

Elektrokémián alapuló számolási (vegyes) feladatok (emelt szint)

Elméleti bevezető

Az **elektrokémia** az **elektromos áram és a kémiai reakciók kapcsolatával foglalkozik**. **Elektromos áramnak** nevezzük **töltéssel rendelkező részecskék egyenletes áramlását**. Nem csak az elektronok áramlását kell feltételeznünk a meghatározás alapján, hanem minden olyan részecskéét, amelynek töltése van, pl. ionok. *A részecskék áramlásának iránya szerint megkülönböztetünk váltakozó (AC) és egyenáramot (DC). Az első esetben a részecskék mozgásának az iránya váltakozó, míg a másodikonál állandó.* A definíció értelmében tehát **az áram** kialakulásához **elengedhetetlen a töltéssel rendelkező részecskék jelenléte**. Általánosságban három csoportba szokás osztani az **anyagokat áramvezetés szempontjából**:

- **vezető**
- **szigetelő**
- **félvezető.**

A **vezetők** szobahőmérsékleten viszonylag **kis ellenállással képesek az elektromos áramot vezetni**, vagyis található bennük olyan töltéssel rendelkező részecske, amely mozogni is képes. **Ilyen anyagok a fémek, ionkristályos vegyületek, grafit stb.** A **fémek delokalizált elektronjaiknak köszönhetően vezetik** az áramot, méghozzá némelyik elég jól (legjobban az ezüst, de a réz is meglehetősen jól). Az **ionkristályos vegyületek** is vezetik az elektromos áramot, de **csak olvadék vagy oldott formájukban, szilárd állapotban nem**. Ez azért van, mert szilárd állapotban a rácsban lévő ionok helyhez kötöttek, és a nagy rácsenergia miatt nem tudnak szabadulni. Megolvasztva vagy feloldva azonban lehetőség nyílik számukra az egyen- vagy váltakozó irányú áramlásra, hiszen szabadon tudnak mozogni. *Modern technológiáknak köszönhetően a tudósok már olyan anyagokat is képesek előállítani, amelyek ellenállása közelít a nullához, vagyis kiemelkedően jól vezetik az áramot, ezek a szupravezetők.*

A **szigetelők** olyan anyagok, amelyek **nem**, vagy csak nagyon kis mértékben (elhanyagolhatóan) **vezetik az elektromos áramot**, mert nem tartalmaznak töltéssel

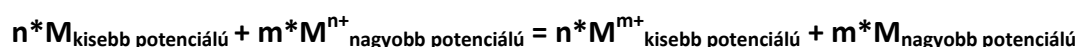
rendelkező részecskét, vagy ha igen, akkor azt olyan állapotban, hogy nem képes mozogni (pl. szilárd ionkristályos anyagok). **Ezek ellenállása nagy.** Ilyenek például a **műanyagok, gumi, üveg** stb. Érdekes tudni, hogy a desztillált víz igen rossz elektromos vezető (mondhatni szigetelő), de ha elkezdjük sózni, vezetése javul, sőt bizonyos sómennyiség után már elég jó vezetőnek bizonyul.

A félvezetők olyan anyagok, amelyek ellenállása a vezetők és a szigetelők közé esik. Szobahőmérsékleten általában inkább a szigetelők közé sorolhatók. Van azonban egy különleges tulajdonságuk: a hőmérséklet emelésével vezetőképességük exponenciálisan nő, vagyis ellenállásuk csökken. Ez a fémekével ellentétes viselkedés. Elemek közül ilyen a szilícium, germánium, vegyületek közül pedig a szilícium-karbid (SiC) vagy a gallium-arzenid (GaAs).

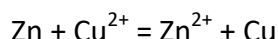
Az elektrokémia tudományának két fő vizsgálódási területe a **galvánelemek** és az **elektrolízis** témaköre.

Galvánelemek

A **galvánelemek** kémiai reakció lévén elektromos áramot termelnek. Amikor egy **redoxireakció** lejátszódik, akkor elektronátmenet történik. Mivel az elektron töltéssel rendelkező részecske, ezért az ilyen reakciók **áramtermelésre alkalmasak**. Ha egy **kisebb standard elektródpotenciálú** (lásd a definíciót később) fémet egy **nagyobb standard elektródpotenciálú fém ionjait tartalmazó oldatába merítjük, akkor reakció fedezhető fel**. Konkrét példával élve, ha egy cinklemez réz(II)-szulfát-oldatba merítünk, akkor a cink felületén rézkiválást tapasztalunk. A cink kisebb standard elektródpotenciálú, mint a réz, ezért elektronokat képes átadni a rézionoknak. Ez nem véletlen, **általánosságban igaz a fémek halmazára, hogy a kisebb standard elektródpotenciálú fém képes redukálni (vagyis elektront átadni, elektronfelvételre készíteni) a nagyobb standard elektródpotenciálú fém ionját**. A reakció általánosan felírva:



A cink és réz esetére felírva:



Vagyis a fém cink tömege csökken, mert ion képződik belőle és oldatba megy, azonban a fém réz tömege nő, hiszen kiválik a szilárd fázisba. Miért jó ez nekünk?

A galvánelemek működése ilyen kémiai reakciókon alapul, azonban az ő esetükben az áramtermelés célja érdekében meg kell oldani az elektronvándorlást. Amikor csak egy térben végezzük a reakciót (mondjuk egy főzőpohárban, mint a fenti esetben), akkor a cink és réz közötti elektronátmenetet nem tudjuk felhasználni áramtermelésre. **Ha azonban a redoxireakciót térben szétválasztjuk elemeire, akkor galvánelemet tudunk létrehozni.** A cink és réz eseténél maradvánnyal **a szétválasztás** a következő módon történik: egy főzőpohárba cinkionokat tartalmazó oldatba (**ZnSO₄ oldat**) **fém cinket helyezünk**, egy másik főzőpohárba pedig réz(II)-ionokat tartalmazó oldatba (**CuSO₄ oldat**) **fém rezet helyezünk**. Ilyenkor természetesen semmi nem történik, mert a réz és cink térben el van választva (nem képesek az elektronok átjutni a rézhez). Ha azonban **a két rendszert egy fémes vezetővel és egy sóhíddal vagy diafragmával összekötjük**, akkor reakciót tapasztalunk. Ha a fémes vezetőbe egy feszültségmérőt iktatunk, akkor meg tudjuk állapítani, hogy mekkora feszültségkülönbség van a két félcella között. **A réz- és cinkelektrodokból készült elemet hívják Daniell-elemnek.**

A galvánelemek megértéséhez szükséges alapfogalmak

Elektród:

Oldattal érintkező fémes vezető (anyaga elsősorban fém és grafit). Galvánelemeknél vagy elektrolizáló cellában, egyszerűbb esetekben mindig két elektród található: anód és katód. Az anódon mindig oxidáció, vagyis elektronleadás, a katódon pedig redukció, vagyis elektronfelvétel történik.

Félcella:

Galvánelem esetén az egyik elektrolitot és a belemerülő elektródot nevezik félcellának. Ha két félcellát összekötünk a megfelelő módon (fémes vezetővel és diafragmával), akkor galvánelem hozható létre.

Sóhíd:

A galvánelem azon része, amely a két félcellát összeköti, és biztosítja a köztük lévő áramvezetést. A sóhíd szabadon mozgó ionokat tartalmaz.

Diafragma:

Szerepe a sóhídéhoz hasonló, azonban ez már egy modernebb megoldás. Ez egy olyan féligáteresztő hártya, amely biztosítja, hogy a galvánelem két félcellájának az oldatai (elektrolitjai) érintkezzenek egymással, azonban a keveredésüket megakadályozza.

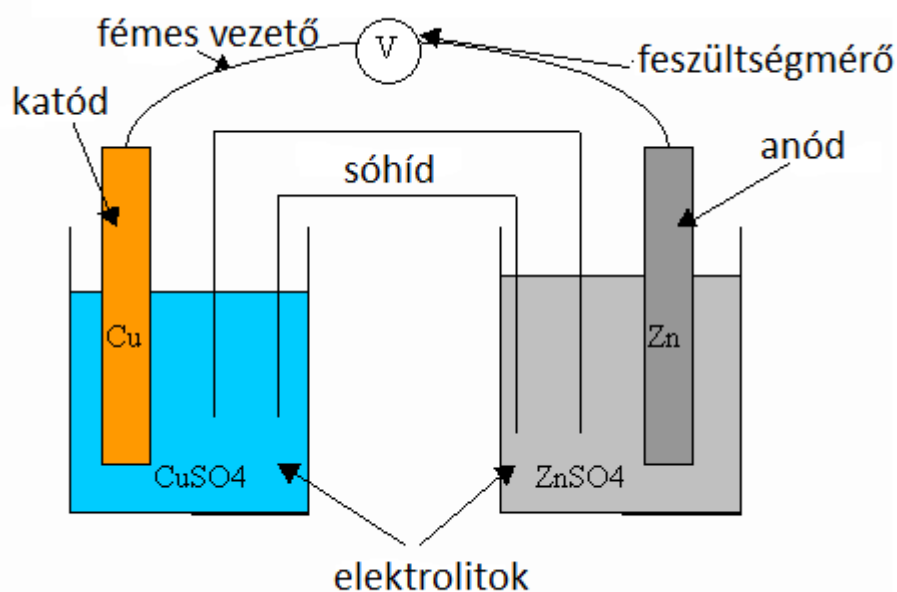
Fémes vezető:

Egy fémzárlat, amely összeköti az elektródokat, ezáltal biztosítja a köztük lévő elektronátmenetet.

Elektrolit:

Szabadon mozgó, töltéssel rendelkező részecskéket (ionokat, elektronokat) tartalmazó oldat vagy olvadék, amely biztosítja az áramvezetést.

A Daniell-elem



Daniell-elem
esetében a két
elektród cink- és
rézlemez. Az
anód szerepét a
cinkelektrod
játssza. Ez az
elektród saját
ionjait
tartalmazó
oldatba merül,

cinkszulfát oldatba. Ez a galvánelem **negatív pólusa, és itt oxidáció** történik. **A rézlemez szintén saját ionjait tartalmazó oldatába merül, réz(II)-szulfát-oldatba, ő a katód, és egyben a galvánelem pozitív pólusa. A rézelektrodon redukció történik.**

Az **elem működése** a következő módon történik: **a cinklemez atomjai elektront adnak le** (oxidálódnak), és a belőlük keletkező ionok a cinkszulfát-oldatba mennek, hátrahagyva elektronjaikat a lemezen. **Az elektronok a fémes vezető felé kezdenek el vándorolni, és – áthaladva azon, illetve a feszültségmérőn – átmennek a rézlemezre.** A rézlemezen végigjutva elérnek a rézszulfát-oldathoz, ahol **a benne lévő réz(II)-ionok felveszik az elektronokat (redukálódnak), és kiválnak a rézlemez felületén.** A cink oxidációja és a réz(II)-ionok redukciója a szilárd elektródok és az elektrolit oldatok határfelületén történik, vagyis ezek **heterogén fázisú reakciók.** *(A reakció, jelen esetben az oxidáció és a redukció nem egyetlen fázisban megy végbe, hanem két fázis határfelületén. Ha egyetlen, például oldatfázisban menne végbe, akkor homogén fázisú lenne a reakció).* **A két elektród között fellépő maximális potenciálkülönbséget a galvánelem elektromotoros erejének nevezzük.** Jele: E_{MF} , **mértékegysége: V (Volt).** Kiszámítása standard állapotban a következő módon történik:

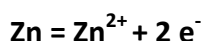
$$E_{MF} = \epsilon_{\text{katód}}^0 - \epsilon_{\text{anód}}^0$$

Vagyis a nagyobb (katód) standard elektródpotenciálú elektród standard elektródpotenciáljából kivonjuk a kisebbét (anód). A Daniell-elem esetén ez a következő módon zajlik:

$$E_{MF} = \epsilon_{\text{réz}}^0 - \epsilon_{\text{cink}}^0 = 0,35 - (-0,76) = 1,11 \text{ V}$$

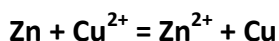
Galvánelemek esetén fontos pontosan ismerni és leírni az elektródokon végbemenő folyamatokat, amely szemlélteti az elem működését:

- Az **anódon** (oxidáció): $\text{Zn} - 2 e^- = \text{Zn}^{2+}$, mivel negatív előjelet nem szokás használni kémiai reakciók felírásakor, ezért az egyenletet át kell rendezni a következő módon:

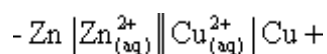


- A **katód**on (redukció): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Az egész folyamatot leíró egyesített, úgynevezett **bruttó reakcióegyenlet**:



Az **elektrokémiai cellák** (galvánelemek és elektrolizáló cellák) **szemléltető leírására a celladiagramm szolgál**. A celladiagrammot **balról jobbra kell olvasni és követi az áram folyásának az irányát**. A Daniell-elem esetén a celladiagramm a következő módon írható fel:



A **függőleges egyenes vonal a határfelületeket** (pl. az elektród és az oldat között, amelybe merül, cink/cinkszulfát és réz/rézsulfát), a **dupla vonal pedig az elektrolitoldatok között lévő diafragmát vagy sóhidat jelöli**. Olvasása a következő módon zajlik: A negatív pólusú cinklemez atomjai elektront adnak le, és cinkionná oxidálódnak. A fémes vezetőkön keresztül az elektronok a másik félcellába jutva a rézionok felveszik őket, és fém rézzé redukálódnak.

Galvánelemet a Daniell-elemhez hasonlóan **más fémekkel is létre lehet hozni**. Általánosságban igaz, hogy mindig a **nagyobb standard elektródpotenciálú fém lesz a katód**, a **kisebb pedig az anód, vagyis a nagyobb standard elektródpotenciálú fém ionja fog felvenni elektront a kisebb standard elektródpotenciálú fémtől**. A félcellák között mérhető elektromotoros erő jellemző lesz a két fém egymáshoz viszonyított redukáló tulajdonságára.

A galvánelemről a YouTube csatornámon találsz egy videót, érdemes megnézni. A YouTube csatornám neve: LenartChem.

A videó linkje:

<https://www.youtube.com/watch?v=133NTAaR7nk&t=3s>

Standard elektródpotenciál

A standard elektródpotenciál értékek megmutatják nekünk két redoxirendszer egymáshoz viszonyított redukáló képességét. Jelölésére a görög abc epszilonját (ϵ^0) szokás használni, de sok helyen csak E betűvel jelölik: ϵ^0 , mértékegysége V (volt). Fontos feltüntetni a redoxirendszer oxidált és redukált alakját is. A teljes jelölés a következőképpen történik:

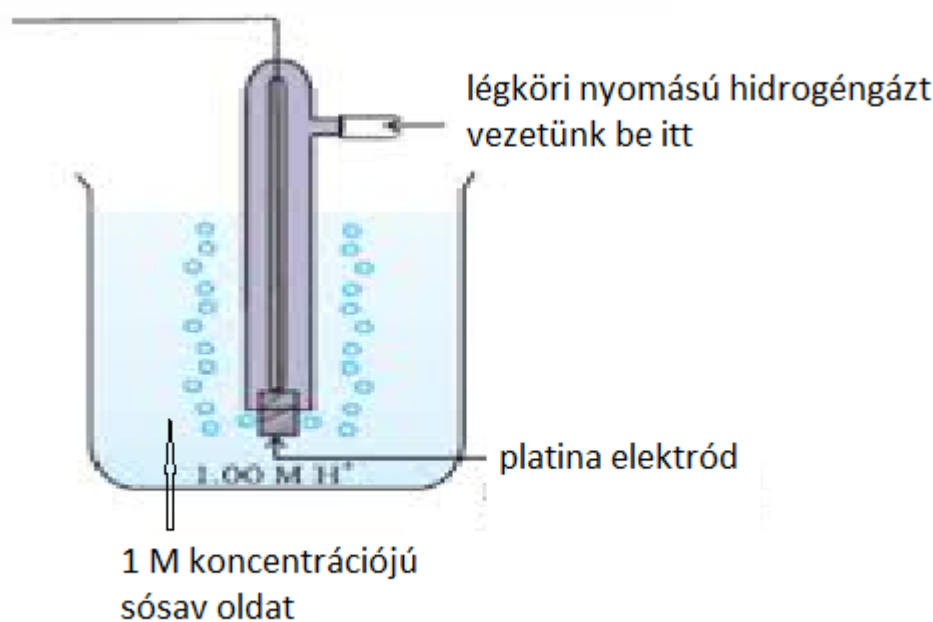
$$\epsilon_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$$

Vagyis alsó indexbe elsőként mindig a nagyobb oxidációs számú formát írjuk, majd a kisebbet. Ezek a potenciálértékek mindig csak adott, megjelölt rendszerre igazak. **Egy redoxirendszerben egy adott anyag oxidált és redukált formája található meg.** Ha két ilyen rendszert összekapcsolunk, vagyis megoldjuk azt, hogy közöttük elektronátmenet valósulhasson meg, **akkor kémiai reakciót tapasztalunk.** Az egyik rendszer kisebb oxidációs számú alakja elektront leadva átalakul a magasabb oxidációs számú alakká, másik rendszerénél meg fordítva, a nagyobb oxidációs számú alak elektronfelvétel által átalakul a kisebb oxidációs számú alakká. Természetesen **vannak olyan anyagok, amelyeknek több oxidációs állapota is ismert.** Az, hogy melyik állapot valósul meg egy adott redoxireakcióban, az a partnertől függ.

Nagyon jó példa erre a vas esete. Ha **vasat sósavban oldunk, akkor vas(II)-ionok keletkeznek, ha azonban felhevítjük és klórgázba helyezzük, akkor vas (III) ionok keletkeznek.** Nem mindegy, hogy a vasból vas(II) vagy vas(III)-ion lesz, mert a két folyamatnak más a standard elektródpotenciál értéke. **Az standard elektródpotenciál viszonyított érték. Az adott redoxirendszer redukáló képességét a hidrogénhez viszonyítják, pontosabban a $2\text{H}^+/\text{H}_2$ -rendszerhez.** Mérése galvánelemmel történik. A galvánelemben az egyik elektród a standard hidrogénelektrod, a másik meg a vizsgálni kívánt redoxirendszer.

A standard elektródpotenciál annak a galvánelemnek az elektromotoros ereje, amelynek az egyik elektródja a mérni kívánt anyag standard állapotú (25 °C, légköri nyomás) 1 M-os saját ionjait tartalmazó oldatába van merülve, a másik pedig a standard hidrogénelektrod. Attól függően, hogy a hidrogén elektród anódként, vagy katódként viselkedik, az elektromotoros erőre pozitív és negatív előjelű értékeket is kaphatunk a meghatározni kívánt

anyag minőségétől függően. Ha a hidrogénelektród katódként viselkedik, akkor a félcellák között mért feszültséget negatív előjellel veszik figyelembe, és így számolják a standard elektródpotenciált. Ha pedig anódként viselkedik, pozitív előjelűnek vesszük a feszültséget (elektromotoros erőt). **Azoknak az anyagoknak a standard elektródpotenciálja, amelyek redukálni képesek a $2\text{H}^+/\text{H}_2$ rendszert, negatív előjelűek, amelyek oxidálni, azok pedig pozitív előjelűek.**



standard hidrogénelektród

A standard hidrogénelektród felépítése a fenti ábrán látszik. Ebben az esetben 1 M-os sósavoldatba egy platina vagy platinabevonatú elektród merül. A sósavoldaton standard állapotú hidrogéngázt buborékolatnak át. **A platina itt csak egy indifferens elektród, vagyis a reakcióban nem vesz részt, csak segédanyagként szerepel.** (kézzelfoghatóvá teszi a hidrogénelektród kivitelezését).

Redoxireakciók iránya

A redoxireakciók nem tetszőleges irányba mennek végbe: irányuk sok esetben meghatározott. Ha felhevített nátriumdarabot klórgázba rakunk, akkor fehér köd képződését tapasztaljuk. A fehér köd a nátrium-klorid. Fémnátrium és klórgáz egymással képes reakcióba lépni. A belőlük képződött ionos vegyület alkotórészei (vagyis az ionok) azonban a gyakorlatban (vagyis jelen esetben a kísérlet során) nem képesek visszaalakulni azzá, amiből lettek, vagyis a nátriumion fémnátriummá, a kloridion pedig klórgázzá.

A meghatározott irány ionos vegyületek képződésénél, reakciójánál nagyon jellemző. Jó példa erre a fémek savban vagy vízben való oldása, egyes nemfémek egymással való reakciója, ionos vegyületek képződése. A redoxireakciók iránya a következő elven alapul:

A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer redukált alakja redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer oxidált formáját.

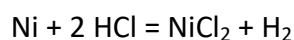
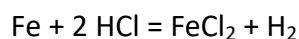
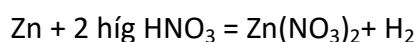
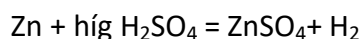
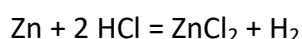
Nézzünk számos olyan példát, melyet emelt szinten elengedhetetlen ismerni!

Fémek oldódása nem oxidáló savakban

Fémek savakban való oldódásánál a standard elektródpotenciál értékéből következtethetünk a reakcióra. **Negatív standard elektródpotenciálú fémek elméletben képesek hidrogént fejleszteni nem oxidáló hatású savakból (oxidáló hatású sav esetében a híg vizes oldatból, töményből nem lesz hidrogén!!!!).**

A savoldatban a hidrogén redoxirendszer oxidált alakja, azaz a hidrogén ion van jelen. A hidrogén redoxi rendszer standard elektródpotenciál értéke 0,00 V. Gondoljunk bele az alapelvbe: mindig annak van jelen az oxidált formája, aki a nagyobb potenciálú, azaz a hidrogén redoxi rendszernek kell a nagyobb potenciálúnak lennie. Ebből az következik, hogy a savoldatba helyezett fém a hidrogén redoxi rendszerénél kisebb potenciálúnak kell lennie, azaz negatívnak!

A reakció során mindig a fém savval alkotott sója és hidrogéngáz keletkezik! Például, sósav esetén a fém-kloridja, kénsav esetén a fém-szulfátja, salétromsav esetén pedig a fém-nitrátja stb. Pár példa:

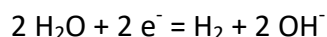


Érdemes megjegyezni, hogy a természetben ez nem ilyen egyszerű, a megállapítás nem jelenthető ki minden esetre. Vannak kivételek, amikor azért nem működik, mert a fém egy védőréteget alakít ki maga körül, ami megakadályozza a savat abban, hogy feloldja. Hogy mely fémek ezek? Erről bővebben a szerves kémia fejezetben lesz szó.

A pozitív standard elektródpotenciálú fémek híg savakból vagy sósavból nem képesek hidrogént fejleszteni. Ők tömény oxidáló savakban oldódhatnak (nem csak ők a negatívak is, de a lényeg, hogy nem lesz hidrogéngáz) pl., tömény kénsav és tömény salétromsav. Oldódásuk során azonban nem hidrogéngáz keletkezik, hanem az oxidálósav központi atomjának valamelyik oxidja, például kénsavból kén-dioxid, salétromsavból nitrogén-monoxid vagy nitrogén-dioxid stb. keletkezhet.

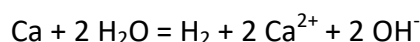
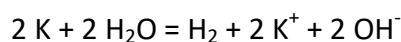
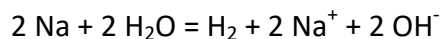
Fémek oldódása vízben

A nagyon negatív standard elektródpotenciálú fémek képesek vízből is hidrogént fejleszteni. A víz redukciós folyamatának a standard elektródpotenciálja -0,83 V.



Azok a fémek, amelyek potenciálja -0,83 V alatt van, elméletben képesek hidrogént fejleszteni vízből. Miért ők? Mert ők képesek csak redukálni a vizet, azaz elektront átadni a víznek. Miért? Gondoljunk bele az elvbe, hogy mindig a kisebb potenciálú redoxi rendszer redukál, azaz fémnek kisebb potenciálúnak kell lennie, mint a víznek, mert ő redukál.

Ilyenek például az **alkáli fémek és földfémek**. Ebben az esetben mindig a **fém-hidroxidja (lúgosodik az oldat) és hidrogén gáz képződik**. Például:



Természetesen itt is tapasztalható passziválás. Az alumínium potenciálja $-0,83 \text{ V}$ alatt van, de mivel felületén védőoxidréteg alakul ki, ezért nem képes vízből hidrogént fejleszteni, amíg meg nem bontjuk a védőréteget.

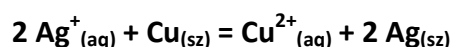
Fémek és fémionok reakciója egymással

Kísérletezzünk! Ezüst-nitrát-oldatba helyezzünk egy rézlemez! Ha kellően türelmesek vagyunk, akkor egy idő után észrevesszük, hogy a rézlemez felülete elkezd szürkülni (feketedni), vagyis az oldatban lévő ezüstionok kiválnak a rézlemezre. Előzőekben említett szabály alapján:

$$\varepsilon_{\text{ezüst}}^0 = 0,799 \text{ V}$$

$$\varepsilon_{\text{réz}}^0 = 0,345 \text{ V}$$

A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer (réz) redukált alakja (elemi réz) redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer (ezüst) oxidált formáját (ezüstion).



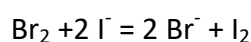
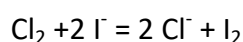
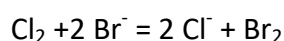
Fordított esetben nem tapasztalnánk semmit, azaz ha a réz(II)-nitrátba helyeznénk ezüstlemez

Általánosan kijelenthető, hogy a kisebb standard elektródpotenciálú elemi fém képes a nagyobb standard elektródpotenciálú fém ionját redukálni. A reakció során a kisebb potenciálú fémből a megfelelő ionja, a nagyobb potenciálú fémből pedig elemi formája keletkezik.

Elemi halogén és halogenid ionok közötti reakciók

Ebben az esetben is érvényes a jól megszokott szabály (mily meglepő): **A kisebb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer redukált alakja redukálja a nagyobb standard elektródpotenciálú redoxi rendszer oxidált formáját.**

Halogének esetében a standard elektródpotenciál a periódusos rendszerben fentről lefele csökken, vagyis a legnagyobb a fluornak, a legkisebb a jódnak. Ennek megfelelően, ha például kálium-jodid vagy kálium-bromid oldatba klórgázt vezetünk, akkor a benne lévő ionok oxidálódnak, és jód- vagy brómkiválást tapasztalunk, az oldat megbarnul. Fordítva nincs reakció, vagyis akkor, ha kloridionokat tartalmazó oldatba brómot vagy jódot teszünk. Jodidionok oxidálódását természetesen elemi brómmal is előidézhetünk:



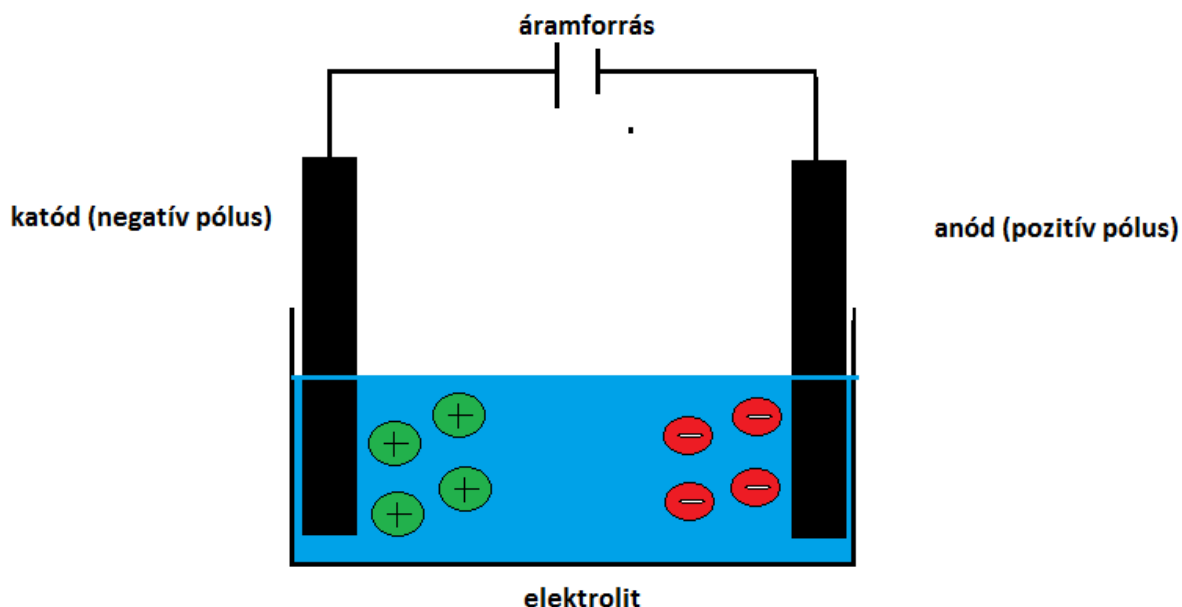
Itt általánosan elmondható, hogy a kisebb rendszámú elemi halogén képes oxidálni a nagyobb rendszámú halogenid iont.

Fontos megjegyezni, hogy a fent említett szabályok sok esetben csak tájékoztató jellegűek. Jelen jegyzetben az emelt szinten tanulandó példák esetére próbáltam korlátozni a fent leírt szabályokat, azokra jól működnek.

Elektrolízis

Elektrolízis esetén **elektromos áram hatására kémiai reakciót időzünk elő**. Míg a galvánelemek esetében a kémiai reakció spontán lejátszódik, addig az elektrolízis egy kényszerfolyamat: csakis külső behatásra (áram hatására) megy végbe. Az elektrolízis **felhasználhatósága sokrétű**. Elő lehet vele állítani bizonyos elemeket vegyületeikből (pl. Al, Na), finom egyenletes fémbevonatok készíthetők, fémek tisztíthatók (raffinálás) stb.

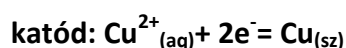
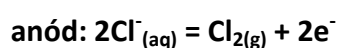
Az elektrolízis kivitelezése (a folyamat irányát megszabó tényezők)



Elektrolizáló cella felépítése

Az elektrolízis kivitelezéséhez szükségünk van **két elektródra és egy külső áramforrásra**. Az elektródokat térben nem kell elválasztani.

A folyamat **réz(II)-klorid-oldat elektrolízisének** vizsgálatával jól szemléltethető. Ha az oldatba két grafit elektródot merítünk, majd rákapcsoljuk egy áramforrásra, akkor kémiai reakciót indukálunk. A pozitív elektródon (ami az anód) gázfejlődést, a negatívon pedig fémkiválást tapasztalunk. A pozitív pólus felé az oldatban lévő negatív töltésű kloridionok mennek, ahol – elérve az elektród felületét – oxidálódnak, és zöldessárga színű klórgáz fejlődik. Tehát az anódon itt is oxidáció zajlik, mint a galvánelemeknél. A katód felé (ami a negatív pólus) a pozitív fémionok vándorolnak, és elérve az elektród felületét, redukálódnak, vörös színű fémréz válik ki. Tehát a katódon itt is redukció van, mint a galvánelemeknél. Az elektródreakciók helyes leírása jelen esetben a következőképpen néz ki:



Elektrolízisnél **mindig az a folyamat megy végbe, amelyikhez kevesebb energia kell**, azaz kisebb a bomlási feszültsége. A bomlási feszültség az anódon és katódon leváló anyagok leválási potenciáljának a különbsége, a leválási potenciál pedig az az elektródpotenciál, amin az adott anyag leválása beindul. **A leválási potenciált** (emiatt a bomlásfeszültséget is) több tényező befolyásolja:

- az oldatban lévő ionok anyagi minősége
- az elektród anyaga
- az oldat koncentrációja.

A katódon való leválást meghatározó tényezők

A leválási potenciálra az oldatban jelen lévő ionok koncentrációja is hatással van. Ezt a koncentrációhatást a továbbiakban nem vizsgáljuk, és a leválás szabályait e nélkül tanulmányozzuk.

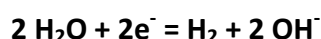
Érdemes ugyanakkor tudni, hogy a leválási potenciál szakszerű meghatározása során a kémikusok figyelembe veszik ezt is. A koncentrációhatást az úgynevezett Nernst-Peters-egyenlet írja le

A következő esetek és észrevételek csakis grafit katódra fognak vonatkozni. Példaként elektrolizáljunk egy olyan oldatot, amelyben réz- és ezüstionok is megtalálhatók, valamint kezdetben ezek koncentrációja azonos. Elektrolízis beindításakor elsőként az ezüstionok kezdenek el redukálódni. Ennek oka az, hogy az ezüst standard elektródpotenciálja nagyobb, mint a rézé. Ha a koncentrációhatástól eltekintünk, akkor a réz leválása csak az ezüst elfogyása után kezdődik el.

Természetesen a valóságban ez nem így történik, a koncentrációhatás miatt már előbb, az ezüstionok elfogyása előtt elkezdi leválni a réz, mert a koncentrációval együtt a leválási potenciálja is csökken az ezüstnek.

Ha észrevételeinket általánosítjuk, akkor megállapíthatjuk, hogy **vizes oldatban grafitelektródok között fémionokat elektrolizálva elsőként mindig a legnagyobb standard elektródpotenciálú kezd el leválni, majd utána a többi, a standard elektródpotenciáljaiknak megfelelően.** Ha azonban egy nagyon negatív standard elektródpotenciálú fém ionjait tartalmazó vizes oldatot kezdünk el elektrolizálni, akkor a **katódon gázfejlődést tapasztalunk. Ez a vízbontásból ered.** A víz redukciós folyamatának a potenciálja $-0,83\text{ V}$, vagyis **azoknak a fémeknek az ionjai nem fognak leválni vizes oldatból grafitelektródok között, melyek standard elektródpotenciálja a víz redukciós folyamatának a standard elektródpotenciál értékénél kisebb alatt van.**

NaCl-oldatot elektrolizálva a katódon vízbontás történik, mert a Na standard elektródpotenciálja $-0,83\text{ V}$ alatt van, vagyis a vízbontáshoz kevesebb energia kell (kisebb a leválási potenciálja és emiatt a bomlásfeszültsége). NaCl-oldat elektrolizálása során a következő folyamat játszódik le a katódon:



Ez a vízbontás katódos egyenlete ($\varepsilon^0 = -0,83\text{ V}$).

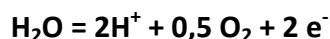
Amikor a katódon vízbontás történik, akkor a katód felőli oldalon az oldat kémhatása elkezd nőni, vagyis lúgosodik a vízből fejlődő hidroxidionok miatt.

Mivel az elektródok anyaga is befolyásolja a leválási potenciálokat, ezért **vannak olyan esetek, amikor speciálisabb elektródok mellett $-0,83\text{ V}$ -nál negatívabb standard elektródpotenciálú fémek is leválaszthatók.** Jó példa itt a **higanyelektród, amelyen akár a nátrium is leválasztható.** Ennek az az oka, hogy néhány esetben a hidrogén leválása energetikailag gátolt, mert a hidrogénnek túlfeszültsége van néhány fémen.

Összefoglalva: két fontos körülményt kell szem előtt tartanunk, mielőtt megállapítjuk, hogy mi fog leválni a katódon: az elektród anyagát, illetve az adott kation anyagi minőségét és standard elektródpotenciálját.

Anódon való leválást megszabó tényezők

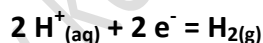
Az anód esetében is elsőként az anyagi minőségre kell figyelni. Itt is igaz, hogy az a folyamat megy végbe, amelyikhez kevesebb energia szükséges. **Egyszerű aniont tartalmazó oldatok anionjai vizes oldatból leválnak** (oxidálódnak). **Összetett anionok esetén azonban nem ilyen egyszerű a helyzet: ők vizes oldatokból nem képesek leválni.** Ilyenkor az anódon **vízbontás történik, és oxigén fejlődik.** Ennek az az oka, hogy nagyobb energia kell az összetett ionok kovalens kötésének a szétszakításához, mint a vízbontáshoz. Az anód oldalon vízbontás esetén az oldat savanyodik.



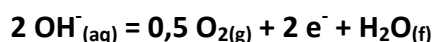
Ez a vízbontás oxidációs folyamata.

Sav és lúgos oldatok elektrolízise

Savoldatok elektrolízise során (pl. sósav, kénsav, salétromsav stb.) a **katód**on a savból származó **hidrogénionok fognak redukálódni:**



A lúgos kémhatású, fém-hidroxidok vizes oldatában az anódra a hidroxidionok vándorolnak és ők fognak oxidálódni. Ezt a folyamatot fel lehet írni vízbontással, vagy a hidroxid ionokkal, Az utóbbit célszerű az érettségien felírni, mert erre biztos adnak pontot, nem mellesleg a függvénytábla is ezt a folyamatot írja. Ennek a folyamatnak az egyenlete:



Az elektrolízis elektródfolyamatainak a felírásait gyakorolhatod a YouTube csatornámon lévő videó alapján. A YouTube csatornám neve: LenartChem.

A videó linkje: <https://www.youtube.com/watch?v=5RzZQgKjYo&t=180s>

Fontos megjegyezni, hogy a fent említett szabályok anód és katód esetén sok esetben csak tájékoztató jellegűek. Jelen jegyzetben az emelt szinten

tanulandó példák esetére próbáltam korlátozni a fent leírt szabályokat, azokra jól működnek.

Faraday törvényei

Első törvény

Faraday első törvénye **kapcsolatot teremt az elektrolízis során leváló anyag tömegével (m) és a cellán áthaladt töltés (Q) mennyiségével.** A törvény a következőképpen hangzik: elektrolíziskor az **egyes elektródokon leválasztott anyag tömege (m) egyenesen arányos az elektrolízis időtartamával (t) és az alkalmazott áramerősséggel (I) szorzatával: $m \sim I \cdot t$.** Mivel fizikából jól ismerjük már a **$Q = I \cdot t$** összefüggést, ezért most már értjük, hogy miért teremt kapcsolatot ez a törvény a leváló anyag tömegével és a töltésmennyiséggel.

$$m = k \cdot I \cdot t, \text{ ahol } k - \text{elektrokémiai egyenérték (mértékegység: } \frac{\text{g}}{\text{C}} \text{ gramm/Coulomb)}$$

vagyis $m = k \cdot Q$, ahol k – elektrokémiai egyenérték

Az elektrokémiai egyenértékkel azért szükséges beszorozni az egyenlete, hogy az arányosságból egyenlőséget alkossunk.

Második törvény

Faraday második törvénye lényegében a Faraday-állandót definiálja. A törvény a következőképpen hangzik: **egy mól egységnyi töltésű ion semlegesítéséhez 96500 C töltés szükséges, vagyis a cellán áthaladt töltés és az elektródreakcióban részt vevő elektronok anyagmennyisége egymással egyenesen arányos.**

$$F = \equiv 96500 \text{ C/mol} - \text{Faraday-állandó}$$

z töltésű, n anyagmennyiségű ion esetében az áthaladó töltésmennyiség:

$$Q = n \cdot z \cdot F$$

A két törvényt egyesítve:

$$m = k \cdot I \cdot t \text{ és } I \cdot t = Q \text{ vagyis } m = k \cdot Q$$

$$\text{Átrendezve: } k = \frac{m}{I \cdot t} \text{ Q-val felírva } k = \frac{m}{Q}$$

A második törvény szerint, ha egy mól M moláris tömegű ionra vonatkoztatunk, akkor a két törvény a következőképpen egyesül:

$$k = \frac{m}{Q} = \frac{M}{z * F}$$

vagyis $m = \frac{M}{z * F} * Q$

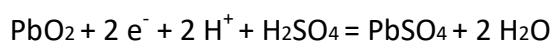
vagyis visszahelyettesítve az első egyenlet $I * t = Q$ összefüggését és m -re rendezve az egyenletet a következő formulához jutunk:

$$m = \frac{M}{z * F} * I * t$$

Érettségi feladatok (megoldások a feladatsor után)

É/1 2007 október 9. Számítási feladat (10 pont)

Az ólomakkumulátor működésekor lejátszódó elektródfolyamatok egyenletei:



Az ólomakkumulátorban tehát a fém ólom ólom(II)-ionokká oxidálódik, miközben a ólom(IV)-oxidban lévő +4-es oxidációs számú ólom ólom(II)-ionokká redukálódik. Ezt a redoxi folyamatot kifejező egyenletet nevezzük az akkumulátor bruttó egyenletének. Az elektródfolyamatok egyenletei alapján az ólomakkumulátor működésekor lejátszódó folyamat kiegészítendő bruttó egyenlete a következő:



Az akkumulátor működése közben keletkező ólom(II)-szulfát csapadék, nem oldódik az akkumulátorban lévő kénsavoldatban.

a) Egészítse ki a bruttó egyenletet együtthatókkal!

b) Számítsa ki, milyen lesz a kiindulási 500 g 36,2 tömegszázalékos kénsavoldat tömegszázalékos összetétele abban az akkumulátorban, amelyben működés közben 61 200 C töltés haladt át?

É/2 2008 május (0801) 8. Számítási feladat (10 pont)

200 gramm telített nátrium-karbonát-oldatot platinaelektrodokkal elektrolizálunk 80,0 °C-on, 2,00 A áramerősséggel. Az elektrolízis során vízbontás történt.

80,0 °C-on a telített nátrium-karbonát-oldat 31,4 tömeg%-os, a kiváló só sztöchiometrikus összetételű, 1 molja 10 mol vízzel kristályosodik.

a) Mekkora tömegű vizet bontottunk el az elektrolízis közben, ha 13,3 gramm kristályvizes só kiválását tapasztaltuk?

b) Mennyi ideig tartott az elektrolízis?

Ezt a feladatrészt az a) kérdésre adott válaszából függetlenül is megoldhatja. Ekkor számolja ki, hogy 4,05 gramm tömegű víz bontása mennyi ideig tartott volna!

É/3 2008 október 7. Számítási feladat (14 pont)

Az alumíniumgyártásnak két szakasza van: (a) timföldgyártás és (b) kriolitolvadékban oldott timföld elektrolízise. A bauxitot világszerte a *Bayer*-féle módszerrel dolgozzák fel: az alumínium-hidroxidot nátrium-hidroxiddal kioldják, az oldatot elkülönítik az oldhatatlan anyagoktól (vörösiszap), majd hígítással újból alumínium-hidroxidot választanak le. Az alumínium-hidroxidból nyerik ki a timföldet, amelynek olvadékelektrolízisével állítják elő a fémalumíniumot.

$A_r(\text{H}) = 1,00$, $A_r(\text{O}) = 16,0$, $A_r(\text{Al}) = 27,0$

a) Írja fel a timföld olvadékelektrolízisekor az anódon és katódon lejátszódó folyamatokat!

b) Hány százalékos az áram kihasználtsága, ha 1,00 tonna alumínium előállítása során 33,3 órán keresztül $1,00 \cdot 10^5$ A áramerősséggel végezték az elektrolízist?

c) Az elektrolízis során keletkezett gáz, ami 25 °C-on és standard nyomáson 681 m^3 térfogatú reakcióba lépett a megfelelő elektród széntartalmával. Az elektrolízis során 0,450 tonna szén fogyott el. Mi az eltávozó szén-monoxid–szén-dioxid gázelegy térfogat%-os összetétele, ha feltételezzük, hogy a keletkező gáz teljes mennyisége reagált az elektródszénnel?

É/4 2009 május (0821) 9. Elemző és számítási feladat (12 pont)

Réz- és nikkelelektrodokból galvánelemet állítunk össze. Az egyik fémlemez $1,00 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú réz(II)-szulfát-oldatba, a másik $1,00 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú nikkel(II)-szulfát-oldatba merül. Mindkét oldat térfogata $1,25 \text{ dm}^3$.

Az elem működése közben az egyik elektród tömege 9,98 grammal csökkent.

a) Írja fel a katód- és anódreakciók egyenletét!

anódreakció:

katódreakció:

b) Számítsa ki a cella elektromotoros erejét!

c) Mennyivel változott a másik elektród tömege működés közben?

d) Számítsa ki mindkét elektrolitoldat anyagmennyiség-koncentrációját a működési folyamat végén, ha térfogatváltozásuktól eltekintünk!

e) Számítsa ki, mennyi töltés haladt át a cellán!

É/5 2010 október 6. Számítási feladat (8 pont)

759 mg fém-szulfátból vizes oldatot készítettünk. Az oldatot elektrolizálva az összes fémion leválasztásához 965 C töltésre volt szükség. Határozza meg a fém-szulfát képletét, ha benne a fém oxidációs száma +2!

É/6 2012 május (1213) 9. Számítási feladat (8 pont)

100 cm^3 ezüst-nitrát-oldatba ismeretlen fémlemez merítettünk. Egy kis idő elteltével a lemezt kivettük, majd megmértük: tömege 753 mg-mal növekedett. A visszamaradó oldatból (amelyben már nem volt kimutatható az ezüstion) az összes fémion leválasztásához 2,50 A áramerősséggel 386 másodpercig tartó elektrolízisre volt szükség.

a) Számítsa ki az ezüst-nitrát-oldat koncentrációját!

b) Számítással határozza meg, melyik fémből készült a lemez!

É/7 2012 október 8. Számítási feladat (12 pont)

Ismeretlen, szürke színű fémpor anyagi minőségét szeretnénk megállapítani. A fémporból 5,00 grammot mértünk ki, majd 100 cm^3 térfogatú, 16,0 tömegszázalékos, $1,18 \text{ g/cm}^3$ sűrűségű réz(II)-szulfát-oldatba szórtuk. Miután az oldat teljesen elszíntelenedett, a szilárd anyagot leszűrtük, megszáritottuk és lemértük a tömegét, ami 9,64 grammnak adódott.

a) Számítsa ki a kiindulási oldat koncentrációját mol/dm³-ben!

b) Számítással határozza meg az ismeretlen fém moláris tömegét! Melyik ez a fém?

Vegye számításba, hogy az ismeretlen fém oxidációs száma nem ismert!

c) Számítsa ki a szilárd anyag leszűrése után visszamaradó oldat tömegét!

É/8 2013 május (1312) 7. Számítási feladat (13 pont)

180 gramm 17,7 tömeg%-os CuSO₄-oldatot 5,00 A-es áramerősséggel elektrolizáltunk.

Kezdetben csak az egyik elektródon fejlődött gáz, majd az oldatban lévő fémionok elfogyását követően mindkét elektródon gázfejlődést tapasztaltunk. A katódon fejlődő 30,0 °C-os 100 kPa nyomású gáz térfogata 4,03 dm³-nek adódott.

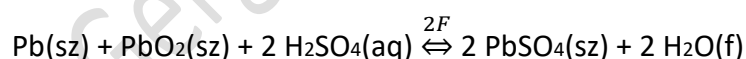
a) Írja fel az elektródfolyamatok egyenleteit!

b) Melyik elektródon, és hány %-kal fejlődött több gáz?

c) Mennyi ideig tartott az elektrolízis?

É/9 2014 május (1412) 6. Elemző és számítási feladat (13 pont)

A savas ólomakkumulátor elektródjai ólomból és ólom(IV)-oxidból készülnek, elektrolitja pedig 35,0 tömegszázalékos kénsavoldat. Az akkumulátor energiatermelésekor (lemerítés) az ólomelektrodon ólom(II)-ionok keletkeznek, miközben a másik elektródon az ólom(IV)-oxid is ólom(II)-ionokká alakul. Az ólom(II)-ionok a kénsavval ólom(II)-szulfáttá alakulnak, ezzel tolják el az egyensúlyt a képződés irányába. A bruttó reakció:



a) Írja fel az ólomakkumulátor anódreakciójának ioneqyenletét lemerítés közben!

Egy ólomakkumulátor eredetileg 35,0 tömegszázalékos kénsavoldatot tartalmazott. Az álló gépkocsiban működtettük a légkondicionálót, és végül a kénsavtartalom 20,0 tömegszázalék lett. Az oldat tömege az akkumulátorban ekkor 0,800 kg volt.

b) Az akkumulátort regeneráljuk: 5,00 órán keresztül 4,00 A áramerősséggel elektrolizáljuk. Számítsa ki, hány tömegszázalékos kénsavoldatot tartalmaz ekkor az akkumulátorfolyadék!

c) Mekkora tömegű elemi ólom, illetve ólom-dioxid rakódott vissza az elektródokra a regenerálás során? (A_r(Pb)=207,3)

É/10 2015 május (1411) 9. Számítási feladat

Határozza meg annak a kristályvizes fém-kloridnak a képletét, amelynek

- fémtartalma 19,5 tömegszázalék,
- 5,33 grammjából készült oldatából az összes fémion leválasztása 5,00 A áramerősséggel 19,3 percig tart!

É/11 2016 május (1612) 8. Számítási feladat

500,0 g, 11,0 tömegszázalékos nátrium-klorid-oldatot indifferens elektródok között elektrolizáltunk 32,0 A erősségű árammal a klórfejlődés megszűnéséig.

- Írja fel az elektrolizáló cellában lejátszódó összesített (bruttó) reakciót!
- Mennyi ideig tartott az elektrolízis?
- Hány tömegszázalékos lesz az elektrolízis befejezése után visszamaradó oldat?
- Hány dm³ térfogatúra kell hígítani a kapott oldatot, ha abból 13,0-as pH-jú oldatot akarunk készíteni?

É/12 2011 május (1112) 6. Kísérletelemző és számítási feladat (16)

Nátrium-klorid-oldat elektrolízise

Két főzőpohárban 200,0-200,0 cm³ 2,00 mol/dm³ koncentrációjú nátrium-klorid-oldat van (az oldat sűrűsége 1,10 g/cm³).

Az **A** főzőpohárban levő oldatot grafit elektródok, míg a **B** főzőpohárban levő oldatot higanykatód és grafitanód használatával elektrolizáljuk. Mindkét oldatot **10,0 A** áramerősséggel **1930 másodpercig** elektrolizáljuk.

$A_r(\text{H}) = 1,00$, $A_r(\text{O}) = 16,0$, $A_r(\text{Na}) = 23,0$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$

- Az **A** és **B** főzőpohárban lezajló elektrolízis során az anódon ugyanaz a tapasztalat figyelhető meg.

Az anód környezete

Tapasztalat:

A lejátszódó folyamat egyenlete:

- Mi történik az **A** főzőpohárban levő oldat elektrolízise során a katódon?

A katód környezete

Tapasztalat:

A lejátszódó folyamat egyenlete:

c) Az elektrolízis befejeződése után fenolftaleint cseppentünk az A főzőpohárban levő folyadékba.

Tapasztalat:

A tapasztalat magyarázata:

Számítsa ki a katódon fejlődő gáz térfogatát (25,0 °C-on, standard nyomáson)!

d) Az elektrolízis után azonnal leöntjük a B főzőpohárban levő oldatot a higanykatódra, majd fenolftaleint cseppentünk a vizes oldatba.

Tapasztalat:

A katódon lejátszódó folyamat egyenlete:

Számítsa ki a visszamaradó oldat tömegszázalékos összetételét! (Tételezzük fel, hogy az összes gáz eltávozott az oldatból!)

É/13 2014 május (1413) 6. Számítási feladat 13 pont

A kristályos réz(II)-klorid 1 mólja 3,00 mol kristályvizet tartalmaz. A 20,0 °C-on telített oldat réz(II)-kloridra nézve 42,0 tömegszázalékos.

$A_r(\text{H}) = 1,01$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Cu}) = 63,5$

a) 150,0 g 20,0 °C-on telített oldat készítéséhez hány gramm kristályos réz(II)-kloridra van szükség?

b) A telített oldatot grafitelektródok között elektrolizáljuk. Írja fel a katódon és az anódon lejátszódó folyamatok egyenletét!

c) Mennyi ideig tart az elektrolízis 12,0 A áramerősség alkalmazása mellett, ha az elektrolízis befejezésekor a kapott oldat tömegszázaléka a kiindulási oldat tömegszázalékának a felére csökken?

d) Mekkora térfogatú, 25 °C-os, 10^5 Pa nyomású gáz keletkezik az elektrolízis során?

É/14 2016 október 3. Elemző és számítási feladat (15 pont)

A környezeti higanyszennyezéshez az is nagymértékben hozzájárult, hogy a nátrium-kloridoldat elektrolízise során nagy mennyiségben használtak higanyt. Mára már szerencsére visszaszorult ennek alkalmazása.

Az eljárás során 1200 kg szilárd nátrium-kloridot 3,600 m³ vízben feloldottak, majd higanykatódot alkalmazva, 2500 A áramerősséggel elektrolizáltak. Az elektrolízis során 240,1 m³ 25,00 °C-os, standard légköri nyomású klórgáz keletkezett. (A klórgáznak az oldatban történő részleges elnyelődésétől tekintsünk el.)

A víz sűrűsége 1,000 g/cm³, $A_r(\text{H}) = 1,000$; $A_r(\text{O}) = 16,00$; $A_r(\text{Na}) = 23,00$; $A_r(\text{Cl}) = 35,50$;

$F = 96500 \text{ C/mol}$

a) Írja fel a nátrium-klorid-oldat higanykatódos elektrolízise során a katódon és anódon lejátszódó részfolyamatok egyenletét!

b) Írja fel a nátrium-hidroxid előállításának reakcióegyenletét az elektrolízist követő lépésben!

c) Hány tömegszázalékos az elektrolízishez használt, kiindulási nátrium-klorid-oldat?

d) Mekkora térfogatú 50,00 tömegszázalékos, 1,530 g/cm³ sűrűségű nátrium-hidroxidoldatot nyerhetünk az elektrolízist követő lépésben?

e) A legkorszerűbb eljárást alkalmazva a higanykibocsátás 2,0000 g/1000 kg termelt klór. Mennyi higany került a környezetbe a fenti folyamat során?

f) Mennyi ideig tartott az elektrolízis?

É/15 2017 október 5. (Számítási és elemző feladat) 14 pont

Egy laboráns standard Daniell-elem összeállítását kapta feladatul.

a) Írja fel a Daniell-elem celladiagramos jelölését, a katód-, és anódfolyamatok reakcióegyenletét!

Számítsa ki a cella elektromotoros erejét!

A laborvezető később meggondolta magát, s az utasítást úgy módosította, hogy a Daniell-elem szintelen elektrolitja helyett nikkell(II)-klorid-oldatot használ, s egy nikkellemezt is keres hozzá.

Újonnan támadt ötletét úgy indokolta, hogy a cserével mindkét elektrolit színes lesz, s ezzel két hidratált kation színét is meg tudja a hallgatóságnak mutatni.

b) Milyen színűek a szóban forgó hidratált kationok?

A laboráns $1,500 \text{ dm}^3$, $1,000 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú nikkell(II)-klorid-oldatot készített.

c) Mekkora tömegű kristályvíztartalmú só ($\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$) kellett bemérnie ehhez?

A galvánelem összeállítása előtt megmérte mindkét fémlemez tömegét. A nikkellemez $42,80 \text{ g}$, a másik lemezé $51,92 \text{ g}$ volt. Az elektrolitok koncentrációját $1,000 \text{ mol/dm}^3$ -nek mérte. Mindkét elektrolit-oldatból $1,200 \text{ dm}^3$ -t használt a demonstrációhoz. A kísérlet bemutatása után újra megmérte a fémlemek tömegét, s az elektrolitok koncentrációját is. A rézlemez tömege

$57,63 \text{ g}$ volt. A tömegmegmaradás törvényére emlékezve úgy gondolta, hogy a nikkellemeznek $37,09 \text{ g}$ tömegűnek kellene lennie. A biztonság kedvéért azonban méréssel is meggyőződött hipotéziséről, de a mért eredmény eltért az általa várt értéktől.

d) Írja fel az újonnan összeállított galvánelemben zajló kémiai folyamat bruttó egyenletét!

Számítsa ki a nikkellemez tömegét és a nikkell(II)-ionok koncentrációját a kísérlet elvégzése után! (A számítás során az elektrolit térfogatát tekintse állandónak!)

e) Számítsa ki, mekkora elektromos töltés haladt át a cellán! Ekkora töltésmennyiség hatására, a CuSO_4 -oldat elektrolízise során mekkora térfogatú, 25°C -os, standard légköri nyomású gáz keletkezne az anódon? A számítás előtt írja fel az anódfolyamat reakcióegyenletét is! Mennyi ideig tartott volna az elektrolízis $5,000 \text{ A}$ erősségű áramot használva?

É/16 2018 október 8. Számítási feladat (13 pont)

Durranógázt állítunk elő nátrium-szulfát-oldat elektrolízisével.

a) Határozza meg az elektrolízis során fejlődő, száraz (vízgőztől mentesített) durranógáz azonos állapotú levegőre vonatkoztatott sűrűségét, ha a levegő átlagos moláris tömege $29,0 \text{ g/mol}$!

b) Pontosan $1,00$ órán keresztül, grafitelektródok között elektrolizálva nátrium-szulfát-oldatot, $2,00 \text{ dm}^3$ $21,0^\circ\text{C}$ -os, $95,0 \text{ kPa}$ nyomású száraz durranógázt állítottunk elő.

Határozza meg az alkalmazott átlagos áramerősséget!

c) Valójában vízgőzzel telített gáz távozik az elektrolizáló cellából. A kísérleti körülményeink között a gáz vízgőztartalma 2,60 térfogatszázalék. Számítsa ki, mekkora volt a távozó gáz összes térfogata (21,0 °C-on és 95,0 kPa nyomáson), ha 2,00 dm³ száraz durranógázt állítottunk elő!

Határozza meg a vízgőzzel telített gázelegy azonos állapotú levegőre vonatkoztatott sűrűségét!

É/17 2019 október 9. Számítási feladat (9 pont)

204 g tömegű, 10,0 tömegszázalékos ezüst-nitrát-oldatot elektrolizálunk platinaelektrodokkal. Az anódon 0,588 dm³ térfogatú, 25 °C-os, standard légköri nyomású gáz keletkezett. (A katódon gázfejlődést nem tapasztaltunk, a nitrátion egyik elektródon sem alakult át.)

a) Írja fel az elektródfolyamatok egyenletét!

Katód:

Anód:

b) Számítsa ki, mekkora tömegű fém vált le a katódon!

c) Számítsa ki, mekkora elektromos töltés haladt át a cellán! Az elektrolízis befejeztével az oldatot desztillált vízzel 5,00 dm³ végtérfogatra hígítjuk.

d) Számítsa ki a hígítás után kapott oldat pH-ját!

É/18 2020 május (2011) 9. Számítási feladat (14 pont)

10,0 tömegszázalékos, 1,117 g/cm³ sűrűségű réz(II)-szulfát-oldat áll a rendelkezésünkre. Ezen kívül ismerjük, hogy 100 g víz 20,0 °C-on 20,7 g vízmentes réz(II)-szulfátot képes oldani, a telített oldat sűrűsége pedig 1,202 g/cm³.

a) 100 cm^3 10,0 tömegszázalékos réz(II)-szulfát-oldatban még hány gramm rézgálicot ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{ H}_2\text{O}$) oldhatunk fel $20,0\text{ }^\circ\text{C}$ -on?

b) A keletkezett telített oldatból kiveszünk 100 cm^3 -t. Ennek az oldatnak grafit anóddal történő elektrolízisével egy $10,0\text{ cm}^2$ összfelületű fémlemez kívánunk rézzel bevonni. A rézbevonat vastagsága $0,500\text{ mm}$. (Tekintsük a bevonandó felületet $10,0\text{ cm}^2$ síkfelületnek.) Az elektrolízist nagyon óvatosan, kis feszültséggel, 500 mA áramerősséggel végezzük.

Hány órán keresztül kell elektrolizálni? Hány tömegszázalék réz(II)-szulfátot tartalmaz az oldat az elektrolízis befejeztével? (A réz sűrűsége $8,96\text{ g/cm}^3$.)

É/19 2020 október 10. Számítási feladat (8 pont)

$150,0\text{ cm}^3$ térfogatú, $0,200\text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú ezüst-nitrát-oldatot elektrolizáltunk platinaelektrodok felhasználásával. A katódon csak fémleválás történik. Az elektrolízis végén megmaradt oldathoz nátrium-klorid-oldatot öntöttünk feleslegben. Ekkor $2,866\text{ g}$ tömegű csapadék vált ki az oldatból.

a) Írja fel az elektródfolyamatok és a csapadékképződéssel járó reakció ionegyenletét! katódfolyamat:

anódfolyamat:

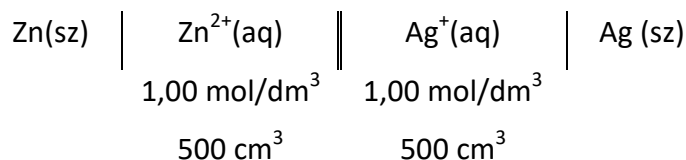
csapadékképződés:

b) Számítsa ki, mekkora térfogatú $98,5\text{ kPa}$ nyomású, $27,0\text{ }^\circ\text{C}$ hőmérsékletű gáz keletkezett az elektrolízis során!

c) Mennyi ideig tartott az elektrolízis, ha $2,00\text{ A}$ erősségű áramot alkalmaztunk?

É/20 2021 október 8. Elemző és számítási feladat (10 pont)

Összeállítottuk a következő galvánelemet.



a) Jelölje + és – jellel a fenti celladiagramon a galvánelem pólusait, és írja fel a katód- és anódfolyamat ionegyenletét!

katódfolyamat:

anódfolyamat:

b) A galvánelemet áramkörbe kapcsoljuk, és hagyjuk, hogy elektromos áramot termeljen. 4,00 óras működés alatt az egyik elektród tömege 5,395 g-mal nőtt.

Számítsa ki, hogy mekkora lett a cink- és ezüstion-koncentráció a 4,00 óras működés végén! (Tételezzük fel, hogy működés közben a cink- és ezüstionok nem jutnak át a másik elektrolitoldatba és az oldatok térfogata közben nem változott!)

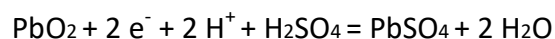
c) Számítsa ki az áramkörben az átlagos áramerősséget a 4,00 óras működés közben!

(A Faraday-törvények a galvánelem áramtermelésére ugyanúgy alkalmazhatók, mint az elektrolízisre.)

Megoldások

É/1 2007 október 9. Számítási feladat (10 pont)

Az ólomakkumulátor működésekor lejátszódó elektródfolyamatok egyenletei:



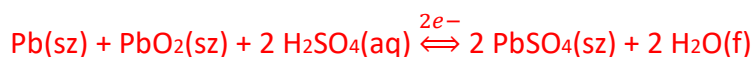
Az ólomakkumulátorban tehát a fém ólom ólom(II)-ionokká oxidálódik, miközben a ólom(IV)-oxidban lévő +4-es oxidációs számú ólom ólom(II)-ionokká redukálódik. Ezt a redoxi

folyamatot kifejező egyenletet nevezzük az akkumulátor bruttó egyenletének. Az elektródfolyamatok egyenletei alapján az ólomakkumulátor működésekor lejátszódó folyamat kiegészítendő bruttó egyenlete a következő:



Az akkumulátor működése közben keletkező ólom(II)-szulfát csapadék, nem oldódik az akkumulátorban lévő kénsavoldatban.

a) Egészítse ki a bruttó egyenletet együtthatókkal!



b) Számítsa ki, milyen lesz a kiindulási 500 g 36,2 tömegszázalékos kénsavoldat tömegszázalékos összetétele abban az akkumulátorban, amelyben működés közben 61 200 C töltés haladt át?

Elsőnek is a Faraday-törvény által számoljuk ki a töltésmennyiségből a cellán áthaladt elektronok anyagmennyiségét:

$$Q = n_{\text{elektron}} * z * F$$

$$61200 = n_{\text{elektron}} * 1 * 96500$$

$$n_{\text{elektron}} = 0,634 \text{ mol}$$

Számoljuk ki a kezdeti oldatban lévő kénsav mennyiségét is az oldat tömege is tömegszázalékos összetétel által, hiszen az is biztosan fog kelleni:

$$m_{\text{kezdeti kénsav}} = 500 * 0,362 = 181 \text{ g}$$

A bruttó folyamat alapján jól látszik, hogy működés közben (balról jobbra haladva), az oldatban lévő kénsav mennyisége fogy, miközben víz termelődik. Az egyenletben szereplő többi anyag (ólom, ólom-dioxid és ólom(II)-szulfát) az oldat összetételének a szempontjából lényegtelen, hiszen szilárdak, azaz nem az oldat részei.

Tehát a bruttó egyenlet alapján 2 mol elektron áthaladása során 2 mol kénsav fogyott és 2 mol víz keletkezett, azaz 0,634 mol elektron áthaladása során 0,634 mol kénsav fogyott és 0,634 mol víz keletkezett, ezek tömege:

$$m_{\text{keletkező víz}} = 0,634 * 18 = 11,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{fogyó kénsav}} = 0,634 * 98 = 62,1 \text{ g}$$

A fogyó kénsav tömegével csökken az oldatban lévő kénsav tömege, azaz működés után az oldat kénsavtartalma:

$$m_{\text{maradék kénsav}} = m_{\text{kezdeti kénsav}} - m_{\text{fogyó kénsav}}$$

$$m_{\text{maradék kénsav}} = 181 - 62,1 = 118,9 \text{ g}$$

Működés során az oldat tömege csökken a fogyó kénsav tömegével, de nő a keletkező víz tömegével:

$$m_{\text{keletkező oldat}} = m_{\text{kezdeti oldat}} + m_{\text{keletkező víz}} - m_{\text{fogyó kénsav}}$$

$$m_{\text{keletkező oldat}} = 500 + 11,4 - 62,1 = 449,3 \text{ g}$$

A működés után keletkező oldat tömegszázalékos összetétele:

$$\frac{m}{m} \% = \frac{118,9}{449,3} * 100\% = 26,5\%$$

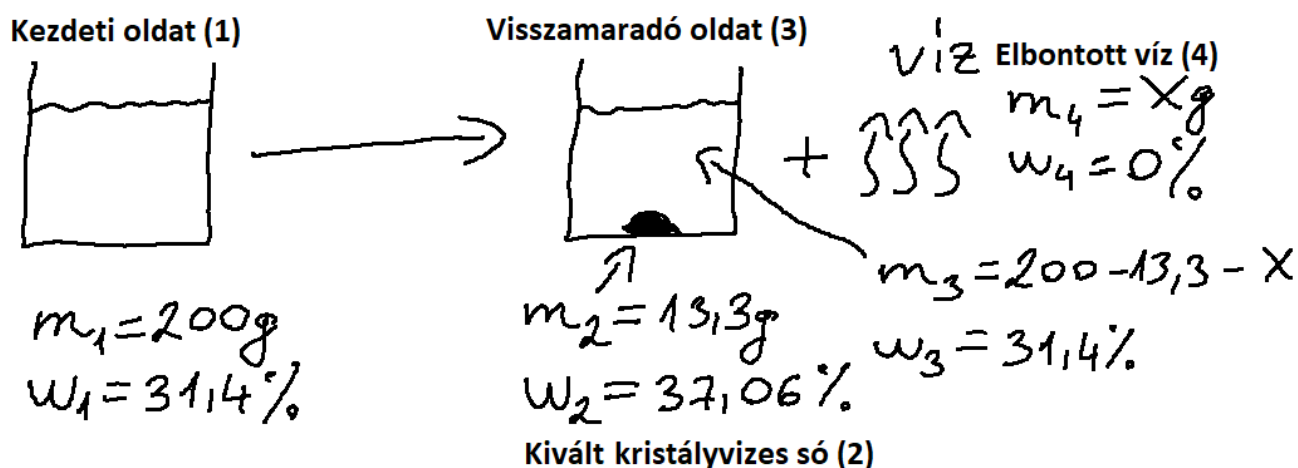
É/2 2008 május (0801) 8. Számítási feladat (10 pont)

200 gramm telített nátrium-karbonát-oldatot platinaelektrodokkal elektrolizálunk 80,0 °C-on, 2,00 A áramerősséggel. Az elektrolízis során vízbontás történt.

80,0 °C-on a telített nátrium-karbonát-oldat 31,4 tömeg%-os, a kiváló só sztöchiometrikus összetételű, 1 molja 10 mol vízzel kristályosodik.

a) Mekkora tömegű vizet bontottunk el az elektrolízis közben, ha 13,3 gramm kristályvizessó kiválását tapasztaltuk?

Ez a feladatrészigazából csak egy sima kristályvizessó példa, csupán annyi benne az elektrolízis, hogy az oldatban lévő oldószert elektrokémiai úton fogyasztjuk és ennek hatására kiválik az oldott nátrium-karbonát kristályvizessó formájában. Célszerű lenne egy ábrát készíteni, majd felírni egy keverési egyenletet. Az ábrán az elbontott víz tömegét jelöljük X-szel:



A fenti ábrán a kivált kristályvizessó tömegszázalékos összetételét (w_2) a következőképpen kaptuk meg: a só képlete $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (mert ugyebár 1 mol só 10 mol vízzel kristályosodik),

$$w_2 = \frac{M(\text{vízmentes só})}{M(\text{vízes só})} * 100\% = \frac{106}{286} * 100\% = 37,06 \%$$

A visszamaradó oldat tömegszázalékos összetétele (w_3) a kezdeti telített oldat tömegszázalékos összetételéhez (w_1) képest nem változik, hiszen elektrolízis során a hőmérsékletet nem változtatjuk, és ne feledjük, az oldhatóság adott anyag esetén adott hőmérsékleten állandó.

Az elbontott víz tömegszázalékos összetétele (w_4), hiszen a víz oldószer lévén, olyan, mint egy 0 %-os oldat.

Írjuk fel a keverési egyenletet:

$$\begin{aligned} m_1 * w_1 &= m_2 * w_2 + m_3 * w_3 + m_4 * w_4 \\ 200 * 31,4 &= 13,3 * 37,06 + (200 - 13,3 - X) * 31,4 + X * 0 \\ X &= 2,40 \text{ g} \end{aligned}$$

Tehát az elektrolízis során **2,40 g vizet** bontottunk el.

Megjegyzés: van más megoldási metódus is, a megoldó kulcs kicsit másképp csinálta.

b) Mennyi ideig tartott az elektrolízis?

Ezt a feladatrészt az a) kérdésre adott választától függetlenül is megoldhatja. Ekkor számolja ki, hogy 4,05 gramm tömegű víz bontása mennyi ideig tartott volna!

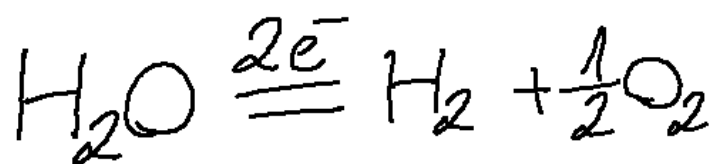
Itt kedvesek voltak nagyon a feladatot összeállítók, hiszen adnak egy mentőövet arra az esetre, ha baj lett volna a feladat a) részével (az ilyenek örülünk), azonban rajtunk nem fogott ki az a) rész, így az ott kapott 2,40 g vízzel fogunk számolni.

Az elektrolízis időtartalmát kell kiszámolni az elbontott víz tömegének és az áramerősségnek a birtokában. Alkalmazzuk a már jól megismert képletet:

$$I * t = n_{\text{elektron}} * z * F$$

Megjegyzés: a fenti képletbe célszerű az elektron anyagmennyiségét behelyettesíteni, mert ez esetben a „z” érték stabilan 1, de ha a víz anyagmennyiségét írod be, az sem baj, de akkor a „z” értéke 2.

Írjuk fel a vízbontás bruttó egyenletét:



Jól látszik, hogy 1 mol víz bontásához 2 mol elektronra van szükség. Számoljuk ki gyorsan a víz anyagmennyiségét a tömegének és moláris tömegének az ismeretében:

$$n_{\text{víz}} = \frac{2,40}{18} = 0,1333 \text{ mol}$$

A cellán áthaladt elektronok anyagmennyisége kétszer annyi, mint a vízé, azaz 0,2666 mol. Helyettesítsünk be a képletbe, számoljuk ki a „t” értékét és lazíthatunk is:

$$2 * t = 0,2666 * 1 * 96500$$

$$t = 12863 \text{ s} = \mathbf{214 \text{ min}}$$

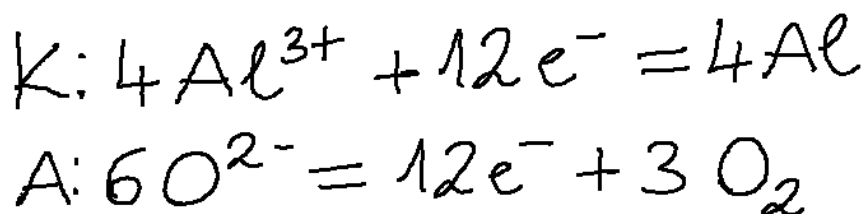
Tehát **214 percig** elektrolizáltunk.

É/3 2008 október 7. Számítási feladat (14 pont)

Az alumíniumgyártásnak két szakasza van: (a) timföldgyártás és (b) kriolitolvadékban oldott timföld elektrolízise. A bauxitot világszerte a Bayer-féle módszerrel dolgozzák fel: az alumínium-hidroxidot nátrium-hidroxiddal kioldják, az oldatot elkülönítik az oldhatatlan anyagoktól (vörösiszap), majd hígítással újból alumínium-hidroxidot választanak le. Az alumínium-hidroxidból nyerik ki a timföldet, amelynek olvadékelektrolízisével állítják elő a fémalumíniumot.

$$A_r(\text{H}) = 1,00, A_r(\text{O}) = 16,0, A_r(\text{Al}) = 27,0$$

a) Írja fel a timföld olvadékelektrolízisekor az anódon és katódon lejátszódó folyamatokat!



Fel lehet írni a fenti két egyenletet más sztöchiometriai együtthatókkal is, de figyeljünk arra oda, hogy a két elektródon az elektronok mennyisége megegyezzen!

b) Hány százalékos az áram kihasználtsága, ha 1,00 tonna alumínium előállítása során 33,3 órán keresztül $1,00 \cdot 10^5$ A áramerősséggel végezték az elektrolízist?

Kicsit rafinált kérdés, ugyanis itt a vizsgáló pánikba eshet, hogy miért kérdez a feladat szövege áramerősséget, ha megadta. Ezt jó pár feladattal előrébb már tárgyaltuk, hogy áramkihasználtságot úgy tudunk számolni, hogy a hasznos áramerősséget (ez az, amit a Faraday-törvényes képletből számolunk, ez fordítódik ténylegesen az elektrolízisre) leosztjuk az összes áramerősséggel (ez az, amit összesen alkalmazunk, vagyis a kezdeti áramerősség) és megszorozzuk százzal:

$$\text{Áramkihasználtság}\% = \frac{I_{\text{hasznos}}}{I_{\text{összes}}} * 100\%$$

Tehát, amit a feladat szövege megad (100000 A), az a kezdeti összes áramerősség, tehát feladatunk kiszámolni a hasznos áramerősséget! Az a) feladatrészt katódos folyamatát használjuk, hiszen a feladat szövege az előállított alumínium tömegét adta meg:



Számoljuk ki a keletkezett alumínium anyagmennyiségét, majd abból a fenti egyenlet alapján az áthaladt elektronok anyagmennyiségét:

$$n_{\text{alumínium}} = \frac{1000000}{27} = 37037 \text{ mol}$$

1 mol alumínium keletkezése során 3 mol elektron fogy, azaz az elektronok anyagmennyisége:

$$n_{\text{elektron}} = 37037 * 3 \text{ mol}$$

Most alkalmazzuk a már jól ismert összefüggést a hasznos áramerősség kiszámítására:

$$I_{\text{hasznos}} * t = n_{\text{elektron}} * z * F$$

$$I_{\text{hasznos}} * 33,3 * 3600 = 37037 * 3 * 1 * 96500$$

$$I_{\text{hasznos}} = 89441 \text{ A}$$

Megjegyzés: ne feledjük az órát másodperbe váltani (3600-as szorzó), illetve lehetett számolni az alumínium anyagmennyiségével, de ez esetben az alumínium „z” értékét kell a képletbe írni, ami 3.

$$\text{Áramkihasználtság}\% = \frac{I_{\text{hasznos}}}{I_{\text{összes}}} * 100\%$$

$$\text{Áramkihasználtság}\% = \frac{89441}{100000} * 100\% = \mathbf{89,4\%}$$

Az elektrolízis **89,4 %-os áramkihasználtsággal** működött.

c) Az elektrolízis során keletkezett gáz, ami 25 °C-on és standard nyomáson 681 m³ térfogatú reakcióba lépett a megfelelő elektród széntartalmával. Az elektrolízis során 0,450 tonna szén fogyott el. Mi az eltávozó szén-monoxid–szén-dioxid gázelegy térfogat%-os összetétele, ha feltételezzük, hogy a keletkező gáz teljes mennyisége reagált az elektródszénnel?

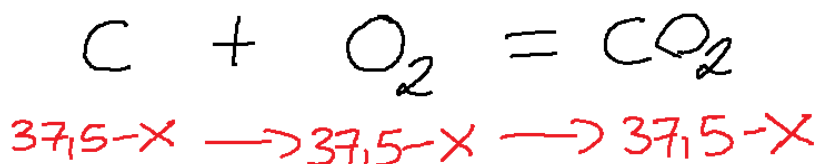
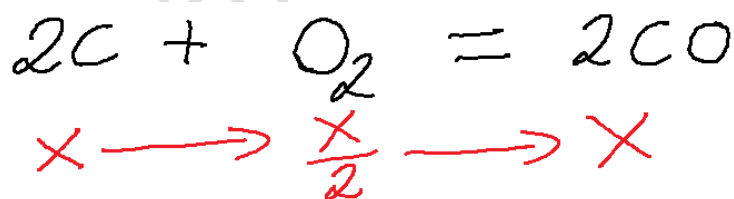
Ez a feladatrész igazából egy gázelegyes példa. Tudjuk, hogy az anódon fejlődő oxigéngáz az anódszenet elégeti, miközben szén-monoxid és szén-dioxid gázelegy képződik. A keletkezett standard állapotú oxigén térfogata adott, a fogyott szén tömege is, ezekből tudunk anyagmennyiségeket számítani:

$$n_{\text{oxigén}} = \frac{V_{\text{oxigén}}}{V_m} = \frac{681}{24,5} = 27,8 \text{ kmol}$$

$$n_C = \frac{m_{\text{szén}}}{M_{\text{szén}}} = \frac{450}{12} = 37,5 \text{ kmol}$$

Megjegyzés: az oxigén esetében a térfogatot hagyjuk m³-ben, ez esetben az anyagmennyiséget kmol-ban kapjuk, a szén esetében kg-mal számoltam és így az anyagmennyiséget szintén kmolban kapjuk. Nem muszáj így számolni, de ily módon barátságosabb számokat kapunk 😊.

Írjuk fel a folyamatok egyenleteit, majd feltételezzük azt, hogy a szén-monoxidra X kmol szén fogy és ez esetben a szén-dioxidra 37,5-X kmol:



A fenti egyenlet alapján, az összesen fogyó oxigén tehát:

$$\frac{X}{2} + 37,5 - X \text{ kmol}$$

De ne feledjük, hogy ezt számszerűleg is tudjuk, 27,8 kmol. Írjuk fel az egyenletet, számoljuk ki X értékét:

$$\frac{X}{2} + 37,5 - X = 27,8$$

$$X = 19,4 \text{ kmol}$$

A fenti egyenletekből és X értékéből már ismerjük is a keletkezett szén-monoxid és szén-dioxid anyagmennyiségét:

$$n_{\text{szén-monoxid}} = X = 19,4 \text{ kmol}$$

$$n_{\text{szén-dioxid}} = 37,5 - X = 18,1 \text{ kmol}$$

Soha, de soha (legalábbis az érettségiig semmiképp) ne feledjük, hogy Avogadro-törvénye miatt:

$$\frac{n}{n} \% = \frac{V}{V} \%$$

Azaz a gázelegy térfogat százalékos összetétele:

$$\frac{n}{n} \%_{CO} = \frac{V}{V} \%_{CO} = \frac{19,4}{37,5} * 100\% = 51,7 \%$$

$$\frac{n}{n} \%_{CO_2} = \frac{V}{V} \%_{CO_2} = \frac{18,1}{37,5} * 100\% = 48,3 \%$$

Tehát a keletkezett gázelegy **51,7 V/V % CO-t és 48,3 V/V % szén-dioxidot** tartalmazott.

Ha szeretnél hozzáférést a többi feladat általam írt részletesen levezetett megoldásaihoz, akkor a hozzáférésért keresd fel a honlapomat 😊

<https://www.emeltkemiaerettsegi.hu/reszletesen-kidolgozott-erettsegi-feladatok/>