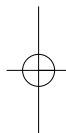
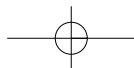


10 Elektroi-transferentziako erreakzioak



Itxura batean erabat fenomeno desberdinak izan arren, metalen korrosioa eta pilen bidez energia elektrikoa lortzeko prozesua erreakzio mota beraren ondorio dira. Elektroi-transferentziako erreakzioez ari gara, erredox erreakzioak ere deituz.



ONARRIZKO GAITASUNAK

Diziplinartekoak

- *Zientzia, teknologia eta osasun-kulturarako gaitasuna:*
 - Erredox erreakzio motak bereiztea, eta horien arabera nolako pilak fabrikatzen diren jakitea.
 - Elektrolisiaren aplikazio industrialak ezagutzea eta oxidazio-erredukzio-erreakzio gisa interpretatzea.
- *Matematikarako gaitasuna:* oxidazio-erredukzio ekuazioak doitzea.

Zeharkakoak

- *Hizkuntza-komunikaziorako gaitasuna:* gertaera eta fenomeno fisikoak deskribatzean eta haien zergatia azaltzean, hizkuntza zientifikoa zuzen eta egoki erabiltzea.
- *Norberaren autonomiarako eta ekimenerako gaitasuna:* gai zientifikoei buruzko iritzi oinarridunak izatea, eta arazoibideak emanez defendatzea.

EDUKIAK

- 1. Oxidazio-erredukzio-erreakzioak**
 - 1.1. Kontzeptu elektronikoak
 - 1.2. Oxidazio-zenbakiaren aldakuntza
 - 1.3. Erredox bikoteak
 - 2. Oxidazio-erredukzio-ekuazioen doikuntza**
 - 3. Oxidazio-erredukzio- balorazioak**
 - 4. Pila voltaikoak**
 - 4.1. Osagaiak eta funtzionamendua
 - 4.2. Hidrogenozko elektrodo estandarra
 - 4.3. Elektrodoaren potentzial estandarra
 - 5. Erredukziozko potentzial estandarren seriea**
 - 5.1. Pilaren potentzial estandarra
 - 5.2. Ahalmen oxidatzailea eta ahalmen erreduktorea
 - 5.3. Erredox erreakzioen espontaneotasuna
 - 6. Elektrolisia**
 - 6.1. Sodio kloruro urtuaren elektrolisia
 - 6.2. Uraren elektrolisia
 - 6.3. Kobre (II) sulfatoaren elektrolisia ur-disoluzioan
 - 7. Elektrolisiaren aplikazio industrialak**
 - 7.1. Estaldura metaliko elektrolitikoak
 - 7.2. Kobreakaren arazketa elektrolitikoak
 - 8. Faraday-ren legea**
- Kimika eta gizartea:** *Pilak*

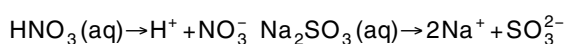
ATARIAN

Gogoratu

- Elementu baten **oxidazio-zenbakia** elementu horrek edukiko lukeen karga da, baldin parte hartzen dueneko konposatua ioiz osatuta egongo balitz.
- **ioiak** atomoak edo atomo multzoak dira, elektroiak emateagatik edo hartzeagatik positiboki edo negatiboki kargatuak.



- Azidoen, hidroxidoen eta gatzen **ionizazioa** edo **disoziazio ionikoa** ur-disoluzioan beren ioien bereizketan datza.



- **Elektrolitoak.** Uretan disolbatzean, substantzia horiek, ioien presentziaren kausaz, elektrizitatearen garraiatzaile diren disoluzioak sortzen dituzte.
- Osagai batek disoluzioan duen **molartasuna** osagai horren mol kopurua da, disoluzioaren litro bakoitzeko:

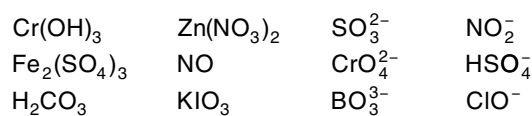
$$\text{Molartasuna} = \frac{\text{Solutua, moletan}}{\text{Disoluzioa, litrotan}}$$

- Propietate bat **intentsiboa** da, kontuan hartzen den substantzia kantitatearen mende ez dagoenean.

- **Sorgailu** baten **indar elektroeragilea** lan bat da, abian jarritako karga-unitateko egindakoa, edo beste era batera esanda, sorgailuak karga-unitateko ekoizten duen energia.
- **Coulomb** bat eroale baten sekzioan zehar segundu batean doan karga da, baldin eroaletik zirkulatzen duen korrontea anpere batekoa bada.
- **Volt** bat bi punturen arteko potentzial-diferentzia da, baldin puntu batetik bestera 1 C garraiatzeko egin beharreko lana 1 J-ekoa bada.

JARDUERAK

- Izenda itzazu honako konposatuak eta ioiak:



- Idatz itzazu konposatu hauen formulak:

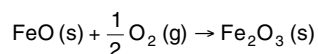
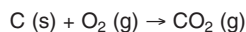
Burdina (III) oxidoa	Karbono monoxidoa
Azido nitrikoa	Hidrogeno peroxidoa
Kobre (II) nitratoa	Potasio permanganatoa
Zink dikromatoa	Manganeso (II) sulfatoa
Sodio oxalatoa	Merkurio (I) karbonatoa

ADI!

Oxidazio eta *erredukzio* terminoak era oso mugatuan erabili ohi dira, prozesu hauek deskribatzeko, hain zuzen:

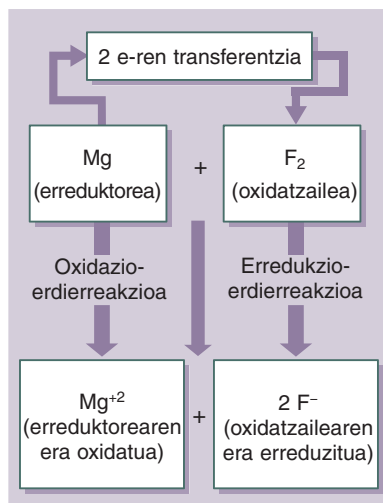
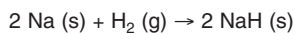
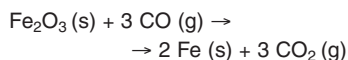
Oxidazioa elementu bat oxigenoarekin konbinatzean gertatzen den erreakzioa da, edo konposatu batek bere oxigeno-edukia handitzean gertatzen dena.

Adibideak:



Erredukzioa konposatu batek oxigenoa galtzean gertatzen den erreakzioa da, edo elementu bat hidrogenoarekin konbinatzean gertatzen dena.

Adibideak:



■ Erreduktoreak emandako elektroien kopurua oxidatzaileak hartutako elektroien kopuruaren berdina da.

1. Oxidazio-erredukzioko erreakzioak

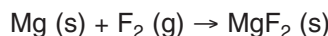
*Oxidazio-erredukzio*ko *erreakzio* izen orokorrak, edo **erredox erreakzio** izen laburragoak, garrantzi praktikoa duten transformazio kimiko ugari hartzen ditu barnean, esaterako: substantzia askoren erredukzioa, metalen oxidazioa airean, metalen eta ez-metalen lorbidea haien mineraletatik abiatuta, prozesu elektrolitikoak, piletako energia elektrikoaren ekoizpena, etab.

Orain, erreakzio mota horietan bereizgarria zer den eta komun zer duten aztertuko dugu.

1.1. Kontzeptu elektronikoak

Gaur egun, *oxidazio* eta *erredukzio* kontzeptuak ez dira mugatzen oxigenoaren edukiaren gehikuntza edo gutxipenera. Bi termino horien esanahia hedatu egin da, eta orain **elektroi-transferentzia bat**, *erreal-a zain alegiazkoa*, gertatzen direneko fenomenoak hartzen ditu barnean.

Demagun, adibidez, magnesio fluoruroaren, MgF_2 , sintesi-erreakzioa, haren elementuetatik abiatuta:

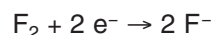


Eratu den produktua aldebereko bi *erdierreakzio*tan gertatutako elektroien transferentziaren bukerako emaitza da:

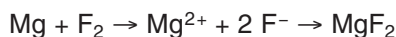
— **Oxidazio-erdierreakzioa:** Mg-ak bere bi balentzia-elektroiak ematen ditu. *Oxidatu* egin dela esaten dugu:



— **Erredukzio-erdierreakzioa:** F atomo bakoitzak elektroien bat hartzen du. Fluorra *erreduzitu* egin dela esaten dugu. Magnesioak emandako bi elektroien bi fluor atomoek hartzen dituzte:



— **Erreakzio osoa** bi erdierreakzioen batura da:



— Magnesioak **erreduktore** izena hartzen du, elektroien ematean eta oxidatzean fluoraren erredukzioa eragiten duelako.

— Fluorak **oxidatzaile** izena hartzen du, elektroien hartzean eta erredukzioan magnesioaren oxidazioa eragiten duelako.

Oro har, esan daiteke:

Oxidazio-erredukzioko **erreakzioa** elektroien transferentziaren bidez gertatzen den erreakzioa dela.



Oxidazioa elektroien galera-prozesua dela, erreduktore batek jasaten duena.

Erredukzioa elektroien irabazte-prozesua dela, oxidatzaile batek jasaten duena.

1.2. Oxidazio-zenbakiaren aldakuntza

Konposatu ionikoen eraketan, bi elementuren arteko elektro-transferentzia ikustea erraza da; transferentzia hori da, hain zuzen ere, oxidazio-erredukzioeko erreakzio gisa ezaugarritzen duena.

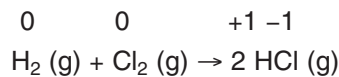
Hala ere, erreakzio gehienetan ez da hain erraza aipaturiko transferentzia elektroniko hori behatzea; horrela gertatzen da substantzia kobalenteetan, bereziki. Arrazoi horregatik, irizpide argiago bat hartzen da *oxidazio-erredukzioeko erreakzioak* errazago identifikatzeko.



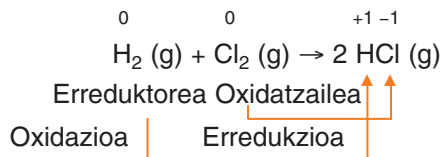
Oxidazio-erredukzioeko erreakzioak edo erredox erreakzioak prozesu kimikoak dira, eta haietan parte hartzen duten elementuen oxidazio-zenbakietan aldakuntzaren bat gertatzen da.

Aldaketa hori *elektroi-transferentzia erreala*ren edo *alegiatzkoaren* ondorioa da.

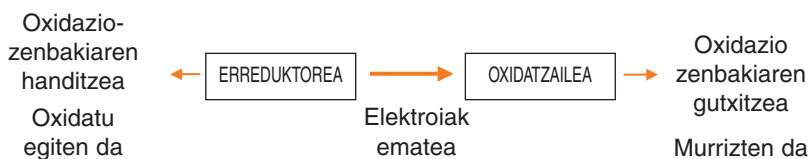
Adibidez, har dezagun $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$ erreakzioa; parte hartzen duten elementu guztiei oxidazio-zenbakiak esleitzen badizkiegu, honako hau lortuko dugu:



- Hidrogenoaren oxidazio-zenbakia 0tik +1era aldatu da. Horrek esan nahi du hidrogeno atomo bakoitzak elektroia bat galdu duela, eta horregatik esaten dugu hidrogenoa *erreduktorea* dela eta *oxidatu* egin dela.
- Kloroaren oxidazio-zenbakia 0tik -1era aldatu da. Horrek esan nahi du kloro atomo bakoitzak elektroia bat irabazi duela, eta horregatik esaten dugu kloroa *oxidatzailea* dela eta *erreduzitu* egin dela.



- **Agente erreduktorea** edo **erreduktorea** substantzia bat da, eta bere baitan oxidazio-zenbakia handitzen duen elementua du. Elementu hori oxidatu egiten da, beste elementu bat erreduzituz.
- **Agente oxidatzailea** edo **oxidatzailea** substantzia bat da, eta bere baitan oxidazio-zenbakia gutxitzen duen elementua du. Elementu hori erreduzitu egiten da, beste elementu bat oxidatuz.
- **Oxidazio-erdierreakzioa** prozesu bat da, eta bertan, elementu batek bere oxidazio-zenbakia handitu egiten du; hots, prozesu horretan elektroien galera erreala edo alegiazkoa gertatzen da.
- **Erredukzio-erdierreakzioa** prozesu bat da, eta bertan, elementu batek bere oxidazio-zenbakia gutxitu egiten du; hots, prozesu horretan elektroien irabazi erreala edo alegiazkoa gertatzen da.



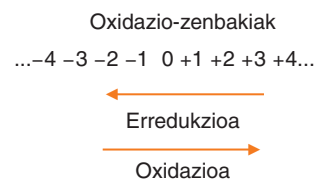
Oxidazio-zenbakia

Elementu batek konposatu batean duen **oxidazio-zenbakia** edo oxidazio-egoera, elementu horrek edukiko lukeen karga da, baldin konposatu hori ioi positiboz eta negatiboz osatuta egongo balitz.

Oxidazio-zenbakia elementuaren sinboloaren gainean **+n** edo **-n** moduan idazten da. Ioi benetako karga ioien eskuineko goialdean n+ edo n- idatziz adierazten da (F^- , Ca^{2+} , SO_4^{2-} , NO_2^- , etab.).

Esleipen-arauak

- Elementu askeak (H_2 , I_2 , Al, P, S...) **0**
- Ioi monoatomikoak (Cl^- , Na^+ , S^{2-} , Al^{3+} ...) **ioiaren karga**
- Metal alkalinoak **+1**
- Metal luralkalinoak **+2**
- Hidrogenoa:
 - Konposatu gehienetan (H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 ...) **+1**
 - Hidruro metalikoetan (NaH , CaH_2 ...) **-1**
- Oxigenoa:
 - Konposatu gehienetan (H_2O , HNO_3 , CO_2 ...) **-2**
 - Peroxidoetan, (K_2O_2 ...) **-1**
- Konposatua osatzen duten elementu guztien oxidazio-zenbakien batura algebrakoak balio hau izan behar du:
 - Konposatua neutroa denean (MnO_2 , Fe_2O_3 , H_2SO_4 ...) **0**
 - Konposatua ioi poliatomikoa denean (SO_3^{2-} , NH_4^+ ...) **ioiaren karga**



ADI!

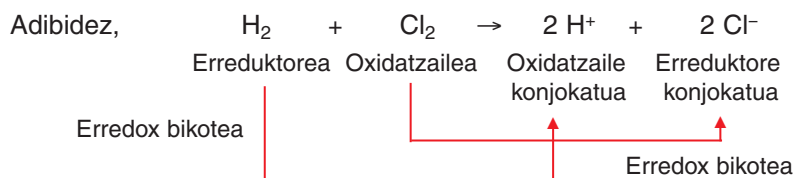
Erreduktorea zenbat eta sendoagoa izan, hots, elektroiak emateko joera zenbat eta handiagoa izan, ahulagoa izango da oxidatzaile konjokatuak, hau da, txikiagoa elektroiak hartzeko joera.

Halaber, zenbat eta sendoagoa izan oxidatzaile bat, orduan eta ahulagoa izango da haren erreduktore konjokatuak.

1.3. Erredox bikoteak

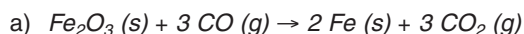
Erredox erreakzioek eta azido-base erreakzioek antzekotasun batzuk dituzte. Azken horietan azido-base bikote konjokatu deitzen genien bai azido bati eta bere base konjokatuari bai base bati eta bere azido konjokatuari. Erredox erreakzioetan:

- Oxidatzaileak eta haren forma erreduzituak **erredox bikote konjokatu** bat osatzen dute. Forma erreduzituari *erreduktore konjokatuak* deritzo.
- Erreduktoreak eta haren forma oxidatuak **erredox bikote konjokatu** bat osatzen dute. Forma oxidatuari *oxidatzaile konjokatuak* deritzo.

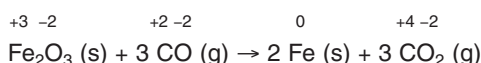


1. ADIBIDEA

Erredox erreakzio hauetan, esleitu elementu bakoitzari oxidazio-zenbakia, eta identifikatu zein diren: oxidazioa eta erredukzioa, oxidatzailea eta erreduktorea, eta erreduktore konjokatuak eta oxidatzaile konjokatuak.

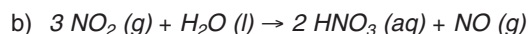
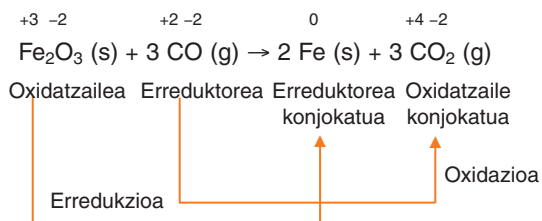


a) Elementu bakoitzaren oxidazio-zenbakiak hauek dira:

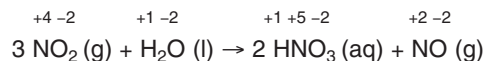


Ikusten denez, Fe-ak oxidazio-zenbakia +3tik 0ra aldutzen du, beraz, erreduzitu egiten da; Fe_2O_3 -a da oxidatzailea, eta Fe-a, haren erreduktore konjokatuak.

C-aren oxidazio-zenbakia +2tik +4ra aldutzen da, beraz oxidatu egiten da; CO-a da erreduktorea, eta CO_2 -a, haren oxidatzaile konjokatuak.

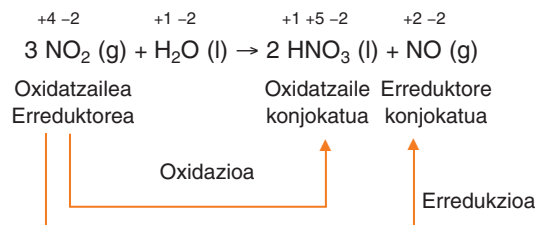


b) Elementu bakoitzaren oxidazio-zenbakiak hauek dira:



NO_2 -aren N atomo batzuek beren oxidazio-zenbakiak +4tik +5era aldutzen dituzte, oxidatuz; bestalde, beste atomo batzuek +4tik +2ra aldutzen dituzte, erreduzituaz.

Erreakzio hau *autooxidazio-erredukzio* motako erreakzioa da, *dismutazio* edo *desproporzio* izena ere hartzen duena: NO_2 -aren molekula batzuk oxidatzaileak dira, eta beste molekula batzuk, erreduktoreak.



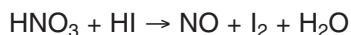
JARDUERAK

- Esleitu oxidazio-zenbakia konposatu eta ioi hauetako elementuei: SO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2CO_3 , CH_2O , MnO_2 , Na_2SO_4 , CH_4 , BO_3^{3-} , NO_2^- , CrO_4^{2-} , SO_3^{2-} .
- Arrazoitu esaldia hau zuzena den ala ez: *Ezinezkoa da oxidatzaile baten erredukzioa, aldi berean erreduktorea oxidatzen ez bada.*
- Halogenoen izaera oxidatzailea haziz doa segida honen arabera: $\text{I}_2 < \text{Br}_2 < \text{Cl}_2 < \text{F}_2$. Adierazi dagozkien erreduktore konjokatuak, eta ordena itzazu izaera erreduktorearen ordena hazkorraren arabera.
- Beheto erredox erreakzioetan, esleitu elementu bakoitzari bere oxidazio zenbakia, eta identifikatu itzazu: oxidazioa, erredukzioa, oxidatzailea eta erreduktorea:
 - $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
 - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
 - $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
 - $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
 - $2 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{CuO} + 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$

2. Oxidazio-erredukzioko ekuazioen doikuntza

Oxidazio-erredukzioko ekuazioen doiketak beste ekuazio kimikoena baino zailtasun handiagoa du. Beste edozein ekuaziotan egiten den moduan, *masa-balantze* bat egin behar da, ekuazioaren bi ataletan elementu bakoitzaren atomo kopuru berdina daudela ziurtatzeko. Horrez gain, *karga-balantze* bat ere egin behar da, erreduktoarearen oxidazioan emandako elektroien kopurua eta oxidatzailearen erredukzioan irabazitako elektroien kopurua berdinak izan daitezen.

Balantze bikoitz hori erdiesteko, **ioi-elektroi metodoaz** baliatu gaitzke. Metodo hori urrats batzuei jarraituz garatzen da, ingurune azidoan gertatzen den erredox ekuazio honetan bezala:



ADII!

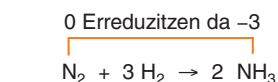
Oxidazio-erredukzio ekuazioetan, erosoagoa da H^+ idaztea hidrogeno ioia adierazteko, eta horixe egiten da gehienetan. Badakigu, ordea, ioi hori, ur-disoluzioan, hidratatuta dagoela, ea gutxienez H_3O^+ espeziea eratzen duela.

1. Erredox ekuazioa forma ionikoan idazten da, kontuan hartuz disoziatzen diren bakarrak azidoak, gatzak eta hidroxidoak direla.	Azido nitrikoa eta azido iodhidrikoa ioietan disoziatzen ditugu: $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Oxidazioko eta erredukzioko erdierreakzioak identifikatu egiten dira, bakoitza bereizita idatziz.	I^- -a I_2 bilakatzen da, oxidazio-zenbakia -1 etik 0 ra pasatuz: I^- -a I_2 -ra oxidatzen da. Oxidazio-erdierreakzioa: $\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$ NO_3^- -a, NO bilakatzen da, N-aren oxidazio-zenbakia $+5$ etik $+2$ ra pasatuz: N-a erreduzitu egiten da. Erredukzio-erdierreakzioa: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$
3. Elementu bakoitzaren atomoak doitu egiten dira, hidrogenoa eta oxigenoa salbu, horiek doiketa berezia behar baitute.	Iodoa doitzen dugu: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$
4. Oxigenoaren doikuntza. Disoluzio azidoan: falta den oxigeno atomo bakoitzeko, H_2O molekula bat gehitzen da. Disoluzio basikoan: falta den oxigeno atomo bakoitzeko, 2 ioi OH^- gehitzen dira, eta ekuazioaren beste atalari H_2O molekula bat gehitzen zaio.	Erredukzio-erdierreakzioan oxigenoa doitzen dugu; horretarako, 2 H_2O molekula bigarren atalari gehitzen zaizkio. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
5. Hidrogenoaren doikuntza. Disoluzio azidoan: falta den hidrogeno atomo bakoitzeko, H^+ ioi bat gehitzen da. Disoluzio basikoan: falta den hidrogeno atomo bakoitzeko, H_2O molekula bat gehitzen da, eta beste atalari OH^- ioi bat gehitzen zaio.	Goiko erdierreakzio berean, hidrogenoa doitzeko, lehen atalari 4 H^+ ioi gehitzen zaizkio. $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
6. Kargen doikuntza. Beharrezkoak diren elektroiak gehitzen dira, erdierreakzio bakoitzaren bi atalek karga kopuru berbera izan dezaten.	Kargak berdintzeko, elektroiak gehitzen ditugu: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
7. Bi erdierreakzioetako elektroien kopuruak berdindu egiten dira, eta batuketa egiten da erreakzio ioniko osoa lortzeko.	Oxidazioa bider 3 eta erredukzioa bider 2 eginez: $6 \text{I}^- \rightarrow 3 \text{I}_2 + 6 \text{e}^-$ $2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ <hr/> $2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{I}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
8. Ekuazioa forma molekularrean idazten da, baldin hasierako substantzia molekularrak ezagunak badira.	Lortu diren ioiak molekulekin asoziatzen ditugu. $2 \text{HNO}_3 + 6 \text{HI} \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{I}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

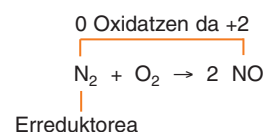
ADI!

Substantzia batek erreakzio jakin batean *oxidatzaile* moduan jardun badezake ere, beste erreakzio batean *erreduktore* moduan jardun dezake, *berarekin erreakzionatzen duen substantziaren arabera*. Hori adierazteko, substantzien izaera oxidatzailea eta erreduktorea erlatiboak direla esaten dugu.

Esaterako, nitrogenoa, N_2 , oxidatzaile moduan aritu daiteke, NH_3 -raino erreduzitzen, baina baita erreduktore moduan ere, NO -raino oxidatuz.



Oxidatzailea



Oxidatzaileak eta erreduktoreak

Erabilera arrunteko oxidatzaileak, laborategian nahiz industrian:

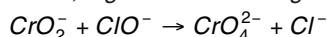
- Ez-metal askeak (F_2 , O_2 , Cl_2 ...). Ioi negatiboak eratzeko erreduzitzen dira.
- Katioi metalikoak (Al^{3+} , Ce^{4+} , Cu^{2+} ...). Karga positiboa galduz erreduzitzen dira.
- Oxidazio-zenbaki altuko elementua duten ioi poliatomikoak (NO_3^- , $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^- ...). Elementu horrek duen oxidazio-zenbakia jaitsez erreduzitzen dira.

Erabilera arrunteko erreduktoreak, laborategian nahiz industrian:

- Metal askeak (Na , Zn , Cu ,...). Ioi positiboak eratzeko oxidatzen dira.
- Katioi metalikoak (Fe^{2+} , Sn^{2+} , Cu^+ ...). Karga positiboa areagotuz oxidatzen dira.
- Oxidazio-zenbaki baxuko elementua duten ioi poliatomikoak (NO_2^- , SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, CO , NO , SO_2 ...). Elementu horrek duen oxidazio-zenbakia handituz oxidatzen dira.
- Ez-metal aske batzuk (C , S , H_2 ,...). Oxigenoarekin konbinatuz oxidatzen dira.

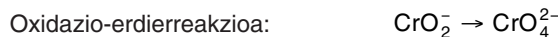
2. ADIBIDEA

Doitu erredox erreakzio hau, ingurune basikoan gertatzen dena:

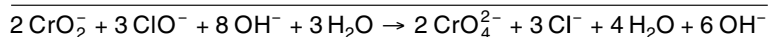
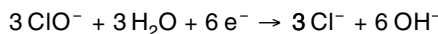
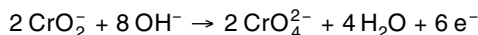


Prozedura orokorrean adierazitako pausuei jarraituz:

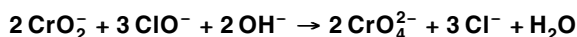
1. Erreakzioa jadanik forma ionikoan agertzen da.
2. Kromito ioia, CrO_2^- , kromato ioiraino, CrO_4^{2-} , oxidatzen da, eta kromoa +3tik +6raino aldatzen da. Hipoklorito ioia, ClO^- , Cl^- ioira erreduzitzen da, kloroa +1etik -1eraino pasatuz.



3. Bai kromoa eta bai kloroa doitu daude.
4. Oxigenoaren doikuntza. $CrO_2^- + 4 OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 2 H_2O$
 $ClO^- + H_2O \rightarrow Cl^- + 2 OH^-$
5. Hidrogenoa doitu dago.
6. Kargen doikuntza. $CrO_2^- + 4 OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 2 H_2O + 3 e^-$
 $ClO^- + H_2O + 2 e^- \rightarrow Cl^- + 2 OH^-$
7. Elektroi kopuruak berdinu, eta erdierreakzioen batura egingo dugu:



Ekuazioa sinpleago idatzita:



JARDUERAK

5. Ekuazio honek dagozkien erredox erreakzioak ingurune azidoan gertatzen dira. Doitu itzazu.
 - a) $Na_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + Na_2S$
 - b) $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$
 - c) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl$
 - d) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$
 - e) $MnO_4^- + SO_2 \rightarrow Mn^{2+} + HSO_4^-$
 - f) $Cr_2O_7^{2-} + C_2O_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + CO_2$
6. Ekuazio hauei dagozkien erreakzioak ingurune basikoan gertatzen dira. Doitu itzazu.
 - a) $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO_2^- + BrO_3^-$
 - b) $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_2CrO_4$
 - c) $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$
7. Potasio permanganatoa "ingurune azidoan" hidrogeno sulfuroa sufre elementaleraino, S , oxidatzeko gai da, eta permanganatoa manganoso (II) ioiraino pasatzen da. Doitu oxidazio-erreduktzio erreakzioa, paratu forma molekularrean, eta adierazi zein diren oxidatzailea, erreduktorea, oxidatzen den espeziea eta erreduzitzen den espeziea.
8. Ioi-elektroi metodoa erabiliz, doitu erreakzioa hau: potasio dikromatoa + etanola + azido sulfurikoa \rightarrow kromo (III) sulfatoa + azido etanoikoa + potasio sulfatoa + ura.

3. Oxidazio-erredukzioko balorazioak

Oxidatzaile baten kontzentrazioa ur-disoluzioan erraz determina daiteke, erreduktoare baten *kontzentrazioa* eta oxidatzailearen eta erreduktoarearen disoluzioen *bolumenak* jakinez gero. Era berean, erreduktoarearen kontzentrazioa determina daiteke, oxidatzailearena ezaguna bada.

Ohiko prozedurari **oxidazio-erredukzioko balorazioa** deitzen zaio, edo **erredox balorazioa**, eta azido-base balorazioaren parekoa da. Balorazioa erreduktoareak eta oxidatzaileak elkarrekin erreakzionaraztean datza, erredox erreakzioa osoa izan arte. Bukerako puntua erredox adierazle egokia gehituz jakin daiteke, edo oxidatzailearen edo erreduktoarearen disoluzioek beraiek jasaten duten kolore-aldaketari behatuz.

3. ADIBIDEA

FeSO₄-aren disoluzio baten kontzentrazioa jakiteko, Erlenmeyer batean disoluzio horren 20,0 mL sartu dira, tanta batzuk azido sulfurikorekin, eta KMnO₄-tan 0,1425 M den disoluzio batekin baloratu da, baliokidetza-punturaino heltzeko azken disoluzioaren 15,00 mL gastatuz. Kalkula ezazu FeSO₄-aren kontzentrazio molarra.

— Ekuazio ionikoa: $5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

— KMnO_4 molak = $15,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1425 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

— Doitutako ekuazioaren arabera, 1 mol KMnO₄-k 5 mol FeSO₄-ekin erreakzionatzen du, beraz:

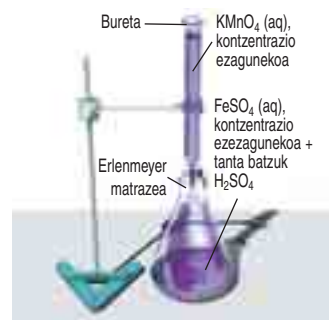
Kontsumitu diren FeSO₄ molak = $5 \cdot 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,069 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

FeSO_4 molak = $\frac{\text{FeSO}_4\text{-aren molartasuna}}{\text{Disoluzioaren bolumena}} = \frac{1,069 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{20,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,5345 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

— FeSO₄-aren disoluzioa **0,5345 M** da.

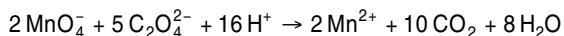
Burdina (II) sulfatoaren disoluzio bat, hots, erreduktoare baten disoluzioa, kontzentrazio ezaguneko potasio permanganatoaren disoluzio baten bidez, hots, oxidatzaile baten disoluzioaren bidez, baloratzeko prozedura, honako hau da: buretan KMnO₄-aren disoluzioa jarri da, kolore morea duena, eta Erlenmeyer matrizean FeSO₄-aren disoluzioaren bolumen jakin bat sartu da, ia kolorgea, tanta batzuk azido sulfurikorekin.

KMnO₄-a FeSO₄-ari gehitzean eta Mn²⁺ era pasatzean, kolorea galtzen du. Permanganato tanta batek kolorea galtzen ez duenean, erreakzioaren bukaera iritsi da; izan ere, kolore arrosa iraunkorrak balorazioaren bukaera adierazten du, erreduktoare bukatu baita. FeSO₄-aren kontzentrazioa determinatzeko egin behar diren kalkulu estekiometrikoak erabili den permanganato-disoluzioaren bolumenetik abiatuta egiten dira. Hortik dator prozedura horrek hartzen duen izena: **bolorimetria**.



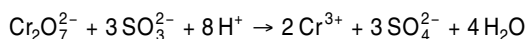
JARDUERAK

9. Kalkula ezazu sodio oxalatoaren, Na₂C₂O₄, disoluzio baten molartasuna, jakinda disoluzio horren 25,0 mL baloratzeko, KMnO₄-tan 0,1205 M den disoluzio baten 15,4 mL erabili direla. Identifikatu oxidatzailea eta erreduktoarea. Erreakzio ionikoa hauxe da:



Sol.: 0,1856 M

10. Kalkula ezazu K₂Cr₂O₇-aren disoluzio baten molartasuna, jakinda disoluzio horren 28,42 mL-k zeharo erreakzionatu dutela Na₂SO₃-tan 0,3143 M den disoluzio baten 25,00 mL-rekin. Identifika itzazu oxidatzailea eta erreduktoarea. Erreakzio ionikoa honako hau da:



Sol.: 0,0922 M

11. Kalkulatu honako kasu hauetako masa baliokideak:
a) MnO₂-arena, ingurune azidoan MnCl₂-rains erredukzioarekin;

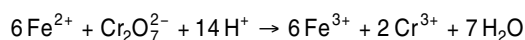
b) HNO₃-arena, ingurune azidoan NO-rains erredukzioarekin; c) HNO₃-arena, ingurune azidoan NO₂-rains erredukzioarekin.

Sol.: 43,47 g; 21,01 g; 63,02 g

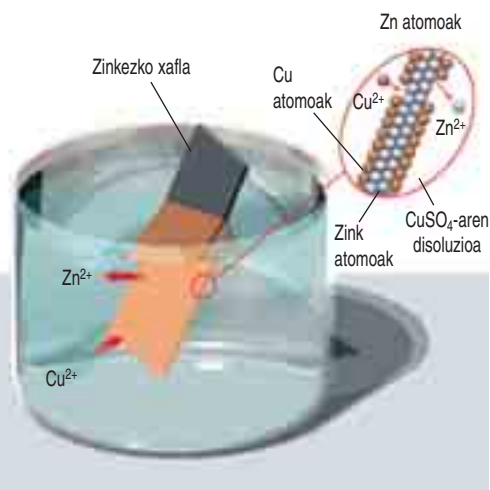
12. Potasio iodatoak, azido sulfurikozko ingurunean, potasio ioduroarekin erreakzionatzen du, iodoa emanez. Doi ezazu aipaturiko erreakzio hori ioi-elektroi metodoa erabiliz. Kalkulatu zein diren erreakzio horretan iodatoaren eta ioduroaren masa baliokideak.

Sol.: 42,8 g; 166,0 g

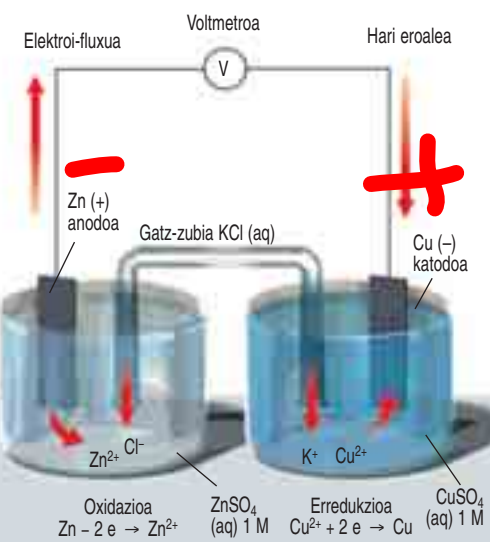
13. K₂Cr₂O₇-tan 0,1507 M den disoluzio batetik 30,5 mL erabili dira FeSO₄-aren disoluzio baten 25,0 mL baloratzeko. Kalkula ezazu FeSO₄-aren molartasuna. Adierazi zein den oxidatzailea eta zein erreduktoarea. Erreakzio ionikoa honako hau da:



Sol.: 1,1030 M



1. irud. Zinkeko xafla bat CuSO_4 -aren disoluzioan.



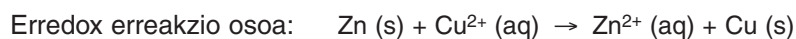
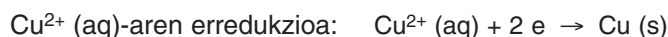
2. irud. Kobrezko eta zinkeko pila voltaikoa.

ADII

Nahiz eta elektrodoak, izatez, disoluzioan murgildutako metala izan, bestela eratutako multzo mota bati ere **elektrodoak** deritzo, hain zuzen, *metalaz, eta honekin kontaktu estuan dagoen metalaren ioien gatz disolbagarriaren disoluzioaz osatutako multzoari.*

4. Pila voltaikoak

Kobre (II) sulfatoaren ur-disoluzio batean zink-xafla bat murgiltzen bada (1. irud.), erraza da egiaztatzea azken horren gainean kobre metalikoa, gorri kolorekoa, hauspeatzen dela, eta, aldi berean, zink apur bat disolbatzen dela. Bi egitate horiek honako bi erreakzio hauek gertatu direla esanez interpretatzen dira:



Erreduktoreak, Zn-ak, elektroiak zuzenean eman dizkio oxidatzaileari, CuSO_4 -aren ur-disoluzioiko Cu^{2+} -ari.

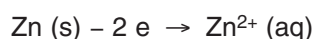
Bi agente horiek, oxidatzailea eta erreduktorea, bereiztea posible izango balitz eta horrela elektro-transferentzia zuzenean baino, kanpo-eroale baten bidez gertatuko balitz, orduan bi agente horien arteko elektro-fluxuak eragindako energia elektrikoa aprobetxatu ahal izango litzateke. Era horretako gailuak *pila voltaikoak* edo *pila elektrokimikoak* dira.

Pila voltaikoa edo **pila elektrokimikoa** gailu bat da, oxidazio-erredukzioko erreakzio espontaneo batetik abiatuta korrante elektrikoa ekoizteko gai dena.

4.1. Osagaiak eta funtzionamendua

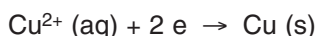
2. irudian, kobrezko eta zinkeko pila voltaiko baten eskema dago, funtsezko osagaiekin, eta bertan gertatzen diren erreakzioekin. Hona hemen osagaiak:

— Zinkeko **elektrodo** bat, hau da, metal horren xafla bat. Xafla hori gatz disolbagarri baten ur-disoluzioan, ZnSO_4 , murgiltzen da. **Anodo** izeneko elektrodo horretan **oxidazioa** gertatzen da; hori erraz egiazta daiteke: izan ere, prozesuan zehar, metala disolbatu egiten denez, masa gutxitu egiten da.



Forma erreduzituak, Zn, eta forma oxidatuak, Zn^{2+} , erredox bikote bat osatzen dute.

— Kobrezko **elektrodo** bat, metal horren xafla batez osatua, Cu^{2+} -aren gatz disolbagarri baten disoluzioan murgilduta, CuSO_4 -arena, hain zuzen. **Katodo** izeneko elektrodo horretan **erredukzioa** gertatzen da, eta hau erraz egiazta daiteke: izan ere, prozesuan zehar kobreak masa gehitu egiten da.



Era oxidatuak, Cu^{2+} , eta era erreduzituak, Cu, *erredox bikote* bat osatzen dute.

— **Kanpo-eroale** metaliko bat, anodotik katodora elektroien fluxu konstantea ahalbidetzeko.

4.3. Elektrodoaren potentzial estandarra

Elektrodo baten potentzialaren neurketa egiteko, hidrogenozko elektrodo estandarrekiko elektrodoak dituen baldintzak finkatu behar dira. Elektrodo bat **elektrodo estandar** moduan kontsideratzen da, erreaktiboak baldintza termodinamiko *estandarretan* daudenean, hau da, *disoluzioaren kontzentrazioa 1 M denean, gasaren presioa 1 atm-ekoa denean, eta bietan temperatura 25°C-koa denean.*



Elektrodo baten **potentzial estandarra** pila baten potentzial-diferentzia da, pila hori elektrodo horrekin eta hidrogenozko elektrodoarekin eratuta dagoela, eta bi elektrodoak baldintza estandarretan.

Oro har, elektrodo baten *erredukziozko potentzial estandarrez* mintzatzen da, elektrodo horrek hidrogenoaren aurrean katodo gisa dihardue-la kontsideratzen baita, eta hidrogenoa anodoan oxidatzen da.

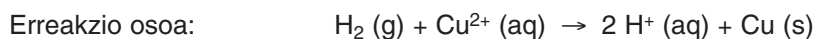
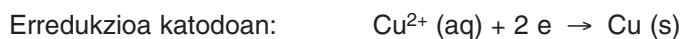
Ikus dezagun orain potentzial horientzat dagoen *zeinuen hitzarmena*:

- Erredukziozko potentzial estandarra *negatiboa* duten erdierreakzioak *hidrogenozko elektrodo estandarren aurrean anodo gisa* diharduten elektrodoei, erdisistemei edo erredox bikoteei dagozkie.
- Erredukziozko potentzial estandarra *positiboa* duten erdierreakzioak *hidrogenozko elektrodo estandarren aurrean katodo gisa* diharduten elektrodoei dagozkie.

Orain, kobreakaren eta zinkaren potentzial estandarrek determinatuko ditugu.

Kobreakaren potentzial estandarren neurketa

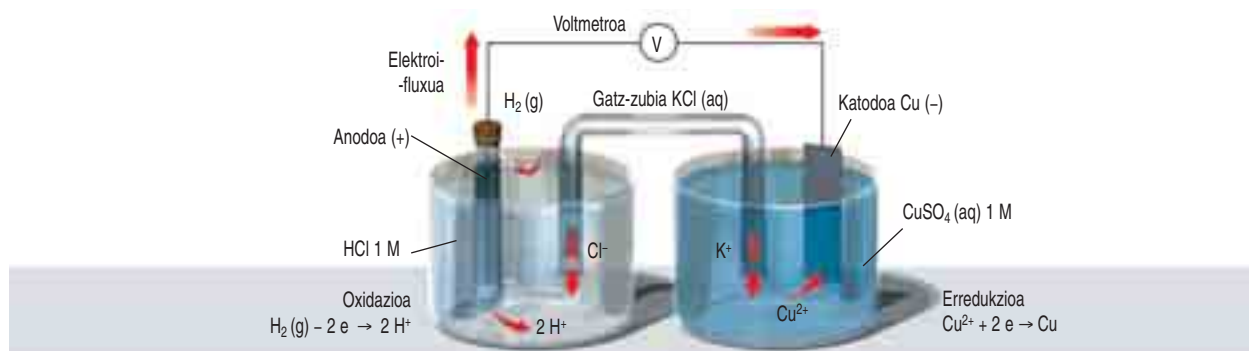
Hidrogenozko elektrodoa anodoa da, eta kobrezko elektrodo estandarra, katodoa.



Pilaren izee-a Cu-zko elektrodoaren potentzial estandarra izango da, eta haren *erredukziozko* potentziala izango da, positiboa zeinuen hitzarmenaren arabera.

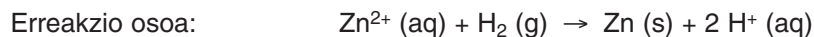
$$E^0 = 0,34 \text{ V}$$

Pilaren eskema:



Zinkaren potentzial estandararen neurketa

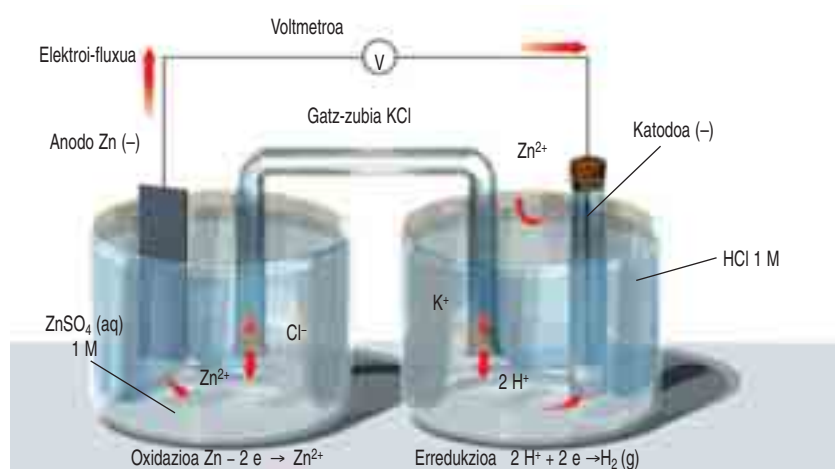
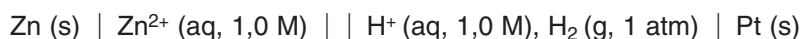
Hidrogenozko elektrodoan anodo gisa kontsideratzen badugu, eta zinkezko elektrodo estandarra katodo gisa, hau dugu:



Pilaren 100-a Zn-eko elektrodoaren *erredukziozko potentzial estandarra* izango da:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) - E^0(\text{H}^+/\text{H}) = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) - 0 = -0,76\text{ V}$$

Pilaren eskema:



JARDUERAK

14. Hidrogenozko elektrodo estandararekin pila voltaiko bat eratzean, kobrezko elektrodo estandarrak katodo moduan dihardu. Azal ezazu nola egiazta daitekeen hori esperimentalki.
15. Irudika ezazu pila voltaiko bat, kobrezko eta zilarrezko elektrodoak CuSO_4 -aren disoluzio batean eta AgNO_3 -aren beste disoluzio batean, hurrenez hurren, murgilduta. Jakina da kobrezko elektrodoan anodoa dela. Idatz itzazu elektrodoetako erdierreakzioak eta pilaren erreakzio osoa, adieraz ezazu elektro-fluxua, eta idatz ezazu pilaren notazio laburtua.
16. Irudikatu honako notazio laburtu honi dagokion pila voltaikoa, eta adieraz itzazu elektrodoen izenak, erreakzioak eta funtzionamendua:



17. Baldin kobrezko xafla bat AgNO_3 -aren disoluzio batean paratzen badugu, disoluzioak kolore urdina hartzen duela ikusten dugu, xaflak zilar kolorea hartzen duen artean. Interpretatu itzazu behaketa horiek, eta idatzitako dagozkie erreakzioak.
18. Deskribatu aluminiozko elektrodoaren potentzial estandarra neurtzeko erabili behar den prozedura. Irudika ezazu horretarako beharrezkoa den pila voltaikoa, aluminioa anodoa izango dela kontuan hartuta. Idatzitako erreakzioak eta pilaren notazio laburtua.

ADI!

Alessandro Volta (1745-1827) fisikari italiarra gaztarotik elektrizitatearen azterketaz arduratu zen. Orduko hartan zenbait zientzialarik elektrizitatearen fenomeno miragarriak ikertzen zituzten gero eta interes handiagoz.

Voltak *elektroforoa* asmatu zuen, karga elektrikoa metatzea ahalbidetzen zuen tresna bat, eta horrek ospe merezia ekarri zion. Geroago, Paviako Unibertsitateko irakaslea zen artean, zenbait aparatu elektriko asmatu zituen, baina bere izena betikotu egingo zuen aurkikuntza Volta pila deiturikoa izango zen; hots, korrante elektriko jarraia ematen duen bateria bat.

Hain zuzen, Voltaren ohorean deitu zitzaion Volt indar elektroeragilearen unitateari.

Erregai-pilak, hidrogenoaren bidez energia lortzeko gailu bat, erregai fosilen alternatiba bat izan daitezke. Informazio ugari duzu, pila horien funtzionamenduaz, helbide honetan: www.cienciateca.co/fuelcells.html

Beste orrialde batean (www.km77.com/tecnica/alternativas/pila/texto.asp), hainbat artikulu daude erregai-pilen erabilera nagusiaren inguruan: automobil-industria.

Nernst-en ekuazioa

Sarri, pila voltaiko baten osagaiak ez daude baldintza estandarretan. Kasu horietan, bai elektrodo baten potentziala, bai pilaren potentziala, Walter H. Nernst (1864-1941) fisikari eta kimikari alemanak proposaturiko ekuazioaren bidez kalkulatu dira:

$$E = E^0 - \frac{2,303 RT}{nF} \log Q$$

E = potentziala, baldintza ez-estandarretan

E^0 = potentzial estandarra

R = gasen konstantea =
= 8,314 J · mol⁻¹ · K⁻¹

n = erreazioan transferituriko elektroi kopurua

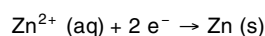
F = Faraday-ren konstantea =
= 96 487 C · mol⁻¹

Q = erreazio-zatidura

25 °C-an, Nernsten ekuazioa honela adierazten da:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Adibidez, hauxe izango da, ZnCl₂-tan 0,1 M den disoluzio batean, Zn elektrodoaren erreduktio potentziala:



$$Q = \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{1}{0,1}$$

$$E = -0,76 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{0,1} = -0,76 - \frac{0,0592}{2} \cdot 1 = -0,79 \text{ V}$$

5. Erreduktio potentzial estandarren seriea

Hainbat elektrodo estandarren potentzialak neurtuz, elementuen *elektrodo-potentzial estandarren seriea* lortzen da.

Hainbat teknika erabiliz, posible da, halaber, beste elektrodo batzuen potentziala ere neurtzea, eta elektrodo horietan bai espezie oxidatua, bai erreduzitua, biak, elektrodo geldo batekin kontaktuan dauden ioiak dira.

Hau da, hain zuzen, *bikote* hauekin osatutako elektrodoen kasua: Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺, Fe³⁺/Fe²⁺, MnO₄⁻/Mn²⁺, etab. Elektrodo horien potentzialak elementuentzat lorturikoei gehituz, **erreduktio potentzial estandarren seriea** deiturikoa lortzen da.

Erreduktio potentzial estandarren seriearen esanahia ulertzeko, kontuan hartu beharrekoa da ezen, gaur eguneko hitzarmenei jarraituz, seriean *erreduktio-erdierreakzioak* agertzen direla, baita erdierreakzio horiei dagozkien *erreduktio potentzial estandarrek* ere, 1. taulan ikus daitekeen bezala.

— Erdierreakzio bakoitzaren *ezkerraldean*, *oxidatzailea* agertzen da, hau da, elektrodoaren, erdisistemaren edo erreduktio bikotearen forma oxidatua.

— *Eskuinaldean erreduktorea* agertzen da, hau da, forma erreduzitua.

5.1. Pilaren potentzial estandarra

Baldin pila bat eratzeko bi elektrodo estandar aukeratu badira, kato do gisa arituko da erreduktio potentziala positiboena duena, edo negatibo gutxiena. Anodo gisa arituko dena erreduktio potentziala negatiboena duena izango da, edo positibo gutxiena.

Pilaren potentzial estandarra edo indar elektroeragilea, *iee-a*, adierazpen hau erabiliz kalkulatu da:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{katodoa}} - E^0_{\text{anodoa}}$$

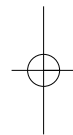
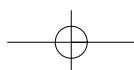
5.2. Ahalmen oxidatzailea eta ahalmen erreduktorea

— *Zenbat eta positiboagoa izan erreduktio potentzial estandarra, handiagoa da erdierreakzioan agertzen den espezie oxidatuaren indar oxidatzailea*, hau da, handiagoa da erdierreakzioa idatzita dagoen noranzkoan gertatzeko joera. Ondorioz, *erdisistema bakoitzak bere gainean kokaturiko beste edozeinen oxidazioa eragiten du*.

Horrekin bat, fluorra, F₂, da oxidatzailearik sendoena.

— *Zenbat eta negatiboagoa izan —edo positibo gutxiago izan— erreduktio potentzial estandarra, handiagoa da erdierreakzioan agertzen den espezie erreduzituaren indar erreduktorea*, hau da, handiagoa da erdierreakzioa idatzita dagoen noranzkoaren kontra gertatzeko joera. Ondorioz, *erdisistema bakoitzak bere azpian kokaturiko beste edozeinen erreduktioa eragiten du*.

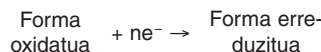
Esandako guztiarekin bat, litio metala da taulan agertzen den erreduktorearik sendoena.



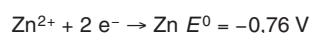
Erdierreakzioa	E° (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,05
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,93
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-1,18
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0,15
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0,20
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0,53
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,59
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0,68
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0,96
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$	+1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,33
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1,50
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,51
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1,61
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,77
$\text{O}_3(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+2,07
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2,87

ADII!

Erreduktziozko potentzial estandarra erreduktzio-erdiereakzioari dagokio:



Adibidez,



Erdierreakzio baten forma oxidatua eta forma erreduzitua *erdisistema bat* edo *erredox bikote* bat osa-tzen dute, era laburtuan horrela adierazten dena: Zn^{2+}/Zn , $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, Ag^+/Ag , etab.

Erdierreakzioaren noranzkoa alderantzikatzen bada, orduan potentzialaren zeinua ere alderantzikatu beharko da, hortaz, potentziala **oxidaziozko potentzial estandar** bilakatzen da. Adibidez:



$$E^{\circ} = -(-0,76 \text{ V}) = +0,76 \text{ V}$$

Potentzialen seriean formulaturiko erdiereakzioak itzulgarriak dira; beraz, erreakzioak eskuinera edo ezkerrera joatea, hots, elektrodo bat katodo izatea edo anodo izatea, erdisistema osoa dagoeneko baldintzen mende dago.



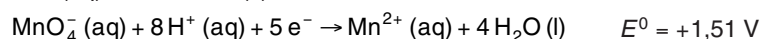
Jarraian aipatzen den webgunean, Iowa State University-k (EEBB) hainbat jarduera interaktibo paratu ditu redox prozesuen inguruan. Jarduera hroetan, metal batzuk mota desberdineko disoluzioetan sartzen dira, eta saioen emaitzak eskala makroskopikoan zen mikroskopikoan azaltzen dira: www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html

■ 1. taula. Erreduktziozko potentzial estandarrak

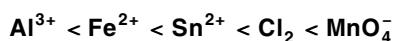
4. ADIBIDEA

Espezie hauek ditugu, baldintza estandarretan eta ingurune azidoan: Sn^{2+} , Cl_2 , Fe^{2+} , Al^{3+} eta MnO_4^- . Jar itzatzu indar oxidatzailearen ordena hazkorra-
ren arabera.

- Espezie horiek 1. taulan agertzen dira, erdierreakzio batzuen forma oxidatu gisa. Printzipioz, denak izan daitezke oxidatzaile.
- Erdierreakzioak eta erredukziozko potentzial estandarrek idatziko ditugu:



- Izaera oxidatzailea handiagoa denez, E^0 zenbat eta positiboagoa izan, honako hau daukagu:



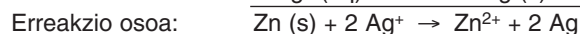
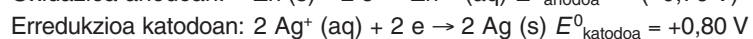
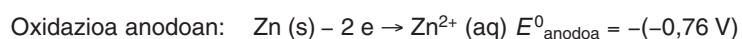
5. ADIBIDEA

Irudikatu pila voltaiko hau: elektrodo bat zinka da, 1 M den ZnSO_4 -aren disoluzioan, eta beste elektrodo zilarra da, 1,0 M den AgNO_3 -aren disoluzioan. Disoluzioak 25°C -an daude. Determina ezazu zein den anodoa eta zein katodoa, idatzi pilaren erreakzioak, adierazi elektroien fluxuaren noranzkoa eta kalkulatu pilaren indar elektroeragile estandarra.

- Katodo gisa potentzial estandarra positiboena duen elektrodo arituko da, hau da, Ag^+/Ag bikotea ($E^0 = +0,80 \text{ V}$), eta anodo gisa, potentzial estandarra negatiboena duen elektrodo arituko da, hau da, Zn^{2+}/Zn bikotea. ($E^0 = -0,76 \text{ V}$).

4. irudiak elektrodo horiez eraturiko pila bat erakusten du.

- Gertatzen diren erreakzioak:



- Ikus daitekeenez:

- Zn^{2+}/Zn bikotearen potentzialari zeinua aldatzen zaio, erdierreakzioaren noranzkoa aldatu baita.
- Erredukzio-erdierreakzioa 2 zenbakiaz biderkatzen da, horrela erreakzio osoa doitu geratu dadin; hala ere, elektrodoaren potentziala ez da aldatzen, propietate intentsiboa baita.

- Pilaren iew estandarra.

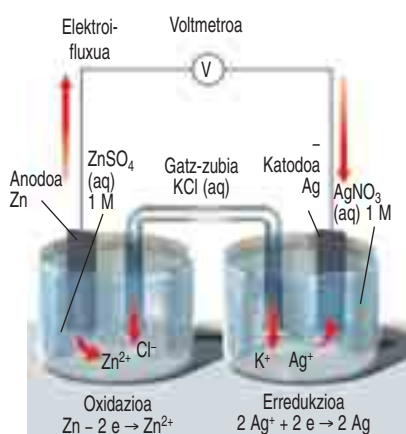
Pilaren erreakzio osoa bi erdierreakzioen baturaren berdina denez, potentziala bi potentzial partzialen baturaren berdina izango da:

$$E^0_{\text{pila}} = +0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$$

Hots,

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{katodoa}} - E^0_{\text{anodoa}}$$

- Pilaren notazio laburtua:



■ 4. irud. Zinkezko elektrodo batez eta zilarrezko elektrodo batez eraturiko pila.

5.3. Erredox erreakzioen espontaneotasuna

Potentzial estandarren seriearen aplikazioetatik interesgarrienetariko bat erredox erreakzio bat espontaneoki gerta daitekeenentz auresatearen posibilitatea da. Horretarako erredukziozko potentzialak erabiliko ditugu, emandako erredox erreakzioa benetan pila voltaiko batean egin daitekeenentz kontuan izan gabe.

ADI!

Erredox erreakzio bat espontanea ez dela esaten dugunean, ez dugu esan nahi erreakzio hori gertatzea ezinezkoa denik, baizik eta, orekan erreakzioa oso desplazatuta egongo dela ezkerretara, ekuazioan agertzen den bezalaxe.



Erredox erreakzio bat espontanea da baldin erredox erreakzio hori, dagokion ekuazioan idatzita dagoen moduan, eratzen duten bi erdierreakzioek osaturiko pilaren indar elektroeragilearen balioa edo potentzial estandarren balioa positiboa bada.

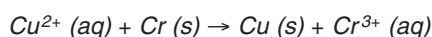
Laburtuz:

$$E^0_{\text{pila}} > 0 \rightarrow \text{erreakzio espontanea}$$

$$E^0_{\text{pila}} < 0 \rightarrow \text{erreakzio ez-espontanea}$$

6. ADIBIDEA

Esan ekuazio ioniko honek adierazten duen erredox erreakzioa, baldintza estandarretan, espontanea den ala ez. Baiezkoan, idatz ezazu ekuazio doituia.

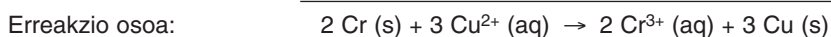
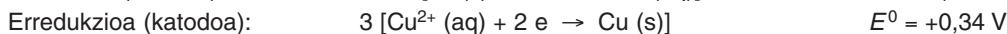
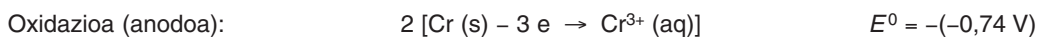


— Ekuazioak bi erdierreakzio ditu. Bereizten baditugu, eta potentzialen seriean agertzen diren moduan idatziz gero, honako hau lortuko dugu:



Oxidazioa gertatzen deneko erdisistema anodoa E^0 negatiboena duena da, hau da, Cr^{3+}/Cr , bikotea; aldiz, erredukzioa gertatzen deneko erdisistema katodoa E^0 positiboena duena da, hau da, Cu^{2+}/Cu bikotea.

Pilan gertatzen diren erreakzioak aztertzeko, oxidazioa gertatzen deneko erdierreakzioaren noranzkoa aldearantzizkatu egingo dugu, eta ekuazioa doituaz:



Pilaren potentziala honako hau izango da:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{katodo}} - E^0_{\text{anodo}} = +0,34 \text{ V} - (-0,74 \text{ V}) = 1,08 \text{ V}$$

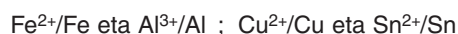
$E^0 > 0$ denez, erreakzioa **espontanea** da.

JARDUERAK

19. Esan, eta arrazoitu, bikote bakoitzeko zer espezie den oxidatzaile ahaltsuena: a) Br_2 ala I_2 ; b) Fe^{3+} ala Fe^{2+} ; c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ingurune azidoan, ala H_2O_2 ingurune azidoan; d) MnO_4^- ingurune azidoan ala MnO_4^- ingurune basikoan.
20. Adierazi bikote bakoitzetik zein espezie den erreduktore bortitzena: Cd ala Ca; Fe ala Mg; Sn^{2+} ala Cu^+ ; I^- ala Ag.
21. Ordenatu honako oxidatzaile hauek, ahalmen oxidatzaile hazkorraren arabera: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ingurune azidoan; O_2 ingurune azidoan; Cl_2 ; H^+ ; O_3 ingurune azidoan eta Au^{3+} .
22. Ordenatu honako erreduktore hauek, ahalmen

erreduktore hazkorraren arabera: Zn, Ni, H_2 , Ag, Br^- , Ce^{3+} .

23. Irudikatu honako elektrodo hauek osaturiko pila voltaiko bakoitza, idatzi dagozkien erreakzioak eta pilen notazio laburtuak, eta kalkulatu pila bakoitzaren iee estandarra.



Sol.: 1,22 V; 0,48 V; 0,46 V

24. Irudika ezazu honako erreakzio oso hau duen pila:



Idatzi erreakzio anodikoa eta katodikoa, eta kalkulatu iee estandarra.

Sol.: 1,76 V

ADI!

Printzipioz, upela elektrolitikoan gertatzen den erreakzio ez-espontaneoa eragiteko, nahikoa litzateke erreakzio espontaneolari dagokion pilaren potentzial estandarren tentsio berbera aplikatzea. Praktikan, erabilitako potentzialak aipaturikoa baino askoz handiagoa izan behar du.

6. Elektrolisia

Dakigunez, substantzien eroankortasun elektrikoa haien zeharkako *karga elektrikoaren desplazamendua edo higidura* da. Baina kargaren higidura hori bi modu hauen bidez gerta daiteke:

- *Elektroi-fluxu* baten bidez, *metaletan* gertatzen den bezala; horregatik, *lehen mailako eroaleak* deritze.
- *loi positiboan edo negatiboan higidura*, *disoluzio baten zehar zein konposatu ioniko urtuan zehar* gertatzen den bezala. Eroankortasun elektrikoaren bigarren mota hau *eroankortasun ionikoa* edo *elektrolitikoa* da, eta elektrolitoen bereizgarria da; horiei *bigarren mailako eroaleak* deritze.

Eroankortasun elektrolitikoak *upela* edo *zelda elektrolitikoetan* erabiltzen da, bertan interes praktiko handia duen oxidazio-erredukzioko prozesu bat gertatzen baita: *elektrolisia*.



Elektrolisia prozesu bat da, eta bertan elektrolito baten disoluzioan zehar edo elektrolito urtuan zehar pasatzen den korrante elektrikoak oxidazio-erredukzioko erreakzio ez-espontaneo bat eragiten du.

Upela elektrolitikoak prozesu hori gertatzen den ontzia da. Elektrolitoaren disoluzioa edo elektrolito urtua dauka; bertan, korrante zuzen batera konektaturik dauden elektrodoak murgiltzen dira, eta upelak korrante horretatik hartzen ditu elektrodoak.

Elektrodoak oxidazio-erredukzioko erdierreakzioak gertatzen direneko gainazalak dira. Upela elektrolitikoak dituen erreaktiboekiko geldoak dira. Pila voltaikoetan bezala, hauetan ere:

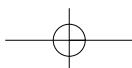
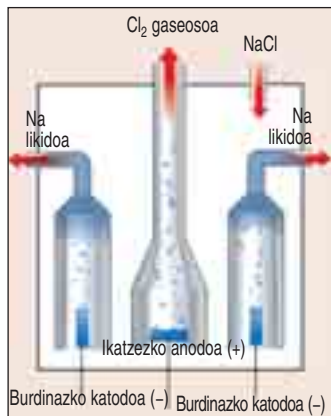
- **Anodoa** oxidazioa gertatzen den elektrodoa da, korrante zuzenaren polo positiboari konektatua.
- **Katodoa** erredukzioa gertatzen den elektrodoa da, polo negatiborari konektatua.

Ikus ditzagun orain pila voltaiko baten eta upela elektrolitiko baten arteko aldeak.

Pila voltaikoa	Upela elektrolitikoak
Erreakzio kimiko batek energia elektrikoa sortzen du.	Energia elektrikoak erreakzio kimiko bat eragiten du.
Bi elektrolito daude.	Elektrolito bakarra dago.
Erredox erreakzioa espontaneoa da.	Erredox erreakzioa ez da espontaneoa.
Anodoa polo negatiboa da. Katodoa polo positiboa da.	Anodoa polo positiboa da. Katodoa polo negatiboa da.

Hurrengo azpiataletan zenbait substantziaren elektrolisia aztertuko dugu, kasu bakoitzean zer erreakzio gertatzen den ikusiz. Eskemen bidez, elektrolisi horiek gertarazteko muntaiak azaltzen dira.

Hau da sodioaren ekoizpen industrialean, Downs metodoan, erabiltzen den upela elektrolitikoak. Elektrodoak behar adina aldentzen dira elkarrengandik, eratu diren sodioaren eta kloroaren arteko erreakzioa ekiditeko.

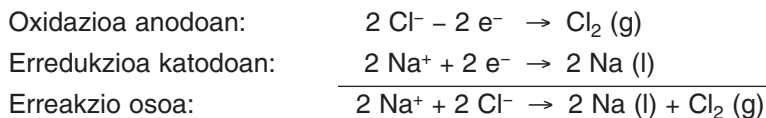


6.1. Sodio kloruro urtuaren elektrolisia

Sodio kloruroa, NaCl, 800°C inguruan funditua, elektrolitoa da (5. irud.); eta bere ioietan disoziatuta dago:



Elektrodo geldoak elektrolitoan murgiltzen dira, eta korrante zuzenaren iturriari konektatzen zaizkio. Anioiak, Cl⁻ ioiak, anodorantz higitzen dira, eta bertan, deskargatu egiten dira, elektroiak emanez; katioiak, Na⁺ ioiak, katodorantz higitzen dira, eta bertan deskargatu egiten dira, elektroiak hartuz.

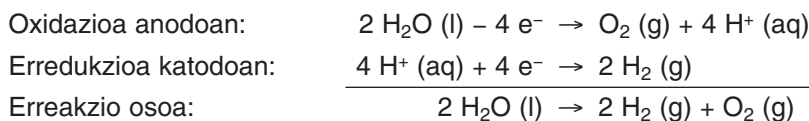


Katodoan lorturiko sodioa gatz urtua baino dentsitate gutxiagokoa denez, likido moduan flotatzen du. Kloro gaseosoa anodoan biltzen da.

Erreakzio osoa ez da espontaneo, potentzial negatiboaren bidez egiazta daitekeen bezala.

6.2. Uraren elektrolisia

Ur puruak ez du ioi aske nahikorik elektrizitatea eroateko. Horregatik, haren elektrolisia lortzeko (6. irud.), 0,1 M den azido sulfuriko kantitate txiki bat gehitzen zaio. Ur-disoluzio horretan elektrodo geldoak murgiltzen dira, eta erreakzio hauek gertatzen dira:

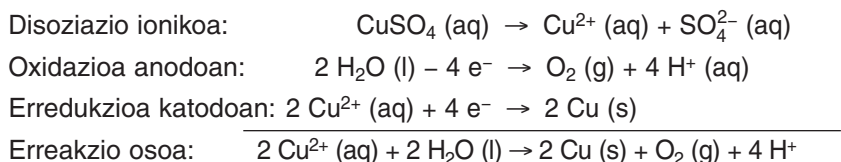


Ikusten denez, hidrogenoa katodoan eta oxigenoa anodoan lortzen dira, H₂ gaseosoaren bolumena O₂-aren bolumena baino bi aldiz handiagoa izanik.

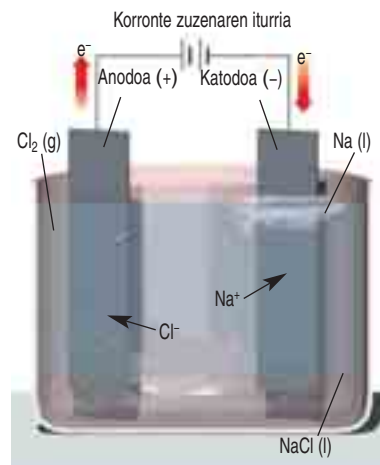
H₂O-a azidoaren SO₄²⁻ ioiak baino arinago oxidatzen da: azken horiek ez dira deskargatzen, horretarako potentzial altuagoa behar baitute. H₂SO₄-a ez da kontsumitzen.

6.3. Kobre (II) sulfatoaren elektrolisia ur-disoluzioan

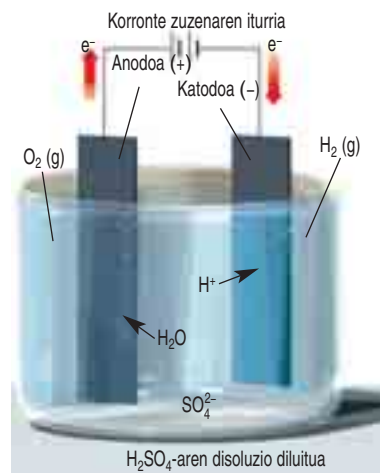
Uretan disolbaturiko gatzaren elektrolisiaren interpretazioa egitean zailtasun batzuk agertzen dira, H₂O-a prozesuan tartekatatu egin baitaiteke. Hau da CuSO₄ (aq)-aren kasua, H₂O-aren molekulak SO₄²⁻ ioiak baino arinago oxidatzen baitira anodoan (7. irud.).



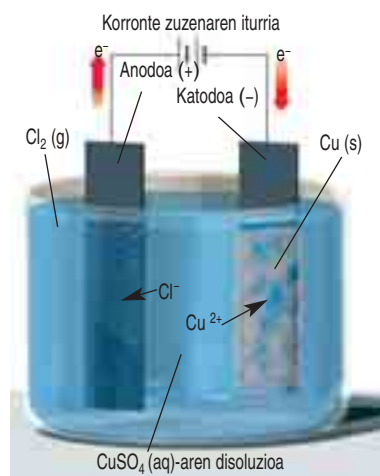
Katodoaren gainean, kobrezko xaflan, kobre metalikoa ezartzen da, eta anodoan oxigeno gaseosoa biltzen da.



■ 5. irud. Sodio kloruro fundituaren elektrolisia.



■ 6. irud. Uraren elektrolisia ingurune azidoan.



■ 7. irud. Kobre sulfatoaren elektrolisia ur-disoluzioan.

ADI!

Elektrolisiak eginkizun garrantzitsua bete du *elementuen aurkikuntzaren* historian.

1807an, Volta italiarraren pilaren asmakizunetik urte gutxira, H. Davy (1778-1829) kimikari ingelesak beraien gatz urtuen elektrolisiaren bidez, lehen aldiz bi elementu bakar-teea lortu zuen, *sodioa* eta *potasioa*, horiekin eraturiko konposatuak Antzinatetik ezagunak baziren ere.

Hurrengo urtean, orduan ere prozedura elektrolitikoak erabilita, beste bi elementu berri bakartu zituen, *magnesioa* eta *kaltzioa*; horiekin eraturiko konposatuak ere ezagunak izan ziren denbora luzean, baina aurretik inoiz ez ziren bakar-eeak izan.

Metalen korrosioa

Korrosio metalikoaren prozesuan, metalak edo aleazioak, nahi ez den erreakzio baten ondorioz, konposatu metaliko bilakatzen dira. Kalte ekonomiko handia ekartzen du, korrosioak jotako egiturak erabiltezin geratzen direlako, oso arrisku-eeak izateaz gain.

Bi korrosio mota bereizten dira:

- Korrosio lehorra: gasek, nahiz eta hezerik egon ez ingurunean edo sisteman bertan, eraso egiten diote metalari.
- Korrosio hezea: agente korrosib-ak uretan, lurtean nahiz aire hezean daude, eta metalari erasotzen diote. Korrosio ohikoena da.

Korrosio-prozesu ezagunena burdinari erasaten diona da: burdina herdoildu egiten da, oxido bihurturik, zehazki burdin (III) oxido hidratatu ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$). Hasieran agertzen den oxido-geruza gainazalean zabaltzen da, baina porotsua denez, oxidazio-prozesuak aurrera jarraituz gero metal guztia jo dezake, eta suntsitu.

Hainbat era daude burdinaren korrosioa eragozteko:

- Burdina pintura, olio edo plastikozko geruza babesgarri batez estaltzea. Estaldurak erresistentzia handikoa eta erabat iragazgaitza izan behar du.
- Burdina beste metal batez estaltzea, adibidez zinkez (burdina galvanizatua), kobrez, nikeluz, kromoz, ezta inuz... Bigarren motako estaldura hori elektrolitikoan lor daiteke, edo burdina metal babeslean murgilduz, metal hori fundituta dagoela.

7. Elektrolisiaren aplikazio industrialak

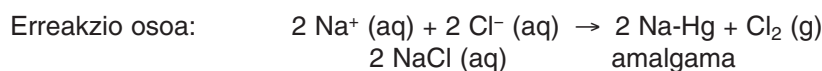
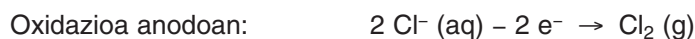
Prozesu elektrolitikoek esparru industrialean aplikazio interesgarriak dituzte. Hona hemen batzuk:

- Metal erreaktiboen lorpena, esaterako, 1 A eta 2 A taldeetako elementuak eta aluminioa, eta elementu ez-metalikoen lorpena, hala nola, hidrogenoa eta kloroa. Kasu horietariko batzuk jadanik ikusi ditugu.
- Estaldura metalikoak.
- Metalen purifikazioa, adibidez kobrearena.

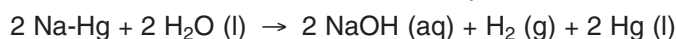
7.1. Sodio hidroxidoaren lorpena

Kloro-sosa deituriko metodoa, uretan disolbaturiko sodio kloruroaren elektrolisiaren bidez, hidrogenoa, kloroa eta sodio hidroxidoa aldi berean lortzea da. Katodoa upela elektrolitiko baten hondoa dagoen merkurio likidoa da (8. irud.); anodoak grafitozkoak dira. Gatzaren disoluzioa era jarraian sartzen da.

Anodoan kloro gaseosoak, Cl_2 , askatzen da, eta katodoan, aldi berean, sodioa deskargatzen da, *amalgama* bat eratuz, hots, merkurioarekin aleazio bat eratuz, Na-Hg.



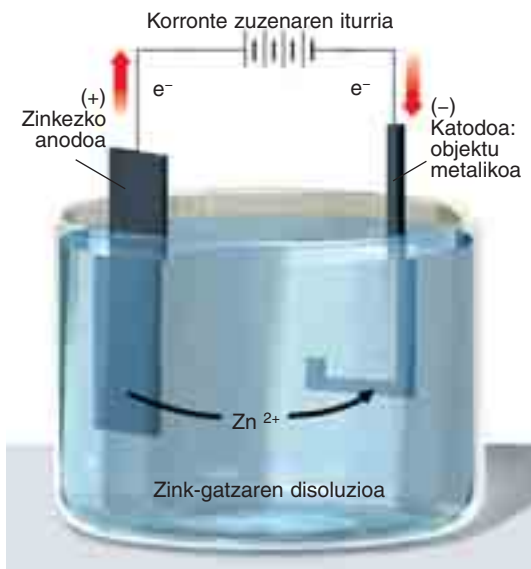
Gero, amalgama hori urarekin egiten duen erreakzioari esker deskonposatzen da, H_2 -a eta NaOH -a lortuz eta merkurioa birlortuz. Azkenean, merkurioa berriz ere itzultzen da upela elektrolitikoan.



7.2. Estaldura metaliko elektrolitikoak

Elektrolisiz, estal daiteke metal bat beste metal baten geruza mehe batez. Prozesu honek, bainu elektrolitikoak deituak, aplikazio ugari ditu:

- Objektuak urre edo zilarrezko azal batez edertzea (urreztapena eta zilarretapena).
- Objektu metalikoak korrosiotik babestea, beste metal baten geruza batez (zinka, nikela, kromoa, kobrea...).



■ 8. irud. Zinkeztapenaren eskema.

7.3. Kobrearen arazketa elektrolitiko

Metalak prozedura metalurgiko egoki baten bidez lortutakoan, komenigarria ohi da, eta batzuetan beharrezkoa ere bai, metal horiek *fintze*-edo *arazte*-prozesu batetik igaroaraztea, aplikazio berezi batzuetan erabilgarri bilaka daitezten.

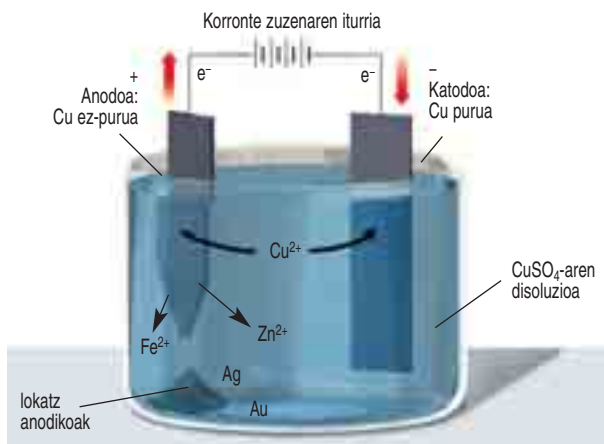
Hori da kobrearen kasua; izan ere, *eroale* gisa duen erabilgarritasun hedatua, hein handi batean, bere *purutasun-mailaren* mende dago. Metal horren arazketa elektrolitiko da, 9. irudian agertzen den eskemaren arabera: elektrolitoa kobre-gatz disolbagarri bat da, adibidez, CuSO_4 -a, anodoa kobre ez-purua da, eta katodoa, kobre puruzko xafla bat. Azken horren gainean ezartzen da kobre purua.

Potentzial egokia mantenduz, anodoko kobrea oxidatu egiten da, disoluziora igarotzen da, eta hortik katodoan ezartzen da.

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

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

Metalak zituen ez-purutasunak, hau da, kobrezko mineralekin etortzen diren beste metalak, ez dira katodoaren gainean deskargatzen: ioi metaliko aktiboak, hala nola, Fe^{2+} edo Zn^{2+} , disoluzioan mantentzen dira, eta metal nobleak, Ag, Au eta Pt, ontziaren hondora hauspeatzen dira, eta bertatik ateratzen dira osteko erabileretarako.



■ 9. irud. Kobrearen arazketa elektrolitiko.

JARDUERAK

25. Kaltzio kloruro urtua elektrolizatzen da. Idatz itzazu elektrodoetako erreakzioak eta erreakzio osoa. Irudikatu upela elektrolitikoaren eskema osoa eta bertan gertatzen den prozesua.
26. Deskribatu uretan disolbaturiko nikel (II) bromuroaren elektrolisia. Kontuan hartu Ni^{2+} eta Br^- ioiak elektrodoetan deskargatu egiten direla.
27. Deskribatu uretan disolbaturiko sodio kloruroaren elektrolisia. Kontuan hartu anodoan Cl^- ioiak deskargatzen direla, eta aldi berean, katodoan H_2O molekulak Na^+ ioiak baino arinago erreduzitzen direla, H_2 (g) eta OH^- (aq) ioiak emanez. Idatzi erdierreakzioak eta erreakzio osoa.
28. Hiru upela elektrolitiko bata bestearen ondoan seriean jartzen dira, hau da, upel elektrolitiko baten anodoa hurrengo upelaren katodoarekin konektatzen da. Lehenak CuSO_4 -aren ur-disoluzio bat du, bigarrenak AgNO_3 -arena, eta hirugarrenak, FeCl_3 -arena. Idatz itzazu ontzi bakoitzeko katodoan gertatzen diren erdierreakzioak.
29. Objektu metaliko bat zilarrez estali nahi da. Deskribatu zilarreztapen hori gertatzeko beharrezkoa den upela elektrolitiko eta horren funtzionamendua.
30. Galvanostegia eta galvanoplastia estaldura metaliko elektrolitikoekin erlazionaturiko prozedurak dira. Kontsultatu bibliografian eta deskribatu bi prozedura horien arteko aldeak.
31. Kobrearen arazketa elektrolitikoaren deskribazioan, ez da formulatu erreakzio osoa. Idatz ezazu.

Elektrolisia eta birziklapena

Elektrolisia erabil daiteke, azaldu-takoaz gain, metalak berreskuratzeke hondakinetatik. Argazki-industrian, esate baterako, horixe egiten da zilarrarekin, baita beste alor batzuetan ere hainbat metal berriz eskuratzeko: piletatik, kadmioa eta nikela birziklatzen da; jakien ontzikietatik, eztainua (desztainatzea), eta berdin joka daiteke zinka edo bestelako metalak dituzten hondakinekin. Elektrolisia aprobetxatuz, gainera, urrea, zilarra, platinoa eta bestelako metal preziatuak berreskura daitezke zianuro bitarteko prozeduretara jo gabe, horrelakoak oso arriskutsuak eta kutsatzaileak dira eta.

ADI!

Mol bat elektroitan dagoen karga elektrikoa elektroiaren *karga unitarioa* (e) eta Avogadro-ren konstantea (N_A) biderkatuz lortzen da.

Horrela lortutako konstante berri horrek **Faraday (F)** izena hartzen du.

$$\begin{aligned} 1F &= e \cdot N_A = \\ &= 1,602 \cdot 10^{-19} \frac{C}{e} \cdot 6,023 \cdot \\ &\quad \cdot 10^{23} \frac{e}{\text{mol } e} = \\ &= 96487 \text{ C} \cdot (\text{mol } e)^{-1} \\ 1F &\approx 96500 \text{ C} \cdot (\text{mol } e)^{-1} \end{aligned}$$

8. Faraday-ren legea

Eskuarki, metal baten prozedura elektrolitikoaren bidezko hauspeaketa-prozesua, honako ekuazio honi egokitzen zaio:



eta horrek esan nahi du hauspeatzen den X -aren mol bakoitzeko Z mol elektroik zirkulatuko dutela. Horrela, Q karga bat zirkularazten badugu, metalaren m masa bat hauspeatuko da. Ondorioz:

$$\text{metalaren mol kopurua} = \frac{m}{M} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{elektroien mol kopurua} = Z \cdot \frac{m}{M}$$

Mol bat elektroik garraiatzen duen karga 1 Faradayren berdina denez (96 487 C), zirkulatzen duen karga totala hauxe izango da:

$$Q = Z \cdot \frac{m}{M}$$

Adierazpen horretatik m masa askatu daiteke:

$$m = \frac{M}{Z F} \cdot Q$$

non

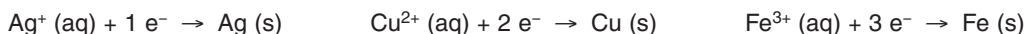
m = ezarri den elementuaren masa (g)
 Q = zirkulatzen duen karga (C)
 M = elementuaren masa molarra (g)
 F = 1 Faraday = 96 487 C

Erlazio hori M. Faraday (1791-1867) fisikari ingelesak 1832. inguruan aurkitu zuen, eta horregatik, **Faradayren legea** deritzo.

7. ADIBIDEA

Hiru upela elektrolitiko seriean konektatu dira, eta denetan ur-disoluzioak daude; batean Ag^+ -aren gatz batena, beste batean Cu^{2+} -arena, eta azkenean, Fe^{3+} -arena. Kalkulatu zein izango diren elektrolisiaren bidez ezarritako zilar, kobrea eta burdina kantitateak, 3 min irauten duen 1,5 A-ko korrante batekin.

— Katodoan gertatzen diren erredukzio-erdierreakzioak honako hauek dira:



Seriean daudenez, hiru upeletatik karga berberak zirkulatuko du: $Q = I \cdot t = 1,5 \text{ A} \cdot 3 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 270 \text{ C}$

Faradayren legeari emandako adierazpena aplikatuz, elementu bakoitzetik ezarritako masa lortuko dugu:

$$m (\text{Ag}) = \frac{M}{z F} Q = \frac{107,87 \text{ g}}{1 \text{ mol } Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ag}{1 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96487 \text{ C}} \cdot 270 \text{ C} = \mathbf{0,302 \text{ g}}$$

$$m (\text{Cu}) = \frac{M}{z F} Q = \frac{63,54 \text{ g}}{1 \text{ mol } Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu}{2 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96487 \text{ C}} \cdot 270 \text{ C} = \mathbf{0,089 \text{ g}}$$

$$m (\text{Fe}) = \frac{M}{z F} Q = \frac{55,847 \text{ g}}{1 \text{ mol } Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe}{3 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96487 \text{ C}} \cdot 270 \text{ C} = \mathbf{0,052 \text{ g}}$$

JARDUERAK

32. Kalkula ezazu lortzen den kobrea kantitatea, kobrea (II) sulfatoaren disoluzio bat duen upela elektrolitiko batetik 6 A-ko korrante bat 1 h eta 30 min-tan igarotzean.

Sol.: 10,67 g

Pilak, energia edozertarako

Oxidazio-erredukzioko erreakzioak oso emankor-
rak dira, besteak beste, gaur ezagutzen ditugun
pila mota guztiak fabrikatzeko. Pilek sortzen duten
korrante elektriko zuzenak hainbat eta hainbat tres-
na eta gailu funtzionarazten ditu.

Pila lehorrak

Leclanché frantziarrak 1866an asmatua, pila mota
hau tresna ugaritarako erabiltzen da: linternak, irra-
tiak... Anodoa zinkeko bilkin bat da, eta katodoa,
grafito-barra bat. Elektrolitoa ore busti edo heze bat
da, NH_4I , ZnCl_2 eta MnO_2 -z osatua eta betekin
geldo batez nahastua. Elektrolitoa basikoa bada,
pila alkalinoa da, askoz iraupen luzeagokoa. Oro
har, pila lehorrek 1,5 V-eko tentsioa ematen dute.

Merkuriozko pilak

Botoi pilak ere deituak, oso erabiliak dira erlojueta-
rako eta medikuntza-tresnetarako. Zinkeko ontzi
batek, merkurioz amalgamatuak, anodo gisa jokat-
zen du, eta katodoa altzairuzkoa da. Elektrolitoak,
oso alkalinoa, ZnO eta HgO ditu. Pila lehorrek baino
luzeago irauteaz gain, tentsio konstanteagoa sor-
tzen dute.

Nikel-kadmiozko pilak

Pila lehorren helburu berarekin erabiltzen dira,
baina birkargagarriak dira. Anodoa kadmiozkoa
dute, eta katodoa, NiO_2 -zkoa. Elektrolitoa basikoa
dute, eta birkargatzeko, korrante zuzenaz hornitu
behar dira kanpo-iturri batetik.

Litio-egoera solidozko pilak

Pila hauetan, elektrolitoa solido polimeriko bat da.
Anodoa litiozkoa da, eta katodoa TiS_2 edo V_6O_{13} -
zkoa. Birkargagarriak dira, eta batzuek 3 V-eko ten-
sioa ere eman dezakete.

Errekuntza-pilak

Oinarria errektuntza-erreakzio bat da, baina erre-
dukzioa oxidaziotik berezita gertatzen denez, bero-

energiaren ordez energia elektrikoa lortzen da. Pila
arruntetan ez bezala, errektuntzakoetan agente oxi-
datzaileen eta errektutoreen fluxua etengabea da,
eta aldi berean, deuseztatu egiten dira erreakzioa-
ren produktuak. Mota hauetako piletatik, zabal-
duena hidrogenozkoa da, oso erabilia ibilgailuetan,
esate baterako, hidrogenoz dabilzan autobuse-
tan.

Berunezko metagailuak

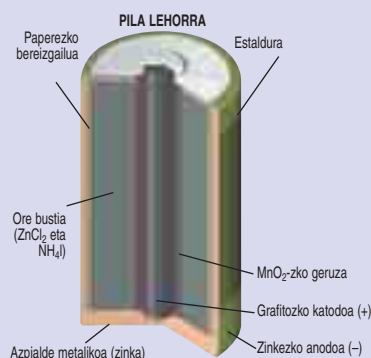
Mota honetakoak dira automobil gehienetako bate-
riak, paraleloan konektatutako 2 V-eko 6 pilen bitar-
tez 12 V ekoitzen dutenak. Pila bakoitzak bi beru-
nezko saretxo ditu, bata anodoa eta bestea kato-
doa: lehenak berun harrotua du, eta bigarrenak,
 PbO_2 -a. Elektrolitoari dagokionez, H_2SO_4 -aren
disoluzio bat da, % 40koa. Berunezko metagailuak
birkargatu egin daitezke kanpo-korrante zuzenez,
eta hori lortzeko nahikoa izaten da ibilgailuaren
alternadorea.

Pilen birziklapena

Pila gehienek metal astunak dituzte, kadmioa edo
merkurioa, kasu, biziki kaltegarriak ingurumen zein
osasunarentzat. Kontrol gabeko hondartegietara
botaz gero, bada, euriak berekin eraman ditzake
metalak, lurpeko ur-korranteetaraino, eta horiek
bitarte, ibaietara eta itsasora. Ondorioak, esan
beharrak ez dago, txarrak dira izaki guztientzat.

Bestalde, behar ez diren errauskailuetan erre-
z gero, pilen metalak baporizatu egiten dira, airean
barreiatu eta, euria egiten badu, lurrera eta ur-ibil-
guetara iritsi. Metal gehienak biometakorrak dire-
nez, organismoz organismo pasatzen dira elikapen-
katean zehar.

Horrelako arazorik gerta ez dadin, pilak selektiboki
bildu behar dira. Tamaina handikoetatik metal astu-
nak berreskuratzen dira, ondorengo beste ekoiz-
pen-prozesu batzuetan ostera erabiltzeko. Botoi
motako pilen kasuan, birziklapenaren helburua da,
batik bat, merkurioa berreskuratzea.



LABURPENA

- Gaur egun, *oxidazio* eta *erredukzio* kontzeptuak ez dira substantzien oxigeno-edukiaren gehikuntzara edo gutxipenera mugatzen. *Oxidazio-erredukzio* erreakzioen esanahiak, erredox erreakzioenak, elektro-transferentzia bat, erreala zein alegiazkoa, gertatzen den prozesu oro hartzen du bere barnean; beraz, erreakzio horietan elementuen oxidazio-zenbakian aldaketaren bat gertatzen da.

— **Oxidazioa** elektroien galera-prozesua da, erreduktore batek jasaten duena.

— **Erredukzioa** elektroien irabazte-prozesua da, oxidatzaile batek jasaten duena.

- Oxidazio-erredukzio erreakzio batean honako agente eta prozesu hauek ikus daitezke:

— **Agente erreduktorea** edo **erreduktorea** substantzia bat da, eta bere baitan oxidazio-zenbakia handiagotzen duen elementua du. Elementu hori oxidatu egiten da, beste elementu bat erreduzitzen.

— **Agente oxidatzailea** edo **oxidatzailea** substantzia bat da, eta bere baitan oxidazio-zenbakia gutxitzen duen elementua du. Elementu hori erreduzitu egiten da, beste elementu bat oxidatuz.

— **Oxidazio-erdierreakzioa** prozesu bat da, eta bertan elementu batek bere oxidazio-zenbakia handitu egiten du; hots, prozesu horretan elektroien galera erreala edo alegiazkoa gertatzen da.

— **Erredukzio-erdierreakzioa** prozesu bat da, eta bertan elementu batek bere oxidazio-zenbakia gutxitu egiten du; hots, prozesu horretan elektroien irabazi erreala edo alegiazkoa gertatzen da.

- Oxidazio-erredukzio ekuazioak doitzeko honako hau behar da:

— *Masa-balantze* bat egin behar da, ekuazioaren bi ataletan elementu bakoitzaren atomo kopuru berbera daudela ziurtatzeko.

— *Karga-balantze* bat egin behar da, erreduktorearen oxidazioan emandako elektroien kopurua eta oxidatzailearen erredukzioan irabazitako elektroien kopurua berdinak izan daitezen.

Balantze bikoitz hori erdiesteko, **ioi-elektroien metodoa** erabil daiteke.

- Erreakzioaren bi agenteak, oxidatzailea eta erreduktorea, bereiztea posible izango balitz eta horrela elektro-transferentzia zuzenean baino, kanpo-eroale baten

bidez gertatuko balitz, orduan bi agente horien arteko elektroien fluxuak eragindako energia elektrikoa aprobetxatu ahal izango litzateke. *Pila voltaikoa* edo *pila elektrokimikoa* gailu bat da, oxidazio-erredukzio erreakzio espontaneo batetik abiatuta korrante elektrikoa ekoizteko gai dena.

— **Anodoa oxidazioa** gertatzen den elektrodoa da.

— **Katodoa erredukzioa** gertatzen den elektrodoa da.

— Elektroiek anodotik katodora zirkulatzen dute, kanpozirkuituan zehar.

— Elektrodo bat katodo gisa zein anodo gisa aritzen da, pila voltaikoa eratzeko behar den beste elektrodoaren izaeraren arabera.

- Indar oxidatzailearen gainean eta indar erreduktorearen gainean bi faktorek eragiten dute:

— Erredukziozko potentzial estandarra zenbat eta positiboagoa izan, handiagoa da erdierreakzioan agertzen den espezie oxidatuaren indar oxidatzailea.

— Erredukziozko potentzial estandarra zenbat eta negatiboagoa, edo positibo txikiagoa, handiagoa da erdierreakzioan agertzen den espezie erreduktorearen indar erreduktorea.

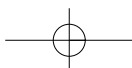
- **Erredox erreakzio bat espontaneo da** baldin erredox erreakzio hori, dagokion ekuazioan idatzita dagoen moduan, eratzten duten bi erdierreakzioek osaturiko pilaren indar elektroeragilearen balioa edo potentzial estandarraren balioa positibo bada.

Elektrolisia prozesu bat da, eta bertan elektrolito baten disoluzioan zehar edo elektrolito urtuan zehar pasatzen den korrante elektrikoak oxidazio-erredukziozko erreakzio ez-espontaneo bat eragiten du.

Upela elektrolitikoa elektrolisia gertatzeko ontzia da.

- Upela elektrolitikoaren elektrodo bakoitzean oxidaturiko edo erredukturiko elementuaren masa zirkuituan zehar igaroten den elektrizitate-kantitatearen proportzionala da, baita elementuaren baliokide-gramoaren proportzionala ere, *Faradayren legean* adierazten den bezala:

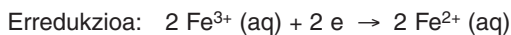
$$m = \frac{M}{Z F} \cdot Q$$



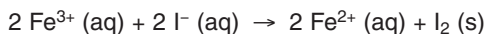
A

Determina ezazu, arrazoituz, ea Fe^{3+} ioiak, ur-disoluzioan, iodo ioia, I^- , iodo molekulareraino, I_2 , oxida dezakeen, bera Fe^{2+} -raino erreduzituz. Parte hartzen duten espezie guztiak baldintza estandarretan daude.

— Erreakzioa enuntziatuan proposatzen den moduan izanda, erreakzio hauek gertatu behar dira:

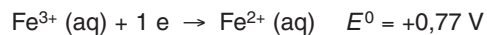
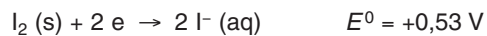


Erreakzio osoa:



Bi erdisistema horiekin eraturiko pila, I^-/I_2 delakoa anodoa izango da, oxidatu egiten baita, eta Fe^{3+}/Fe^{2+} delakoa katodoa izango da, erreduzitu egiten baita.

Potentzial estandarrak honako hauek dira:



Ondorioz, pila voltaikoaren eie estandarra honako hau izango da:

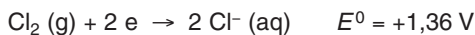
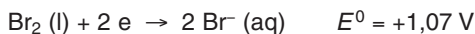
$$\begin{aligned} E^0_{\text{pila}} &= E^0_{\text{katodoa}} - E^0_{\text{anodoa}} = \\ &= 0,77 \text{ V} - (+0,53 \text{ V}) = +0,24 \text{ V} \end{aligned}$$

Proposaturiko erreakzioa **espontaneo**a da: Fe^{3+} -ak I^- -a I_2 -raino oxidatuko du.

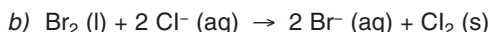
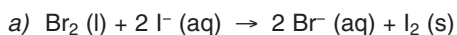
B

Auresan ezazu zer gertatuko den sodio iodo eta sodio kloruro, NaI eta $NaCl$, dituen ur-disoluzio bati bromoa, Br_2 , gehitzen zaionean. Baldin espezie guztiak baldintza estandarretan badaude, arrazoitu ezazu ea $Br_2(l)$ -ak I^- eta Cl^- ioiak $I_2(s)$ -raino eta $Cl_2(g)$ -raino oxida ditzakeen, hurrenez hurren.

— Erredukziozko potentzial estandarrak honako hauek dira:



— Enuntziatuan deskribatzen diren moduan, erreakzio posibleak hauek dira:



a erreakzioa:

Br_2 -a Br^- -raino erreduzitzen da; beraz, Br^-/Br_2 erdisistema katodo gisa arituko da.

I^- -a I_2 -raino oxidatzen da; beraz, I^-/I_2 erdisistema anodo gisa arituko da.

$$\begin{aligned} E^0_{\text{pila}} &= E^0_{\text{katodoa}} - E^0_{\text{anodoa}} = \\ &= 1,07 \text{ V} - (+0,53 \text{ V}) = +0,54 \text{ V} \end{aligned}$$

b erreakzioa:

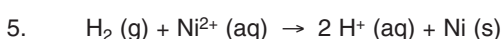
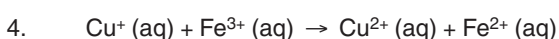
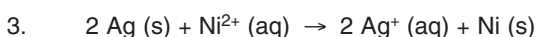
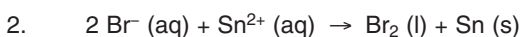
Br_2 -a Br^- -raino erreduzitzen da; beraz, katodoa izango da.

Cl^- -a Cl_2 -raino oxidatzen da; beraz, anodoa izango da.

$$\begin{aligned} E^0_{\text{pila}} &= E^0_{\text{katodoa}} - E^0_{\text{anodoa}} = \\ &= 1,07 \text{ V} - (+1,36 \text{ V}) = -0,29 \text{ V} \end{aligned}$$

Baldin Br_2 -a NaI eta $NaCl$ dituen ur-disoluzioari gehitzen badiogu, bromoak **I^- ioiak I_2 -raino oxidatuko ditu**, baina **Cl^- ioiak ez ditu Cl_2 -raino oxidatuko**.

5. Arrazoitu ezazu ea honako erreakzio hauek baldintza estandarretan espontaneoki gertatuko diren ala ez:



6. Nitrato ioiek, NO_3^- , ioia permanganatoraino, MnO_4^- , oxidatzen dute, ingurune azidoan.

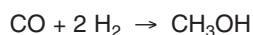
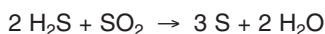
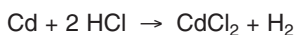
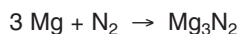
7. Sn^{4+} ioiek NO (g)-a oxidatu egiten dute, nitrato ioia, NO_3^- , eratzeko, ingurune azidoan.

8. Fe^{3+} ioiek berun metalikoa oxidatzen dute, Pb^{2+} ioi bihurtuz.

9. Permanganato ioiek, MnO_4^- , ingurune azidoan, hidrogeno peroxidoa, H_2O_2 , oxidatzen dute, eta oxigeno gaseosoaren, O_2 , askapena eragiten dute.

1. Honako konposatu eta ioietako elementu bakoitzari, esleitu oxidazio-zenbakia: HNO_3 , CO_2 , SO_3 , KMnO_4 , HCOOH , PO_4^{3-} , SiO_4^{4-} , BO_2^- .

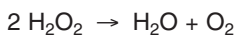
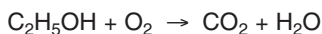
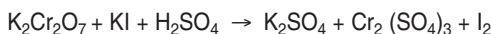
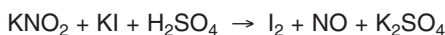
2. Honako erredox erreakzio hauetako bakoitzean, esleitu elementu bakoitzari oxidazio-zenbakia, eta identifikatu oxidatzailea, erreduktorea, oxidazioa eta erredukzioa.



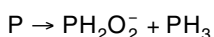
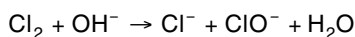
3. Azal ezazu honako esaldi hau: *Litioa zinka baino erreduktore ahaltuagoa da*. Adierazi zein diren oxidatzaile konjokatuak eta horietatik zeinek edukiko duen izaera oxidatzaile indartsuena.

4. Doitu erredox erreakzioei dagozkien honako ekuazio hauek.

a) Ingurune azidoan:



b) Ingurune basikoan:



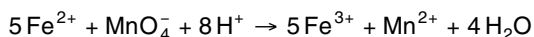
5. Permanganato ioiak, azido sulfurikozko ingurunean, hidrogeno peroxidoa oxigenoraino oxidatzen du, eta bera manganoso (II) ioiraino erreduzitzen da.

a) Doitu gertatzen den erreakzioa ioi-elektroi metodoa erabiliz.

b) Kalkula itzazu, erreakzio horretan, potasio permanganatoaren eta hidrogeno peroxidoaren pisu baliokideak.

Sol.: 31,6 g; 17 g

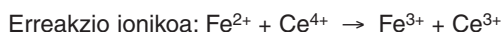
6. Demagun KMnO_4 -tan 0,020 M den disoluzio bat. Kalkulatu disoluzio horretatik zenbat mililitro behar diren FeSO_4 -tan 0,100 M den 40,00 mL-ko disoluzio bat zeharo oxidatzeko, azido sulfurikoaren presentzian. Erreakzio ionikoa honako hau da:



Sol.: 40,00 mL

7. Burdina (II) sulfatoaren 50,0 mL-ko disoluzio bat zerio (IV) sulfatotan 0,100 M den disoluzio batekin baloratu da, baliokidetza-puntua azken disoluzio horren 32,00 mL gastatu direnean lortuz. Kalkulatu burdina (II) sulfatoaren disoluzioaren kontzentrazio

molarra, eta esan zein diren oxidatzailea eta erreduktorea.



Sol.: 0,0640 M

8. Potasio dikromatoa, ingurune azidoan, kloruro ioiak klororaino oxidatzen ditu, eta bera kromo (III) gatz bateraino erreduzitzen da.

a) Idatzi eta doitu, ioi-elektroi metodoa erabiliz, goiko prozesu hori ordezkatzeko duen ekuazio ionikoa.

b) Kalkula ezazu zenbat litro kloro, 25°C-an eta 1,2 atm-n neurtuak, lor daitezkeen baldin potasio dikromatotan 0,030 M den disoluzio baten 100 mL-k potasio kloruroaren soberakin batekin erreakzionatzen badute, ingurune azidoan.

Sol.: 0,183 L

9. Azido klorhidrikoak, manganeso dioxidoarekin erreakzionatzen, manganeso (II) kloruroa, kloroa eta ura sortzen ditu.

a) Idatz ezazu erreakzio molekularra, ioi-elektroi metodoaz doitu.

b) Kalkulatu lortzen den kloroaren bolumena, 700 mm-an eta 30°C-an neurtua, % 35ekoa eta 1,17 g/mL-ko dentsitateko 150 mL azidok manganeso dioxido nahikoarekin erreakzionatzen.

Sol.: 11,4 L

10. Erreakzio hau dugu:



a) Doi ezazu, ioi-elektroi metodoa erabiliz.

b) Kalkulatu oxidatzailearen eta erreduktorearen pisu baliokideak.

c) Kalkula ezazu beharrezkoa den potasio kromatoaren pisua 100 g CrCl_3 lortzeko, baldin errendimendua % 60 bada.

Sol.: 64,7 g eta 36,5 g; 203,9 g

11. Pila voltaiko bat hidrogenozko elektrodo estandararekin eratzen denean, zinkeko elektrodo estandarra anodoa da. Azal ezazu nola egiazta daitezkeen hori esperimentera.

12. Irudika ezazu zilarrezko elektrodo estandararen potentziala neurtzeko behar den pila voltaikoa. Kontuan hartu zilarrezko elektrodo katodoa izango dela. Idatzi erreakzioak eta pilaren notazio laburra.

13. Adierazi, arrazoituz, bikote hauetako bakoitzean zein den espezie oxidatzaile ahaltuena, biak ingurune azidoan egonda:

- a) H^+ ala Ni^{2+} b) Ce^{4+} ala Sn^{4+}
 c) Mn^{2+} ala H^+ d) NO_3^- ala SO_4^{2-}
14. Adierazi, arrazoituz, bikote hauetako bakoitzean zein den espezie erreduktore ahaltuena:
- a) K ala Na b) Sn^{2+} ala Fe^{2+}
 c) Br^- ala Cl^- d) Ce^{3+} ala H_2
15. Irudikatu adierazten diren elektrodoekin osaturiko pilak eskematikoki. Idatzi dagozkien erreakzioak, eta kalkulatu pilaren iee estandarra.
- a) Mg^{2+}/Mg eta Ag^+/Ag
 b) Cl_2/Cl^- eta Fe^{3+}/Fe^{2+}
- Sol.: 3,17 V; 0,59 V
16. Kalkulatu pila baten iee estandarra, baldin pila horren erreakzio osoa: $Mg(s) + Pb^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Pb(s)$ bada.
- Sol.: 2,24 V
17. Aurrean ezazu, arrazoituz, erreakzio hauek baldintza estandarretan espontaneoki gertatuko diren ala ez:
- a) $Ni^{2+}(aq) + Cd(s) \rightarrow Ni(s) + Cd^{2+}(aq)$
 b) $MnO_4^-(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Cl_2(g)$ (disoluzio azidoan)
 c) $Ce^{3+}(aq) + H^+(aq) \rightarrow Ce^{4+}(aq) + H_2(g)$
 d) $Cr(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + Zn(s)$
18. Adierazi espezie kimiko hauetatik zeinek oxida dezaketen H_2O -a oxigenoraino, O_2 , baldintza estandarretan: $H^+(aq)$, $Cl^-(aq)$, $Cu^{2+}(aq)$, $Pb^{2+}(aq)$, $Cl_2(g)$ eta MnO_4^- ingurune azidoan.
19. Adierazi ea erreakzio hauek baldintza estandarretan espontaneoki gerta daitezkeen ala ez:
- a) Kromoak Ni^{2+} ioiak Ni-raino erreduzitzea, bera Cr^{3+} -eraino oxidatuz.
 b) Sn^{4+} ioiek I^- ioiak $I_2(s)$ -raino oxidatzea.
 c) MnO_4^- ioiek ingurune azidoan Cr^{3+} ioiak $Cr_2O_7^{2-}$ -raino oxidatzea.
20. Zer gertatuko litzateke baldin, baldintza estandarretan, zilarrezko xafra bat burdina (II) sulfatoaren disoluzio batean murgilduko bagenu? Eta kloroa, $Cl_2(g)$, burdina (II) sulfatoaren disoluzioan zehar burbuilaraziko bagenu?
21. Deskribatu:

a) HCl-aren elektrolisia ur-disoluzioan, Cl^- eta H^+ ioiak deskargatzen direla jakinda.

b) Kobre(II) kloruroaren elektrolisia ur-disoluzioan, Cl_2 -a eta Cu-a lortzen direla jakinda.

22. Zink sulfatoaren ur-disoluzio bat elektrolizatzen da, horretarako 5 A-ko korrante bat erabiliz. 15 min-ren ondoren, katodoan 1,53 g zink erreduzitu direla egiaztatzen da. Datu horietatik abiatuta, kalkulatu ezazu zinkaren masa atomikoa.

Sol.: 65,6 u

23. Paladio-gatz baten ur-disoluzioa elektrolizatu egin da, 3,0 A-ko korrante bat 1,0 h-ean aplikatuz, eta katodoan, erredukzioz, 2,98 g paladio lortu dira. Kalkulatu metalaren oxidazio-zenbakia.

Sol.: +4

24. HCl-aren disoluzio baten elektrolisia gertatzen, anodoan kloroa askatzen da.

Kalkula ezazu askatuko den kloro-bolumena, baldintza normaletan neurtuta, 50 000 C-eko karga bat pasatzen.

Sol.: 5,82 L

25. Zink sulfatoa eta kadmio sulfatoa dituen ur-disoluzio baten elektrolisia egitean, zink guztia eta kadmio guztia hauspeatu egiten dira, 10 A-ko korrante bat 2 h-an pasarazi ondoren.

Lorturiko bi metal horien nahastea 35,44 g baditu, kalkulatu ezazu zinkaren masa-portzentajea nahasteak metaliko horretan.

Sol.: % 25,51



26. Doitu erreakzio hau ioi-elektroi metodoaren bitartez:



– Kalkulatu potasio kromatoaren zer masa behar den 100 g $CrCl_3$ lortzeko, jakinda errendimendua % 60koa dela.

– Aurkeztu prozesuaren urrats guztiak eta amaierako emaitza testu- prozesadorez egindako dokumentu batean. Bihurketa-faktoreak idazteko, erabili erazu programaren beraren ekuazio-editorea.

Sol.: 204 g

27. Site honetan aurkituko duzun pila voltaikoen simulagailuaz baliatuta, kalkulatu zer iee estandar duten behean deskribatzen diren pilek: <http://chemmac1.use.edu/105b/resources/electrochemistry/galvanic.php>

a) Fe^{2+}/Fe eta Ag^+/Ag

b) H^+/H_2 eta Cu^{2+}/Cu

Sol.: a) 1,210 V; b) 0,340 V