

Cél: áttekintés, részletek ld. köv. órák.

1. Korróziós folyamatokról általában. A korróziós osztályozása.
2. Korróziós potenciál és áram meghatározása polarizációs görbék segítségével (Tafel- egyenesek extrapolációja) a csatolt korróziós folyamatok töltésátlépési gátlása esetén, valamint a katódos folyamat diffúziós gátlása esetén
3. Hasznos tudni a fém/fémion rendszerek csereáramait, és a depolarizátor oxidált/redukált ( $H^+/H_2$ ,  $O_2/OH^-$ ) formájának csereáramait, ez utal a túlfeszültségre.
4. Az elektrokémiai egyensúlyi diagramok (Pourbaix) a korrózió termodinamikai lehetőségét v. lehetetlenségét szemléltetik. De nem mondanak semmit a korróziós sebességéről.
5. A diffúziós gátlás jellemzése ábrákkal-külön leírásban

**1.1.Korrózió:** CORROSUS (latin)- összerágott, szétrágott (a rozsdá által- vas, acél), CORRODO- rágni, szétrágni

**Korrózió** a fémek vagy ötvözetek vegyületképzése a környezet oxidáló komponenseivel, amely a fém funkcionális, mechanikai tönkremeneteléhez vezet. A korrózióknak gazdasági károkon kívül, környezetszennyező hatása van.

A szerkezeti tárgyak korrózióvédelme költséges és szintén környezetszennyező lehet.

**A korrózió tágabb értelmezése: nemcsak fémek,** hanem más szerkezeti anyagok (pl. műanyag, beton) **környezeti hatásokra történő tönkremenetele.**

*A korrózió okainak feltárásában, a védelem kidolgozásában az **elektrokémiai, fizikai kémiai és fizikai ismeretek** szükségesek, de önmagában nem elegendők. A korrózió felderítése és technológiai elhárítása **mérnöki tudományok** keretében tartozik.*

Az alábbi táblázat a korrózió felismerésének, értelmezésének és vizsgálatának történeti áttekintését kísérli meg.

Date	Landmark	Source
1500	Tin plate	
1675	Mechanical origin of corrosiveness and 'corrodibility'	Boyle
1763	"Bimetallic corrosion"	HMS Alarm report
1788	Water becomes alkaline during corrosion of iron	Austin
1790	Passivity of iron	Keir
1791	Copper-iron electrolytic galvanic coupling	Galvani
1800	Galvanic battery	Volta
1801	Electrochemical theory of acid corrosion	Wollaston
1819	Insight into electrochemical nature of corrosion	Thenard
1824	Cathodic protection of Cu by Zn or Fe	Sir Humphrey Davy
1825	Differential temperature cell	Walcker
1826	Metal/metal oxide and stress cells	Davy
1827	Differential solution concentration cell	Beckerel
1830	Microstructural aspect of corrosion (Zn)	De la Rive
1830	Differential oxygen concentration cell	Marianini
1834-40	Relations between chemical action and generation of electric currents	Faraday
1836	Cement-lined cast iron pipe	Herschel
1837	Galvanized iron	Craufurd
1872	Organic inhibitors (essential and fixed oils)	Marangoni, Stefanelli
1873-78	Thermodynamics of corrosion	Gibbs
1899	Measurements of hydrogen overvoltage	Caspari
1903	Theory of corrosion of iron in water	Whitney
1904	Hydrogen overvoltage as a function of current	Tafel
1905	Carbonic and other acids are not essential for the corrosion of iron	Dunstan, Jowett, Goulding, Tilden
1906	Monel alloy	Monell
1906	Phosphate coating	Coslett
1907	Chromate inhibitor	Cushman
1907	Oxygen action as cathodic stimulator	Walker, Cederholm
1908	Zinc chromate pigment	Cushman
1908-10	Compilation of corrosion rates in different media	Heyn, Bauer
1909	Synthetic resin (Bakelite)	Baekeland
1910	Impressed current cathodic protection	Cumberland
1910	Microbiological corrosion	Gaines
1910	Inhibitive paint	Cushman, Gardner
1912	Austenitic chromium-nickel stainless steel	Maurer, Strauss
1913	Study of high temperature oxidation kinetics of tungsten	Langmuir
1913	High silicon cast iron (Duriron)	
1916	Differential aeration currents	Aston
1917	Mechanism of corrosion fatigue	Haigh
1916	Chromium stainless steel	Brearley
1919	Mechanism of cavitation	Parsons, Cook
1920-3	'Season-cracking' of brass as intergranular corrosion	Moore, Beckinsale
1923	Anodized aluminum	Bengough, Stuart
1923	High temperature formation of oxides	Pilling, Bedworth
1924	Galvanic corrosion	Whitman, Russell
1926	Chromium-nickel-molybdenum stainless steel	Strauss
1929	Inconel	Merica
1930-31	Subscaling or "internal corrosion"	Smith
1931-9	Quantitative electrochemical nature of corrosion	Evans
1936	Langelier index	Langelier
1938	Anodic and cathodic inhibitors	Chyzewski, Evans
1938	E-pH thermodynamic diagrams	Pourbaix
1939	Hastelloy C	McCurdy
1950	Autocatalytic nature of pitting	Uhlig
1956	Tafel extrapolation for measurement of kinetic parameters	Stern, Geary
1968	Electrochemical noise signature of corrosion	Iverson
1970	Study of corrosion processes with electrochemical impedance spectroscopy (EIS)	Epelboin

A fém korrózióállóságát befolyásoló tényezők: Elektrokémiai, fizikai-kémiai, termodinamikai, fémtani tulajdonságok.

A korrózió külső és belső tényezői:

Belső tényezők:	a fém (ötvözet)	- összetétele, szerkezete
		- felületének állapota, minősége
		- mechanikai feszültségek
Külső tényezők:	a közeg	- összetétel
		- pH
		- áramlási sebesség
	hőmérséklet	
	kóboráramok	

A fém anódos oldódása és az oxidálószer katódos redukciója együtt jár **korróziós rétegek** képződésével, pl. vízkő, biofilm.

A korrózióknak **káros gazdasági következményei** vannak, energiavesztesség, hatékonyság csökkenés, szerkezeti anyag tönkremenetele, környezetszennyezés, korrózióvédelmi költségek

## 1.2. Korróziós folyamatok osztályozása

1.2.1. A **mechanizmus** szempontjából: 1. közvetlen **kémiai** folyamat a fématomok és a környezet oxidáló komponense között (elektronelmozdulás 0,4 nm-nél nem nagyobb), - pl. atmoszférikus korrózió, ha a környezet száraz, hőmérséklet nagy

**1.2.2. elektrokémiai folyamat** - két, vagy több különböző elektródreakció párhuzamos lejátszódása a fémfelületen, stacionárius (nem egyensúlyi) keverékelektrod. Elektrokémiai korrózió spontán folyamat (oka a termodinamikai instabilitás), de végbemehet a fém anódos oldódása pl. kóboráram, vagy galvancia hatására is (lokális korrózió fajták-ezek gyorsítják a korróziót).

Azonban! az elektrokémiai folyamatok összetettsége miatt, lehetnek párhuzamos kémiai reakciók is, amik visszahatnak az elektrokémiai folyamatokra. Pl. „**anomális**” fémoldódás, ilyen esetben a fém oldódási (korróziós) árama potenciáltól független. Ha párhuzamos kémiai reakciók is lejátszódhatnak, akkor az elektrokémiai úton meghatározott korróziósebesség csak a minimális

sebességnek vehető, mivel ekkor az analitikai úton meghatározott sebesség ennél nagyobb is lehet. (részletek később).

### 1.2.3. A **korróziós közeg** szempontjából

- a. Atmoszférikus és magas hőmérsékletű korrózió. Nagy hőmérsékleten, száraz környezetben döntően kémiai a mechanizmus. Nagy páratartalomnál elektrokémiai.
- b. Folyadék-korrózió. Folyékony halmazállapotú elektrolitban, pl. vizes oldatokban, tenger, só olvadék, fémolvadék, fiziológiai közegekben (implantátumok).
- c. Talajkorrózió. Talajban, szilárd halmazállapotú közegben játszódik le. A talaj nedvességtartalma fontos paraméter.
- d. biokémiai korrózió. Változatos és mindenhol jelen van.






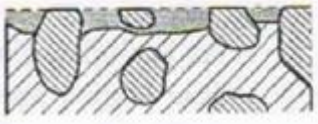
### 1.2.4. A korrózió **megjelenési formái** szerinti osztályozás



#### **Egyenletes korrózió:**

A fémfelületen különböző potenciálú helyek makroszkopikusan nem különíthetők el. Az összehasonlító elektródhoz mért korróziós potenciál az egész homogénnek tekintett felülethez rendelhető.

**Nem egyenletes korrózió:** A felület inhomogenitása miatt, különböző potenciálú anódos és katódos helyek különíthetők el (ne felejtsük el, hogy a tárgy elektrolitba merül, vagy tapadó folyadék réteg van a felületén).

makroszkópos méretben	mikroszkópos méretben
galván/kétfémes - különböző fémek kontaktusa	szemcseközi 
lyukadás 	feszültségi 
rés 	rétegalatti 
szelektív kioldódás 	hidrogénridegedés stb.

*A nem egyenletes korróziót befolyásoló tényezők:*

helyi cella, koncentrációs cella, aktív-passzív cella, kóboráram, hidrogénridegedés

*Mechanikai tényezők:* húzófeszültség, súrlódás, fáradás, kavitáció, erózió

*Néhány korróziós termék:* vörösrzsa (vas), fehérrozsa (cink), vízkő, reve, patina, szulfátredukáló baktériumok kénhidrogén termelése stb.

**1.2.5. Fémek korróziója elektrolitokban -elektrokémiai korrózió-**

keverékelektrod keletkezik (két vagy több elektródreakció történik szimultán a fém/elektrolit határfelületben/fázisban).

A fém oxidációja nem elkülöníthetően csatolt az oxidálószer (depolarizátor) redukciójával.

A korróziós potenciál (nyugalmi v. nyitott körű v. árammentes potenciál) keverék (stacionárius) potenciál.

**Egyenletes korrózió:** A korróziósebesség nem függ a korróziós rendszer méretétől. (a katódos és anódos reakciók egyenletesen oszlanak el a felületen).

A nem egyenletes korróziónál a katódos és anódos helyek elkülöníthetőek (korróziós makro- v. mikrocellák keletkeznek).

**Korróziós áramsűrűség** ( $A/cm^2$ ) elektrokémiai módszerekkel határozható meg.

A korróziós potenciálon a katódos és anódos részlépés sebessége megegyezik (makroszkopikus áram nem folyik át az elektródon), ezért a **korróziósebesség** akár a katódos, akár az anódos részáram- sűrűséggel megadható,  $j_{kor} = j_a = j_k$ .

## **2.A korróziós folyamat áttekintése:**

Vizes elektrolit oldatba merülő fémelektrod nyugalmi elektródpotenciálját a következő bruttó folyamatok állítják be. A fémoldódással/fémion redukcióval



párhuzamosan kapcsolt hidrogénfejlődés:



vagy az oldott  $O_2$  redukciója:



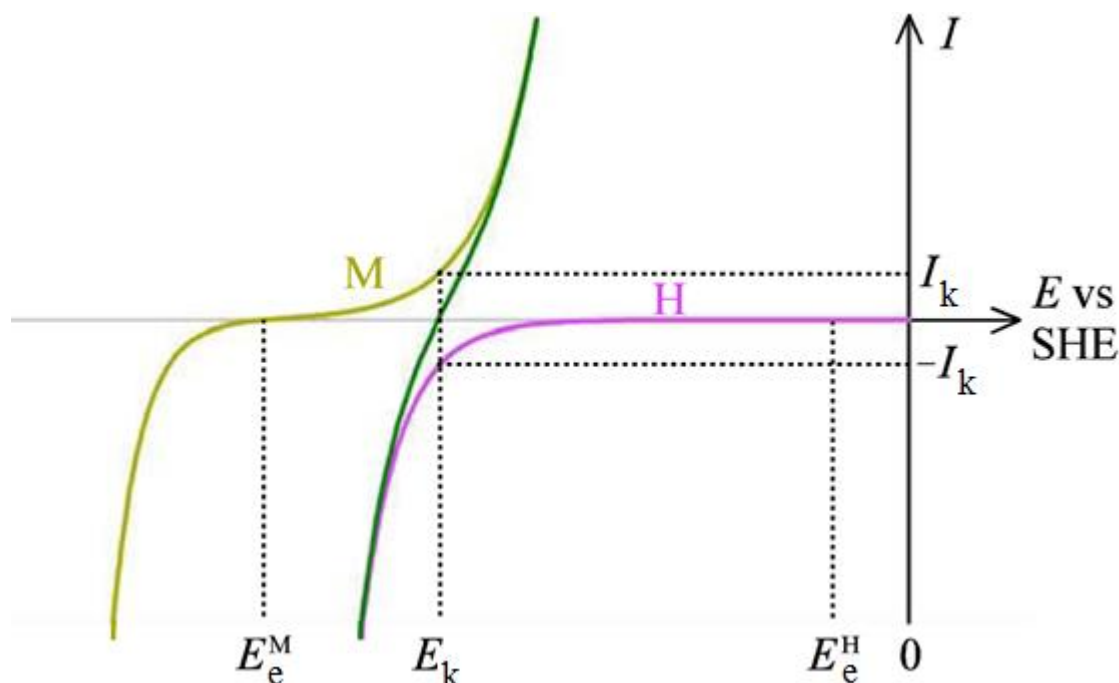


A fémeken a hidrogénfejlődés a nagy katalitikus aktivitású fémeket kivéve (Pt, Pd) kis csereáramú folyamat ( $j_0^0 < 10^{-7} \text{ A/cm}^2$ ), egyensúlyi O<sub>2</sub>-elektród pedig a gyakorlatban nem valósítható meg.

Ezenkívül a hidrogén- és oxigénelektrod egyensúlyi potenciáljai gyakran sokkal pozitívabbak, mint a fémeken beálló árammentes **keverékpotenciál**, a **korróziós potenciál**. *Ezért a korrózió kinetikai egyenletének felírásakor gyakran elhanyagolható a (2) és (3) depolarizátor reakcióknak az alsó nyíl irányába való lejátszódásának sebessége.*

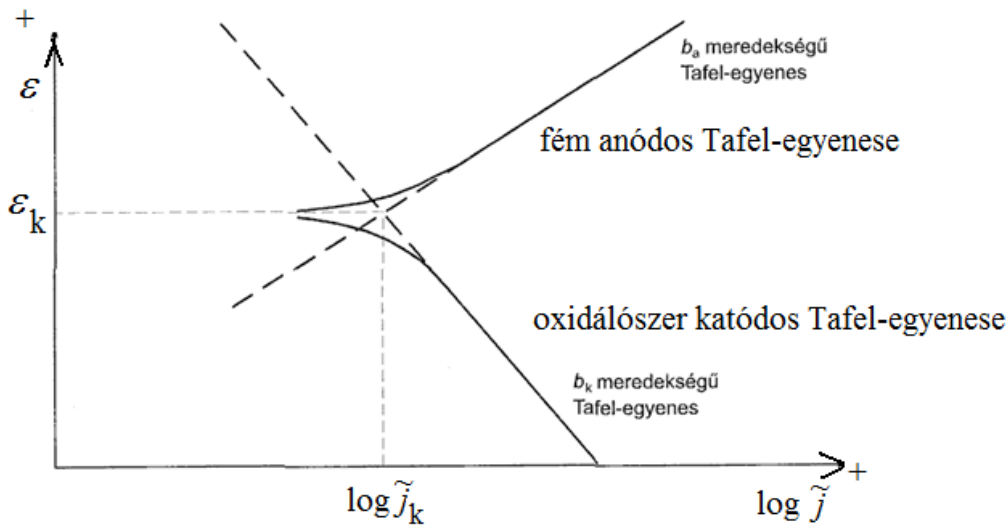
*Kis csereáramú fém/fémion elektródreakciójú fémek esetén a (1) reakció redukciós irányba való lejátszódási lépése is elhanyagolható.*

A korróziós rendszerekben a katódos vagy anódos részreakciók kinetikájában a diffúzió gyakran sebesség-meghatározó lépés, vagy a bruttó kinetika vegyes, töltésátlépési és diffúziós kontroll alatt áll, ezért a korróziósebesség meghatározását célszerű **jól kevert oldatban** végezni.

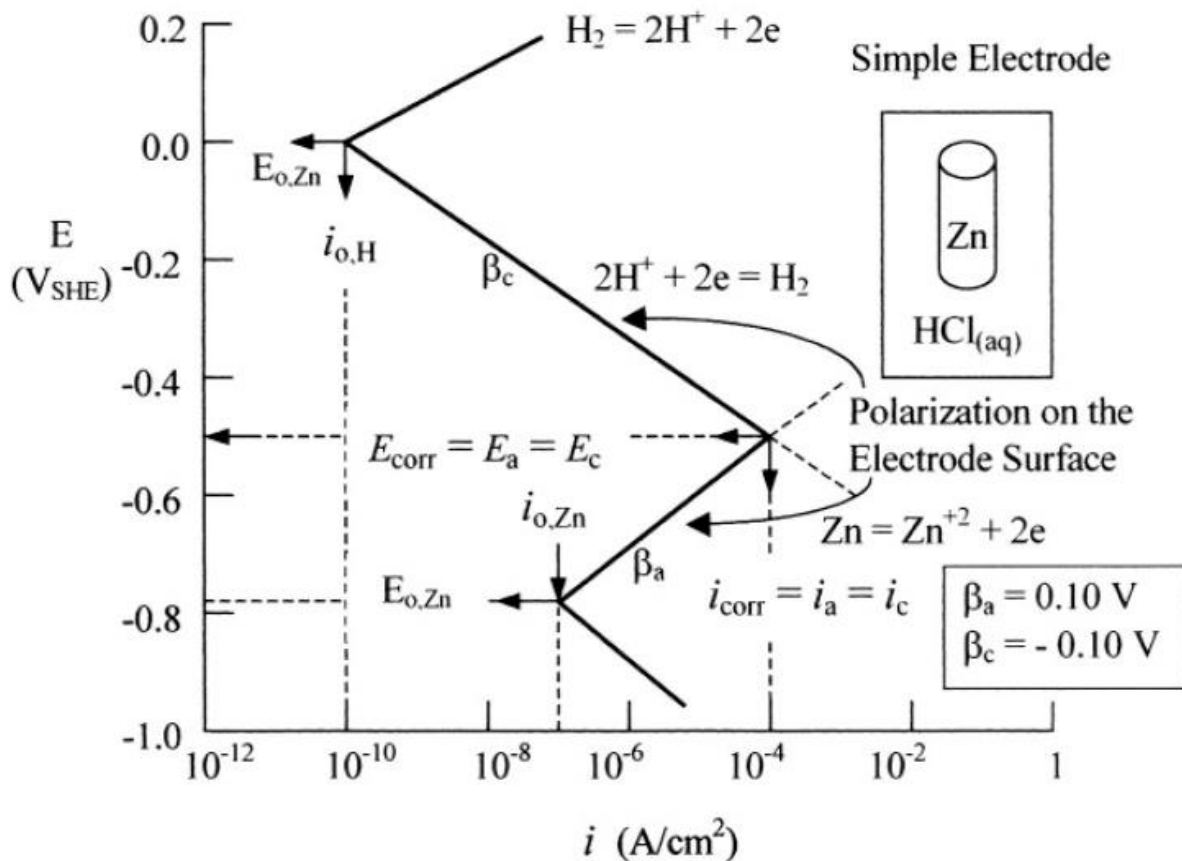


A korróziós potenciál és korróziós áram szemléltetése. Az M fém anódos oldódása és a hidrogénion katódos kisülése (hidrogénfejlődés) töltésátlépési gátlással történik. Pl. korrodáló vas oxigénmentesített 1 M kénsav-oldatban. Célszerű a korrózió katódos és anódos folyamatait Tafel-egyenesekkel ábrázolni.

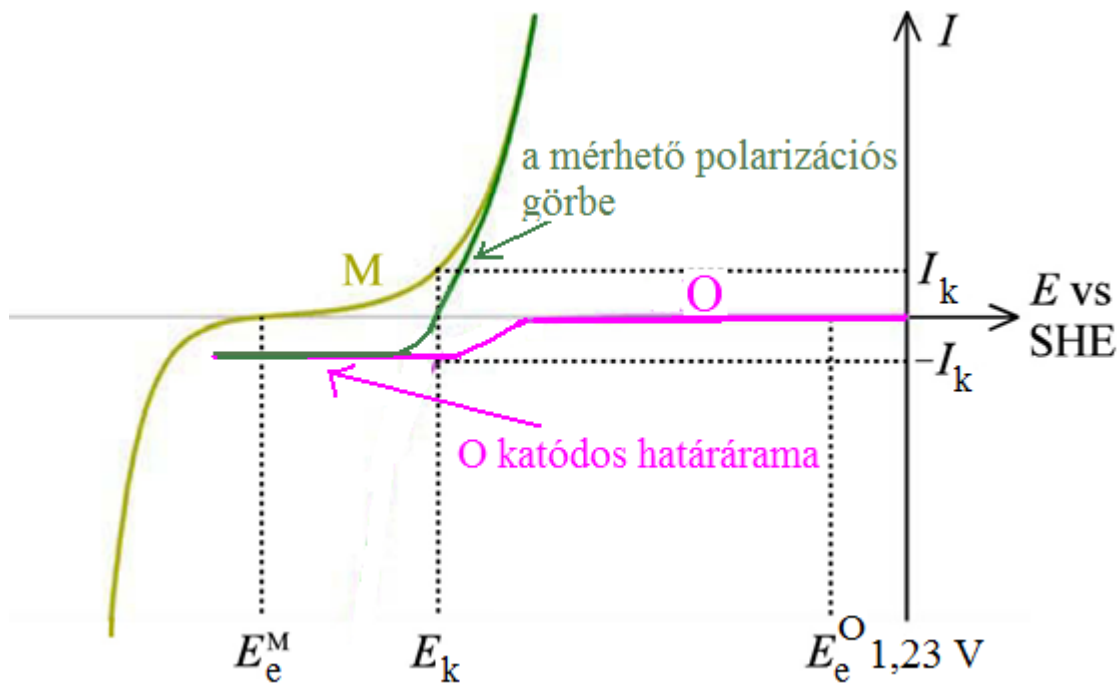




Kicsit részletesebben:



A Zn Evans diagramja HCL oldatban, oxigén távollétében (hidrogéndepolarizáció). mj. A Zn/Zn<sup>2+</sup> polarizációs görbéi csak illusztrációk!

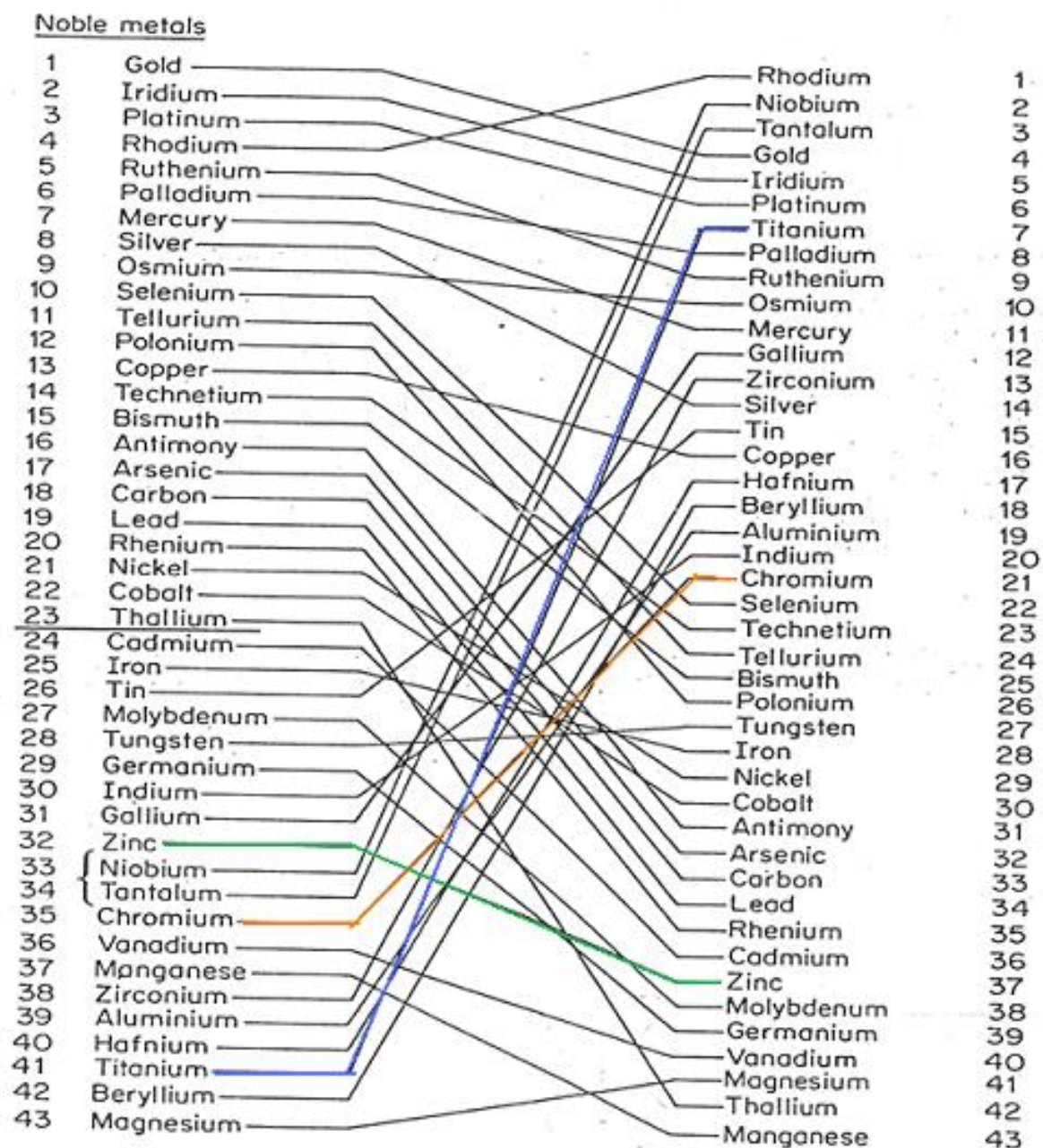


Az oxigénredukció a legtöbb fémen diffúziós gátlással megy, mivel az oxigénelektrod egyensúlyi potenciálja sokkal pozitívabb mint a fémeken beálló korróziós potenciál. Pl. korrodáló vas oxigénnel telített 1 M kénsav-oldatban. Több fémen két oxigénredukciós határáram figyelhető meg, pozitívabb potenciálon 2 elektronfelvétellel peroxid keletkezik, ami negatívabb potenciálon további két elektronfelvétellel reagál tovább (Au/lúgos oldat, stb.)

### 2.1. Foglalkozzunk a korróziós potenciálokkal:

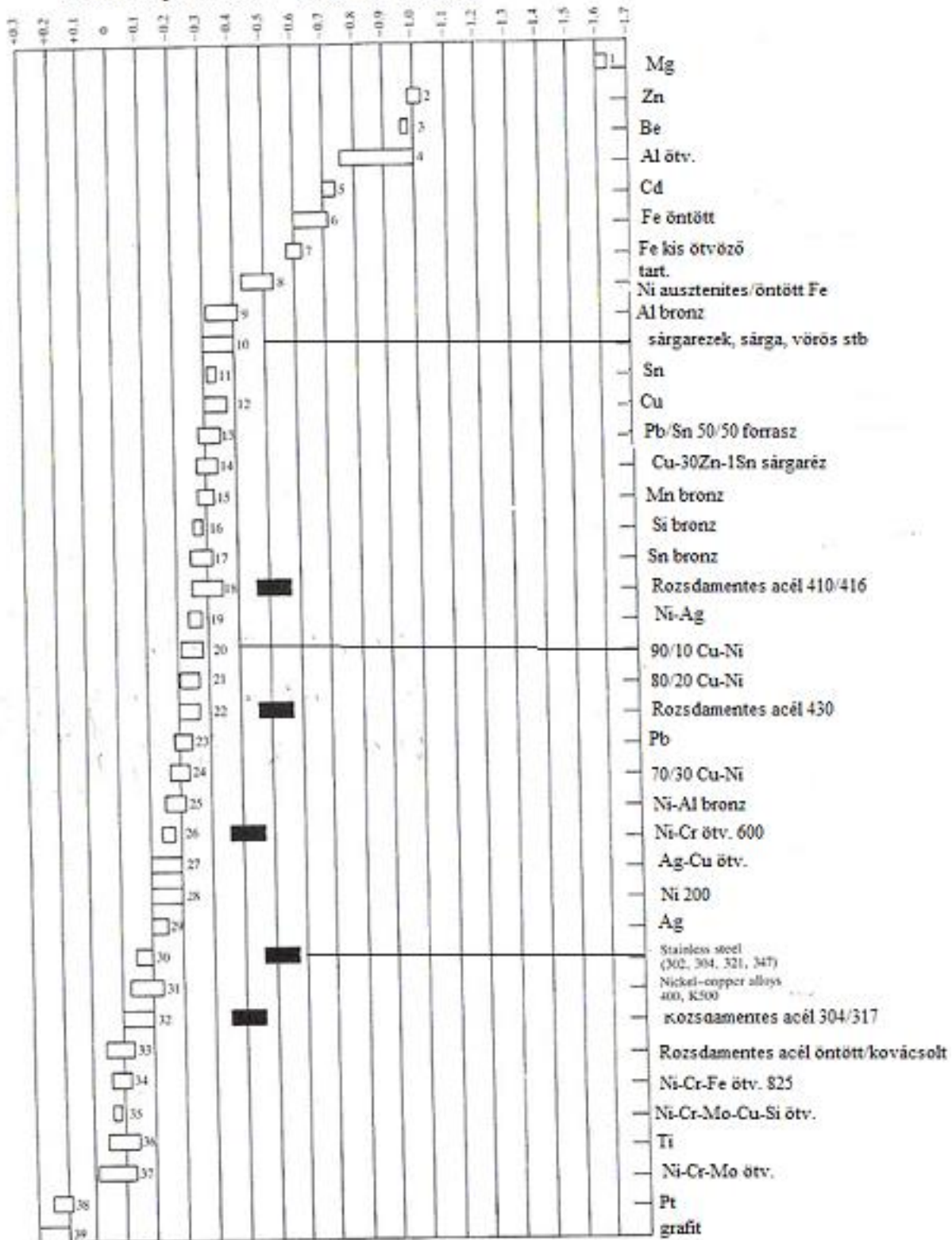
A táblázat baloldali oszlopa a fémek termodinamikai, azaz elektródreakció potenciál alapján felállított „immunitási” sorát mutatja, az Au a legnemesebb a Mg a leginkább reakcióképes fém. A jobboldali oszlop a gyakorlatban mérhető korróziós potenciálok alapján felállított korróziós hajlamot mutatja. Ebben a sorban a Rh a legnemesebb és a Mn a leginkább reakcióképes fém. Kevés kivételtől eltekintve (pl. Os) a fémek egy része aktívabbnak mutatkozik a gyakorlati körülmények között (ez valamilyen vizes korróziós közeg), más része viszont kevésbé aktív mint amit termodinamikai megfontolásból várnánk. A különbségek oka a korróziós közegekben kialakuló passzív réteg (többnyire oxid, vagy hidroxid) szerkezetében, védőképességében keresendő (tömör v. laza szerkezetű).





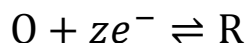
Termodinamikai stabilitás sora	Gyakorlati stabilitás sora
standard elektródreakció potenciálok sora	korróziós körülmények között

Korróziós potenciál / V vs tel. kal. elektród



A fenti táblázat néhány gyakorlatilag fontos fém és ötvözet korróziós potenciálját mutatja tengervízben telített kalomelelektrodhoz viszonyítva. A fekete jelöléssel a fém aktív állapotban mérhető korróziós potenciálját mutatja. Stainless steel- rozsdamentes acél (nagy ötvözőtartalom, Cr, Ni stb.)

**3.Foglalkozzunk a csereáramokkal.** A töltésátlépési gátlás esetére az anódos és katódos Tafel-egyenesek paramétereit tekintsük át.



$$\eta_a = -\frac{2.303RT}{\alpha zF} \lg \tilde{j}_0 + \frac{2.303RT}{\alpha zF} \lg \tilde{j}$$

$$\eta_c = \frac{2.303RT}{(1-\alpha)zF} \lg \tilde{j}_0 - \frac{2.303RT}{(1-\alpha)zF} \lg |\tilde{j}|$$

$$b_a = \frac{2.303RT}{\alpha zF}$$

$$b_c = -\frac{2.303RT}{(1-\alpha)zF}$$

$$a_a = -\frac{2.303RT}{\alpha zF} \lg \tilde{j}_0$$

$$a_c = \frac{2.303RT}{(1-\alpha)zF} \lg \tilde{j}_0$$

A csereáramot a Tafel-féle  $a$  konstans tartalmazza és az alábbi összefüggéssel számolható a Tafel-egyenlet  $a$  és  $b$  paramétereiből.

$$j_0 = 10^{-\frac{a}{b}}$$

A csereáram koncentrációfüggése fenti reakcióra, ahol O legyen a fémion  $M^{z+}$  és R a fématom M, valamint  $1-\alpha$  a katódos lépés,  $\alpha$  az anódos lépés átlépési tényezője:

$$j_0 = k' c_M^{1-\alpha} c_{M^{z+}}^\alpha$$

$k'$  az elektródreakció standard elektródreakció potenciálját tartalmazó sebességi együttható

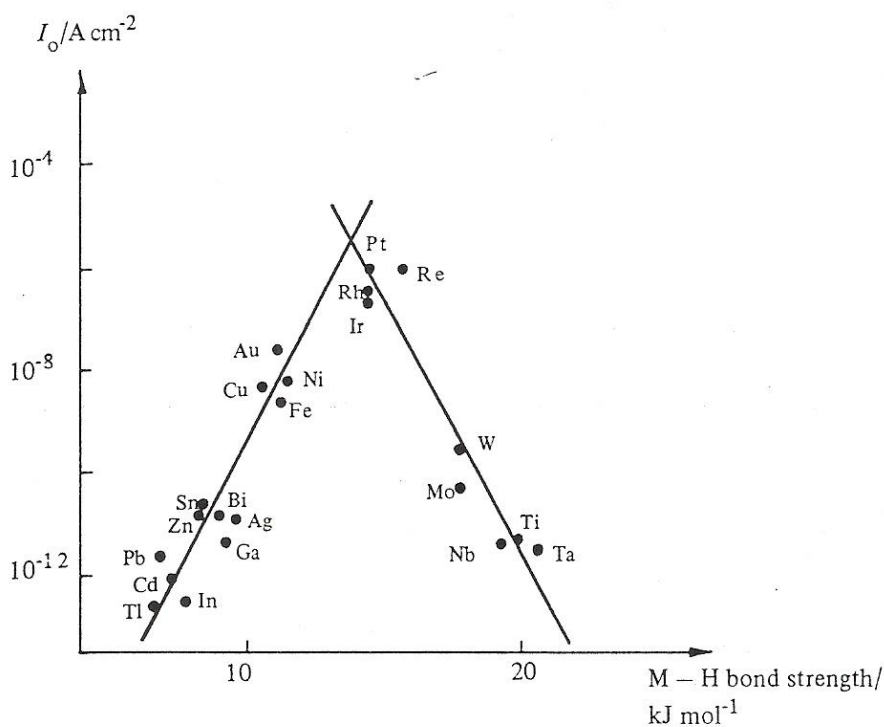
-----

**Tafel-összefüggés  $a$  és  $b$  állandója katódos hidrogénfejlődés különböző fémek esetén ( $t = 20 \pm 2 \text{ }^\circ\text{C}$ )**

Fém	$-a/V^5$	$-b/V$	Elektrolitoldat
Ag	0,76	0,119	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Cd	1,45	0,120	0,65 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Co	0,71	0,115	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 1,0 mol/dm <sup>3</sup> Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Cu	0,80	0,115	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Fe	0,72	0,120	1,0 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Hg	1,415	0,113	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Ni	0,525	0,100	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Pb	1,47	0,120	0,5 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Sn	1,20	0,13	1,0 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Zn	1,24	0,118	1,0 mol/dm <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

Minél nagyobb az  $a$  konstans abszolút értéke, annál kisebb a hidrogénfejlődés csereárama (Pb)

A depolarizátor és a fém/fémion rendszer csereáramai befolyásolják a korrózió mechanizmusát

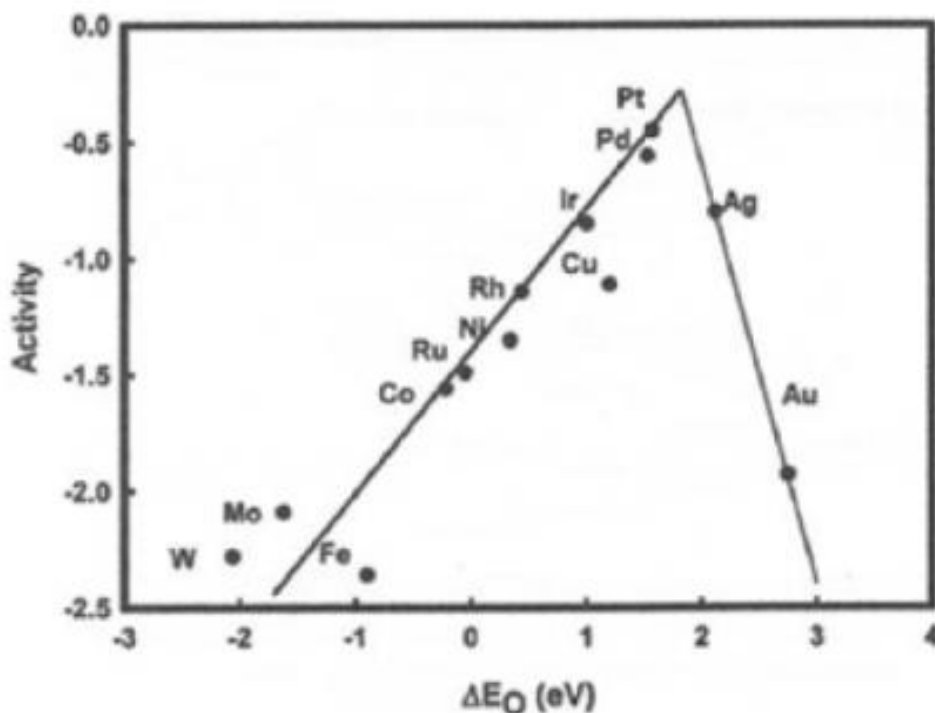


Hidrogénfejlődési reakció csereárama 1 M savoldatban az elektródfém-hidrogén kötési energia függvényében

Hidrogénfejlődési reakció csereáram sűrűségei fémeken 25 °C-on			
fém	$j_o / \text{A cm}^{-2}$	fém	$j_o / \text{A cm}^{-2}$
Pb,Hg	$10^{-13}$	Fe, Au, Mo	$10^{-6}$
Zn	$10^{-11}$	W, Co, Ta	$10^{-5}$
Sn, Al, Be	$10^{-10}$	Pd, Rh	$10^{-4}$
Ni, Ag, Cu, Cd	$10^{-7}$	Pt	$10^{-2}$

Megjegyzés: a csereáram sok paramétertől függ, ezért csak tájékoztató nagyságrendek vannak megadva. Uezen okból eltérések lehetnek a felső ábra és ezen táblázat adatai között.

Az oxigénredukció ( 4 elektronos összetett reakció lévén) csereárama Pt-án nagyon kicsi, ez többé kevésbé a fémekre is igaz, viszont a köztitermék képződés és tovább reakció sebességében nagy különbségek vannak. Általában oxidos fémeken a peroxid köztitermék bomlása lassú, pl. passzív Zn, Sn, acél stb. Savas oldatban Ni-en passzív állapotban az oxigénredukció töltésátlépés és diffúziós (vegyes) kinetikával történik a korróziós potenciálon, viszont Fe-on (aktív állapotban) a töltésátlépés gyors, a diffúzió a sebesség-meghatározó a katódos folyamatra.



Az oxigénredukciós aktivitás trendje a fém-oxigén kötési energia függvényében.

A fémek csoportosítása csereáram sűrűségeik alapján az elektrolitikus leválasztási hajlam szempontjából

Könnyen leválasztható fémek $j_o \sim 1 \cdot 10^{-3} \text{ Acm}^{-2}$	Köztes fémek $j_o \sim 10^{-3} - 10^{-8} \text{ Acm}^{-2}$	Nehezen leválasztható fémek $j_o \sim 10^{-8} - 10^{-15} \text{ Acm}^{-2}$
Pb	Cu	Fe
Sn	Zn	Co
Hg	Bi	Ni
Tl	Sb	egyéb átmeneti fémek
Cd		nemes fémek
Ag		

A csereáramsűrűségek 1 M fémionkoncentrációjú oldatra vonatkozik

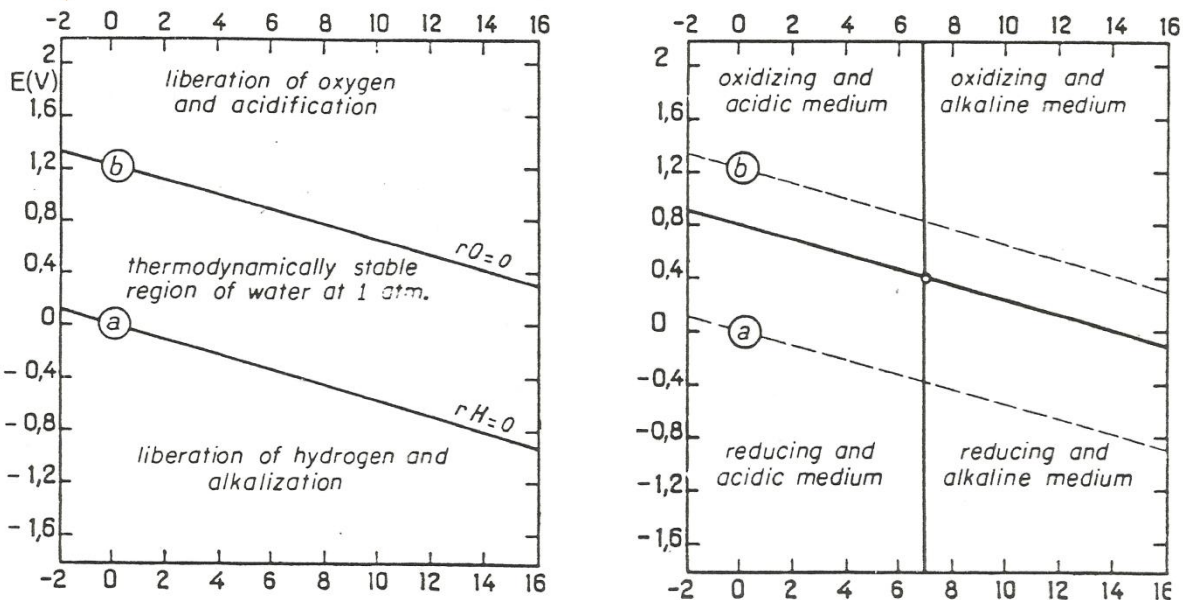
Néhány fém csereáram sűrűsége savas M v. M/2 oldatokban 25 °C-on

perklorátos oldatokban	$j_o / \text{A cm}^{-2}$
Zn	$3 \cdot 10^{-8}$
Pb	$8 \cdot 10^{-4}$
Tl	$10^{-3}$
Ag	1
szulfátos oldatokban	
Ni	$2 \cdot 10^{-9}$
Fe	$2 \cdot 10^{-9}$
Zn	$3 \cdot 10^{-5}$
Cu	$4 \cdot 10^{-5}, 3 \cdot 10^{-2}$
Tl	$2 \cdot 10^{-2}$
kloridos oldatokban	
Sb	$2 \cdot 10^{-5}$
Zn	$3 \cdot 10^{-4}, 7 \cdot 10^{-1}$
Sn	$2 \cdot 10^{-3}$
Bi	$3 \cdot 10^{-2}$

Megjegyzés: a fémek csereárama a fém tisztasága, a felület állapota, az oldat összetételén (anion, komplexképző tartalom) kívül a pH-től is nagyban függ, a fémionok hidrolízise miatt (hidroxid/oxid kicsapódás stb.)



#### 4. Foglalkozzunk a fémek elektrokémiai stabilitási diagramjaival (Pourbaix-diagramok, Pourbaix atlasz vizes közegekben)



Ez a víz stabilitási diagramja.  $rH$  a  $H_2$  gáz aktivitása logaritmusának mínusz 1x-ese.  $rH=0$  1 bar  $H_2$  nyomást jelent.  $rO$  jelentése hasonló, az  $O_2$  gázra vonatkozik. (Az  $rH$  és  $rO$  exponenssel a víz redukáló, illetve oxidálóképességét jellemzik, analitikában használatos főként). A jobboldali ábrán be vannak jelölve a pH és elektródpotenciál függvényében a víz redukáló, illetve oxidáló területei. A tiszta vízben hidrogéngáz és oxigéngáz nyomása kisebb mint 1 bar. Azt is tudjuk, hogy a hidrogéngáz nyomásának 1 nagyságrendi csökkenésével az elektródreakció potenciál pozitív irányba változik kb. 30 mV-tal, az oxigénelektrodé viszont ekkor negatív irányba tolódik kb. 15 mV-tal. Ennek következtében a tiszta víz oxidáló és redukáló területeinek választóvonalát a hidrogénelektrod akkor hidrogéngáz, valamint az oxigénelektrod akkor oxigéngáz nyomásánál kapjuk meg, amelyek esetén a az oxigénelektrod és hidrogénelektrod elektródreakció potenciálja megegyezik. (Hf: Számoljuk ki az ehhez tartozó nyomásokat és az elektródpotenciálok értékét 0 és 14-es pH-n. Megoldások, mindkét reakcióra pH0-nál az elektródreakció potenciál +0,819 V; pH14-en .0,01 V; az oxigén és hidrogéngáz ezen potenciálokhöz tartozó nyomása  $10^{-27,73}$  bar)

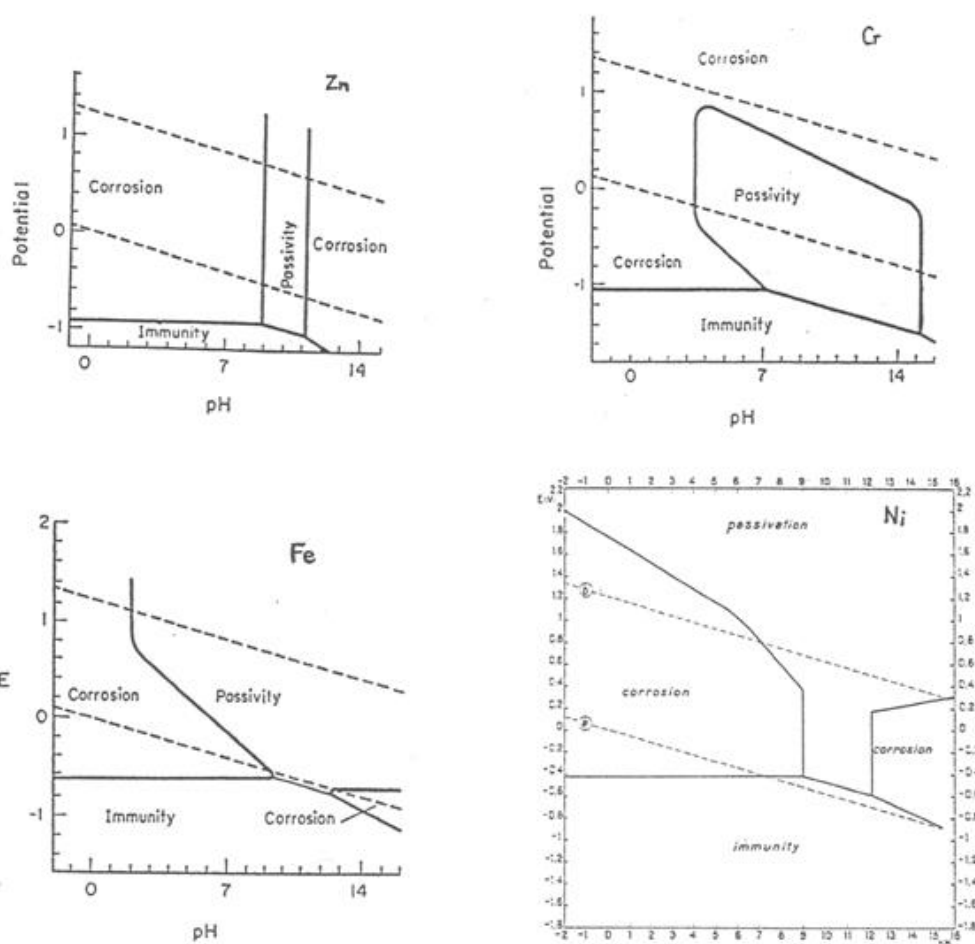
A Pourbaix-diagramokban tüntetjük fel a fém/elektrolit határfelületen beálló heterogén és homogén egyensúlyoknak a **termodinamikai számításokból** adódó számszerű értékeit az elektródreakció potenciálok, a pH, valamint az oldatban levő fémionok és egyéb oldható ionok koncentrációja függvényében.

A számításokhoz szükségünk van az anyagok standard kémiai potenciáljaira. A számolás menetét a Zn példáján a következő órán tárgyaljuk.

Előrebocsátásként: A vízszintes egyenesek: pH-tól nem függő, de elektródpotenciáltól függő reakciót jelöl, mivel elektronátmenet történik a reakcióban ( eltérő fémionkoncentrációnál a vízszintes egyenes a pot. tengely mentén párhuzamosan toródik el).

A függőleges egyenesek pH-tól függő és potenciáltól nem függő egyensúlyokat ábrázolnak. A ferde egyenesek pH-tól és potenciáltól is függő egyensúlyokat ábrázolnak.

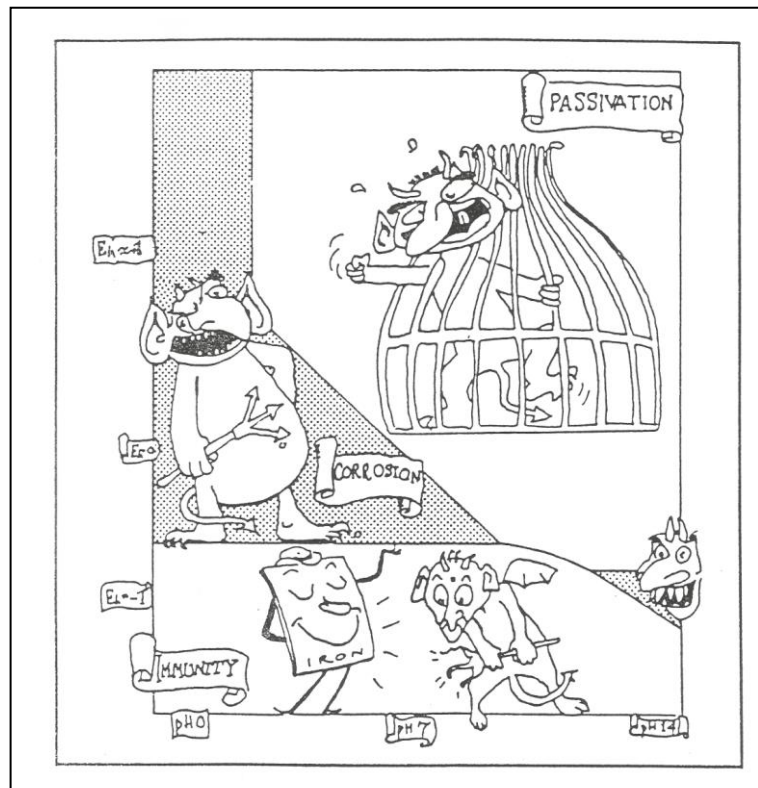
A fémkorrózió szempontjából a fémek elektrokémiai stabilitási diagramján 3 típusú területet láthatunk. Az **immunitás** területe, ahol a fém vizes oldatban nem oldódik, stabil. A **korrózió** területeit, ahol a fém oldható ionok formájában oldódik. A **passzíválódás**, passzív állapot területét, ahol a fém oldódása során szilárd termék, oxid-, hidroxid-, vagy só válik ki a fém felületén.



A Zn, Cr, Fe és Ni egyszerűsített elektrokémiai egyensúlyi diagramjai. Elektródreakció potenciálok a pH függvényében. .

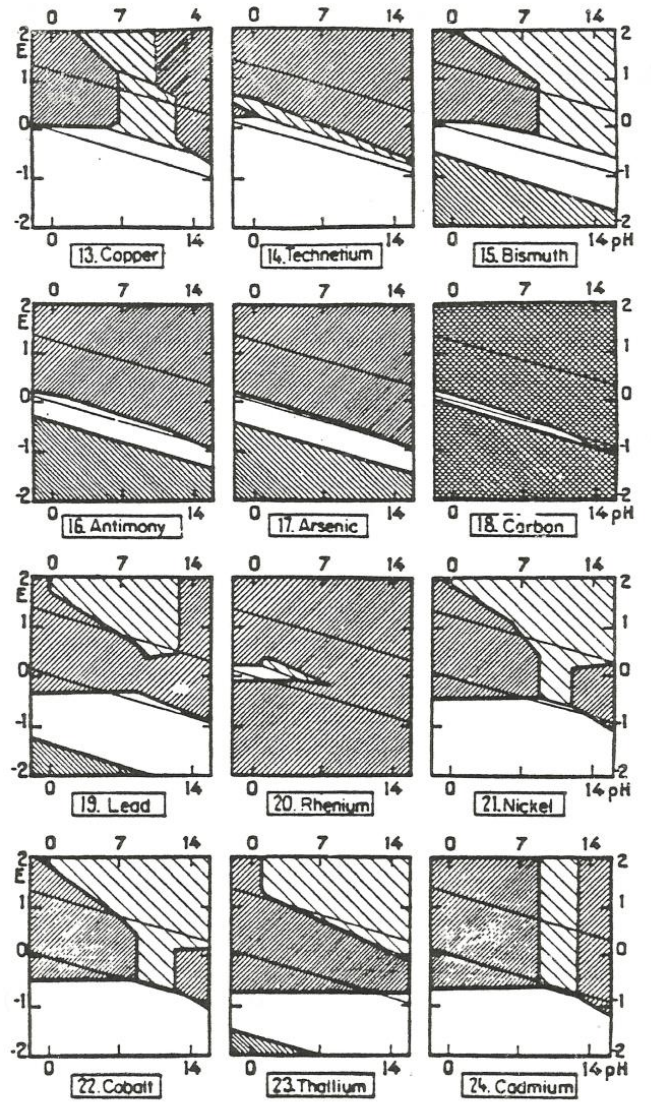
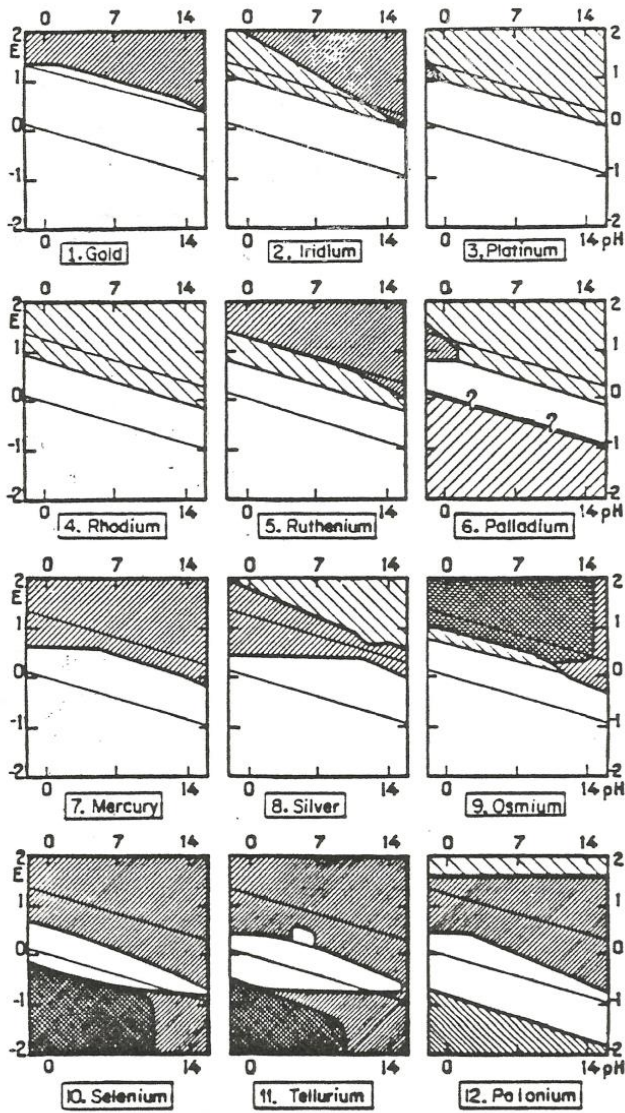
A két párhuzamos szaggatott vonal jelöli a víz stabilitási tartományát.






Ez a vas egyszerűsített Pourbaix diagramja, a korrózió ördögével. M. Pourbaix rajza.

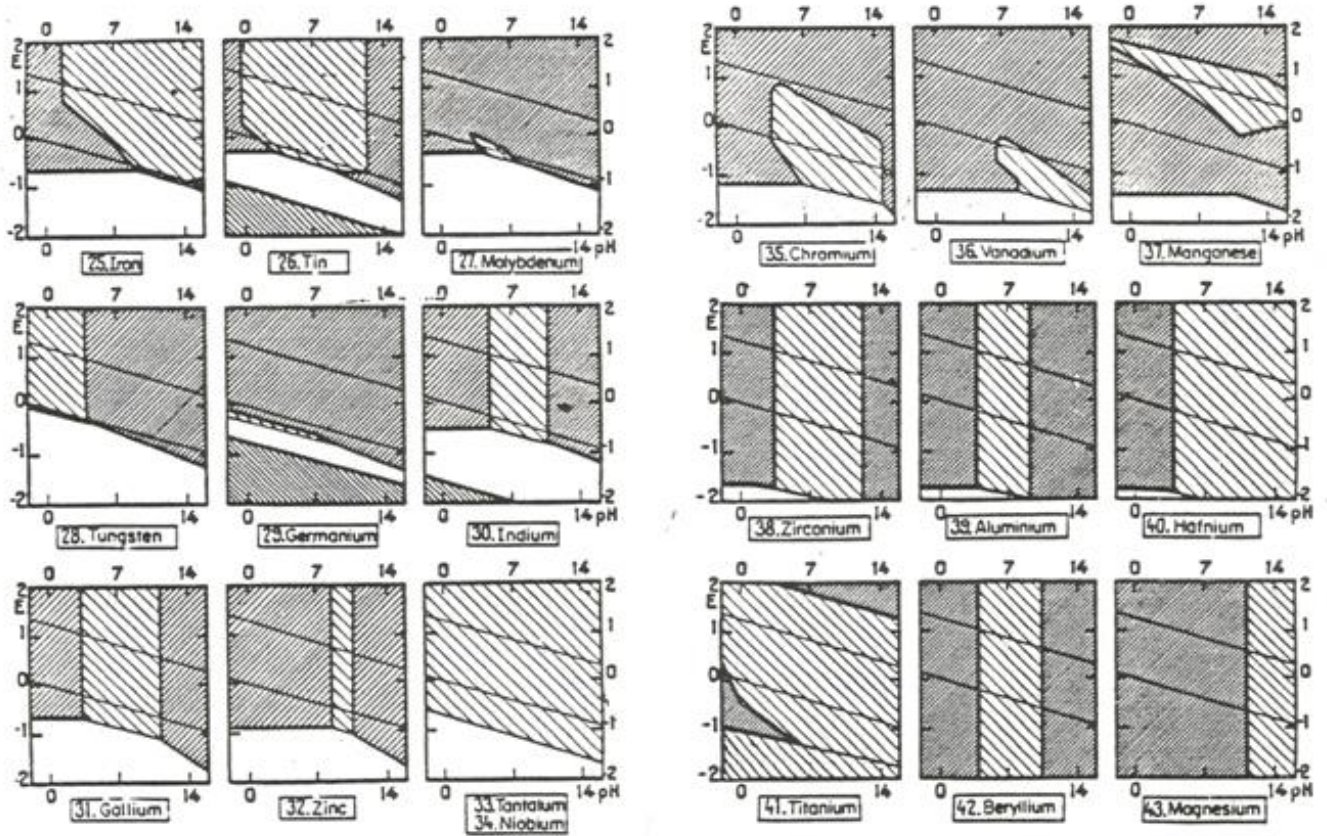







A következő ábra a fémek egyszerűsített elektrokémiai egyensúlyi diagramjait tünteti fel, a korrózió, a passzív állapot és az immunitás területeivel a fémek termodinamikai stabilitási („nemességi”) sorrendjébe rendezve.





-  korrózió oldódással
-  korrózió gázfejlődéssel
-  passzíválódás oxid- v. hidroxid réteggel
-  passzíválódás hidroxid réteggel
-  immunitás

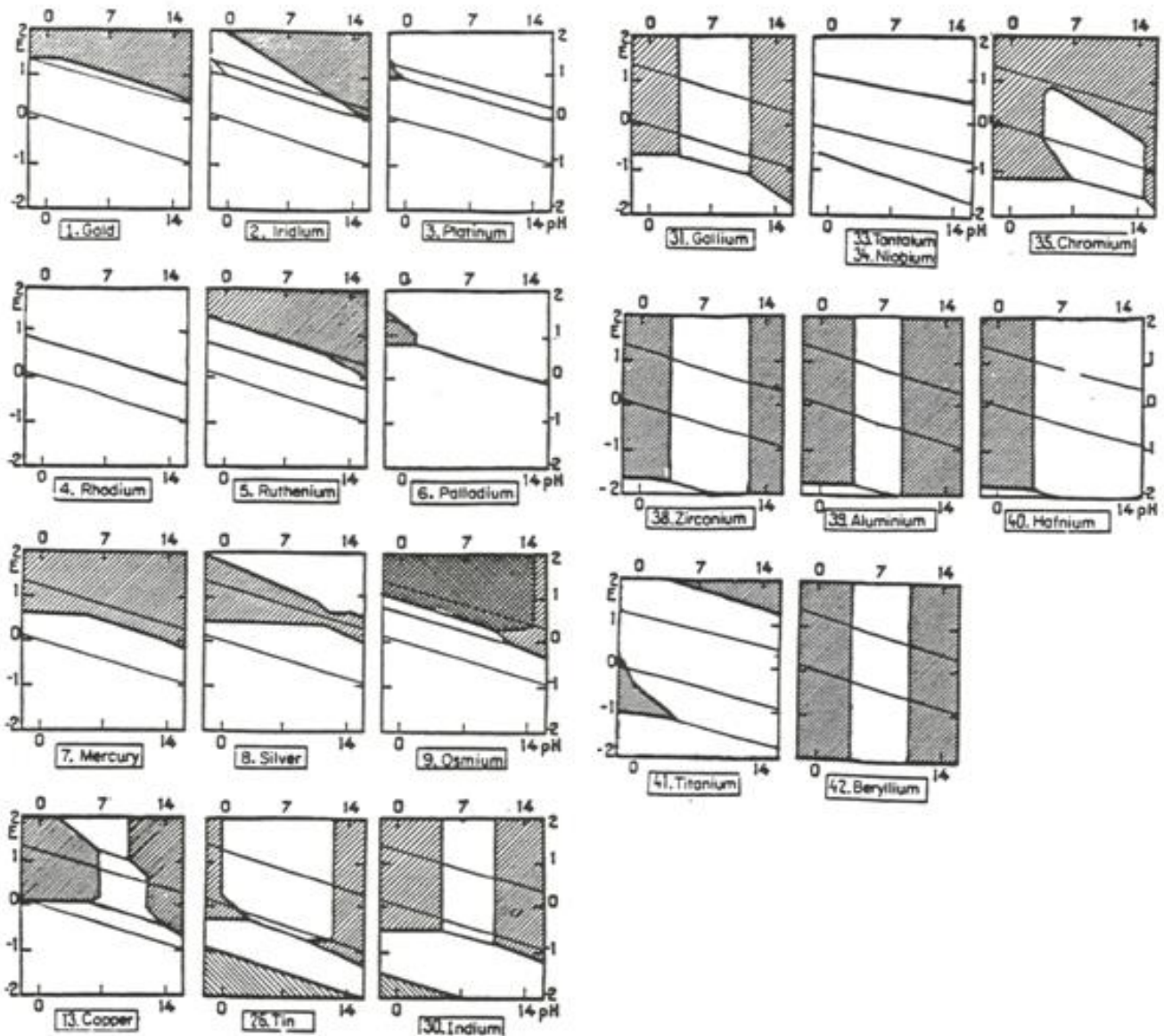







-  korrózió oldódással
-  korrózió gázfejlődéssel
-  passzíválódás oxid- v. hidroxid réteggel
-  passzíválódás hidroxid réteggel
-  immunitás

Ag, Cu, Sb, Bi hidrogénfejlődéssel nem korródeál (csak oxidáló savakban, v. oxigén jelenlétében oldódik).



Az alábbi ábra azokat a fémeket mutatja, amelyek 5,6 és 9-es pH között korrózióállóak( a számozás a termodinamikai stabilitási sorrendben elfoglalt helyre utal).



-  korrózió oldódással
-  korrózió gázfejlődéssel
-  passzíválódás oxid- v. hidroxid réteggel
-  passzíválódás hidroxid réteggel
-  immunitás