

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O'RTA

MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI

QARSHI MUXANDISLIK - IQTISODIYOT INSTITUTI

MUHANDIS TEXNIKA FAKULTETI

QXM – 245 -15 GURUH TALABASI

S. Hamroqulovanning KIMYO FANIDAN YOZGAN

REFERATI

Mavzu: Oksidalanish-qaytarilish reaksiyalari. Elektroliz.

.

Bajardi: S.Hamroqulova.

Tekshirdi .CH. Bobilova.

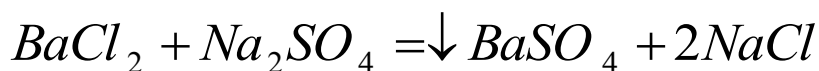
Qarshi – 2017 yil

Mavzu: Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari. Elektroliz.

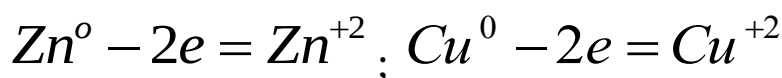
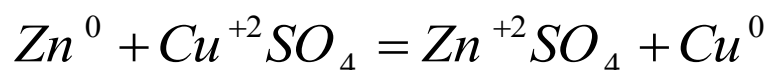
Reja:

1. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining mohiyati.
2. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining turlari.
3. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish.
4. Elektroliz jarayoni.
5. Suyuqlanma va eritma elektrolizi
6. Eriydigan va erimaydigan elektrodlar bilan olib boriladigan elektroliz

Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining mohiyati. Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) reaksiya natijasida o'zgarmaydi.



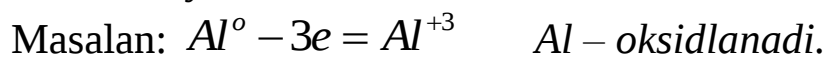
Boshqa turdagi reaksiyalarda elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.



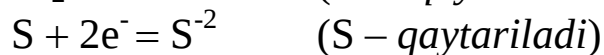
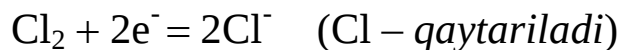
Elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradigan reaksiyalar *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari* deyiladi.

Oddiy moddalarda atomlar elektroneytral bo'ladi. Shuning uchun ularning oksidlanish darajasi shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan.

Neytral atomlar elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionga aylanadi va nechta elektron bergan bo'lsa o'shancha musbat oksidlanish darajasi namoyon qiladi. Atomlarning elektron berish jarayoni *oksidlanish* deyiladi.



Atomlar elektron biriktirib olsa manfiy zaryadlangan ionga aylanadi. Bunda atom nechta elektron qabul qilgan bo'lsa uning oksidlanish darajasi shuncha manfiy bo'ladi. Atomning elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi. Masalan:

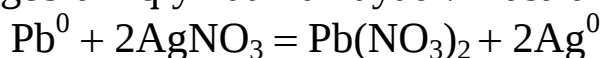


O'zidan elektron bergan atom *qaytaruvchi*, o'ziga elektron biriktirib olgan atom esa *oksidlovchi* hisoblanadi.

Faqat neytral atomlar emas, balki ionlar ham elektron biriktishi yoki berishi mumkin.



Qaytaruvchi elektron berganligi sababli, uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati ortadi. Oksidlovchi elektron biriktirib olish tufayli uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati kamayadi. Masalan:

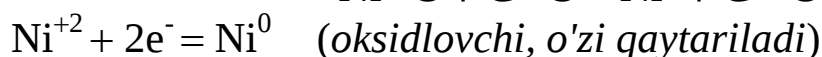
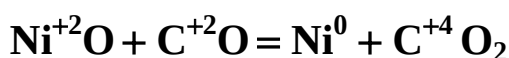


Demak, oksidlanish - qaytarilish reaksiyasi yagona jarayondir. Oksidlanish vaqtida qaytarilish sodir bo'ladi, aksincha qaytarilish vaqtida oksidlanish jarayoni ham boradi.

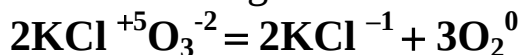
Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining turlari. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining quyidagi turlari ma'lum.

1. Molekulalararo (ionlararo) oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari.
2. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.
3. Disproporsiyalanish reaksiyalari.

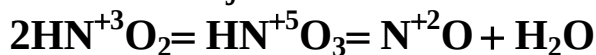
Molekulalararo oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi element bir modda tarkibida qaytaruvchi element boshqa modda tarkibida bo'ladi.



Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari bir molekula tarkibiga kiruvchi turli elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.



Disproporsiyalanish reaksiyalaridan ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bir element atomlari bajaradi.



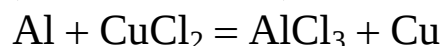
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida elektronlar qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tadi. Bunda qaytaruvchi bergan elektronlarning umumiy soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlarning umumiy soniga hamma vaqt teng bo'ladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini ikki usulda tuzish mumkin.

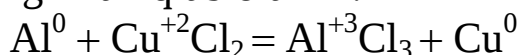
1. Elektron balans usuli.
2. Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli.

1-usul. Quyida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning elektron balans usulini Al bilan CuCl_2 orasidagi reaksiyani tenglashtirish misolida ko'rib chiqamiz.

1. Reaksiya sxemasini (koeffitsientlarsiz) tuzamiz.

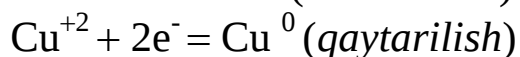
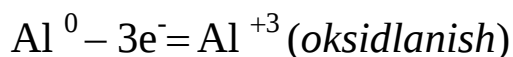


2. Har qaysi modda formulasida elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarganini aniqlaymiz, shu yo'l bilan qaysi modda oksidlovchi va qaysi modda qaytaruvchi ekanligini aniqlab olamiz.

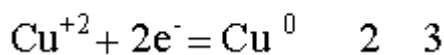
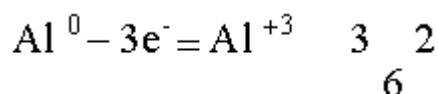


Reaksiya sxemasidan ko'rinib turibdiki, Al ning oksidlanish darajasi 0 dan +3 gacha ortdi. Su ning oksidlanish darajasi esa +2 dan 0 gacha kamaydi. Demak, Al qaytaruvchi, chunki Al atomni elektron berdi. CuCl_2 esa oksidlovchidir, chunki Cu^{+2} ioni elektron biriktirib oldi.

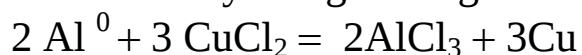
3. Oksidlanish va qaytarish jarayonlarini ifodalaydigan elektron tenglamalar tuzamiz.



4. Eng kichiq ko'paytuvchi qoidasiga ko'ra oksidlovchi hamda qaytaruvchi shu bilan birga reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlar uchun koeffitsiyent tanlaymiz, bunda qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi lozimligini nazarda tutamiz. Masalan:



Topilgan koeffitsiyentlarini tegishli moddalar formulalari oldiga quyib, sxemadan reaksiya tenglamasiga o'tamiz:



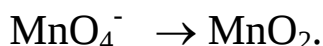
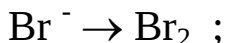
2-usul. Elektron ionli (yarim reaksiyalar) usuli

Bu usul ion yoki molekullarning reaksiyada kanday uzgarishlarga uchrashini kursatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari)ni tuzish va bu tenglamalarni bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi

reaksiyaga elektron - ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik :

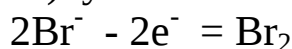


Bu reaksiyada brom va permanganat ionlari uzgarishga uchraydi:

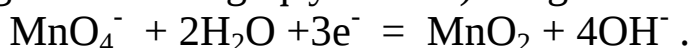


Brom ionining oksidlanish va permanganat ionining qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi 1 mol Br_2 ning 2 mol Br^- iondan xosil bo'lishini xisobga olib , birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi

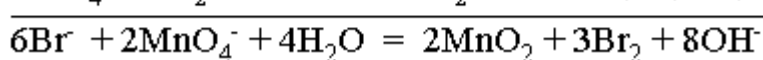
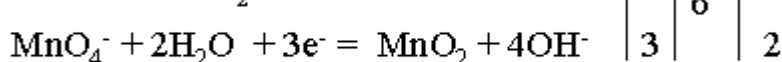
(brom ionining oksidlanishi) yoziladi:



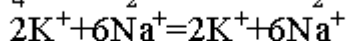
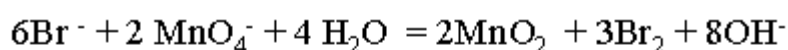
1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muxitda) boglanib , 4 mol OH^- ionlarni xosil kiladi. Zaryadlar tengligini xisobga olib , ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi :



Berilgan va birlashtirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy kupaytma topiladi. Bu kupaytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga kupaytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining yarim reaksiyalarining chap va ung kislmlari kushiladi :



Reaksiyada uzgarmay koladigan kaliy va natriy kationlarini xisobga olgan xolda oksidlanish- qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi :



Oksidlovchilar va qaytaruvchilar. Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar oksidlovchilar, oksidlanuvchi element saklovchi moddalar qaytaruvchilar deyiladi.

Oksidlovchilar tarkibidagi element uz oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytaruvchilar tarkibidagi element uz oksidlanish darajasini oshiradi.

Muxim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 , O_2 , S .

Kimyoviy reaksiyalar vaktida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni xosil kiladi:

F^- , Cl^- , Br^- , J^- , O^{2-} , S^{2-} .

2. Kislorodli kislotalar : H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari : $KMnO_4$ (kaliy permanganat), $K_2Cr_2O_7$ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari ($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$) va ularning tuzlari (gipoxloritlar , xloratlar va perxloratlar) ;

ba'zi kislotalarning angidridlari, masalan, CrO_3 (xrom (VI) - oksid), Mn_2O_7 (marganes (VII)- oksid), O_3 (ozon) , N_2O_2 (vodorod peroksid) , metallarning peroksidlari (Na_2O_2 , SaO_2) va boshqalar.

3. Metallarning yukori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari , masalan Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{4+} .

Muxim qaytaruvchilar:

1. Metallar, ayniksa ishkoriy-yer metallar (Li , Na , K va boshqalar) va ishkoriy-yer metallari (Ca , Sr , Ba).

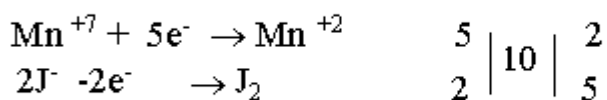
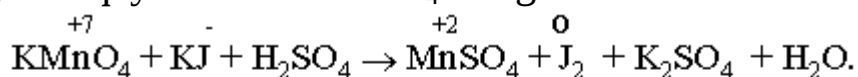
2. Vodorod , uglerod (koks), uglerod (II) - oksid CO .

3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari : gidridlar tarkibidagi vodorod ionlari N^- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

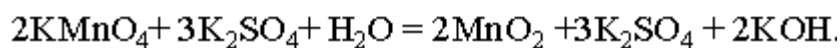
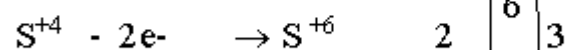
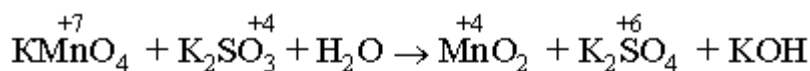
Ba'zi moddalar sharoitga qarab xam oksidlovchi, xam qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2SO_3).

Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga muxitning ta'siri.

Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida muxit muxim ahamiyatga ega . Muxitning ta'siri masalan, $KMnO_4$ ning qaytarilish xarakterida yakkol namoyon bo'ladi. Kislotali muxitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muxitda MnO_2 gacha, ishkoriy muxitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. $KMnO_4$ ning kislotali muxitda qaytarilishi:

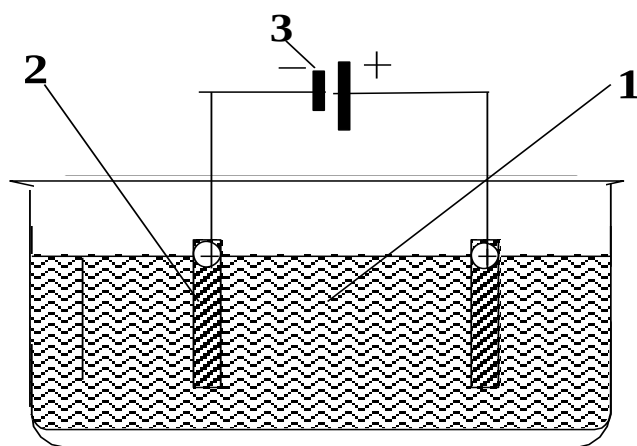


$KMnO_4$ ning neytral muxitda qaytarilishi :



Kaliy permanganatning ishkoriy muxitda qaytarilishi :

Elektroliz jarayoni. Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz jarayoni maxsus qurilmalar – elektrolizerlar yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi.

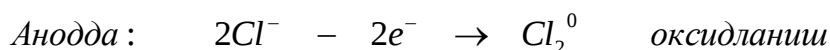


3-раш. Электролизёр схемас 1- анод 2- катод
3 – Ётармас ток манбаи.

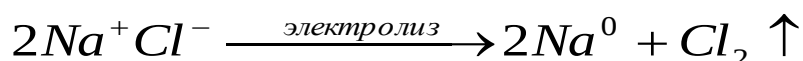
Agar elektrolitning suvdagi eritmasiga o'zgarmas tok manbaiga ulangan elektrod tushirilsa, eritmada tartibsiz harakatda bo'lgan ionlar bir tomonga yo'naladi: kationlar katodga, anionlar esa anodga tomon yo'naladi. Elektr toki manbaining ishlashi natijasida elektronlar anoddan katodga uzatiladi, shu sababli anodda elektronlar yetishmay qoladi, katodda esa ko'payib ketadi. Elektronlar katoddan musbat zaryadlangan ionlarga o'tadi va ularni neytral atomlarga aylantiriladi. Manfiy zaryadlangan ionlar anodga kelib unga o'z elektronlarini beradi va o'zi zaryadsizlanadi. Shunday qilib, elektrolizning mohiyati shundaki, katodda qaytarilish anodda esa oksidlanish jarayoni boradi.

Masalan, suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi jarayonini ko'rib chiqamiz.

Agar NaCl suyuqlanmasi orqali elektr toki o'tkazilsa, suyuqlanmadagi Na^+ va Cl^- ionlari tegishli elektrodlar tomon yo'naladi va ularda quyidagi jarayonlar sodir bo'ladi:



Suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi umumiy tarzda quyidagi tenglama bilan ifodalanadi.



Suyuqlantirilgan elektrolitlarning elektrolizi bilan elektrolit eritmalarining elektrolizi bir-biridan farq qiladi.

Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissosilanishidan hosil bo'lgan H^+ va OH^- ionlarining hosil bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofida elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofida elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatiga bog'liq.

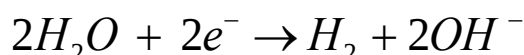
$$E = E_0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0=0$ ga tengligini va $\lg[H^+]=-\text{pH}$ ekanligini hisobga olsak, $E_0=-0,059 \cdot \text{pH}$ bo'ladi.

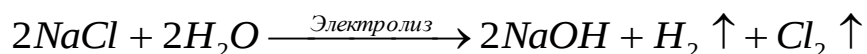
Tuzlarning neytral eritmaları uchun $\text{pH}=7$ ga tengligi uchun,
 $E_0=-0,059 \cdot 7=-0,41\text{v}$ bo'ladi.

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali – 0,41V dan katta bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali – 0,41V ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham birgalikda qaytariladi.

Kislotali eritmalaridan vodorodni ajralib chiqishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga boradi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv molekulalari qaytariladi:



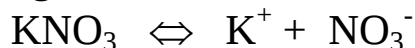
Masalan: NaCl suvdagi eritmasini elektroliz qilinganda, suv molekulalari elektrolizga uchrashi hisobiga katodda Na o'rniga N_2 qaytariladi. Umumiy tarzda quyidagicha:



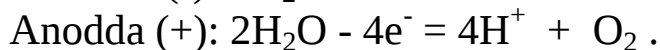
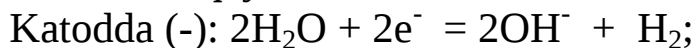
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va aktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod inert anod, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod aktiv anod deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollar asosida kurib chiqamiz.

1) KNO_3 tuzi eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



K^+/K uchun $E_0 = -2,93 \text{ V}$ bo'lib, K^+ kationlari katodda qaytarilmaydi, NO_3^- anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi. Katodda va anodda suv molekulasini qaytariladi va oksidlanadi:



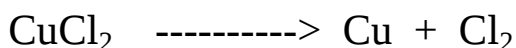
$CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi.



Misning standart elektrod potentsiali $E_0 = 0,34 \text{ V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis ionlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



elektroliz



2) Tuz eritmalarining aktiv anod kullanilgandagi elektrolizi.

Bunday elektroliz jarayonida anod materiali eriydi. Masalan, kadmiy sulfat eritmasining elektrolizini misol qilish mumkin:



Elektroliz qonunlari. Elektroliz vaqtidagi anodda boradigan oksidlanish jarayonida anod materiali ikki guruhga: erimaydigan va eriydigan anodlarga bo'linadi.

Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *erimaydigan (inert) anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *eriydigan (aktiv) anod* deyiladi.

Elektr energiyasining ta'sirida vujudga keladigan kimyoviy jarayonlar unumi bilan elektr toki o'rtasida miqdoriy bog'lanish borligini dastlab 1836 yilda ingliz olimi M.Faradey aniqladi. Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, kation, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Faradey o'z tajribalarini bajarishda bir necha galvanik elementni ketma-ket ulab, batareya hosil qildi; elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr manbai sifatida foydalandi. U o'zining ilmiy kuzatishlari asosida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

1. Faradeyning I qonuni. Elektroliz vaqtida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning massasi miqdori eritmadan o'tgan elektr toki miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi.

2. Faradeyning II qonuni. Agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr o'tkazilsa elektrolarlarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Elektroliz vaqtida elektrolarlarda 1 g – ekvivalent modda ajralib chiqishi uchun elektrolit eritmasidan 96500 kulon elektr toki o'tishi kerak. Bu son Faradey soni (F) deyiladi.

Faradey qonunlaridan

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{yoki} \quad m = \frac{E \cdot Q}{F}$$

ifoda kelib chiqadi.

Bunda, m-moddaning massasi, E-moddaning gramm ekvivalenti (g-ekv); I-tok kuchi; Q-elektr miqdori; t-vaqt; F-Faradey soni; F=96500.

Elektroliz metallurgiya, kimyo sanoati va boshqa sohalarda keng qo'llaniladi. Metallarni ularning birikmalaridan ajratib olish, metall buyumlarni korroziyadan saqlashda, metall sirtiga korroziyabardosh metall qoplash kabi ishlarda elektrolizdan foydalaniladi.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.
2. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
3. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.
- 4.Internet sayt: www.ziynet.uz
- 5.Internet sayt: www.ref.uz