

Átviteli szám meghatározása

Elméleti alap: Novák Mihály, Szűcs Árpád: Elektrokémia I–II, 5. és 11. fejezetek.

Gyakorlat típusa: Páros.

Gyakorlat célja: Iontranszport folyamatok megismerése és mérése.

1. Bevezetés

1.1. Töltésáramlás másodfajú vezetőkben

Másodfajú vezetőkben (pl. elektrolitok oldatában) a töltést ionok szállítják. A különböző ionok nem egyforma mértékben járulnak hozzá a töltés transzportához, s részvételük arányát az ún. átviteli szám (t) adja meg a következő egyenlet szerint:

$$t_i = \frac{|Q_i|}{\sum |Q_i|} = \frac{|Q_i|}{Q}, \quad (1)$$

ahol t_i az i -edik ion átviteli száma, Q_i ezen ion által szállított töltés és Q a teljes töltés. (Az abszolút érték azért szükséges, mert bár a kationok az egyik irányába mozdulnak el pozitív töltést (áramot) szállítva, az anionok ellenkező irányba negatív töltést (áramot) szállítva, azonban hozzájárulásuk az összarámhoz, illetve töltéshez ekvivalens.) Az egyes ionfajták által szállítható töltés függ az egy ion által szállítható töltéstől (az ion töltésszáma, z_i), az ionok mennyiségétől (a koncentrációjától, c_i) és az ionok vándorlási sebességétől (\vec{v}_i). Ez utóbbi arányos a mozgó elektromos tér nagyságával, a térerősséggel (\vec{E}). A kettő hányadosa az elektromos mozgékonyság (u):

$$u_i = \left| \frac{\vec{v}_i}{\vec{E}} \right|, \quad (2)$$

így minden i -re

$$|Q_i| \propto |z_i| \cdot c_i \cdot u_i. \quad (3)$$

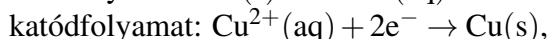
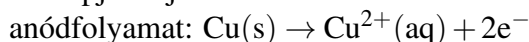
Amennyiben olyan biner elektrolit oldatunk van, amelyben a kation és az anion töltésszáma abszolút értékben megegyezik ($z_+ = |z_-|$, így $c_+ = c_-$), akkor

$$t_+ = \frac{u_+}{u_+ + u_-} = 1 - t_-. \quad (4)$$

1.2. Hittorf módszere

A módszer azon alapszik, hogy ha egy adott oldott elektrolit egyik (és csak egyik) komponense reverzibilisen oxidálható és redukálható, egy elektrolízis cellában a koncentrációja megváltozik az elektródok körül az elektrolízis során. A változást ionok beoldódása vagy kiválása, és az ionok ellentétes irányú vándorlása (migrációja) együttesen alakítja ki. A gyakorlat során a réz(II)-szulfát oldatot tanulmányozzuk, s ennek megfelelően a további tárgyalásban ez lesz a példánk is.

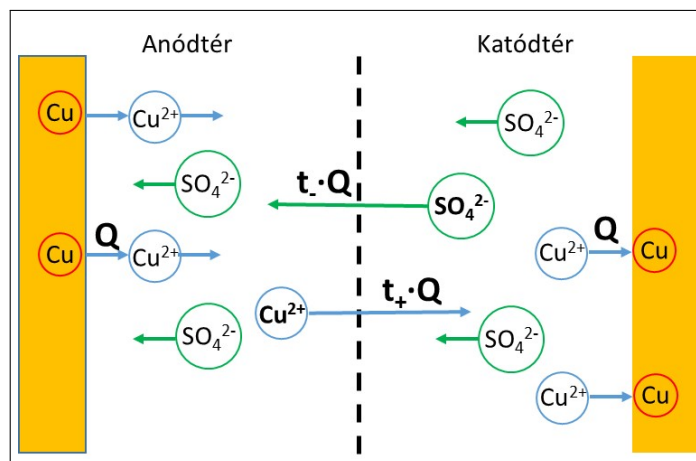
Az 1. ábra alapján lejátszódó félcella reakciók:



azaz 1 mol Cu oldódása (vagy kiválása) 2 mol elektron átvitelét, azaz $2F$ töltés átvitelét jelenti, ahol F a Faraday-állandó (moláris elemi töltés, 96485 C/mol).

Így Q töltés hatására az anódon $\frac{Q}{2F}$ anyagmennyiségű Cu oldódik be az anódtérbe, s a töltés transzport miatt $t_+ \cdot \frac{Q}{2F}$ anyagmennyiségű Cu^{2+} -ion távozik el az anódtérből, azaz a nettó változás (növekedés):

$$\Delta n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{Q}{2F} - \frac{t_+ \cdot Q}{2F} = t_- \cdot \frac{Q}{2F}. \quad (5)$$



1. ábra. A CuSO_4 oldat elektrolízisének részfolyamatai.

Ugyanezen idő alatt $t_- \cdot \frac{Q}{2F}$ anyagmennyiségű SO_4^{2-} -ion jön az anódtérbe, azaz

$$\Delta n_{\text{CuSO}_4} = t_- \cdot \frac{Q}{2F}. \quad (6)$$

A katódtérben mindennek a fordítottja történik, azaz Q töltés hatására $\frac{Q}{2F}$ anyagmennyiségű Cu^{2+} -ion válik ki, s a töltés transzport miatt $t_+ \cdot \frac{Q}{2F}$ anyagmennyiségű Cu^{2+} -ion jön a katódtérbe, azaz a nettó változás (csökkenés):

$$\Delta n_{\text{CuSO}_4} = -t_+ \cdot \frac{Q}{2F}. \quad (7)$$

A nettó folyamat tehát Δn anyagmennyiségű CuSO_4 átvitele a katódtérből az anódtérbe. Az összes töltés és az anód-, katódtér CuSO_4 anyagmennyiségének változásából t_+ és t_- meghatározható.

1.3. Koncentrációs elemek

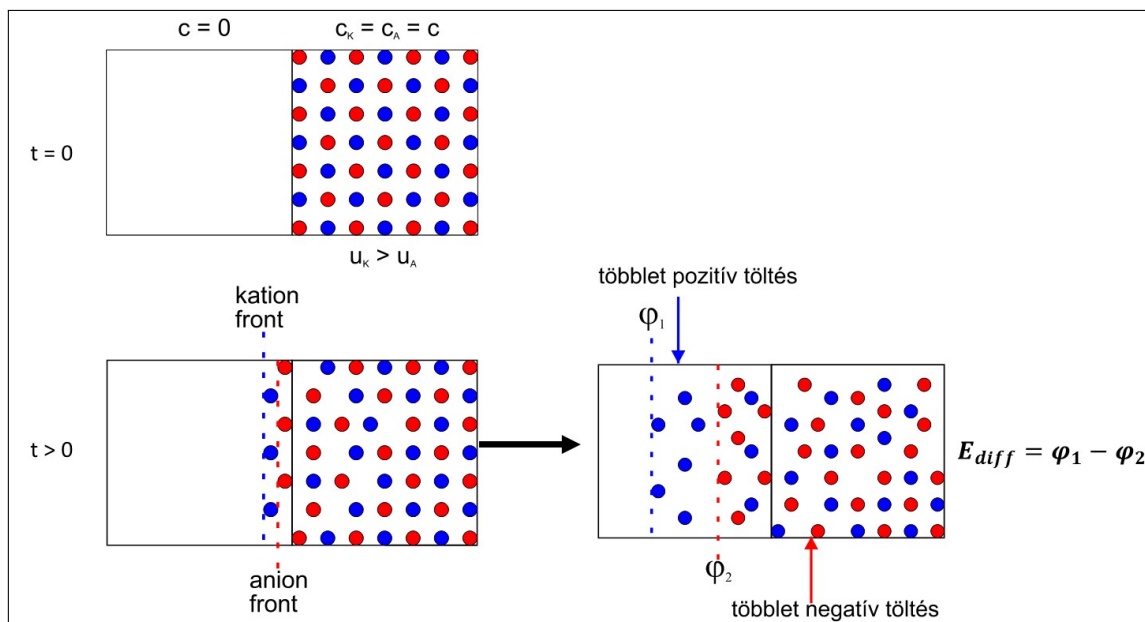
Az elektrolízis során az anód és katódtér réz(II)-szulfát koncentrációja megváltozik, ezáltal egy koncentrációs elem alakul ki. (A két elektród/félcella csak abban különbözik, hogy az elektrolitok oldatbeli koncentrációja különböző.)

Az ún. átvitel nélküli koncentrációs elemek esetén a cellafeszültség árammentes állapotban, ha a két félcella külön-külön egyensúlyban van, megegyezik a cellareakció potenciáljával, azaz a két félcella egyensúlyi elektródpotenciáljának különbségével:

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{anód}} - E_{\text{katód}} = \left(E^0 + \frac{RT}{2F} \ln(a_{\text{Cu}^{2+}, \text{anód}}) \right) - \left(E^0 + \frac{RT}{2F} \ln(a_{\text{Cu}^{2+}, \text{katód}}) \right) = \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{\text{Cu}^{2+}, \text{anód}}}{a_{\text{Cu}^{2+}, \text{katód}}} \quad (8)$$

Ekkor az oldatok nem keverednek, az oldatok elektromos kapcsolata egy ún. sóhíddal valósul meg (pl. ebben a gyakorlatban 1 mol/dm³ koncentrációjú KCl-dal átitatott agaragar géllal megtöltött üvegcső, ld. később, 4. ábra), ahol nem alakul ki az eltérő mozgékonyaságú ionok szeparációjából származó ún. diffúziós potenciál (E_{diff}), mert a kálium- és kloridionok elektromos mozgékonyasága ill., diffúziós koefficiense gyakorlatilag megegyezik.

Ha a félcellák között lehetséges az oldatok keveredése (diffúzió lehetséges a különböző koncentrációjú térfelek között), akkor ún. átvitel nélküli koncentrációs elemről van szó. Ekkor a mérhető terheletlen cellafeszültség (elektromotoros erő, E_{MF}) magában foglalja a félcellák közötti oldat–oldat határon kialakuló diffúziós potenciált is.



2. ábra. A diffúziós potenciál (különbség) szemléltetése.

A diffúziós potenciál kialakulásának vázlatja látható a 2. ábrán. A gyorsabb, nagyobb elektromos mozgékonyaságú ionok hagyják a lassabb ionokat, ami miatt egy töltésszeparáció alakul ki a különböző koncentrációjú oldatok határán. Ez egy potenciálkülönbség kialakulását jelenti (diffúziós potenciál), amely a gyorsabb ionokat lassítja, a lassabb ionokat gyorsítja, míg egy átlagos, közös diffúziósebességet nem érnek el. A diffúziós potenciál kialakulása miatt viszont

$$E_{MF} = E_{cell} + E_{diff} = 2 \cdot t_- \cdot \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{Cu^{2+}, anód}}{a_{Cu^{2+}, katód}}. \quad (9)$$

Így elvileg lehetőség van az átviteles koncentrációs elem elektromotoros erejének méréséből meghatározni az átviteli számot, ha az aktivitások ismertek. Ugyanakkor sokkal egyszerűbb, ha ugyanolyan koncentrációs elemnél megmérjük az elektromotoros erőt átvitel nélküli és átviteles esetben is. Ekkor ugyanis

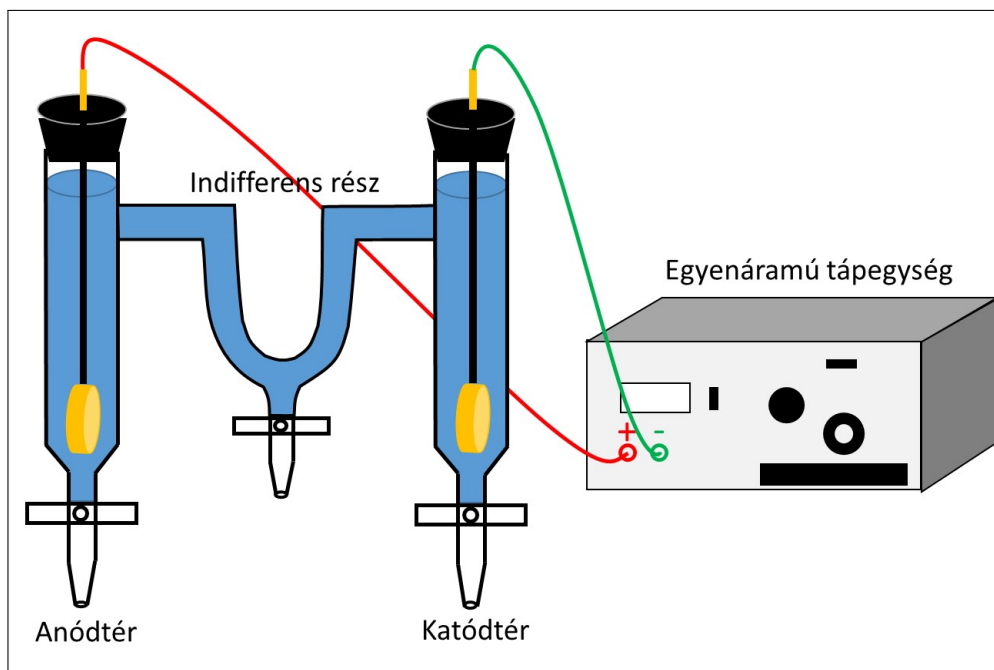
$$\frac{E_{MF, \text{átviteles}}}{E_{MF, \text{átvitel nélküli}}} = 2 \cdot t_- . \quad (10)$$

2. A mérések menete

2.1. Hittorf módszere – kivitelezés

Hittorf (Johan Wilhelm, 1824–1914) egy speciális cellát (ld. 3. ábra) tervezett azért, hogy az elektrolízis során a katód- és anódtérben bekövetkező változásokat minél jobban el lehessen különíteni. A cellának három tere van: katódtér, anódtér, valamint a kettőt összekötő indifferens rész. Mind a három résznek külön csapja van, így elektrolízis után a három térrész oldattömege elválasztható egymástól.

- Készítsenek 250 cm^3 térfogatú $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú réz(II)-szulfát oldatot.
- A Hittorf-cella elektródjait csiszolják meg vízzel megnedvesített csiszolópapírral, mossák le, szárítsák meg acetonnal és mérjék meg a tömegüket analitikai mérlegen. A cella elektródjai közül a kisebb tömegűt válasszák katódnak. Így elkerülhető, hogy mindig csak az egyik elektród fogyjon a gyakorlatok alatt.
- A cellát úgy szereljük fel egy Bunsen állványra, hogy az oldatok leeresztésénél használt Erlenmeyer-lombikok aláférjenek. A száraz lombikok tömegét mérjük meg az oldatok leeresztése előtt.



3. ábra. A Hittorf-cella vázlatja.

- A csapokat (ha szükséges) feltöltés előtt zsírozzák meg.
- Töltsék fel $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú réz(II)-szulfát oldattal a Hittorf-cellát úgy, hogy az megtöltse az indifferent rész összekötő csöveit is (ld. 3. ábra).
- Az elektródokat úgy helyezik bele az elektrolizáló cellába, hogy minél közelebb legyenek az anód és a katódtér aljához, de ne érjenek az üvegfalhoz.
- Csatlakoztassák az elektródokat az egyenáramú tápegységhez, s a megfelelő feszültség beállítása után indítsák el az elektrolízist és az adatgyűjtést is. Kb. két órás elektrolízis célszerű, ld. még az 1. Kiegészítést is.
- Az elektrolízis befejezése után az oldatokat erresszék le a cellaterekből. Először a katód- és anódtér csapját kell megnyitni úgy, hogy a csepegés sebessége kb. egyforma legyen mindkét térrészből (nem folyhat, csak csepeghet!). Az indifferent rész csapját csak azután lehet megnyitni, ha a három térrészt összekötő csövekből már kifolyt a folyadék, vagyis a térrészek már független oldatrészeket tartalmaznak. A leengedés után mérjék meg az oldatok tömegét. A desztillált vízzel lemosott és acetonnal megszáritott elektródokat szintén le kell mérni.
- Ezután meg kell határozni az eredeti/kiindulási és a három különböző térrészből származó, réz(II)-szulfát oldat molalitását komplexometriás titrálással (ld. 2. Kiegészítés). A sűrűség-, hőmérséklet-változás miatt célszerű a moláris koncentráció helyett a molalitással számolni, azaz térfogatmérések helyett tömegméréseket alkalmazni.

2.2. Hittorf módszere – kiértékelés

- Először az oldaton áthaladt összes töltésmennyiséget (Q) kell meghatározni. Ehhez numerikusan integrálják a mért áram – idő függvényt. Mivel az áramváltozások nem túl nagyok és a mintavételezés elég gyakori, ezért a legegyszerűbb numerikus integrálási formula, a trapézszabály is elegendő.
- Az anód tömegváltozásából a Faraday-törvények alapján határozzák meg, mekkora töltés fordítódott ténylegesen a réz oldódására. Ennek kb. meg kell egyeznie az össz töltéssel, különben túl nagy volt pl. a $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$ folyamat hozzájárulása az áramhoz, s így az átviteli számra kapott eredmény nem lesz megbízható.

- A katód tömegváltozásából is számolják ki a töltést. Ez kevésbé megbízható, mert a réz laza, szivacos állapotban válik ki, nem jól tapad meg a felületen, lehullik pl. a mosás hatására, így a tömegnövekedés mérését meghamisítja.
- Az anód-, az indifferens-, és a katódtér összetétel-változásából meg kell határozni az anyagmennyiség változásokat.

Ehhez készítsék el az 1. (ajánlott) táblázatot. Foglalják össze a minták össz tömegét, a minták titrálással meghatározott molalitásait, az egyes térrészekben levő réz(II)-szulfát anyagmennyiségeket, az egyes térrészekben levő víz tömegeket (az elektrolízis során ez nem változott, mert nem történt vízbontás az adott feltételek mellett), s a víztömegekből és az alapoldat molalitásából az eredeti/kiindulási réz(II)-szulfát anyagmennyiségeket (n_0).

Megjegyzés: Az indifferens térrészben az oldott elektrolit mennyiségének nem szabad változnia. Ennek mérése azért hasznos, mert jelzi, mennyire volt sikeres az elektrolízis. Kis változás azonban mindig előfordul. Ha az anyagmennyiség növekszik az indifferens részben, ezt rendeljék az anódtérhez (onnan szivárgott át), ha az anyagmennyiség csökken az indifferens részben, ezt rendeljék a katódtérhez (oda szivárgott át).

1. táblázat. A mérési eredmények összefoglalása.

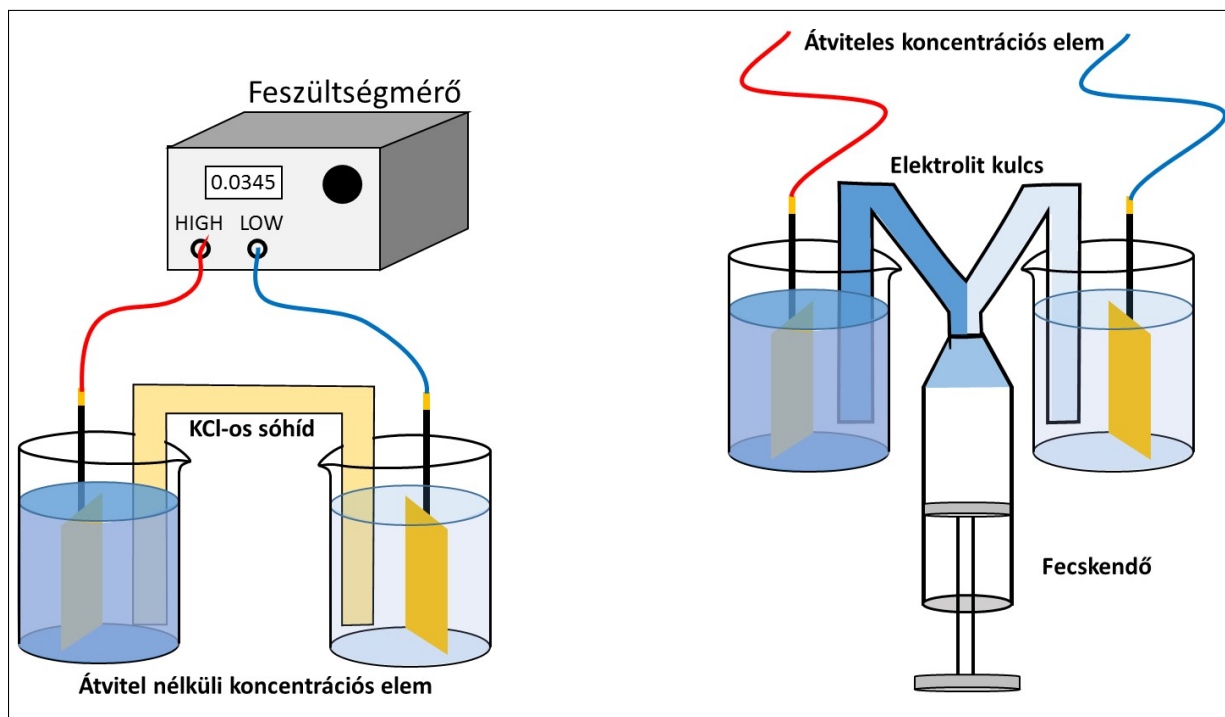
Minta	$m_{\text{össz oldat}}/$ g	molalitás/ (mol/g)	$n_{\text{CuSO}_4}/$ mol	$m_{\text{víz}}/$ g	$n_0/$ mol	$\Delta n/$ mol
Alapoldat		\bar{m}_0				
Anódtér						
Katódtér						
Indifferens						

- Q és Δn ismeretében számítsák ki az átviteli számokat.
- A réz(II) és a szulfátionok átviteli számának arányát meg kell indokolni. A kapott eredményt össze kell hasonlítani a kézikönyvekben található irodalmi adatokkal. (Sok esetben nem közvetlenül az átviteli szám található meg, hanem az ionmozgékonyosság vagy az ionos moláris fajlagos vezetés végtelen híg oldatban.)

2.3. Koncentrációs elemek

A mérésekhez nem az elektrolízissel előállított koncentrációs elemet használják, mert abban túl kicsi a koncentráció különbség, hogy megbízható mérést végezhesenek. Helyette:

- Készítsenek 100 cm^3 térfogatú $0,5 \text{ mol/dm}^3$ -es réz(II)-szulfát oldatot (0. oldat)
- A 0. oldat 30 cm^3 -ét hígítsák 100 cm^3 -re (1. oldat)
- Az 1. oldat 30 cm^3 -ét hígítsák 100 cm^3 -re (2. oldat)
és így tovább a 6. oldatig.
- Válasszanak ki két réz elektródot. Mivel ezek az elektródok nem 100%-os réztartalmúak (mindig tartalmaznak valamennyi cinket, mint ötvöző anyagot), a potenciometriás mérések előtt előkezelést igényelnek. Tisztítsák meg a mérésekhez használt réz elektródokat nedves csiszolópapírral (enyhén, finoman), mossák le alaposan vízzel és acetonnal szárítsák meg.



4. ábra. Koncentrációs elemek.

- Tegyük bele mindkét elektródot a 0. oldatba, s várjanak, amíg a $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ folyamatban a felületi cink kicserélődik rézre (ld. még az 1. Kiegészítést is). Ezt legegyszerűbb úgy követni, hogy az oldatot időnként megmozgatva méri a két réz elektród közötti elektródpotenciál különbséget (feszültséget, ΔE) a feszültségmérővel. Ha a potenciál különbség, $|\Delta E| < 1 \text{ mV}$ és már nem változik, akkor jó közelítéssel azonos (tiszta réz felületű) elektródjaik vannak. (A tapasztalatok szerint 5–10 perc alatt megtörténik a felületi atomcsere.) A továbbiakban az elektródokat nem szabad törölni, csak vízzel mosni és acetonnal szárítani az oldatcserek során.
 - Az 1. és 2. oldattal és a két réz elektróddal állítsanak össze egy átvitel nélküli koncentrációs elemet (még a KCl-es sóhíd nélkül!) a 4. ábra szerint.
 - Cellaként használjanak két, keskeny 50 ml-es főzőpoharat. Célszerű a két félcellát (főzőpohár oldattal + elektród) külön-külön Bunsen-állványra szerelni (mozgathatóan), mert a sóhíd és az elektrolitkulcs nem ugyanolyan távolságot igényel a két félcella között.
 - A töltésátviteli egyensúly(ok) beállta után (kb. 5 perc) a két félcellát kapcsolják össze lemosott és kívülről letörölt KCl-es sóhíddal (4. ábra). Mérjék meg a két elektród közötti potenciálkülönbséget (E_{MF} , átvitel nélküli).
- A sóhíddal való összekapcsolást csak 2–3 másodpercet jelent, amíg a feszültségmérő stabilizálódik, utána egyből vegyék ki a sóhidat, mert a beoldódó KCl (különösen hígabb réz(II)-szulfát oldatoknál jelentősen) változtatja az ionerősséget, így a réz(II)-ionok aktivitását, amely mérésenként más és más lesz. A sóhidat lemosva tegyék vissza az eredeti, 1 M KCl-es főzőpoharakba.
- Ugyanannál a rendszernél a sóhíd helyett használjanak egy elektrolitkulcsot a félcellák összekapcsolására, és a fecskendő segítségével érintkeztessék az oldatokat (ld. 4. ábra). Ha a feszültség stabilizálódik (2–3 másodperc), olvassák le a feszültségmérőről (E_{MF} , átviteles).
 - Az elektrolitkulcsból ne engedjék vissza a félcellákba a (részlegesen) összekevert oldatokat, hanem egy külön gyűjtő edénybe ürítsék, s mossák át vízzel. Nem kell kiszárítani, de a félcellákkal érintkező visszahajló részét le kell törölni a következő kísérlet előtt.
 - A következő lépésben az 1. oldatos félcella változatlan marad. A 2. oldatot cserélik ki a 3. oldatra, s ismétlik meg az előző méréseket ezzel az oldattal, sóhíddal és elektrolitkulccsal egyaránt. A mérést

végezzék el a további oldatokkal is.

- Ha elegendő idejük van, akkor ismételjék meg a kísérleteket a 2–3, 2–4, 2–5, 2–6 oldatpárokkal, ill. a 3–4, 3–5, 3–6, 4–5, 4–6, 5–6 oldatpárokkal is.
- Ábrázolják az $E_{MF, \text{átvitel}}$ értékeket az $E_{MF, \text{átvitel nélküli}}$ értékek függvényében, s a meredekségből határozzák meg az átviteli számot (ld. 10. egyenlet).
- Adataikat foglalják táblázatba, értelmezzék az eredményeket a 2.1. gyakorlat eredményével is összehasonlítva.

Ellenőrző kérdések

1. Mi az átviteli szám? Definiálja a töltésekkel és az elektromos mozgékonyságokkal.
2. Mi a kapcsolat az ionok átlagos vándorlási sebessége és az elektromos térerősség között. Mi az elektromos mozgékonyság?
3. Mitől függ egy adott ion átviteli száma?
4. Vázolja a Hittorf-cella felépítését. Mi a szerepe az egyes térrészeknek?
5. Ha 2,052 g mintában az oldott réz(II)-szulfát anyagmennyisége $2,11 \cdot 10^{-4}$ mol, mekkora a réz(II)-szulfát molalitása? $M_r(\text{CuSO}_4) = 159,62$.
6. Ha az anódtér oldatának tömege 87,90 g, a réz(II)-szulfát molalitása $1,11 \cdot 10^{-4}$ mol/g, és a kezdeti oldat molalitása $1,02 \cdot 10^{-4}$ mol/g volt, mekkora a réz(II)-szulfát anyagmennyiség változása az elektrolízis miatt? $M_r(\text{CuSO}_4) = 159,62$.
7. Hogyan számolja ki az átviteli számot, ha meghatározta a Hittorf-cellán átmenő összes töltést és az anódtérben a CuSO_4 anyagmennyiség változását?
8. Hogyan számolja ki az átviteli számot, ha meghatározta a Hittorf-cellán átmenő összes töltést és az katódtérben a CuSO_4 anyagmennyiség változását?
9. Miért térhet el az összes töltésből számolt és a ténylegesen mért anyagmennyiség változás a Hittorf-cella anódja esetén?
10. Miért térhet el az összes töltésből számolt és a ténylegesen mért anyagmennyiség változás a Hittorf-cella katódja esetén?
11. Mekkora hő fejlődik a cellában, ha 50 V feszültség mellett az elektrolízis során 300 C töltés megy át a cellán? Mennyivel emelné ez 200 g oldat hőmérsékletét, ha nem lenne hőcsere a környezettel? Az oldat fajlagos hőkapacitása legyen $4 \text{ J}/(\text{g K})$.
12. Mik azok a koncentrációs elemek? Milyen cellareakció játszódik le bennük?
13. Mi a diffúziós potenciál, és hogy befolyásolja a koncentrációs elem elektromotoros erejét? Milyen ionok esetén nem alakul ki diffúziós potenciál?

1. Kiegészítés

Az elektrolizáló feszültséget (áramerősséget) optimálisan kell megválasztani. Kis áramerősség esetén az elektrolízis olyan hosszú időt vesz igénybe, hogy az anód- és katódtér koncentrációváltozásában a sűrűségkülönbség miatt kialakuló konvekciónak, illetve a koncentrációkülönbség miatt kialakuló diffúzióknak is jelentős szerepe lesz. Nagy áramerősségek esetén egyes oldatrészek túlmelegedése vezet nem kívánt keveredéshez. Az elektrolízis során a hőtermelés sebessége (elektromos teljesítmény):

$$\frac{dQ}{dt} = U \cdot I, \quad (11)$$

ahol U a cellafeszültség és I az átfolyó áram. Az összes hő állandó cellafeszültségnél (Joule-hő):

$$\int_0^t U \cdot I \cdot dt = U \cdot Q. \quad (12)$$

A mérés során ennek kell átadódni a környezetnek, hogy kb. izoterm legyen a rendszerünk. (A jelenlegi elektródokkal és cellával ez 30–40 mA-es áramokat és 40–45 V cellafeszültséget jelent.) Túl nagy cellafeszültségnél, illetve áramnál az anódfolyamat nem tisztán a $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ folyamat, hanem beindulhat a $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$ folyamat is. Ebben a közegben azonban a Cu(I) nem stabil, hanem diszproporcionálódik: $2\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Cu}^{2+}$. Ez az anód nagyobb mértékű oldódását jelenti, de a beoldódott anód egy része kicsapódik a cellában fém rézként, hibát okozva a mérésekben és a számolásokban. Ezért szükséges megmérni az anód és katód tömegváltozását (anyagmennyiség változását), hogy mennyire volt igaz a mérésnél, hogy a réz Cu^{2+} -ként oldódott, ill. a beoldódott réznek megfelelő anyagmennyiségű réz tényleg kivált a katódon.

Szintén hibaforrás, hogy a rendelkezésre álló elektródok nem 100%-os tisztaságú rézből készültek, hanem réz-cink ötvözetek. A cink az elektrolízis során ugyanúgy oldódik, mint a réz (sőt gyorsabban) $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$, ami a rézre vonatkozó áramkihasználást csökkenti. Ugyanakkor a felületi cink atomok egy heterogén redoxi folyamatban elektrolízis nélkül is beoldódnak a réz(II)-szulfát oldatba: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. (Jellegzetes „kivörösödése” történik az elektródnak. A közhiedelemmel ellentétben ugyanis a tiszta réz nem sárga, hanem mélyvörös színű.) Ez egyrészt azt jelenti, hogy az elektródok felülete tiszta réz lesz, ami jó, másrészt a beoldódott cink szennyezi az oldatot, s a cink-ionok is részt vesznek az áramvezetésben, ami rossz, hibát okoz a kiértékelésben. A jelenlegi elektródoknál a cinktartalom elég kicsi ahhoz, hogy ez a hiba, a mérés egyéb hibáihoz képest elhanyagolható.

Ezeket kívül az elektrolízis idejét úgy kell megválasztani, hogy jól mérhető koncentrációváltozások legyenek az anód- és katódtérben, de ne legyen jelentős változás az indifferens térrészben.

A jelenlegi cellánál és elektródoknál ezek a követelmények 43 V elektrolízis feszültséget és két óra elektrolízis időt jelentenek.

A számítógép vezérelt egyenáramú tápegységen ezek az értékek (valamint a biztonsági határfeszültség és a biztonsági határáram értékek) be vannak állítva, csak az adatgyűjtést kell elindítani az áram – idő adatok rögzítéséhez. A használati utasítás a gyakorlat mellékleteként áll rendelkezésre.

2. Kiegészítés

A titráláshoz készíteni kell 250 cm³ térfogatú, 0,015 mol/dm³ koncentrációjú Na₂H₂EDTA-oldatot. Ez közvetlen beméréssel készíthető az *a.l.t.* jelzésű vegyszerből. Az EDTA (etilén-diamin-tetraacetát) nagyon stabil 1:1 komplexet képez a Cu²⁺-ionnal.

A titrálás menete: 250 cm³-es titráló lombikba mérjenek be **pontosan ismert tömegű**, kb. 2 cm³ térfogatú CuSO₄ oldatot és ~100 cm³-re hígítsák desztillált vízzel. Ehhez cseppenként adagoljanak cc. NH₃-oldatot (fülke alatt, bekapcsolt elszívóval!), amíg a kezdetben kiváló csapadék teljesen feloldódik (10–20 csepp). Az így kapott mintához késhegynyi szilárd hígítású (1:50 vagy 1:100 arányú) murexidet adjanak indikátorként és titrálják a Na₂H₂EDTA-oldattal. A murexid saját színe ibolya, a réz(II)-vel képzett komplexé sárga.

Ezek intenzitása jóval nagyobb, mint az oldatban lévő egyéb (általában kék) réz(II) vegyületeké, ezért az ekvivalenciapont nagyon jól meghatározható, amikor a murexidet kiszorítja az EDTA, azaz a murexid saját ibolya színe látható. Legalább két párhuzamos titrálást kell végrehajtani minden esetben! Méréseiket foglalják össze a 2. táblázatnak megfelelően.

2. táblázat. A mérési eredmények összefoglalása.

Minta	$m_{\text{minta}}/$ g	$V_{\text{EDTA oldat}}/$ cm^3	$n_{\text{CuSO}_4}/$ mol	$m_{\text{víz}}/$ g	$\bar{m}_{\text{CuSO}_4}/$ (mol/g)
Alapoldat					
...					
Anódtér					
...					