

Az elektrokémia tárgyköre

- a kémiai átalakulások által előidézett elektromos jelenségek, primer és szekunder galvánelemek
- az elektromos áram hatására bekövetkező kémiai változások, fémek korróziója, elektrolízis

Elektromos vezetők felosztása

Elektronvezetők (elsőrendű vezetők, fémek):

- áramvezetés az elektronok mozgásával,**
- ellenállásuk a hőmérséklet növelésével nő.**

Ionvezetők (másodrendű vezetők, elektrolitok):

- pozitív vagy negatív töltésű ionok szállítják az áramot,**
- ellenállásuk a hőmérséklet növelésével csökken,**
- az áramvezetés a közegben nem jár kémiai változással de fémes vezetőbe történő átlépéskor kémiai változás történik,**

Vízben oldott anyagok disszociációja

Elektrolitikus disszociáció



$$K_d = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$$

disszociációs egyensúlyi állandó

$K_d > 1$ erős elektrolitok (kénsav, sósav, nátrium-hidroxid, ...)

$10^{-3} < K_d < 1$ középerős elektrolitok (kénessav, kalcium-hidroxid,..)

$K_d < 10^{-3}$ gyenge elektrolitok (tejsav, ecetsav, bórsav,...)

Vezetőképesség

Elektrolitok vezetőképessége

Nagyobb vezetőképesség nagyobb korrózió veszély !

$$\frac{1}{R} = \lambda = \kappa \frac{q}{l}$$

vezetőképesség [Simens]

keresztmetszet [cm²]

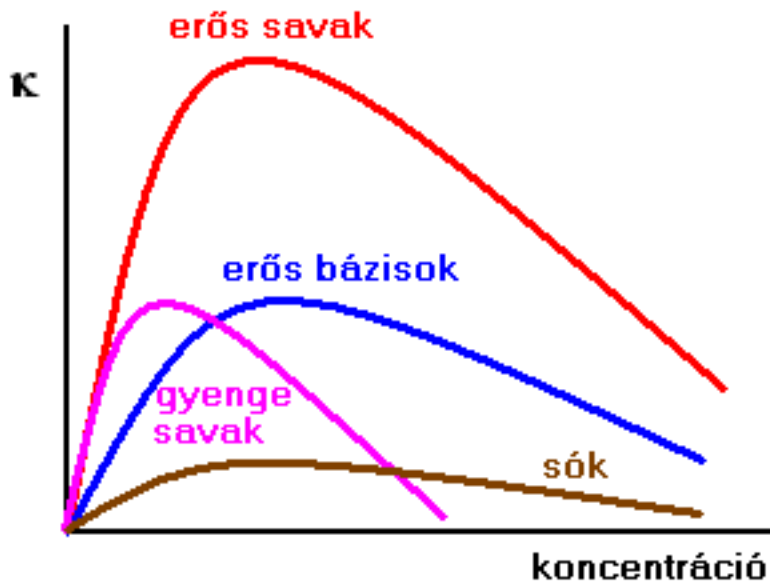
ellenállás [Ω]

fajlagos vezetőképesség [Simens cm⁻¹]

vezető hossza [cm]

Különböző típusú elektrolitok vezetőképessége

Elektrolitok vizes oldatainak fajlagos vezetése a koncentráció függvényében



- Erős savak a legjobb vezetők, mert a H^+ ionok mozognak leggyorsabban
- A második leggyorsabban mozgó ion az OH^- ion
- A gyenge savak a kis disszociáció miatt nem érik el az erős savak κ értékét
- Sók anionjai és kationjai a legkevésbé mozgékonyak
- A maximum azért alakul ki, mert nagy koncentrációknál visszaszorul a disszociáció

Galvánelemek

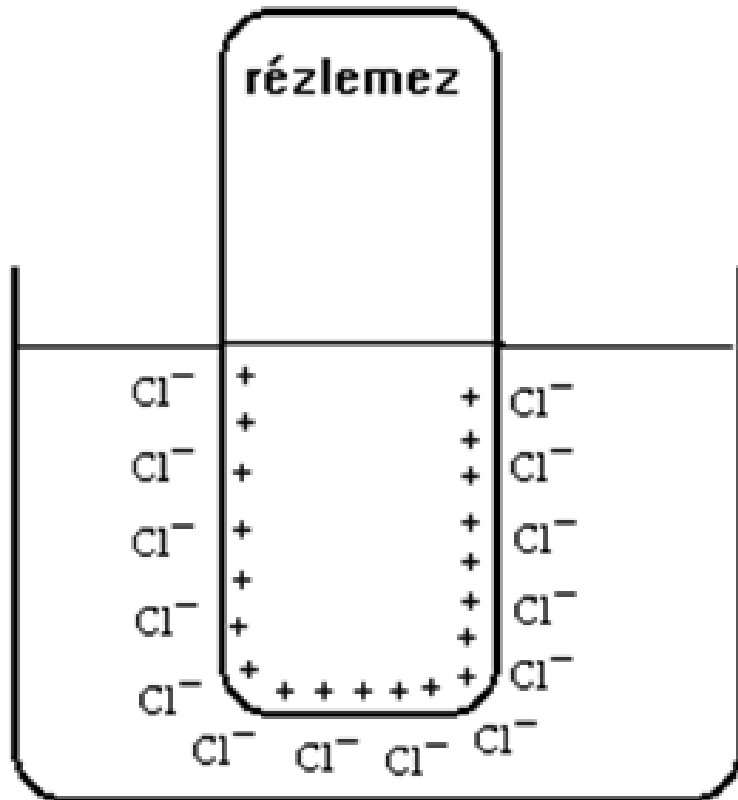
A fémek és ionjaik „energetikai állapota” különböző.

- Bizonyos fémek hajlamosak spontán ionos formává alakulni, (pl. Al, Fe, Zn)
- más fémek ionos formája hajlamos önként végbemenő folyamatban fémmé alakulni (pl. Ag^+ , Cu^{2+}).
- A spontán átalakulás irányát a szabadentalpiaváltozás előjele szabja meg.

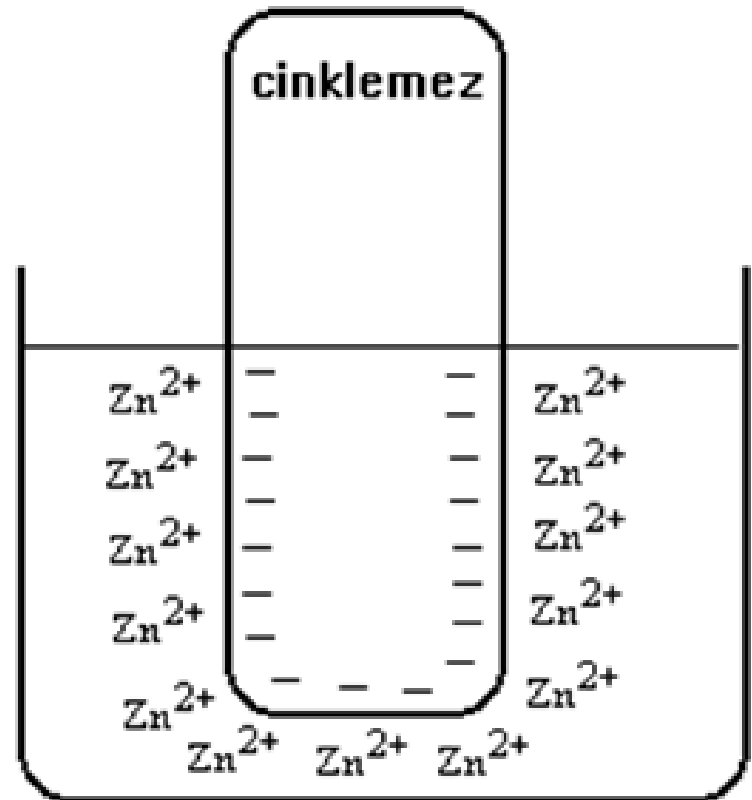
Néhány ion standard képződési szabadentalpiája

Ion	ΔG^0 kcal/mol	Megjegyzés
H ⁺	0	definíció szerint
Ag ⁺	18,4	
Al ³⁺	-115,0	
Cu ²⁺	15,5	
Fe ²⁺	-20,3	
Zn ²⁺	-35,2	

Kísérlet



réz(II)-klorid oldat



cink-klorid oldat

A cink ionos formában oldatba megy, az elektronjait a fémen hagyva, de csak addig, amíg a negatív szabadentalpiakülönbségből származó hajtóerőt a kialakuló elektrosztatikus vonzóerő ki nem egyenlíti.

dinamikus egyensúly alakul ki:



a fém felületén elektromos kettősréteg, a fém negatív töltésű

A rézen ellentétes folyamat, pozitív töltés:



A két lemezt egy elektronvezetővel összekötve:

áramlökés, a folyamat leáll

A folyamatos áramtermelés feltétele:

az oldatok közötti töltés kiegyenlítődéés biztosítása

sóhíddal vagy

ion-áteresztő membránnal

A feszültség értéke?

Nem lehet egyetlen elektród potenciálját megmérni, mivel sem oxidáció, sem redukció nem játszódhat le önmagában.

Vonatkozási alap: a **standard hidrogén-elektrod**

25 °C,

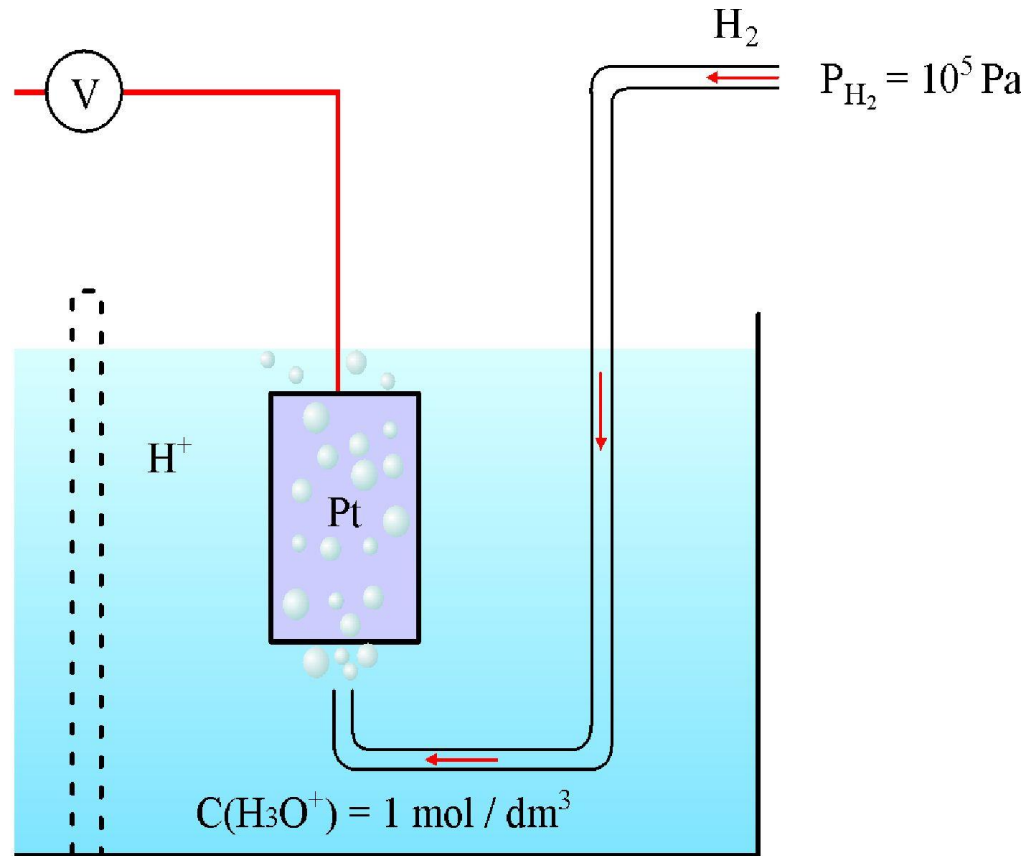
0,1 MPa nyomású hidrogéngáz,

1,0 mol/dm³ H⁺ iont tartalmazó oldat

finom eloszlású platinával bevont platina elektród

A hidrogénelektrod standardpotenciálja definíciószerűen **$E^0 = 0,00 \text{ V}$**

A standard hidrogén elektród



(Standard) elektródpotenciál

Elektódpotenciál:

Egy adott elektródból és a standard hidrogénelektrodból álló galvánelemben mérhető feszültség.

Standard elektródpotenciál: (E^0)

Az adott elektród minden része egységnyi koncentrációjú,
a hőmérséklet $25\text{ }^\circ\text{C}$,

(E^0) táblázatba foglalható:

megállapodás:

Az elektródreakciókat, (félcella reakciókat) redukciós irányban írjuk fel.

Standard elektródpotenciál táblázat használata

félcella reakció	elektródpotenciál [V]
$F_2 + 2e^- = 2F^-$	+2,87
$Au^{3+} + 3e^- = Au$	+1,50
$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$	+1,36
$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	+1,23
	pH=7 +0,81
$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,80
$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	+0,4
	pH=7 +0,81
$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0,34
$2H^+ + 2e^- = H_2$	0,00
$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,14
$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,44
$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,76
$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,66

Két egyesített félcella reakció közül mindig a pozitívabb potenciálú játszódik le redukciós irányba (ahogy a táblázatban szerepel) és megfordítja a nálánál negatívabb potenciálú reakciót oxidációs irányba.

A fluór minden fémet megtámad.

A klór csak az aranyat nem támadja meg.

A vízben oldott oxigén még semleges közegben is számos fémet korrodál.

A H^+ ion nem bántja az aranyat, ezüstöt, rezet, de oldja a vasat, cinket, alumíniumot.

Két fém érintkezésekor várhatóan a negatívabb potenciálú fém korrodál.

Anód- és katódreakció

Anód: ahol az oxidáció történik

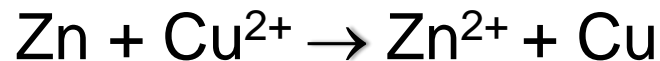
Katód: ahol a redukció játszódik le.

A Daniell elemben:

anódreakció (oxidáció): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

katódreakció (redukció): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$

Bruttó reakció:



Galvánelemek cellafeszültsége standard állapotban

- a pozitívabb potenciálú félcella reakció redukciós irányban játszódik le,
- a negatívabb potenciálú félcella reakció oxidációs irányban játszódik le, (a táblázatban felírthoz képest fordított irányban, a standardpotenciál előjele ellenkezőjére vált),
- a két megfelelő irányban felírt reakciót összeadva megkapjuk a bruttóreakciót.
- a galvánelem standard cellafeszültsége: a standard elektródpotenciálok előjelhelyes összegezése

Nernst egyenlet fém elektródra



$$E = E^0 - (RT/nF) * \ln \frac{[\text{Fém}]}{[\text{Fém}^{n+}]}$$

Tiszta fém aktivitása = 1 ←

$$E = E^0 + (RT/nF) * \ln [\text{Fém}^{n+}]$$

*Tizes alapú logaritmusra áttérve: $2,3 * R * 298 / 96500 = 0,059$*

$$E = E^0 + (0,059/n) * \lg [\text{Fém}^{n+}]$$

A cellafeszültség nem standard állapotban?

Az elektródpotenciál nem standard állapotban (Nernst egyenlet):

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln c_{ion}$$

pl. 0,01 mol/dm³ Zn²⁺

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln[Zn^{2+}]$$

Galvánelem keletkezik, ha eltérő:

a két fém anyagi minősége,

a hőmérséklet,

a koncentráció.

Koncentrációs elem cellafeszültsége

Ugyanaz a fém de eltérő ionkoncentrációjú oldataiban

Híg oldat félcellapotenciálja:

$$E_{\text{híg}} = E^0 + (RT/nF) * \ln [\text{híg}]$$

Tömény oldat félcellapotenciálja:

$$E_{\text{tömény}} = E^0 + (RT/nF) * \ln [\text{tömény}]$$

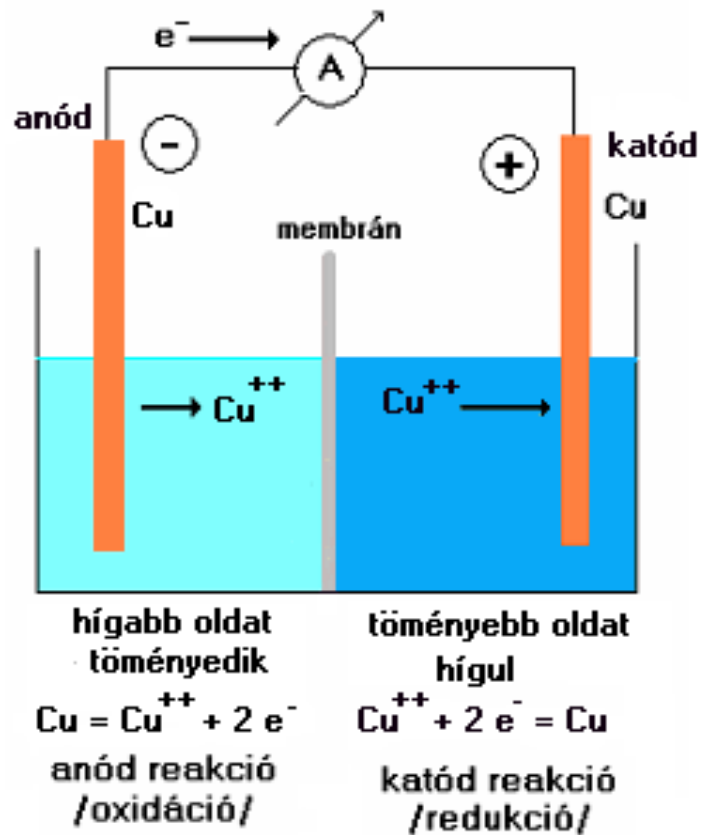
Cellapotenciál: mindig a pozitívabból vonjuk ki a negatívabbat
(a cellapotenciál csak pozitív lehet)

$$E_{\text{tömény}} > E_{\text{híg}}$$

$$E_{\text{cella}} = \cancel{E^0} + (RT/nF) * \ln [\text{tömény}] - \cancel{E^0} - (RT/nF) * [\text{híg}]$$

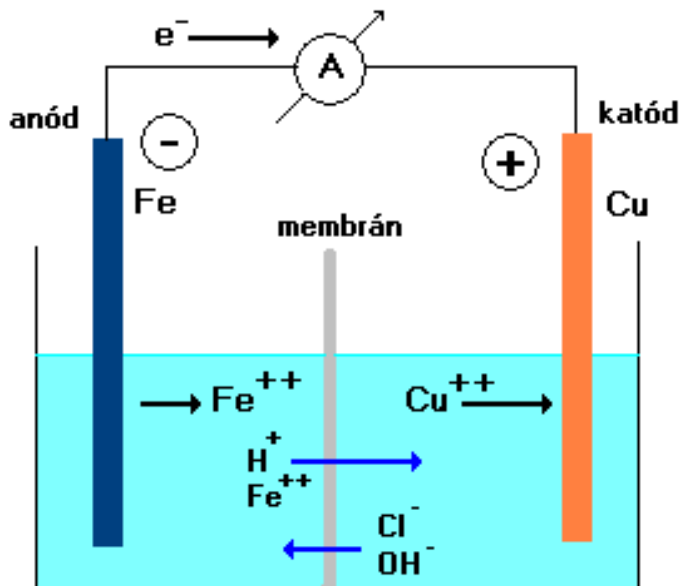
$$E_{\text{cella}} = (RT/nF) * \ln \frac{[\text{tömény}]}{[\text{híg}]}$$

Koncentrációs elem

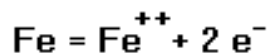


Az áramtermelés csak addig tart, amíg a koncentrációk kiegyenlítődnek.

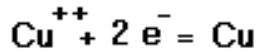
Miért nem lehet tölteni a galvánelemet ?



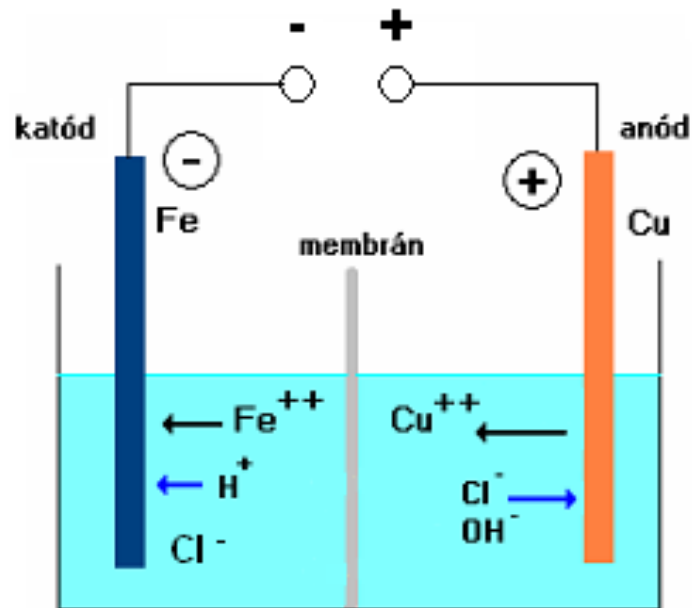
anód reakció
/oxidáció/



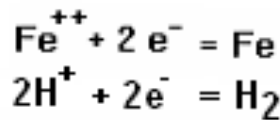
katód reakció
/redukció/



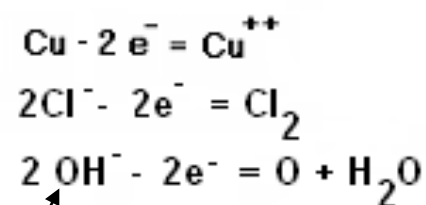
A ΔG ezekben az irányokban negatív



katód reakció
/redukció/



anód reakció
/oxidáció/



A töltésnél egyéb mellékreakciók is lejátszódnak !

Akkumulátorok (szekunder áramforrások)

feltételek:

megfordítható kémiai folyamat

a kiinduló anyag és a termék szilárd

azonos elektrolit

nagy e.m.e.

kis belső ellenállás

nagy kapacitás

kis tömeg

könnyű kezelhetőség

Kénsavas ólomakkumulátor

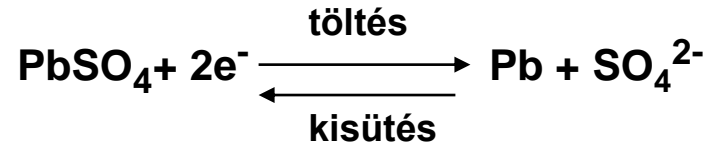
negatív pólusa ólom,

pozitív pólusa ólom hordozó keretbe sajtolt ólom-dioxid

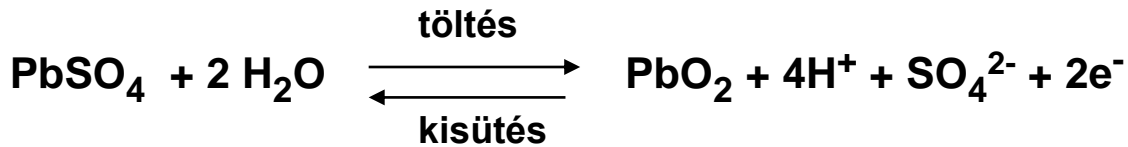
az elektrolit kénsav vizes oldata.



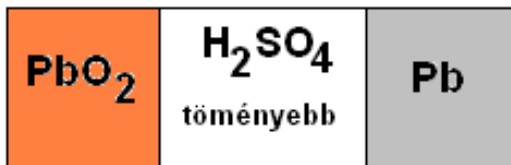
Negatív elektródon



Pozitív elektródon

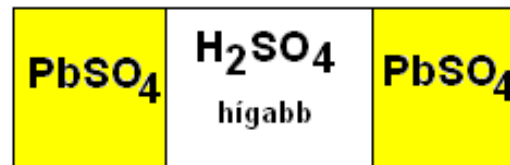


feltöltött állapot



elektródok elektrolit elektródok

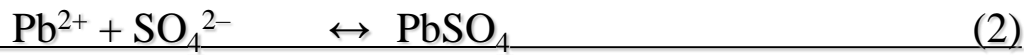
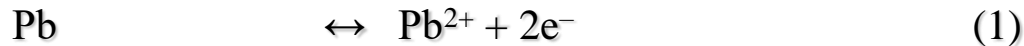
kisütött állapot



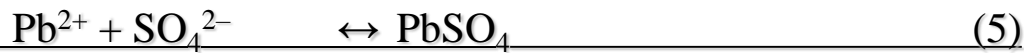
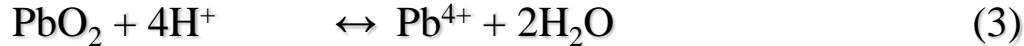
elektródok elektrolit elektródok

Részfolyamatok

– pólus:



+ pólus:



összegezve (1)+(2)+(3)+(4)+(5):



kezelés

A feltöltöttséget a kénsav-koncentráció (sűrűség) mutatja:

feltöltve: eme = 2,04 V $\rho = 1,20 \text{ kg/dm}^3$

kisütve: eme = 1,84 V $\rho = 1,17 \text{ kg/dm}^3$

a sűrűség areométerrel mérhető

Készítés:

ólomrácsra pépes ólom, nagy belső felület

negatív pólus: levegőtől elzárt szárítás

pozitív pólus: oxigénes szárítás

25-30 %-os kénsav, a legjobb vezető

összekapcsolás telepekké

Töltés: 10 órán keresztül, az Ah kapacitás 0,1-szeresének megfelelő áramerősséggel, azt követően 10 óráig 1A-nál kisebb áramerősséggel (csepptöltés)

Elhasználódás: a PbSO_4 térfogata nagyobb, ha kisütve tároljuk, lepattogzik, a cella alján összegyűlve zárlatot okoz

Tüzelőanyag-cella v. elem

Az elektrokémiai áramforrások harmadik nagy csoportja

- felépítésükben megegyeznek az előbbi két csoporttal, anódból, katódból és az őket elválasztó elektrolitból állnak,
- nem előre meghatározott mennyiségű energiát tárolnak el,
- addig képesek áramot termelni, amíg tápláljuk beléjük a tüzelőanyagot.
- az elektrolitmembrán meggátolja tüzelőanyag és az oxidálószer közvetlen keveredését,
- az elektrolitmembránban elektronvezetés nincs, az elektromos vezetést az ionvezetés biztosítja.

Tüzelőanyag-cella v. elem

A két legfontosabb különbség a tüzelőanyag-cellák típusai között:
a működési hőmérséklet és
az ionos vezetést biztosító elektrolit anyaga.

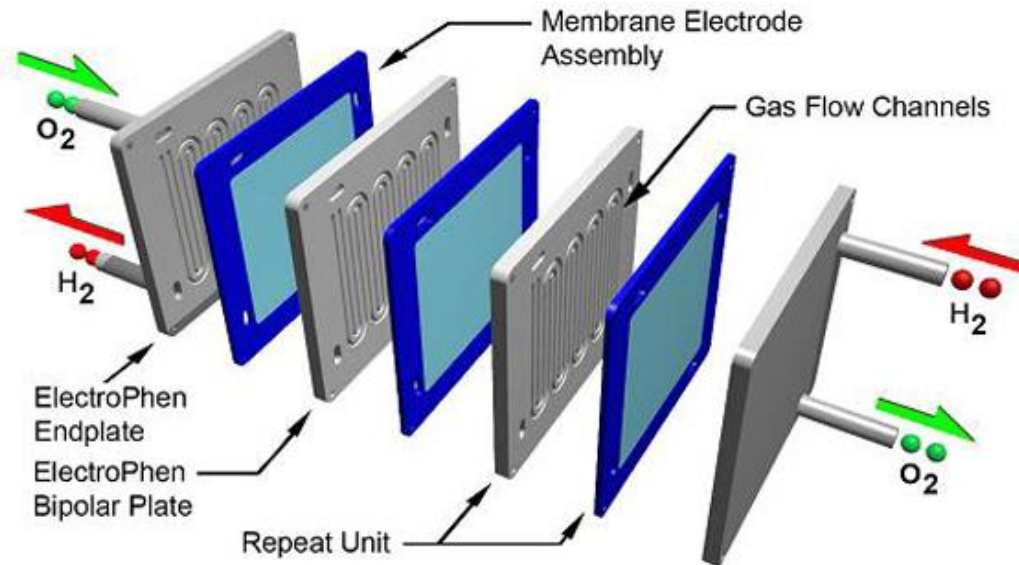
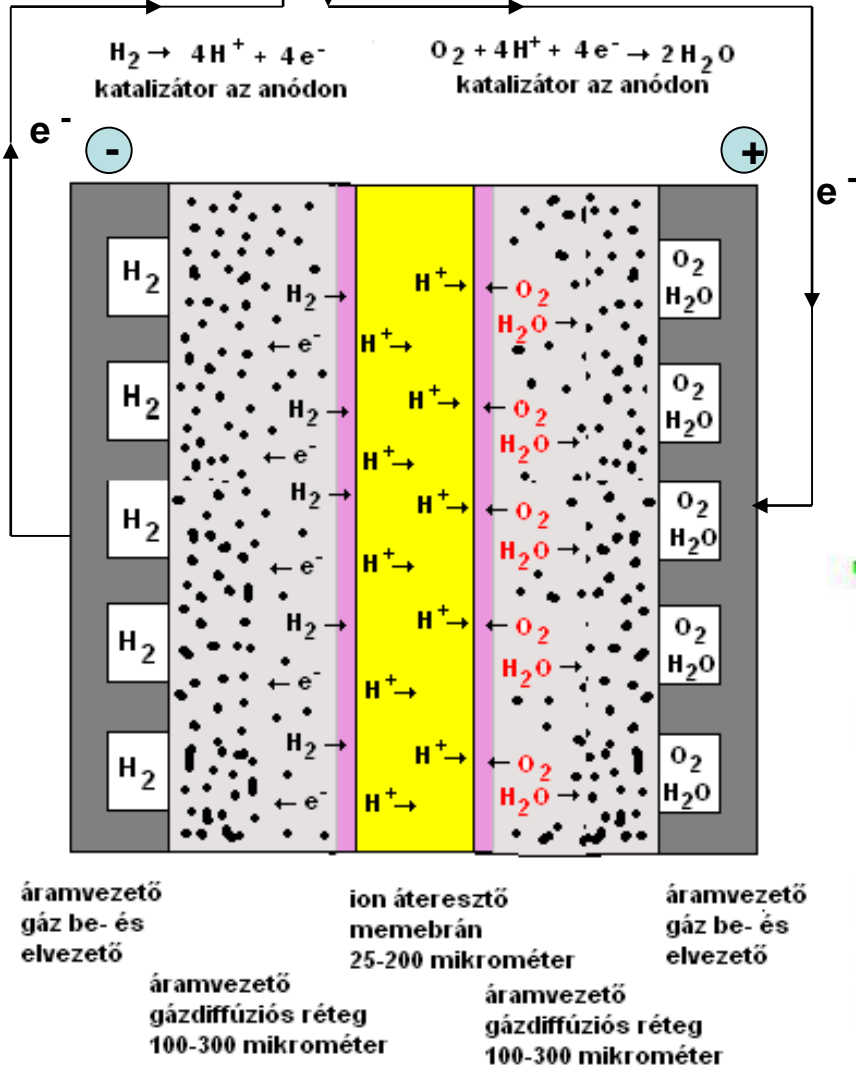
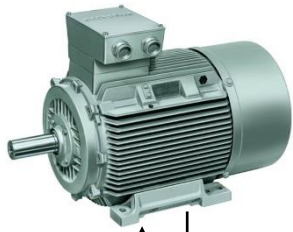
A járművekben a viszonylag kis hőmérsékleten (<120 °C) üzemelő cellák
jobban viselik az állandó ki- és bekapcsolást,

Az iparban a nagyobb hőmérsékleten működők

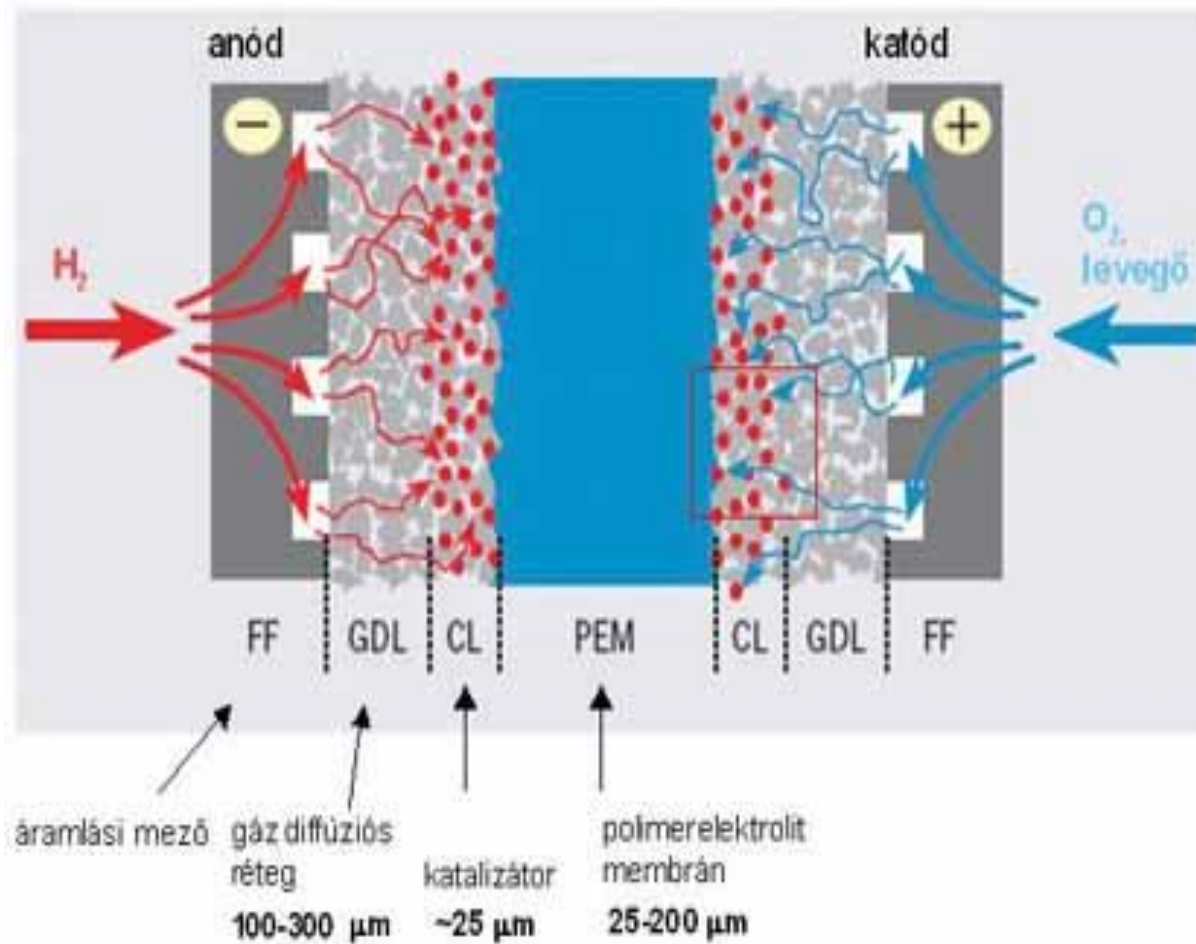
A fosszilis tüzelőanyagok elégetésével a hőt kb. 40%-os hatásfokkal tudjuk
elektromos árammá alakítani.

A tüzelőanyagcellák esetében a kémiai energia kb. 70%-os hatásfokkal
alakítható át villamos energiává.

Tüzelőanyagselem



A PEM tüzelőanyag-cella felépítése



20 cellából álló tüzelőanyagcella-köteg



Lítium ion akkumulátor

Miért a Li?

$$E = - 3,045 \text{ V}$$

sűrűség $0,534 \text{ g/cm}^3$

De

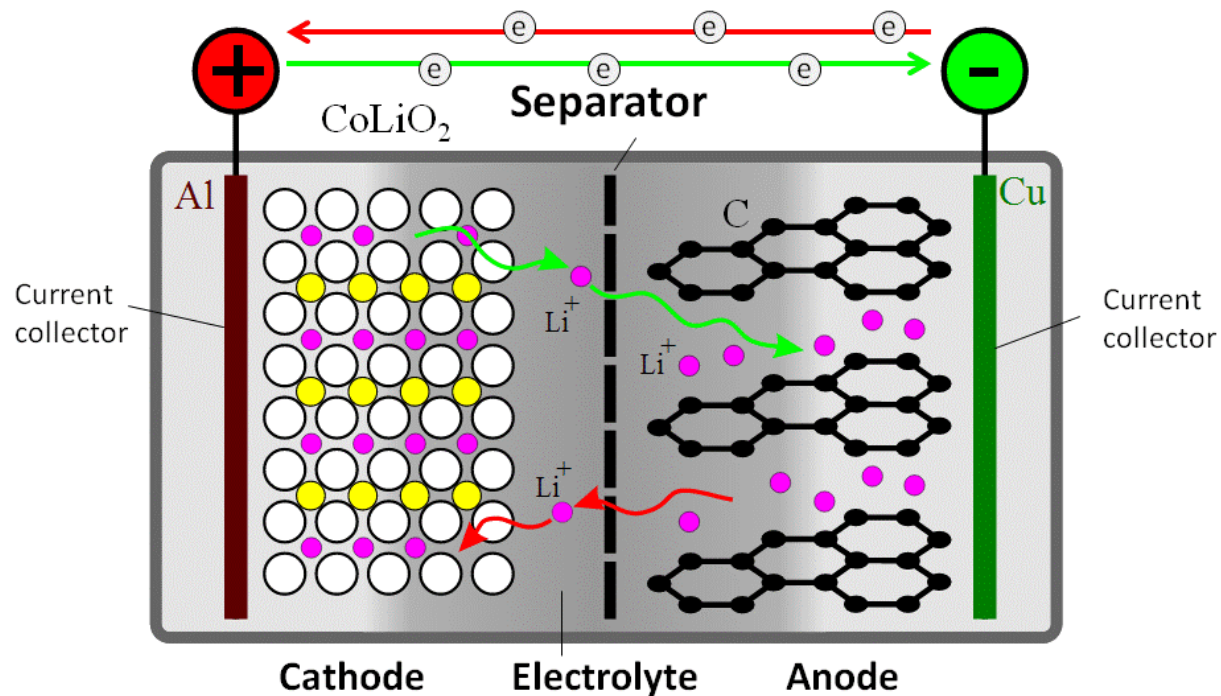
vízzel reagál,

→ szerves és polimer oldószer kell

Mi legyen az elektród?

→ grafit anód, lítium-kobalt-oxid katód

Lítium ion akkumulátor

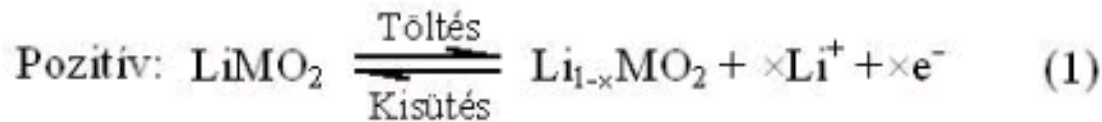


 Charging

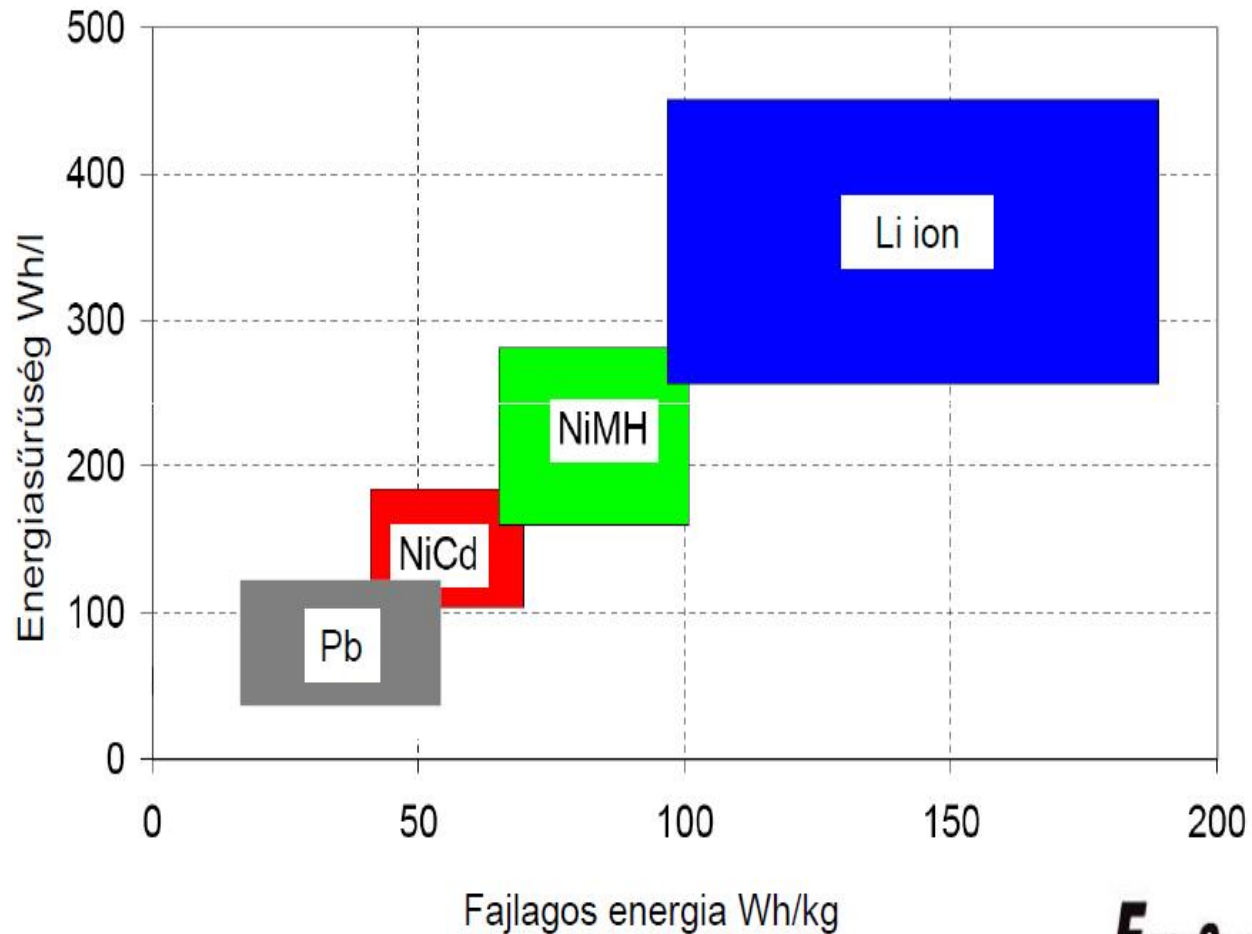
 Discharging

	Feszültség [V]	ciklus szám	önkisülés [%/hó]	energiasűrűség [Wh/kg]	hatásfok [%]
Ólom	2,0	500-800	3-4	30-40	70-90
Lítium ion	3,7	1200	5-10	160	99,9

A lejátszódó reakciók



Különböző akkutechnológiák összehasonlítása



Korrózió

- Valamely szerkezeti anyag (fém, műanyag, beton) felületéről a környezettel való érintkezés hatására kiinduló, kedvezőtlen elváltozás.
- A természetben önmagától végbemenő folyamat (negatív szabadentalpia változás)
- A szerkezeti anyag felhasználók számára káros folyamatot teljesen nem lehet megszüntetni, csak a sebességét csökkenteni.

A korrózió oka

- Kémiai folyamat (pl. anyagveszteség magas hőmérsékleten, kémiai reakciók miatt, pl. védő oxidréteg leoldódása, nagynyomású hidrogén a fémbe diffundálva a vas-karbid szén tartalmával reakcióba lép, metán képződik, feszültség, törés)
- Fizikai folyamat (repedés, törés a kristályok közötti összetartó erő gyengülése miatt)
- Elektrokémiai folyamat (potenciál különbség hatására kialakuló galvánelem)

Elektrokémiai korrózió szükséges és elégséges feltételei I.

- Legyen két különböző potenciálú hely egymással fémes összeköttetésben.

$$\Delta E = (E_1^0 + RT_1/nF \cdot \ln c_1) - (E_2^0 + RT_2/nF \cdot \ln c_2)$$

- Két különböző fém, akár azonos fém (megmunkálás miatt) eltérő kristályszerkezettel

$$(E_1^0 \text{ és } E_2^0)$$

- Különböző koncentráció (c_1 és c_2)
- Különböző hőmérséklet (T_1 és T_2)

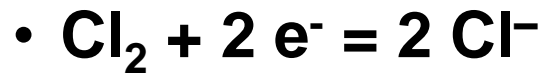
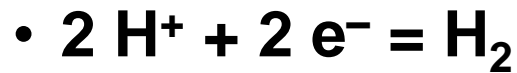
Elektrokémiai korrózió szükséges és elégséges feltételei II.

– A két különböző potenciálú helyet kösse össze jól vezető elektrolit

- Olvadékban mozgásképes ionok
- Vizes oldatban nagy mozgékonyságú ionok

Elektrokémiai korrózió szükséges és elégséges feltételei III.

– **Redukciós (elektron felvevő) folyamat lehetősége, depolarizátor jelenléte**

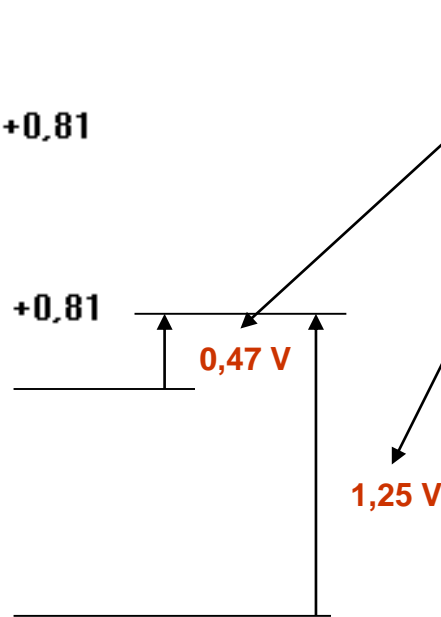


A mérnöki gyakorlatban a hidrogénion, az oldott oxigén és bizonyos helyeken (pl. víztisztítás) az elemi klór jelenléte okozza a korróziót

Két fém érintkezésekor miért mindig a negatívabb potenciálú fém korrodálódik ?

félcella reakció	elektrodpotenciál [V]
$F_2 + 2e^- = 2 F^-$	+2,87
$Au^{3+} + 3 e^- = Au$	+1,50
$Cl_2 + 2e^- = 2 Cl^-$	+1,36
$O_2 + 4 H^+ + 4 e^- = 2 H_2O$	+ 1,23
	pH=7 +0,81
$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,80
$O_2 + 2 H_2O + 4 e^- = 4 OH^-$	+ 0,4
	pH=7 +0,81
$Cu^{2+} + 2 e^- = Cu$	+0,34
$2 H^+ + 2 e^- = H_2$	0,00
$Sn^{2+} + 2 e^- = Sn$	-0,14
$Fe^{2+} + 2 e^- = Fe$	-0,44
$Zn^{2+} + 2 e^- = Zn$	-0,76
$Al^{3+} + 3 e^- = Al$	-1,66

$$-\Delta G = E_{\text{cella}} * n * F$$



Mindig a nagyobb mértékű ΔG csökkenés valósul meg, ezért korrodál a réz helyett a vas

A polarizáció vagy túlfeszültség



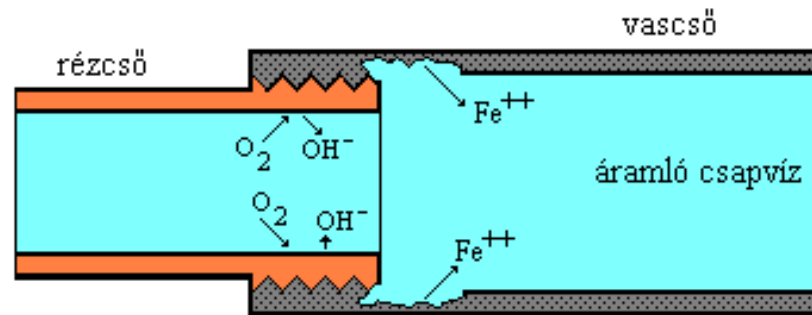
Csak a standard H elektródban (platinázott platina)

A folyamat részlépései:

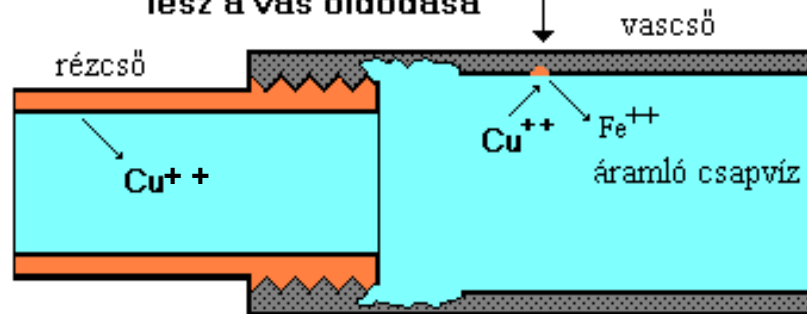
1. a hidratált H^+ ion transzportja a katód kettősrétegéhez,
2. a H^+ ion beépülése a kettősrétegbe,
3. az ion dehidratációja,
4. a hidrogénion adszorpciója a felületen,
5. elektronátmenet,
6. a hidrogén molekula kialakulása,
7. a H_2 deszorpciója a felületről,
8. a hidrogén diffúziós elszállítása.

- Minden más elektródon (pl. vas, alumínium, stb.) a hidrogén jelentős túlfeszültséggel válik le. A túlfeszültség mértéke függ a fém anyagi minőségétől, a felület minőségétől. A túlfeszültség oka, hogy esetünkben a folyamat rendkívül összetetten megy végbe, számos egymás utáni részlépés sorozataként.
- Ha bármelyik részlépés aktiválási energiája valamely okból túlságosan megnövekszik, ezt csak polarizációval tudjuk legyőzni.

Elektrokémiai korrózió két fém csatlakozásakor

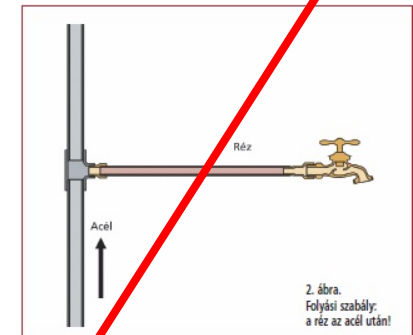


rézleválás után folyamatos lesz a vas oldódása



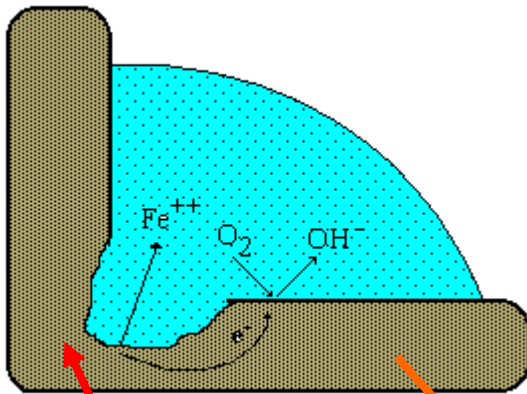
TÉVHIT

- ← megengedett áramlási irány
- veszélyes áramlási irány



Potenciálkülönbség rácstorzulásnál

Korrózió a hegesztési varratnál

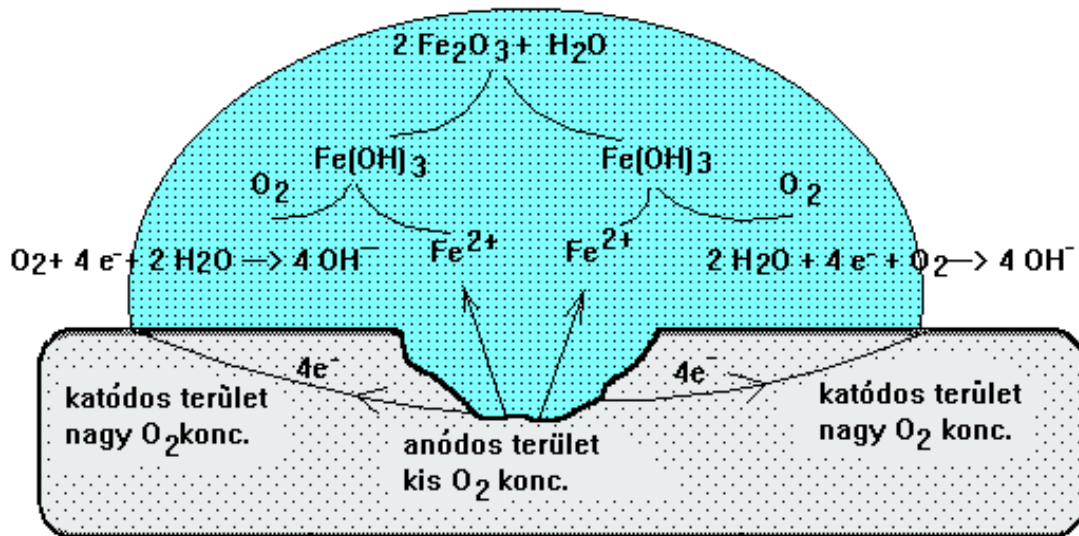


Hajlításnál torzul a fémrács,
a torzult rész mindig negatívabb
potenciálú a nem torzult részhez képest.



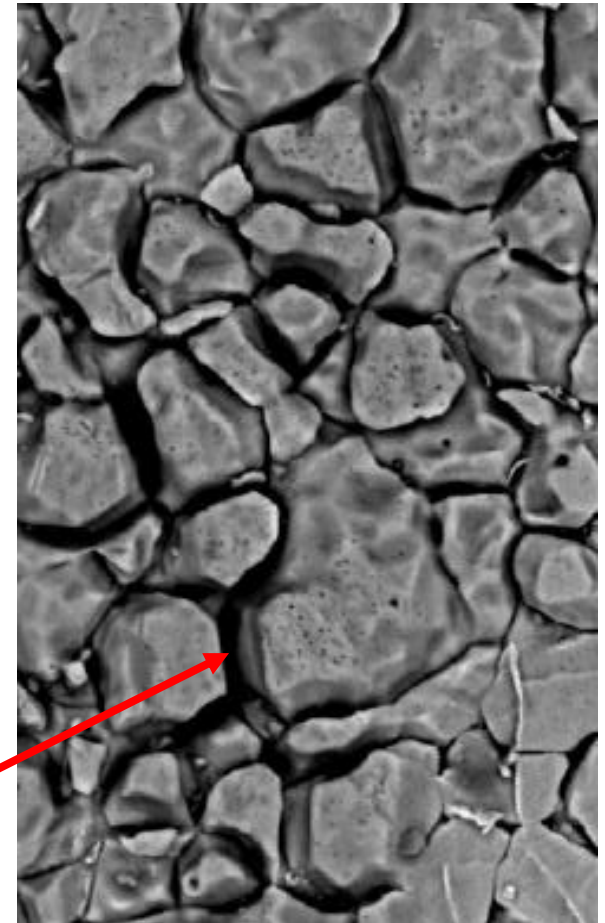
varrat potenciálja \neq hegesztett fém potenciálja

Koncentráció különbség okozta elektrokémiai korrózió



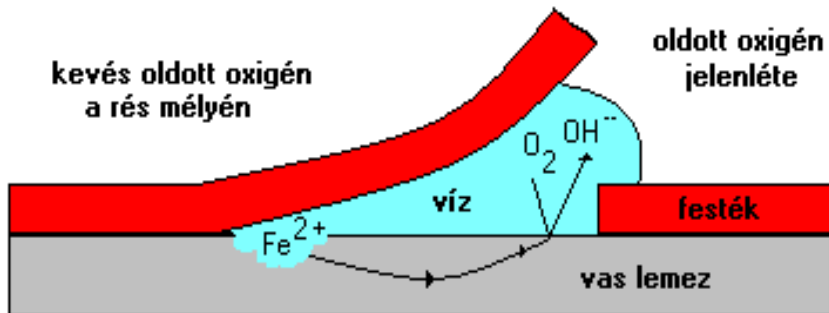
Mélyedés a kristályok között

Vízborítás esetén a mélyedés alja oxigénben szegényebb



Vas felszínének mikroszkópos képe

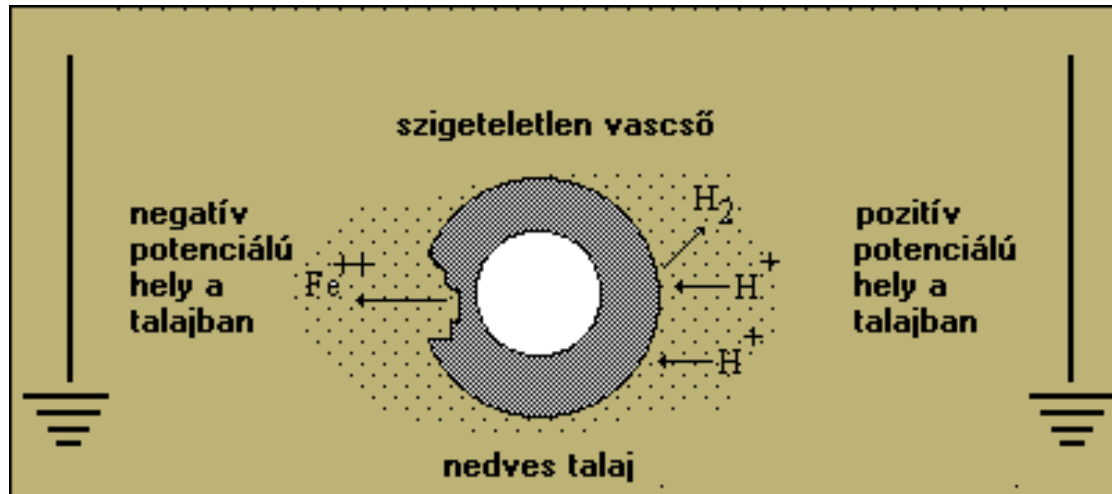
Koncentrációkülönbség okozta korrózió (alározsdásodás)



kiszáradás után a nagytérfogatú korróziós termék felszakítja a festékréteget

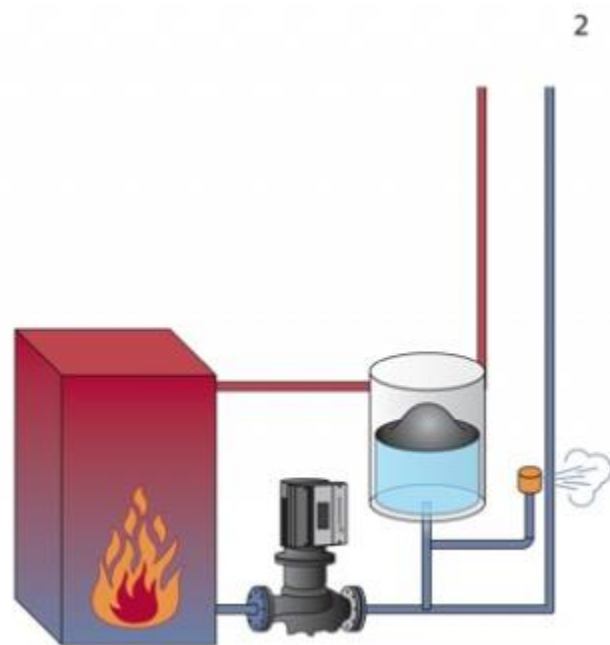
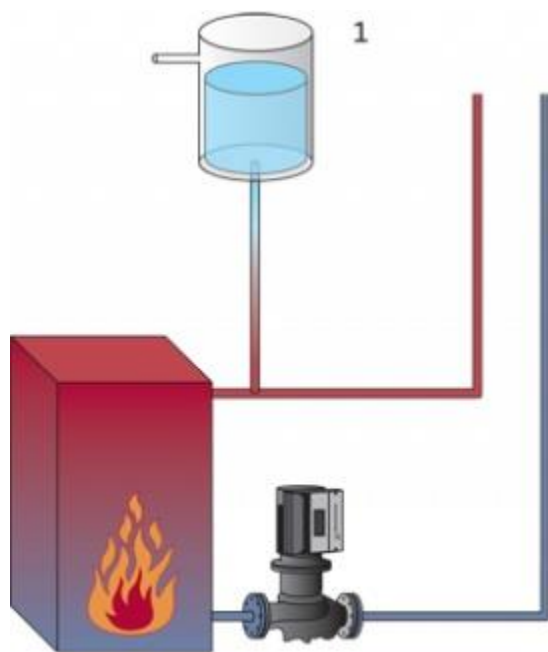


Kóboráram okozta korrózió

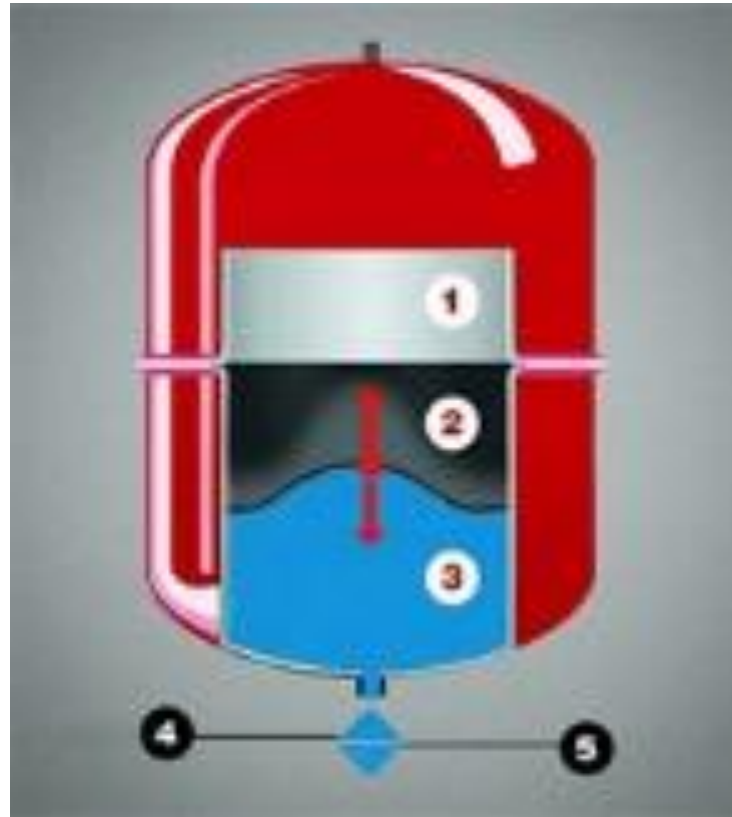


A nyílt tágulási tartály

- a tartályban lévő víz folyamatosan érintkezik a levegővel, az oxigén folyamatosan beoldódik, korróziót okoz.
- a keletkezett korróziós termék keringési zavarokat és iszaplerakódást okoz a kazánban, hőleadókban.



A zárt tágulási tartály









Korrózióvédelem

Korrózióállóság:

Kisebb mint 23 $\mu\text{m}/\text{év}$	kiváló
23 – 46 $\mu\text{m}/\text{év}$	eléggé ellenálló
46 – 460 $\mu\text{m}/\text{év}$	meglehetősen ellenálló
460 – 4600 $\mu\text{m}/\text{év}$	kevésbé ellenálló
4600 $\mu\text{m}/\text{év}$ felett	nem ellenálló

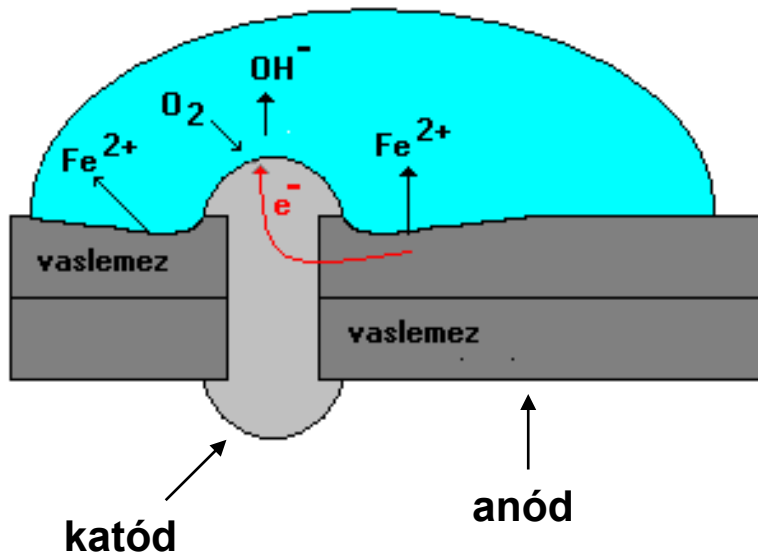
Mivel lehet ezt megvalósítani?

1. **Konstrukciós védelem:** szerkezeti anyag helyes megválasztása
2. **Passzív védelem:** a felületen védőbevonatot kialakítása
3. **Aktív védelem:** célzott beavatkozás az anódos vagy a katódos folyamatba
4. **Komplex védelem:** az előzőek együttes alkalmazása

Konstrukciós védelem

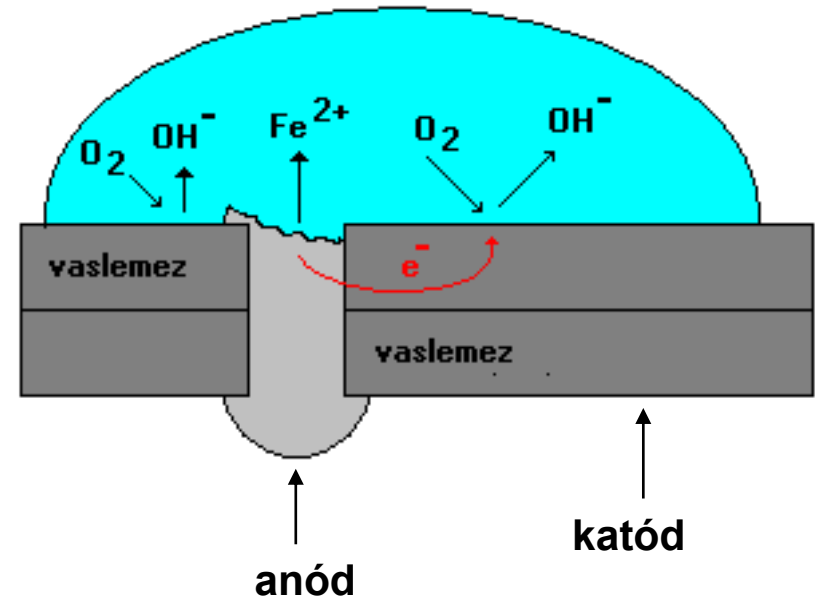
Eltérő elektródpotenciálú fémek fémes érintkezésekor az anód legyen a nagy felületű és a katód a kicsi.

A vaslemez negatívabb potenciálú a szegecsnél



A korróziós anyagveszteség nagyobb felületen oszlik el

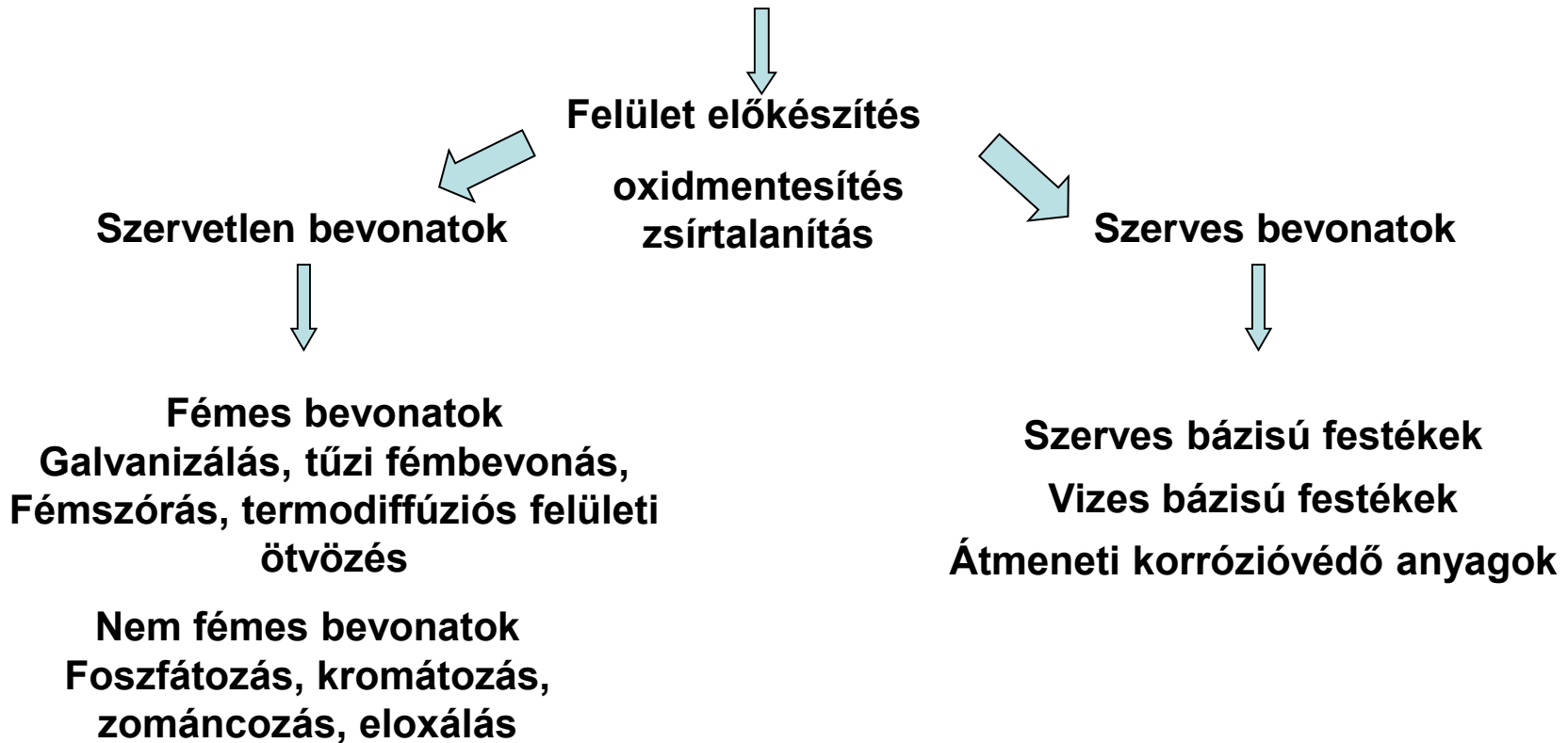
A vaslemez pozitívabb potenciálú a szegecsnél



A korrózió kis felületre koncentrálódik, gyors mélységi anyagveszteség

Passzív védelem

A passzív védelelemnél olyan felületi bevonatot hozunk létre a védendő fém felszínén, amely meggátolja a korróziót.



Elektrolízis 1

A galvánelemekben:

egy **spontán** kémiai reakció termel elektromos áramot,

Az elektrolíziskor:

az áram segítségével (energia befektetéssel) egy **nem spontán** reakciót hajtunk végre.

Az egyensúly eltolása külső áramforrás felhasználásával:

ha az egyensúlyi elektródpotenciálnál **negatívabb potenciált**, (elektrontöbbletet) hozunk létre az elektródon, az egyensúly az elektronfelvétel (redukció, **fémkiválás**) irányába tolódik el.

ha **pozitívabb potenciált**, kényszerítünk az elektródra, az egyensúly az elektronleadás (oxidáció, **fémoldódás**) irányába tolódik el.

Elektrolízis 2

Az elektrolízishez szükséges:

- indifferens elektród
 - a leválasztandó fém (Nernst egyenlettel számítható) elektródpotenciáljának megfelelő **leválási feszültség**
- az elektrolízis ekkor makroszkopikusan nulla sebességű

Ha az elektrolit többféle iont is tartalmaz,

Melyik ion válik le?

- amihez a legkisebb energia kell (ld. túlfeszültség!)
- a legkisebb potenciálkülönbségnek megfelelő félcellareakciók

Az elektrolízis termékeinek mennyiségi meghatározása

Michael Faraday 1894.

az elektrolizáló cella elektródján reagáló anyagok mennyisége egyenesen arányos a cellán átfolyó elektromos töltéssel

A mennyiségi egység a faraday.

1 faraday egyenértéktömegnyi anyagot redukál a katódon, és oxidál az anódon.

egyenértéktömeg = m / n

A Faraday konstans $F = 96487 \text{ coulomb} \cdot \text{mol}^{-1}$,

(1 mol, azaz $6,0 \cdot 10^{23}$ db elektron töltése.)

Egy faraday (26,8 Aó) töltés hatására egyenértéktömegű anyag redukálódik vagy oxidálódik az elektródon.

Fémes bevonatok 1.

- Galvanizálás: a fémfelületre egyenárammal 25-200 mikron vastagságú, az eredeti fémnél jobb tulajdonsággal rendelkező fémréteget választunk le
- Fémszórás: inert gázzal porlasztva 50 – 200 μm rétegvastagságban olvadt fémet viszünk fel a fémfelületre

Fémes bevonatok 2.

- Tűzi fémbefonás: a védendő fémet fémolvadékba merítve, majd kiemelve, az alapfémhez ötvöző réteggel kötött fémbefonat alakul ki. Rétegvastagság: 25 – 200 μm . Leggyakoribb a horganyzás, az alapfém cinkkel történő bevonása
- Termodiffúziós fémbefonás: a fémtárgyat fémpor és adalékanyagok keverékébe ágyazzák és hőkezelik. A hőkezelés alatt felületi ötvöződés játszódik le 100 – 300 μm mélységben.

Nemfémes bevonatok

Tűzi zománcozás: felizzított öntvényre szórt 900-1000 °C-on olvadó szilikátok. Igen jó korrózióálló, de rideg bevonat. pl. élelmiszeripari autoklávok

Kromátozás: oxidáló tulajdonságú krómtartalmú páclében néhány μm vastag ellenálló oxidréteg alakul ki. Ritkán használják a környezetvédelmi szempontból rendkívül veszélyes oldott krómtartalom miatt.

Foszfátózás: legelterjedtebb felületkezelő eljárás, amelyet cink-mangán-foszfát és foszforsav tartalmú oldattal végeznek (gyors foszfátózás). A vas felületén egy Fe-Zn-Mn-foszfát tartalmú védőrétteg alakul ki.

Eloxálás: Alumíniumot elektrolitban anódként kapcsolják és a fejlődő atomos oxigén megvastagítja a felületi oxidréteget. Igen jól színezhető.

Szerves bevonatok

1. Szerves bázisú festékek

Szinező, töltőanyag, műgyanta kötőanyag és oldószer tartalmú védőanyag

Oldószer: xylol, toluol (aromás hígító)

szerves észter tartalmú hígító

alifás vegyületeket tartalmazó hígító

2. Vizes bázisú festékek

Színező-, és töltőanyagot, továbbá polivinilacetát és kopolimerjeit kötőanyagként tartalmazó vizes szuszpenzió.

3. Átmeneti korrózióvédő anyagok

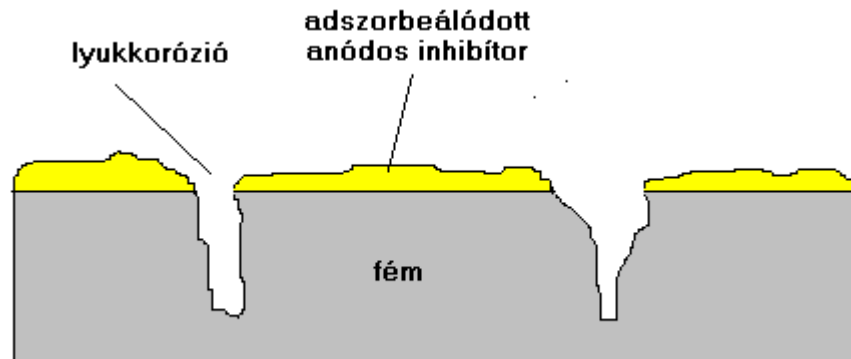
Olajok, zsírok, viaszok

Aktív védelem

1. Korróziós inhibitorok alkalmazása

Anódos inhibitorok:

A korróziót kísérő anódos folyamatot (fém oldódását) gátolják. Amennyiben az inhibitor mennyisége nem elegendő súlyos lyukkorrózió alakulhat ki.



Elégtelen mennyiségű anódos inhibitorot tartalmazó elektrolittal érintkező fémen kialakuló lyukkorrózió

Katódos inhibitorok:

A korróziót kísérő katódos folyamatot (oldott oxigén vagy a hidrogén-ion redukcióját) gátolják. Elégtelen mennyiség nem okoz lyukkorróziót. Biztonságosabb, mint az anódos.

Aktív védelem

2. Katódos védelem (áldozati anódos védelem)

A védendő szerkezeti anyagot szándékosan érintkeztetik egy a védendő fémnél negatívabb potenciálú fémmel. Ilyenkor a negatívabb potenciálú fém fog korrodálódni a védendő tárgy helyett mindaddig amíg el nem fogy.

	E^0	
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}$	- 0,44 V	← Vasat akarunk védeni
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$	- 0,76 V	Ezek alkalmasak
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al}$	- 1,66 V	
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- = \text{Mg}$	- 2,37 V	Tengervizes közegben
$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	- 2,71 V	Nem alkalmas, vizes közegben azonnal elbomlanak
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^- = \text{Ca}$	- 2,87 V	

Villanybojler oldódó anódja



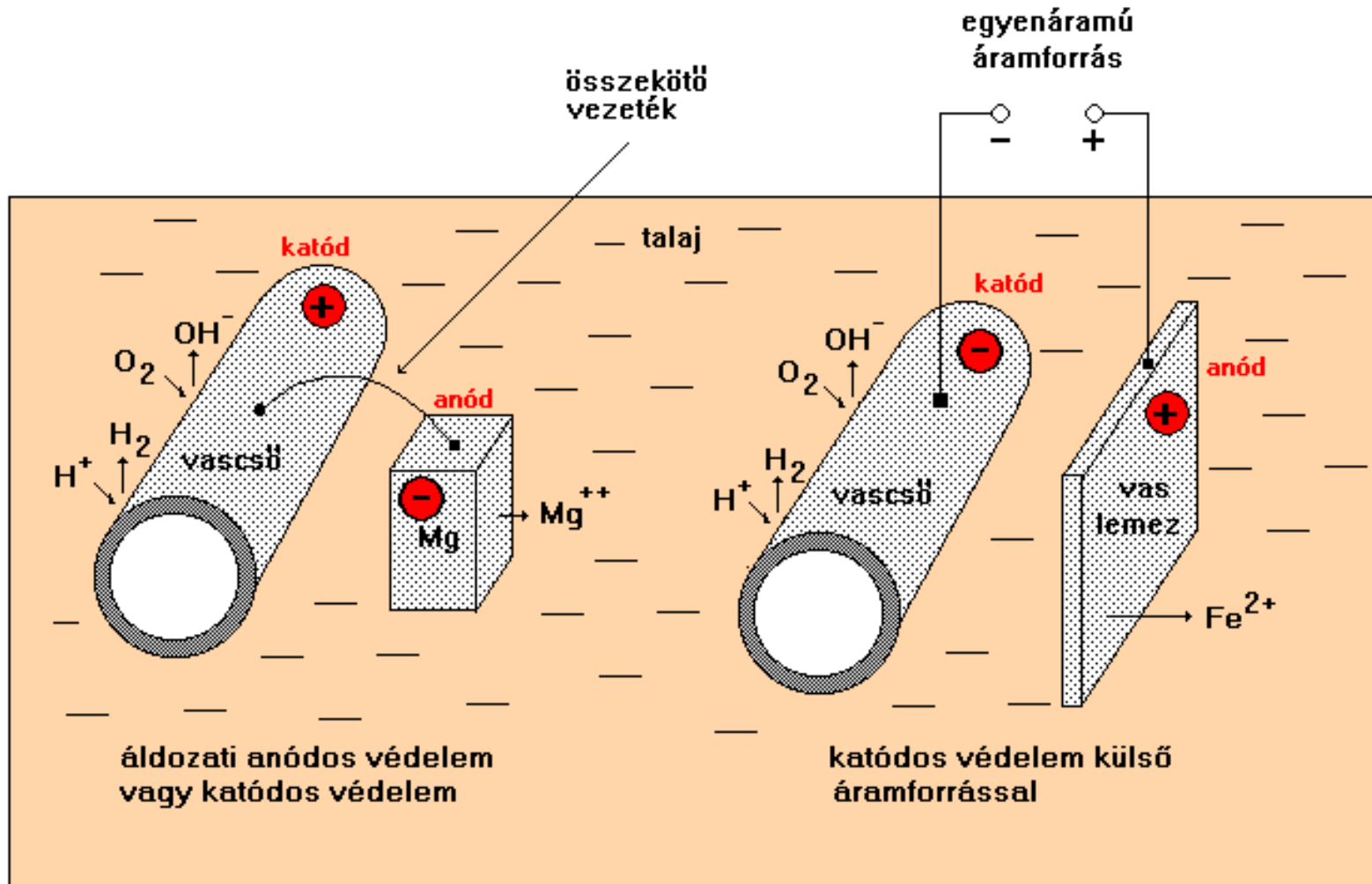
A friss anód



A tartály belseje



Katódos védelem külső áramforrással



Számítási gyakorlatok

1. Reakcióirány meghatározása az elektródpotenciál táblázatból

Határozzuk meg, hogy milyen folyamat játszódik le, ha vaslemezt $1,0 \text{ mol/dm}^3$ -es rézionokat (Cu^{2+}) ionokat tartalmazó 25°C -os vizes oldatba merítünk !

A megadott koncentráció és hőmérséklet miatt használható a standard elektródpotenciál táblázat.

A két félcella reakció a táblázatból:



Az 1. reakció elektródpotenciálja pozitívabb a 2.-nél, tehát a pozitívabb potenciálú félcella reakció redukciós irányba,



A negatívabb oxidációs irányba játszódik le.



Tehát az ilyen rendszerben a vas oldódik és a lemezre fémréz válik ki.

2. Standard cellafeszültség számítása

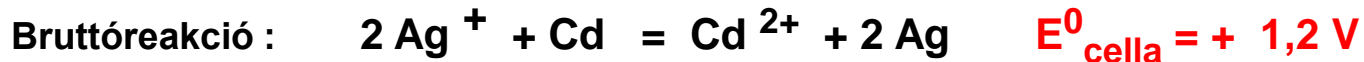
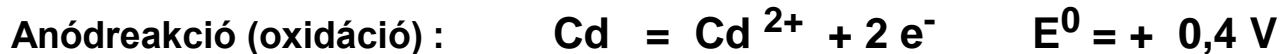
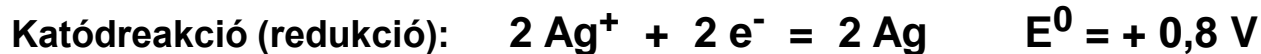
Számítsuk ki a standard ezüst és kadmium elektródból készített galvánelem cellafeszültségét !

A félcella reakciók a táblázatból :



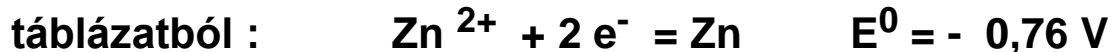
Ez a pozitívabb ez játszódik le redukciós irányba (elektronfelvétel)

Ez megfordul, és oxidációs irányba játszódik le (elektronleadás)



3. Elektródpotenciál számítása nem standard állapotban

Mekkora a potenciálja annak az elektródnak, amelynek környezetében a cinkion koncentrációja $0,01 \text{ mol/dm}^3$? $T = 298 \text{ K}$ (Faraday állandó: 96500 As/mol , az elektron szám változást konstansnak tekintjük.)



A Nernst egyenletet felírva:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Zn}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

Tiszta fém aktivitása = 1 ←

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln [\text{Zn}^{2+}]$$

A folyamatban az elektronszám változás 2, így $n = 2$

$$E = - 0,76 + \frac{R \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln [0,01] \quad R = 8,3 \text{ Joule} / (\text{mol} \cdot \text{K})$$

Tizes alapú logaritmusra átvérve $2,3 \cdot 8,3 \cdot 298 / 96500 = 0,059$

$$E = - 0,76 + \frac{0,059}{2} \lg [0,01] = - 0,819 \text{ Volt} \approx - 0,82 \text{ Volt}$$

4. Koncentrációs elem cellafeszültsége

Számítsuk ki egy olyan galvánelemnek a cellafeszültségét, amelyben cinkelektrodok helyezkednek el $0,010 \text{ mol/dm}^3$ és $0,50 \text{ mol/dm}^3$ cinkion tartalmú oldatban !

$T = 298 \text{ K}$, $R = 8,3 \text{ Joule/ mol K}$

táblázatból : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$ $E^0 = - 0,76 \text{ V}$

1. Félcella potenciálja ($c = 0,01 \text{ mol/dm}^3$)

$$E_1 = - 0,76 + \frac{0,059}{2} \lg [0,01] = - 0,82 \text{ volt}$$

2. Félcella potenciálja ($c = 0,5 \text{ mol/dm}^3$)

$$E_2 = - 0,76 + \frac{0,059}{2} \lg [0,5] = - 0,77 \text{ volt}$$

A két félcella potenciálját összehasonlítva $E_2 > E_1$, tehát a töményebb oldatban lévő elektródon redukció játszódik le a táblázatban felírt irányban. A negatívabb potenciálú félcellareakció oxidációs irányba fog végbemenni.

katódreakció : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$

$E_2 = - 0,77 \text{ volt}$

töményebb oldat

anódreakció : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

$E_1 = - 0,82 \text{ volt}$

hígabb oldat

bruttóreakció : $\text{Zn}^{2+} + \text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + \text{Zn}$

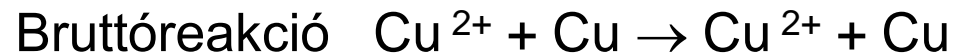
$E_{\text{cella}} = E_2 - E_1 = 0,05 \text{ volt}$

A bruttóreakció szerint minőségi változás nem történik, csak a hígabb oldat töményedik és a töményebb oldat hígul. A folyamat addig tart, amíg a koncentrációk kiegyenlítődnek.

5. Réz elektrolitikus tisztítása

Réz(II-)szulfát oldatot elektrolizálunk réz elektródok között 10 amperes árammal, 1 órán keresztül.

Milyen változások játszódnak le az elektródokon és az oldatban?



Nagy tisztaságú fémet lehet előállítani a katódon.

A szennyeződések az anódon vagy az oldatban maradtak.

A tisztított réz mennyisége:

1 F = 26,8 Aó oldatba visz és leválaszt 0,5 mol rezet.

A felhasznált 10 Aó oldatba visz és leválaszt $10 \text{ Aó} * 0,5 \text{ mol} / 26,8 =$
0,186 mol rezet.

6. Korróziósebesség számítása

Id. labor