

Az elektrokémia áttekintése

	Egyensúlyi elektrokémia (árammentes rendszerek)	Dinamikus elektrokémia (áramjárta rendszerek)
Homogén	Elektrolitoldatok termodinamikája: <ul style="list-style-type: none"> • elektrolitos disszociáció • ionok termodinamikája és aktivitása 	Elektrolitok vezetése: <ul style="list-style-type: none"> • elektrolitos vezetés • ionmozgékonyág • Kohlrausch-törvények
Heterogén	Galvánelemek/galváncellák és elektródok termodinamikája: <ul style="list-style-type: none"> • elektrokémiai cellák • cella- és elektródpotenciál • elektródok típusai 	Elektródfolyamatok kinetikája: <ul style="list-style-type: none"> • csereáramok • túlfeszültség • Tafel-egyenlet • Butler-Volmer-egyenlet • elektrolízis • akkumulátorok

Elektródfolyamatok kinetikája (heterogén dinamikus elektrokémia)

1. Tapasztalatok (áramsűrűség-túlfeszültség, kapcsolatok, csereáram(ok), Tafel-egyenlet, ...)
2. A tapasztalatok értelmezése (a kettősréteg és modelljei, Volta- és Galvani-potenciál; az elektródfolyamat kinetikája, a Butler-Volmer-egyenlet; a túlfeszültség alsó és felső határa, polarizáció, diffúziós határáram)
3. Gyakorlati elektrokémia (áramtermelő galvánelemek, akkumulátorok, tüzelőanyag-cellák, polarográfia, voltammetria, elektrolízis, korrózió)

Elektródfolyamatok kinetikája (heterogén dinamikus elektrokémia)

- Az **egyensúlyi elektrokémia** (az elektrolitoldatok, a galvánelemek és az elektródok termodinamikája) az egyensúlyi állapotokat, a változások termodinamikai lehetőségét írja le. Az ilyen rendszerekben nem folyik áram, a terheletlen galvánelem nem végez munkát, az elektródokon nincs változás.
- A **nemegyensúlyi elektrokémia [dinamikus elektrokémia]** dinamikai folyamatokat tárgyal, ilyenkor a rendszer nincs egyensúlyban, hanem változásban van: áram folyik az oldatban és az elektródokon, anyag le- vagy kiválás van az elektródfelületeken: az egyensúlyi potenciáltól eltérő kapocs-, ill. túlfeszültség érvényesül.

Elektródfolyamatok kinetikája (heterogén dinamikus elektrokémia)

- A **dinamikus elektrokémia** a **galvánelemekben** lejátszódó spontán vagy az **elektrolízisben** kikényszerített folyamatok feszültség- és áramviszonyait, elsősorban az elektródtörténések idő- és térbeliségét írja le.
- Mind a galvánelemek, mind az elektrolízis megértéséhez szükséges az elektródfolyamatok kinetikájának és mechanizmusának ismerete.

1. Tapasztalatok

Egyensúlyi (árammentes) potenciálok (ismétlés):

- A cellapotenciál és a cellában lejátszódó kémiai folyamat standard reakció-szabaddentalpiája közötti termodinamikai kapcsolat ismert:

$$-vFE_{cell}^{\theta} = \Delta_r G^{\theta}$$

- Ismert az egyensúlyi cellapotenciál (e.m.e), ill. az elektródpotenciál koncentrációfüggése:

$$E_{cell} = E^{\theta} - (RT/vF) \ln Q$$

$$E = E^{\theta} + (RT/vF) \ln a_i \text{ (elsőfajú elektródra)}$$

- Ez e.m.e. és a két elektródpotenciál kapcsolata:

$$E_{cell} = E_{jobb} - E_{bal} \quad \text{vagy} \quad E_{cell} = E_{katód} - E_{anód}$$

1. Tapasztalatok

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

- a) **Az áramerősség témakörében:**

- A reakciósebesség definíciója heterogén reakcióban: termékfluxus = $k[\text{részecske}]$

- A két elektródfolyamatban:

$$v_{ox} = k_c[\text{Ox}], \text{ ill. } v_{red} = k_a[\text{Red}]$$

- Az elektródfolyamat sebességének mértéke: j
 - áramsűrűség (j) = áramerősség / felület [A cm^{-2}]
- [Megjegyzés: az ilyen rendszerekben ohmikus ellenállás jelentkezik (ami jól mérhető).]

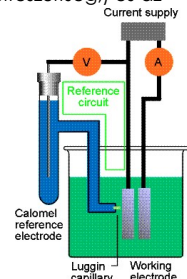
1. Tapasztalatok

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

- b) **A potenciál / feszültség témakörében:** Az eredeti egyensúlyi potenciálok (E) helyett az áramtermelő galvánelemben vagy a működő elektrolizáló cellában, az ezekben „működő”, ún. „polarizált” elektrodokon ettől eltérő potenciál-értékek jelennek meg. Ezeket a következő fogalmakkal írjuk le:
 - **Elektrodokon:** η túlfeszültség (polarizációs potenciál)
 - **Galvánelemben:** kapocsfeszültség ($< E$) [nem fix érték, függ a cella aktuális terhelésétől]
 - **Elektrolizáló cellában:** η túlfeszültség ($> E$) [mi állítjuk be gyakorlati szempontok, célok alapján]
 - Ezek mindegyike – miként az E is – jól mérhető.

1. Tapasztalatok

- A nemegyensúlyi elektrokémiában a feszültség (az elektródpotenciál, a kapocs-, a túlfeszültség,) és az áramerősség (áramsűrűség) kapcsolatát vizsgáljuk.



- A vizsgálatokhoz állandó potenciálú, ún. referenciaelektrodra van szükség. A mai automatizált berendezések (potenciosztátók, amperosztátók stb.) képesek a V potenciált vagy az A áramerősséget állandóan tartani, vagy éppen szabályozottan változtatni.
- Sokféle kísérleti elrendezés ismert, az ábrán egy alaptípust látunk:

1. Tapasztalatok

- A gyakorlati (ipari, analitikai, háztartási stb.) elektrokémia mindig nemegyensúlyi elektrokémia.
- A galvánelemek lényege és haszna, hogy áramforrásként működnek, ilyenkor mindig a terhelt állapotra jellemző kapocsfeszültséggel számolhatunk.
- Elektrolízis csakis külső feszültségforrás hatására következik be, ez az egyensúlyi cellapotenciálnál mindig nagyobb túlfeszültséggel váltható csak ki.
- Az akkumulátorok (újratölthető galvánelemek) példája igen szemléletes: a cella egyensúlyi potenciáljánál kisebb kapocsfeszültséget biztosítanak és csak az e.m.e-jüknél nagyobb túlfeszültséggel tölthetők újra.

1. Tapasztalatok

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

- c) **Áramsűrűség, csereáram(ok):**
 - A tapasztalatok szerint az η túlfeszültség változtatásával az elektródon mérhető j áramsűrűség változik: nőhet vagy csökkenhet, sőt eközben előjelet is válthat.
 - Ez úgy értelmezhető, hogy minden egyes elektródon egyidejűleg $j_c = Fk_c[\text{Ox}]$ katódos, és $j_a = Fk_a[\text{Red}]$ anódos áramsűrűség lép fel. Az (aktuálisan mérhető) j eredő áramsűrűség a kettő különbsége:
 - ha $j_a > j_c$, akkor $j > 0$, az eredő áram anódos,
 - ha $j_a < j_c$, akkor $j < 0$, az eredő áram katódos,
 - ha $j_a = j_c$, akkor $j = 0$, az eredő áram nulla. Ez így is írható: $|j_a| = |j_c| = |j_0|$

1. Tapasztalatok

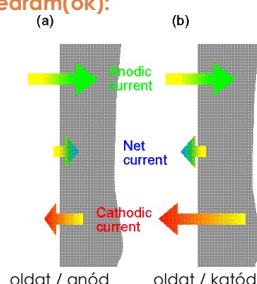
Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

c) **Áramsűrűség, csereáram(ok):**

- (a) anódos és
- (b) katódos eredő áramsűrűség:

$$j_a = Fk_a[\text{Red}]$$

$$j_c = Fk_c[\text{Ox}]$$



1. Tapasztalatok

- Ha $j_a = j_c$, akkor $j = 0$, azaz egyensúlyi helyzetben makroszkópicusan nem tapasztalunk áramot az elektródon.
- **De!** A többi dinamikus kémiai egyensúlyhoz (pl. oldat-egyensúlyok, szilárd/gáz adszorpció stb.) hasonlóan az elektrodokon is dinamikus egyensúly alakul ki, azaz egyensúlyban (makroszkópicusan árammentes állapotban) mindkét – anódos és katódos – áram egyidejűleg és folyamatosan létezik, csak nagyságuk egyenlő, viszont előjelük ellentétes.
- Ez a j_0 a csereáram-sűrűség (néha csereáram)
- **Vigyázat!** A j_0 csereáram makroszkópicusan nulla, ugyanakkor molekulárisan valós érték!

1. Tapasztalatok

13

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

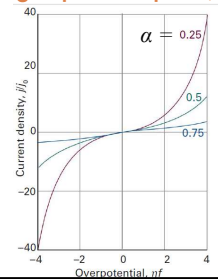
- a) **A túlfeszültség-áramsűrűség kapcsolat típusai, a Tafel-egyenlet:**
- Kis túlfeszültség esetén az áramsűrűség lineárisan nő az alkalmazott túlfeszültséggel: $j = j_0 f \eta$ (ahol $f = F/RT$)
 - Közepes túlfeszültség esetén egy tartományban exponenciális (logaritmikus) kapcsolatot mérünk. Ez a **tapasztalati Tafel-egyenlet**: $j = j_0 e^{(1-\alpha)j\eta}$, $\ln j = \ln j_0 + (1-\alpha)f\eta$
 - Nagy túlfeszültség esetén az áramsűrűség maximumot, határértéket ér el: ez a **diffúziós határáram**.
- Ha $\eta < 0$, úgy $j < 0$: $\ln(-j) = \ln j_0 - \alpha f \eta$

1. Tapasztalatok

14

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

- a) **A túlfeszültség-áramsűrűség kapcsolat típusai, a Tafel-egyenlet:**
- A j áramsűrűség az η túlfeszültség függvényében:



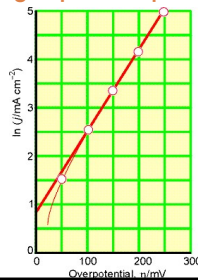
1. Tapasztalatok

15

Mennyiségek a dinamikus elektrokémiában:

- a) **A túlfeszültség-áramsűrűség kapcsolat típusai, a Tafel-egyenlet:**
- A Tafel-egyenlet ábrázolása:

$$\ln j = \ln j_0 + (1-\alpha)f\eta$$



2. A tapasztalatok értelmezése

16

A tapasztalatok értelmezéséhez ismernünk kell:

- az elektród /elektrolit határfelület szerkezetét, összetételét: ez az elektromos kettősréteg és a Nernst-féle adszorpciós réteg leírását jelenti.
- a sebességmeghatározó lépés mechanizmusát: milyen a töltésslépési folyamat $\Delta^\ddagger G$ aktiválási szabadentalpiája, és hogyan módosul ez az η túlfeszültség hatására.
- A diffúzió és az aktiválás szerepének tisztázása, valamint az η és az $\Delta^\ddagger G$ közötti kapcsolat felismerése jelenti az alapját az elektród-folyamatok kinetikai leírásának.

2. A tapasztalatok értelmezése

17

a) **Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:**

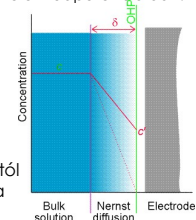
- Az oldat főtömegében az oldott anyag áramlását a szilárd felület felé és attól el főleg – a keverés okozta (gyors) – konvekció biztosítja.
- A szilárd/folyadék fázishatáron mindig (nem csak elektródok és elektrolitok esetén) kialakul egy erősen tapadó folyadékréteg: a **Nernst-féle δ diffúziós réteg**. E rétegben belül az anyagtranszport csak (lassú) diffúzióval történhet, ezért koncentrációgradiens alakul ki.
- Különleges szerkezete nincs. Vastagsága – a keveréstől vagy az elektród forgásától függően – 10^{-3} - 10^{-2} mm. [Forgó elektródon: $\delta = D^{1/3} \eta^{1/6} \omega^{-1/2}$].

2. A tapasztalatok értelmezése

18

a) **Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:**

- Az elektródok esetén – ahol töltések (ionok) vannak mind az elektródban, mind a szilárd fázis határánál lévő oldatrészben – töltésszétválás következik be, ami elektromos kettősréteg képződését eredményezi. Ez tükröződik az elektródpotenciálban.
- Ez az elektromos kettősréteg a δ Nernst-féle diffúziós rétegben belül, a fázishatár körüli szűk tartományban alakul ki. Ennek egyik része a fém-elektrod közvetlen felülete, ahol (pozitív vagy negatív) „töltéstöbblet” van, a másik az az elektrolitréteg, ahol – eltérően az oldatbeli tömbfázistól – a töltéssel bíró ionok térbeli eloszlása nem egyenletes.



2. A tapasztalatok értelmezése

19

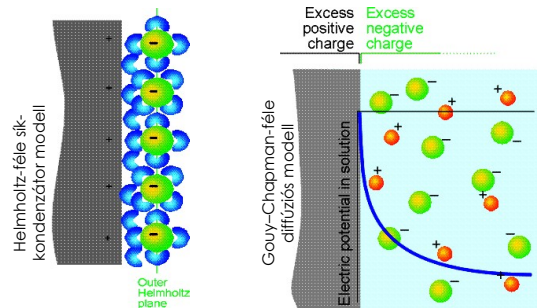
a) Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:

- Az elektromos kettősréteg vastagsága néhány (tíz) hidratált ion-, ill. oldószer molekula átmérő és ez a réteg sajátos szerkezetet mutat.
- A kettősréteg szerkezete három modellel írható le:
 - a Helmholtz-féle sík-kondenzátor modell,
 - a Gouy-Chapman-féle diffúziós modell és
 - a kettő kombinációjából a Stern-féle modell.
- A Nernst-féle diffúziós réteg és a Helmholtz-féle elektromos kettősréteg az elektród felületén. →

2. A tapasztalatok értelmezése

20

a) Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:

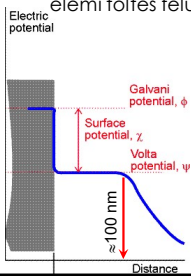


2. A tapasztalatok értelmezése

21

a) Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:

- A kettősrétegen belül az elektromos erőteret egy (e^-) elemi töltés felülettől mért potenciáljával jellemezzük.
 - A végtelenből a felülethez közelítve potenciálja exponenciálisan nő, majd a felület síkszerű töltésének közelében állandósul (ψ Volta-potenciál).
 - A felületen hirtelen megnő (χ felületi potenciál).
 - A kettő együtt a ϕ Galvani-potenciál.
 - Kísérletileg csak a Galvani-potenciál tanulmányozható, ami lényegében az elektródpotenciál.



2. A tapasztalatok értelmezése

22

a) Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:

- Az ϕ elektromos erőterben megváltozik az ionok μ kémiai potenciálja is: ekkor már μ^* elektrokémiai potenciálról beszélünk: $\mu^* = \mu + zF\phi$
- Ez éppen az a növekedés, amit a Volta-potenciál kapcsán látunk: az elektrokémiai potenciál egyre nő, ahogy az ion az oldat tömbjéből közeledik a töltéssel bíró elektródfelülethez.
- [Ha $\phi = 0$, akkor az elektrokémiai potenciál értelemszerűen egyenlő a kémiai potenciállal.]

2. A tapasztalatok értelmezése

23

a) Az elektród /elektrolit fázishatár szerkezete:

- Ennek a két (diffúziós, ill. elektromos) rétegnek meghatározó szerepe van az elektródfolyamatokban.
- Nagy túlfeszültség esetén az elektródfolyamat sebességét – az elektródpotenciáltól független – iondiffúzió határozza meg a Nernst-féle diffúziós rétegen keresztül: ez az ún. **diffúziós kinetika**, mert a nagy potenciálú ionok gyorsan le tudnak válni.
- Közepes túlfeszültségeknél az elektródfolyamat sebességét az elektródfelületen történő töltés- (és anyag-) átlépés sebessége határozza meg: ez a túlfeszültségtől erősen függő ún. **aktíválási kinetika**.
- [Vö. diffúzió-, ill. energiagátolt reakciók oldatokban!]

2. A tapasztalatok értelmezése

24

b) Az elektródfolyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

Mindkét áramra már felírtuk az **áramsűrűséget**:

- katódos áramsűrűség: $j_c = Fk_c[\text{Ox}]$
- anódos áramsűrűség: $j_a = Fk_a[\text{Ox}]$
- [Dinamikus egyensúlyban: $j_0 = j_a = -j_c$]
- Feladatunk a **k sebességi együttható** értelmezése (mint ahogy a homogén reakciók esetén is az volt).

A kulcsfelismerés: az elektródfolyamatokra is érvényes az **aktívált komplex** gondolatmenete:

$$k = B e^{-\Delta G^\ddagger / RT}, \text{ így } j = F B [\text{Ox}] e^{-\Delta G^\ddagger / RT}$$

2. A tapasztalatok értelmezése

25

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

- Az η túlfeszültség (a polarizáció) az elektród folyamat aktiválását befolyásolja, tehát η a k sebességi együttható kitevőjében szereplő aktiválási szabadentalpiát módosítja:

$$\Delta^\ddagger G = \Delta^\ddagger G(0) \pm \alpha z F \eta$$

- Az α az ún. **átlépési tényező**, értéke 0 és 1 között változik, gyakran közel van a 0,5-ös értékhez.

$$k = B e^{-\Delta^\ddagger G / RT} \quad j = FB[\text{Ox}] e^{-\Delta^\ddagger G / RT}$$

- Ennek alapján keressük a j és η kapcsolatát.

2. A tapasztalatok értelmezése

26

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

- Ha az $\text{Ox} + e^- = \text{Red}$ elektródreakcióban (katódos redukció) az elektródot pozitívabbá tesszük

$$j = j_a - j_c = FB_a[\text{Red}] e^{[-\Delta^\ddagger G_a + (1-\alpha)F\eta]/RT} - FB_c[\text{Ox}] e^{[-\Delta^\ddagger G_c - \alpha F\eta]/RT}$$

- E két módosult aktiválási szabadentalpia-értékkel megkapjuk az eredő áramsűrűség képletét, ami a j és η kapcsolatát tartalmazza. Ez a **Butler-Volmer-egyenlet**:

2. A tapasztalatok értelmezése

27

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

redukció-oxidáció aktiválási profiljai

$\alpha = 1$ $\alpha = 0$

- normál reakció profil
- potenciálkülönbség a külső és belső Helmholtz-réteg között
- az elektron átlépése az aktiválási vagy a reakció-szabadentalpiában van

2. A tapasztalatok értelmezése

28

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

- Abban az esetben, ha nincs túlfeszültség ($\eta = 0$), a képlet az árammentes E_{cell} cellapotenciálból származó j_0 csereáramsűrűséget adja meg: $j_0 = j_a = -j_c$

$$j_a = FB_a[\text{Red}] e^{[-\Delta^\ddagger G_a + (1-\alpha)FE]/RT}$$

$$j_c = FB_c[\text{Ox}] e^{[-\Delta^\ddagger G_c - \alpha FE]/RT}$$

- A j_0 csereáram közvetlenül nem mérhető, de pl. a Tafel-egyenlet ábrázolásakor $\eta \rightarrow 0$ extrapolációval meghatározható. A j_0 segítségével kapjuk a Butler-Volmer-egyenlet egyszerűbb alakját:

$$j = j_0 [e^{(1-\alpha)f\eta} - e^{-\alpha f\eta}]$$

2. A tapasztalatok értelmezése

29

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

$$j = j_a - j_c = FB_a[\text{Red}] e^{[-\Delta^\ddagger G_a + (1-\alpha)F\eta]/RT} - FB_c[\text{Ox}] e^{[-\Delta^\ddagger G_c - \alpha F\eta]/RT}$$

$$j = j_0 [e^{(1-\alpha)f\eta} - e^{-\alpha f\eta}]$$

2. A tapasztalatok értelmezése

30

b) Az elektród folyamatok kinetikájának értelmezése, a Butler-Volmer-egyenlet:

- A túlfeszültség hatását jól érzékelteti:
 - 1 V potenciálnövelés az
 - áramsűrűséget 9 nagyságrenddel változtatja meg,
 - ami kb. 50 kJ mol⁻¹ aktiválási szabadentalpia-növekedést jelent: ez óriási hatás a k értékére!

2. A tapasztalatok értelmezése

31

c) A túlfeszültség határai:

- A túlfeszültség alsó határa:
 - ▣ Kicsi túlfeszültségnél, amikor $\eta \ll 0,01$ V, azaz $f\eta \ll 1$, akkor ($e^x = 1 + x + \dots$ sorbafejtéssel):

$$j = j_0 [1 + (1 - \alpha)f\eta + \dots - 1 - (-\alpha f\eta) - \dots] \approx j_0 f\eta$$
 - ▣ Ekkor az Ohm-törvény érvényes, és – egyezően a tapasztalattal – lineáris kapcsolat van j és η között.

$$j = j_0 [e^{(1-\alpha)f\eta} - e^{-\alpha f\eta}]$$

2. A tapasztalatok értelmezése

32

c) A túlfeszültség határai:

- A túlfeszültség felső határa:
 - ▣ Ha $\eta > 0,12$ V (közepes túlfeszültség anódon), akkor a Butler–Volmer-egyenlet 2. tagja elhanyagolható, így $j = j_0 e^{(1-\alpha)f\eta}$, azaz: $\ln j = \ln j_0 + (1-\alpha)f\eta$.
 - ▣ Ha $\eta < -0,12$ V (közepes túlfeszültség a katódon), akkor az egyenlet 1. tagja elhanyagolható, így $j = -j_0 e^{-\alpha f\eta}$, azaz: $\ln(-j) = \ln j_0 - \alpha f\eta$.

Ezek a **Tafel-egyenletek**. Kimérésükkel az α átlépési tényező és a j_0 csereáram-sűrűség határozható meg.

$$j = j_0 [e^{(1-\alpha)f\eta} - e^{-\alpha f\eta}]$$

2. A tapasztalatok értelmezése

33

d) A diffúziós határáram:

- Közepesnél nagyobb túlfeszültségeknél a Nernst-féle diffúziós réteg hamar „kiürül”, mert gyors a töltés-átmenet (fémleválás). Az η további növelése nem növeli az áramsűrűséget, mert az elektród-folyamat sebességét a Nernst-féle rétegen keresztüli diffúzió sebessége határozza meg. Kialakul a j_{lim} **diffúziós határáram-sűrűség**.
- Értéke a dc/dx koncentrációgradienstől, a D diffúziós állandótól, és a δ rétegvastagságtól függ:

$$j_{\text{lim}} = zFj_{\text{lim}} = \frac{zFDc}{\delta}$$

2. A tapasztalatok értelmezése

34

d) A diffúziós határáram:

- A j_0 az elektródok igen fontos gyakorlati jellemzője:
 - ▣ ha értéke nagy, az elektród alig polarizálódik, (ez a jó referenciaelektródok egyik fontos kritériuma),
 - ▣ ha j_0 értéke kicsiny, az elektród könnyen polarizálódik.
- A nagy csereáramú Cu/Cu²⁺ elektródokon – az egyensúlyi potenciáltól nem túl távol – az elektród-folyamat leginkább gátolt részfolyamata a Cu²⁺ diffúzió általi transzportja (diffúziós kinetika).
- A keverés befolyásolja a diffúziós réteg vastagságát, és ezen keresztül a határáram nagyságát.

3. Gyakorlati elektrokémia

35

a) A túlfeszültség jelentősége a gyakorlatban:

- Az ionleválás nem indul meg a reverzibilis elektródpotenciálon, kationok leválásához negatívabb, anionokéhoz pozitívabb elektródpotenciál szükséges. Pl.
 - ▣ H₂ leválásra Pt-n 0 V, Pb-on 0,6 V, Hg-on 0,8 V.
 - ▣ O₂ leválásra Pt-n 0,4 V, Pb-on 0,3 V.
- A túlfeszültség növeli az elektrolízis energiaszükségletét, ezért csökkentésére törekszenek.
- Az elektród megfelelő megválasztásával hangolható az elektródfolyamat: eldönthetjük, hogy melyik reakció játszódjon le oldatelektrolízisnél.

3. Gyakorlati elektrokémia

36

b) Áramtermelő (terhelt) galvánecellák:

- A működő, áramtermelő galvánecellában ($I > 0$) ún. **E' kapocsfeszültség** lép fel (másik neve: **működési potenciál**), amely mindig kisebb, mint az árammentes ($I = 0$) cellában mérhető E_{cell} egyensúlyi cellapotenciál (e.m.e.): $E' = \Delta\Phi_J - \Delta\Phi_B = E_{\text{cell}} + \eta_J - \eta_B - IR_s$.
- Az IR_s (ohmikus) tag az áram okozta oldatbeli hőtermelést adja meg, ami a galvánecella használata során energiavesztéshez vezet.

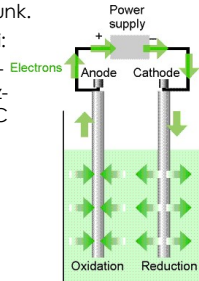
3. Gyakorlati elektrokémia

32

c) **Elektrolízis:** Az elektrolizáló cellában az elektrolízishez az egyensúlyi potenciálnál nagyobb feszültséget, az ún. **túlfeszültséget** kell alkalmaznunk.

□ Az **elektrolízis Faraday-féle törvényei:**

- I. Bármely ion 1 grammegyenérték-súlynyi mennyiségének a leválasztáshoz/képződéséhez $F = 96500 \text{ C}$ elektromos töltés szükséges.
- II. Az elektrolízis során levált anyagmennyiség arányos az áramerősséggel és az idővel: $m = F \cdot I \cdot t$ (ez a coulombméterek működésének az alapja).



3. Gyakorlati elektrokémia

38

a) **Gyakorlati alkalmazások:**

- NaCl (kősó) ipari oldatelektrolízise (Hg katódos, diafragmás eljárás)
- Al_2O_3 olvadákelektrolízise \rightarrow fém-Al előállítása
- galvanizálás, (réz)raffinálás, fémbevonatok
- elektropolírozás
- Al-felületek anódos oxidációja: „eloxálás”
- ...

3. Gyakorlati elektrokémia

34

e) **Elektrokémiai korrózió:**

□ Az O_2 redukálódik (oxidál), elektront vesz el a fémtől

