

ELEKTROKÉMIA

(Grofcsik András jegyzete alapján)

Elektrolit: olyan anyag, amelynek oldata vagy olvadéka vezeti az áramot.

Elektrolitos disszociáció: oldatokban semleges molekulák ionokra bomlanak szét.

+ : kation

- : anion

Elemi töltés: $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

(Az elektron töltése $-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.)

Egy mólnyi ion töltése:

$$z \cdot e \cdot N_A = z \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = z \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1}$$

Avogadro-állandó: N_A

Faraday-konstans: $F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$

Töltésszám: z

Pl. Ca^{2+} : $z = +2$

PO_4^{3-} : $z = -3$

A Faraday-állandó tehát 1 mólnyi, egyszeresen pozitív töltésű ion (pl. Na^+ vagy H^+) töltése.

Összetétel megadása az elektrokémiában.

Koncentráció: c [mol dm^{-3} , mol m^{-3}]

Molalitás: m [mol kg^{-1}] (mol oldott anyag per kg oldószer)

Molalitás előnye: pontosabb bemérés,
nem változik a hőmérséklettel.

Egyensúlyok elektrolitokban

A tanult termodinamikai összefüggések az elektrokémiában is használhatók, de két dolgot figyelembe kell venni:

1. Az ionok jelenléte miatt még a nagyon híg oldatok sem tekinthetők ideálisnak (erős elektrosztatikai kölcsönhatás van az ionok között). Pl 0,001 mol/dm³ koncentrációjú vizes H₂SO₄ oldatban a kénsav közepes aktivitási koefficiense (definícióját lásd később) 0,83. Ennek ellenére gyakran használható K_c (a koncentrációkkal kifejezett tömeghatástört) egyensúlyi állandóként (Az aktivitási koefficiensek koncentráció-függésétől eltekintünk, így K_c-t állandónak vesszük).

2. A töltések elmozdulása elektromos munkával jár ("egyéb" munka):

$$W = Q \cdot (\Phi_2 - \Phi_1) \quad (\text{töltés} \cdot \text{potenciál-különbség})$$

Disszociációs egyensúly



Az egyensúlyi koncentrációk: $c_0(1-\alpha)$ $c_0 \cdot \alpha$ $c_0 \cdot \alpha$, ahol c_0 a bemért koncentráció.

$$\text{Az egyensúlyi állandó: } K_c = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

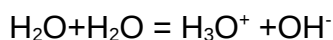
A disszociáció-fok (α) a disszociált molekulák száma per az összes molekulák száma. α változik a koncentrációval (hígításkor nő)

$K_c < 0,01$: gyenge elektrolit (szerves savak, bázisok többsége)

$0,01 < K_c < 1$: közepesen erős elektrolit (pl. HIO₃, benzolszulfonsv)

$K_c > 1$: erős elektrolit (pl. HCl, NaOH, NaCl)

Víz autoprotolitikus egyensúlya



$$K_w = a(H_3O^+) \cdot a(OH^-)$$

(A víz aktivitása nem szerepel a jobb oldalon, mert állandónak tekinthető, így beolvasztható az egyensúlyi állandóba.)

$$25 \text{ }^\circ\text{C-on: } K_w \approx 10^{-14} \quad (\text{pH} = -\lg a(H_3O^+))$$

Savak disszociációs egyensúlya

$$\text{Savi disszociációs állandó: } K_a = \frac{a(H_3O^+) \cdot a(A^-)}{a(HA)}$$

Ennek a negatív tizes alapú logaritmusát szokták megadni: $pK_a = -\lg K_a$. Minél erősebb a sav, annál kisebb a pK_a értéke.

Bázisok disszociációs egyensúlya

$B + H_2O = BH^+ + OH^-$ Disszociációs állandó:

$$K_b = \frac{a(BH^+) \cdot a(OH^-)}{a(B)} \quad pK_b = -\lg K_b$$

Bázisokra is használják a savi disszociációs állandót:

$$BH^+ + H_2O = B + H_3O^+ \quad K_a = \frac{a(H_3O^+) \cdot a(B)}{a(BH^+)} \quad pK_a = -\lg K_a$$

A két egyensúlyi állandó szorzata: $K_a \cdot K_b = K_w$

Az elektrokémiai potenciál

A szabadentalpia teljes differenciálja nyílt rendszerben állandó nyomáson és hőmérsékleten, ha nincs egyéb munka:

$$dG_{p,T} = \sum \mu_i dn_i$$

Ha tehát dn_i mennyiségű semleges komponenst beviszünk az oldatba, akkor $\mu_i dn_i$ -vel változik az oldat szabadentalpiája. Ha **ionokat** viszünk Φ potenciálú helyre, akkor elektromos (egyéb) munka is van, amelynek a nagysága a töltés és az elektromos potenciál szorzata

$$dW = \Phi \cdot z_i \cdot F \cdot dn_i$$

Ekkor a szabadentalpia teljes differenciálja

$$dG_{p,T} = \sum (\mu_i + z_i \cdot F \cdot \Phi) dn_i$$

A szabadentalpia anyagmennyiség szerinti parciális deriváltja

$$\left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T,p,n_j} = \mu_i + z_i \cdot F \cdot \Phi$$

Ezt a mennyiséget **elektrokémiai potenciálnak** hívjuk:

$$\tilde{\mu}_i = \mu_i + z_i \cdot F \cdot \Phi$$

Amikor ionok vesznek részt a folyamatokban, az egyensúlyi kifejezésekbe a kémiai potenciálok helyébe az elektrokémiai potenciálokat kell beírni.

Semleges atomok, molekulák esetében $\tilde{\mu}_i = \mu_i$.

Izoterm-izobár elektrokémiai rendszerekben az elektrokémiai potenciál helyfüggetlensége az egyensúly feltétele.

Kémiai reakció egyensúlya:

$$\sum \nu_A \tilde{\mu}_A = \sum \nu_B \tilde{\mu}_B, \text{ azaz } \Delta_r \tilde{\mu} = 0,$$

ahol ν -k a sztöchiometriai együtthatók, A a reaktánsok, B a termékek indexe.

Példák az elektrokémiai potenciál alkalmazására:

1. Kontakt potenciál

Különböző fémekben az elektronok energiája eltér. Ennek megfelelően az elektronok kémiai potenciálja is különbözik. Ha két fémet érintkezésbe hozunk, elektronok mennek át abból a fémből, ahol a kémiai potenciáljuk nagyobb, abba a fémbe, amelyben a kémiai potenciáljuk kisebb. Így a két fém között elektromos potenciál-különbség alakul ki. (Az a fém, ahová mennek az elektronok, negatívabb lesz.) Kialakul az egyensúlyi állapot, amelyben az elektronok elektrokémiai potenciálja megegyezik a két fémbe.

$$\tilde{\mu}_e^a = \tilde{\mu}_e^b,$$

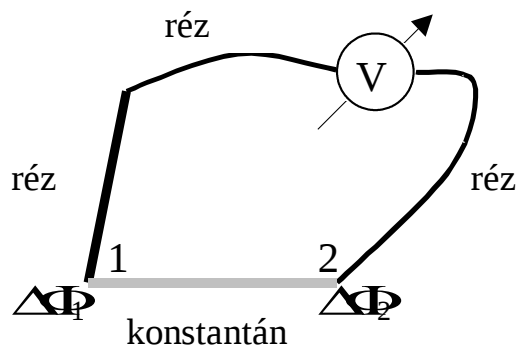
ahol a és b jelöli a két fémet. Helyettesítsük be az elektrokémiai potenciál kifejezését, figyelembe véve, hogy az elektron töltésszáma -1:

$$\mu_e^a - F \cdot \Phi_a = \mu_e^b - F \cdot \Phi_b$$

$$F \cdot (\Phi_b - \Phi_a) = \mu_e^b - \mu_e^a$$

$$\Delta\Phi = \Phi_b - \Phi_a = \frac{\mu_e^b - \mu_e^a}{F}$$

A kontakt potenciált nem tudjuk közvetlenül megmérni, amit a következő ábra segítségével illusztrálunk. Vegyünk például egy réz-konstantán termoelemet, amelyben az egyik fém réz, a másik konstantán (60 % Cu, 40 % Ni).

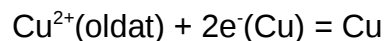


Ábra: Réz-konstantán termoelem. Ha az 1 és 2 pont hőmérséklete azonos, a voltmérő 0 feszültséget mutat.

A két fém érintkezési pontján kialakul a kontakt potenciál ($\Delta\Phi_1$). Ha egy voltmérőt kötünk a két fémhez, amelynek pl. rézből készült vezetői vannak, akkor a "2" pontban ugyanakkora kontakt potenciál alakul ki ellentétes előjellel, mint az "1" pontban ($\Delta\Phi_2 = -\Delta\Phi_1$). Így az eredő feszültség 0. (Ugyanerre az eredményre jutunk, ha a voltmérő hozzávezetései egy harmadik fémből készülnek, ekkor három kontakt potenciál eredője lesz 0.) A kontakt potenciál azonban hőmérsékletfüggő, így ha $t_2 \neq t_1$, akkor $\Delta\Phi_2 \neq -\Delta\Phi_1$, és az eredő feszültség nullától különbözik. Ezen alapul a **termoelem**, amely tehát mindig két pont (a melegpont és a hidegpont) hőmérsékletkülönbségét méri: $\Delta\Phi = f(\Delta t)$.

2. Elektródreakció

Vizsgáljuk meg, mi történik, ha egy fém saját ionjait tartalmazó oldatba merül. Pl. réz merül rézsulfát oldatba. Ekkor kialakulhat a következő reakció-egyensúly:



Az egyensúly feltétele $\Delta_r \tilde{\mu} = 0$, azaz

$$\mu_{\text{Cu}} - \tilde{\mu}_{\text{Cu}^{2+}} - 2\tilde{\mu}_{e^-} = 0$$

A töltéssel rendelkező részecskék esetében az elektrokémiai potenciált, a semleges rézatomokra a "kalap nélküli" kémiai potenciált írtuk fel. Behelyettesítjük az elektrokémiai potenciálokat a fenti kifejezésbe. Az elektronokra $z = -1$, a rézionokra $z = 2$.

$$\mu_{Cu} - \mu_{Cu^{2+}} - 2F \cdot \Phi(\text{oldat}) - 2\mu_{e^-}(\text{Cu}) + 2F \cdot \Phi(\text{Cu}) = 0$$

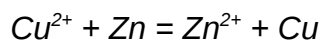
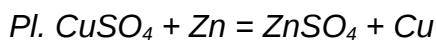
Rendezzük át úgy az egyenletet, hogy a bal oldalon a fém és az oldat közötti potenciál-különbség szerepeljen.

$$2F \cdot [\Phi(\text{Cu}) - \Phi(\text{oldat})] = 2\mu_{e^-}(\text{Cu}) + \mu_{Cu^{2+}} - \mu_{Cu}$$

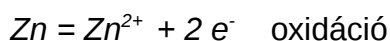
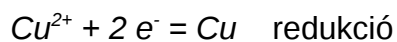
Meg tudjuk-e mérni a fém és az oldat közötti elektromos potenciál-különbséget? Ugyanazon oknál fogva nem tudjuk, mint a kontakt potenciált. Ugyanis a feszültség-méréshez egy áramkört kell összeállítanunk, amelyhez be kell vezetnünk egy másik fémet is az oldatba.

Elektrokémiai cellák

Nézzünk egy redox reakciót



Cu^{2+} ionok redukálódnak. A reakció önként balról jobbra megy.

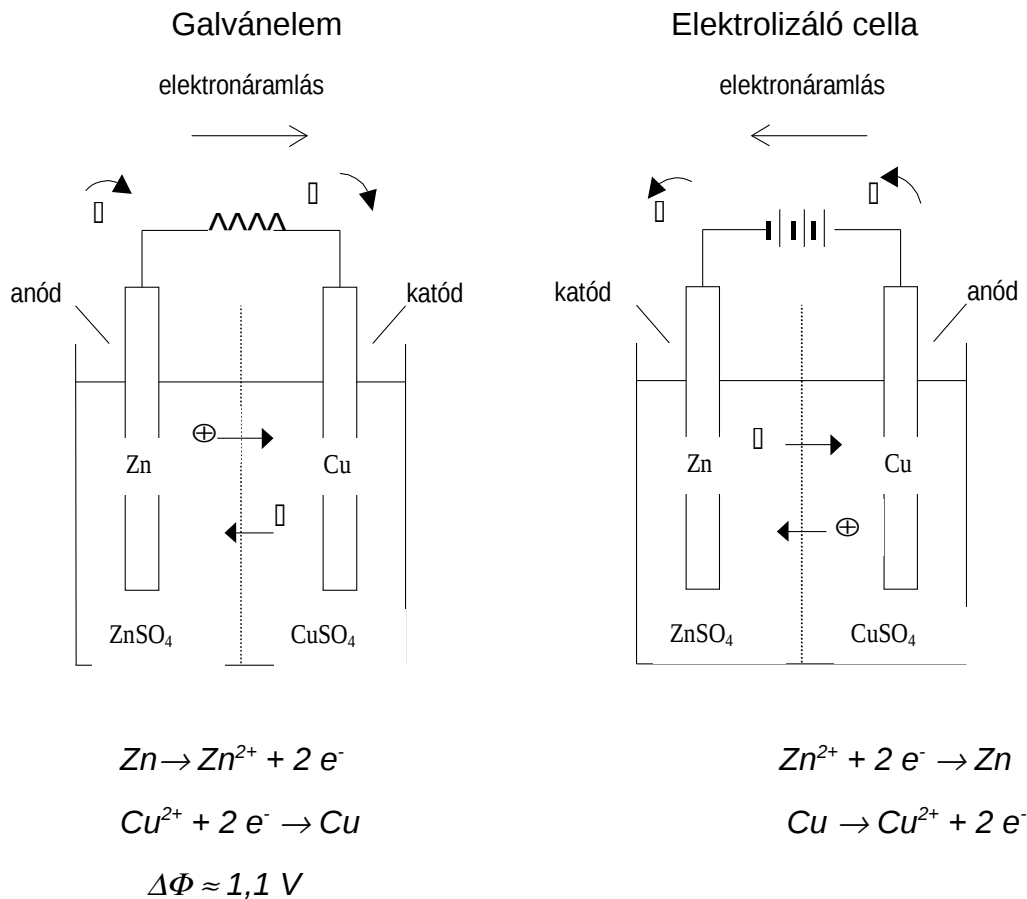


Az elektrokémiai cellában az oxidációs és redukációs reakció egymástól térben elválasztva megy végbe.

Galvánelem: áramtermelés kémiai energiából.

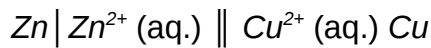
Elektrolizáló cella: elektromos energia felhasználásával anyagok előállítása (pl. Cl_2 NaCl-ből), bevonatok készítése.

Az alábbi ábrán a Daniell- elemet látjuk. A bal oldalon galvánelemként áramot termel, amely egy külső ellenálláson folyik keresztül. A jobb oldalon elektrolizáló cellaként működik, mert külső áramforrással megfordítjuk a folyamatot, így cink válik ki, és réz megy oldatba.



Ábra: Elektrokémiai cella

Celladiagram



Elektromotoros erő (E): a galvánelem sarkai között árammentes állapotban mért potenciálkülönbség, ha minden fázishatáron termodinamikai egyensúly van.

$$E = \Delta\Phi(I=0)$$

Mérés: kompenzációval vagy nagy bemeneti ellenállású voltmérővel.

Miből tevődik össze az elektromotoros erő? Fém-fém, fém-oldat, és oldat-oldat között kialakult potenciálkülönbségekből.

$$Cu | Zn \quad 2F [\Phi(Zn) - \Phi_{bal}(Cu)] = 2\mu_e(Zn) - 2\mu_e(Cu)$$

$$Zn | Zn^{2+} \quad 2F [\Phi(oldat) - \Phi(Zn)] = \mu_{Zn} - \mu_{Zn^{2+}} - 2\mu_e(Zn)$$

$$Zn^{2+} | Cu^{2+} \quad \text{diffúziós potenciál (elhanyagoljuk)}$$

$$Cu^{2+} | Cu \quad 2F [\Phi_{jobb}(Cu) - \Phi(oldat)] = 2\mu_e(Cu) + \mu_{Cu^{2+}} - \mu_{Cu}$$

$$2F [\Phi_{jobb}(Cu) - \Phi_{bal}(Cu)] = \mu_{Zn} + \mu_{Cu^{2+}} - \mu_{Cu} - \mu_{Zn^{2+}}$$

$$2F E = - \Delta_r \mu (= - \Delta_r G) \quad \text{Általánosítva:}$$

Bal oldalon: egy mólnyi átalakulást kísérő szabadentalpia-változás (a kémiai potenciálok az adott koncentrációhoz tartoznak).

Jobb oldalon: egy mólnyi átalakulás elektromos munkája.

Pozitív E: önként végbemenő folyamat

Negatív E: ellenkező irányba megy önként

$E = 0$: kémiai egyensúly

$$\Delta_r G = - |z| F E$$

Galvánecellák termodinamikája, a Nernst-egyenlet

A galvánecellákban lejátszódó reakciókat kísérő termodinamikai állapotfüggvény-változások és a mérhető elektromos tulajdonságok kapcsolatát keressük.

$$dG = V dp - S dT$$

$$\mathbf{G:} \quad \Delta_r G = - |z| F E \quad \mathbf{S:} \quad \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_p = -S$$

deriváljuk T szerint

$$\left(\frac{\partial \Delta_r G}{\partial T} \right)_p = -\Delta_r S$$

$$\Delta_r S = |z| F \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p$$

$$\mathbf{H:} \quad G = H - TS \quad H = G + TS$$

$$\Delta_r H = \Delta_r G + T \Delta_r S$$

$$\Delta_r H = -|z| F E + |z| F T \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p$$

Jelentősége: termodinamikai állapotfüggvény-változásokat pontosan meghatározhatjuk.

E függése az összetételtől:

$$\Delta_r G = \sum \nu_B \mu_B - \sum \nu_A \mu_A$$

$$\mu_i = \mu_i^0 + R T \ln a_i$$

Úgy járunk el, ahogy az egyensúlyi állandó levezetése során tettük. Különbség:

$$\Delta_r G \neq 0 \quad (= -zFE)$$

$$\Delta_r G = \sum \nu_B \mu_B^0 - \sum \nu_A \mu_A^0 + RT \sum \nu_B \ln a_B - RT \sum \nu_A \ln a_A$$

$$\Delta_r G = \Delta_r \mu^0 + RT \ln \frac{\prod a_B^{\nu_B}}{\prod a_A^{\nu_A}} \quad - |z| \cdot F \text{-fel osztjuk}$$

$$E = -\frac{\Delta_r \mu^0}{|z|F} - \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\prod a_B^{\nu_B}}{\prod a_A^{\nu_A}}$$

$$E = E^0 - \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\prod a_B^{\nu_B} \leftarrow \text{termékek}}{\prod a_A^{\nu_A} \leftarrow \text{kiindulási anyagok}}$$

E^0 : standard elektromotoros erő (akkor mérjük, ha minden résztvevő aktivitása egységnyi)

Kiszámítható E^0 -ból a reakció egyensúlyi állandója

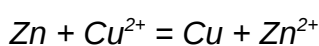
$$\Delta_r \mu^0 = -RT \ln K$$

$$E^0 = -\frac{\Delta_r \mu^0}{|z|F} = \frac{RT}{|z|F} \ln K$$

$$\text{Ha } K > 1, \quad E^0 > 0.$$

$$\text{Ha } K < 1, \quad E^0 < 0.$$

Példa:



$$E = E^0 - \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{Zn^{2+}}}{a_{Cu^{2+}}}$$

$$E^0 \approx 1,1 \text{ V}$$

$$\frac{0,059V}{2} \lg K = 1,1 \text{ V}$$

$$\lg K = \frac{2,2}{0,059} = 37,29 \quad K \approx 2 \cdot 10^{37}$$

Elektródpotenciálok

Galváncellában az oxidáció és a redukció térben elválasztva játszódik le.

Anód: oxidáció, katód: redukció.

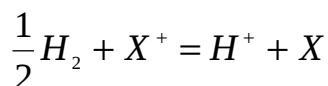
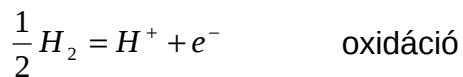
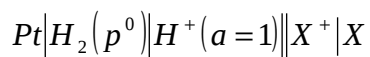
Nagyon sokféle elektród készíthető. Pl. 1000 elektródból közel félmillió különböző galváncellát állíthatunk össze. Ahelyett, hogy minden galváncella elektromotoros erejét megadnánk, elég, ha az úgynevezett elektródpotenciálokat adjuk meg. Az elektródpotenciált ε -nal jelöljük.

$$E = \varepsilon_{jobb} - \varepsilon_{bal} (+\varepsilon_{diff})$$

Az ε –ok abszolút értékét nem határozhatjuk meg, ezért kiválasztottak egy elektródot, és ehhez képest adják meg az elektródpotenciálokat.

A kiválasztott elektród a standard hidrogénelektrod.

Az elektródpotenciált úgy definiáljuk, mint ennek a cellának az elektromotoros erejét.



Egy elektród elektródpotenciálja a standard hidrogénelektrodból és a vizsgált elektródból álló cella elektromotoros ereje. (A standard H-elektrod a baloldali, a kérdéses elektród a jobboldali.)

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{RT}{F} \ln \frac{a(H^+)}{a(X^+) \sqrt{\frac{p_{H_2}}{p^0}}}$$

A standard hidrogénelektrodban

$$[a(H^+)] \text{ és } \frac{p_{H_2}}{p^0}$$

egységnyiek. Ezért:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{RT}{F} \ln a(X^+)$$

ε^0 :standard elektródpotenciál: egységnyi aktivitás.

A definícióból következik, hogy akkor pozitív az elektródpotenciál, ha a kérdéses elektród oxidálja a H₂-t.

Oxidáló – redukáló képességre ad felvilágosítást.

A pozitívabb elektródpotenciálú elektród oxidálja a negatívabbat.

Elektródpotenciál felírási módja:

1. Felírjuk az elektródon végbemenő folyamatot (a redukció irányába)

$$\Sigma \nu_{ox} M_{ox} = \Sigma \nu_{red} M_{red}$$

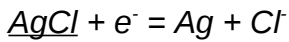
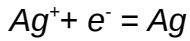
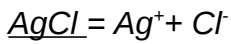
2. Felírjuk a Nernst-egyenletet

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\prod a_{red}^{\nu_{red}}}{\prod a_{ox}^{\nu_{ox}}}$$

vagy
$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{RT}{|z|F} \ln \frac{\prod a_{ox}^{\nu_{ox}}}{\prod a_{red}^{\nu_{red}}}$$
 Oxidált forma a számlálóba, redukált forma a nevezőbe

A heterogén reakciók egyensúlyában megismert szabályokat alkalmazzuk. Tiszta fémek, csapadékok aktivitását kihagyjuk. Gázok aktivitása: p_i/p^0 – tökéletes gáz közelítés.

Pl. AgCl elektród



↑

↑

ox

red

$$\varepsilon = \varepsilon_{AgCl}^0 + \frac{RT}{F} \ln \frac{1}{a_{Cl^{-}}}$$

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{RT}{F} \ln a_{Cl^{-}}$$

25°C-on az elektródpotenciálok $\lg a = \frac{\ln a}{\ln 10}$

$$\ln a = \lg a \cdot \ln 10$$

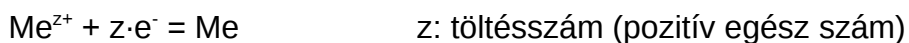
$$\frac{RT}{F} \cdot \ln 10 = 0,05916 \quad T = 298 \text{ K}$$

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,05916}{|z|} \cdot \lg \frac{\prod a_{ox}^{v_{ox}}}{\prod a_{red}^{v_{red}}}$$

Az elektródok típusai

1. Elsőfajú elektródok

Fémelektródok: Fém merül saját ionjait tartalmazó oldatba.



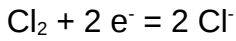
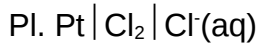
$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{RT}{zF} \cdot \ln \frac{1}{a_{Me^{z+}}} = \varepsilon^0 + \frac{RT}{zF} \cdot \ln a_{Me^{z+}}$$

Pl. Ag elektród 25°C-on: $\varepsilon = 0,7991 \text{ V} + 0,05916 \text{ V} \cdot \lg a_{Ag^{+}}$

Amalgám elektród: Hg-ban oldott fém.

Gázelektrodok: indifferens fémet valamilyen gáz vesz körül (buborékoltatjuk).

Az elektródreakció a gázmolekulák és ionjaik között játszódik le.



$$\varepsilon = 1,36\text{V} + \frac{0,05916\text{V}}{2} \lg \frac{p_{\text{Cl}_2}}{a_{\text{Cl}^-}^2} \quad 25^\circ\text{C-on}$$

A legfontosabb gázelektrod a hidrogénelektrod



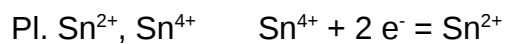
$$25^\circ\text{C-on} \quad \varepsilon = 0 + 0,05916 \cdot \lg \frac{a_{\text{H}^+}}{\sqrt{\frac{p_{\text{H}_2}}{p^0}}}$$

Ha $p_{\text{H}_2} = p^0$

$$\varepsilon = -0,059 \cdot \text{pH}$$

Redox elektródok

Indiferens fém (pl. Pt) merül olyan oldatba, amelyben egy elem vagy vegyület különböző oxidációs fokú ionjai vannak.



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^{4+}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{\text{Sn}^{4+}}}{a_{\text{Sn}^{2+}}}$$

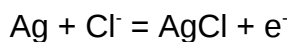
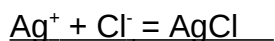
Az eddigiek elsőfajú elektródok, mert az elektródreakcióban résztvevő ion aktivitása határozza meg az elektródpotenciált.

2. Másodfajú elektródok

Az elektródfém saját szilárd halmazállapotú, rosszul oldódó sójával és annak telített oldatával érintkezik. Ilyenkor ε az anion koncentrációjától függ.



Írjuk fel, mint elsőfajú elektródot is



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{AgCl}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln \frac{1}{a_{\text{Cl}^-}}$$

$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{Ag}}^0 + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Ag}^+}$$

$$a_{\text{Ag}^+} \cdot a_{\text{Cl}^-} = L_{\text{AgCl}} \text{ oldhatósági szorzat}$$

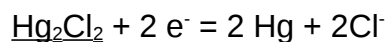
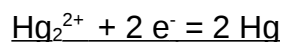
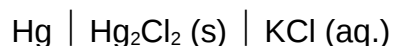
$$a_{\text{Ag}^+} = \frac{L}{a_{\text{Cl}^-}}$$

$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{Ag}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln L - \frac{RT}{F} \cdot \ln a_{\text{Cl}^-}$$

$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{AgCl}}^0 - \frac{RT}{F} \cdot \ln a_{\text{Cl}^-}$$

A fentiek szerint az oldhatósági szorzat meghatározásához elegendő ismerni az ezüst elektród és az ezüstklorid elektród standard potenciálját.

Kalomel elektród



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2}^0 - \frac{RT}{F} \cdot \ln a_{\text{Cl}^-}$$

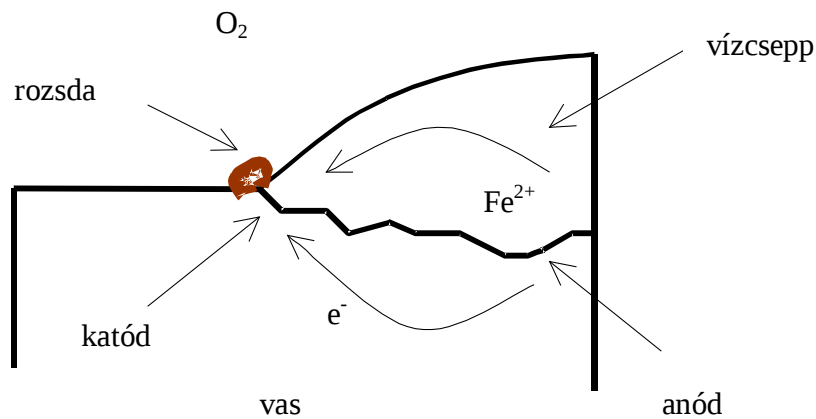
A másodfajú elektródok kevésbé polarizálhatók.

Ha változtatjuk az elektródon átfolyó áramot, a potenciál csak nagyon kicsit változik. Összehasonlító elektródnak használják.

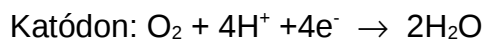
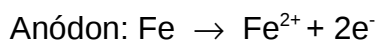
Az elektrokémiai korrózió

A sokféle korróziós folyamat közül a legismertebb és a legjelentősebb a vas rozsdásodása. Ezért ezt a folyamatot tárgyaljuk.

A rozsdásodás elektrokémiai folyamat: víz és O₂ kell hozzá. galványcella alakul ki a fém felületén (lásd a következői ábrát).

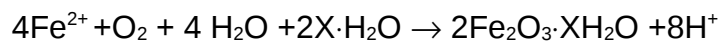


Ábra: A vas rozsdásodásának folyamata



Tehát a folyamathoz H⁺ ionok is kellenek. Ha a pH nagyobb 9-nél a vas nem korrodeálódik az alacsony H⁺ ion koncentráció miatt.

Az Fe²⁺ ionok tovább oxidálódnak:

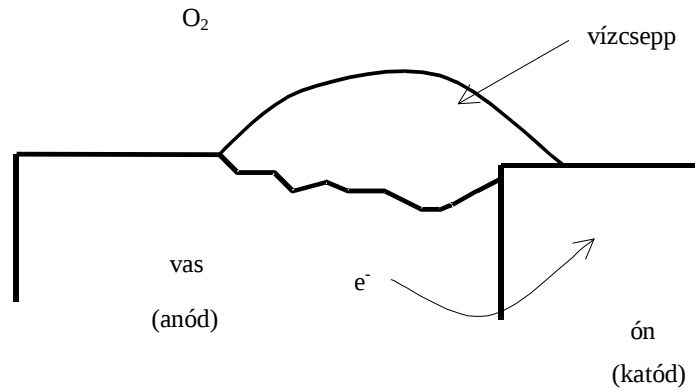


Korrózióvédelem

A legegyszerűbb korrózióvédelem a festés. (Elzárjuk az oxigént és a vizet a fém felületétől.)

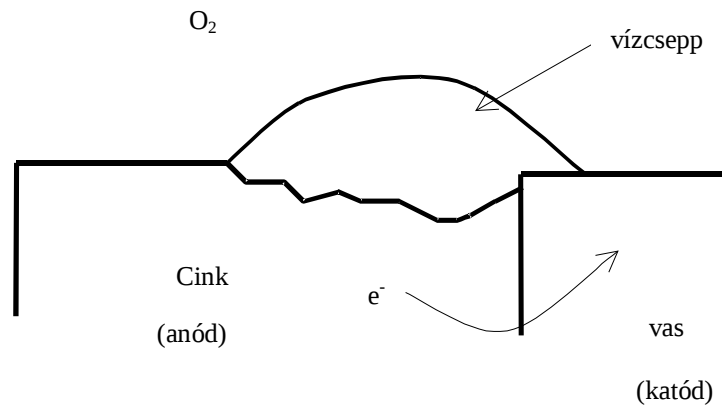
Fémbevonat

a) Nemesebb fém, pl Sn. Ha megsérül a fém, és a vas érintkezésbe lép a levegővel, az ón gyorsítja a korróziót, mivel katódként működik. (Az ón standard elektródpotenciálja pozitívabb a vasénál)



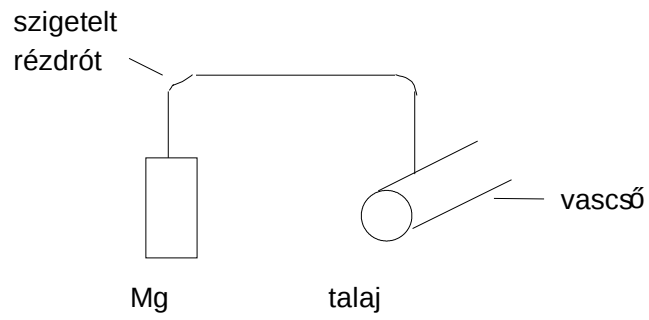
Ábra: A vas az ónnal együtt galváncellát alkot, amelyben anódként oldódik

b) Kevésbé nemes fém, pl Zn. A cink védelmet nyújt azután is, hogy megsérül a felület, mivel az elektródpotenciálja negatívabb a vasénál, és ezért anódként működve a cink oldódik .



Ábra: A vas és a cink együtt galváncellát alkot, amelyben a cink oldódik anódként

Katódos védelem: Olyan elektrokémiai cellát hozunk létre, amelyben a védendő fém katódként működik. Talajban futó vascsöveket a következő ábra szerint védhetünk. A talaj az elektrolit, és a magnézium az anód.



Ábra. Katódos védelem

Az eddig ismertetett módszerek a passzív korrózióvédelem körébe tartoznak

Aktív korrózióvédelem: Külső áramforrást használunk, a védendő fémet katódnak kapcsoljuk, és ezáltal visszaszorítjuk rajta az anódos folyamatot. Anódnak általában szén használunk, ami nem oldódik.