

7. ELEKTROI (E⁻) TRANSFERENTZIAZKO ERREAKZIOAK

ERREDOX ERREAKZIOAK / ELEKTROKIMIKA

Erredox erreakzioak bizitzaren arlo askotan agertzen dira:

- Errekuntzan eta arnasketa zelularrean.
- Metal askoren lorpena eta haien oxidazioa airean.
- Pilak.
- Fruten herdoiltzea.

Kontzeptuak

Oxidazio-erredukzio erreakzioak

Erreakzio hauetan elektro-transferentzia bat egongo da.

Bi erdierreakziotan gertatzen da:

- **Oxidazioa:** substantzia batek e⁻ galtzen ditu.
Substantzia oxidatzen ari da.
- **Erredukzioa:** substantzia batek e⁻ irabazten ditu.
Substantzia erreduzitzen ari da.

Erreakzio hauek osagarriak dira, hau da, oxidazio bat gertatzen denean erredukzio bat ere gertatzen da.

Horrela, agente oxidatzaile bat eta agente erreduktore bat agertuko dira.

- **Agente oxidatzailea:** oxidazio bat eragiten duen substantzia da, hau da, beste substantzia baten e⁻ hartzen dituen eta horrela erreduzitu egiten da.

O₂, halogenoak (Cl₂, Br₂), KMnO₂, K₂Cr₂O₇, HNO₃...

- **Agente erreduzitzailea:** e⁻ ematen dituen substantzia da eta horrela oxidatu egiten da.

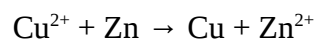
H₂, C, metalak (alkalinoak, lurralkalinoak)...

Laburbilduz,

oxidatzailea + e⁻ → erreduzitzen da
erreduzitzailea - e⁻ → oxidatzen da

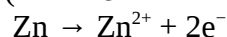
Hobeto ulertzeko erreakzioak banatzen dira.

- **Oxidazio-erdierreakzioa:** elementu batek bere oxidazio-zenbakia handitu egiten du.
- **Erredukzio-erdierreakzioa:** elementu batek bere oxidazio-zenbakia txikitu egiten du.



➤ Erredukzio-erdierreakzioa: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$

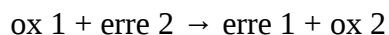
➤ Oxidazio-erdierreakzioa: $(\text{Zn} - 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^{2+})$



- e⁻, INOIZ EZ!!!
+ e⁻, BETI!!!

Bikote konjokatuak sortzen dira:

- Cu²⁺ / Cu
- Zn / Zn²⁺



Oxidazio-zenbakia

Konposatu batean atomo bakoitzak duen karga (balentzia) da.

Zein elementu oxidatzen den eta zein erreduzitzen den jakiteko balio du.

Oxidazio-zenbakiak zeintzuk diren jakiteko arau batzuk daude:

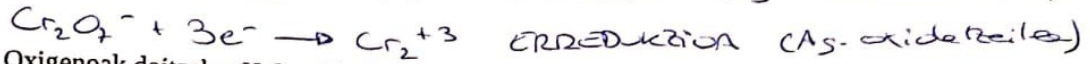
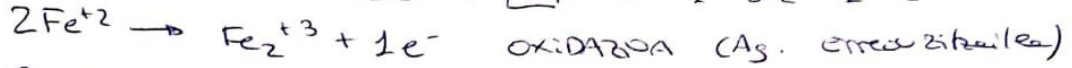
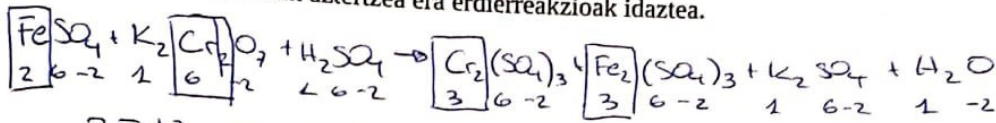
<u>Elementu mota</u>	<u>Oxidazio zenbakia</u>	<u>Adibideak</u>
Elementu askeak (konbinatu gabeak)	0	Metalak: Zn, Cu, Fe... Halogenoak: Cl ₂ , Br ₂ , O ₂ ...
Ioi monoatomikoak	Metal alkalinoak: +1 Metal lurralkalinoak: +2 Eta besteak...	Li ⁺¹ , Na ⁺¹ , K ⁺¹ , Rb ⁺¹ , Cs ⁺¹ Be ⁺² , Mg ⁺² , Ca ⁺² , Sr ⁺² , Ba ⁺²
Hidrogenoa	+1 Hidruroetan: -1	HCl NaH
Oxigenoa	-2 Peroxidoetan: -1	CO, Fe ₂ O ₃ H ₂ O ₂ , BaO ₂
Halogenoak	F: -1 Cl, Br, I: -1, 1, 3, 5, 7	HF, LiF HCl, HClO ₄
Konposatu neutroak	Karga guztien batura = 0	H ₂ SO ₄
Konposatu ionikoak	Karga guztien batura = konposatuaren karga	OH ⁻

Erreakzio kimikoetan erdierreakzioak atera

1. Oxidazio zenbakiak jarri.
2. Aztertu zer oxidazio zenbakiak aldatzen diren.
3. Erdierreakzioak idatzi.

Erreakzioen doikuntza ingurune azidoan (ioi-elektroi metodoa)

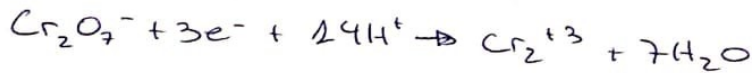
1. Oxidazio zenbakiak aztertzea era erdierreakzioak idaztea.



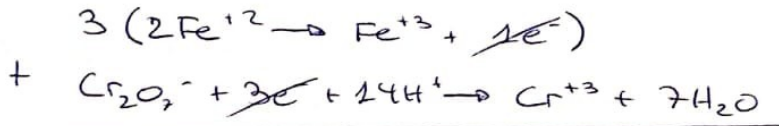
2. Oxigenoak doitzeko, H₂O gehitu behar den tokian.



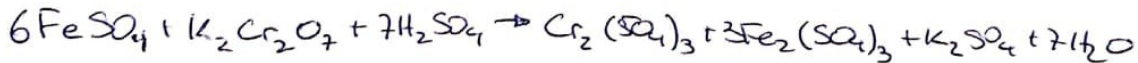
3. Hidrogenoak doitzeko, H⁺ gehitu behar den tokian.



4. Erdierreakzioak gehitu, e⁻ sinplifikatzeko.

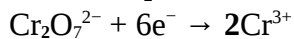
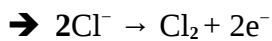


ERREAKZIO
IONIKOA



ERREAKZIO
MOLEKULARRA

KONTUZ!



→ Ekuazio molekularrean ADI amaierako doikuntzari! (batzuetan begi bistaz ajustatu behar)

BAI DISOZIATU	<ul style="list-style-type: none"> Ahulak (HCl, H₂SO₄...) Baseak (NaOH, Ca(OH)₂...) Gatzak (NaCl, CrCl₃, PCl₅...)
EZ DISOZIATU	
	<ul style="list-style-type: none"> Oxidoak (SO₂, CO₂, H₂O...) Elementu askeak Anioiak (NO₃⁻, SO₄²⁻, ClO₄⁻...) Katioiak (Ca²⁺, Fe³⁺...)

Pila voltaikoak (elektrokimikoak)

Pila erreazio erredox espontaneo batetik energia elektrikoa lortzen duen gailua da.

$$\Delta G < 0$$

Hori lortzeko elektroiei transferentzia ez-zuzena izan behar da, beraz, oxidazio-erdierreakzioak eta erredukzio-erdierreakzioak banatuta egoan behar dira fisikoki, hau da, bi ontzi desberdinetan egin beharko dira.

Osagaiak eta funtzionamendua

- **Elektrodoak:** xafla horiek gatz disolbagarriaren ur-disoluzioan murgiltzen dira eta bertan gertatzen dira erdierreakzioak.
 - Anodoa oxidazioa gertatzen den elektrodoa da, - poloa.
 - Katodoa erredukzioa gertatzen den elektrodoa da, + poloa.
- **Kanpo-eroale** metalikoa: anodotik katodora elektroien fluxu konstantea ahalbidetzen du.
- **Voltmetroa:** pilaren indar elektroeragilea neurtzen du; hau da, elektrodoen arteko potentzial-diferentzia, elektroiei fluxua eragiten duena. Indar elektroeragile hori (iee edo pilaren potentziala) elektrodoen izaeraren arabera ez ezik, disoluzio elektrolitikoaren kontzentrazioaren eta tenperaturaren arabera ere bada.
- **Gatz-zubia:** disoluzio bat du, adibidez, KCl edo NaCl. Zubiaren helburua zirkuitua ixtea da, eta, halaber, bi disoluzioen neutralitate elektrikoa, anodoarena eta katodoarena, mantentzea.

Daniell pila: Zn eta Cu

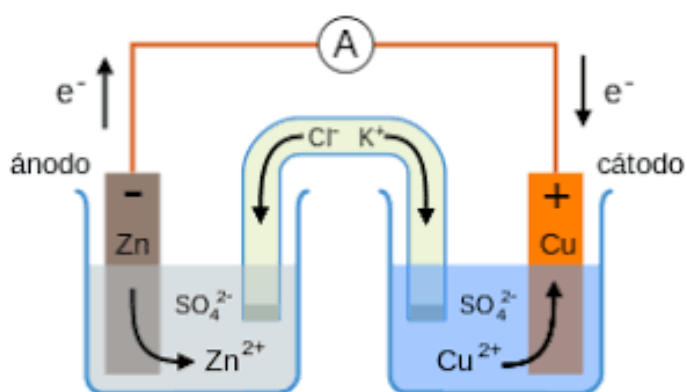
ONTZI 1 : Zn^{+2} (ZnSO_4) + xafla metalikoa: Zn

ONTZI 2 : Cu^{+2} (CuSO_4) + xafla metalikoa: Cu

- Metalen xaflak ELEKTRODOAK dira.
- Elektrodoak kable metaliko (eroalea) batekin lotzen dira eta anperometro bat edo voltmetro bar jartzen da → korronte elektrikoa elektrodo batetik bestera joango da.
- Elektroien noranzkoa → oxidaziotik erredukziora.

ONTZI 1 : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$ OXIDAZIOA

ONTZI 2 : $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ERREDUKZIOA

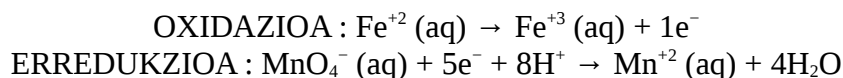


- OXIDAZIOA gertatzen den elektrodoa: ANODOA (e^- askatzen dira).
- ERREDUKZIOA gertatzen den elektrodoa: KATODOA (e^- hartzen dira).
- Elektroiei fluxua: anodotik katodora.
- $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ eta $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}$ bihurtzen diren heinean, disoluzioan karga elektrikoak deskonposatzen dira.

Pilak beste erreakzio batzuekin

Erreakzio erredox batzuetan parte hartzen duten elementu guztiak disoluzio akuosoan daude.

→ **Fe⁺²-aren oxidazioa MnO₄⁻-arekin:**



Ezin dira elektrodo moduan jarri.

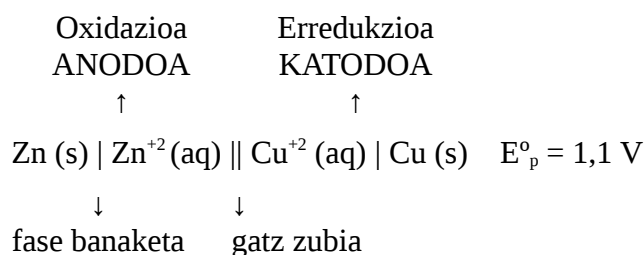
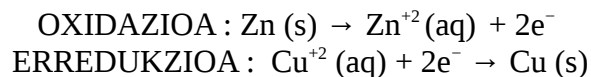
Beste elektrodo batzuk jartzen dira elektro transferentzia ahalbidetzeko, baina hauek ez dute erreakzioan parte hartzen.

Normalean erabiltzen dira: Pt eta grafitoa.

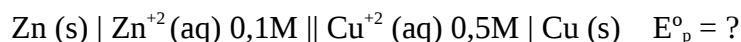
Pila baten notazioa

Pila bat deskribatzeko horrela jarri behar da.

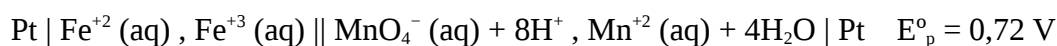
→ **Daniell pila:**



→ **Daniell pila EZ estandarra:**



→ **Fe⁺² eta MnO₄⁻-aren pila:**



Fase banaketa (|) bakarrik egoera desberdineko elementuak direnean, esate baterako, solidoa (s) eta disoluzioa (aq). Bestela, koma (,) erabiltzen da.

Elektrodoaren potentzial estandarra (E°)

Elektrodoaren potentzial estandarra elektrodoaren boltajearen neurketa da. Horretarako pilaren potentzial-diferentzia neurtzen da, pila hori elektrodo horrekin eta hidrogenozko elektrodoarekin eratuta dagoela, baldintza estandarretan eta jakinda hidrogenozko elektrodoaren boltajetzat 0 hartzen dela. Horrela, nahi dugun elektrodoaren boltajearen neurketa egiten da, hidrogeno elektrodo batekin alderatuz.

Baldintza estandarrak: T = 25°C eta [] = 1M

Elektrodoaren potentzial estandarra aldagai hauen menpe dago:

- Erredox-bikote konjogatuak.
- Temperatura.
- []

Erredukzio potentzial estandarra (E°)

Hidrogeno elektrodoa beste erreakzio batzuekin alderatuz erreduzitzeko eta oxidatzeko gaitasuna da. Balore hauek taula batean daude laburbilduta.

ERREDUKZIOA KATODOA (erreakzioa horrela)	↑	+ agente oxidatzailea	Gero eta altuagoa izan (positiboa), agente oxidatzaile handiagoa izango da eta bera erreduzituko da. Adib.: F oxidatzaile handiena
OXIDAZIOA ANODOA (gertatzen den erreakzioa kontrakoa da)	↓	+ agente erreduzitzailea	Gero eta baxuagoa izan (negatiboa), agente erreduzitzaile handiagoa izango da eta bera oxidatuko da. Adib.: Li^+ erreduzitzaile handiena da.

Pila bat egitean taula honetan agertzen diren potentzialak alderatuz jakin dezakegu zein den oxidazio-erdierreakzioa eta zein erredukzio-erdierreakzioa.

Potentzial ↑ → erredukzioa KATODOA
Potentzial ↓ → oxidazioa ANODOA

Pila baten potentzial estandarra (E°_p) edo iee

Pila baten potentzial estandarra edo indar elektroeragilea (iee) kalkulatzeko:

$$E^{\circ}_p = E^{\circ}_{\text{katodoa}} - E^{\circ}_{\text{anodoa}}$$

Nernst-en ekuazioa

Sarri, pila voltaiko baten osagaiak ez dira egoten baldintza estandarretan. Kasu horietan, bai elektrodo baten potentziala, bai pilaren potentziala Nernst proposaturiko ekuazioaren bidez kalkulatu dira:

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

- E : potentziala, baldintza ez-estandarretan
- E° : potentzial estandarra
- R : gasen konstantea = 8,314 J/mol·K
- n : erreakzioan transferituriko elektroi kopurua
- T : tenperatura [K]
- F : Faraday-ren konstantea = 96487 C/mol
- Q : erreakzio-zatidura = $\frac{1}{\square}$

Pila baten potentzial estandarra eta GIBSS-en energia askea

ΔG° eta E° erlazionatuta daude:

$$\Delta G^\circ = -nF E_p^\circ \quad \left\{ \begin{array}{l} \bullet \text{ n : elektroi kopurua} \\ \bullet \text{ F : Faraday-ren konstantea = 96500 C/mol} \\ \bullet \text{ E}_p^\circ : \text{pilaren potentzial estandarra [V]} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} \Delta G^\circ > 0 \rightarrow E_p^\circ < 0 \quad \text{EZ-ESPONTANEOA} \\ \Delta G^\circ < 0 \rightarrow E_p^\circ > 0 \quad \text{ESPONTANEOA (pila)} \end{array}$$

Elektrolisia

Erreakzio erredox EZ-espontaneo bati energia elektrikoa ematean datza, erredox erreakzio bat behartzeko.

$$\Delta G^\circ > 0$$

NaCl-aren elektrolisia

- Upel elektrolitikoan jarriko da.
- NaCl disoluzioan disoziatu egongo da eta eroale izango da:

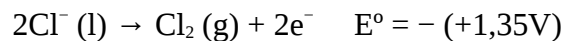


(egon ahal diren aldaketetan pentsatu $\text{Na}^+ \rightarrow \text{Na}$ eta $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$)

- Elektrodoak (geldoak normalean) sartzen dira eta oxidatuko dira.

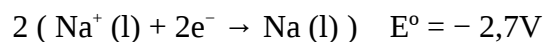
Anodoan (polo positiboan) Cl^- deskargatuko da eta oxidatu:

ANODOA, OXIDAZIOA, POLO POSITIBOA:

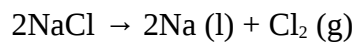


Na^+ katodoan (polo negatiboan) deskargatuko da eta bertan elektroiak hartuko dituzte erreduzitzeko:

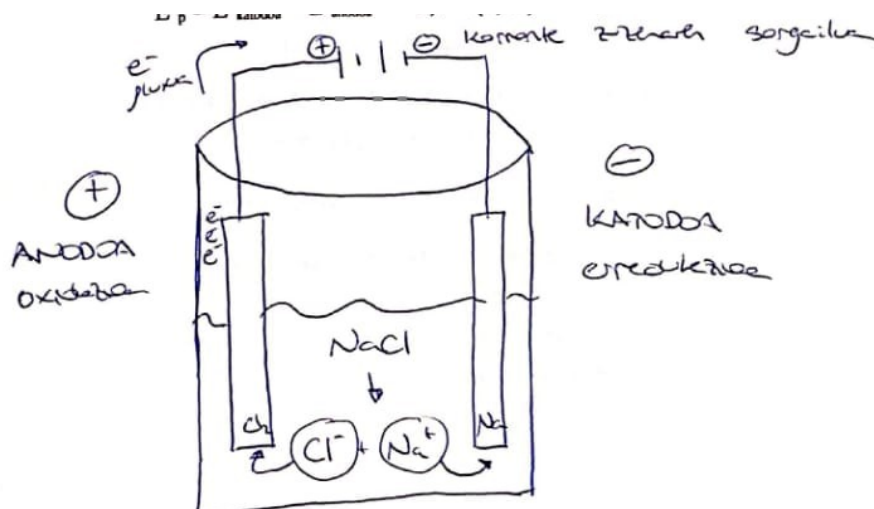
KATODOA, ERREDUKZIOA, POLO NEGATIBOA:



Erreakzio orokorra:



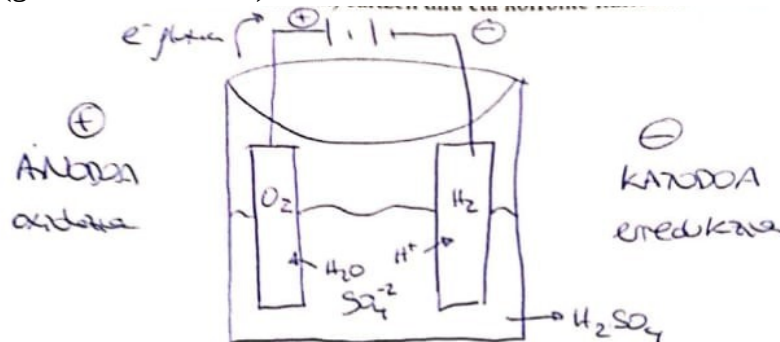
$$E_p^\circ = E_{\text{katodoa}}^\circ - E_{\text{anodoa}}^\circ = - 2,7 - (1,35) = - 4,07\text{V}$$



Uraren elektrolisia

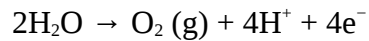
Upel elektrolitikoan jarriko da:

- H_2O
- Eroale on bat jarri behar da, adibidez, H_2SO_4 edo $NaOH$.
- Elektrodoak (geldoak normalean) sartzen dira eta korrante iturria konektatzen da.



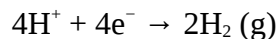
Ur-molekulak anodoan (polo positiboa) oxidatzen dira:

ANODOA, OXIDAZIOA, POLO POSITIBOA:

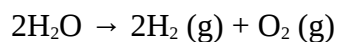


Katodoak (polo negatiboa) H^+ -ak erakartzen ditu eta bertan deskargatzen dira, gainera askatutako elektroaiak:

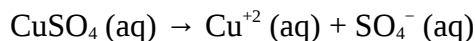
KATODOA, ERREDUKZIOA, POLO NEGATIBOA:



Erreakzio orokorra:

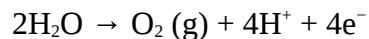


CuSO₄-aren elektrolisia

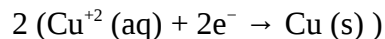


H_2O oxidatzen da anodoan (polo positiboa). Izan ere, azkarrago oxidatzen da ura sulfatoak baino, beraz, anodoan uraren oxidazioa gertatzen da.

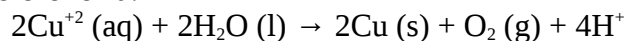
ANODOA, OXIDAZIOA, POLO POSITIBOA:



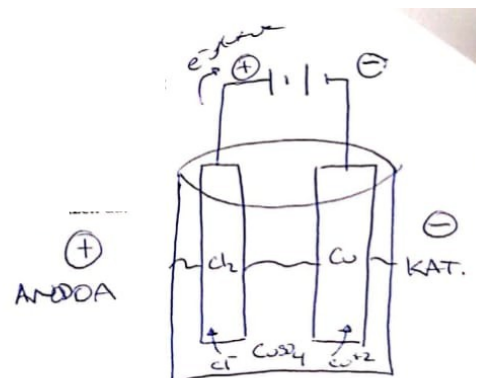
KATODOA, ERREDUKZIOA, POLO NEGATIBOA:



Erreakzio orokorra:

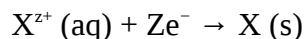


Katodoaren gainean $Cu (s)$ jalkitzen da eta anodoan O_2 gas bihurtzen da.



Faraday legea. Galvanizazioa.

Elektrolisiaren bidez posible da metalezko xafla bat beste metal batekin estaltzea (baño de oro, zinka burdinaren gainean...).



Jalkitzen den metalaren kopurua kalkulatzeko FARADAY LEGEA erabiltzen da:

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

- m : jalkitutako metalaren masa [g]
- M : metalaren masa molekularra [g/mol]
- Z : erreakzioan parte hartzen duten elektroien mol kopurua
- F : Faraday konstantea = 96 500 C/mol
- Q : zirkulatu den korrante elektrikoa
 - Q = I · t
 - I : korrantearen intentsitatea (A)
 - t : korrantea pasatzen dagoen denbora (t)

Pila voltaikoa eta elektrolisia. Konparaketa taula.

	PILA VOLTAIKOA	ELEKTROLISIA
Lekua	Pila edo gelaxka elektrokimikoa	Gelaxka elektrolitikoa
Oxidazioa ANODOA	$A \rightarrow A^{+} + e^{-}$ ⊖ (elektroiak metatzen dira)	$B \rightarrow B^{+} + e^{-}$ ⊕ (korrantearen polo positiboa jartzen da)
Erredukzioa KATODOA	$B^{+} + e^{-} \rightarrow B$ ⊕	$A^{+} + e^{-} \rightarrow A$ ⊖
Erreakzio orokorra	$A + B^{+} \rightarrow A^{+} + B$	$A^{+} + B \rightarrow A + B^{+}$
ΔG°	$\Delta G^{\circ} < 0$	$\Delta G^{\circ} > 0$
Erredox erreakzioa...	ESPONTANEOA. Energia elektrikoa sortzen da.	EZ-ESPONTANEOA. Erreakzioa gertarazteko energia elektrikoa eman behar zaio sistemari.
Elektrolito (ontzi)	2 elektrolito	Elektrolito 1