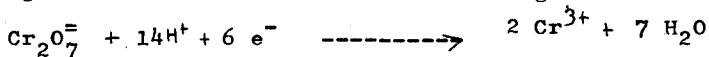
eta ondoren 50 ml. permanganato gehituko dugu N_1 normalitatea eta F_1 faktorea duena. Oxidazioa errazteko irakin eraginena zaio berriro. Ondoren oxalato gehiegia gehitzen zaio, 50 ml. gutxi gora behera, N_2 normalitate eta F_2 faktorea duena. Erreakzioa gertatu eta gero, oxalato gehiegia permanganatoaz baloratuko da. Materia organikoaren kantitatea MnO_4^- -zko miliekibalentetan ematen da.

$$\text{Permanganatozko mekib. } 100 \text{ ml-tan} = (50+V) \cdot N_1 F_1 - 50 \cdot N_2 F_2$$

Berdin-berdin egin dezakegu beste sustantzia hauk baloratzeko: As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+} , NO_3^- eta SO_3^{2-} .

DIKROMATOAREN ($Cr_2O_7^{2-}$) APLIKAPEN ANALITIKOAK

Ingurune azidotan oxidatzaile bortitza gisa aktuatzen du:



Beraz beraren pisu ekibalentea pisu molekularren seirena dateke:

$$P_{\text{ekib.}} = 1/6 \cdot 294,21 = 49,035 \text{ gr.}$$

Moeta primarioa da dikromatoa eta beraren soluzioak egon korrak dira. Dikromatozko soluzioak laranja kolorekoak dira, eta Cr^{3+} -zkoak berdeak, baina aldakuntza hori, errealitatean, ez da ondo ikusten. Indikatzaile bezala hauk erabil daitezke:

ferroina oxidatua (urdin argia) $\longrightarrow$ ferroina erreduzitua (gorria)

sodio difenilamin sulfonatoa (urdina) $\longrightarrow$ sodio... (koloregea)

Indikatzaile biak itzulkorrek dira.

Dikromatoak, permanganatoak baino oxidazio potentziale txikiagoa du, baina horregatik berarengatik ez du Cl^- ioiak in-

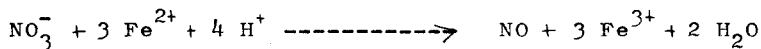
terferitzen dikromatoarekingo balorapenetan.

Fe^{2+} delakoaren balorapena.-

Burdina(III) guztia ferrosora erreduzituko da ikusi dituguneko edozein modutan. Balorapena ingurune azidotan egingen da eta indikatzailearekin.

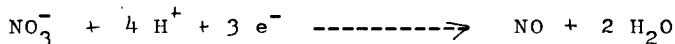
NITRATOAREN BALORAPENA

Soluzioari Fe^{2+} ioiak dituen V_1 bolumena gehituko zaio, N_1 normalitatea eta F_1 faktorea, nitratoarekiko gehiegi bat ipi niko dugu. Ingurune azidotan irakin eragiten bazaio:



Fe^{2+} -aren gehiegia dikromatoarekin baloratuko da, V_2 bolumena gastatzen delarik N_2 normalitatea eta F_2 faktorea:

NO_3^- -zko miliekibalenteak = $V_1 \cdot N_1 \cdot F_1 - V_2 \cdot N_2 \cdot F_2$
kontutan izanik nitratoaren pisu ekibalentea, beraren pisu molekularren herena dela, nitratoaren oxidazio erreakzioa hauxe baita:



=====

KMnO₄ eta K₂Cr₂O₇-arenak baino maiztasun txikiagoz erabiltzen dira.

Ce⁺⁴ gatzak oxidatzaile bortitzak dira eta eskema honen arauera jokatzon dute. $Ce^{+4} + 1e^{-} \longrightarrow Ce^{+3}$

Ce⁺⁴ gatzak horiak dira, eta Ce⁺³-arenak, koloregabekoak; baina halaz ere, erreakzioetan ezin erabil daitezke autoindikatzaile bezala. Ferroina edo difenil sulfato sodiko bezalako indikatzaileetara jo beharra dago.

Oso interesgarri da Ce⁺⁴ eta KMnO₄-aren arteko gonbaraketa egitea, erred-ox erreakzioetan duten erabilkerari buruz.

A- Ce⁺⁴ gatzek indikatzailea behar dute, KMnO₄-aren soluzioak auto indikatzaileak direlarik.

B- Ce⁺⁴ gatzek jokabide bakarra dute ($Ce^{+4} \longrightarrow Ce^{+3}$) MnO₄⁻-ak hiru ukan dezakeela.

C- Ce⁺⁴ gatzek ingurune azidotan joka dezakete soilik. Aitzitik, MnO₄K-ak ingurune azido, basiko zein neutrotan.

D- Ce⁺⁴ soluzioek potentziale desberdinak dituzte, nolakoa den bertan dagoen ioia. Honela, Ce⁺⁴/SO₄⁻² bikoteak MnO₄⁻-arenak adinako potentziala du. Ce⁺⁴/ClO₄⁻-aren kasuan, potentziala are handiagoa gertatzen da. Honek haxe du kausa: Ce⁺⁴ eta bera inguratzen duten anioen arteko konplexuak sortzen direla. Potentziala konplexuen egonkortasunarekiko funtzio inbertsioa da. (Funtzio inbertsioan dago, konplexuaren egonkortasunarekiko).

E- Ce⁺⁴ soluzioak, KMnO₄-arenak baino egonkorragoak dira. Egonkortasunak, potentzialeaz baino, deskonposatze erreakzioaren kine

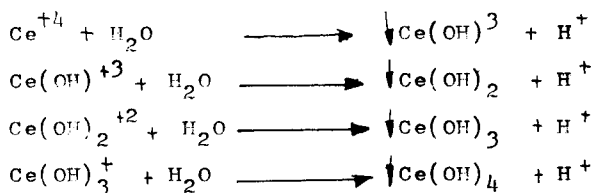
tikaz dependetzen du behingo.

Bere potentziale altua dela eta, MnO_4^- eta Ce^{+4} -a ezegonkor dira soluzio akuosoetan, baina Ce^{+4} soluzioak eonkorragoak dira berorren deskonposatze abiadura bestearren baino txikiagoa baita.

F- Cl^- anioiak ez du interferitzen Fe^{+2} -aren balorazioa, Ce^{+4} -z egiten denean, baina bai MnO_4^- -z egiterakoan.

G- Faktore ekonomikoari dagokionez, askoz ere merkeagoa dugu KMnO_4 -a.

Lehenago, Ce^{+4} -ak ingurune azidotan soilik jotatzen duela esan dugu. Hau, honexegatik gertatzen da: ingurune basiko edo azido ahuletan, Ce^{+4} gatzak hidrolizatu egiten dira, jalki zuriak emanez.



Ce^{+4} SOLUZIO BALOPATUEN PRESTAKETA.-

CeO_2 -tik abiatu ohi da. $\text{Ce}(\text{SO}_4\text{H})_4$, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ konposatuak ere beditugu, baina hauk ez dira moeta primarioak.

Amonio hexanitsozeratoa $\left(\left[\text{NH}_4 \right]_2 \left[\text{Ce}(\text{NO}_3)_6 \right] \right)^{te}$ inresgarria da, zeren holako araztasun (puratasun) egoeran lor daiteke, moeta primario bezala erabil dezakegula. Hala ere, oso garestia da.

Aipatutako edozein substantziatatik abia gaitzke; pisu ekibalentea pisu molekularren berdina da, Ce^{+4} -ak $1e^-$ jotatzen

baitu. Normalean, CeO_2 -a edo $\text{Ce}(\text{SO}_4)_4$ -a erabiltzen dira. Gure muestra H_2SO_4 kontzentratutan solutzen da eta gero, berotu, litro batetara diluituz. Mehatza solutu ondoren, eta H_2SO_4 erabili dugula kontutan harturik, soluzioak KMnO_4 -aren antzeko erred-ox potentziala ukanen du.

Honela prestaturiko soluzioa, muesta primario erreduzitzaile batez baloratuko da, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ edo As_2O_3 -az, esate baterako. Indikatzailea erabili behar da.

Erabide honetaz, Ce^{+4} soluzioaren faktorea kalkulatzeko dugu.

Ce^{+4} soluzio baleratuaren aplikakizunak KMnO_4 soluzioaren berberak dira. Praktikan, honoko ioi hauen balorazioetan erabiltzen da:

Fe^{+2} , As^{+3} , Sb^{+3} , Sn^{+2} , H_2O_2 , $\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$, Ca^{+2} , SO_3^{-2} , NO_2^- etab.

Ce^{+4} soluzioen aplikazio aproposa, muestra bateko Ce -aren balorazioa da.

- Lehenbizi, muestrako Ce guztia Ce^{+4} formara pasa behar dugu.

Ce^{+4} -a oso oxidatzaile bortitza denez, Ce^{+3} asko edukiko dugu muestran.

$\text{Ce}^{+3} \rightarrow \text{Ce}^{+4}$ pausorako, $\text{Ce}^{+3} \rightarrow \text{Ce}^{+6}$ pausoa erabili genituen oxidatzaile berdinek balio dute. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ -a erabili ohi da, maiz. Zilar (AgNO_3) bidezko katalisi bat egitea ere komeni, oxidaketa oso zaila baita. $\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$ ioiak Ag ioiak oxidatzen du, Ag^{+2} -raino, eta azkeneko honela, oxidatzaile bortitza denez, Ce^{+3} -a eta Ce^{+4} -raino oxidatzen du.

$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$ -aren gehiegia irakinez eliminatzen da eta Ce^{+4} -a FeSO_4 soluzio baloratu batez baloratzen da, zuzen nahiz zeharka.

- Metodo zuzena erabiliz gero, Fe^{+2} -aren gehiegia KMnO_4 -arekin balora dateke, ez baita posible $\text{Ce}^{+3} \longrightarrow \text{Ce}^{+4}$ oxidaketa KMnO_4 -aren bidez baloratzea, zeren, sulfatoak daudenez, bata eta bestearen potentzialeak baliobideak baitira. Hortaz, MnO_4^- -ak Fe^{+2} -a soilik eragingo duelako segurtasuna ukan dezakegu.

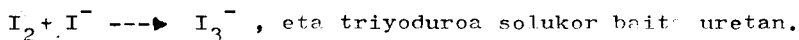
I_2 -aren APLIKAKIZUN ANALITIKOAK.-

I_2 -ak parte hartzen duenetako erreakzioak bi sailetan bana daitezke:

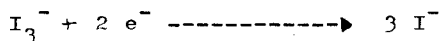
- Iodimetriak: zeinetan I_2 -a oxidatzaile baita.
- Iodometriak: zeinetan I_2 -ak oxidatzaileak baloratzeko balio baitu erreduzitzaille da hauetan.

A- Iodimetriak:

Hauetan, I_2 -a oxidatzaile bezala azaltzen zaigu, hau da, erreduzitu egiten da. Bere potentzialeak: $E_0 \approx 0.62\text{V}$, nahiko baxua da. Gainera, ez da oso solukorra uretan. Beraz, oso soluzio diluituak erabili behar izango ditugu. I_2 -aren uretako solukortasun asko handitzen da. I^- ioiaren aurrean, hauxe eratzen baita:



Balorazioetan, I_2 soluzioa eta KI-a H_2O -tan erabiltzen dira. Kasu hontan, honelaxe jotzen du I_3^- -ak:



Oxidatze boterea I^- -aren baino piska bat baxuagoa da:

$$E_0 = 0.53 \text{ V.}$$

Triyoduro soluzioaren prestaketa

I_2 -ak 126'91 nisu atomikoa du.

I_2 -a moeta primario bezala har daiteke, zenbait gauza kontutan harturik:

- . I_2 -a sublimabidez purifika daiteke. Sublimatzean, lurrun moreak sortzen dira, eta hauk, ur hotzez beteriko matraze batekin kontaktutan jarririk, solidatu egiten dira, eta orain pisa daitezke.
- . I_2 -aren lurrun presioa oso altua da. Beraz, etengabe ari da sublimatzen. Honexegatik, ontzi itxi batetan behar da pisatu; bestela, esan dugun moduz egiten ez bada, balantzaren metaleak erasotzen ditu, I_2 -a erretzailea (corrosivo) baita.

- Hala ere, eta normalean, I_2 -aren soluzioak ez dira pisabidez prestatzen. 12'7 gr. I_2 inguruko kantitatea pisatzen da. Halaaber, 40 gr. KI gutxi gora beheko kantitatea. Guzti hau 300 ml-tan ur solutzen da. Gero, litro batetaraino eransten da. Hauxe da baloratu beharreko soluzioa.

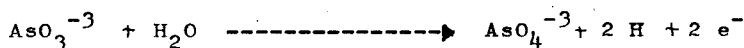
Indikatzaile bezala, CCl_4 -a edo antzeko solutzaileak erabil daitezke. Gehiegizko I_2 -aren lehenbiziko tantak morez koloretatu du CCl_4 -a. Peste indikatzaile bat, almidoia izan daiteke, I_2 -arekin eta E-aren presentziaz, urdin bizi koloreko konplexu bat eratzen baitu. Kolore urdina berotuz kentzen da, ingurune azidoegi batetan, edo I_2 -aren gehiegi batez.

Almidoi soluzioaren prestaketa: 2 gr. almidoi har eta 25ml. ur erants, dena irakin eraziz. Guzti hau irakiten ari den ur litro batetara bota eta jarrai irakiten zenbait minututan; honela, almidoi soluzioa eratzen da. Gero, iragaz. Balokizun^{ra} den soluzio baten

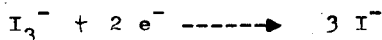
100 ml-tarako almidoi soluzioaren 1 ml. inguru erabili ohi da. Almidoi soluzioa oso ezegonkorra da; beraz, oso komenigarria da maiztasun handiz berritzea.

I_3^- soluzioaren baloraketa

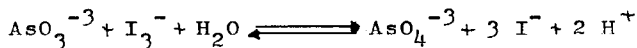
Moeta primariotzat, As_2O_3 gomendatu ohi da. Honen 4 m.e. hartu eta ingurune alkalino batetan solutzen da, esate batetarako, NaOH-tan. Gero, HCl-z azidatzen da. Era hontaz, AsO_3^{3-} -a lortzen da, zein I_3^- bidez balora baitezakegu.



Zenbat eta handiago den ingurunearen azidatasuna, hainbat eta handiagoa AsO_3^{3-} -aren oxidatze boterea, esan nahi baitu, I_2 -ak ezin oxida dezakeela AsO_3^{3-} -a, ingurunea azidoa baldin bada.



Gertatzeko den erreakzioa honelaxeoa izango da:



Ingurunea azido bada, orekak ezkerretarantz jotzen du.

Ingurunea neutro bada, eskubitarantz.

Ingurunea basiko bada, I_3^- -a dismutatu egiten da.

Beraz, eta ezinbestean, balorazioa ingurune neutrotan egin behar izango dugu, $NaHCO_3$ -az lortzen dena. Gehiegizko bikarbonatoak HCO_3^-/H_2CO_3 nahasura erregulatzaila osatuko du, hau aiponosekoa delarik baliatiorako.

I_2 -aren gehiegi batengatik, soluzioak urdin kolorea hartzen duenean, bukatu egin dugu balorazioa.

I_3^- soluzioa ontzi ilun batetan gorde behar da.

As-aren balorazioa: AsO_3^{-3} edo AsO_4^{-3} formetan dagoela

AsO_4^{-3} -aren erreduzitzea SO_2 -az egiten da, ingurune azidotan. SO_2 -aren gehiegia irakinez kentzen da. Neutraliza, almidoi erants eta baloraziora pasa.

Sb-aren balorazioa: Sb^{+3} edo Sb^{+5} formetan

Sb^{+5} -aren balorazioa irakinez egiten da, HCl -aren presentzian. HCl honen kendu beharrik ez dago, ez baitu balorazio interferitzen.

Balorazioa ingurune neutrotan egin behar da, baina Sb^{+3} -aren jalki bat eratzen. Hau gerta ez dadin, soluzioari agente konplexatzaile bat erantsi behar diogu, Sb^{+3} ioia soluzioan mantentzen duena. Konplexatzaile hau $\text{KHC}_4\text{O}_6\text{H}_4$ izan daiteke (potasio, tartrato azidoa). Neutralizatu, indikatzailea bota eta baloratu egiten da. Tartrato ioiak ez du interferitzen, zeren I_2 -a oxidatzaile ahulegia baita ioi berori oxidatzeko moduan.

Sn-aren balorazioa: Sn^{+2} edo Sn^{+4} formetan

Honen erredukzioa, Pb, Ni edo Nz-eko hariz egiten da. Orduan, hauxe gertatzen da:

$\text{Pb} \longrightarrow \text{Pb}^{+2}$ (ez da gehiago oxidatzen)

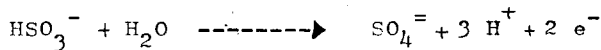
$\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{+2}$ (")

$\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{+2}$ (")

Metaleok ez dira erredukzioa bukatzen denean bota behar. Balorazio hau ingurune azido ahuletan behar da egin. Indikatzaile bota eta balora. Ingurunea azidoegi baltz, indikatzaileak ez luke funtzionatu.

SO₃⁻ -aren balorazioa

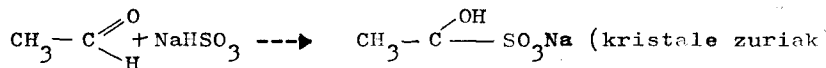
Ingurune azido ahuletan, HSO₃⁻-a de bertan dagoena. Hau, erreakzio honexen bidez oxidatzea da.



Indikatzaile bota eta balora. Erreakzio honek era indirekto bat eskeintzen digu aldehidoen baloraziorako.

Aldehidoen balorazioa

Aldehidoak, beren HSO₃⁻-arekiko orderkatze erreakzioez bereizten dira.

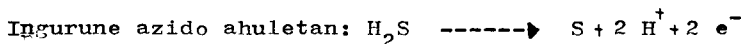


N, eta F, duen HSO₃⁻ soluzio batetatik; I₂ gehiegizkoaz baloratzen da: N₂, V₂, F₂.

$$\text{mek: aldehido} = \text{N}_1\text{V}_1\text{F}_1 - \text{N}_2\text{V}_2\text{F}_2$$

$$\text{Balorazio hauetan: } P_{\text{ekib}} = \frac{1}{2} \text{ Pm.}$$

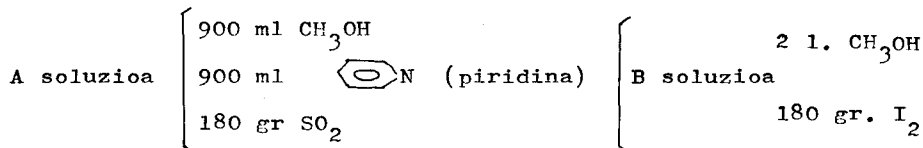
H₂S-aren balorazioa



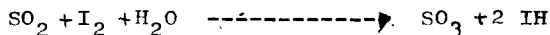
Indikatzailea bota eta balora.

H₂O-aren balorazioa. Karl Fischer-en metodoa.

Bi soluzio erabiltzen dira:



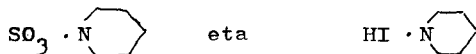
Bi soluziook nahasten direnean, ez da inolako erreakzio-rik gertatzen. Baina, uraren presentzian, hauxe gertatzen da:



Erreakzio hau karakter kuantitatiboa du:

$$\text{H}_2\text{O-aren } P_{\text{ekib}} = \frac{1}{2} P_m$$

Primidinaren eginkizuna, eraturiko azidoen finkatzea da.



Ikus nola eman praktikara:

erlenmeyer lehor bat har eta bi bureta Karl Fischer-en soluzio A soluzioaren 25 ml. bota erlenmeyerera. A soluzioak ura izaten du. B soluzioa hasten da botatzen, tanta batek gorritz koloreztatu arte. Honekin, soluzioaren ura eliminatuta dago. Baina soluzioak ere ukan dezake ura. Ur puroaren pisu ezagun bat hartzen da eta koloratzeko beharren B soluzioaren kantitatea kalkulatzeko da.

Kantitate hau, E izango da (B soluzioaren ekibalente ko-purua uretan)

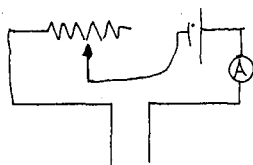
$$E = \frac{P \text{ (mgr)}}{V \text{ (ml)}}$$

Har dezagun orain edozein solutzaile, bere ur kantitatea jakin nahi dugula.

V' bolumena hartu eta E ezaguna duen B soluzioaren V_B bolumena batekin baloratzen da.

$$\text{mgr} / 100 \text{ ml} = \frac{V_B - E}{V' \text{ (mls)}} \cdot 100. \quad E \text{ balioa beti behar da kalkulatu.}$$

Koloregabetik gorritarako igoerapena erreakzioaren autoindikatzailatzat har daiteke; baina, batzutan, indikatzaile fisiko batzuek balia gaitzake; bi elektrodo Pt har, balorakizun den soluziora bota eta irudiak dienez konekta.

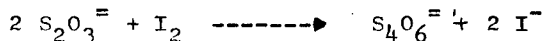


Intentsitatearen gehikuntza handi batek ekiba-
lentsi punduak erakusten ditu. Indikabide honek,
"dead stop end point" edo "dead stop" delako
izena hartzen du.

B- Iodometriak:

Oso erreaktibo erreduzitzaille ona I_2 baloratzeko

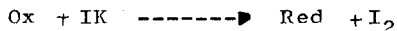
$S_2O_3^{2-}$ $Na_2 \cdot 5 H_2O$ da; honek, I_2 -arekin erreakzio hau ematen du:



Erreakzio honetan $S_2O_3^{2-}Na_2$ -aren $P_{ekib} = P_m$.

$S_2O_3^{2-}$ -aren I_2 -arekiko erreakzioa oso ondo doa ingurune azido ahule-
tan, nahiz $S_2O_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow S + SO_2 + H_2O$ delako erreakzioa
gertatu, zeren I_2 -arekiko erreakzioa (lehenbizikoa) askoz ere azka-
rregoa baita ingurune azidotan gertatzen den $S_2O_3^{2-}$ -aren deskonpo-
sizioa baino. Balorazio hontarako indikatzaile ona, almidoia da,
baina erreakzioaren hasieran ez eranstea hartu behar da kontutan,
zeren, bestela, gehiegizko I_2 -arengatik konplexu urdina hautsiko
bailitzateke. Honegatik, almidoia, balorazioa ekibalentzia pundu-
ra ia ia iritsi denean erantsi behar da.

Iodometria oxidatzaileentzako metodo orokorra da:



$S_2O_3^{2-}$ -aren bitartez askatzen den I_2 -a baloratu, oxidatzailea balo-
ratzen dugu.

Oxidatzailea ez da zuzenki baloratzen $S_2O_3^{2-}$ -az, I_2 -a bi-
tarteko bezala jokatzen behar baitu.

$S_2O_3^{2-}Na_2$ soluzioaren prestaketa

Gatz kristalizatutik abiatzen gara. $P_{ekib} = P_m = 248.25$ gr
gutigorabehera pisatzen da litro bat soluzio prestatzeko. Gainera,

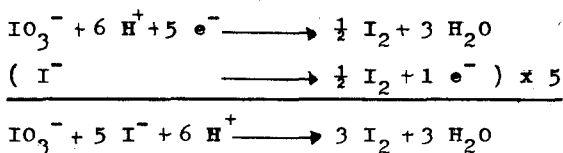
$S_2O_3^{2-}$ -a ez da eronkor, bakteria moeta berezi baten erasogai da eta. Bere lizundura ebitatzeko irakiniko urez prestatzen da soluzioa eta Borax edo Na_2CO_3 puska bat botatzen zaio.

$Na_2S_2O_3$ soluzioaren balorazioa

Moeta primario den oxidatzaile bat hartzen da ($K_2Cr_2O_7$, etab.) kantitate ezagun bat zehatz-mehatz pisa eta ur bota. HCl-az azidifika. 2 gr IK erants eta soluzioa 10 minutu utz ilunpetan. Honez gero, soluzioa balora egin daiteke $S_2O_3^{2-}$ -az lehenago esan bezala.

$P(mgr)$
----- = VNF ----> honetatik, F kalkulatzeko da.
 P_{ekib}

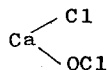
Erabil daitekeen beste oxidatzaile moeta primario bat KIO_3 -a da.



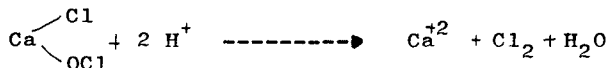
$$IO_3^- \text{-aren } P_{ekib} = 1/6 P_m = \frac{214}{6} = 35.6683$$

Cl "aktibo"aren balorazioa

Oso ohizko izaten da kloro aktiboaren balorazioa zuriketa-rako hauts direlakoetan, Cl_2 -a $Ca(OH)_2$ soluzio batetik igaro eraziz lortzen direnak. Erabide honetan, formula indeterminatuko konposatu bat sortzen da, eta honela errepresentatuko dugu:



Hidrolizatze propietatea ingurune azidotan gerta daitekeela kontutan harturik:



Inportantzia Cl_2 honen sorketan datza, zeren erreakzioa KI -aren presentzian egiten denez, honoko beste hau gertatzen baita



Askatzen den I_2 hau $\text{S}_2\text{O}_3^{=}$ -aren soluzioaz balora daiteke. Zuriketarako hautsok, produktuak dira eta ez oso homogeneousak. Hau dela eta, 5 gr. pisa eta hauts egin almaitze batetan ur piska bat botaz. Honela, suspentsio egonkor bat osatzen da. 500 ml-taraino diluitu behar da. Soluzio hontatik, 50 ml har eta HAc konzentratuz azida, 2 gr KI erantsiz. Erreakzioa azkarra denez, I_2 -arengatiko kolore horia sortzen da. $\text{S}_2\text{O}_3^{=}$ -az hasten da baloratzen. Soluzioa hori garbia izaterakoan, almidoia eransten da, urdinera pasatuz. Balorazioari jarrai, koloregabatu arte.

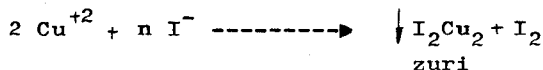
N normalitate eta F faktore duen V disoluzio bolumena erabiliko bagenu,

$$\% \text{ Cl aktiboa} = \frac{\text{VNF} \cdot 35'5}{500} \cdot 100 \text{ izango litzateke.}$$

Cu-aren balorazioa

Soluziotan, Cu^{+2} bezala azalduko da.

KI -aren gehiegiaz, erreakzio hau gertatzen da:



I_2 -a eta $\text{IO}_3^{=}$ -az baloratzen da, Cu-aren kantitatea ematen diguna. Balorazioa ingurune azido ahuletan egiten da. Cu-aren $P_{\text{ekib}} = P_m$. Ikus dezagun orain, Cu-aren analisisa mehatz batetan, zeinek, normalean, Cu ez ezik, As edo Fe ere eduki baititzake.

Mehatza HNO_3 (kontz) berotan solu daiteke eta orduan, metalak beren ioietara pasatzen dira: Cu^{+2} , Fe^{+2} , AsO_4^{-3}

HNO_3 -aren gehiegia irakinez kentzen da. Gero, diluitu behar da. KI-aren gehiegi bat bota. Hiru ioiek I^- anioiarekin erreakzionatzen dute, hortaz, Cu^{+2} ioiaren identifikaziorako, bereizi behar dugu bera aldeztu aurretik.

Cu^{+2} -a Zn-az jalkieraz daiteke, Cu metaliko eraz; gaineran tzeko Cu^{+2} -a, sulfuro eraz. Gero, jalkia solutu eta errekonozitu egin behar da. Ikus daitekeenez, bide hau ez da oso eroso, luze eta zaila baita. Peste errazago bat aurkitu da:

Behin mehatza solutuz gero, NH_4OH -az neutralizatzen da. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -a jalkitzen hasten den arte. Orduan, gr batzu $(\text{NH}_4)\text{F}_2\text{H}$ bota behar ditugu. Honek eginkizun hauxe du: F^- ioiak konplexu egonkor bat eratzen du, $\text{Fe}^{3+}(\text{F}_6\text{Fe})^{-3}$ honek I^- -aren eraso ebitatuz. Gainera, amonio difluoruro azidoak 3'5 gutigorabeherako pH-a ezartzen du eta ingurune hortan ez du jokatzeko. Honela, KI-a bota daiteke eta Cu-a balora.

Metodo hau burdina gutxi dagoenean bakarrik balio dezake; zeren, asko balego, $(\text{NH}_4)\text{F}_2\text{H}$ asko ere behar izango baikenuke, eta honela pH-a asko jaitsiko litzateke, AsO_4^{-3} -ak jokatzeko.

KIO_3 -aren aplikazio analitikoak

Oxidatzaile bortiz eta moeta primarioa da.

Hiru jokabide izaten du.

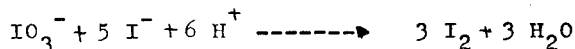


Ekibalentzi pundua baino lehen, soluzioan I^- -a dugu soilik.

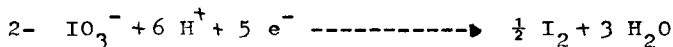
Honek ez du kolorerik ematen almidoiarekin.

Ekibalentzi pundura iristerakoan, IO_3^- eta I^- elkarrekin

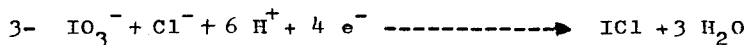
egoten hasten dira, erreakzio hau gertatuz:



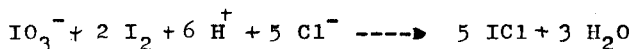
Askatzen den I_2 -ak soluzioa urdintzen du. Beraz, erreakzio honetan almidoiaren koloregabekotik urdinarako iragaera ikusten da.



Erreakzio hau ez da praktikan erabiltzen, metodo fisikoak behar baitira ekibalentzi pundua ezagutzeko.



Erreakzio hau Cl^- ioiaren presentzian soilik gertatzen da. Hasieran, I_2 -a eratzen da, ikusu dugun bigarren ekuazioaren bidez. Ekibalentzi pundua baino lehen, I_2 -a egongo da soluzioan, eta CCl_4 -morez koloreztatuko da. Ekibalentzi pundura iristerakoan, I_2 eta IO_3^- -a elkarrekin daude; baina Cl^- -aren presentzian erreakzio hau gertatuko da:

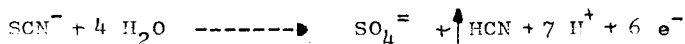


CCl_4 -aren kolore morea, hori bihurtzen da, ICl -arengatik. IO_3^- -ak, bere izaera oxidatzailearengatik, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ eta KMnO_4 -ak dituzten antzeko aplikakizunak ditu.

Garrantzitsuenetarikoa bat:

- Tiozanato edo sulfonianuroaren balorazioa

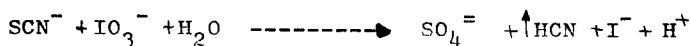
Sulfonianuroa IO_3^- (oxidatzailea)-aren presentziaz, erreakzio honen bidez oxidatzen da.



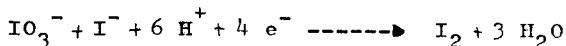
Erreakzio honen oztoporik handiena, askatzen den HCN-a da.

$$P_{\text{ekib}} \text{ SCN}^- = 1/5 \text{ Pm}$$

Gertatzen den erreakzio osoa hauxe da:

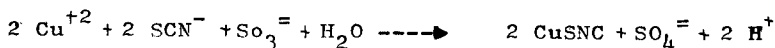


Ekibalentzi puntuan:



Cu-aren balorazioa

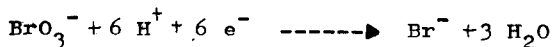
Cu-a, kuantitatiboki jalkitzen da SCN^- -aren bidez, erreakzio honen arauera:



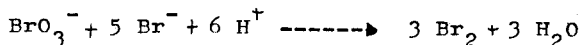
Gainera, $\text{SO}_3^{=}$ -aren anitzeko erreduzitzaille ahulen bat erantsi behar zaio soluzioari. Jalkia iragazi eta urez (tanta batzuz $\text{SO}_3^{=}$) ikusi egin behar da. 4N HCl-tan solutu egiten da eta SCN^- -a IO_3^- -az balo-
ra daiteke ikusi dugun eraz.

KBrO₃-aren aplikakizun analitikoak

Hau ere, oxidatzaile moeta primarioa da. Honelaxe joka dezake:



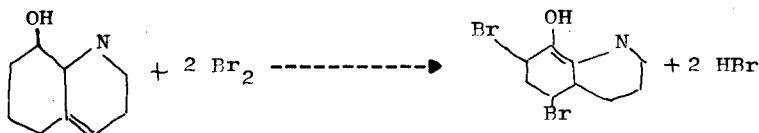
Erreakzio hontarako indikatzailatzat, Br_2 -aren eraginez desegiten diren koloratzaileak erabil daitezke, heliantina bezalakoak. Ekibalentzi punduan erreakzio hau gertatzen da:



Koloratzaileok ez dute itzulkorki jokutzen.

Ikusi denez, Br_2 kopurua erabat ezagun eta zehatz duen so luzioa presta dezakegu. Berau substantzia organiko asko baloratzeko erabiliko da.

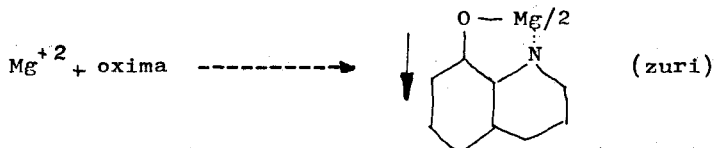
Ohizko enetariko bat:



Br_2 -aren gehiegia, iodometriaz baloratzen da.

Oximaren $P_{\text{ekib}} = 1/4 \text{ Pm}$

Oximak jalkia sor dezake katioi inorganiko batzurekin:



Iragazi, ikusi eta HCl 2N-tan solutu egiten da. Badakigunez, tio-sulfatoaz baloratzen da, baina I_2 -a erabiliz, bitarteko bezala $P_{\text{ekib}} \text{ Mg} = 1/8 P_{\text{atm}}$:

=====

U R A R A Z K E T A

UR NATURALA

SARRERA: Gai monografiko honetan, lehendabizi, ur naturalari eta bere aplikazioari zenbait kontsiderazio egingo dizkiegu eta gero kondar uraren arazketa eta moldapena tratatuko dugu, ura berriz erabiltzeko edo, behar bada, kanpora jaurtiki ahal izateko ingurugiroa kutsatu gabe.

Bost zatitan azalduko dugu gai hau:

- 1.- Ur naturalaren aplikazioak
- 2.- Ur naturalaren konposaketa eta bere eraginak
- 3.- Uraren ezaugarrien (karakteristiken) balorapena
- 4.- Berrirabiltzeko edo isurtzeko urak behar duen tratamendua
- 5.- Ur arazketaren (depurazioaren) ekonomia

UR NATURALAREN APLIKAZIOAK

Urak bere merkatasun eta prestutasunaren kausaz, industrian makina bat aplikazio ba du:

- 1.- Beroaren agente transmisore bezala (egoera fisikoa aldatuz ala aldatu gabe)
- 2.- Garraiogailu eta disolbatzaile bezala
- 3.- Higiene eta elikadurazko prozesu guztietan alora ezin daitekeen elementu bezala
- 4.- Lehen gai bezala eta abar

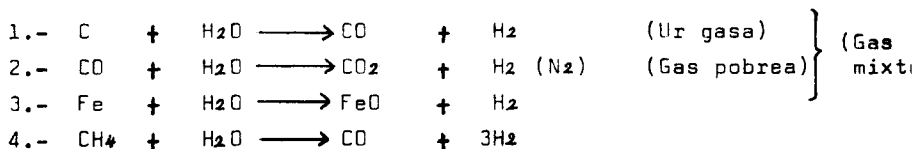
Lehen gai bezala ura H_2 -aren eta/edo O_2 -aren iturria izan daiteke.

Transformazio honetarako gaur egun erabiltzen den bide bakarra elektrolisia da. Prozedura honek indar elektriko etengabea behar du (oso garestia da).

Draingoz oxigenoa lortzeko prozedura hau bazterturik geratzen da; erraztasun eta koste guttiagorekin airetik atera dezakegu, zeren, airean oxigenoa nahastaturik baitago eta ez konbinaturik, uretan dagoen bezala.

Hasiera batetan elektrolisia H_2 (Hidrogenoa) lortzeko prozedura bakarra izan daiteke. Oxigenoa probetxugarria balitz subproduktu bat izango litzateke, bestela hondargarria.

Kimiko-industrialki uraren deskonposaketa erreakzio kimiko baten bidez egitea askoz ere interesgarriago litzateke, uraren Oxigenoa - rekin elkartzeko gai diren substantziekin hain zuzen Hidrogenoa as - katzu. Adibidez:



Kasu hauetan Hidrogenoa lortzen dugu, ura materiale merke merkekin konbinatuz (metaleak, karbonoa edo hidrokarburoekin) eta beharrezko den energia era kalorifikotan aportatzen da; prozedurak koste minimoa du eta emaitza Hidrogenoaren lorpena da.

UR NATURALAREN KONPOSAKETA ETA BERE ERAGINAK

Ur naturala ez da eta ezin daiteke izan guztiz garbia.

Alde batetatik, produktu hau ezin daiteke naturan guztiz garbia aurkitu solidoak, likidoak eta gasak disolbatzeko duen ahalmenaren kausaz, eta are gehiago, ahalmen hau haundituz doa lehen disoluzio produktuak (O_2 , CO_2 ...) disolbatzen diren heinean, ekintza kimiko konplementarioak direla medio. Bestalde, hiri eta industrietako zartegi bezala uraren korranteekin baliatzen gara, hibaien kutsadura sorterraziz.

Materia arraroen presentziak kalitatez nahiz kantitatez, eragozpenak sor ditzake uretan, nola izango den geroko uraren erabilera kontutan harturik.

Suspensioan dauden materiale solidoak (buztina, ekai bejetalak ...) ia uraren erabilera guztietan bazterkorrak dira. Lehen mailako tratamendu edo tratamendu fisikoaren bidez aiseki bereizten dira. Klarifikapen tratamendu hau hare iragazkietan edo sedimentagailuetan datza.

Koloidal tankerazko produktuak (buztinak, burdina eta aluminiozko hidroxidoak) koagulaziozko aurre-tratamendua behar dute, adibidez, Aluminio sulfatozko disoluzioekin. Hauet "Bigarren mailako tratamendua" edo tratamendu sekundarioa deituko dizkiegu.

Disolbaturik dauden solidoen artean, kaltzioaren eta magnesioaren gatzak esanahi berezia dute, urari garbiketa eta lurrun galdaretan erabiltzeko ahalmena kentzen dielako; kontutan hartu behar dira halaber bero aldatzaileetan sortzen dituzten perturbazioak.

Ur baten Kaltzio eta Magnesio (Ca^{++} , Mg^{++}) gatzten kontentitu osoari "Gogortasun osoa" deitzen zaio. Bere ekspresio numerikoa, CaCO_3 -zko edo CaO -zko parteetan, miloiko (p.p.m.) erreferitzen da, hau da, mg/litrotan.

Kaltzio eta Magnesio bikarbonatoen ondorioz urak duen gogortasuna "Gogortasun iragankorra edo tenporala" deitzen da, hau irakitzez desagertzen baita (karbonatua kenduz); urari geratzen zaion gogortasunari, "Gogortasun iraunkorra" deitzen zaio. Ur baten gogortasun iraunkorra eta gogortasun iragankorra sumatzen baditugu, "Gogortasun osoa" edukiko dugu.

Uraren kontentitu organikoa oso gauza adierazgarria da, bere barruan dagoen bizi-oreka ekologikoaren kausa eta ondorio delako. Oreka hau Oxigenoaren kontzentrazio batez zuzentzen da (ikus -A-Koadroa) eta kontzentrazio hau kontsumo larragatik edo aportazio

-A- KOADROA: O -aren solubilitatea uretan 760mm. Hg. presiopean

T°C	O -aren kontentitua in p.p.m. (edukia)
0	14'6
5	12'7
10	11'3
15	10'1
20	9'1
25	8'3
30	7'5

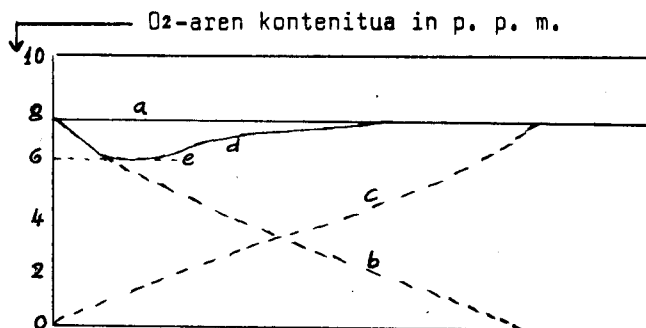
faltagatik gutti daiteke. Gatzatzen den Oxigenoaren birjarpena, uretako landaren funtzio klorofilikoak eta uraren eguratsak betetzen dute, ur azaletako higidurak eta joak (batido) lagundurik.

Oxigenoaren kontsumoa materia organikoaren gehiegizko kantidadeen sarreragatik (jaurtikitzeagatik) gehi daiteke, disolbaturik dagoen Oxigenoaren birtatez materia hauen metabolizazioa uretako bakterien aerobiek lortzen baitituzte.

Oxigenoa falta denean, bakterien aerobiak ahultzen (erortzen) dira eta anaerobiak dira nagusi. Honela substratu organikoaren transformaziozko produktu finalak ez dira CO_2 , H_2O , SO_4 N edo NO_2^- eta NO_3^- bezalako substantziak, baizik eta usteltzearen berizgarri diren CH_4 , SH_2 , NH_3 , Aminak, etab.

Ustel fermentazioa uretan gertatzen da Oxigenoaren kontentitua 2 p.p.m. (parte miloiko) baino guttiago denean. 5 p.p.m. O_2 -rekin arrainek alde egiten dute eta 4 p.p.m. O_2 baino guttiago dagoenean hil egiten dira. Oxigeno asko behar duten espeziek (arrankariak, izokinak, etab.) nahiago dute mendi garaietako ura, Oxigenoaren solubilitatea handia delako -tenperatura ttipia- ura oso irabiatuta (jota) dagoelako eta Oxigenoaren kontsumoan konpetituko duen materia organikoa urria delako.

Hala ere premiazko Oxigenoaren aportazioa segurtatzen bada, uretako materia organikoa autoarazketa daiteke, zeren materia kutsagarri horiek (adibidez: hirietako errestalietako deskargak, azukregintzetako eta papertegietako ur hondakinak etab.) degradatzeko errekurtsuarekin dispoitzen dute.



DENBORA EDO UR AZPITAKO DISTANTZIA

1. Irudia: - Ur fluxu baten autoarazketaren prozesua biodegradagarri den materia organikoekin kutsatua.

1. Irudiak agertzen du nola hibai batetako uretako Oxigenoaren kontentua aldatzen den bere ibilbideko momentu batetan materia organikoaren deskarga bat hartzen duenean.

a marrak O₂-aren hasierako kontzentrazioa edo portzentaia adierazten du; b marrak O₂-aren kontsumozko prozesuen ondorioa adierazten du; c marrak berroxigenapenezko prozesuen ondorioa adierazten du (fotosintesi eta aire xurgapenaren bidez); d marrak azkenengo marra bien ondorioa (erresultantea) da eta kasu hauetako autoarazketaren soslaia (perfil) adierazten du. Honen minimoak (e) arrainek alde egiten duten hibai-zonaren zabalera mugatzen du edo, behar bada, O₂-aren pobretzearen ondorioz hutsa egon daiteken hibai-zona.

Amaitzeko uren elementu kutsagarri bezala tenperaturak duen garrantzia aipa dezagun. Bere eragipena Oxigenoaren solugarritasunaren aldakuntzetan eta izaki bizidun desberdinen arteko orekaren aldatetan datza, batzu beste batzuren gainetik nagusitzea eraginik. Ez da arraroa zentrale termiko eta nuklear handien refrigerazio uren deskargaren kausaz ur korrontearen kontaminazio termikoa gertatzea.

URAREN EZAUGARIEN BALORAPENA

Uraren usain eta zaporeak ez du neurpen objetiborik.

Kolorea kolorimetroz neur daiteke edo potasio kloroplatinatozko edo Kobalto klorurozko disoluzio tipoekin inguru klorhidriko Akuoso batetan konparatuz. Koloide gisa eta suspentsioan dauden partikulen kausaz sortutako uraren uhertasuna, uherneurgailu fotoelektrikoz neurtzen da eta dispertsio tipoen opalezentziarekin konparatuz. Aziditatea edo alkalinitatea pH-metroekin neurtzen da, eta Katioi eta Anioi desberdinak edukia Kimika Analitikako metodo arruntan bidez ebaluatzen dira.

"Ekai Organiko Degradakorra" populazio bakterianoak bost egunetan degradatzeko erabiltzen duen O_2 -a da, mg/litroko unitateetan neurtzen delarik generalki. Indize honi DBO₅ (Oxigenoaren demanda biologikoa) deitzen zaio. Degradapen biokimiko oxidatzaile ahalmenari erreferitzen zaio.

"Ekai Organiko Orokorra" suntsitze oxidatzailean kontsumitzen den oxigenoaren bidez adierazten da. Oxidapena $Cr_2 D_7$ delakoaren bidez lortzen da eta Oxigeno kantitatea mg/litro-ko unitateetan (O_2 ppm-tan) adierazten da. Zifra hau DQO "Oxigenoaren Demanda Kimikoa" bezala ezagutzen da.

DQO-ren ("Oxigenoaren Demanda Kimikoa") eta DBO₅-ren ("Oxigenoaren Demanda Biologikoa") arteko diferentziak Ekai Organiko "ez degradakorra" seinalatzen du eta hau autoarazketaren bidez ekai organikoz kutsaturik dagoen ur korronte batek ezin du inola ere galdu. (Ekai inorganiko oxidagarriak egongo balitz, hau ere kontutan hartu beharko litzateke).

Kontzeptu hauekin lotuta "Ordezko populazio"-arena dago: Hirian pertsona bakoitzak batez beste isurtzen dituen hondarrak degradatzeko 77 gr. O_2 behar dira; orduan 77 gr. O_2 /eguneko, DBO ("Oxigenoaren Demanda Biologikoa") bezala isurita, pertsona bati dagokiola (baliokide dela) esan dezakegu.

Isuri batetan "Ordezko jendetzaren zenbakia" honela lortuko da: Ur emari isuria (m^3 /eguneko) bider DBO₅ (gr. O_2 / m^3 -ko) zati pertsona bakoitzeko 77 gr. O_2 /eguneko.

B Koadroan, zenbait industriatako isuri hoi DBO₅ -aren balorapena jasotzen da.

B KOADROA: Zenbait Industriak isuritako uren DBO-a.

Industriak	DBO ₅ , p.p.m./unitateko	Erref. unitatea
Azukre Industriak (erremolatxa)	1230	Erremolatxa Tm
Garagardotegiak	1000	Garagardo upel
Papertegiak	300	Paper Tm-ko
Orhetegi (Sulfito)	443	Orhe Tm-ko
Larruapaindegiak	24000	Larru Tm-ko (d)
Petrolio birfindegiak	20	"Kрудо" upel

(1) Krudoaren upela bat = 0,159 m.

BERRERABILTZeko EDO ISURTZEko URAk BEHAR DUEN TRATAMENDUA

-126-

Noiz edo noiz, tratamenduko gastuak aurrezteko ur hondakinak meategi abandonatueta edo eremu egokietara botatzen dira. Edo dreñaia naturala duten eta auto-arazketa geldoa duten aintzirak egiten dira.

Tratamendu sekundariak, egokiak izateko uraren pH-aren mola-dapena eta azken baten koloidearen ζ (zeta) potentzialearen mola-dapen bat eskatzen dute. Bigarren irudiak ur azidoak neutralizatzeko eraikidura bat agertzen du, pH-aren kontrole automatikoarekin (A). Noizbaitm koaguluaren sedimentapena errazteko "koagulanten" kantitate ttipi batzu gehitzen zaizkie. Hauk dira fekulak, alginatuak, silize aktiboa, eta hobe polielektrolitoak (1). Substantzia hauk ζ potentziala deuseztatzen dute; honi dagokio koloideen egonkortasuna dispersioan.

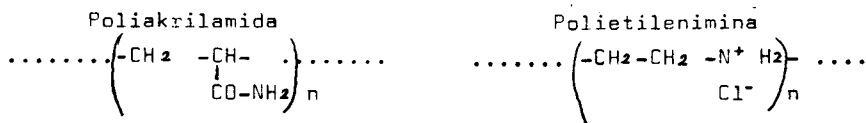
ζ delako potentziala ioiek (normalean negatiboak OH eta Cl) partikula sakabanatuak absorbitzen dituztenean sortzen da. Honela sortzen den geruza negatiboak kontraioiak (N^+ , Na^+) hurreratzen ditu eta hauek partikularen inguruan laino difusu bat sortzen dute; bere karga osoa negatiboa da bigarren geruzako ioi positiboak urriago geratzen direlako. ζ potentziala koloide sakabanatuaren koagulazio gaitasun handiaren edo ttipiaren ezaugarria da.

ARAZKETA BIOLOGIKOA (Depurazio Biologikoa): Oso garrantzi handiko hirugarren mailako tratamendu bat da. DBO ("Oxigenozko Eskari Biologikoa OEB") handia duen ura, isuri baino lehen pH eta tenperatura egokietan eta behar den bezalako aire ekarpenarekin oxidapen biologikoa sor dezaketen bakteriekin tratatzen da.

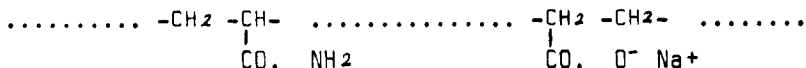
Bakterien parte hartzea modu batez baino gehiagoz egiten da: Ohantze (lecho) bakterianoak hartxintzar edo pastikozko betegailu batzu dira, bere gain populazio bakteriano bortitz bat bilakatu delarik. Haietan zehar pasaratzen da ura, honela bere DBOs (Oxigenozko Eskari Biologikoa)-ren 95%-a galtzen du. Kontaktozko beste era bat lohi aktibatuekin elikaturiko ontzi aireztatueta datza.

Biodegradakorra ez den materia organikoa ezerez daiteke Cl₂-arekin, O₂-arekin eta abarrekin egindako oxidapenaren bidez, tratamendu biologikoak egin eta gero. Agente kimiko hauek populazio bakterianoa afektatzen dute.

- (1).- Polielektrolitoak, karga elektrikoekin eta talde ionizakorekin sortutako polimero sintetikoak dira. Izaera ez ioniko moetakoa ba daude, poliakrilamida bezalakoak; beste batzu karakter kationikodunak talde amino, imino e.a.,-en kausaz karga positiboak dituztenak, adibidez, Polietilenimina, eta izaera amionikodunak beste batzu, NaOH-z partzialki hidrolizaturiko poliakrilamida bezala



Poliakrilamida NaOH-ez partzialki hidrolizatua.



Hirugarren mailako tratamenduaren beste era bereizgarri batzu honelakoak dira:

- ALDAKETA IONIKOA - Eskatzen dituen inbertsio handiagatik aplikapen eskasekoa dena. Horregatik nuklear prozeduratako erai-kiduratan Cs, Sr, Uranio eta Fosforo bezalako produktu balio-tsua eta eskasak gordetzeko erabiltzen da eta baita ere ubideen narriadura itzurtzeko.

- IKATZ AKTIBOAREKIN ADSORTZIOA - Kantitate ttipiak gordetzeko erabiltzen da ere ur azkenen oso kaltegarriak diren substantzia batzu (fenol, adibidez).

- ALDERANTZIZKO OSMOSIA - Metodo hau honetan datza: Disolbatuturiko elektrolitoei dagokien presio osmotikoa baino askoz ere presio altuago batetan jartzea. Honela mintzeko karga galera gehi osmotikoaren gainean jasandako presioa zenbat eta handiagoa izan, hainbat eta arinago jariotuko du joera disolbatzaileak, mintz erdiragazkor batetan zehar.

UREN ARAZKETAREN EKONOMIA

Demografiaren eta Industriaren hedadura aurrerangarriengatik, ura aurrerantzean gero eta ondasun urriagoa izango da. Ur hondakinaren moldapenaren beharrezana itzuli baino lehen, gero eta gehiago nabarmentzen da.

Arazo ekonomikoa planteatzen da hontaz, zeren itzuli aurretik arazketa ez baitzaio itzultzen duenari axola, gizarteari baizik. Ez da negozio bat, behar bat baizik eta ingreso gabeko gastua suposatzen du gizartearentzat. Lehendabizikoak (ingresoak) gehitu eta bigarrenak (gastuak) guttitzea da teknologiak egin dezakeen bakarra, eginbide etiko hau eragiteko eta ondasun suntsitu edo narriatuaren kostoa gizartearengan ez kargatzeko.

Bi faktore garrantzitsu daude operazioaren desekonomian (erren-tagarritasun eskasean): berreskuratutako ahal izango litzatekeenaren diluzio handia eta berreskuratutakoaren balio eskasa. Diluzioaren eragozpenak guttitzeko, ur moeta bakoitzerako zirkuitu bereziak ipintzeko joera dago lantegietan. Honela zikinkeria bakoitza ez da bolumen osoan diluitzen eta, bere frakzio propioan mantentzerakoan, zenbat eta kontzentrazio handiagoa egon, tratamendu egokiagoa har dezake, inbertsio, energia, erreaktibo eta gastu guttiagorekin. Berreskuratzen denak balio eskasa izaten duenez, eragozpen duen material berreskuratzean "ekonomikoki" minimora heltzea interesatzen da.

Bertidoaren permitagarri handienak barne suntsidurako edo berreskuratuko minimoak markatzen dituzte; eta berriro ere zirkuitu berezietan erabiltzearen abantaila baitatzen da, zeren eta tratamenduen intentsitatea guttiago izan baitaiteke, ateratzen ez den materia bertidorako uren artean diluiduko baita.

Gehinetan tratamenduaren ahaleginaren saririk onena, trataturiko ur guztia edo parte bat berrerabili ahal izatea da. Industriagintzako beharizanak kategoria oso desberdinetakoak direnez gero, sarri zirkuitu batetako ur hondakinak (erresidualak) beste zirkuitu batetan erabili ahal daitezke moldapen ttipi baten bidez; beste abantail bat zirkuitu bereziak mantentzeko.

Ahalmen = Capacidad
 Agertu/Erakutsi = Representar
 Aldarazpen = Modificación
 Aldez aurreko = Previo
 Alkalinitate = Alcalinidad
 Arazketa = Depuración
 Asaldura = Perturbación
 Aurreragarri = Progresivo
 Axola = Preocupación
 Aziditate/Garraztasun = Acidez

Baliokide/Ordezko = Equivalente
 Berrrerabili = Reutilizar
 Berreskuratu = Recuperar
 Bero aldaketagailu = Cambiador
 de calor

Beroaren agente
 transmisore = Agente transmisor
 del calor

Betegailu = Relleno (Lecho)
 Bilakatu = Desarrollar
 Birfindegi = Refinería
 Birjarpen = Reposición
 Birrintze = Pulverización
 Bortitz = Intenso/Fuerte
 Buztin = Arcilla

Disolbatzaile = Disolvente

Egonkortasun = Estabilidad
 Eguras/Aireztapen = Aireación
 Ekarpen/Aportazio = Aportación
 Ekoitzi = Producir
 Elikadura = Alimentación
 Erabilera = Empleo/Usa
 Eragin = Promover
 Eragipen = Influencia
 Eraikidura = Instalación
 Erreakzio = Reacción
 Errentagarritasun = Rentabilidad
 Errestali = Alcantarilla
 Eskakizun = Exigencia

Gai/Gauza = Capaz
 Garraioagailu = Vehículo de
 arrastre
 Gehiegitu = Exaltar

Hare iragazkia = Filtro de arena
 Hartzaile = Receptor
 Hartxintzar = Grava

Hedadura = Extensión
 Higidura/Mugimendu = Movimiento
 Hondakin/Erresiduo = Residuo
 Hondarrak = Residuos
 Hozpen = Refrigeración

Ibilbide = Trayectoria
 Ingurugiroa = Medio ambiente
 Iragankorra = Permanente
 Iragazki = Filtro
 Irabiatu = Batir
 Isuri = Verter
 Itzuri = Evitar
 Izaera = Carácter

Jario = Fluir
 Jaurtiki/Dota = Echar
 Joera = Tendencia

Larruapaindegi = Tenería
 Lehengaia = Materia prima
 Lohi = Lodo
 Lurrun galدارak = Calderas de
 vapor

Marra/Lerro = Línea
 Mintz = Membrana
 Mintz erdiragazkor = Membrana
 semipermeab
 Mintzeko karga galera = Pérdida
 de carga en la membrana

Moldapen = Acondicionamiento

Narriadura = Deterioro

Ohantze = Lecho
 Opalezentzia = Opalescencia
 Ordezko populazioa = Población
 equivalente

Orhe = Pasta
 Osagarri = Complementario

Prestutasuna = Disponibilidad
 Probetxagarri = Aprovechable
 Prozedura = Procedimiento

Sedimentagailu = Sedimentador
 Soberatu = Exceder
 Sorterazi = Originar
 Soslai = Perfil

Suntsitze = Destrucción

Ubide = Cauce

Uhertagailu = Turbidímetro

Uhertasun = Turbiedad

Upela = Barril

Ur emari = Caudal

Urdunketuz = Precipitando

Xurgapen/Absortzio = Absorción

— ◻ —