6. Elektrokémiai kísérletek és termofeszültség

Tartalom

Kulcsfogalmak 2
1. Az elektrolitikus vezetés szemléltetése sóoldattal, zsebizzóval 3
2. Az ionsúrlódási jelenség bemutatása 3
3. Galvánelem összeállítása, működésének vizsgálata 4
4. Krumpli (vagy gyümölcs) áramforrás készítése 6
5. Volta-oszlop építése pénzérmékből 7
6. Elektrolízis réz-szulfát oldattal és/vagy cink-jodid oldattal 8
7. Vízbontás Hoffmann-féle készülékkel. A Faraday-állandó értékének nagyságrendi meghatározása 9
8. Kísérletek a termofeszültség bemutatására 11
a) A termoelektromosság alapkísérlete 11
b) Egyszerű termoelem készítése 11
c) Termocsillag bemutatása 12
d) Gázégő biztosítójának működése 12
Elektrokémia fizikatanároknak 14

Figyelem!

Amelyik eszközt nem találja a mérőhelyen a fiókokban, keresse a vegyifülkében!

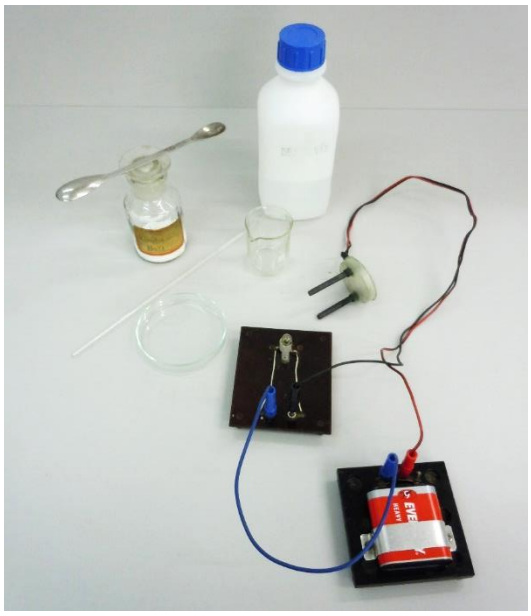
Használat után kérjük az eszközöket megtisztítani, csapvízzel leöblíteni!

Kulcsfogalmak

- Elektromos vezetés folyadékokban
- Fajlagos vezetőképesség
- Galvánelem, elektromotoros erő, kapocsfeszültség
- Elektród, elektrolit
- Elektrolízis, vízbontás
- Faraday-törvények
- Transzportfolyamatok, kereszteffektusok

A mérésleírásokat követően egy „elektrokémia fizikatanároknak” fejezet található. Azt ott leírt tartalmak szabadon felhasználhatóak a laborra való felkészüléshez.

1. Az elektrolitikus vezetés szemléltetése sóoldattal, zsebizzóval



A kísérlet célja

Az elektrolitok vezetésének bemutatása

Szükséges anyagok, eszközök

- desztillált víz
- konyhasó (nátrium-klorid, NaCl)
- zsebtelep
- zsebizzó
- röpzsinórok
- grafitelektródok, műanyag lemezbe rögzítve
- főzőpohár, 100 cm^3-es
- petri-csésze
- vegyszereskanál
- üvegbot

Leírás

A grafitelektródokat az izzó közbeiktatásával csatlakoztassa 4,5 V-os zsebtelephez!

Szórjon kevés szilárd konyhasót az óraüvegre! „Mártsa” bele a sóba az elektródokat! Figyeljük meg, hogy az izzó nem világít!

Öntsön ezután desztillált vizet a főzőpohárba úgy, hogy az elektródok kb. 1 cm mélyen belemerülhessenek! Mártsa bele az elektródokat a vízbe! Figyeljük meg, hogy az izzó nem világít!

Szórjon ezután fél vegyszeres kanálnyi konyhasót a vízbe, az üvegbottal keverje el! Mártsa bele az elektródokat a vízbe, figyelje meg az izzót! Oldjon újabb adag sót a vízben többször egymás után! Figyelje meg a változást az izzón!

Figyelem!

A vegyszeres kanál kizárólag a szilárd vegyszer adagolására szolgál! Az oldatot az üvegbottal kell keverni! Az elkészített oldatot hagyja meg és használja fel az 5. mérésben!

Feladat

- Magyarázza meg, miért nem világít az izzó, amikor szilárd konyhasóba illetve desztillált vízbe mártottuk! Miért világít, amikor a konyhasót feloldottuk? Mi a magyarázata annak, hogy az izzó fényessége változik? A magyarázat során térjen ki az anyagszerkezeti részletekre is!
- Mi történne, ha cukrot oldanánk a vízben?
- Soroljon fel még legalább három anyagot, amivel a konyhasót helyettesíteni lehet!

2. Az ionsúrlódási jelenség bemutatása

A kísérlet célja

Az ionsúrlódási jelenség bemutatása, a Lorentz-erő irányának bemutatására egy érdekes példán.

Szükséges anyagok, eszközök

- kristályosító csésze vagy Petri-csésze
- hengerpalást alakúra hajlított rézlemez, mint elektród

- szénelektród
- tápegység
- röpzsinórok
- korong alakú mágnes
- parafareszelék
- réz-szulfát-oldat (rézgálic-oldat; $CuSO_4$-oldat)

Leírás

Tegyük a hajlított rézlemezt az üvegedénybe! Öntsünk réz-szulfát-oldatot a tálba és állítsuk bele a szénelektródot! Helyezzük a mágnest az üvegtál alá!

Kapcsoljunk a réz- és a szénelektródra 12 V-os egyenfeszültséget (ehhez a tápegység 3 db 4 V-os kimenetét kell sorba kötni)! Figyeljük meg, hogy az egymásra merőleges mágneses és elektromos tér hatására az ionok mozgásának következtében az egész oldat forgásba jön! Ezt jól láthatóvá tehetjük, ha a folyadék felszínére kevés(!) parafareszeléket szórunk.

Végezze el úgy is a kísérletet, hogy megfordítva a mágnest, felcseréli annak pólusait! Mi változott? Végezze el úgy is a kísérletet, hogy a tápegység pólusait felcserélve megfordítja az áramirányt! Mi változott?

Figyelem!

A kísérlet elvégzése után a réz-szulfát-oldatot öntse vissza az edénybe figyelve arra, hogy parafa darab nem kerüljön bele. Az edényt öblítse el!

Elméleti és módszertani kérdések

- Magyarázza meg, miért jönnek mozgásba az ionok ebben a kísérletben! Milyen irányban mozognak a rézionok és milyen irányban a szulfátionok?
- Magyarázza meg a mágnes illetve a telep pólusainak felcserélésekor tapasztalt változásokat!
- Milyen témakör tárgyalása során mutatná be a kísérletet diákjainak?

3. Galvánelem összeállítása, működésének vizsgálata

A kísérlet célja

A galvánelemek felépítésének modellezése, működésük alapjának bemutatása

Szükséges anyagok, eszközök

- rézlemez
- cinklemez
- réz-szulfát-oldat ($CuSO_4$-oldat), 1 mol/dm^3 koncentrációjú
- cink-szulfát-oldat ($ZnSO_4$-oldat), 1 mol/dm^3 koncentrációjú
- 1 db kisméretű főzőpohár (amibe a cinklemez belefér)
- röpzsinórok
- krokodilcsipeszek
- kisméretű mázatlan cserépedény (alján nem lukas!)
- kis üvegtál
- demonstrációs V/A mérő

Leírás

1. Redukciós és oxidációs folyamatok vizsgálata

Öntsünk a főzőpohárba kevés réz-szulfát-oldatot, majd helyezzük az oldatba a cinklemezt! Egy-két percnyi várakozás után figyeljük meg, hogy a fémlemez felületén vörös bevonat jelent meg, réz vált ki rá az oldatból. A lemez cinkatomjai és az oldat rézionjai között ugyanis kémiai reakció, elektronátadás történt:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

A cinkatomok elektront adtak le (oxidáció), a rézionok elektront vettek fel (redukció). A fenti reakcióban ez egyszerre történt, az elektronok közvetlenül a részecskék közt cserélődtek ki.

Ez a reakció elektromos áram termelésére használható, ha sikerül az oxidációs és a redukciós folyamatot térben elválasztani, és az átadott elektronokat vezetéken át vezetni. Ugyanakkor biztosítani kell az áramkör záródását, azaz az oldatok közt az ionok átjárását az oldatok keveredése nélkül. Ez megvalósítható, ha ún. diafragmával (pl. mázatlan cserép) választjuk el az oldatokat.

2. Galváncella (Daniell-elem) összeállítása

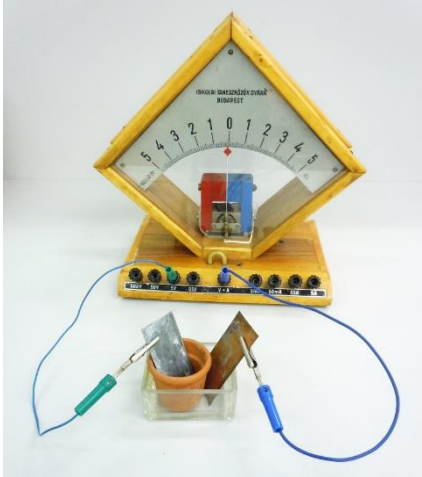
Öntsünk egy kis üvegtálba réz-szulfát-oldatot, és mártsunk ebbe rézlemezt! Öntsünk egy kis agyagcserépbe cink-szulfát-oldatot és mártsunk bele cinklemezt! Tegyük az agyagcserepet az üvegtálba! A két fémet röpzsinórok segítségével kapcsoljuk feszültségmérőhöz!

Figyeljük meg, hogy a két fém között feszültség mérhető. (A cinklemez mérete, tömege csökkent, a rézlemezen vöröses anyag vált ki, tömege nőtt.)

Az előzőhöz hasonló módon a cinkatomokból cinkionok, a rézionokból rézatomok keletkeznek, de most a redoxireakcióban részt vevő elektronok a feszültségmérőn haladnak át.

Figyelem!

A kísérlet elvégzése után az oldatokat öntse vissza az edénybe, az edényeket és a fémlemezeket öblítse le!



Elméleti és módszertani kérdések

- Mi a különbség az akkumulátorok és a galvánelemek között?

Tippek és trükkök

- 1 mol/dm^3 koncentrációjú oldatot úgy készíthetünk, hogy kimérünk annyi gramm anyagot, mint a vegyület moláris tömege és ebből 1 dm^3 oldatot készítünk
    - a $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ moláris tömege 249,5 g/mol
    - a $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ moláris tömege 287,5 g/mol
- mázatlan cserépedény hiányában úgynevezett sóhidat is használhatunk. Ehhez U alakú üvegcsőbe töltsünk kálium-nitrát(KNO_3)-tartalmú kocsonyát (agar-agart), és ezt fordítsuk bele az egy-egy főzőpohárba öntött oldatokba. Végső esetben kálium-nitrát-oldatba mártott szűrőpapírcsíkot is használhatunk.

4. Krumpli (vagy gyümölcs) áramforrás készítése

A kísérlet célja

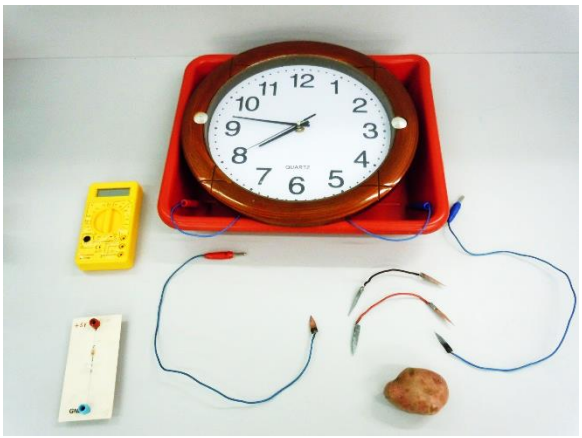
Áramforrás összeállítása házi eszközökből

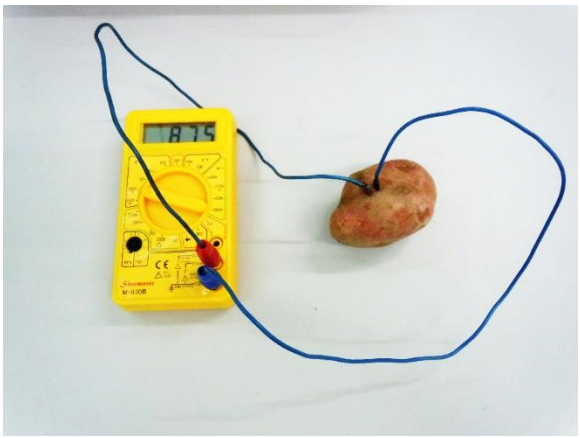
Szükséges anyagok, eszközök

- 3 citrom vagy krumpli (szükség esetén félbevághatók, szeletelhetők, citrom helyett citromlé is használható)
- 3 rézlemez
- 3 cinklemez
- dörzspapír
- röpzsinórok
- krokodilcsipeszek
- digitális multiméter
- falióra, vagy asztali óra (folytonjáró másodpercmutatóval)
- LED-ek

Leírás

A kísérlethez szükséges rézlemezeket és cinklemezeket vezetékhez forrasztva találja. Szúrjon egy rézlemezt és egy cinklemezt egy citromba/krumpliba! (Szükség esetén dörzspapírral hozzon létre friss felületet a fémeken!) A fémeket mélyre, egymással párhuzamosan, viszonylag közel kell beszúrni, de ne érjenek egymáshoz! Minél nagyobb felületük legyen benne a citromban/krumpliban!





Feladatok

- *Mérje meg a citromelem/krumplielem feszültségét a multiméterrel!* Akár 1,5 V feszültséget is mérhetünk, ami elegendő lehet az óra működéséhez!
- *Kapcsoljon egyetlen citrom/krumpli -elemet az órához!* Az óra nem indul el. A feszültségmérővel most megmérve a galváncella feszültségét, azt tapasztaljuk, hogy az 1,5 V-nál jóval kisebb értéket mutat. Most ugyanis az ún. kapocsfeszültséget mérjük, előbb pedig az elektromotoros erőt. A gyümölcselem belső ellenállása miatt előbbi jóval kisebb, mint utóbbi.
- *Kapcsoljon két vagy akár három citrom/krumpli-elemet sorosan és kösse őket (helyes polaritással) az órához! (Szükség esetén a krumpli/citrom darabolható.)* Két vagy három sorbakapcsolt gyümölcselem kapocsfeszültsége most már elegendő ahhoz, hogy elérje a falióra működéséhez szükséges feszültséget.
- *Próbáljon LED-lámpákat is üzemeltetni az áramforrás segítségével!*

Elméleti és módszertani kérdések

- Az eddigi kísérletek tapasztalatai alapján fogalmazza meg, mi szükséges ahhoz alapvetően, hogy elektrokémiai áramforrást állítsunk össze!
- Magyarázza meg középiskolások számára érthetően, hogy mi a belső ellenállás és miért van egy telepnek (*citromelemnek/krumplielemnek*) belső ellenállása!

5. Volta-oszlop építése pénzérmékből

A kísérlet célja

Áramforrás összeállítása házi eszközökből, Volta eszközének modellezése.

Szükséges anyagok, eszközök

- pénzérmék (10 Ft-osok és régi alumínium 1 Ft-osok)
- kartonpapír (itatós papír)
- NaCl-oldat (sós víz) az 1. mérésből
- csipesz
- olló
- röpzsinórok
- digitális multiméter

Leírás

A kartonlapból vágjunk kb. akkora méretű korongokat, mint a pénzérmék! Áztassuk be ezeket csipesz segítségével a nátrium-klorid oldatba (a sós vízbe)! Tegyünk felváltva egymásra a pénzérméket, közéjük nedves kartonlapot!

Feladat

- Mérjük meg az alsó és a felső pénzérme között mérhető feszültséget! Vizsgáljuk meg, hogyan függ a mérhető feszültség az egymásra helyezett érmek számától!

Elméleti és módszertani kérdések

- Mi a fizikatörténeti jelentősége annak, hogy Volta elkészítette ezt az eszközt?

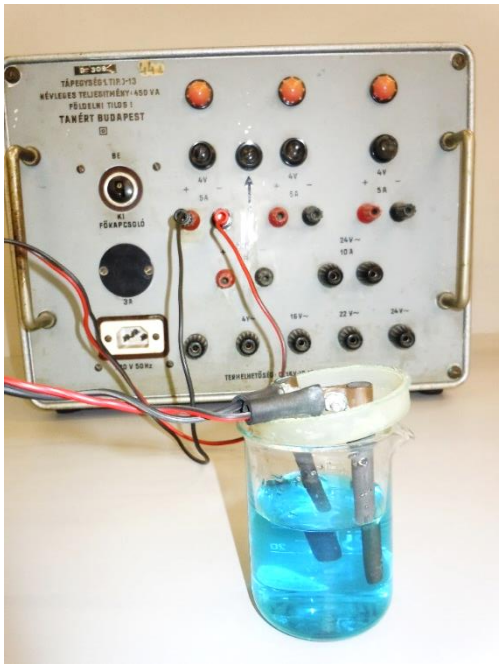
6. Elektrolízis réz-szulfát oldattal és/vagy cink-jodid oldattal

A kísérlet célja

Az elektromos áram kémiai hatásának bemutatása

Szükséges anyagok, eszközök

- 1 db kisméretű (100 cm^3-es) főzőpohár
- 1 db grafitelektród-pár (pl. műanyaglemezbe befogva), fémes kivezetéssel
- dörzspapír
- áramforrás (tápegység)
- röpzsinórok
- réz-szulfát-oldat ($CuSO_4$-oldat) és/vagy cink-jodid-oldat (ZnI_2-oldat)



Leírás

Győződjön meg róla, hogy az elektródok felülete tiszta, bevonattól mentes! Amennyiben nem, dörzspapír segítségével tisztítsa meg őket! Öntsön az egyik főzőpohárba annyi réz-szulfát-oldatot, hogy a grafitelektródok kb. 1 cm mélyen az oldatba merüljenek! Kapcsoljon 4 V feszültséget az elektródokra! Megfigyelhető, hogy néhány percnyi elektrolízis után a + póluson színtelen gáz fejlődik, a – póluson pedig vöröses bevonat képződik. A + póluson ugyanis vízbontás történik és oxigéngáz keletkezik. A – póluson a rézionok rézatomokká redukálódnak az elektromos áram hatására.

Cink-jodid oldattal is elvégezhető a kísérlet. Ekkor a + pólus közelében barnás elszíneződést tapasztalunk, ugyanis az oldatban levő jodidionokból elemi jód keletkezik. A – póluson szürke bevonat jelenik meg, ugyanis itt a cinkionok cinkatomokká redukálódnak.

Figyelem!

Miután elvégezte a kísérletet, az oldatot öntse vissza a megfelelő üvegbe! Öblítse el az edényt és törölje le az elektródok felületét!

Tippek és trükkök

- Túl nagy elektrolizáló áram esetén mindkét elektródon gáz fejlődik, nem ezt a jelenséget kívánjuk megfigyelni!
- Cink-jodid oldatot úgy tudunk előállítani, hogy azonos koncentrációjú cink-szulfát-oldat ($ZnSO_4$-oldat) és kálium-jodid-oldat (KI-oldat) azonos térfogatú részleteit összekeverjük. Az oldatban szintén jelenlevő káliumionok és szulfátionok a reakciókban nem vesznek részt, a kísérlet eredményét nem befolyásolják.

7. Vízbontás Hoffmann-féle készülékkel. A Faraday-állandó értékének nagyságrendi meghatározása

A kísérlet célja

Vízbontás elektrolízissel, a Faraday-állandó értékének nagyságrendi meghatározása a fejlődő gázok tárfogatából

Szükséges anyagok, eszközök

- Hoffmann-féle vízbontó készülék
- egyenáramú tápegység
- árammérő
- röpzsinórok
- híg kénsavoldat (H_2SO_4-oldat)

Leírás

A Hoffann-féle vízbontó készülék egy háromágú közlekedőedény, melyek két szélső ágába aranyfólia elektródák vannak bevezetve. Két szélső ágának felső vége üvegcsappal elzárható. Középső ága fent tartályként kiöblösödik. Ide kell tölteni a híg kénsavoldatot. Töltsük fel a készüléket a csapok nyitott állásában úgy, hogy teljesen és buborékmentesen tele legyenek a csövek az oldattal! (A laborban lévő eszköz feltöltött állapotban található)

Vigyázat!

Ügyeljünk arra, hogy a kénsav sehova se csöpögjön, ruhánkra ne kerüljön! A kísérlethez használt híg kénsav önmagában nem veszélyes, de idővel betöményedik és a bőrt, ruhát roncsolja! Lecsöppenés esetén bő vízzel történő mosás, öblítés szükséges!

Zárjuk el a csapokat és kapcsoljunk az elektródokra 24 V egyenfeszültséget, árammérő közbeiktatásával.

Feladat

- Elektrolizáljunk néhány percen keresztül, hogy 1-2 cm-es gázoszlop jelenjen meg a két szélső szár tetején a csapok alatt. Erre azért van szükség, hogy a folyadék telítődjön a fejlődő gázokkal. Kapcsoljuk le a feszültségforrást és engedjük ki a gázokat, majd zárjuk el a csapokat! Ezután kezdődhet a mérés.
- Kapcsoljuk be az elektrolizáló feszültséget! Kb. kétpercenként olvassuk le a fejlődő hidrogén- és oxigéngáz térfogatát! Ehhez minden alkalommal kapcsoljuk le a feszültséget, várjuk meg, míg a buborékok felszállnak. Leolvasás után indíthatjuk újra az áramot. Jegyezzük fel minden alkalommal az áramerősséget is. Ennek ideális esetben jó közelítéssel végig állandónak kell lennie!
- Amikor már kivált annyi gáz, hogy az egyik szárban kb. 5 cm, a másikban kb. 10 cm magasságú gázoszlop alakult ki, szüntessük be az elektrolízist! Olvassuk le és jegyezzük fel a szükséges adatokat és számítsuk ki a Faraday-állandó értékét a fejlődő hidrogén összmennyiségéből!

Figyelem!

A kísérlet elvégzése után az oldatot hagyja a készülékben!

Segítség a számításhoz:

A hidrogéngáz az elektrolizáló cella – pólusán fejlődik, az oxigéngáz a + póluson.

A reakcióegyenlet alapján vízből kétszer akkora anyagmennyiségű hidrogéngáz fejlődik, mint oxigéngáz (ld. reakcióegyenlet). Mivel azonos állapotú gázok anyagmennyisége és térfogata egyenesen arányos, ezért tapasztaljuk, hogy hidrogéngázból kétszer akkora térfogat keletkezett.

Határozzuk meg a keletkezett hidrogén anyagmennyiségét! Ezt az ideális gáz állapotegyenlete alapján tudjuk megtenni. A térfogatot a vízbontóról, a hőmérsékletet a laborban lévő hőmérőről olvassuk le! A bezárt gáz nyomását a külső légnyomás és a középső szárban lévő folyadékoszlop hidrosztatikai nyomásának összegeként számíthatjuk ki.

A reakcióegyenletből látszik, hogy 2 mol hidrogéngáz keletkezéséhez 4 mol elektron áthaladása szükséges. Így kiszámíthatjuk a reakcióban résztvevő elektronok mennyiségét.

Az elektrolízis során áthaladt töltések mennyiségét az áramerősség és az eltelt idő szorzataként számíthatjuk ki. Ezeket a töltéseket az elektronok szállították. Ha tehát ezt a töltésmennyiséget elosztjuk az elektronok anyagmennyiségével, megkapjuk az elektronok moláris töltését, azaz a Faraday-állandót.

Vessük össze a kapott értéket az irodalmi értékkel!

Számítsuk ki a kapott értékből az elemi töltés nagyságát és ezt is vessük össze az irodalmi értékkel!

Elméleti és módszertani kérdések

- Miért kénsavoldatot elektrolizálunk és nem desztillált vizet? Milyen anyagok híg oldata alkalmas még vízbontásra?

8. Kísérletek a termofeszültség bemutatására

a) A termoelektromosság alapkísérlete

A kísérlet célja

A termoelektromosság (Seebeck-effektus) jelenségének bemutatása

Szükséges anyagok, eszközök

- összeszegecselt vas-réz lemezpár
- iránytű
- Bunsen-égő vagy borszeszégő, gázgyújtó
- főzőpohár, jeges vízzel

Leírás

Az eszközt az iránytűvel együtt állítsuk be a helyi mágneses észak-déli irányába! A lemezek egyik végét melegítsük lánggal, a másikat (ha lehet) mártsuk jeges vízbe!

Figyeljük meg, hogy az iránytű elmozdul.

A jelenség magyarázata, hogy ha két különböző fémből készített zárt kör összeerősítési pontjai között hőmérsékletkülönbség van, akkor töltésáramlás indul. Ezt nevezzük termo-áramnak. A jelenség neve Seebeck-effektus, mely a transzportfolyamatok közé tartozó egyik ún. kereszteffektus (hőmérsékletkülönbség töltésáramot indít).

b) Egyszerű termoelem készítése

A kísérlet célja

Egyszerű termoelem készítése

Szükséges anyagok, eszközök

- 20 cm hosszú konstantán (réz-nikkel ötvözet) drót
- 20 cm hosszú vasdrót
- banándugók
- demonstráció feszültség/ áram -mérő
- gyertya vagy borszeszégő, gázgyújtó

Leírás

A konstantándrót és a vasdrót egy-egy végét csavarjuk és kalapáljuk össze! (Tökéletes megoldásként hegesztés szükséges). Másik végükre erősítsünk banándugót! Az így elkészített eszközt találja a mérőhelyen. Csatlakoztassuk a banándugókat az árammérő funkcióba kapcsolt műszer legfinomabb, 5 mA méréshatárára. Melegítsük lánggal a drótok egymáshoz erősített végét! Figyeljük meg, hogy a műszer áramot jelez

c) Termocsillag bemutatása

A kísérlet célja

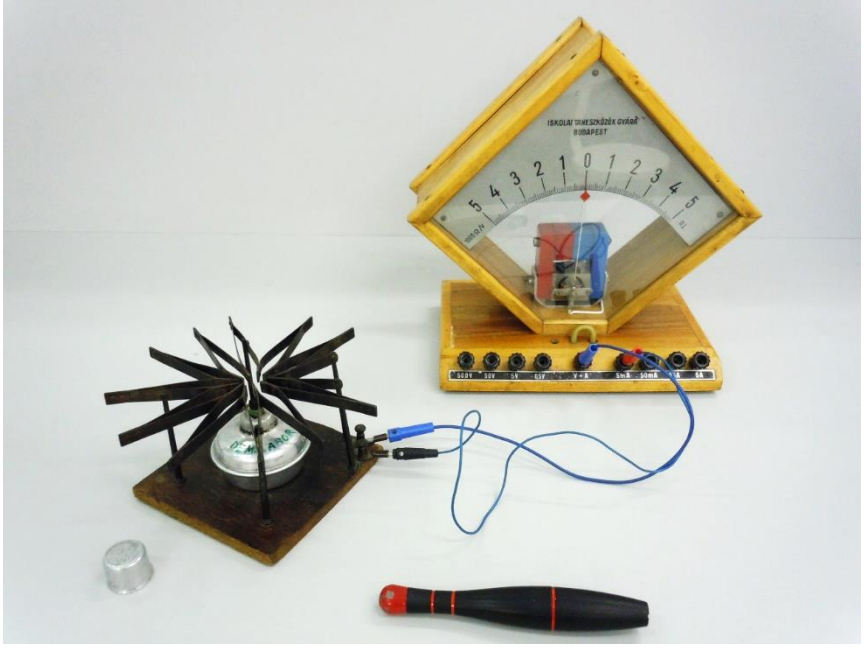
Nagyobb termoelem készítése nagyobb termofeszültség elérésére

Szükséges anyagok, eszközök

- termocsillag
- demonstráció feszültség/ áram -mérő
- borszeszégő, gázgyújtó
- röpzsinórok

Leírás

A termocsillag réz- és vaslemezek összeszegecselésével készül. (Tulajdonképpen az előző eszközből sok példány sorba kapcsolása.) A b) feladatrészhez hasonlóan kössük árammérőre, közepét pedig melegítsük borszeszégő lángjával! Figyeljük meg, hogy az előzőnél érzékelhetően nagyobb áramot mérünk!



Megjegyzés

A a), b) és c) feladatrészben csak közvetetten érzékeltettük a termofeszültséget, az általa keltett áram (mágneses tér) bemutatásával. Sajnos a néhány mV-os nagyságrendű termofeszültség mérésére speciális műszer szükséges. A laborban inkább a szokványos iskolai felszereléssel való demonstrációt választottuk.

d) Gázégő biztosítójának működése

A kísérlet célja

Gáztűzhely mágneses biztosítója működésének bemutatása

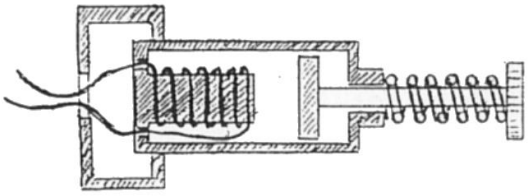
Szükséges anyagok, eszközök

- tűzhelyből kiszerelt mágneses biztosító
- borszeszégő, gázgyújtó

Leírás

A tűzhelyből kiszerelt mágneses biztosító úgy működik, hogy amíg a termoelemet a gázláng hevíti, addig a termoelem áramkörébe kapcsolt elektromágnes egy rugó ellenében behúzott állapotban marad, így nyitva tartja a gázszelepet. Ha a láng elalszik, akkor a termoelem feszültsége megszűnik, a mágnes elenged, a rugó visszahúzza a szelepet, elzárja a gáz útját.

Tartsuk a tűzhelyből kiszerelt biztosító egységét (az eszköz utolsó 0,5 cm-ét) lángba, nyomjuk be zárószelepének gombját! Rövid idő múlva engedjük el! A szelep a helyén marad. Ha a biztosítót kivesszük a lángból, a szelep néhány másodperc múlva nyugalmi helyére visszaugrik.



Elméleti és módszertani kérdések

- Mik azok a transzportfolyamatok? Mik azok a kereszteffektusok? Ismertesse ezeket röviden (milyen hajtóerő minek az áramlását indítja)?
- Soroljon fel gyakorlati alkalmazásokat a Seebeck-effektusra!

Elektrokémia fizikatanároknak

(Szerző: Szakmány Csaba)

Az elektrokémia az elektromos áram és a kémiai reakciók kapcsolatát vizsgálja.

Két fő része:

- galváncellák működése: kémiai reakció elektromos áramot hoz létre, azaz kémiai energiából elektromos energia termelődik
- elektrolízis: elektromos áram hatására kémiai reakció játszódik le, azaz elektromos energia kémiai energiává alakul

---

GALVÁNELEMEK MŰKÖDÉSE

Kísérlet: Réz-szulfát-oldatba cinklemezt, cink-szulfát-oldatba rézlemezt merítünk. Néhány percnyi várakozás után megvizsgáljuk a fémek felületét.

Tapasztalat: A rézlemez felületén nem látunk változást, a cinklemez felületén vöröses bevonat jelent meg.

Magyarázat: A cinkatomok és a rézionok között kémiai reakció játszódik le:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

A cinkatomok oxidálódtak (elektront adtak le), a rézionok redukálódtak (elektront vettek fel):

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

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

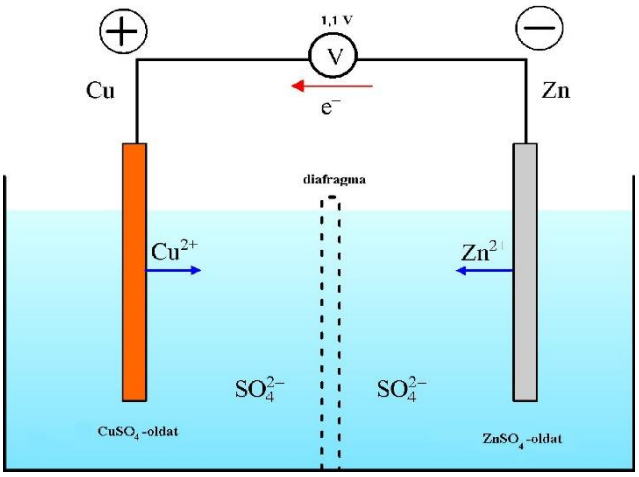
A két részfolyamat egyszerre játszódik le, a cinkatom 2 elektront átad a rézionnak.

Ez a reakció elektromos áram termelésére használható, ha sikerül az oxidációs és a redukciós folyamatot térben elválasztani, és az átadott elektront vezetéken át vezetni.

Ugyanakkor biztosítani kell az áramkör záródását, azaz az oldatok közt az ionok átjárását az oldatok keveredése nélkül. Ez megvalósítható, ha ún. diafragmával (pl. mázatlan cserép) választjuk el az oldatokat.

Kísérlet: Állítsunk össze Daniell-elemet!

Öntsünk egy kis üvegtálba réz-szulfát-oldatot, és mártsunk ebbe rézlemezt! Öntsünk egy kis agyagcserépbe cink-szulfát-oldatot és mártsunk bele cinklemezt! Tegyük az agyagcserepet az üvegtálba! A két fémet röpzsinórok segítségével kapcsoljuk feszültségmérőhöz!



<u>**T**apasztalat:</u> A két fém között feszültség mérhető. (A cinklemez mérete, tömege csökkent, a rézlemezen vöröses anyag vált ki, tömege nőtt.)

<u>**M**agyarázat:</u> a cinkatomokból cinkionok, a rézionokból rézatomok keletkeznek. A redoxireakcióban részt vevő elektronok a feszültségmérőn haladnak át.

A fenti kísérletben galváncellát állítottunk össze.

<u>*Galváncella:*</u> olyan berendezés, amelyben kémiai reakcióból hasznosítható elektromos energia termelődik. Két elektródból áll.

<u>*Elektród:*</u> többféle létezik, ezek közül egy lehetőség, ha a fém a saját ionjait tartalmazó elektrolitba merül. Pl. Zn-lemez + $ZnSO_4$-oldat; Cu-lemez + $CuSO_4$-oldat.

Az egyik elektródon redukció, a másikon oxidáció történik.

<u>*Katód:*</u> az az elektród, amelyen redukció történik. Galváncellák esetén ez a + pólus.

Daniell-elemnél: réz

<u>*Anód:*</u> az az elektród, amelyen oxidáció történik. Galváncellák esetén ez a – pólus.

Daniell-elemnél: cink

<u>*Elektrolit:*</u> elektromosan vezető folyadék, sók oldata vagy olvadéka

A galváncella ábrázolása a <u>celladiagrammal</u> történik.

Celladigram általánosan:

–	anód-fém	anód elektrolit	katód elektrolit	katód-fém	+

Celladiagram Daniell-elem esetén:

–	Zn(sz)	$ZnSO_4$-oldat	$CuSO_4$-oldat	Cu(sz)	+

A két elektród között többféle feszültséget mérhetünk:

1. ***Elektromotoros erő:*** a galváncella két elektródja közt mérhető feszültség abban az esetben, amikor a galváncellán nem halad át áram.

jele: E_{ME} vagy U_0

mértékegysége: V (volt)

Az elektromotoros erő mérése:

- nagyon nagy belső ellenállású feszültségmérővel
- egymás után többféle nagyságú ellenállás sorbakapcsolásával megmérjük a feszültséget a cellán áthaladó áramerősség függvényében és pl. grafikon segítségével extrapolálunk a nulla áramerősséghez tartozó feszültségértékre

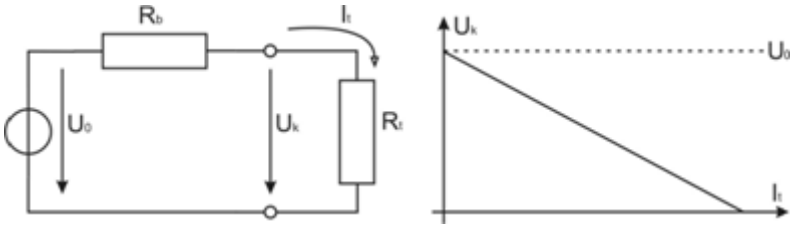
2. ***Kapocsfeszültség:*** a galváncella két elektródja közt mért feszültség, amikor fogyasztót kapcsolunk a galváncellára (amikor áram folyik át a cellán).

jele: U_k

mértékegysége: V (volt)

A kapocsfeszültség mindig kisebb az elektromotoros erőnél a galváncella belső ellenállása miatt.

A galváncellát úgy tekintjük ugyanis, mintha a feszültségforrással sorosan lenne kapcsolva egy R_b belső ellenállás, a rákapcsolt fogyasztó ezzel van sorosan kapcsolva. Amikor az áramkörben áram folyik, a belső ellenálláson is esik valamekkora feszültség.



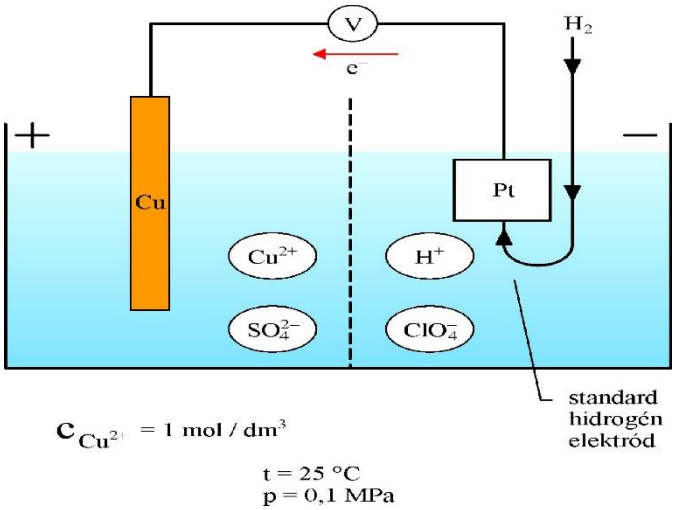
Így:

$$U_0 = U_k + I \cdot R_b, \text{ amiből } U_k = -I \cdot R_b + U_0$$

Ez egy egyenes egyenlete. A mért kapocsfeszültséget az áramerősség függvényében ábrázolva az egyenes meredekségéből a belső ellenállás, a tengelymetszetből az elektromotoros erő kiszámítható.

Az elektromotoros erő (és a kapocsfeszültség) a két elektródra együtt jellemző érték. Ha be szeretnénk vezetni egy olyan mennyiséget, ami csak egy elektródra jellemző (ez a mennyiség az ***elektródpotenciál***), akkor választanunk kell egy olyan elektródot, amihez viszonyítunk.

Ez a viszonyítási elektród a ***standard hidrogénelektród***. Ez olyan gázelektród, melyben platinalemez merül H^+-ionokat 1 mol/dm^3 koncentrációban tartalmazó oldatba, és ebbe buborékoltatunk standard nyomású (0,1 MPa) és 25 °C hőmérsékletű hidrogéngázt. A gázbuborékok a platinalemez felületén megtapadnak, és itt történik meg a reakció.



A standard hidrogénelektród elektródpotenciálja megállapodás szerint 0 V.

Ha olyan galváncellát állítunk össze, melynek egyik elektródja a standard hidrogénelektród, a másik pedig a vizsgálandó elektród, akkor ennek a galváncellának a mért elektromotoros ereje a vizsgált elektród ***elektródpotencálját*** adja. Vagyis ez a mennyiség már csak egy elektródra jellemző!

Az elektródpotenciál jele: ε; mértékegysége: V (volt). Előjeles mennyiség!

Az elektródpotenciál függ:

- az elektród anyagi minőségétől,
- az elektrolit koncentrációjától.

Ha az elektrolit koncentrációját standardizáljuk (azaz minden elektród esetén pl. 1 mol/dm^3-nek választjuk), akkor olyan mennyiséget kapunk, mely csak az adott elektródra jellemző, és csak az elektród anyagi minőségétől függő érték, azaz ez egy anyagi állandó. Ennek a mennyiségnek a neve: ***standardpotenciál***.

jele: ε_0; mértékegysége: V (volt); előjele: + vagy –

A standardpotenciál értéke megmérhető illetve táblázatokból kikereshető.

Megjegyzés:

- középiskolában általában olyan esetekkel találkozunk, amikor az elektrolit koncentrációja 1 mol/dm^3, azaz standardpotenciállal számolhatunk.
- az elektródpotenciál koncentrációfüggését az ún. Nernst-egyenlet írja le.

A standardpotenciál (elektródpotenciál) értékek ismeretében a következőket tudjuk megtenni:

- megállapíthatók a galváncella pólusai (a kisebb standardpotenciálú elektród a – pólus, a nagyobb a +)
- kiszámolható a galváncella elektromotoros ereje a katód és az anód standardpotenciáljának különbségeként: $E_{ME} = \varepsilon^0_{katód} - \varepsilon^0_{anód}$

ELEKTROLÍZIS

Elektrolízishez csak egyenáram használható.

Kísérlet: ZnI_2-oldatba két szénelektródon keresztül elektromos áramot vezetünk.

Tapasztalat: A telep + pólusához kapcsolt elektród környékén barnás elszíneződést látunk az oldatban, a – pólushoz kapcsolt elektródon szürke bevonat jelenik meg.

Magyarázat: Az oldatban levő + és – töltésű ionok az ellentétes töltésű elektródokhoz vándorolnak, és ott semlegesítődnek (elektront adnak le ill. vesznek fel):

– pólus: $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$

+ pólus: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Az elektródok közül az anód és a katód definíciójául ugyanazt használjuk, mint a galváncelláknál. Ennek következményeképp azonban itt a – elektród a katód és a + elektród az anód.

Az oldatban levő ionok jellemzőitől függően az alábbi folyamatok történhetnek:

- A -0,83 V-nál nagyobb standardpotenciálú + ionok és az egyszerű – töltésű ionok semlegesítődnek az elektródokon, a belőlük keletkező anyagok „leválnak”. Pl.: Hg^{2+}, Ag^+, Cu^{2+}, Pb^{2+}, Co^{2+}, Fe^{2+}, Zn^{2+}, F^-, Cl^-, I^-, Br^- stb.

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

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

  $$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$$

- A -0,83 V-nál kisebb standarpotenciálú + ionok (és az ammóniumion) a – elektródhoz vándorolnak ugyan, de nem válnak le, hanem helyettük a vízből H_2 és OH^--ion (hidroxidion) keletkezik, a vízbontáshoz ugyanis kisebb energia szükséges:

  $$2\,H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

  → Az oldat pH-ja nő!

  Ilyen fémionok: Al^{3+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Na^+, K^+

- Az összetett – ionok a + elektródhoz vándorolnak ugyan, de helyettük a vízből O_2 és H^+-ion keletkezik:

  $$2\,H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$$

  → Az oldat kémhatása csökken.

  Ilyen ionok: SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, NO^{3-}, PO_4^{3-} stb.

Azaz pl. Na_2SO_4-oldat elektrolízisekor vízbontás történik mindkét elektródon, összességében a víz bomlik hidrogéngázra és oxigéngázra (a keletkező OH^- és H^+-ionok ugyanis semlegesítik egymást).

A vízbontás bruttó reakcióegyenlete:

$$2\ H_2O \xrightarrow{4e^-} 2H_2 + O_2$$

Ez azt jelenti, hogy 2 mol víz elbontásához 4 mol elektron szükséges, ennek következtében 2 mol hidrogéngáz és 1 mol oxigéngáz keletkezik.

Megjegyzés: a –0,83 V-nál kisebb standardpotenciálú fémeket vagy olvadékelektrolízissel állítják elő (ld. alumíniumgyártás) vagy oldatelektrolízis esetén higanyt alkalmaznak katódként, amiben a leváló fém fizikailag oldódik és a higannyal ötvözetet (amalgám) hoz létre.

<u>Az elektrolízis mennyiségi törvényei:</u>

Az elektrolízis során kiváló anyag mennyiségére vonatkozó törvényeket elsőként Faraday ismerte fel 1833-ban, azaz több mint fél évszázaddal az elektron felfedezése előtt! → Ma már nem pont azokat a megfogalmazásokat használjuk.

<u>Faraday I. törvénye:</u> az elektrolízis során az elektródon leváló anyag tömege egyenesen arányos az elektrolizálócellán áthaladt elektromos töltéssel.

Másképp: az elektrolízis során az elektródon leváló anyag tömege egyenesen arányos az elektrolízishez használt áram erősségével és az eltelt idővel.

$$m \sim Q$$

$$m = kQ$$

$$m = kIt$$

m: levált anyag tömege

k: elektrokémiai egyenérték (anyagi állandó), megadja, hogy 1 C töltés hatására mekkora tömegű anyag válik le az elektródon.

Q: áthaladt töltés mennyisége

I: áramerősség

t: eltelt idő

Felhasználtuk az $I = \frac{Q}{t}$ összefüggést.

<u>Faraday II. törvénye:</u> az elektrolizálócellán áthaladt töltések mennyisége egyenesen arányos az elektródreakcióban részt vevő elektronok anyagmennyiségével.

Következmény: az elektrolizálócellán áthaladt töltések mennyiségének és az elektródreakcióban részt vevő elektronok anyagmennyiségének hányadosa állandó. Ez az érték az ún. Faraday-állandó, ami nem más, mint az elektron moláris töltése, azaz 1 mol elektron töltése.

Értéke: $F = qN_A$

ahol q az elemi töltés (egy elektron töltésének abszolútértéke), N_A az Avogadro-állandó.

Behelyettesítve:

$F = 6{,}023 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}6022 \cdot 10^{-19} = 96500$ C/mol

Ezek alapján kiszámítható tetszőleges elektródfolyamat esetén a leváló anyag tömege.

A két törvény összekapcsolható, az anyagok elektrokémiai egyenértéke adataikból kiszámolható:

$k = \frac{M}{z \cdot F}$, ahol M az adott anyag moláris tömege, z az adott ion töltése.

<u>Az elektrolízis alkalmazásai:</u>

- fémbevonat készítése ill. vastagítása (=galvanizálás)
- fémek (pl. réz) tisztítása (raffinálás)
- fémek előállítása sóik oldatából vagy olvadékából
- eloxálás (védőoxidréteg kialakítása elektrokémiai úton)