

Még egyszer az elektrokémiáról!

WAJAND JUDIT – RÓZSAHEGYI MÁRTA

E lap hasábjain is többször írtunk már az elektrokémia tanítását érdekesebbé, szemléletesebbé tevő kísérletekről (1,2). Egy szegedi munkacsoport cikkében (3) az általuk kidolgozott oktatócsomaggal ismerkedhettünk meg, amely a NAT előzetes tervezetét figyelembe véve készült.

Az elektrokémia tanításakor számos olyan probléma vetődik fel, amellyel a gimnáziumi kémiatankönyv (4) és a tanári kézikönyv (5) egyáltalán nem, vagy csak nagyon érintőleg foglalkozik. Az elektrokémiai folyamatok érdekessége és nagy gyakorlati jelentősége indokolja fokozott érdeklődésünket. Szeretnénk ötleteket adni a témakör alaposabb, szemléletesebb és érthetőbb feldolgozásához.

Vegyük sorba javaslatainkat!

Az elektrokémiai folyamatok tárgyalása értelemszerűen a redoxireakciók felelevenítésével kezdődik. Az érdeklődés felkeltését és a különböző elektrokémiai rendszerek és jelenségek közötti kapcsolat megértését segítené, ha megadnánk az elektrokémiai reakciók általános definícióját a témakör tanításának az elején.

Az elektrokémiai reakciók heterogén redoxireakciók, amelyekben az oxidáció és a redukció mindig a folyékony és a szilárd fázisú anyag érintkezési, más szóval *határfelületén* megy végbe, *térben* egymástól *elkülönítve*, miközben *elektromos energia szolgáltatása* vagy *felhasználása* történik. Az elektrokémia azokat a jelenségeket és reakciókat tárgyalja, amelyek az ionos rendszer és a fém, illetve fémes vezető határán lépnek fel. Tisztázzuk a témakör tanításának megkezdésekor, hogy *az elektrokémiai reakciók* – hasonlóságuk ellenére – *nem azonosak a kémiai redoxireakciókkal*. Az eltérések a következők:

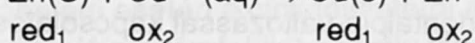
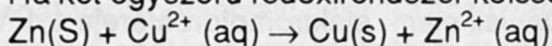
1. *A kémiai redoxireakciók* energiaváltozása hő vagy fényenergia-változás.

2. Az oxidáció és redukció a részecskék érintkezése miatt közvetlen elektronátmenettel történik.

Ha ugyanezt a kémiai redoxireakciót *elektrokémiai reakcióként* (elektromos energia termelő vagy fogyasztó folyamat) akarjuk lejátszatni, akkor úgy kell megváltoztatni a feltételeket, hogy az energiaváltozás nagy része elektromos energia legyen. Ennek feltétele, hogy az *elektronátmenet* (leadás-felvétel) az oxidálódó, illetve redukálódó részecske között *nem közvetlenül*, hanem fémes vezetőn keresztül egy adott irányban menjen végbe. Más szóval az oxidációs és redukációs folyamatot térben el kell különíteni. Az *elektromos áramnak a reakcióközegen is át kell haladnia* a folytonos elektronáram biztosítására.

Ha a kémiai változás elektrokémiai reakcióként megy végbe, az *energiaváltozás* nagysága ugyanakkora, mintha kémiai reakcióként játszódna le (6).

Ha két egyszerű redoxirendszer kölcsönhatásba lép egymással:

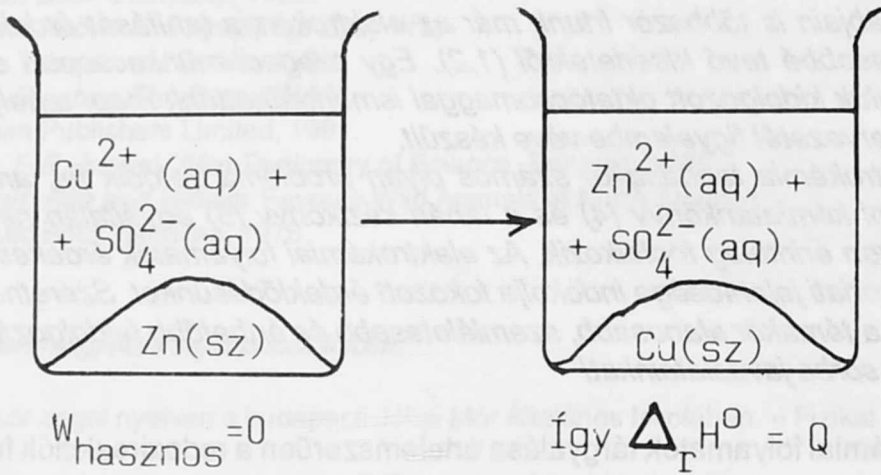


A redoxireakciók entalpiaváltozással járnak, a folyamatok rendszerint exotermek, a re-

akcióhő-számításoknál gyakran figyelembe kell venni, hogy a folyamatok heterogén fázisú reakciók. Így a reakcióhő a hidratált ionok képződési entalpiáiból (képződéshőből) számítható ki:

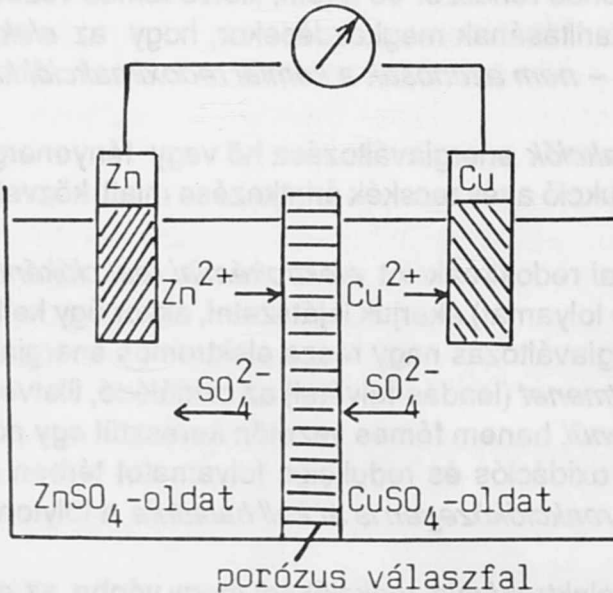
$$\Delta_r H^\circ = \Delta_r H_{\text{Zn}^{2+}(\text{aq})}^\circ - \Delta_r H_{\text{Cu}^{2+}(\text{aq})}^\circ - 212,5 \text{ kJ/mol}$$

Ez abban az esetben igaz, ha az elektronátadás a redukáló és az oxidáló anyagok közvetlen ütközése révén valósul meg. A *nyitott edényben* a reakció *hasznos munkája nulla*, így az entalpiaváltozás megegyezik a reakcióhővel, a belső energiaváltozás hővé alakul. (1. ábra)



1. ábra

Ha az elektronátadás térbelileg elkülönítetten megy végbe, pl. a galvánelemben, a reverzibilisen vezetett reakcióban a belső energia változása részben a hasznos munka termelésére fordítódik, így a redoxireakció során bekövetkező kémiai energia változásával *elektromos energia termelhető*. (2. ábra)



2. ábra

A standard elektródpotenciálok alapján a Daniell elem elektromotoros ereje: 1,1 V. A reakció maximális munkája $W_{\text{hasznos}} = \Delta G$ a szabadentalpia-változással kapcsolatos, amely az elektromotoros erőből számítható:

$$\Delta_r G = z F E_{MF}$$

ahol E_{MF} az elektromotoros erő,

Z az elektródreakció töltésszáma.

F a Faraday-állandó (96 500C/mol)

Standard körülmények között:

$$\Delta_r G^\circ = -2\,96\,500 \text{ C/mol } 1,1 \text{ V} = -212\,300 \text{ kJ/mol}$$

Tehát a redoxireakciók során bekövetkező energiaváltozások egyszerűen számíthatók az azonos cellareakciójú galvánelem elektromotoros erejéből.

Az aktiválási energia értéke azonban más lehet a kétféle reakcióban. Ennek az az oka, hogy amíg a kémiai reakciók aktiválási energiája – ha katalizátort nem alkalmazunk – a reakcióban részt vevő anyagok minőségétől függ, addig az elektrokémiai folyamatokban a részt vevő anyagok minőségén kívül az elektródok szilárd fázisú anyagainak minősége és potenciálja is befolyásolja az aktiválási energiát. Ezt nevezzük túlfeszültségnek, lásd pl. nátrium-klorid grafit elektródokkal és higanykatód alkalmazásával történő elektrolízise.

Elektrokémiai reakciók tehát csak *elektrokémiai rendszerekben* mehetnek végbe, amelyekben a fenti feltételek biztosítottak. Az elektrokémiai rendszer részeinek ismertetése és funkciójuk értelmezése után rátérhetünk a kémiai energiát elektromos energiává alakító elektrokémiai rendszerek, a *galvánelemek* tárgyalására. Tisztázzuk, hogy a galvánelem *elektromos áramtermelő képességének közvetlen oka a két elektród közötti potenciálkülönbség*. Ez a két elektród egyensúlyi potenciáljának különbségeként jön létre. Az elektrolittal érintkező fémből ugyanis pozitív töltésű fémionok jutnak az oldatba, illetve az oldatban lévő fémionok semleges atommá alakulhatnak a fémfelületen. Ahhoz, hogy egy fémion az elektrolitoldatból az elektródra kiválhasson, ki kell szakadnia a vizes oldatban őt körülvevő hidrátburokból. A hidrátburokból való kilépéshez szükséges energia a kiválás aktiválási energiája. A fordított folyamatban, az „oldódásban” az aktiválási energia ahhoz szükséges, hogy a fématom ionná válva le tudja győzni a szomszédos fématomok vonzóerejét. Mindkét folyamatban tehát az ionnak egy energiagáton kell átjutnia. Az elektródreakciók (oldódás-kiválás) sebességét az határozza meg, hogy időegység alatt hány ion jut át az energiagát egyik oldaláról a másikra. Ha az oldódás és a kiválás sebessége egyenlővé válik, az elektródreakció dinamikus egyensúlyba jut, és kialakul a fémes vezető és az elektrolitoldat közötti egyensúlyi potenciálkülönbség, azaz egyensúlyi potenciál (6).

A fém és az elektrolitoldat közötti kezdeti potenciálkülönbségnek az egyensúlyi elektródpotenciál-értéktől való eltérésének iránya szabja meg, hogy a két ellentétes *elektródreakció* közül melyik megy végbe nagyobb mértékben egészen az egyensúlyi *elektródpotenciál-érték* eléréséig. Például, a cink-cink-szulfát elektród esetén a $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ a kedvezményezett reakció, míg a réz-réz(II)-szulfát elektród esetén a $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ a kedvezményezett reakció, egészen az egyensúlyi elektródpotenciál beállásáig.

Az egyensúlyi elektródpotenciál értéke a fém és az elektrolit anyagi minőségétől és az elektrolitoldatban lévő, az elektródreakcióban részt vevő ionok koncentrációjától függ. Így természetes, hogy bármely két különböző elektród között potenciálkülönbség van, s a *kiegyenlítődési folyamat elektromos áramot eredményez*. Ha a potenciálkülönbség kiegyenlítődése nincs lehetőség, mert *a két elektród nincs fémes vezetőn keresztül összekötve*, illetve az *elektrolitok között az ionok mozgása*, és így a *töltés kiegyenlítődése nem megengedett*, akkor az elektródreakciók nem folytonosak, leállnak. Ha a két különböző elektródpotenciálú elektródot fémes vezetővel összekötjük, akkor az elektronok a negatívabb potenciálú helyről a pozitívabb potenciálú hely felé áramlanak. A cink-réz galvánelem esetén a cink felületéről áramlanak az elektronok a réz felületére, mivel a cink oxidációja a fémfelület negatív töltését eredményezi. Biztosítani kell a töltés kiegyenlítődést a két elektrolitoldat között is méghozzá oly módon, hogy közben a két különböző

elektrolitoldat keveredését, elegyedését megakadályozzuk. Az oldatok keveredése ugyanis az egyensúlyi elektródpotenciál-értékek állandó változását eredményezné. Az oldatok közötti töltéskiegyenlítődségre viszont szükség van, mivel az *oxidáció* (a pozitív cinkionok oldatbalépése) a cink-szulfát-oldatban a *pozitív töltés növekedését*, töltéskiegyenlítőtlenséget eredményez. Ez újabb pozitív ionok oldatbalépését a taszító hatás miatt meggátolja, így az oxidációs folyamat leáll. A másik elektródon ezzel ellentétes folyamat játszódik le, ott a réz(II)-ionok redukálódnak és kiválnak az oldatból, így az oldatban *negatív töltésfelesleg* alakul ki. Ez akadályozza a pozitív ionok oldatból való kiválását, redukcióját, a reakció itt is leáll, a galvánelem nem működik. Ha a két elektrolitoldat között az ionátmenetet lehetővé tesszük *diafragmán* (pl. porózus anyaghenger) vagy úgynevezett sóhídon (pl. telített kálium-nitrát-oldattal átitatott szűrőpapír-csík, vagy agar-agar gélben oldott kálium-nitráttal megtöltött üveg U-cső), akkor a töltéskiegyenlítődség a két elektrolitoldat között viszonylag kismértékű keveredéssel végbemehet, és az áramtermelő redoxireakció (mindkét elektródreakció) folyamatossá válik, a galvánelem áramot szolgáltat.

Mutassuk meg a galvánelem működésének feltételeit kísérlettel is. Két főzőpohárba öntsünk 1 mol/dm^3 koncentrációjú réz(II)-szulfát, illetve 1 mol/dm^3 koncentrációjú cink-szulfát-oldatot. Az első pohárba merítsünk rézlemezt, a másodikba cinklemezt. Kössük össze a lemezeket fémes vezetővel egy áram-feszültségmérő műszeren keresztül. A műszer érzékenységétől függően legfeljebb áramlökést tapasztalunk, folyamatos áramot nem tudunk megfigyelni, mivel az ionos vezetés nem biztosított. Egészítsük ki a rendszert azzal, hogy a két elektrolitoldatot sóhíddal kötjük össze, akkor a két elektród között a potenciálkülönbség és a termelt elektromos áram erőssége folyamatosan mérhető. A galvánelemek tulajdonságainak bemutatására több más kísérletet leírtunk, illetve bemutatunk a „Látványos kémiai kísérletek II.” c. videokazettán.

A két elektród közötti maximális potenciálkülönbség a galváncella *elektromotoros ereje*, amely a potenciálkülönbséget megszüntetni akaró elektródreakciók következtében állandóan csökken.

A fémek korróziója is sok esetben elektrokémiai reakciók eredménye. Például, ha két különböző fém érintkezik egymással és felületüket nedvesség, elektrolitréteg vonja be, a galvánelem működési feltételei biztosítottak, így az elektrodreakciók folyamatossá válnak. A könnyebben iont képező (negatívabb standardpotenciálú) fém oxidálódik. Az általa leadott elektronokat a másik fém felületéről az elektrolitoldat valamelyik könnyen redukálódó pozitív ionja veszi fel. Így a korrózió folyamatossá és gyorsá válik.

A *katódos fémvédelem* is a fémek elektrokémiai viselkedésén alapszik, hiszen a negatívabb standardpotenciálú fémmel összekötött védendő fémtárgy mindaddig nem szenved károsodást, amíg a másik fém teljes mennyiségében nem oxidálódik.

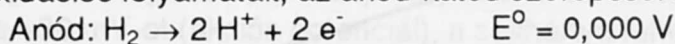
A galvánelem, mint elektromos áramot szolgáltató elektrokémiai rendszer tárgyalása után vizsgáljuk meg az *elektromos energiát kémiai energiává átalakító elektrokémiai rendszereket*, illetve az elektromos energiát igénylő elektródreakciókat. Ha világos az egyensúlyi elektródpotenciál fogalma, kialakulása, akkor könnyű dolgunk van. Ha az egyensúlyi elektród-potenciálnál nagyobb, azaz a cink-réz galvánelem esetében *a cinknek negatívabb, a réznek pozitívabb potenciált biztosítunk*, más szóval az elektromotoros erőnél nagyobb feszültséget kapcsolunk a rendszerre (pl. a cinklemezt 4,5 V-os egyenáramú áramforrás negatív, a rézlemezt a pozitív sarkához kapcsoljuk), akkor olyan elektródreakciók játszódnak le, amelyek az egyensúlyi elektródpotenciálok visszállítását eredményezik. A cinkionok tehát redukálódnak, így az elektródpotenciál negatív értékét csökkentik, a rézlemezről pedig rézionok lépnek az oldatba, oxidálódnak, így az elektródpotenciál pozitív értékét csökkentik, és közelítenek az egyensúlyi elektródpotenciálok felé. Így értelmezhető az elektromos energia kémiai energiává való átalakítása, az elektrolízis, illetve a bomlásfeszültség. Könnyebbé válik az anód és katód szerepének tisztá-

zása a galvánelemekben és elektrolíziskor, mivel az elnevezést az elektródreakciók minőségéhez (oxidáció vagy redukció) és nem az elektródok töltéséhez kötjük.

A galvánelem elektromotoros erejének és a bontásfeszültségnek az összefüggése egy másik kísérlettel is szemléltethető, amely még azzal az előnnyel is jár, hogy a tanulók látják a valóságban a *gázelektrodokat*. A kísérletben sósavoldat elektrolízisével hidrogén-klór galvánelemet állítunk össze, és egyszerű mérőeszközzel mérjük a galvánelem elektromotoros erejét, a bontásfeszültséget, s ezek összehasonlításával a túlfeszültségről is nyerhetünk információt. A galvánelemben és az elektrolizáló cellában létrejövő anód-katód szerepcseréje is szemléletesé válik.

U-csőbe 1 mol/dm^3 koncentrációjú sósavoldatot öntünk és a cső két szárába érdesített felületű grafitrudat helyezünk (az érdesített felületű grafitrudak készítését a (2)-ben leírtuk). A cellát állandó hőmérséklet biztosítása céljából célszerű hideg vízzel telt főzőpohárba vagy üvegcádba állítani. A grafitrudakat kb. 10 V-os egyenfeszültséget biztosító áramforráson át vezetővel összekötjük. Az áramforrás bekapcsolása után a berendezést mintegy 15-20 percen keresztül üzemeltetjük. Az anód- és katódfolyamat következtében az egyik grafitrúd felületén hidrogén, a másikon klórgáz kötődik meg. Az elektródokon fejlődő gázok könnyen kimutathatók. A katód fölé fejjel lefelé helyezett kémcsőben felfogunk egy kevés hidrogént, majd azt a cellától kissé távolabb meggyújtjuk. A jól ismert pukkanás a hidrogén jelenlétét igazolja. Az anódon fejlődő klórgáz színtelenítő hatásával igazolható a legegyszerűbben. *Az elektrolízis befejeztével a gázok egy része a grafitrudakon adszorbeált állapotban van jelen.* (Azért van szükség az érdesített felületű grafitrudakra, mert ezek nagyobb mennyiségű gáz megkötésére képesek. Síma grafitrúddal a kísérlet gyengén sikerül.)

Kikapcsolás után az áramforrást kiiktatjuk a rendszerből, helyére kis teljesítményű fogyasztót (zseblámpaizzó) vagy áram-feszültségmérőt helyezünk. A kör zárásával az *izzó és a mérőműszer is áramot jelez*. Ha a hidrogén-klór galvánelem két pólusára nagy belső ellenállású feszültségmérőt kapcsolunk, mérhetjük a galvánelem *kapocsfeszültségét*, amelynek értéke annál jobban megközelíti a cella elektromotoros erejét, minél nagyobb a műszer ellenállása. Kísérleteink során $1,78\text{--}1,81 \text{ V}$ kapocsfeszültséget sikerült mérnünk. A standard elektródokra vonatkozó elektromotoros erő irodalmi értékétől ($E_{\text{MF}}^{\circ} = 1,83 \text{ V}$) a mért érték nemcsak a műszeren áthaladó áram miatt, hanem az elektródokon tárolt gáz parciális nyomásának és a sósavoldat koncentrációjának a standard értéktől való eltérése miatt is kissé különbözik. Felírva a galvánelem redukciós, illetve oxidációs folyamatait, az anód-katód szerepcseréje jól érzékeltethető.



A szénrudakhoz ezután ismét változtatható egyenfeszültségű áramforrást kötünk, és az áramkörbe árammérőt iktatunk. Az áramforrás feszültségét 0 értéktől fokozatosan növelve, a következőket figyelhetjük meg:

– 0 V – 1,5 V: csökkenő áramintenzitás, a galvánelem érvényesül az áramforrással szemben;

– 1,5 V – 2,3 V: sem a mérőműszer nem mutat áramot, sem az elektródokon nem tapasztalható gázfejlődés;

– 2,3 V felett: megindul a gázfejlődés, a rendszeren áram halad át (elektrolízis játszódik le), ezt az értéket tekinthetjük tehát a rendszer *bontási feszültségének*.

A korábban mért érték (a hidrogén-klór galvánelem maximális kapocsfeszültsége) és a bontási feszültség különbsége jól demonstrálja a *túlfeszültség jelenségét*.

$$E_{\text{túlfesz}} = E_{\text{MF}} - E_{\text{bont}} \approx E_{\text{kapocs}} - E_{\text{bont}} \approx 0,5 \text{ V}$$

Az ionok leválási feszültségének értéke tehát a szilárd fázis felületétől, anyagi minőségétől is függ.

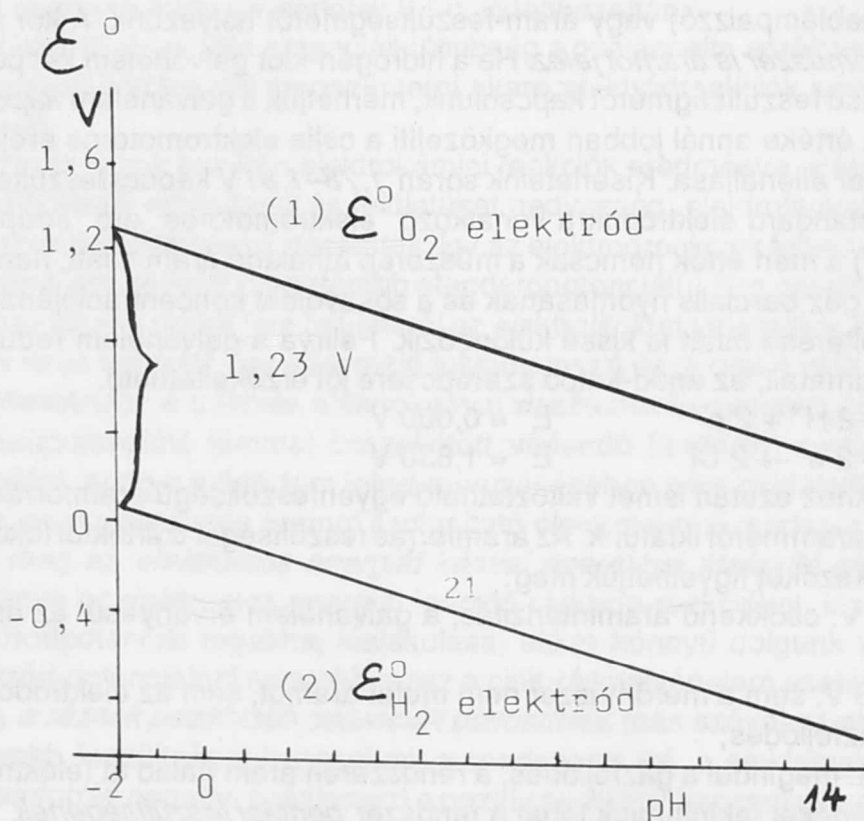
Ezzel magyarázható az a tény is, hogy a nátrium-klorid-oldat elektrolíziskor grafitka-

tódot alkalmazva hidrogénkiválást tapasztalunk, míg higanykatód esetén a nátriumionok redukciója megy végbe. Higanyfelületen a hidrogén-leválási reakció aktiválási energiája igen nagy, ezért az elektród negatív töltését erősen növelni kell ahhoz, hogy az ion eljuthasson a fém felületére és felvehesse az elektront.

Az *elektrodfolyamatok* közül mindig az valósul meg, amelyiknek a legkisebb a leválási potenciálja. A leválási potenciál értéke az elektródreakcióban résztvevő komponensek minőségétől és koncentrációjától és a szilárd fázis (anód, katód) anyagától (túlfeszültség) függ.

Ennek bizonyítására bemutathatjuk a következő kísérletet (8): Réz(II)-nitrát- és ezüstnitrát-oldatot összeöntünk és elektrolizáljuk. Az $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ elektród folyamat standardpotenciálja (+0,80), pozitívabb, mint a $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ elektród folyamaté (+0,34 V), ami közel azonos túlfeszültségértékek esetén azt jelenti, hogy az ezüstion könnyebben redukálódik, mint a rézion. Így viszonylag kis negatív katódpotenciál elegendő az ezüstionok redukciójához. A rézionok redukciója tehát gyakorlatilag csak akkor kezdődik meg, ha az oldatban az ezüstion-koncentráció nagymértékű csökkenése a katódpotenciál értékét jelentősen eltolja negatívabb irányba.

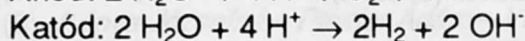
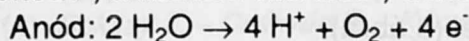
Ha már értik a tanulók a bomlásfeszültség, a leválási potenciál, a túlfeszültség fogalmát, rátérhetünk annak a problematikus kérdésnek a tisztázására, hogy *indifferens elektrolitok* (olyan elektrolitok, amelyekben jelenlévő ionok elektródreakciói az adott elektródokon nagy energiát igényelnek) *elektrolízisekor, minden esetben a vízmolekulák redukciója, illetve oxidációja megy végbe (vízbontás)*. Az indifferent ionok elektronátvivőként szolgálnak. Ennek magyarázatára felrajzoljuk a víz egyensúlyi diagrammját (3. ábra) (9).



3. ábra

Az egyik egyenes (1) az oxigénelektrod egyensúlyi standardpotenciál-értékeit foglalja magában a pH függvényében, a másik (2) a hidrogénelektrodét. A két egyenes közötti területen (potenciálértékeknél) a víz stabilis. Tehát a vízbontás megindulásához a két egyenes közötti távolságnak megfelelő potenciálérték-különbségnél nagyobb feszült-

ségkülönbséget kell juttatnunk az elektródok közé, hogy a hidrogén, illetve az oxigénkiválás meginduljon. A túlfeszültség miatt ez az érték az elektródok anyagától függően nagymértékben változhat. Ezért fordulhat elő az, hogy azonos feszültségérték mellett a nátrium-klorid grafitkatódos elektrolízisének hidrogénkiválást tapasztalunk, míg higanykatód esetén nátrium válik le. Grafitelektródok között indifferens elektrolitokban, így pl. a kénsav-, a nátrium-hidroxid-, a nátrium-szulfát stb. oldatokban az elektródreakciók:



Az összetett ionok (pl. SO_4^{2-}) elektródreakciói nagy energiát igényelnek, így megfelelő feszültségkülönbség-intervallumban indifferensek.

Elektrolitoldatok elektródfolyamatainak előrejelzésére praktikusán használható a következő összeállítás:

Víz elektrolízise. Katód: H_2 -fejlődés

Anód: O_2 -fejlődés

Savak elektrolízise. Katód: H_2 -fejlődés

Anód: többnyire O_2 -fejlődés (ha az anion összetett!)

Lúgoldat elektrolízise. Katód: H_2 -fejlődés vagy fémkiválás

Anód: O_2 -fejlődés

Sóoldat vagy sóolvadék elektrolízise: Katód: H_2 -fejlődés vagy fémkiválás

Anód: O_2 -fejlődés vagy halogénkiválás

Az elektrolízis mennyiségi törvényeinek tanításával részletesen nem foglalkozunk, csak annyit jegyzünk meg, hogy a két törvény tulajdonképpen egy, és az elektrolízis körülményei (idő, áramerősség) és a kivált anyagmennyiség között állapít meg kapcsolatot.

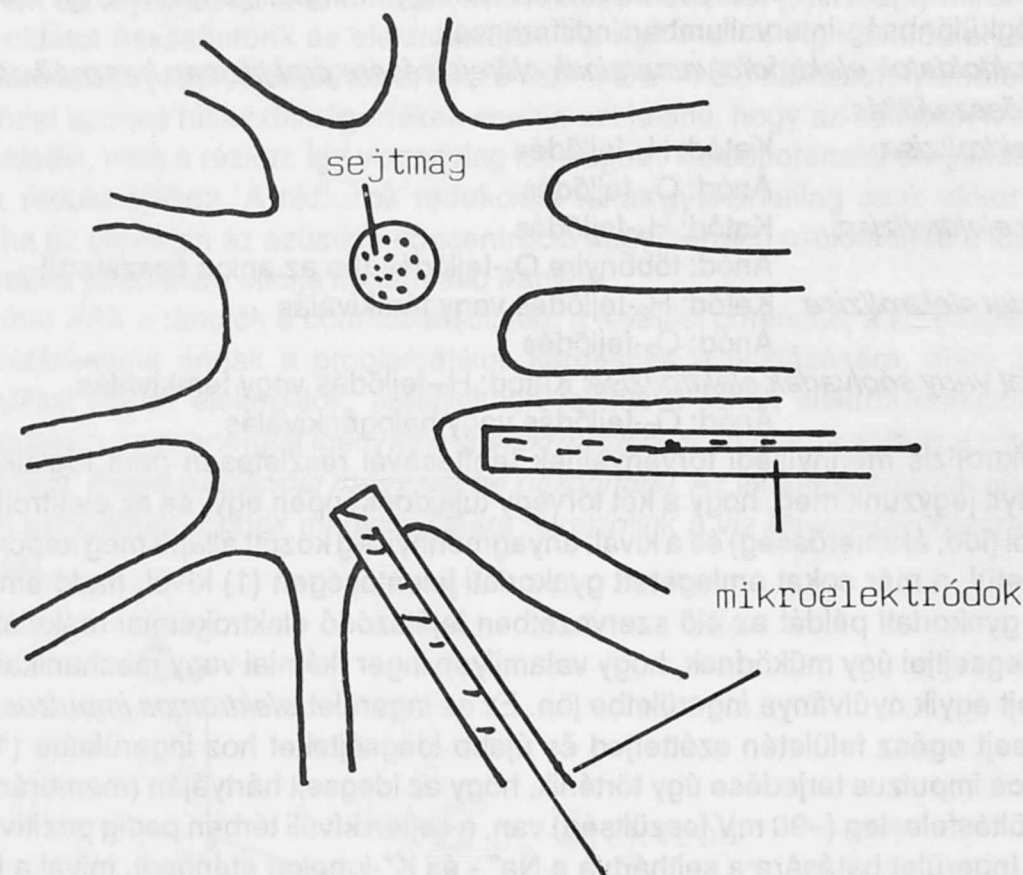
Végezetül, a már sokat emlegetett gyakorlati jelentőségen (1) kívül, hadd említsünk meg két gyakorlati példát az élő szervezetben lejátszódó elektrokémiai reakciókra: az ember idegsejtjei úgy működnek, hogy valamilyen inger (kémiai vagy mechanikai) hatására a sejt egyik nyúlványa ingerületbe jön. Ez az ingerület *elektromos impulzus* formájában a sejt egész felületén szétterjed és újabb idegsejteket hoz ingerületbe (10). Az elektromos impulzus terjedése úgy történik, hogy az idegsejt hátyáján (membrán) belül negatív töltésfelesleg (-90 mV feszültség) van, a sejten kívüli térben pedig pozitív töltésfelesleg. Ingerület hatására a sejthártya a Na^+ - és K^+ -ionokat átengedi, mivel a hátyát alkotó fehérjemolekulák szerkezete megváltozik. Ekkor az elektromos tér sok Na^+ -ionot hajt be a sejtbe, míg ezzel együtt néhány K^+ -ion kijut a sejtől. Eközben a feszültség előjele is megfordul, és a sejthártya belső oldalán, ezen a helyen pozitív lesz. Amikor eléri a $+30 \text{ mV}$ -ot (akciós potenciál), a sejthártya fehérjéi visszazárulnak (4. ábra).



4. ábra

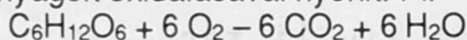
Ez a változás a sejthártya szomszédos fehérjemolekuláit is nyitásra készíti, és az impulzus lavinaszerűen terjed.

Az ingerület megszűntével a sejt visszaállítja az eredeti viszonyokat, a nyugalmi potenciált. Az ehhez szükséges energiát a sejt anyagcseréje során keletkező nagy energiátartalmú molekulák szolgáltatják. Az elektrokémiának az egyes idegsejtek működésének vizsgálatában is óriási szerepe van. Mérhető a sejthártya két oldala közötti feszültség vagy feszültségváltozás galváncella kialakításával (5. ábra).



5. ábra

Az élő szervezet egy üzemanyagcellához is hasonlítható (11), amelybe folyamatosan belép a tápanyag és az oxigén, az elektronok a tápanyagból az oxigénbe áramlanak. Ennek az elektronáramlásnak megfelelő áramerősséget számolni is lehet. Az élő szervezetek az energiát a tápanyagok oxidálásával nyerik. Pl.



Ez az egyszerűnek tűnő folyamat, az elektronátmenet a glükózból az oxigénbe, legalább 25 lépésben (elemi reakcióban) történik. Így az elektronok átszállítása az oxigénre egy sor *elektronszállító* komponensen keresztül megy végbe. Ezek a molekulák klaszterekben (csomókban) helyezkednek el a zsír membránjában. Ha figyelembe vesszük a glükóz égéshőjét (-2794 kJ/mol), továbbá, hogy napi kalóriaszükségletünk kb. $100\,000 \text{ kJ}$, akkor a napi tápanyag elégetéséhez szükséges oxigénmennyiség $21,5 \text{ mol O}_2/\text{nap}$. Egy oxigénmolekula redukciójához 4 elektron szükséges, így a napi elektronáramlás $86 \text{ mol e}^-/\text{nap}$ vagy $9,96 \cdot 10^{-4} \text{ mol e}^-/\text{s}$. Az ennek megfelelő áramerősség:

$$\left[0,00096 \frac{\text{mol e}^-}{\text{s}} \right] \left[\frac{9600 \text{ A} \cdot \text{s}}{1 \text{ mol e}^-} \right] = 96 \text{ A},$$

amely meglepően nagy érték ahhoz képest, hogy élő szervezetről van szó.

JEGYZET

- (1) *Wajand Judit*: Elektrokémiai kísérletek. = Iskolakultúra 1992/9. szám
- (2) *Jung Lilla – Wajand Judit*: Az atomos és molekuláris hidrogén redukálóképességének összehasonlítása. = Iskolakultúra, 1992/20. szám
- (3) *Dávid I. – Farkas J. – Siposné Gyarmati T.*: Elektrokémiai szemléltetés. = Iskolakultúra, 1992/9. szám
- (4) *Boksay Z. – Csákvári B. – Kónya Józsefné*: Kémia III. oszt. Tankönyvkiadó, Budapest, 1986.
- (5) *Kónya Józsefné – Pfeiffer Ádám – Varga Ernő*: Kémia I.–III. oszt. Tanári Kézikönyv Gimnázium. Tankönyvkiadó, Budapest, 1987.
- (6) *Czeplédi Ilona*: Intenzív tanártovábbképzési Záródolgozat, Budapest, 1989.
- (7) *Boksay Z.*: Általános Kémia I. ELTE Soksorozósítóüzem, 1985.
- (8) *Rózsahegyí – Wajand*: 575 kísérlet a kémia tanításához. Tankönyvkiadó, Budapest, 1991.
- (9) *Kiss László*: Elektrokémia. Tankönyvkiadó, Budapest, 1985.
- (10) *Keszei E. – Nagyné Endrődy Gizella*: Elektrokémia. Kémia a gyakorlatban, 3. szám
- (11) *Chripich T.P.*: Elektrokémia az élő szervezetben. J. Chem. Ed. 52 (1975) 99. p.

A cikk a „Magyar Felsőoktatásért és Kutatásért Alapítvány” támogatásával készült.