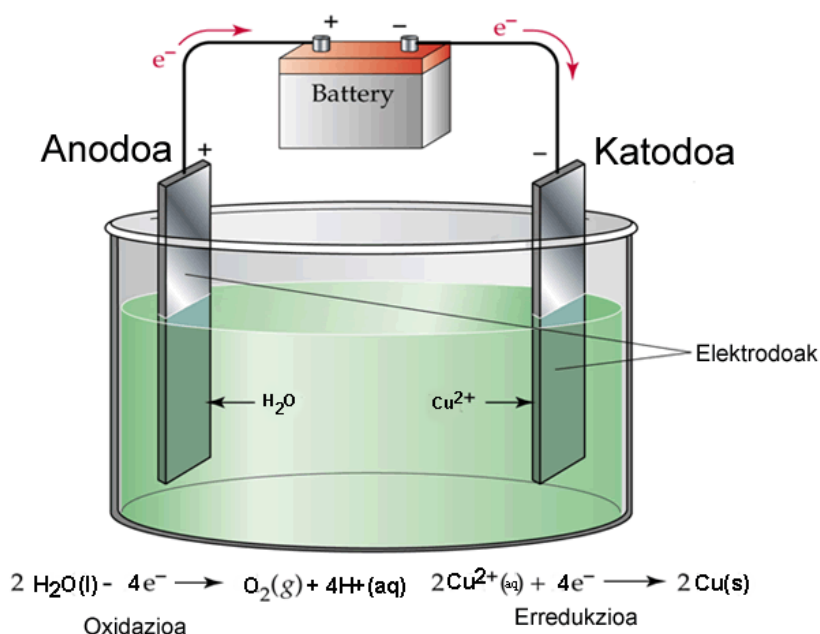


# UNIBERTSITATERA SARTZEKO HAUTAPROBAK

## ELEKTROIEN TRANSFERENTZI ERREAKZIOAK

1. (98 Uztaila) Kobrearen masa atomikoa determinatzeko, kobre(II) sulfatozko disoluzio baten elektrolisia egiten da.
- Dagokion instalazioaren eskema osoa irudikatu, erabilitako materiala izendatuz, eta elektrodoetan gertatzen diren erreakzioak adieraziz.
  - 10 A-ko korrante jarrai bat 15 minututan pasaratzen bada, katodoan 2,96 g kobre depositatzen dira. Kobrearen pisu atomikoa kalkulatu.

**Datua:**  $1 F = 96.500 C$



b) Faraday-ren legea erabiliz,

$$\text{Masa} = M_m \cdot I \cdot t / n \cdot 96500$$

Non,  $M_m$ =masa molarra;  $I$ =korrontearen intentsitatea;  $t$ =denbora eta  $n$ = trukaturako elektroikopurua diren.

Mol bakoitzeko trukaturako elektroikopurua 2 da, nahiz eta goiko erreakzioerdian 4 daude erreakzio globala doitzeko.

eta datuak ordezkatur,

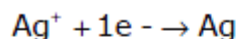
$$2,96 \text{ g} = M_m \cdot 10 \text{ A} \cdot 15 \cdot 60 \text{ s} / 2 \cdot 96500 \rightarrow M_m = 63,48 \text{ g/mol}$$

2. **(99 Ekaina)** Katodo gisan jarritako eskumuturreko bat zilarreztatzeko, 2 ordutan zehar 0,5 A-ko korrante bat pasazten da zilar nitratozko 1 litroko disoluzio baten zehar, hasieran 0,1 M zena. kalkulatu:

- Zein izango den eskumuturrekoan depositatzen den zilar metalikoaren pisua.
- Disoluzioan, bukaeran, geratzen den zilar ioiaren kontzentrazioa.

**Datuak:** Masa atomikoak:  $Ag=107,8$  ;  $F=96.500 C$

ZILAR METALIKOAREN PISUA



$$q = I \cdot t = 0,5A \cdot 7200s = 3600C$$

$$m(Ag) = 3600C \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500C} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ag}{1 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{107,8 \text{ g } Ag}{1 \text{ mol } Ag} = 4,02 \text{ g } Ag$$

AMAIERAKO ZILAR KATIOIAREN KONTZENTRAZIOA

$$\text{Hasierako mol - kopurua } n(Ag^+) = 0,1M \cdot 1L = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Depositatutakoa : } n(Ag^+) = 4,02 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ag^+}{107,8 \text{ g}} = 0,037 \text{ mol}$$

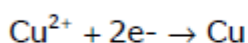
$$\text{Amaierako kontzentrazioa : } [Ag^+] = \frac{0,1 \text{ mol} - 0,037 \text{ mol}}{1L} = 0,063 M$$

3. **(00 Ekaina)** Upela elektrolitiko batek, kobre(II) sulfatoaren disoluzio baten 750 ml ditu. Disoluzioaren kobre guztia depositatzeko, 1,6 A-ko korrante bat 9 ordutan pasarazi behar da. Kalkulatu:

- Depositatu den kobre-kantitatea.
- Kobre sulfatoaren hasierako disoluzioaren molaritatea.

**Datuak:** Masa atomikoa:  $Cu= 63,5$        $F= 96.500 C/e^- \cdot mol$

DEPOSITATU DEN KOBRE-KANTITATEA



$$q = I \cdot t = 1,6A \cdot 32400s = 51.840 C$$

$$m(Cu) = 51840 C \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96.500 C} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu}{2 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g } Cu}{1 \text{ mol } Cu} = 17,06 \text{ g } Cu$$

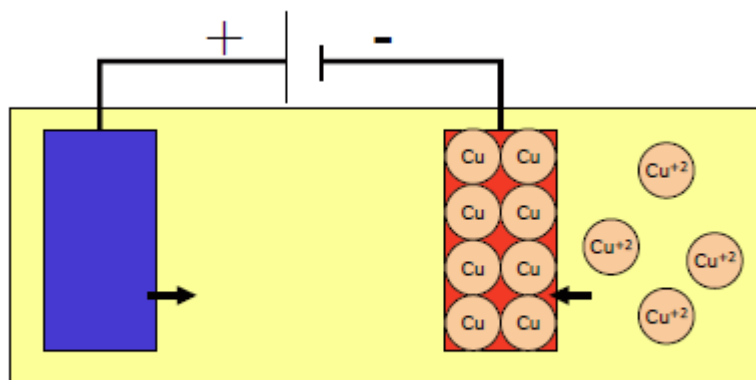
KOBRE SULFATOAREN HASIERAKO DISOLUZIOAREN MOLARITATEA

$$[CuSO_4] = [Cu^{2+}] = \frac{17,06 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} \cdot \frac{1}{0,75 L} = 0,36 M$$

4. (01 Ekaina) a) eskema baten laguntzaz, kobre(II) sulfatoaren elektrolisia deskribatu. Materiala eta parte hartzen duten substantziak izendatu. Azaldu zergatik elektrodo bat handiagozten doan elektrolisia aurrera doan heinean. Nola deitzen da elektrodo hori?

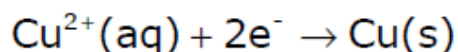
b) 40 minututan 2,50 ampereko korrante bat kobre(II) sulfatoaren disoluzio baten zehar pasatzerakoan depositatzen den kobreaken masa kalkulatu

**Datuak:** Masa atomikoa: Cu= 63,5      F= 96.500 C/e<sup>-</sup>·mol



Katodoa --- Erredukzioa

Katodoan kobrea depositatzen da eta horregatik loditzen doa.



$$q = I \cdot t = 2,5 \text{ A} \cdot 40 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 6000 \text{ C}$$

$$m(\text{Cu}) = 6000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,97 \text{ g Cu}$$

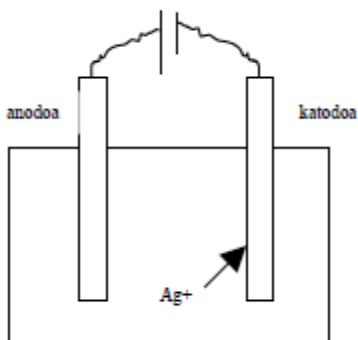
5. (03 Ekaina) Barra metaliko bat zilarreztatu nahi da, zilar nitratoaren ur-disoluzio baten elektrolisiaz.

a) Azaldu zein elektrodotan kokatu behar den barra metalikoa zilarrez gain estalita gera dadin.

b) Zilar geruzak 2 mm-ko lodiera izan dezala nahi dugu. Baldin barra metalikoaren azalera 20 cm<sup>2</sup>-koa bada, eta erabiltzen den korrantea 5 A-koa bada, kalkulatu zenbat denbora iraungo duen prozesuak.

**Datuak:** zilarraren dentsitatea= 10,5 g/cm<sup>3</sup> Masa atomikoa Ag=108 1 F= 96500 C/mol

a) Katodoan kokatu behar da ondoko prozesua gerta dadin:



$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$  erredukzioa, hain zuzen ere.

b) lodiera = 2 mm

$S = 20 \text{ cm}^2$

$I = 5 \text{ A}$

Bolumena kalkulatzeko,  $V = \text{Azalera} \cdot \text{lodiera} =$

$V = 20 \text{ cm}^2 \cdot 0,2 \text{ cm} = 4 \text{ cm}^3$

Zilarraren masa dentsitatearekin,

Dentsitatea = Masa / Bolumena

$10,5 \text{ g/cm}^3 = \text{Masa} / \text{cm}^3$  eta hemendik,  $\rightarrow \text{Masa} = 42 \text{ g Ag}$

Faraday-ren legea erabiliz,

$\text{Masa} = \text{Mm} \cdot I \cdot t / n \cdot 96500$

Non, Mm=masa molarra; I=korrontearen intentsitatea; t=denbora eta n= trukaturako elektroien kopurua diren

eta datuak ordezkaturaz,

$42 \text{ g Ag} = 108 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ A} \cdot t / 1 \cdot 96500 \text{ C/mol}$

denbora askatuko dugu,  $t = 7.505,56 \text{ s} \approx 2 \text{ h}$



6. (03 Uztaila) Aluminioa, bere oxido ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) fundituaren elektrolisiaz lortzen da. Elektrodoetariko bat aluminiozkoa da eta bestea ikatzezkoa (grafittoa), eta hau karbono dioxido gaseoso bilakatzen da prozesuaren zehar. Gertatzen diren erdierreakzioak hauek dira:



a) Azaldu zein den katodoa eta zein anodoa, eta erreakzio totala idatzi, doitu.

b) Determinatu zenbat denboran pasatu behar duen 5 ampereko korronte batek 18 g aluminio lortzeko

**Datuak:** Masa atomikoak: C=12 ; Al=27 ; 1 F= 96.500 Cxmol<sup>-1</sup>

Katodoa erredukzioa gertatzen den elektrodoa da. Bertan aluminioa erreduzitzen da  $\text{Al}^{3+} + 3 e \rightarrow \text{Al}$ , eta anodoan karbonoaren oxidazioa gertatzen da,  $\text{C} + 2 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 + 4e$

Erreakzio totala lortzeko oxidazioa bider 3 eta erredukzioa bider 4 doitzeko eta batu ondoren,  $3 \text{C} + 6 \text{O}^{2-} + 4 \text{Al}^{3+} \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{Al}$

Elektrolisiarentzako Faraday-ren legea aplikatuz,

$$m = M_m \cdot I \cdot t / z \cdot 96500$$

$m$  = katodoan jarritako masa;  $M_m$  = masa molarra;  $I$  = korrontearen intentsitatea;  $t$  = denbora;  $z$  = trukaturako elektroikopurua

$$18 \text{ g Al} = 27 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ A} \cdot t / 3 \cdot 96500$$

eta denbora askatuz,  $38.600 \text{ s} = 10,72 \text{ h}$

7. (04 Ekaina) Ikasturte honi dagozkion laborategiko praktiketatik bat redox balorazio bat izan da, "permanganimetria" izena hartzen duena, potasio permanganatoa erabiltzen delako.

a) Azaldu, labur, praktika horretan erabilitako materialari eta errektiboek dagokion guztia.

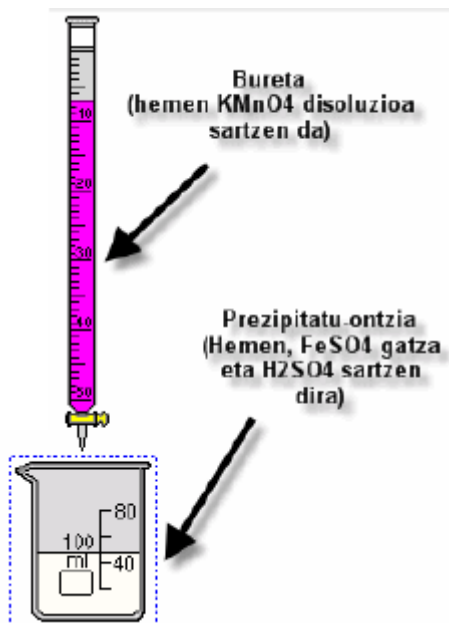
b) Azaldu permanganatoak adierazle (indikadore) moduan jokatutako papera.

c) Demagun prozesu hau:



Idatzi eta azaldu oxidaziozko eta erreduziozko erdierreakzioak.

d) Idatzi erreakzio osoa doitu.



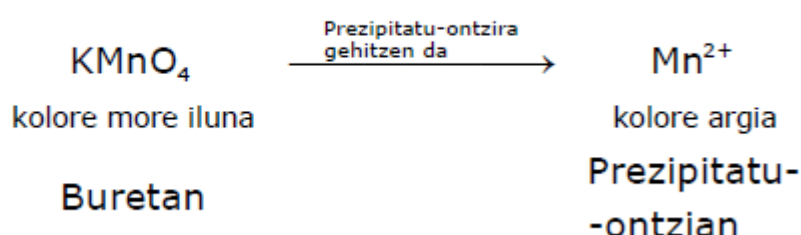
Praktirakareko behar diren elementuak hauek dira nagusiki:

**Bureta.** Hemen potasio permanganato (oxidatzailea) sartuko da, zeren erabilitako potasio permanganato kantitatea zehazki jakin beharko da eta horretarako bolumen zehatza neurtzeko balio duen tresna beharko dugu.

**Prezipitatu-ontzia.** Hemen burdin(II) gatza (erreduktorea) sartuko dugu eta baita ingurune azidoa lortzeko balioko duen azido sulfurikoa baita.

**Irabiagailua.** Honen bitartez, eta potasio permanganato disoluzioa gehitzen den bitartean (prezipitatu-ontzira), disoluzioa uniforme mantenduko da.

Permanganatoak izango duen prozesua hauxe da:

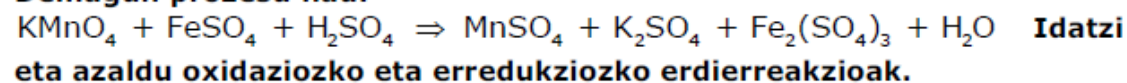


Hasieran, permanganatoa gehitzen denean, erreakzionatu egiten du  $\text{Mn}^{2+}$ -era erreduzituz. Azken espezie honen kolorea argia denez, beheko disoluzioaren kolorea ez da aldatuko.

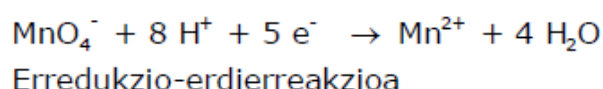
Baliokidetzeta-puntua pasa ondoren, permanganato gehiago gehitzean, ez du erreakziorik emango, erreduktorerik geratzen ez delako ( $\text{Fe}^{2+}$  guztia  $\text{Fe}^{3+}$ -era pasa delako) eta permanganato gisa geratuko da. Baina honek kolore more iluna duenez, beheko disoluzioa koloreztatu egingo da.

Ondorioz, beheko disoluzioa koloreztatzen denean, redox erreakzioa amaitu denaren seinale da, eta hori permanaganatoaren koloreari esker antzeman da.

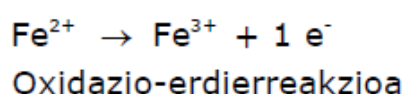
**Demagun prozesu hau:**



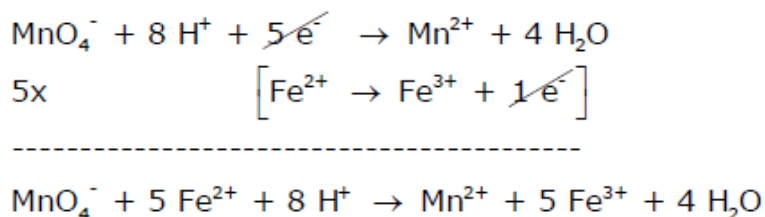
Permanganato ioia erreduzitu egiten da ingurune azidoan era honetan (materia eta kargaren balantzea egin ondoren):



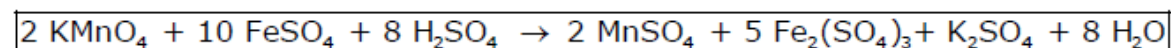
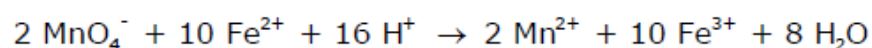
Burdin katioia oxidatu egiten da era honetan:



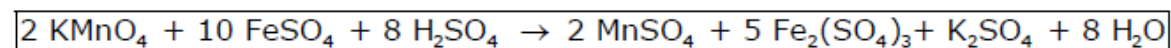
Erdierreakzioak doituko ditugu, kontutan harturik elektroien kopuruak kantzeltatu egin behar direla:



Hau, ekuazio ionikoa izango litzateke. Orain, espezie ioniko horiek konposatuei esleituko diegu eta koefiziente guztiak bikoiztu, koefiziente estekiometriko guztiak osoak izateko:



Azkenik, doituta dagoela frogatzeko, kontaketa egingo dugu:



	Erreak	Prod
K	2	2
Mn	2	2
O	80	80
Fe	10	10
S	18	18
H	16	16

8. **(04 Uztaila)** 10 A-ko korrante elektriko jarraitu eta konstante bat  $\text{ZnSO}_4$ -tan 0,2 M den disoluzio batetik pasazten da. 30 minutu eta gero, katodoan 6,09 g zink metaliko depositatu direla ikusten da.
- Determinatu zinkaren masa atomikoa.
  - Kalkulatu zenbat denbora beharko den disoluzioan dagoen zink guztia deposita dadin.

**Datua:**  $1F = 96500 \text{ C}$

a) Katodoan gertatzen den erredukzioa,  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{Zn} (\text{s})$

Elektrolisiarentzako Faraday-ren legea aplikatuz,

$$m = M_m \cdot I \cdot t / z \cdot 96500$$

$m$  = katodoan jarritako masa;  $M_m$  = masa molarra;  $I$  = korrontearen intentsitatea;  
 $t$  = denbora;  $z$  = trukaturako elektroio kopurua

$$\text{Datuak ordezkatuz, } 6,09 \text{ g} = M_m \cdot 10 \text{ A} \cdot 30 \cdot 60 \text{ s} / 2 \cdot 96500$$

$$\text{Eta } M_m \text{ askatuz, } M_m = 65,3 \text{ g/mol}$$

b) Disoluzioan dagoen Zn-aren kantitatea,  $0,2 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 0,4 \text{ mol Zn}$

$$0,4 \text{ mol Zn} \cdot 65,3 \text{ g/mol} = 26,12 \text{ g Zn}$$

Berririo aplikatuko dugu Faraday-ren legea,  $m = M_m \cdot I \cdot t / z \cdot 96500$

$$26,12 \text{ g Zn} = 65,3 \text{ g/mol} \cdot 10 \text{ A} \cdot t / 2 \cdot 96500$$

$$\text{eta denbora askatuz, } t = 7.720 \text{ s} = 2,14 \text{ h}$$

9. (05 Uztaila) Objektuak urrezko bainu elektrolitiko batez gainestaltzeko, urre(III) sulfatoaren disoluzioak erabiltzen dira.

a) Azaldu zein elektrodotan kokatu beharko den eskumuturreko bat urrez gainestaltzeko. Zein erreakzio gertatuko da?

b) Baldin korrontea 0,3 A-koa bada, ze denboratan pasarazi beharko da korrontea 14,7 g urre depositatu daitezen?

**Datuak:** Masa atomikoak:  $\text{Au}=197$  ;  $1F=96.500 \text{ C}$

Katodoan kokatu behar da. Erreakzioa,  $\text{Au}^{3+} (\text{aq}) + 3\text{e} \rightarrow \text{Au} (\text{s})$  erredukzioa da.

Faraday-ren legean,  $m = M_m \cdot I \cdot t / z \cdot 96.500 \rightarrow$

$$14,7 \text{ g} = 197 \cdot 0,3 \text{ A} \cdot t / 3 \cdot 96500 \rightarrow t = 72.007,61 \text{ s} = 20 \text{ h}$$

10. (06 Ekaina) Kobrea lortu nahi da kobre (II) sulfatozko disoluzioaren elektrolisia eginez:

a) Eraikuntzaren eskema egizu eta osagai bakoitzaren izenak adieraz itzazu.

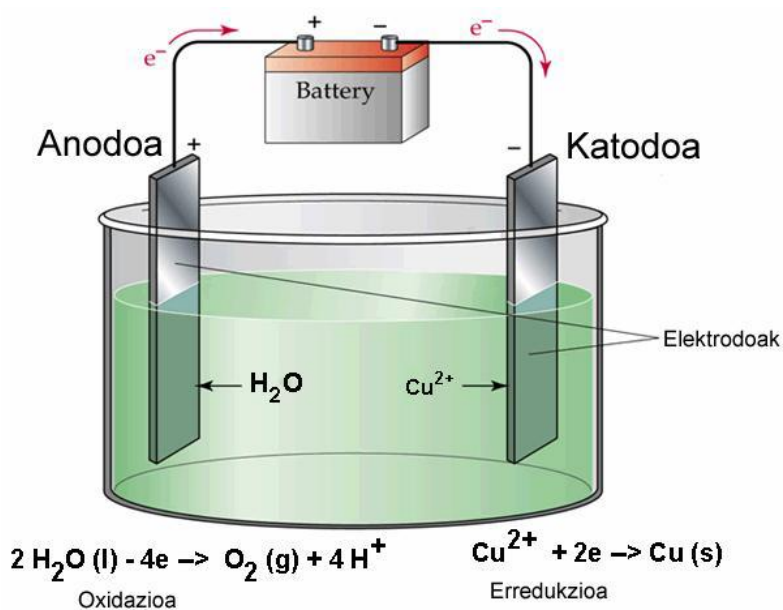
Elektrodoen polartasuna eta eurretan gertatuko diren erreakzioak idatz itzazu.

Anodoan eta katodoan gertatuko diren fenomeno fisikoak azal itzazu.

b) 5 A-ko korrontea 45 minutuan pasarazi ondoren 4,44 g kobre ezarri dira. Kobrearen masa atomikoa kalkula ezazu

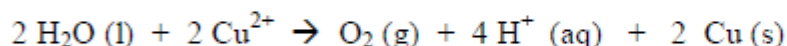
**Datua:**  $1 F = 96.500 \text{ C}$





Irudian ikusten denez oxidazioa anodoan (+) gertatzen da eta erredukzioa katodoan (-).

Prozesu globala doitu ondokoa da:



Anodoan oxigeno gasa askatuko da eta katodoan kobre metalikoa ezarriko da kolore gorria agertuz.

b) Elektrolisiarentzako Faraday-ren legea erabiliz,

$$\text{Masa} = \text{Mm} \cdot \text{I} \cdot \text{t} / \text{n} \cdot 96500$$

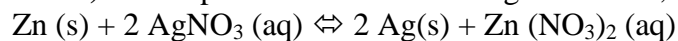
Non, Mm=masa molarra; I=korrontearen intentsitatea; t=denbora eta n= trukaturako elektroio kopurua diren

eta datuak ordezkatur.

$$4,44 \text{ g} = \text{Mm} \cdot 5 \text{ A} \cdot 2700 \text{ s} / 2 \cdot 96500$$

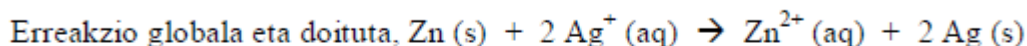
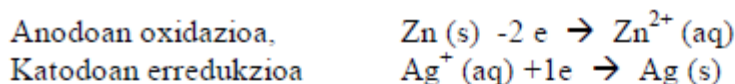
Eta kobreaken maramolarra askatu ondoren,  $\text{Mm} = 63,5 \text{ g}$

11. (07 Uztaila) Redox prozesu hau bat-batean gertatzen da, norabide zehatz batean:



- Aurreko erreazioan oinarritutako pila bat nola eraiki daitekeen azal ezazu.
- Elektrodo bakoitzean gertatzen diren erreazioak adieraz itzazu
- Pilaren f.e.m. estandarra kalkula ezazu
- Kalkula ezazu eraldatu den zilar-masa, pilak 38600 C-ko karga bat mugitu baldin badu

**Datuak:** Masa atomikoa: Ag= 108;  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  ;  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$



Pilaren i.e.e.  $E^\circ = 0,8 + 0,76 = 1,56 \text{ V}$

Zinkaren potentziala zeinuz aldatu dugu oxidazioa gertatzen baita.

Faraday-ren legea aplikatuz,  $\text{Masa} = \text{Mm} \cdot \text{Q} / \text{n} \cdot 96500$

Non, Mm=masa molarra; Q=korrontearen karga elektrikoa eta n= trukaturako elektroi kopurua diren.

$\text{Masa} = 108 \cdot 38.600 \text{ C} / 1 \cdot 96500 = 43,2 \text{ g Ag}$

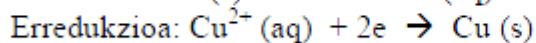
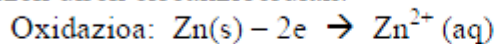
12. **(09 Uztaila)** Hauspeatze-ontzi batean kobre (II) sulfatoaren ur-disoluzio urdin bat dugu, eta haren barruan zink-xafla bat sartzen dugu. Kontuan hartuta 25°C-an erredukzio-potentzialak

$E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  eta  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$  direla, erantzun arrazoituz:

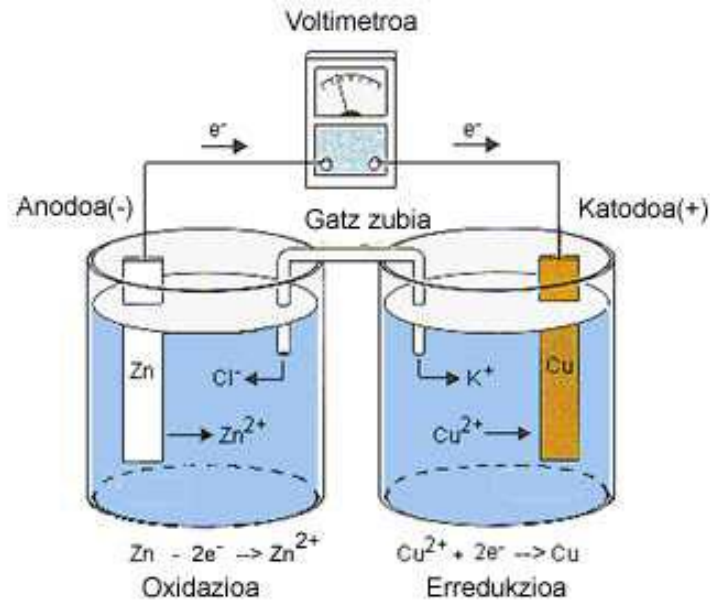
- Idatz itzazu ontziaren barruan gertatzen diren erreakzioak, eta azaldu nolako itxura izango duen zink-xaflak, erreakzioak aurrera egin ahala. Erreakzioa bukatu ondoren, zer gertatuko da kobre (II) sulfato disoluzioaren kolore urdinarekin?
- Bi xaflakin pila bat osatu behar da. Bata zinkekoa da, eta 1M den zink (II) sulfato disoluzioan sartuta dago, eta bestea kobrezkoa, eta 1 M den Cu (II) sulfato disoluzioan sartuta dago. Marraztu pila voltaikoaren eskema, eta adierazi eskema horretan elektroi-korrontearen noranzkoa eta gatz-zubiko ioien higidura.
- Kalkula ezazu pila horren indar elektroeragile estandarra 25°C-an. Seinala ezazu, arrazoituz, pilan katodo gisa arituko den elektrodoa.

a) Potentzialak ikusiz gero disoluzioan dauden  $\text{Cu}^{2+}$  ioiak erreduzituko dira kobre metalikora eta zink-xafla gainean ezarriko da kolore gorria emanaz. Zink metalikoa oxidatuko da  $\text{Zn}^{2+}$  ioiak askatuz disoluziora. Disoluzioaren kolore urdina desagertuko da, kolore bihurtuz.

Gertatzen diren erreakzioerdiak:



b)



c) Erreakzio osoa:  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$   
eta pilaren i.e.e. =  $0,34 + 0,76 = 1,1 \text{ V}$ . Katodoa kobrezko elektrodoa da, bertan erredukzioa gertatzen baita.

13. (10 Ekaina) Azaldu eta arrazoitu zer gertatuko den honako kasu hauetan:

- $\text{FeSO}_4$ -aren disoluzio bat zinhezko koilaratxo batez irabiatzen denean
- Kobre (II) sulfatozko disoluzio batean burdinazko lima-hautsak sartzen direnean
- Kaltzio klorurozko disoluzioari zink zatiak gehitzen zaizkionean.

**Datuak:** Erredukzio-potentzialak:  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,44 \text{ V}$   
 $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}) = -2,87 \text{ V}$

Kasu guztietan aztertuko dugu zer espezie aurkitzen diren, espezien erredukzio-potentzialak eta ea espontaneoki gerta daitezken. Prozesuari dagokion potentziala positiboa bada espontanea da; berriz, negatiboa bada ez da gertatuko.

a)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  eta  $\text{Zn(s)}$  daude. Gertatzekotan zinka oxidatuko da eta  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ioiak erreduzitu  $\text{Fe(s)}$ -ra.

Prozesu osoa,  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe(s)}$

eta potentziala da  $0,44 \text{ V} + 0,76 \text{ V} = 1,2 \text{ V}$

Posiblea da. Koilara disolbatuko da disoluzio horretan eta  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  erreduzituko da burdina solidoa agertuz.

b)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  eta  $\text{Fe}(\text{s})$  daude. Kobrea erreduzitu behar da  $\text{Cu}(\text{s})$ -ra eta burdina oxidatu  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ -ra.

Prozesu osoa,  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

eta potentziala da  $0,34 \text{ V} - 0,44 \text{ V} = -0,10 \text{ V}$

Berez ez da gertatuko. Ez da ezer pasatuko.

c)  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$  eta  $\text{Zn}(\text{s})$  daude. Kaltzioa(II) erreduzitu behar da  $\text{Ca}(\text{s})$ -ra eta zinka oxidatu  $\text{Zn}^{2+}$  -era.

Prozesu osoa,  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{s})$

eta potentziala da  $-2,87 \text{ V} + 0,76 \text{ V} = -2,11 \text{ V}$

Ez da ezer gertatuko.

14. (10 Uztaila) “Daniell pila bat (edo haren baliokide bat) egitea” delako praktikan:

a) Zertan datza gatz zubia? Zertarako balio du gatz-zubiak?

b) Zein elektrodotan gertatzen da oxidazioa eta zeinetan erredukzioa?

c) Irudika ezazu pila hori era sinbolikoan.

Arrazoitu itzazu argiro zure erantzunak

Azalpena liburuan.

15. (10 Uztaila) Laborategiko praktika bat elektrolisia izan da. Demagun  $\text{HCl}$ -zko disoluzio bat elektrolizatzen dela eta anodoan kloroa askatzen dela. Kalkula ezazu, era arrazoituan, askatuko den kloro gasaren bolumena,  $25^\circ\text{C}$ -an eta 730 mm Hg-an, zirkulatu duen karga 50.000 coulomb dela joz gero.

**Datuak:**  $R=0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ;  $F=96.500 \text{ C}$

Anodoan gertatzen den erreakzioerdia da,  $2 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) - 2e \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$  oxidazioa da.

Kalkulatzeko askatutako kloroaren masa, elektrolisiarentzako Faraday-ren legea aplikatuko dugu,

$$m = M_m \cdot I \cdot t / z \cdot 96500 = M_m \cdot Q / z \cdot 96500$$

$m$  = elektrodoan jarritako masa;  $M_m$  = masa molarra;  $I$  = korrontearen intentsitatea;

$t$  = denbora;  $z$  = trukaturako elektroi kopurua;  $Q$  = karga elektrikoa

Datuak ordezkaturaz,  $m = 71 \text{ g} \cdot 50.000 \text{ C} / 2 \cdot 96500 \text{ C} = 18,4 \text{ g Cl}_2$

Eta bolumena lortzeko gas idealen ekuazioa,  $PV = nRT$

$$(730/760) \text{ atm} \cdot V = (18,4 \text{ g}/71) \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \cdot 298 \text{ K}$$

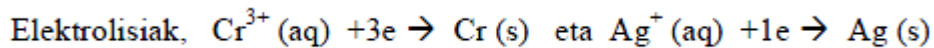
$$\rightarrow V = 6,59 \text{ L Cl}_2$$

16. (11 Ekaina) Elektrolisia izan da saiakuntzetako bat. Kromo (III) ioia duen disoluzio batean zehar korrante elektrikoa igarotzean 0,3446 g kromo lortzen dira, eta, elektrizitate kantitate berdinarekin, 2,158 g zilar lortzen dira zilarrezko gatz baten elektrolisi-prozesuan. Zilarraren masa atomikoa 107,9 dela jakinik, kalkula itzazu honako hauek:

a) Kromoaren masa atomikoa.

b) Metatutako zilar eta kromo atomo kopuruak.

**Datuak:**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ ;  $F = 96500$  C



Faraday-ren legea erabiliz,

$$\text{Masa} = M_m \cdot Q / n \cdot 96500$$

Non,  $M_m$ =masa molarra;  $Q$ = karga elektrikoa eta  $n$ = trukaturako elektroio kopurua diren

$$\text{Kromoa, } 0,3446 \text{ g kromo} = M_m(\text{Cr}) \cdot Q / 3 \cdot 96500$$

$$\text{Zilarra, } 2,158 \text{ g zilar} = 107,9 \text{ g} \cdot Q / 1 \cdot 96500$$

Karga elektriko berdina pasatzen da eta goiko ekuazioetatik,  $M_m(\text{Cr}) = 51,69$  g

$$\text{Zilar atomo-kopurua, } 2,158 \text{ g Ag} \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomo Ag}}{1 \text{ mol}} = 1,2 \cdot 10^{22} \text{ atomo Ag}$$

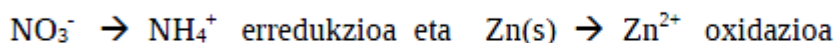
$$\text{Kromo atomo-kopurua, } 0,3446 \text{ g Cr} \frac{1 \text{ mol Cr}}{51,69 \text{ g Cr}} \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomo Cr}}{1 \text{ mol}} = 4,0 \cdot 10^{21} \text{ atomo Cr}$$

17. (11 Uztaila) Baldintza estandarretan, erreakzionatuko al dute nitrato ioiak eta zink metalikoak ingurune azidoan amonio ioia eta zink (II) ioia sortzeko? Arrazoitu ezazu erantzuna, eta, prozesua gertatzen bada, erabili ezazu ioi-elektroiaren metodoa ekuazio kimikoa doitzeko. Adiera itzazu argi eta garbi prozesuaren oxidatzailea eta erreduktorea.

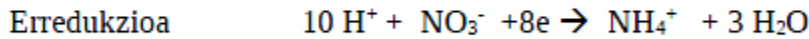
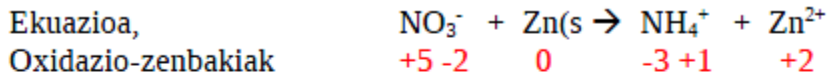
Datuak: Erreduzio-potentzial normalak: nitrato ioi/amonio ioi = 0,89 V ;

zink(II) ioi/zink metalikoa = -0,76 V

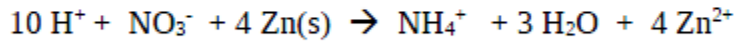
Goikoa gertatzeko, erreakzierdiak izango dira



Bi prozesuei dagozkien potentzialak dira +0.89 V eta +0.76 V eta prozesu globalaren potentziala positiboa da, +0.89 V + 0.76 V; beraz, bai gertatuko da espontaneoki.



Oxidazioa x 4 eta biak batuz,

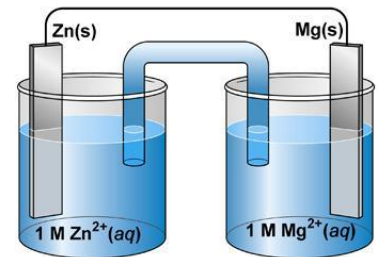


Oxidatzailea nitrato ioia da eta erreduktorea zinka.

18. (16 Ekaina) Irudiko pilari erreparatuta, erantzun iezaiezu galdera hauei:

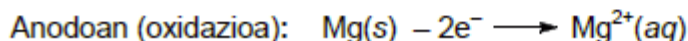
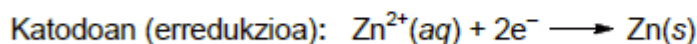
Datuak:  $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

- Zer prozesu gertatzen dira pilaren anodoan eta katodoan?
- Gatz-zubian amonio nitratoa dagoela jakinik, norantz mugituko dira dagozkion ioiak?
- Norantz mugituko dira elektroiak kanpo-zirkuituan zehar?
- Zer balio izango du pilaren tentsioak baldintza estandarretan?



- $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) > E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$  denez, zink katioia  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  erreduzituko da, eta magnesio metala  $\text{Mg(s)}$  oxidatu.

Hortaz, prozesu hauek gertatuko dira:



- Katodoan ioi positiboen kontzentrazioa txikitzen ari denez, amonio ioiak bertara abiatuko dira. Anodoan, aldiz, ioi positiboen kontzentrazioa handitzen ari denez, nitrato ioiak bertara abiatuko dira.
- Magnesiozko xaflatik zinkezko xaflara. Magnesiozko xaflak elektroiak galtzen ditu (oxidatzen da), eta zinkezko xaflaraino bidaiatzen dira elektroiek zink ioien erredukzioa gertatzeko.
- $E = E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = (-0,76) - (-2,37) = 1,61 \text{ V}$

**GALDERAK**

19. (98 Ekaina) a) Pila galvaniarraren eta upel elektrolitikoaren arteko kidetasunak eta desberdintasunak

b) Laborategian kobre sulfatozko disoluzio baten elektrolisia egiterakoan, azaldu, erabili diren materialak eta aparatuak aipatuz, nola determinatzen den oxidatu edo erreduzitu den kobre-kantitatea, eta nola neurtzen den upel elektrolitikoaren zeharkatu duen elektrizitate kantitatea.

a) Kidetasunak: biotan daude redox erreakzioak eta korrante elektrikoa.

Desberdintasunak:

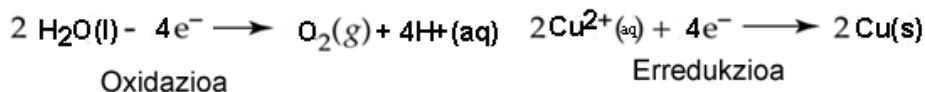
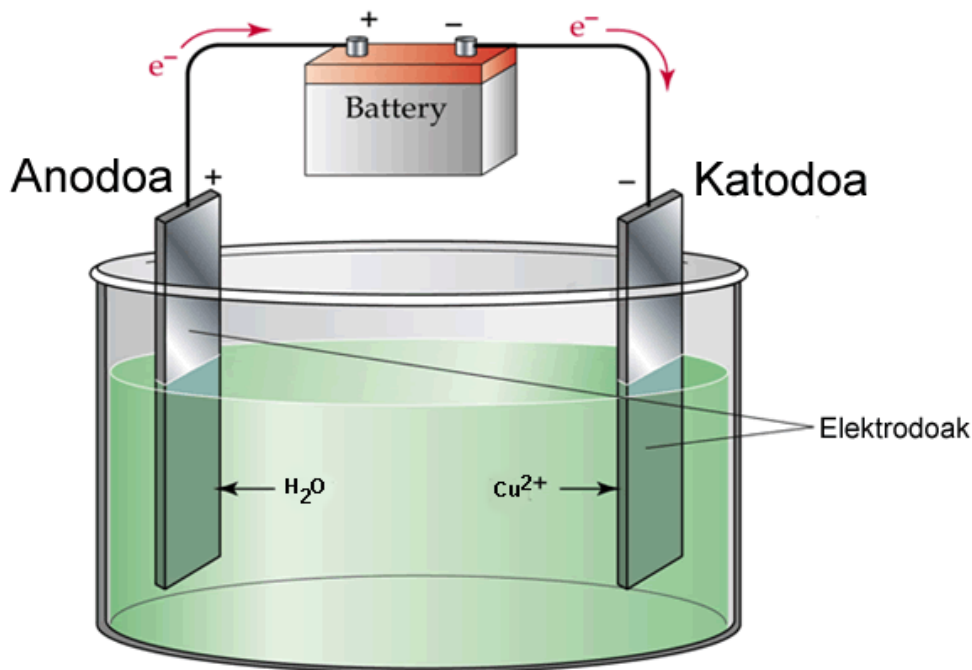
Pila galvaniarra	Upela elektrolitiko
Anodoa polo negatiboa da	Anodoa polo positiboa da
Katodoa polo positiboa da	Katodoa polo negatiboa da
Erreakzio kimikoak elektrizitatea sortzen du	Elektrizitateak erreakzio kimikoa sortzen du
Bi ontzietan gertatzen da	Ontzi batean
Bi elektrolito daude	Elektrolito bakarra dago
Redox erreakzioa espontaneo da	Redox erreakzioa ez da espontaneo

b) Erreduzitzen den kobreakin kantitatea katodo gainean ezartzen da eta pisatuko dugu katodoaren erreakzioa gertatu baino lehen eta gero. Diferentzia izango da ezarritako kobreakin masa.

Elektrizitate kantitatea kalkulatzeko Faraday-ren legea erabiliko dugu,

$$\text{Masa} = \frac{M_m \cdot Q}{n \cdot 96500} = \frac{M_m \cdot I \cdot t}{n \cdot 96500}$$

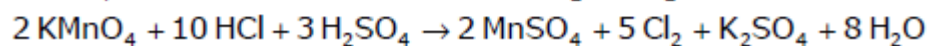
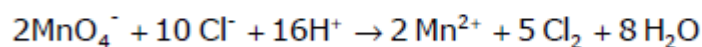
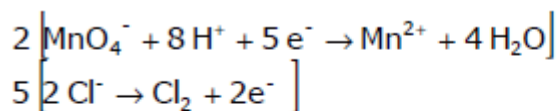
Non,  $M_m$ =masa molarra=63,5;  $Q$ = elektrizitate kantitatea (C)  $I$ =korrantearen intentsitatea (A);  $t$ =denbora (s) eta  $n$ = trukaturako elektroien kopurua =2 diren.



20. (99 Ekaina) a) Ioi-elektroi izeneko metodoa erabiltuta, ondoko prozesua doi ezazu:



b) Ikasturte honi dagozkion laborategiko praktiken arteko bat, redox balorazio bat izan da, “permanganimetria” izena duena, bertan potasio permanganato erabiltzen baita. Azaldu, laburki, balorazio honi dagokion guztia (erabilitako materiala, oxidatzailea, erreduktorea, erdierreakzioak eta adierazlea).



Permanganimetria redox balorazioa da eta permanganatoaren kolorea morea denez, soberan dagoenean indikatzailearen papera ere egiten du.

$\text{Fe}^{+2}$  baloratzeko, adibidez, erlenmeyer batetan jartzen da bolumen ezagun bat eta permanganatoa botatzen hasten da. Permanganatoa erreduzitzen da eta kolorea galtzen du. Guztiz baloratuta dagoenean, permanganato gehiago botatzean sobrea geratuko da eta disoluzioak kolorea hartzen du. Permanganatoa erreduzitu egiten da eta burdina oxidatzen da  $\text{Fe}^{3+}$  -ra.

21. (00 Ekaina) A ontzi batean bi disoluzioren bolumen berdinak nahasten dira, disoluzio batek  $\text{Ag}^+$  ioiak ditu, eta besteak  $\text{Fe}^{2+}$  ioiak. Beste ontzi batean, B ontzian, bi disoluzioren bolumen berdinak nahasten dira, disoluzio batek  $\text{Ag}^+$  ioiak ditu eta



besteak  $\text{Fe}^{3+}$  oiak ditu. Ioi guztien kontzentrazioak 1 M dira. Arrazonatu erreakziorik gertatuko den, eta hala balitz, idatzi, eta espezie oxidatzaile eta erreduzitzailea identifikatu:

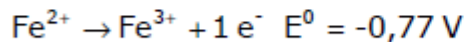
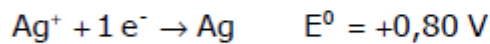
a) A ontzian

b) B ontzian

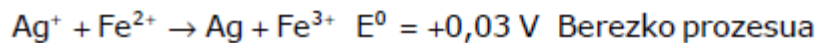
**Datuak:** Erredukziozko potentzial estandarrak ( $E^0$ ):  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$   $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe} = -0,04 \text{ V}$   
 $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ V}$   $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$

#### A ONTZIA

Erreakzioa ematekotan, zilarra erreduzitu egin behar da, forma oxidatuan bait dago. Zilarra erreduzitzen bada,  $\text{Fe}^{2+}$  ioia oxidatu egin behar du  $\text{Fe}^{3+}$ -ra. Potentzialak aztertuko ditugu, berezko prozesua den ala ez ikusteko:



-----



#### B ONTZIA

B ontzian zilarra eta burdina ioiak forma oxidatuenean daude eta zerbait ematekotan erreduzitu egin beharko lirateke, baina biak ezin dira batera erreduzitu zeren elektroioak hartzeko norbaitek eman behar ditu.

22. (01 Uztaila) Ondoko elektrodoen erredukziozko-potentzia normalak,  $E^0$ , ezagunak dira:



- Pila horren eskema bat irudikatu, elektrodoak izendatuz, eta elektrodo bakoitzean gertatzen den erreakzioa idatzi.
- Pilaren erreakzio totala idatzi, eta beraren i.e.e.-a edo voltaia normala kalkulatu

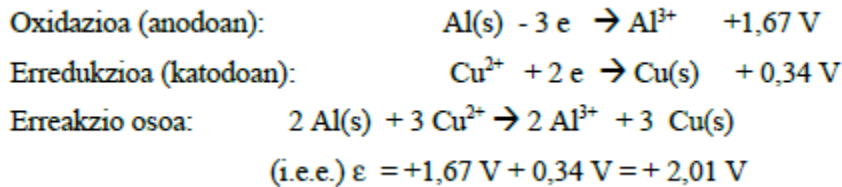
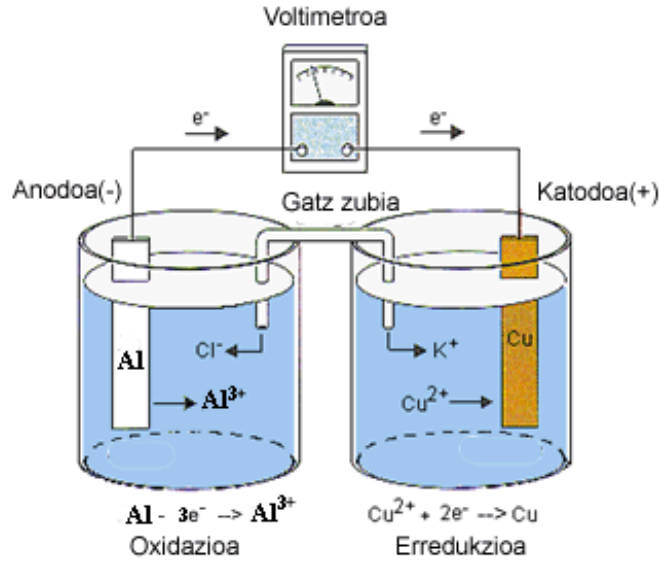
a) Aztertzen baditugu bi elektrodoen erredukziozko potentzialak zera ondorioztatzen dugu: baliorik altuena duena erreduzituko da eta bestea oxidatu.

Al oxidatuko da  $\text{Al}^{3+}$ -ra anodoan eta  $\text{Cu}^{2+}$  erreduzituko da Cu-ra katodoan

Pilaren eskema ondokoa da:



Eta marrazkia:



23. (02 Ekaina) a) Daniell pilaren eskema irudikatu, beronetan eraketan erabilitako materiala eta errektiboak izendatuz.

b) Elektrodoen polaritatea adierazi, beraien izenak, elektroi-korrontearen norabidea kanpo-zirkuituaren zehar eta gertatzen diren erdierreakzioak.

c) Pilaren prozesu totala idatzi, eta pilaren indar elektroeragile estandarra kalkulatu.

d) Pilaren indar elektroeragilea kalkulatu baldin disoluzioen kontzentrazioak 0,1 M badira.

**Datuak:** Erredukziozko potentzial estandarrak:  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34\text{ V}$      $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76\text{ V}$

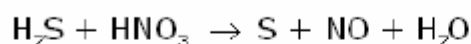
## Liburua (4.1-264 eta 265 orrialdeetan)

24. (05 Ekaina) Hidrogeno sulfuro gaseosoa azido nitrikoaren zehar burbuilarazterakoan, sufrea, nitrogeno monoxidoa eta ura eratzen dira.

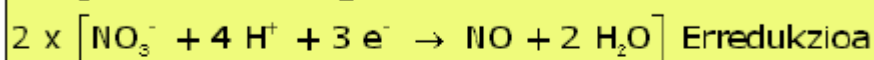
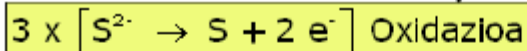
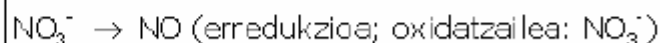
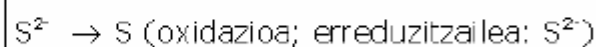
a) azaldu zeintzuk diren espezie oxidatzailea eta erreduzitzailea, eta, ioielektroi delako metodoa erabiliz, idatzi erred-ox erdierreakzioak eta erreakzio osoa

b) Baldin 250 mL azido nitrikoa 5 M kontsumitu direla egiaztatzen bada, zein izango da erreakzionatu duen hidrogeno sulfuro gaseosoaren bolumena, baldintza normaletan neurtuta?

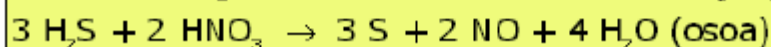
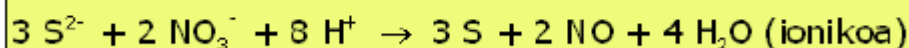
## 1. Ekuazio kimikoaren doiketa



Prozesuak



-----



## 2. Kalkulu estekiometrikoak

Kontsumitutako azidoaren mol-kopurua:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,25 \text{ L dis} \cdot \frac{5 \text{ mol HNO}_3}{\text{L dis}} = 1,25 \text{ mol HNO}_3$$

Lortutako hidrogeno sulfuroaren bolumena (kontuan harturik baldintza normaletan gas guztien bolumena 22,4 L dela):

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 1,25 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{S}}{2 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = 42 \text{ L}$$

25. (06 Uztaila) Zn metala, Cu metala, zink nitrato 1M disoluzioa eta Cu(II) nitrato 1M disoluzioa ditugu. Dagozkien erdierreakzioak idatziz, azal ezazu aurreko lau substantzietatik zein (bat edo gehiago) erabil daitekeen honako hau gerta dadin:

a) Disoluzioan dauden  $\text{Fe}^{3+}$  ioiak  $\text{Fe}^{2+}$  ioitara erreduzi daitezen

b) Disoluzioan dauden  $\text{Fe}^{3+}$  ioiak  $\text{Fe}^{2+}$  ioitara erreduzitu ostean hauek Fe metalera pasa daitezen.

Erredukzio potentzial estandarrak ( $E^0$ ): ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ )= 0,77 V ; ( $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ )= -0,44 V ;  
( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ )=-0,76 V ; ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ )= 0,34 V

Prozesu osoaren potentziala positiboa izan behar da berez gertatzeko.

$\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  erredukzio hau gertatzeko 0,77 V baino potentzial txikiagoa duen beste substantzia bat erreduzitu behar da. Posiblea da edozeinekin, oxidazioak honako hauek izanez,  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$   $E^0 = +0,76 \text{ V}$  edo  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$   $E^0 = -0,34 \text{ V}$

$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}$   $E^0 = -0,44 \text{ V}$  erredukzioa burutzeko beste substantzia bat oxidatuko da. Aukera bakarra, Zn metala oxidatzea da,  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$   $E^0 = +0,76 \text{ V}$

26. (07 Ekaina) a) Zer f.e.m. izan dezake bi elektrodo normalez, bata burdinezkoa eta bestea kobrezkoa, osaturiko pila batek?

b) Zer gertatzen da burdin barra bat azido klorhidrikoan, 1 M, sartuz gero? eta barra kobrezkoa bada?

**Datuak:**  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

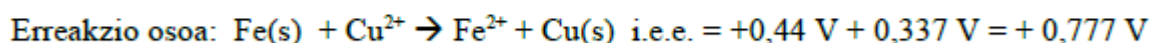
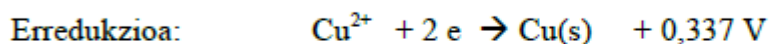
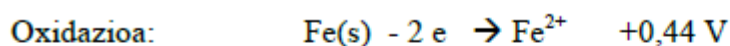
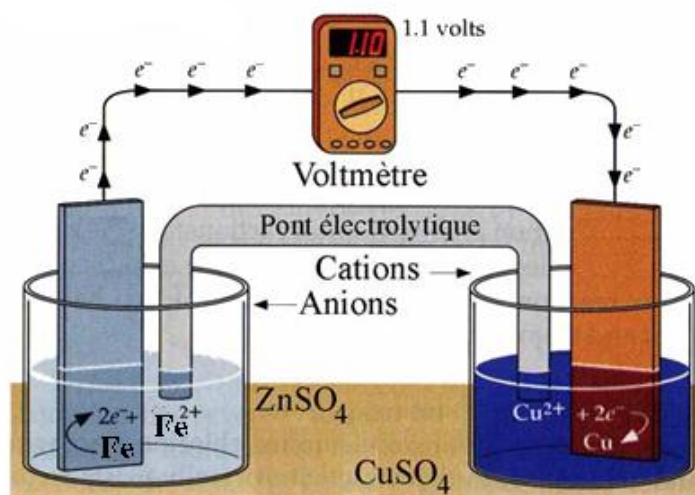
a) Aztertzen baditugu bi elektrodoen erredukziozko potentzialak zera ondorioztatzen dugu: baliorik altuena duena erreduzituko da eta bestea oxidatu.

Fe oxidatuko da  $\text{Fe}^{2+}$  ra anodoan eta  $\text{Cu}^{2+}$  erreduzituko da Cu-ra katodoan

Pilaren eskema ondokoa da:



Eta marrazkia:



b)  $2\text{H}^+/\text{H}_2$  elektrodo normalaren i.e.e.=0

Burdina barra bat, Fe(s), HCl 1 M disoluzioan sartzean  $\text{H}^+$  ioiek Fe oxidatuko dute  $\text{Fe}^{2+}$  -ra, erredukziozko potentziala handiago dutelako eta  $\text{H}^+$  ioiek erreduzituko dira  $\text{H}_2$  askatuz.

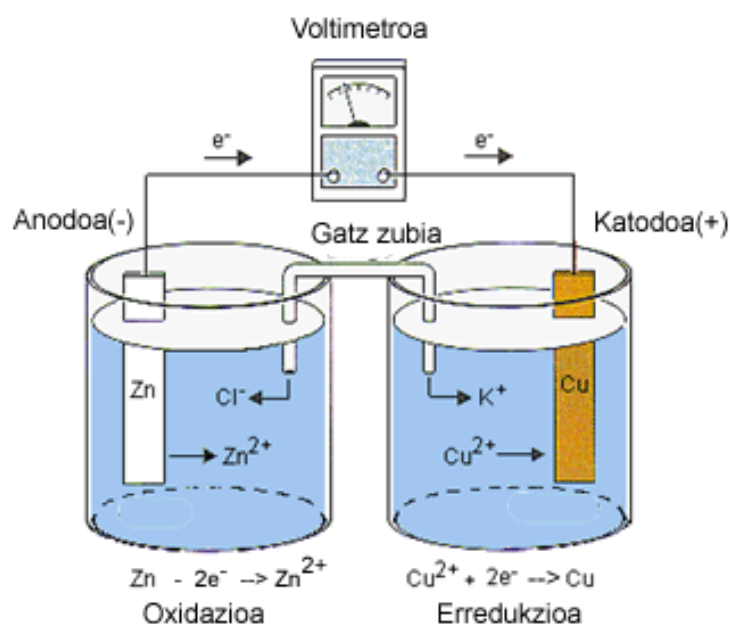
Aldiz, kobrezko barra bat sartzean ez da ezer gertatuko ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) erredukziozko potentziala  $2\text{H}^+/\text{H}_2$  -rena baino handiagoa delako.

27. **(08 Ekaina)** “Pila galvaniko bat eraikitzea” deritzon praktikan (edo haren antzeko beste batean):

- Azal itzazu pilak dituen osagaiak eta haien funtzioa.
- Idatz itzazu elektrodo bakoitzaren erreakzioak eta erreakzio globala.
- Zer gertatuko da gatz-zubia kentzen baduzu?

**Datuak:**  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

Redox erreakzio espontaneo batetik abiatuta energia elektrikoa sortzeko gai den gailua. Ikus dezagun Daniell pila izenekoa.



Pilaren erreakzio globala:  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Pilaren indar elektroeragilea:  $\epsilon^0 = 0,34 + 0,77 = 1,11 \text{ V}$

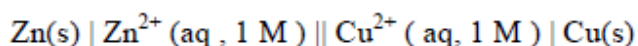
Zinka oxidatzen da eta erreduziozko potentzialari zeinua aldatu diogu.

Pila voltaikoaren osagaiak:

- Elektrodoak: metalezko xafiak:
  - Zinkezko elektrodoa,  $\text{ZnSO}_4$ -zko disoluzio batean murgilduta. ANODOA da. Bertan oxidazioa gertatzen da eta elektroioak askatzen dira. Elektrodo hau erreakzio aurrera joan ahala disolbatu egiten da. Ezkerraldean kokatzen da. Negatiboa da

- Kobrezko elektrodoa,  $\text{CuSO}_4$ -zko disoluzio batean murgilduta. KATODOA da. Bertan erredukzioa gertatzen da, non elektroiak irabazten diren. Elektrodo honen masa handitu egiten da erreakzioan. Eskumaldean kokatzen da. Positiboa da.
- Kanpo-eroale elektriko bat korrante elektrikoa ahalbideratzeko. Elektroiak anodotik katodora doa.
  - Voltmetroa. Pilaren indar elektroeragilea (i.e.e.) edo potentziala neurtzeko tresna. Indar elektroeragilea, elektrodoen arteko potentzial-diferentzia elektroiak eroateko neurria da, volt-etan neurtzen da (V).
  - Gatz-zubia. Zirkuitua ixteko, pilaren prozesuekiko geldoa den elektrolito bat,  $\text{KCl}$ -zko disoluzio batez osatuta, adibidez. Gatz-zubiaren funtzioa bi ontzietan dauden disoluzioen neutralizazioa mantentzekoa da. Ioi negatiboak (kloruro ioiak) anodorantz doaz eta ioi positiboak (potasio ioiak) katodorantz.

Hurrengo notazioa erabiltzen da pila voltaikoa adierazteko:

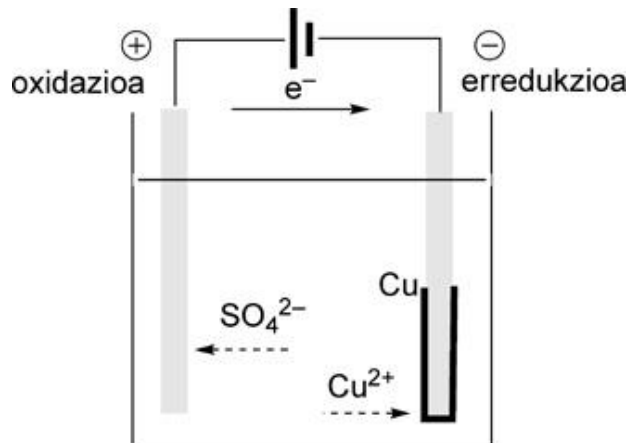


anodoaren izaera | 1. gatzaren disoluzioaren konposizioa eta molaritatea ||gatz zubia|| 2. gatzaren disoluzioaren konposizioa eta molaritatea | katodoaren izaera

c) Gatz-zubia kenduko bagenu zirkuitua zabalik geldituko litzeteke eta korrante elektrikoak ezin izango luke pasatu

28. (13 Uztaila) Kobre(II) sulfatozko ur-disoluzio baten elektrolisia 4 orduz egin ondoren, 16,583 g kobre metaliko jalkitzen da.

- a) Egin ezazu elektrolisi-upelaren irudi eskematikoa, eta adieraz ezazu korrante elektrikoaren eta disoluzioko ioien migrazioaren noranzkoa.
  - b) Adieraz ezazu zer erreakzio gertatzen den elektrodo negatiboan, eta azaldu ezazu oxidazioa ala erredukzioa den.
  - c) Kalkulatu korrante elektrikoaren intentsitatea.
- a) Hau da upelaren eskema. Katodoan erredukzioa espontaneoki gertatzen da eta anodoan oxidazioa.



- b) Elektrodo negatiboan (katodoan):  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{Cu}$  (erredukzioa)  
 c) Korrontearen karga elektrikoa ( $2 e^{-}$  /mol direla kontutan hartuz):

$$16,583\text{g}(\text{Cu}) \times \frac{1\text{mol}(\text{Cu})}{63,5\text{g}(\text{Cu})} \times \frac{2\text{mol} \cdot e^{-}}{1\text{mol}(\text{Cu})} \times \frac{96.500\text{C}}{1\text{mol} \cdot e^{-}} = 50.402\text{C}$$

$$\text{eta intentsitatea: } I = \frac{Q}{t} = \frac{50.402\text{C}}{4 \times 3.600\text{s}} = 3,5\text{A}$$

29. (14 Ekaina) Kobre (II) kloruroaren disoluzioa elektrolizatu egin da 10 A-ko korronte bat erabiliz:

- a) Idatz ezazu elektrodo bakoitzean gertatzen den prozesuaren ekuazio kimikoa.  
 b) Zenbat gramo kobre metaliko lortuko dira 20 minututan?.  
 c) Denbora berean, zenbat litro kloro (g) askatuko dira BNetan neurtuta?.
- a) Kobre (II) kloruroa solido ionikoa da. Uretan disolbatzean, disoziatu egiten da, eta kobre (II) eta kloruro ioiak disoluzioan askatzen dira:



Egoera horretan, disoluzioa eroalea da, eta korronte elektrikoa pasarazten bada disoluzioan zehar, elektrolisia gertatzen da:

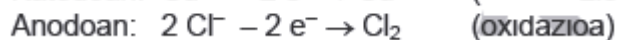
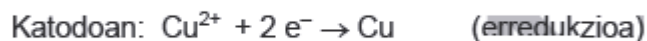


Elektrolisia gertatzeko, prozesu hauek gertatzen dira disoluzioan eta elektrodoetan:

-Disoluzioan:



-Elektrodoetan:



b) Zelda elektrolitotik igarotako karga elektrikoa:

$$q = I \cdot t = 10A \cdot (20\text{min} \cdot 60\text{sec}/\text{min}) = 12.000C$$

eta karga horrek jalgitako Cu metala:

$$m_{(Cu)} = 12.000C \cdot \frac{1\text{mol}(Cu)}{2 \cdot 96500C} \cdot \frac{63,5g(Cu)}{1\text{mol}(Cu)} = 3,95g$$

c) Anodoan askatutako kloro bolumena:

$$V_{(Cl_2)} = 12.000C \cdot \frac{1\text{mol}(Cl_2)}{2 \cdot 96500C} \cdot \frac{22,4L(Cl_2)}{1\text{mol}(Cl_2)} = 1,39L$$

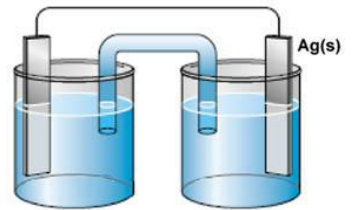
30. (14 Uztaila) Honako hauek dira zelula voltaiko baten osagaiak:

Elektrodo metalikoak: kobrea eta zilarra

Elektrolitoak: kobre (II) nitratoa (aq) 1 M eta zilar nitratoa (aq) 1 M

Gatz-zubia: potasio nitratoa (aq)

Datuak:  $E^0 (Ag^+/Ag) = +0,80 V$ ;  $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = +0,34 V$ .



a) Bete ezazu alboko marrakia osagai bakoitza bere leku egokian adieraziz.

b) Zein elektrodok jokatzen du katodo gisa?

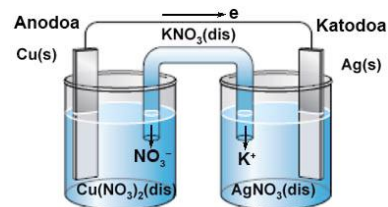
c) Idatz ezazu anodoan gertatzen den prozesuaren ekuazio kimikoa.

d) Azaldu ezazu nondik nora mugitzen diren elektroioak hari metalikoan zehar.

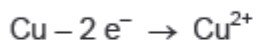
e) Azaldu ezazu nondik nora mugitzen diren gatz-zubiko ioiak.

a) Hauek dira zelula voltaikoaren osagaiak:

b) Erredukzio-potentzialen balioak ikusita, zilarra erreduzituko da eta kobrea oxidatu. Erredukzioa katodoan gertatzen denez, zilarra (zilarrezko elektrodoa) izango da pilaren katodoa.

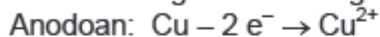
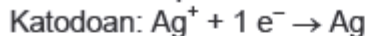


c) Anodoan oxidazioa gertatzen da:



d) Anodotik (kobrezko elektrodetik) katodora (zilarrezko elektrodora) mugitzen dira elektroioak hari metalikoan zehar ( $\rightarrow$ ).

e) Zelula erdietan prozesu hauek gertatzen dira:



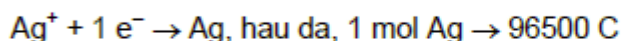
Katodoan dagoen elektrolitoan (zilar nitratoaren disoluzioan), katioien kontzentrazioa gutxitzen da (nolabait esateko karga negatiboa nagusitzen ari da); anodoan, ordea, katioien kontzentrazioa handitzen da, hau da, karga positiboa nagusitzen ari da. Desoreka horri aurre egiteko, gatz-zubiko ioi positiboak (potasio ioiak) katodora joango dira ( $K^+ \rightarrow$ ), eta ioi negatiboak (nitrato ioiak) anodora ( $NO_3^- \leftarrow$ ).



31. (15 Ekaina) Seriean konektaturiko bi upel elektrolitiko ditugu: lehenengoan, nikel (II) sulfatoa (aq) dago, eta bigarrenean, zilar nitratoa (aq). Korrante elektrikoa pasarazi da zirkuituan zehar, eta 0,650 g zilar metatu dira bigarren upelean.

- Zenbat gramo nikel metatuko dira lehenengo upelean?
- Zenbat denbora beharko da prozesua gertatzeko, korrontearen intentsitatea 2,5 A bada?.

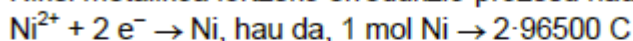
- Zirkuitua seriean dagoenez, intentsitatea berdina da puntu guztietan. Lehendabizi, 0,650 g zilar metatzeko zer karga kantitate behar den kalkulatu dugu. Zilar metalikoa lortzeko erredukzio-prozesu hau gertatu behar da:



$$0,65g_{\text{Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{Ag}}}{107,9_{\text{Ag}}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol}_{\text{Ag}}} = 581,32 \text{ C}$$

Ondoren, karga kantitate horrekin zenbat gramo nikel lortu diren kalkulatu dugu.

Nikel metalikoa lortzeko erredukzio-prozesu hau gertatu behar da:



$$581,32 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{Ni}}}{2 \cdot 96500 \text{ C}} \cdot \frac{58,7 \text{ g}_{\text{Ni}}}{1 \text{ mol}_{\text{Ni}}} = 0,18 \text{ g Ni}$$

- Denbora kalkulatzeko:  $q = I \cdot t$  denez,  
 $581,32 = 2,5 \cdot t \Rightarrow t = 232,53 \text{ s}$

32. (15 Uztaila) Hiru elektrodo hauek emanda:  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ,  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  eta  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$

- Zer konbinazio egin behar duzu tentsiorik handiena ematen duen pila eraikitzeko? Zer balio izango du tentsio horrek?.
- Idatz ezazu zilarrezko eta berunezko elektrodoak dituen pila batean gertatzen den prozesu osoaren ekuazio kimikoa. Zer elektrodoak jokatzen du anodo gisa?.
- Datuak: erredukzio-potentzial estandarrik ( $E^0$ ):  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$ ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$ ;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$ .
- Erredukzio-potentzialik handiena eta txikiena dituzten bikoteak elkartu behar dira. Gure kasuan zilarra eta burdina izango dira.  
 $E^0 = E^0_{\text{zilarra}} - E^0_{\text{burdina}} = (+0,80) - (-0,44) = 1,24 \text{ V}$
- $E^0_{\text{zilarra}} > E^0_{\text{burdina}}$  beruna denez, zilarra erreduzituko da eta beruna oxidatu. Hortaz, prozesu hauek gertatuko dira:

Katodoan (erredukzioa)  $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$   
Anodoan (oxidazioa)  $\text{Pb} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$

Prozesu osoa idazteko, trukaturako elektroik kantitateak berdindu behar ditugu:

$2(\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag})$   
 $\text{Pb} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$

Biak batuz:  $2 \text{Ag}^+ + \text{Pb} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$   
Berunezko elektrodoak jokatzen du anodo gisa.

33. (16 Ekaina) Erredox potentzial hauek emanik:  $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$ , adierazi modu arrazoituan:

- Esponetanea izango al da erredukzio kimiko hau?:  $\text{Sn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Sn} + \text{Cu}^{2+}$ ?
- Hidrogenorik (g) lortuko al da ezta inu metalikoa eta  $\text{HCl}(aq)$  1 M-a nahastuta? Baiezkoan, idatzi dagokion ekuazio kimikoa.
- Zer fenomeno kimiko gertatuko dira ezta inuzko eta kobrezko elektrodoz osaturiko pila baten katodoan eta anodoan?

a) Erredukzio hori espontanea bada, ezta inu katioia  $\text{Sn}^{2+}$  erreduzitzea eta kobre metala Cu oxidatzea gertatu behar da. Erredukzio-potentzialen datuak ikusita,  $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) < E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$  da: hortaz, prozesua ez da berez gertatuko.

b)  $2 \text{HCl}(aq) + \text{Sn}(s) \rightarrow \text{H}_2(g) + \text{SnCl}_2(aq)$

Prozesu hori gertatzeko, redox ekuazio hauek bete behar dira:

Erredukzioa:  $2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(g)$

Oxidazioa:  $\text{Sn}(s) - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$

Erredukzio-potentzialen datuak ikusita,  $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) < E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2)$  da: hortaz, prozesua berezkoa izango da, eta  $\text{H}_2(g)$  lortuko da.

c) Erredukzio-potentzialen datuak ikusita,  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})$  da; hortaz, kobre katioia  $\text{Cu}^{2+}(aq)$  erreduzitzen da, eta ezta inu metala Sn(s) oxidatu.

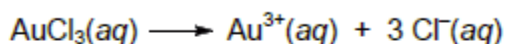
Katodoan (erredukzioa):  $\text{Cu}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(s)$

Anodoan (oxidazioa):  $\text{Sn}(s) - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$

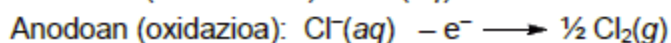
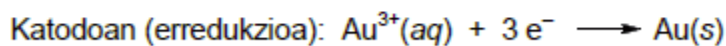
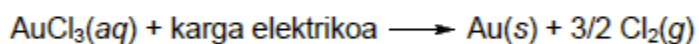
34. (16 Uztaila) Urre (III) kloruro 0,1 M disoluzio bateko 1 L elektrizatu da. Prozesuan urre metalikoa eta kloroa (g) lortzen direla jakinik:

- Idatz itzazu zelula elektrolitikoaren anodoan eta katodoan gertatzen diren prozesuen ekuazio kimikoak.
- Zer karga elektriko beharko da disoluzioan dagoen urre guztia lortzeko?.
- Zer kloro-bolumen (g) askatuko da, BNetan neurtuta?.

a) Gatzaren disoziazio-ekuazioa:



Erreakzio elektrokimikoa:



b) Litro bateko disoluzioan 0,1 mol  $\text{AuCl}_3$  daudela kontutan izanik, urre guztia jalgitzeko karga elektrikoa:

$$Q = 1L_{\text{AuCl}_3(\text{aq})} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}_{\text{AuCl}_3}}{1L_{\text{AuCl}_3(\text{aq})}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{Au}^{3+}}}{1 \text{ mol}_{\text{AuCl}_3}} \cdot \frac{3 \cdot 96500 \text{ C}}{1 \text{ mol}_{\text{Au}^{3+}}} = 28950 \text{ C}$$

c) Askatutako kloro bolumena:

$$\text{Vol}_{\text{Cl}_2} = 28950 \text{ C} \cdot \frac{0,5 \text{ mol}_{\text{Cl}_2}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}_{\text{Cl}_2(\text{g})}}{1 \text{ mol}_{\text{Cl}_2}} = 3,36 \text{ L}_{\text{Cl}_2(\text{g})}$$