

1.8 ELEKTROKÉMIA

ELEKTROKÉMIAI REAKCIÓK:

~ olyan **heterogén redoxireakciók**, amelyekben az oxidáció és a redukció mindig a folyadék (elektrolit) és a szilárd anyag (elektrod) határfelületén megy végbe. Az oxidáció és a redukció térben egymástól elkülönítve zajlik, miközben elektromos energia termelődik. Az elektrokémiai reakciók során a **kémiai energia és az elektromos energia egymásba való kölcsönös átalakulása** történik.

Az elektrokémiai reakciók **nem azonosak a kémiai redoxireakciókkal:**

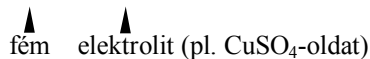
	Kémiai redoxireakció	Elektrokémiai reakció
<i>Elektronátmenet:</i>	közvetlen	fémes vezetón keresztül
<i>Energiaváltozás:</i>	hőenergia	elektromos energia
<i>Végbemenő folyamat:</i>	oxidáció és redukció	

A GALVÁNELEM:

~: olyan berendezés, amely *kémiai energiát alakít át elektromos energiává.*

Részei: 2 elektrod, fémes vezető, diafragma

- **Elektrod:** egy elem redukált vagy oxidált alakját tartalmazó rendszer, amely *elektrolitot* és vele érintkező *fémet* vagy fémes vezetőt tartalmaz. Példa: Cu(sz) | Cu²⁺(aq)



Anód: olyan elektrod, amelynek a felületén oxidáció megy végbe. A galvánelem anódja a visszamaradó elektronok miatt *negatív töltésű.*

Katód: olyan elektrod, amelynek a felületén redukció megy végbe. A galvánelem katódja az ideáramló kationok miatt *pozitív töltésű.*

Hidrogénelektrod: platinaelektrodot helyezünk savoldatba, majd a savoldaton keresztül hidrogéngázt buborékoltatunk át, amely adszorbeálódik (megkötődik) a platinán, és így alakul ki a hidrogén oxidált és redukált alakjából álló redoxirendszer.



- **Fémes vezető:** fémhuzal, amely összeköti az elektrodokat és így biztosítja az elektronok mozgását az elektrodok között.

- **Diafragma:** olyan porózus anyagból vagy sóval telített gélből (sóhíd) álló határfelület, amely az elektrolitok keveredését megakadályozza, de az ionok diffúziója révén biztosítja a töltéskiegyenlítődést (az áramkör záródását).

A galvánelem működése: (példának véve a Daniell-elemet)

Ha a galvánelem elektrodjai között nem hozunk létre fémes összeköttetést: (egyensúlyi állapot)

Anód (-): A *cink* (Zn) ionok alakjában (Zn²⁺) oldódni igyekszik a ZnSO₄ oldatban, miközben elektronokat hagy vissza. A fém így negatív töltésű, az oldat pedig pozitív töltésű lesz. A fémen visszamaradó elektronok és az oldatba jutott pozitív ionok azonban vonzzák egymást, ezért a fém és az oldat érintkezési felületén **elektromos kettősréteg** alakul ki. A határfelületen felhalmozódó pozitív ionok taszító hatása miatt az elektromos kettősréteg megakadályozza, hogy további ionok jussanak az oldatba, ugyanakkor a fém és az oldat között potenciálkülönbséget okoz, amit **elektrodpotenciálnak** nevezünk.

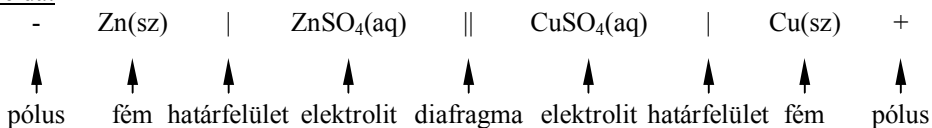
Katód (+): A *réz*elektrodnál a helyzet éppen fordított. Az elektrolitban levő rézionok (Cu²⁺) igyekeznek a rézelektrod (Cu) felületére kiválni. A fém így pozitív töltésű, az oldat pedig a felesleges anionoktól (SO₄²⁻) negatív töltésű lesz. A határfelületen felhalmozódó pozitív ionok taszító hatása miatt az elektromos kettősréteg megakadályozza, hogy további ionok váljanak ki a fémelektrod felületére, ugyanakkor a fém és az oldat között potenciálkülönbséget okoz.

Ha a galvánelem elektrodjai között fémes összeköttetést hozunk létre:

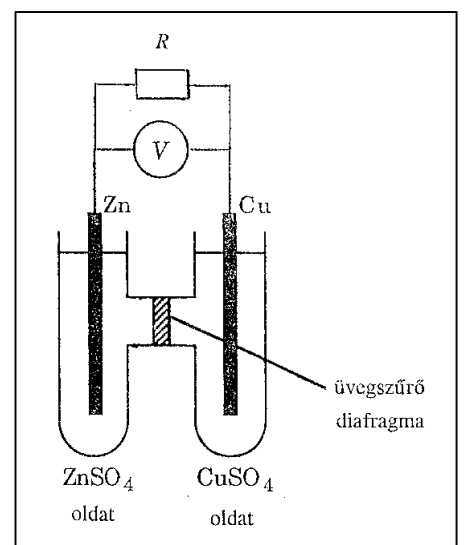
A cink által leadott elektronok csak a vezetődróton keresztül juthatnak el a rézionokhoz, miközben a cinklemez oldódik, a rézlemez pedig réz válik ki.

A galvánelem jelölése:

Példa:



Amennyiben a *vegület jól oldódik az oldószerben (vízben)*, csak azt az iont tüntetjük fel, amelyik a potenciál kialakításáért felelős, vagyis a fenti galvánelem még egyszerűbb jelölése:



A Daniell-elem:

~: olyan galvánelem, amelyben $Zn | Zn^{2+}$ és $Cu^{2+} | Cu$ elektródok vannak.

Az anódon lejátszódó oxidáció: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

A katódon lejátszódó redukció: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Bruttó egyenlet: $Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$

AZ ELEKTRODPOTENCIÁL:

~: a **fémes vezető** és az **elektrolitoldat** közötti egyensúlyi potenciálkülönbség (feszültség), amelyet akkor mérünk, ha a galvánelemen nem halad át áram.

Jele: ε Mértékegysége: V (volt)

Az elektródpotenciál függ:

- az elektrolit és a fém anyagi minőségétől
- az elektrolit koncentrációjától (c)
- a hőmérséklettől (T)
- gázelektrodok esetén a nyomástól (p)

Az elektródpotenciál abszolút értéke nem határozható meg, ezért *viszonyítási rendszert* hoztak létre: választottak egy olyan vonatkoztatási elektródot, amelyhez az összes többi elektród potenciálját viszonyítjuk. Ez a vonatkoztatási elektród a **standard hidrogénelektrod**, melynek részei:

- 0,101MPa nyomású, 25°C-os hidrogéngáz (H_2)
- 1mol/dm³ oxóniumion-koncentrációjú elektrolit (H^+)
- finom eloszlású platinával bevont platinaelektrod (a platina nem vesz részt az elektródreakcióban, csupán adszorbeálja a hidrogéngázt).

A standard hidrogénelektrod elektródpotenciálja megállapodás szerint: 0V.

A STANDARDPOTENCIÁL:

~: egy adott kémiai elemre vonatkozó állandó, amely számszerűleg megegyezik annak a galvánelemnek az *elektromotoros erejével* (elektrodjai között mért maximális potenciálkülönbséggel), amelynek egyik elektródja a **standard hidrogénelektrod**, a másik pedig az **adott elemből készült elektród**. Így a standardpotenciál *megmutatja, hogy az adott elem és a hidrogén között mekkora a potenciálkülönbség*.

Jele: ε° Mértékegysége: V (volt) Előjele: + vagy -

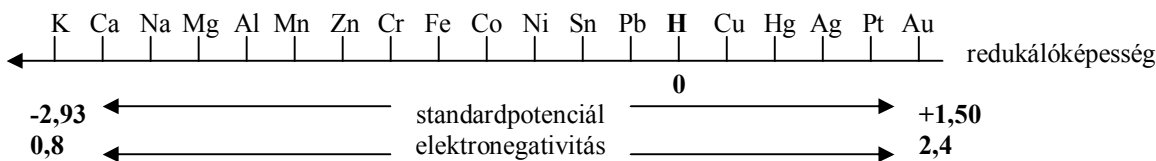
Az elemek standardpotenciálja egyenesen arányos redukálóképességükkel:

- Ha egy fém *a hidrogénnél könnyebben ad le elektront* (könnyebben oxidálódik), akkor standardpotenciálja negatív (-).

Példa: K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb

- Ha egy fém *a hidrogénnél nehezebben ad le elektront* (nehezebben oxidálódik), akkor standardpotenciálja pozitív (+).

Példa: Cu, Hg, Ag, Pt, Au



Egy galvánelemben az a fémelektrod az **anód**, amelyiknek

- nagyobb a redukálóképessége (könnyebben oxidálódik)
- negatívabb a standardpotenciálja
- kisebb az elektronegativitása
- negatív pólusú

Egy galvánelemben az a fémelektrod a **katód**, amelyiknek

- kisebb a redukálóképessége (nehezebben oxidálódik)
- pozitívabb a standardpotenciálja
- nagyobb az elektronegativitása
- pozitív pólusú

Az egyes elemek standardpotenciál-értékeit lásd: Négyjegyű függvénytáblázatok: 324-326. o.

Az elemek standardpotenciál-értékei **standard körülményekre vonatkoznak**, vagyis a hőmérséklet: $T = 25^\circ C$, a nyomás: $p = 0,101MPa$, az elektrolit ionkoncentrációja: $c = 1mol/dm^3$.

Az elektródpotenciál meghatározása nem standard körülmények között: az ún. **Nernst-egyenlet** segítségével

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ + (RT/zF) \cdot \ln c$$

ahol ε – az aktuális elektródpotenciál
 ε° – a fém standardpotenciálja
 R – egyetemes gázállandó, értéke: 8,3145J/molK
 T – hőmérséklet
 z – a fém oxidációs szám-változása
 F – Faraday-féle szám, értéke: 96500 C/mol
 c – a fémion koncentrációja

Az állandókat behelyettesítve és a tízes alapú logaritmusra áttérve az elektródpotenciál 25°C-on: $\varepsilon = \varepsilon^\circ + (0,059/z) \cdot \lg c$

AZ ELEKTROMOTOROS ERŐ:

~: a két elektród közötti maximális potenciálkülönbség (feszültség), amelyet akkor mérünk, ha a galvánelemen nem halad át áram. Az elektromotoros erő megállapodás szerint pozitív érték.

Jele: E_{ME} **Mértékegysége:** V (volt) **Előjele:** +

Az elektromotoros erőt az elektródpotenciálok különbsége adja meg: $E_{ME} = \varepsilon(\text{katód}) - \varepsilon(\text{anód})$

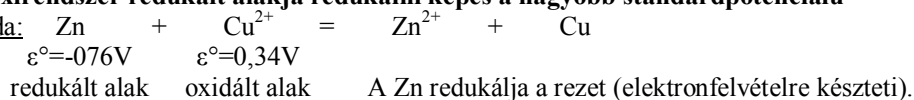
A **standard galvánelemben** standard körülmények uralkodnak, vagyis az elektrolit ionkoncentrációja egységnyi (általában 1mol/dm³), a hőmérséklet 25°C, a nyomás 0,101MPa.

A standard galvánelem elektromotoros ereje: $E_{ME}^\circ = \varepsilon^\circ(\text{katód}) - \varepsilon^\circ(\text{anód})$

A Daniell-elem esetében: $E_{ME}^\circ = \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,10\text{V}$

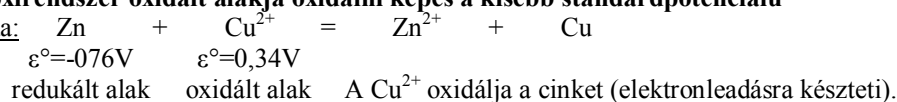
A REDOXIREAKCIÓK IRÁNYÁNAK BECSLÉSE A STANDARDPOTENCIÁLOK ALAPJÁN:

- A kisebb standardpotenciálú redoxirendszer redukált alakja redukálni képes a nagyobb standardpotenciálú redoxirendszer oxidált alakját. **Példa:**



másképpen:

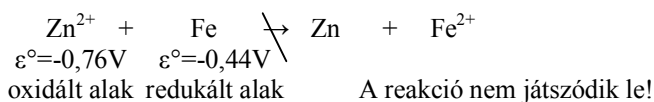
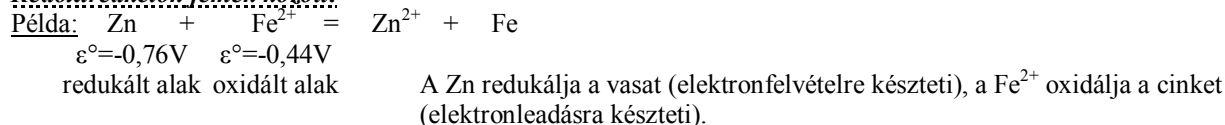
- A nagyobb standardpotenciálú redoxirendszer oxidált alakja oxidálni képes a kisebb standardpotenciálú redoxirendszer redukált alakját. **Példa:**



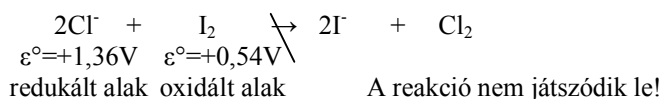
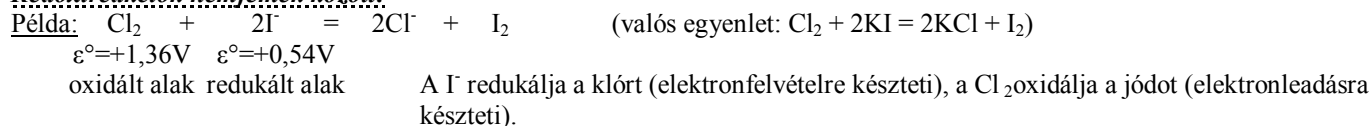
Tehát a reakció csak akkor megy végbe, ha

- a kisebb standardpotenciálú redoxirendszer redukált alakú
- a nagyobb standardpotenciálú redoxirendszer oxidált alakú

Redoxireakciók fémek között:



Redoxireakciók nemfémek között:



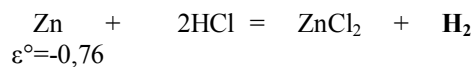
Fémek reakciója savakkal:

- A negatív standardpotenciálú fémek savakban hidrogéngáz fejlődése közben oldódnak.

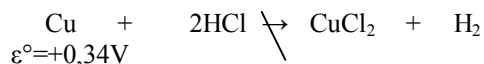
- A pozitív standardpotenciálú fémek savakban vagy nem oldódnak, vagy nem hidrogéngáz fejlődése közben oldódnak.



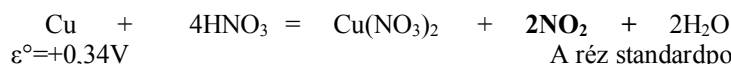
Az alumínium standardpotenciálja *negatív*, ezért savakkal való reakciója során hidrogéngáz fejlődik.



A cink standardpotenciálja *negatív*, ezért savakkal való reakciója során hidrogéngáz fejlődik.



A réz standardpotenciálja *pozitív*, ezért nem oldódik a sósavban.

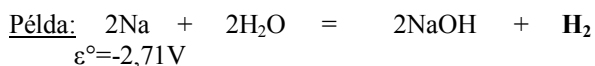
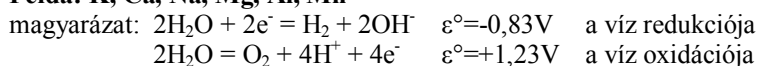


A réz standardpotenciálja *pozitív*, ezért a salétomsavval való reakciója során nem hidrogéngáz, hanem nitrogén-dioxid fejlődik.

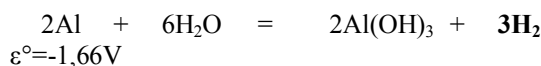
Fémek reakciója vízzel:

- Vízből csak azok a fémek fejleszthetnek hidrogént, amelyek standardpotenciálja kisebb, mint **-0,83V**.

Példa: **K, Ca, Na, Mg, Al, Mn**



A nátrium standardpotenciálja *kisebb*, mint **-0,83V**, ezért a vízzel való reakciója során hidrogéngáz fejlődik.



Az alumínium standardpotenciálja *kisebb*, mint **-0,83V**, ezért a vízzel való reakciója során hidrogéngáz fejlődik.



A cink standardpotenciálja *nagyobb*, mint **-0,83V**, ezért a vízzel való reakciója során nem fejlődik hidrogéngáz, a reakció nem megy végbe!

FONTOS MEGJEGYZÉS:

Adott kísérletben a reakció végbemenetelének vizsgálatkor fontos figyelembe vennünk, hogy a standardpotenciál-értékek $1\text{mol}/\text{dm}^3$ ionkoncentráció esetében érvényesek, ezért ha a kísérletben az ionkoncentráció nem $1\text{mol}/\text{dm}^3$, az elektródpotenciál-értékek eltérhetnek a standardpotenciál-értékektől. A Nernst-egyenlet ismeretében kiszámíthatjuk az aktuális elektródpotenciál-értékeket, azonban elmondhatjuk, hogy **ha a reakciópartnerek standardpotenciálja között legalább 0,1V különbség van, akkor a reakció végbemenetelét és irányát reálisan megbecsülhetjük.**

AZ ELEKTROLÍZIS:

~: az elektrolizáló cellában lejátszódó folyamat, amely során az *elektromos áram hatására játszódik le kémiai redoxireakció*. A galvancellában lejátszódó folyamattal ellentétes irányú folyamat, mert ott kémiai redoxireakció hatására termelődik elektromos áram.

Elektrolizáló cella: az a berendezés, amelyben az elektrolízis lejátszódik.

Részei: - megfelelő feszültségű egyenáramforrás

- két közömbös (indifferens, a reakcióban nem résztvevő) grafitelektród

- „U” alakú cső

- elektrolit (olyan oldat vagy olvadék, amelyben a töltéssel rendelkező részecskék szabadon elmozdulhatnak)

Az elektrolizáló cella működése:

Ha az elektrolit oldatába merülő elektródokat egyenáramforrás sarkaival kötjük össze, akkor kellő feszültségkülönbség hatására az oldatban elektrolízis indul meg.

Katód (-): Itt az áram az elektródból az elektrolitba lép, így az elektronok az ott levő kationokat részben vagy egészben semlegesítik. A negatív töltésű elektród felületén tehát redukció (elektronfelvétel) történik.

Anód (+): Itt az elektrolitban levő negatív ionok adják át elektronjaikat az elektródot alkotó fémnek, amelyben azok továbbhaladhatnak. A pozitív töltésű elektród felületén tehát oxidáció (elektronleadás) történik.

FONTOS MEGJEGYZÉS:

Az anód felületén mindig oxidáció történik, a katód felületén pedig mindig redukció. Mégis különbség van a galváncella és az elektrolizáló cella anódja és katódja között. *A galváncellában az anód a negatív és a katód a pozitív pólus, az elektrolizáló cellában az anód a pozitív és a katód a negatív pólus:*

	Katód	Anód
Elektrodfolyamat típusa	redukció	oxidáció
A galváncellában	+ pólus	- pólus
Az elektrolizáló cellában	- pólus	+ pólus

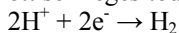
Galvánelemből elektrolizáló cella:

A galvánelemben is megfordíthatjuk a folyamatok irányát, ha **külső áramforrást alkalmazunk**. A folyamatos elektrolízishez az szükséges, hogy az *egyenáramú áramforrás feszültsége (ún. bomlásfeszültség) meghaladja a galvánelem elektromotoros erejét*. Például a standard Daniell-elemt úgy alakíthatjuk elektrolizáló cellává, hogy a negatív pólusú cinkelektrodra kapcsoljuk az áramforrás negatív, a pozitív rézelektrodra a pozitív pólust, és 1,10V-nál nagyobb feszültséget kapcsolunk rá. Ekkor megindul a cinkionok redukciója ($\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$) és a réz oxidációja ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$).

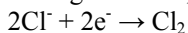
Elektrolízis ionvegyületek olvadáskor:

Az olvadék pozitív töltésű ionjai a negatív töltésű katód felé, negatív töltésű ionjai pedig a pozitív töltésű anód felé vándorolnak, ahol semlegesítődnek.

Példa: Sósav elektrolízise: *katódfolyamat:* A negatív töltésű katódhoz a pozitív töltésű hidrogénionok (H^+) vándorolnak, és ott semlegesítődnek, így színtelen, szagtalan, éghető hidrogéngáz képződik:



anódfolyamat: A pozitív töltésű anódhoz a negatív töltésű kloridionok (Cl^-) vándorolnak, és ott semlegesítődnek, így sárgászöld, szúrós szagú klórgáz képződik:



Elektrolízis vizes oldatokban:

Vizes oldatokban az oldott vegyület ionjain kívül a víz oxóniumionjai (H_3O^+) és hidroxidionjai (OH^-) is jelen vannak. Így előfordulhat, hogy az elektrolízis során a vegyület kationja helyett a víz oxóniumionja redukálódik, a vegyület anionja pedig a víz hidroxidionja oxidálódik. *Az oldatban levő ionok leválási potenciáljuk sorrendjében válnak le az elektródokon.*

Kationok leválási sorrendje:

1. pozitív standardpotenciálú fémek
2. negatív standardpotenciálú fémek többsége
3. oxóniumion (H_3O^+)
4. Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+}

Anionok leválási sorrendje:

1. egyszerű anionok (pl.: F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-})
2. hidroxidion (OH^-)
3. összetett anionok (pl.: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , stb.)

Ha az elektrolízis során **a víz ionjai vesznek részt a redukciós folyamatban**, akkor a következő reakciók játszódnak le:

katódfolyamat:

- savas kémhatású elektrolitban: $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$
- (redukció) - semleges vagy lúgos kémhatású elektrolitban: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$

anódfolyamat:

- lúgos kémhatású elektrolitban: $4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2 + 4\text{e}^-$
- (oxidáció) - semleges vagy savas kémhatású elektrolitban: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$

Példák:

- H_2SO_4 -oldat elektrolízise:

katódfolyamat: $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$

anódfolyamat: $4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2 + 4\text{e}^-$

A kénsavoldat elektrolízise során tulajdonképpen vízbontás történik, az oldat töményedik.

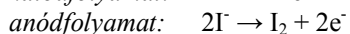
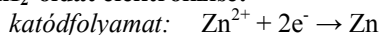
- CuSO_4 -oldat elektrolízise:

katódfolyamat: $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cu}$

anódfolyamat: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$

A réz(II)-szulfát oldat elektrolízise során az oldat savanyodik, végül kénsavoldatot kapunk.

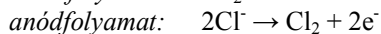
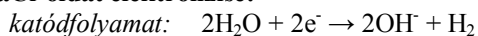
- ZnI₂-oldat elektrolízise:



A cink standardpotenciálja negatív, ezért redukálásához a galvánelemekben mért potenciálok alapján várhatóan nagyobb feszültségre, ún. **túlfeszültségre** van szükség. Túlfeszültség alkalmazásával számos negatív standardpotenciálú fém is leválasztható vizes oldatából.

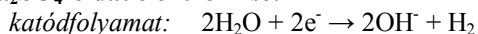
A cink-jodid oldat elektrolízise során *az oldat hígul*.

- NaCl-oldat elektrolízise:



A nátrium-klorid-oldat elektrolízise során *az oldat lúgosodik*.

- Na₂SO₄-oldat elektrolízise:



A nátrium-szulfát oldat elektrolízise során tulajdonképpen vízbontás történik, *az oldat töményedik*.

- NaOH-oldat elektrolízise:



A nátrium-hidroxid-oldat elektrolízise során *az oldat töményedik*.

FARADAY TÖRVÉNYEI:

I. törvény: elektrolíziskor az egyes elektródokon leválasztott anyag tömege (m) egyenesen arányos az elektrolízis időtartamával (t) és az alkalmazott áramerősséggel (I): $m \sim I \cdot t$

$$m = k \cdot I \cdot t, \text{ ahol } k - \text{elektrokémiai egyenérték}$$

II. törvény: elektrolíziskor a semlegesítődő ionok anyagmennyisége (n) egyenesen arányos a semlegesítéshez szükséges töltéssel ($Q=I \cdot t$): $n \sim Q$, ill. $n \sim I \cdot t$

$$\frac{Q}{z \cdot n} = 96500 \text{ C/mol}, \text{ ahol } z \text{ az ion töltésszáma}$$

$$F = \frac{Q}{z \cdot n} = 96500 \text{ C/mol} - \text{Faraday-állandó}$$

A két törvényt egyesítve:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

$$I \cdot t = Q$$

$$m = k \cdot Q$$

$$k = \frac{m}{Q}$$

$$Q = z \cdot F \cdot n \text{ (II. törvény alapján)}$$

$$k = \frac{m}{z \cdot F \cdot n}$$

$$k = \frac{M}{z \cdot F} \text{ ahol } M \text{ az ion moláris tömege}$$

Az I. törvényt leíró képletbe behelyettesítve: $m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$

AZ ELEKTROKÉMIA GYAKORLATI VONATKOZÁSAI:

- Az elektrokémia elvein alapszik a **zseblepek** és az **akkumulátorok** működése (elektrolitjuk veszélyes hulladéknak számít).

- **Galvanizálás:** a fémtárgyat elektrolitikus úton valamilyen más fém vékony rétegével vonjuk be. Ennek célja lehet a korrózióvédelem (pl. nikkelezéssel), a mechanikai kopással szembeni ellenállóképesség növelése (pl. krómozással), elektromos vezetés növelése (pl. ezüstözéssel, rézbevonattal).

- **Az elektrolízist használják fel egyes fémek vegyületeiből történő előállítására.** Megfelelő fémelektród (pl. Hg, Pb) használatával a hidrogén túlfeszültsége miatt számos negatív standardpotenciálú fém is vizes oldatából leválasztható. Ezen az elven alapszik a timföld-elektrolízis és a kősó elektrolízise:

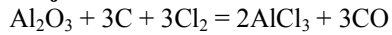
1. Alumínium előállítása:

- Bayer-féle alumíniumgyártás:

- *timföldgyártás:*
 - feltárás: $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$ (vízoldható)
 - hevítés: $\text{Na[Al(OH)}_4\text{]} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH}$
 - termikus bontás: $2\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

- *timföld elektrolízise:* A timföldet (Al_2O_3) kriolitban (Na_3AlF_6) oldják, aminek hatására az olvadék olvadáspontja 2050°C -ról 1000°C -ra csökken. Ezután történik a timföld elektrolízise:
 - katódfolyamat:* $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$
 - anódfolyamat:* $\text{O}^{2-} \rightarrow \text{O} + 2\text{e}^-$ (az oxigén a grafitelektróddal egyesülve szén-monoxidot vagy szén-dioxidot hoz létre)

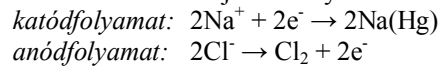
- ALCOA eljárás:



- AlCl_3 olvadék elektrolízise: *katódfolyamat:* $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$
anódfolyamat: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ (a keletkező klórgázt felhasználják)

2. A kősó ipari feldolgozása: „higanykatódos elektrolízis”

Higanykatód alkalmazásakor a túlfeszültség miatt a nátriumvegyületek vizes oldataiból is leválasztható a nátrium. A NaCl vizes oldatát higanykatód és grafitanód alkalmazásával elektrolizálják. A folyamatot elősegíti, hogy a keletkező fémnátriumot a higany amalgám formájában oldani képes:



A keletkező nátriumamalgámot ezután az ún. bontócellában vízzel reagáltatják, így a nátrium és a víz reakciója során képződő hidrogéngáz (H_2) mellett a *nátrium-hidroxid* (NaOH) a higanykatódos kősó elektrolízisének végterméke.