

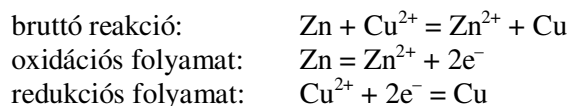
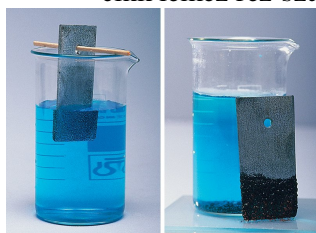
## 9. Elektrokémia

Tanulási célok	<ul style="list-style-type: none"> <li>- ismeri a Daniell-elem felépítését</li> <li>- fel tud írni celladiagramot</li> <li>- használni tudja a Nernst-egyenletet számítási feladatokban</li> <li>- ismeri az elektródok alapvető csoportjait</li> <li>- ismeri az elektrokémia áramforrások alapvető csoportjait</li> <li>- képes használni az elektrolízissel kapcsolatos kvantitatív összefüggéseket számítási feladatokban</li> </ul>
Fogalmak	Daniell-elem, elektrokémiai cella, cellareakció, elektródreakció, elektród, elektrokémiai cell, galváncella, celladiagram, galváncella elektromos potenciálkülönbsége (kapocsfeszültség), elektromotoros erő, hidrogénelektrod, cellareakció potenciálja, Nernst-egyenlet, koncentrációs elem, pH műveleti definíciója, elektródok csoportosítása, elektrokémia áramforrások tulajdonságai, csoportosításuk, elektrolízis
Kapcsolódó feladatok	Példatár 18. fejezet

*kísérlet:* vas szög réz-szulfát oldatban



cink lemez réz-szulfát oldatban



Ha rézlemezt teszünk réz-szulfát oldatba, látható változás nem történik. Ugyanakkor rövid idő alatt a réz – oldat határfelületen egyensúly áll be. A rézatomok folyamatosan cserélődnek az oldatban lévő rézionokkal (azaz a felületeken töltésslépés történik), de ezeknek az ellentétes irányú folyamatok ( $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$  és  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ ) egyenlő sebességgel zajlanak.

Járjunk el hasonlóan egy cink lemezzel és cink-szulfát oldattal.

Kössük össze e két rendszert valamilyen jó áramvezető oldattal (például tömény kálium-nitrát oldattal), majd zárjuk elektromosan rövidre a réz és a cink lemezt!

Az így összeállított rendszer az úgynevezett Daniell-elem. (animáció a <http://www.vilaglex.hu/Kemia/Html/Galvanel.htm> oldalról)

Ekkor az egyes lemezek felületén az ellentétes irányú folyamatok sebessége már nem fog megegyezni!

A lejátszódó folyamatok:  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ ,  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

**Azaz oxidációs és redukciós folyamatokat térben szétválasztottuk!**

Ez a berendezés egy **elektrokémiai cella**.

A galváncellában lejátszódó bruttó (eredő) kémiai reakciót **cellareakciónak** hívjuk.

A Daniell-elemben a cellareakció  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ .

Az elkülönült az oxidációs illetve redukciós folyamatokat pedig **elektródreakciónak** nevezzük.

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

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

2020.04.25.

tema09\_20200425.docx

1

Definíciók:

**elektród:** olyan legalább kétfázisú rendszer, amelyben az egyik fázis elektronvezető, a másik ionvezető

**elektrokémiai cella:** legalább két, egymással érintkező elektródból álló rendszer

Egy elektrokémiai cella kétféleképpen működtethető: galvánelemeként és elektrolizáló cellaként. A kettő között nincs felépítésbeli különbség, az eltérés a felhasználás módjában van.

**galvánelem:** olyan elektrokémiai cella, amelyben az önként végbemenő kémiai folyamat energiaváltozása elektromos munkavégzéssé alakítható

**elektrolizáló cella:** olyan elektrokémiai cella, amelyben elektromos árammal kémiai változást idézünk elő, azaz elektrolizálunk

**elektrolízis:** elektromos árammal kémiai változást idézünk elő

Az elektrokémiai cella tömör leírása: a **celladiagram**. A celladiagramnak minden olyan információt tartalmaznia kell a celláról, ami annak fizikai megvalósításához, reprodukálásához szükséges. Azaz meg kell adni valamennyi fázis összetételét és halmazállapotát, illetve érintkezésük sorrendjét. A fázishatárok jelölésére függőleges választóvonalakat használunk. Szaggatott függőleges választóvonallal jelöljük egymással elegyedni képes folyadékok csatlakozását, és kettős függőleges szaggatott vonal a jelölés, ha az ilyen csatlakozásoknál a diffúziós potenciált kiküszöböltnek tekinthetjük.

A Daniell-elem celladiagramja:

$\text{Cu(s)} \mid \text{Zn(s)} \mid \text{ZnSO}_4(\text{aq}), c(\text{ZnSO}_4) \mid \text{áramkulcs (telített KNO}_3\text{-oldat)} \mid \text{CuSO}_4(\text{aq}), c(\text{CuSO}_4) \mid \text{Cu(s)}$

A galvánelem  $E$  **elektromos potenciálkülönbsége (kapocsfeszültsége)** a celladiagramban a jobb oldalon feltüntetett elektródhoz csatlakozó fémes hozzávezetés és a bal oldali elektródhoz csatlakozó, az előbbivel azonos minőségű fémes hozzávezetés elektromos potenciáljának a különbsége.

Ha a fenti definíciót használjuk a kapocsfeszültségre, akkor a mérés során annak előjele meghatározott lesz.

Ha a cella áramforrásként működik és  $E$  előjele pozitív, akkor a celladiagram jobb oldalán jelzett elektródban döntő mértékben redukció (ezért ezt nevezzük katódnak), a bal oldalon feltüntetettben pedig döntő mértékben oxidáció zajlik (ezért ezt nevezzük anódnak). Értelemszerűen, ha  $E$  előjele negatív, akkor a celladiagram jobb oldalán jelzett elektródban döntően oxidáció játszódik le, a bal oldalon feltüntetettben pedig döntően redukció.

Mekkora ez az elektromos potenciálkülönbség? Függetlenül attól, hogy milyen celláról van szó, milyen fogyasztót kötünk a cellára... **A maximális potenciálkülönbség (feszültség)** viszont jellemző a cellára, ez lesz az **elektromotoros erő**.

Az elektromotoros erőt mérési utasítással definiáljuk:

A **galvánelem elektromotoros ereje** ( $E_{MF}$ ) a kapocsfeszültség ama határértéke, amikor a cella külső áramkörében nem folyik áram ( $I = 0$ ), és a celladiagramban feltüntetett fázishatárokon (kivéve a lehetséges elektrolit/elektrolit csatlakozásokat, itt lép fel az ún. „diffúziós potenciál”,  $\Delta\phi_{diff}$ ) lezajló valamennyi töltésátlépésre, valamint a fázisokon belül végbemenő kémiai folyamatokra is egyensúly áll fenn.

„a cella külső áramkörében nem folyik áram ( $I = 0$ )” biztosítására több lehetőség van, a legegyszerűbb egy úgynevezett nagy bemenő voltmérő használata.

**Az elektromotoros erő egy egész cellára vonatkozó mennyiség.** Értéke a cellát felépítő mindkét elektródtól függ, ezért általában nem alkalmas az egyes elektródok jellemzésére. Ehhez ki kell kötnünk néhány dolgot: legyen az egyik elektródunk (a kapocsfeszültség mérési utasítása miatt célszerűen a celladiagramban bal oldalon szereplő) a viszonyítási pontunk, az úgynevezett referencia elektród. Ahhoz, hogy ez stabil viszonyítási pont legyen időben nem szabad változnia, egyensúlyban kell lennie. Ha összeállítunk egy olyan galvánelemet, amelyben a celladiagram bal oldalán feltüntetett elektród egyensúlyi állapotban, akkor a mért kapocsfeszültséget a MÁSİK ELEKTRÓD elektródpotenciáljának ( $\varepsilon$ ) nevezzük.

Természetesen az elektródpotenciál értéke függ a referencia elektród megválasztásától, ezért mindig meg kell adni az alkalmazott összehasonlító (referencia) elektródot is!

Ez azt is jelenti, hogy az elektródpotenciál skála relatív, tetszőleges referencia elektródhoz tartozik egy skála. Azért, hogy az elektródpotenciál értékek összevethetők legyenek bevezettek egy nulla pontot. Megegyezés szerinti a standard hidrogénelektrod elektródpotenciálja nulla.

A hidrogénelektrod felépítése.

Az elektródreakció:  $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$

A standard hidrogénelektrod azért standard, mert a hidrogén nyomása 1 atm, a hőmérséklet 298,15 K és a hidrogénion aktivitása egységnyi. (A tapasztalatok szerint csak a híg oldatok viselkedése követi az anyagmennyiség koncentrációkat, töményebb oldatok viselkedése ettől eltér. Ezért vezették be az aktivitást. Lásd részletesen a fizikai kémia előadásban.)

A standard hidrogénelektrod megvalósítása nem egyszerű feladat, ezért nagyon ritkán használják referencia elektródnak. A gyakorlatban az úgynevezett másodfajú elektródok (lásd később) használata terjedt el.

Ha a vizsgált (jobb oldali) elektród is egyensúlyi állapotban van, akkor a mért elektródpotenciál az ún. egyensúlyi elektródpotenciál ( $\epsilon_e$ ), vagy egyszerűen egyensúlyi potenciál.

Az elektromotoros erő felírható a két elektród egyensúlyi potenciálja segítségével:

$$E_{MF} = \epsilon_e(\text{jobb oldali}) - \epsilon_e(\text{bal oldali}) + \Delta\phi_{diff}$$

A fenti, méréssel definiált mennyiségeknek meg vannak a termodinamikailag definiált, nem mérhető párjai is:

Az elektromotoros erő párja a cellareakció potenciálja ( $E_{cell}$ ).

A cellareakcióra felírt egyenletben feltüntetett anyagmennyiségek reakciója során  $z \cdot F$  mennyiségű töltés átmenetére kerül sor ( $z$  a cellareakció töltésszáma). Az eközben végzett elektromos munka az áthaladt töltés és az elektródok közötti feszültség szorzataként definiálható. Az aktuális egyenlettel megadott cellareakcióhoz rendelhető „maximális munkát” a reakció szabadentalpia változása adja meg.

$$E_{cell} = -\frac{\Delta_r G}{zF}$$

Célszerű az elektromotoros erő mérése során a diffúziós potenciált lecsökkenteni (ha lehet gyakorlatilag kiküszöbölni), mert ekkor mért elektromotoros erő közelít a cellareakció potenciáljához:  $E_{MF} \approx E_{cell}$

Ehhez tömény KCl-os vagy  $\text{KNO}_3$ -os oldatot/agar-agar-gélt helyezünk az elektródok közé áramkulcsnak.

Az elektromotoros erőhöz hasonlóan a cellareakció potenciálja is felírható a két elektródra jellemző mennyiség segítségével:  $E_{cell} = \epsilon_r(\text{jobb oldali}) - \epsilon_r(\text{bal oldali})$ , ahol  $\epsilon_r$  értékek az elektródreakció potenciálok (ami az egyensúlyi elektródpotenciálok párja).

Definíció szerint az elektródreakció potenciálja egy olyan galvánelektrod végbemenő cellareakció potenciálja, amelynek celladiagramjában a bal oldali elektród a standard-hidrogénelektrod, a jobb oldali pedig a vizsgált elektród. (Az elektródpotenciállal és egyensúlyi elektródpotenciállal ellentétben itt nem lehet tetszőleges az összehasonlító elektród.)

### A Nernst-egyenlet

Az elektródreakció potenciáljának összetétel és hőmérséklet függése az alábbi módon írható fel:

$$\epsilon_r = \epsilon_r^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

$\epsilon_r^0$  elektródreakció standardpotenciálja,  $T$  a termodinamikai hőmérséklet,  $R$  az egyetemes gázállandó,  $z$  a cellareakció töltésszám változása, az  $F$  a Faraday állandó (96485 C/mol),  $a_{ox}$  és  $a_{red}$  pedig az elektród potenciálját meghatározó oxidált és redukált forma aktivitása.

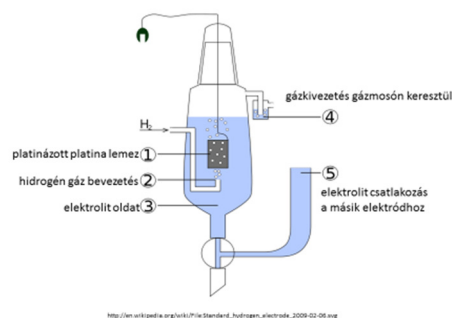
Az aktivitásokról áttérve koncentrációkra:

$$\epsilon_r = \epsilon_r^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{c_{ox}}{c_{red}}, \text{ ahol } \epsilon_r^0 \text{ elektródreakció formális standardpotenciálja (vagy röviden formálpotenciálja).}$$

Az elektrokémiai táblázatokban az egyes elektródreakciókra vonatkozó  $\epsilon_r^0$  értékek standardpotenciál, standard elektródpotenciál néven találhatók meg.

A Daniell-elem elektródjaira:

A hidrogénelektrod



[http://en.wikipedia.org/wiki/File:Standard\\_hydrogen\\_electrode\\_2009-02-06.png](http://en.wikipedia.org/wiki/File:Standard_hydrogen_electrode_2009-02-06.png)

$$\text{rézelektrod: } \varepsilon_{\text{r,Cu/Cu}^{2+}} = \varepsilon_{\text{r,Cu/Cu}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{Cu}^{2+}}, \text{ cinkelektrod: } \varepsilon_{\text{r,Zn/Zn}^{2+}} = \varepsilon_{\text{r,Zn/Zn}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{Zn}^{2+}}$$

Az aktivitásokról áttérve koncentrációkra:

$$\text{rézelektrod: } \varepsilon_{\text{r,Cu/Cu}^{2+}} = \varepsilon_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Cu}^{2+}}, \text{ cinkelektrod: } \varepsilon_{\text{r,Zn/Zn}^{2+}} = \varepsilon_{\text{r,Zn/Zn}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Zn}^{2+}}$$

Ha a diffúziós potenciált kiküszöböljük (ezt szokás kettős szaggatott vonallal jelölni a celladiagramban) a cella elektromotoros erejét a következőképpen írhatjuk fel:

$$E_{MF} = \varepsilon_e (\text{jobb oldali}) - \varepsilon_e (\text{bal oldali}) = \varepsilon_{\text{r,Cu/Cu}^{2+}} - \varepsilon_{\text{r,Zn/Zn}^{2+}} = \varepsilon_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Cu}^{2+}} - \varepsilon_{\text{Zn/Zn}^{2+}}^0 - \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Zn}^{2+}}$$

átrendezve:

$$E_{MF} = \varepsilon_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^0 - \varepsilon_{\text{Zn/Zn}^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Cu}^{2+}} - \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Zn}^{2+}} = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Cu}^{2+}} - \frac{RT}{2F} \ln c_{\text{Zn}^{2+}}$$

Időnként ezt az összefüggést is Nernst-egyenletnek szokták nevezni (nem helyes elnevezés).

A fenti egyenlet alapján elektromotoros erő mérésével ionkoncentrációk meghatározása nyílik lehetőség, illetve azonos anyagú, de a potenciálmeghatározó anyagfaját eltérő koncentrációban tartalmazó elektródokból álló galváncella is létrehozható. Ez utóbbiak a **koncentrációs elemek**.

az elektródok azonosak, de valamely komponens koncentrációja eltérő, például



ahol  $c_1 \neq c_2$

Feladat:

Mennyi az ezüstion koncentrációja, ha az ezüstelektrod potenciálja a telített kalomel elektródhoz képest 27 °C-on 484 mV?

$$(\varepsilon_{\text{telített kalomel}} = 240 \text{ mV}, \varepsilon_{\text{Ag/Ag}^+}^0 = 0,799 \text{ V})$$

Ha az ezüstelektrod potenciálja 484 mV a telített kalomel elektródhoz képest, akkor  $484 \text{ mV} + 240 \text{ mV} = 724 \text{ mV}$  a standard hidrogénelektrodhoz képest.

Írjuk fel a Nernst-egyenletet erre:

$$\varepsilon_{\text{r,Ag/Ag}^+} = \varepsilon_{\text{Ag/Ag}^+}^0 + \frac{RT}{F} \ln c_{\text{Ag}^+}$$

Behelyettesítve (ügyeljünk rá, hogy a potenciálokat VOLTban írjuk be):

$$0,724 \text{ V} = 0,799 \text{ V} + 8,314 \text{ J/molK} \cdot (27+273,15) \text{ K} / 96485 \text{ C} \cdot \ln c_{\text{Ag}^+}$$

$$\ln c_{\text{Ag}^+} = -2,8998$$

$$\text{Ebből } c_{\text{Ag}^+} = 0,055 \text{ mol/dm}^3$$

## A pH mérése műveleti definícióval

Az eddig tanult definíciót ( $\text{pH} = -\log_{10}([\text{H}^+] / (\text{mol/dm}^3))$ ) Sørensen (1909) vezette be (S. P. L. Sørensen. C. R. Trav. Lab. Carlsberg 8, 1 (1909)).

A tapasztalatok szerint csak a híg oldatok viselkedése követi az anyagmennyiség koncentrációkat, töményebb oldatok viselkedése ettől eltér. Ezért nem sokkal később bevezették az úgynevezett aktivitáson alapuló definíciót (S. P. L. Sørensen and K. L. Linderstrøm-Lang. C. R. Trav. Lab. Carlsberg 15, 6 (1924)):

$$\text{pH} = -\log_{10}(a_{\text{H}_3\text{O}^+}) = -\log_{10}(c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \gamma_{\text{H}_3\text{O}^+} / (\text{mol/dm}^3))$$

Az ebben a definícióban található egyedi aktivitás azonban nem mérhető. Mit lehet tenni? A megoldás: egyezzünk meg abban, hogy hogyan mérjük meg a pH-t és fogadjuk el értékét ennek.

A pH műveleti definíciója:

Vegyünk a vizsgálandó oldatot illetve egy ismert pH-jú (úgynevezett standard oldatot) tartalmazó hidrogénelektrodból és egy referencia elektrodból álló galváncellákat. Mérjük meg az elektromotoros erejüket úgy, hogy a diffúziós potenciált kiküszöböljük. A pH-t számoljuk a következő módon:

$$\text{pH}(\text{vizsgált}) = \text{pH}(\text{standard}) + \frac{F(E_{MF}(\text{standard}) - E_{MF}(\text{vizsgált}))}{\ln(10)RT},$$

ahol  $pH(\text{standard})$  a standard oldat  $pH$ -ja,  $F$  a Faraday állandó (96485 C/mol),  $E_{MF}(\text{standard})$  illetve  $E_{MF}(\text{vizsgált})$  a mért elektromotoros erők,  $R$  az egyetemes gázállandó és  $T$  a termodinamikai hőmérséklet.

### Az elektródok csoportosítása:

**elsőfajú elektródok:** Egy elem saját ionját tartalmazó elektrolitoldatba vagy olvadékba merül.

alcsoporthoz:

fém elektród, pl. rézelektrod  
gázelektrod, pl. hidrogénelektrod

**másodfajú elektródok:** Olyan rendszerek, amelyekben egy fém saját rosszul oldódó sójával (vagy oxidjával) érintkezik, és belemerül a rosszul oldódó só anionját (oxid esetén hidroxidot) tartalmazó oldatba.

pl. ezüst/ezüst-klorid elektród, kalomelektrod ( $Hg/Hg_2Cl_2$ )

Potenciáljukat az anion koncentrációja határozza meg, ami egy másik só oldásával könnyedén állandó értéken tartható. (például kálium-kloridot oldunk a kalomelektrodban lévő oldatban)

**harmadfajú elektródok:** egy fém egy saját és egy másik fém közös aniont tartalmazó rosszul oldódó sójával és a sók telített oldatával érintkezik

pl.  $Hg/Hg_2(COO)_2$ ,  $Ca(COO)_2$ ,  $Ca^{2+}$  (higany, higany(I)-oxalát, kalcium-oxalát)  
 $Zn/Zn(COO)_2$ ,  $Ca(COO)_2$ ,  $Ca^{2+}$  (cink, cink-oxalát, kalcium-oxalát)

**redoxielektrodok:** egy inert elektronvezető érintkezik egy anyag oxidált és redukált formáját egyaránt tartalmazó fázissal  
pl.  $Fe^{2+}/Fe^{3+}$  elektród

Ez esetben a redukálódó és oxidálódó forma azonos fázisban van (az előzőekkel ellentétben, ahol ezek különböző fázisban voltak). Inert elektronvezető például a platina.

### Elektrokémiai áramforrások

Ha egy elektrokémiai cellát galvánelektrodoként használunk, akkor az önként végbemenő kémiai folyamat energiaváltozása elektromos munkavégzéssé alakítható.

Milyenek a gyakorlatban áramtermelésre jól használható galvánelektrodok?

- biztonságosan működnek
- környezetet kevésbé terhelik
- stabil feszültséget szolgáltatnak
- nagy áramot tudnak leadni
- kapacitásuk (a tárolt energia mennyisége) nagy
- olcsók
- méretük, súlyuk kicsi

Az elektrokémiai áramforrások csoportosítása:

- primer elemek (avagy galvánelemek): működésük során anyaguk elhasználódik és nem regenerálható
- szekunder elemek (avagy akkumulátorok): működésük során anyaguk elhasználódik, de regenerálható
- tüzelőanyag-elemek: működésük során elhasználódó anyagokat kívülről juttatjuk be a cellába

Ceruzaelem, NiCd, Ni-MH akkumulátorok, ólomakkumulátor, üzemanyagcellás kiasutó...

Primer elemek:

1799-1800 Volta oszlop: réz-cink, majd ezüst-cink korongok felváltva, közöttük sós vízzel átitatott textil vagy papír  
1836 Daniell-elem (J.F. Daniell)  
1841 cink-szén elem (R.W. Bunsen)  
1867 Leclanché-elem (G. Leclanché)  
1958 lítiumelemek

Szekunder elemek:

1859 ólomakkumulátor (G. Planté)

1899 nikkell-kadmium akkumulátor (Junger)

1900 lúgos akkumulátor (T.A. Edison)

nikkell-fémhidrid akkumulátor

Tüzelőanyag-elemek:

1838 Grove: víz elektrolízise során keletkezett oxigén és hidrogén az áram kikapcsolása után reagál, ellentéző irányú áram kezd el folyni

- szilárd polimerelektrolit membránt tartalmazó elemek – protoncserélő membrán, csak a  $H^+$ -t engedi át, Gemini úrhajó, majd később Nafion (perfluorozott szulfonsav membrán), ilyen van a kisautóban

- alkálikus tüzelőanyag-elem – Apolló úrhajó, űrkompek

- foszforsav tüzelőanyag-elem – kisebb épületek, autóbuszok

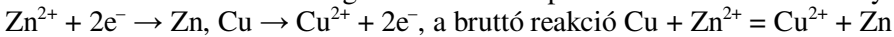
- karbonátos cellák – jelentős, folyamatos áram- és hőforrások

- szilárd oxidos tüzelőanyag-elem – ipari áramforrás

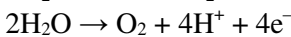
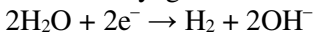
## Az elektrolízis

Elektrolízis során elektromos árammal kémiai változást idézünk elő.

Ha a Daniell-elemre elektromotoros erejénél nagyobb feszültséget kapcsolunk, ellentétes polaritással elektrolízis indul meg. Ekkor az elektródreakciók a galváncellában tapasztaltakkal ellentétes irányban játszódnak le:



Az üzemanyagcellás kisautó töltése során is elektrolizáltunk. Az elektródreakciók:



### Az elektrolízis számszerű jellemzése

A számításokban az elektródreakciókból kell kiindulni.

Az elektrolízis során keletkezett anyagok anyagmennyisége és az ehhez szükséges elektronok anyagmennyisége az egyenlet alapján egy egyszerű sztöchiometriai számítással meghatározható.

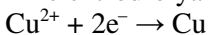
Az elektronok anyagmennyisége és töltése között  $F$  a Faraday állandó (96485 C/mol) terem kapcsolatot:  $n_{e^-} = Q / F$ , ahol  $Q$  a töltés.

Tudjuk, hogy az áramerősség  $I=Q/t$ , ahol  $Q$  a töltés,  $t$  az idő.

Ezeket az összefüggéseket kell használnunk a számítások során.

Példa: Elektrolizáljunk réz-szulfát oldatot 2 A áramerősséggel 1 óráig. Hány g réz vált le a katódon?

Az elektródfolyamat:



$$Q = I \cdot t = 2 \text{ A} \cdot 1 \text{ óra} = 2 \text{ C/s} \cdot 3600 \text{ s} = 7200 \text{ C}$$

$$n_{e^-} = Q / F = 7200 \text{ C} / (96485 \text{ C/mol}) = 0,0746 \text{ mol}$$

$$n_{Cu} = n_{e^-} / 2 = 0,0373 \text{ mol}$$

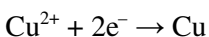
$$M_{Cu} = 63,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu} = 0,0373 \text{ mol} \cdot 63,5 \text{ g/mol} = 2,37 \text{ g}$$

Példa: Elektrolizáljunk réz-szulfát oldatot 2 A áramerősséggel 1 óráig. Hány g réz vált le az anódon?

0 g, mivel az összes réz a katódon válik le.

Példa: Mennyi idő alatt tudunk 5,0 g rezet leválasztani elektrolízissel réz-szulfát oldatból, ha 10 A áramerősséggel tudunk dolgozni?



$$m_{Cu} = 5,0 \text{ g}$$

$$n_{Cu} = m_{Cu} / M_{Cu} = 0,07874 \text{ mol}$$

$$n_{e^-} = 2 \cdot n_{Cu} = 0,15748 \text{ mol}$$

$$Q = n_{e^-} \cdot F = 0,15748 \text{ mol} \cdot 96485 \text{ C/mol} = 15194 \text{ C}$$

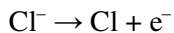
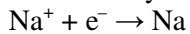
$$t = Q / I = 15194 \text{ C} / 10 \text{ A} = 1519,4 \text{ s} \approx 0,422 \text{ óra}$$

Mekkora feszültséget kell a cellára kapcsolni a tartós elektrolízis eléréséhez? Valamivel nagyobb, mint a cella elektromotoros ereje. Ez a bomlásfeszültség. A bomlásfeszültség rosszul definiált mennyiség!

A szükséges bomlásfeszültség függ attól is, hogy milyen anyagi minőségű elektronvezetőt használunk az elektrolízishez.

Elektrolizáljunk nátrium-klorid OLVADÉKot platina elektródfémek között!

lehetséges elektródfolyamatok:

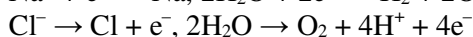
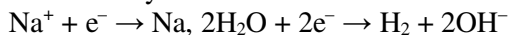


Nincs más, mivel OLVADÉKról van szó.

A nátrium-ionok a katód, a klorid-ionok az anód felé mozdulnak, majd megtörténik a töltésátlépés (redukció, illetve oxidáció), fémnátrium válik ki, a keletkezett klóratomok pedig klórmolekulákká egyesülnek.

Elektrolizáljunk nátrium-klorid OLDATOT indifferent elektródfémek között!

lehetséges elektródfolyamatok:



Nem egyértelmű mi történik!

Platina elektródfémek között elektrolizálva a katódon a víz redukálódik (és hidrogén fejlődik,  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ), az anódon a klorid-ionok redukálódnak ( $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl} + \text{e}^-$  és klór fejlődik).

Higanykatód és szén anód között elektrolizálva katódon a nátrium-ion redukálódik ( $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$  és nátrium-amalgám képződik), az anódon a kloridionok redukálódnak ( $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl} + \text{e}^-$  és klór fejlődik).

Miért van ez az eltérés? A különböző elektródfémeken az egyes folyamatok sebessége ugyanazon a potenciálon eltérő. A hidrogén fejlődés higanyon nagyon gátolt, ezért nagyon lassú, helyette a nátrium-ionok redukálódnak.