

## Elektrokémia – középszint

A galvánelem - másnéven galváncella - <b>olyan berendezés, mely a kémiai energiát elektromos energiává alakítja.</b>	
Az elektród egy anyag oxidált és redukált alakjából felépülő rendszer.	
Egy galvánelem áramkörének zárásához és a <b>töltés kiegyenlítés</b> biztosításához a két elektród elektrolitoldatát <b>sóhíddal vagy diafragmával</b> kötik össze.	
Egy galvánelem anódján működés közben mindig <b>oxidáció (elektronleadás)</b> történik.	
Egy galvánelem katódján működés közben mindig <b>redukció (elektronfelvétel)</b> történik.	
Egy galvánelem katódja <b>a pozitív pólus.</b>	
Egy galvánelem anódja <b>a negatív pólus.</b>	
A standardpotenciál <b>a standard hidrogénelektrodból és a vizsgált standard elektrodból</b> álló galvánelem <b>elektromos ereje.</b>	megjegyzés: a standard elektród azt jelenti, hogy az elektrolitoldat ionkoncentrációja $1,00 \text{ mol/dm}^3$ , a hőmérséklet $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , a nyomás pedig $101,3 \text{ kPa}$
A standardpotenciál jele $\epsilon^0$ .	
A standardpotenciál mértékegysége <b>V (volt).</b>	
A galvánelem elektromotoros ereje <b>a két elektród közötti maximális potenciálkülönbség.</b>	megjegyzés: akkor maximális a potenciálkülönbség, amikor nem folyik át áram a cellán
Az elektromotoros erő jele $E_{MF}$	
Az elektromotoros erő mértékegysége <b>V (volt).</b>	
Az elektromotoros erő kiszámítása	$E_{MF} = \epsilon^0(\text{katód}) - \epsilon^0(\text{anód})$
A Daniell-elem anódján lejátszódó reakció (egyenlet)	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
A Daniell-elem katódján lejátszódó reakció (egyenlet)	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
A Daniell-elemben lejátszódó bruttó reakció egyenlete	$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
A Daniell-elemben a rézelektrod <b>a katód</b> , melynek standardpotenciálja <b>nagyobb</b> , mint a cinkelektrodé.	
A Daniell-elemben a cinkelektrod <b>az anód</b> , melynek standardpotenciálja <b>kisebb</b> , mint a rézelektrodé.	
A Daniell-elem celladiagramja	$-\text{Zn}(\text{sz}) \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu}(\text{sz}) +$
Egy galvánelemben a katód (pozitív pólus) szerepét mindig <b>a nagyobb/pozitívabb standardpotenciálú elektród</b> tölti be.	

Egy galvánelemben az anód (pozitív pólus) szerepét mindig <b>a kisebb/negatívabb</b> standardpotenciálú elektród tölti be.	
A galvánelemek <b>veszélyes</b> hulladéknak számítanak, hiszen gyakran <b>nehézfémeket</b> tartalmaznak.	
Az elektrolízis során <b>elektromos áram hatására játszódnak le redoxireakciók.</b>	
Az elektrolízishez használt berendezés <b>az elektrolizáló cella.</b>	
Az elektrolizáló cella anódján mindig <b>oxidáció (elektronleadás)</b> történik.	
Az elektrolizáló cella katódján mindig <b>redukció (elektronfelvétel)</b> történik.	
Egy elektrolizáló cella anódja <b>a pozitív</b> pólus.	
Egy elektrolizáló cella katódja <b>a negatív</b> pólus.	
Elektrolizálni kizárólag <b>egyenárammal</b> lehet.	
A sósav grafitrudakkal történő elektrolízise során a katódfolyamat (egyenlet)	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
A sósav grafitrudakkal történő elektrolízise során az anódfolyamat (egyenlet)	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

## Elektrokémia – emelt szint

A standard hidrogénelektrodában <b>platinalemez</b> merül <b>1,00 mol/dm<sup>3</sup></b> koncentrációjú savoldatba, melyen <b>25 °C-os, 101,3 kPa</b> nyomású <b>hidrogéngázt</b> buborékkoltatunk át.	
Miért használunk platinaelektrodát a standard hidrogénelektrod elkészítéséhez?	Mert a platina megköti a hidrogéngázt a felületén, adszorbeálja azt. Így kapcsolatban tud lenni a hidrogén oxidált és redukált formája.
A hidrogénelektrod jelölése	$\text{H}_2(\text{Pt}) \mid \text{H}^+(\text{aq})$
Egy standard fémelektrod <b>az adott fémből és annak ionjait tartalmazó oldatából áll, melynek koncentrációja 1 mol/dm<sup>3</sup>, hőmérséklete 25 °C.</b>	
Egy standard fémelektrod jelölése (a fémét Me-vel jelöljük, ionjának töltése pedig z+)	$\text{Me}(\text{sz}) \mid \text{Me}^{z+}(\text{aq})$
A <b>kiseb</b> b standardpotenciálú redoxirendszer redukált alakja redukálni képes a <b>nagyobb</b> standardpotenciálú redoxirendszer oxidált alakját.	

Elektrolízis során mindig az a folyamat megy vége, amelyik <b>kevesebb</b> energiát igényel.	
A vízmolekulák redukciója elektrolízis során (egyenlet)	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + \text{OH}^-$
A vízmolekulák oxidációja elektrolízis során (egyenlet)	$\text{H}_2\text{O} \rightarrow 0,5 \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
Vizes oldatok elektrolízise során a katódon a <b>-0,83 V-nál nagyobb</b> standardpotenciálú fémek válnak le.	
Vizes oldatok elektrolízise során az anódon <b>az egyszerű ionok és a hidroxidion</b> válik le.	
A hidroxidionok oxidációja elektrolízis során (egyenlet)	$2 \text{OH}^- \rightarrow 0,5 \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$
A nátrium-klorid vizes oldatának <b>higanykatódos</b> elektrolízise során a nátrium leválik a katódon.	
A nátrium-klorid-oldat higanykatódos elektrolízise során a nátrium <b>amalgámot</b> képez a higannyal.	megjegyzés: az amalgám a higany ötvözetei, a nátrium gyakorlatilag feloldódik a higanyban
Egy <b>indifferens</b> elektród <b>nem vesz részt a kémiai reakcióban</b> az elektrolízis során.	
Faraday I. törvénye	Elektrolízis során <b>az elektródokon levált anyag tömege egyenesen arányos az elektrolízis időtartamával és az alkalmazott áramerősséggel.</b>
Faraday II. törvénye	1 mol egyszeres töltésű ion semlegesítéséhez 96500 C töltésre van szükség.
Egy mol elektron töltése	96500 C
Faraday-állandó	$F = 96500 \text{ C/mol}$