

Stanka Georgievska, Sunçica Josifovsaka
Prof. dr. Zoran Kavrovski, Prof. dr. Vesna Rafajllovska

KIMIA ANALITIKE

për vitin III

Drejtimi kimik-teknologjik

Teknik për kimi-teknologji

Teknik për ushqim

Shkup, 2012

Botues:

MINISTRIA E ARSIMIT DHE SHKENCËS
E REPUBLIKËS SË MAQEDONISË
Rr. Mito Haxhivasilev Jasmin, p.n.
Shkup

Recensentë:

Dr. Bllagoja Jordanoski
Profesor ordinar i Institutit për kimi pranë FSHN, Shkup
Natali Trajkovska
Profesor i kimisë në shkollën e mesme të mjekësisë „D-r Pançe Karagjovov“, Shkup
Vojçe Kalemxhievski
Profesor i kimisë në shkollën e mesme „Maria Kiri- Skllodovska“, Shkup

Përkthyes: Burhanxhait NEBIU

Lektor: Shemsedin XHEMAI

Shtypi: Graficki centar dooel, Shkup

Со решение на Министерот за образование и наука на Република Македонија бр. 22-4315/1 од 29.07.2010 година се одобрува употребата на овој учебник

Me vendim të Ministrit të Arsimit dhe Shkencës të Republikës së Maqedonisë numër 22-4315/1 të datës 29.07.2010, lejohet përdorimi i këtij libri.

CIP – Каталогизација во публикација
Национална и универзитетска библиотека "Св.Климент Охридски", Скопје

543(075.3)

АНАЛИТИЧКА хемија за III година хемиско-технолошка струка :
хемиско-технолошки техничар : прехранбен техничар / Станка Георгиевска ...
[и др.]. - Скопје : Министерство за образование и наука на Република
Македонија, 2010. - 155 стр. : илустр. ; 25 см

Автори: Станка Георгиевска, Сунчица Јосифовска, Зоран Кавраковски, Весна Рафајловска. - Библиографија: стр. 155. - Содржи и: Прилози

ISBN 978-608-226-090-7

1. Георгиевска, Станка [автор]

COBISS.MK-ID 84255498

Parathënie

Ky libër është i dedikuar për nxënësit e vitit të tretë të shkollimit të mesëm profesional, kimi-teknologji dhe drejtimit për ushqim. Në të ka përmbajtje mësimore nga analiza kimike kuantitative. Përcaktimet që bëhen me këto analiza kërkojnë parapërgatitje teorike solide që do të shërbejnë si bazë për zbatimin e tyre në praktikë.

Përkushtim i duhur i është dhënë metodave të analizës dhe metodave instrumentale të analizës. Fitimi i rezultateve të përpikta, duke zbatuar këto dy metoda të analizës ka të bëjë me më shumë faktorë, siç janë: parapërgatitja profesionale e atij që bën analizën, laboratorin e kimit të pajisur mirë, si dhe reagensët të përgatitur me saktësi të duhur.

Shpresojmë se nxënësit që do të shërbehen me këtë libër, do të fitojnë diturinë solide nga mësimi teorik dhe praktik që më vënë do të duhet në përvetësimin e njohurive të reja.

Libri ka një numër të madh detyrash, të përcjella me shembuj për zgjidhjen e tyre. Pas çdo njësie mësimore janë dhënë edhe pyetje të zgjidhura me kujdes, me ndihmën e cilave mund të bëhet përvetësimi i diturive.

Jemi kujdesur që stili të jetë i thjeshtë, i lehtë dhe i pranueshëm për nxënësit. Autorët u munduan që njësitë mësimore të bazohen në njohuritë bashkëkohore të shkencës së kimit, duke pasur kujdes që të hiqen të dhënat dhe detajet që nuk duhen, faktet e tepërta dhe përsëritja e njësive të njohura mësimore.

Nga autorët

Përmbajtja

1. Hyrje në analizën kimike kuantitative	5
1.1. Roli dhe rëndësia e kimisë analitike kuantitative	6
1.2. Metodatat në analizën kuantitative	8
1.3. Mjetet laboratorike, aparatet dhe instrumentet në kiminë analitike kuantitative	12
1.4. Indikatorët	17
1.5. Mënyra e të shprehurit të përbërjes së tretësirave	19
1.6. Detyra nga pjesëmarrja dhe përqendrimi i substancave në tretësirë	20
2. Metodatat vëllimetrike të analizës	25
2.1. Bazat e metodave vëllimetrike	26
2.2. Ndarja e metodave vëllimetrike	28
2.3. Indikatorët në analizat vëllimetrike	29
2.4. Tretësirat standarde dhe përgatitja e tyre	31
2.5. Mënyra e veprimit në përcaktimet vëllimetrike	34
2.6. Llogaritjet në metodatat vëllimetrike dhe tregimi i rezultateve	36
2.7. Metodatat acidialkalimetrike	40
2.7.1. Indikatorët në acidialkalimetrinë	45
2.7.2. Acidimetria	47
2.7.3. Alakalimetria	50
2.7.4. Shembuj për titrimet acidialkalimetrike	52
2.8. Metodatat oksido-reduktuese	57
2.8.1. Indikatorët redokse	58
2.8.2. Permanganometria	59
2.8.3. Jodometria	63
2.8.4. Zbatimi i titrimeve oksido-reduktuese	66
2.9. Metodatat vëllimetrike fundërruese	77
2.9.1. Indikatorët për titrimet vëllimetrike fundërruese	78
2.9.2. Përgatitja e tretësirës standarde e nitrat argjendit	79
2.9.3. Shembuj nga titrimet argjendometrike	80
2.10. Metodatat kompleksometrike	83
2.10.1. Indikatorët në kompleksimetrinë	86
2.10.2. Përgatitja e tretësirës standarde e kompleksionit III	87
2.10.3. Shembuj nga titrimet kompleksometrike	88
3. Metodatat instrumentale të analizës	95
3.1. Hyrje në metodatat instrumentale	96
3.2. Kolorimetria	97
3.3. Spektrofotometria	102
3.4. Refraktometria	112
3.5. Polarometria	119
3.6. Konduktometria	126
3.7. Potenciometria	134
3.8. Elektrogravimetria	145
Shtojcë	150
Literatura e shfrytëzuar	159

1. Hyrje në kiminë analitike kuantitative

Njësitë mësimore

- Roli dhe rëndësia e kimisë analitike kuantitative
- Metodatat në kiminë analitike kuantitative
- Mjetet laboratorike, aparaturat dhe instrumentet në kiminë analitike kuantitative
- Indikatorët dhe përdorimi i tyre
- Tretësirat dhe përbërja e tyre

Qëllimi kryesor i përmbajtjeve mësimore nga kjo tërësi tematike është që nxënësi të :

- kuptojë se nga sinjali analitik që shfaqet gjatë zhvillimit të reaksioneve kimike merren informata për përbërjen kualitative dhe kuantitative të substancave. **Dukuria** e sinjalit analitik lidhet me përbërjen kualitative të substancës që analizohet, kurse **intensiteti** i sinjalit me përbërjen kuantitative të substancës.
- të mësojë për metodatat me cilat përcaktohet përbërja kuantitative e substancave.
- të dallojë dhe të përdor mjete laboratorike, aparate dhe instrumente që përdoren për analizat kuantitative.
- të zgjerojë dituritë mbi mënyrat e të shprehurit të përbërjes së tretësirave.
- të zbatojë dituritë e fituara nga kimia analitike në jetën e përditshme.

1.1. Roli dhe rëndësia e analizës kimike kuantitative

Kimia analitike është shkencë që studion metodat me të cilat përcaktohet përbërja kimike e substancave. Këtu marrin pjesë analiza kimike kuantitative dhe kualitative. Analiza kualitative studion metodat dhe reaksionet me të cilat dëshmohen pjesët përbërëse të provës që analizohet, kurse analiza kuantitative ka për qëllim të studiojë metodat e përcaktimit të sasisë të një ose më shumë substancave (elementeve ose joneve) në te. Pjesët përbërëse të provës së analizuar shpesh herë quhen **analitë**.

Kontribut më të madh në zhvillimin e kimit analitike kuantitative kanë shkencëtari francez Antuan Lavuazie (Antoin Lavoisier) (figura 1) dhe shkencëtari rus Mihail Vasileviç Lomonosov (figura 2). Shkencëtari Lavuazie, përveç zbulimeve tjera, ka dhënë edhe ligjin që njihet me emrin ligji i ruajtjes së masës, kurse Lomonosovi ka zbatuar shumë metoda të hulumtimit kuantitativ.

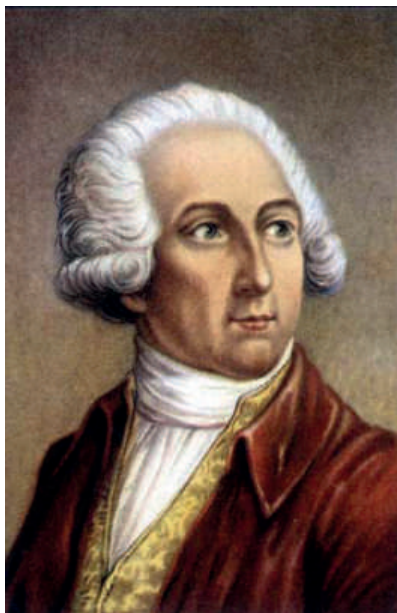


Figura 1. Antuan Lavuazie
(1743-1794)



Figura 2. Mihail Vasileviç Lomonosov
(1711–1765)

Ndërmjet analizës kimike kualitative dhe kuantitative nuk ka kufi të rreptë, nga se që të bëhet analiza kuantitative e një substance, paraprakisht duhet të përcaktohet përbërja kualitative e saj. Me analizën kuantitative (sasiore) mund të përcaktohet formula e një kompozimi, masa dhe pjesëmarrja e një elementi ose të joni në një sasi të caktuar të substancës, përqendrimi i tretësirës etj

Në përcaktimin kuantitativ zbatohen disa metoda të ndryshme analitike. Të zgjidhurit e metodës varet prej natyrës së substancës që analizohet dhe nga qëllimi i bërjes së analizës. Për hulumtimet shkencore zgjidhen metodat që mundësojnë rezultate të sakta, ndërsa në industri zbatohen metoda të shpejta që lejojnë edhe gabime në shkallë të lejueshme.

Kimia analitike ka rëndësi të madhe për zhvillimin jo vetëm të kimisë si shkencë, por edhe për shumë shkencë natyrore tjera si, biokimia, gjeokimia, shkencat e mjekësisë etj. Kimia ka rëndësi parësore për shumë sfera tjera të shkencave natyrore, si në prodhimtarinë bashkëkohore të industrisë kimike, ushqimore dhe të industrisë farmaceutike. Kualiteti i lëndëve të para, gjysmë produktive, produkteve finale, si dhe të produkteve si hedhurina, analizohen në laboratorët kimike (Figura 3).



Figura 3. Laboratori i kimisë

Që të arrihen rendimentet më të larta në prodhimtarinë e ushqimit të shëndetshëm, duhet të bëhet analiza e tokës, plehrave artificiale dhe të mjeteve për mbrojtjen e bimëve.

Që të mbrohet ambienti jetësor, çdo ditë bëhet analiza e ndotjes së ujit, ajrit dhe të produkteve ushqimore.

Kërkimet në analizën kimike kuantitative bazohen në matjet e një ose më shumë cilësive karakteristike fizike ose kimike të substancave. Për një metodë të dhënë shfrytëzohen sinjalet analitike që janë në lidhshmëri me cilësitë fizike dhe kimike të substancave që analizohen.

Informatat për gjendjen ose proceset që zhvillohen në provën që analizohet, gjithmonë kanë lidhje me sinjalin.

Sinjalet e rëndësishme analitike janë:

- ndryshimi i ngjyrës së tretësirës ose të flakës
- fundërrinat (paraqitja, ngjyra, morfologjia)
- dallimi në temperaturë
- tensioni, rezistenca, rryma
- vijat spektrale
- absorbansa

Në përgjithësi të gjitha metodat mund të ndahen në disa grupe, siç janë metodat kimike, fiziko-kimike, fizike, biologjike, biokimike dhe metodat organo-leptike.

Metodat kimike bazohen në reaksionin kimik midis substancës që analizohet dhe të ndonjë reagensi, në ç'rast krijohet fundërrinë, ndryshon ngjyra e tretësirës, lirohet gazi, ose njëkohësisht bëhen disa ndryshime. Një prej karakteristikave të

metodave kimike është raporti stekiometrik midis substancës që analizohet dhe reaksionit që zhvillohet.

Me **metodat fizike** përcaktohet ndonjë cilësi fizike e substancës që analizohet, siç janë dendësia, temperatura e vlimit, temperatura e shkrirjes, sublimimi, tretshmëria etj..

Metodat **fiziko-kimike** i shfrytëzojnë vetitë fizike-kimike të substancave. Për shembull, ndryshimi i ngjyrës së sistemit reagues nuk përcaktohet me të shikuarit, por, duke zbatuar instrumente optike që do të evidentojnë ndryshimet që bëhen në ngjyrën gjatë zhvillimit të reaksionit kimik.

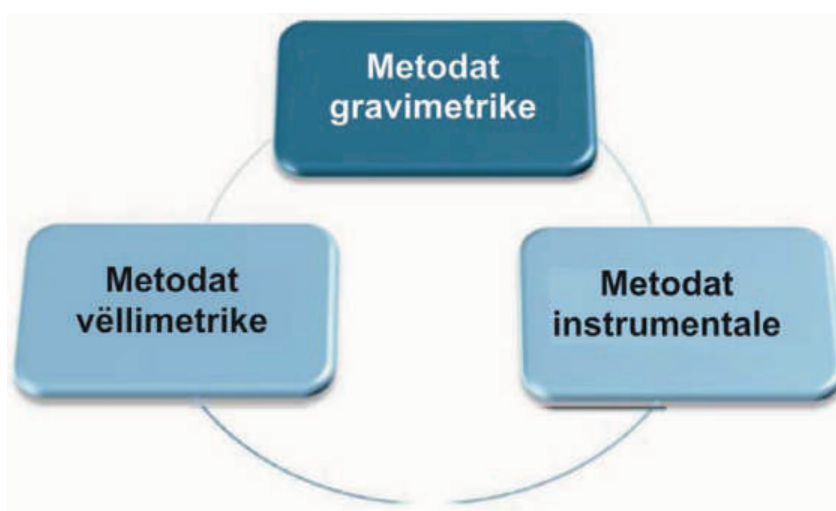
Me metodat biologjike ndiqet ndikimi i substancave mbi organizmat e gjallë, kurse me **metodat biokimike** studiohen vetitë fizike-kimike dhe përbërja e substancave që janë të pranishëm në organizmat e gjallë.

Për të detektuar dhe identifikuar substancat në ambientin jetësor dhe të punës përdoren shqisat e të pamjes, e të dëgjuarit, të shijes, aromës, prekurit, ngacmimit të lëkurës dhe të mukozës. Metodatat organo-leptike janë subjektive dhe varen nga aftësia e njeriut që të vërejë ose të ndjejë një dukuri të dhënë ose një ngacmim.

Në këtë kaptinë do t'i shqyrtojmë vetëm ato metoda që kanë zbatim të gjerë në analizën kimike kuantitative, siç janë metodat kimike, fizike dhe metodat fiziko-kimike.

1. 2. Metoda e analizës kuantitative

Në analizën kimike kuantitative, përcaktimet bëhen sipas këtyre metodave:



Metodat gravimetrike dhe vëllimetrike janë metoda kimike, ngase bazohen në reaksionet kimike që zhvillohen në sistemin e reaksionit. Nga ana tjetër, metodat instrumentale, janë metoda fizike-kimike ngase duke matur ndonjë cilësi fizike përcaktohet përbërja kimike e substancës që analizohet.

• Metodat gravimetrike

Me metodat gravimetrike bëhet matja e masës së substancës që veçohet nga prova për analizë gjatë kohës që zhvillohet analiza si kompozim me përbërje kimike të njohur.

Te metodat gravimetrike kryesisht zbatohet metoda e fundërrimit dhe metoda e avullimit.

Me metodën e fundërrimit substanca që analizohet fundërron me ndihmën e një reagensi fundërrues përkatës në formë të një fundërrine të patretshëm, e cila filtrohet, dhe pastaj duke tharë ose nxehur, shndërrohet në kompozim me përbërje kimike konstante. Fundërrina peshohet (Figura 4), mandej nga masa e peshuar e fundërrinës llogaritet masa dhe pjesëmarrja e masës së substancës nga prova që analizohet.



Figura 4. Matje me peshojë

Me metodën e avullimit analizohen përzierjet që kanë substancë që avullohen lehtë. Për këtë qëllim përzierja që analizohet peshohet, nënshtrohet avullimit, ndërsa mbetja e përzierjes përsëri peshohet. Nga dallimi në peshë për të dy matjet, llogaritet masa e substancës së avulluar. Me këtë metodë më së shumti përcaktohet masa e ujit, masa e dyoksid karbonit (CO_2) dhe masa e ujit të kristalizuar në hidratet kristaline.

Metodat gravimetrike zgjasin shumë, por me këto fitohen rezultate shumë të sakta. Por me këto metoda nuk mund të përcaktohen sasi të vogla të substancave.

• Metodat vëllimetrike

Metodat vëllimetrike dukshëm dallohen prej metodave gravimetrike. Me këto përcaktohet masa, pjesëmarrja e masës ose përqendrimi i masës së substancës që analizohet në tretësirë (Figura 5). Substanca që analizohet mund të jetë kompozim, element ose jon.



Figura 5. Matje e vëllimit

Sasia e substancës që analizohet, përcaktohet duke e matur vëllimin e tretësirës me përqendrim saktësisht të përcaktuar, që është harxhuar për reaksionin e plotë të komponentes që analizohet.

• Metodat instrumentale

Përveç metodave klasike kuantitative, gravimetria dhe vëllimetria, në kohën e sotme gjithnjë e më shumë zbatohen metodat instrumentale. Këto metoda bazohen në matjet e cilësive fizike që kanë lidhje me përbërjen kimike të substancës që analizohet.

Matjet bëhen me instrumente matëse përkatëse, prej kah edhe këto metoda kanë marrë edhe emrin.



Figura 6. Laboratori për analizat instrumentale

Metodat instrumentale të analizës kanë disa përparësi ndaj metodave klasike, ngase me këto matjet bëhen shpejtë, përdoret sasi shumë e vogël e provës, njëkohësisht bëhet analiza e më shumë komponentëve etj.

1.3. Mjetet laboratorike, aparatet dhe instrumentet në analizën kimike kuantitative

Që të realizohen përcaktimet vëllimetrike shfrytëzohen mjetet përkatëse laboratorike, aparatet dhe instrumentet.

- **Mjetet laboratorike** mund të jenë prej qelqi, porcelani, metali, plastike dhe materialit tjetër. Prej mjeteve nga qelqi më së shumti përdoren këto:

Gotat laboratorike - në këto zakonisht bëhet tretja e substancave të ngurta, mbledhet materia apo substanca filtruese, bëhet fundërrimi etj. Mund të jenë me vëllime të ndryshme (50 cm³, 100 cm³, 250cm³... 2000 cm³) (Figura 7). Nëse në këto nxehet ndonjë substancë, gjithmonë përdoret rretë e azbestit.

Hinkat -përdoren për derdhjen e lëngjeve nga një enë në tjetrën, si dhe në filtrimin. Mund të jenë madhësish të ndryshëm (Figura 8).

Erlenmaerët - janë enë prej qelqit me grykë të gjerë dhe fundin e rrafshët. Janë vëllimesh të ndryshëm (Figura 9), dhe përdoren gjatë procesit të titrimit.



Figura 7. Gotat laboratorike



Figura 8. Hinkat



Figura 9. Erlenmaerët

Menzurat - janë enë prej qelqi dhe të shkallëzuara me formën cilindrike dhe madhësish të ndryshme, prej 2 cm³ deri 2000 cm³ (Figura 10). Përdoren për matjen e vëllimit të lëngjeve, saktësia e cilëve nuk do të thotë të jetë e lartë. Sa më i madh është vëllimi i menzurës, gabimi i matjes është më i madh.

Pipetat - përdoren për matjen e vëllimit të caktuar të tretësirave dhe të lëngjeve. Mbahen në shtylla speciale të kthyer me grykën poshtë. Mund të jenë të rëndomtë, të shkallëzuara, formë stomaku, automatike dhe gjysmë automatikë dhe vëllimesh të ndryshëm (Figura 11). Te këto vëllimi lexohet prej lartë kah poshtë. Pipetat e shkallëzuara janë të shënuara me centimetra kub dhe në dhjetëra pjesë të centimetrit kub. Matja e tretësirës me pipetë quhet pipetim (Figura 12). Ky operacion duhet të bëhet me kujdes ngase prej mënyrës së drejtë të pipetimit varet saktësia e rezultateve të fituara të analizës.



Figura 10. Menzurat



Figura 11. Pipetat



Figura 12. Pipetimi

Biretat - Përdoren për matjen e saktë të vëllimit të tretësirave. Këto janë gypa prej qelqi që janë të shkallëzuara e të ndara në centimetra kub, kurse çdo centimetër kub është ndarë në dhjetë pjesë. Në pjesën e poshtme kanë rubinet me të cilën rregullohet derdhja e tretësirës (Figura 13). Bireta përfordhet në shtyllë metalike me mbajtësin special. Varësisht prej vëllimit që matet, biretat mund të jenë makro, semimakro dhe bireta mikro. Në analizat vëllimetrike këto përdoren gjatë aplikimit të titrimeve. Kur matet vëllimi i një tretësire pangjyrë, në vijën rrethore duhet të shihet meniskusi poshtë (Figura 14), kurse te tretësirat që kanë ngjyrë shihet pjesa e sipërme e meniskusit të lëngut. Gjatë matjes së vëllimit duhet pasur kujdes në palaksin. Në rast të kundër, gjatë të lexuarit të vëllimit paralaksi do të rezultojë me gabime edhe atë gabim pozitiv, nëse syri është në pozitë më ulët se rrafshi i meniskusit, dhe negativ nëse është mbi rrafshin e meniskusit (Figura 14).



Figura 13. Biretat

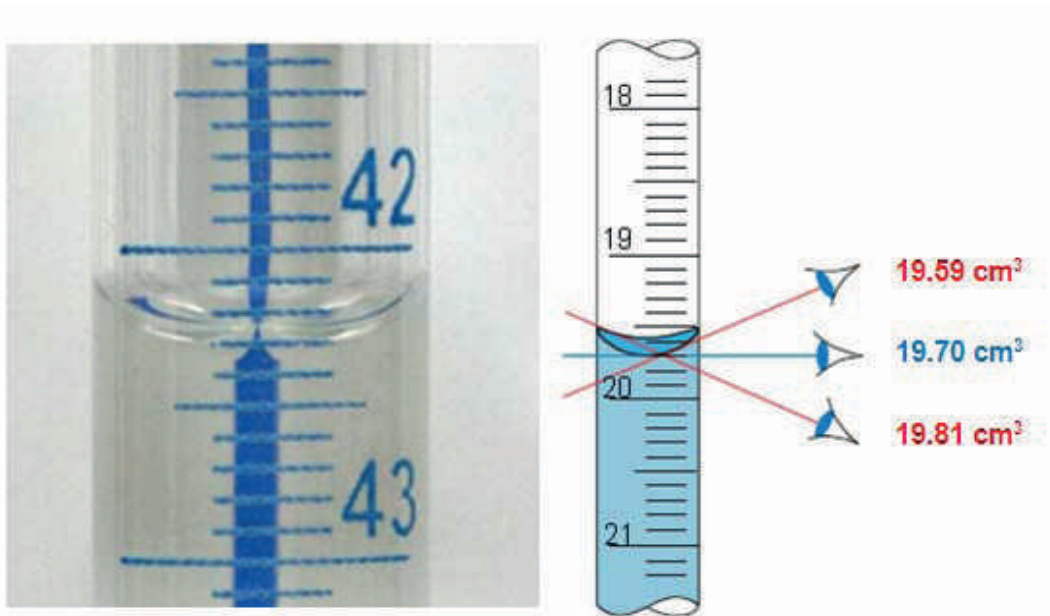


Figura 14. Vrojtimi i vëllimit

Kolbet matëse (poçet) - Këto janë enë që kanë formën e dardhës, kanë grykën e ngushtë dhe fundin e rrafshët, (Figura 15a). Përdoren në përgatitjen e tretësirave me vëllim dhe përqendrim të caktuar saktësisht. Këto mund të kenë vëllime të ndryshme të shënuara me vijë rrethore në grykën e kolbes (vijë e shënimit) (Figura 15b). Kur bëhet matje e vëllimit të tretësirës, vija duhet të jetë në lartësinë e syrit, kurse meniskusi i tretësirës të jetë në vijën përkatëse. Me këtë shmangen gabimet që shkaktohen nga paralaksi (Figura 15b). Te secila kolbe matëse, përveç vëllimit është shënuar edhe temperatura në të cilën është bërë matja e vëllimit, zakonisht në 20°C. Kolba mbyllet me mbyllës të rrëshqitës (Figura 15a).

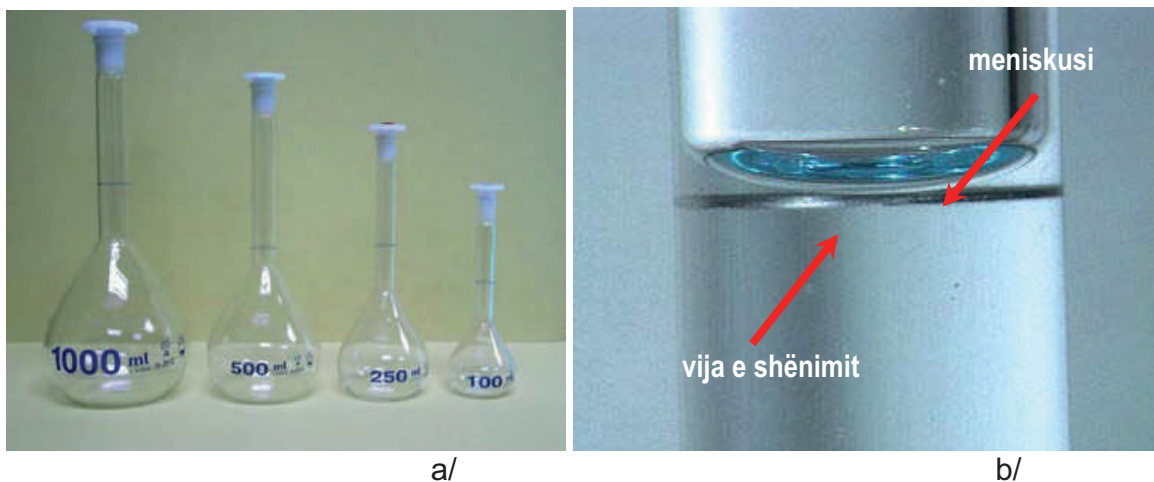


Figura 15. Kolbet matëse (a), vija e shënimit dhe meniskusi (b)

Qelqi i sahatit - janë enë me formë konkave-konvekse për përdorime të ndryshme. Për shembull, përdoren për të mbuluar gotat menzurat ose kolbet. Po ashtu, ata përdoren edhe për matjen e substancave të ngurta dhe për avullimin e ujit prej tyre (Figura 16).

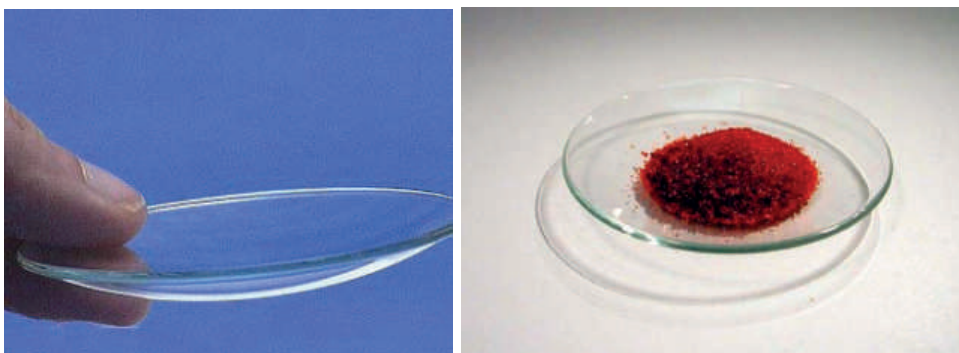


Figura 16. Qelqi i sahatit

Shishet për reagensët me pikuesin - këto janë enë prej qelqit në të cilat ruhen reagensët karakteristik dhe indikatorët. Pikuesi, përveç si mbyllës shërben edhe për hedhjen e reagensit me nga një pikë në tretësirën që analizohet (Figura 17).



Figura 17. Shishet për reagensët

Mjetet laboratorike të qelqit nuk prodhohen prej qelqit të rëndomtë, por prej llojit të veçantë të qelqit kimik. Janë të njohura disa lloje të qelqit kimik: Pyrex, Jena, Glass, Duran, Suprax, qelqi i kuarcit etj. Këto janë qelqe silikate që përmbajnë elementin bor, këtu pjesëmarrje më të lartë kanë oksidet e siliciumit dhe të borit. Ata karakterizohen nga shkalla e ulët e koeficientit të bymimit nga temperatura, gjë që i bën më pak të ndejshëm ndaj ndryshimit të temperaturës. Janë rezistues ndaj temperaturave të larta, ndaj veprimit të reagensëve janë më pak të thyeshëm në krahasim me qelqin e rëndomtë. Enët që bëhen prej qelqit kimik zakonisht kanë ndonjë shenjë, për shembull vijë me ngjyrë, vulë etj.

Copëtuesi e porcelanit me shtypësin - përdoret për thyerjen dhe thërrmimin e substancave të ngurtë me ndihmën e shtypësit, me anë të fërkimit (Figura 18).

Lugët laboratorike dhe shpatullat – Ato janë prej plastikës, porcelanit dhe metalit. Përdoren për kapjen e substancave të ngurta dhe përzierje (Figura 19).

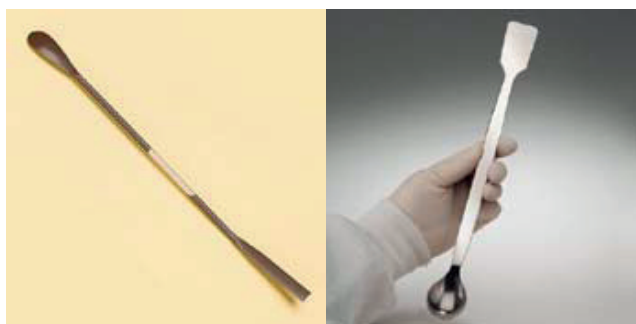


Figura 18. Bluja e porcelanit me shtypësin

Figura 19. Lugëza laboratorike dhe shpatulla

Brusha për pastrim - pastrohen mjetet laboratorike. Prodohen në forma dhe madhësi të ndryshme. Varësisht prej madhësisë dhe formës së enës që pastrohet përdoret brusha përkatëse (Figura 20).

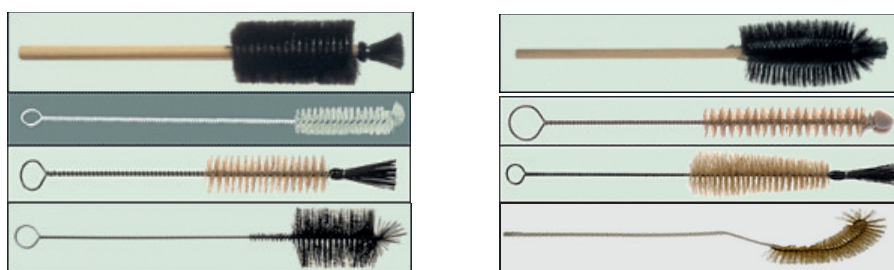


Figura 20. Brushat për pastrim

Trekëndëshi metalik - në te vendosen enët kur nxehen nëpër rrjetën e azbestit (Figura 21).

Shtylla metalike -shërben për të fiksuar mbajtësit metalik, siç janë unaza metalike ku vendosen hinkat, mufat me klemën për fiksimin e biritave etj. (Figura 22).

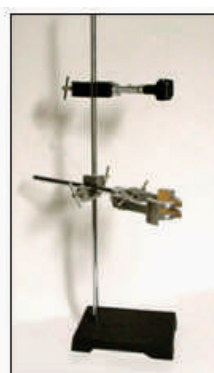


Figura 21. Trekëmbëshi metalik

Figura 22. Shtylla metalike

- **Peshojat laboratorike** - janë instrumente shumë të ndejshme pa të cilat nuk mund të paramendohet laboratorimi kimik. Me këto matet **masa, dhe jo pesha** e substancës që analizohet. Ekzistojnë më shumë lloje të peshojave: peshoja teknike me cilën matet masa deri në 1 kg; peshojë analitike që përdoret për të matë masë më të vogël se 200 gr., me saktësi deri në decimalin e katërt të gramit. Për çdo peshojë analitike ka një kuti me peshuesit. Përdoren edhe peshojat automatikë por edhe ato elektronike etj. (Figura 23).

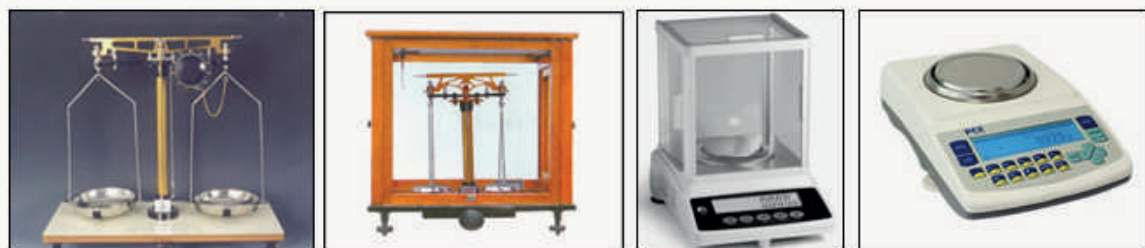


Figura 23. Peshojat laboratorike

Në përdorimin e peshojave duhet pasur kujdes në këto rregulla

- Çdo peshojë duhet të jetë e saktë, e ndjeshme, stabile dhe e qëndrueshme;
- Peshorja duhet të ruhet në ambient të posaçëm ku temperatura është konstante;
- Substanca dhe ena me të cilat matet, përkohësisht duhet të mbahen në temperaturën e dhomës;
- Kimikalet që maten nuk duhet të vendosen direkt në pjatën e peshojës, por në enën për matje, qelqin e sahatit ose në gotë;
- Kur nga peshoja vihet ose hiqet ena ku është substanca që matet, atëherë ajo duhet doemos të jetë e fiksuar;
- Pas mbarimit të matjes, peshorja duhet të lehet e fiksuar dhe e pastër.

Shembulli: Matje me peshoren elektronike

Matja me peshojën elektronike bëhet në këtë mënyrë :

- Peshorja vendoset në platformë stabile dhe kyçet në rrymën elektrike,
- Në pjatën vendoset ena e zbrazët (qelqi i sahatit – i thatë) ku do të bëhet matja e substancës së ngurtë,
- Shtypet susta dhe masa në qelqin e sahatit paraqitet në ekranin në pjesën e parme të peshojës,
- Shtypet susta me shenjën TARA me ç, rast në ekranin paraqitet numri 0,
- Me lugëzën e thatë merret prej substancës së ngurtë, me shumë kujdes vihet në mesin e qelqit të sahatit, gjë që në këtë rast, të përcillet dhe lexohet ndryshimi i numrave që do të ekranin e vogël ku do të lexohet masa e substancës së matur.
- Pasi të matet masa, peshorja shkyçet.

- **Mirëmbajtja dhe larja e mjeteve laboratorike** - Çdonjëri që punon në laboratorin kimik duhet të dijë se si të mirëmbajë dhe si të lajë mjetet laboratorike, sepse me përdorimin e enëve e pastra, fitohen edhe rezultatet e sakta dhe lehtësohet puna. Larja duhet të bëhet menjëherë pas mbarimit të punës që enët të lehen të pastra. Enët pasi të lahen me ujin nga çezma duhet të shpërlahen me ujë të distiluar

Ena e qelqit është larë mirë nëse pikat e ujit rrjedhin nëpër atë.

Enët të ndotura nga substancat e ngurta që lehtë treten në ujë pastrohen me ujë të ftohtë ose të ngrohtë dhe me detergjente. Fërkohen me brushë, por duhet pasur kujdes në majën e brushës që të mos prekë fundin e enës ngase mund të dëmtojë atë.

Nëse në këtë mënyrë nuk mund të eliminohet papastërtia, atëherë përdoret ndonjë mjet tjetër. Për të eliminuar substancat e natyrës inorganike përdoren kimikalet inorganike, si për shembull: acidi klorhidrik, acidi sulfurik, i holluar ose i përqendruar, varësisht nga papastërtia. Papastërtitë e natyrës organike eliminohen me tretësit organik. Më së shumti përdoret etanoli, benzeni, tetraklormetani etj.

Për pastrimin e enëve që janë shumë të përlyera përdoret acidi krom sulfurik. Ky acid përgatitet në mënyrë që në enën e porcelanit thërrmohen 5 g $K_2Cr_2O_7$ dhe shtohet 100 cm^3 acid sulfurik i përqendruar. Përzierja ngrohet qetësisht që të treten kristalet me ç'rast kjo merr ngjyrë portokalli. Në enën e pastruar hidhet acidi krom sulfurik. Pasi që acidi të qëndrojë një kohë, përsëri kthehet në enën ku edhe ruhet. Ky acid është i përdorshëm derisa ka ngjyrën e gjelbër të portokallit. Kur ngjyra e acidit shndërrohet në të gjelbër të errët, acidi më nuk është i përdorshëm. Kur pipetat lahen me acidin krom sulfurik nuk duhet të thithet me buzët. **Me këtë acid duhet të punohet me shumë kujdes.**

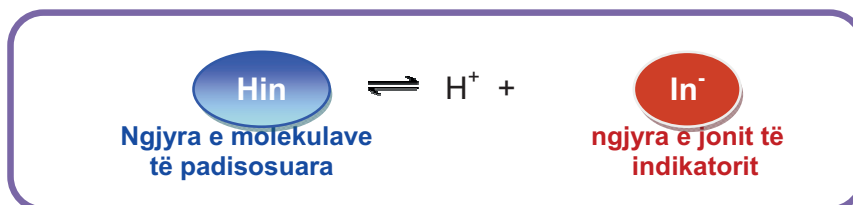
Enët pasi të lahen, duhet të thahen. Tharja e enëve mund të bëhet në disa mënyra, kurse njëra prej tyre është tharja në **tharësin elektrik** në temperaturë prej 100 deri në 300°C . Në tharësit mund të thahen edhe disa substanca prej të cilave përgatiten tretësirat me përqendrim të caktuar.

1. 4. Indikatorët

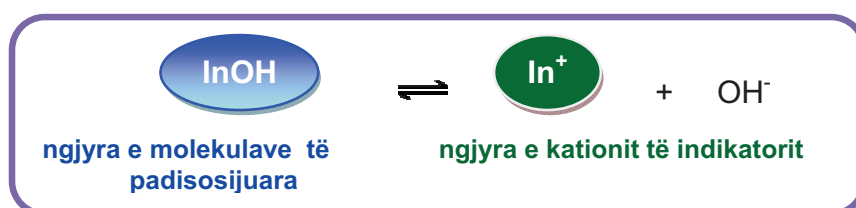
Që të përcaktohet aciditeti ose baza e një tretësire përdoren reagensët e posaçëm të cilët e ndryshojnë ngjyrën e tyre, varësisht prej përqendrimit të joneve të hidrogjenit, përkatësisht joneve hidrokside në tretësirë. Këta substanca quhen **indikatorë**. Nga përbërja kimike janë acide organike të dobëta ose baza organike të dobëta me strukturë kimike të ndërlikuar.

Ekzistojnë disa teori që e sqarojnë shkakun e ndryshimit të ngjyrës së indikatorëve. Prej tyre më e njohur është teoria jonike e Osfaldit, mandej e ashtuquajtura teoria kromofore e dhënë nga Shtiglic dhe Henç etj.. Parimisht të gjithë pajtohen me atë se, për çdo indikatorë ekziston një interval midis dy vlerave të pH –it kur ndodhë ndryshimi i ngjyrës të cilën e vërejmë.

Indikatorët janë elektrolitë të dobët që në tretësirat ujore disosojnë në jone. Nëse indikatorit është acid organik i dobët, atëherë disoson sipas barazimit:



Nëse indikatorit është bazë organike e dobët, disoson në:



Anioni i indikatorit (acid i dobët), përkatësisht kationi i indikatorit (baza e dobët) ka ngjyrë që ndryshon nga ngjyra e molekulave të padisosijuara të indikatorit të dhënë.

Indikatorët e tillë që e ndryshojnë ngjyrën sipas përqendrimit të joneve të H^+ quhen **indikatorët acido-bazikë**. Momenti, në cilin forma acidike dhe bazike e indikatorit do të barazohen quhet **pikë teorike e kalimit të ngjyrës së indikatorit**. Prej këtyre më së shumti përdoret letra e lakmusit, metal oranzhi, metal roti. Këto janë indikatorë dyngjërëshe, ngase të format e indikatorëve janë me ngjyrë. Fenolftaleini është indikatorë njëngjërësh, ngase vetëm njëra nga format indikatorike ka ngjyrë (Tabela 1). Në përcaktimin e aciditet/bazitet të një ambienti mund të përdoret indikatorit universal, letra e lakmusit që e ndryshon ngjyrën në $\text{pH} = 0-14$.

Tabela 1. Karakteristikat e indikatorëve

Emri i indikatorit	Intervali i ndryshimit të pH	Ndryshimi i ngjyrës	
		Acid	Bazë
lakmusi	5, 0-8, 0	E kuqe	E kaltër
metil oranzhi	3, 2-4, 4	E kuqe	E verdhë
metil roti	4, 2-6, 2	E kuqe	E verdhë
bromtimol blu	6, 0-7, 6	E verdhë	E kaltër
fenolftaleini	8, 0-9, 8	Pa ngjyrë	Vjollce

Përveç indikatorëve acido bazike, në metodat kuantitative përdoren edhe indikatorë tjerë varësisht prej llojit të reaksionit për të cilët zbatohen. Të tillë janë indikatorët redokse, indikatorët metalike, fundërruese, indikatorët kompleksuese dhe të adsorpsionit.

1. 5. Mënyra e të shprehurit dhe përbërja e tretësirave

Pjesa më e madhe e substancave të analizuar dhe të reagjensëve që përdoren për analizat kuantitative janë në formë tretësirash me përbërje të caktuar.

Ekzistojnë mënyra të ndryshme për të treguar përbërjen kuantitative të substancave të analizuar që mund të jenë përzierje, komponime ose tretësira. Më së shumti përdoren shprehjet **pjesëmarrje** dhe **përqendrime**.

- **Pjesëmarrja**

Molare (pjesëmarrja sasiore) - $x(B)$ e një komponente „B“ është në raportin midis sasisë së saj dhe sasisë së përgjithshme të të gjithë komponentëve të sistemit.

Pjesëmarrje e masës - $w(B)$ është raporti midis masës së komponentës „B“ dhe masës së të gjithë komponentëve të sistemit.

Pjesëmarrja vëllimore - $\varphi(B)$ është raport i vëllimit të komponentës „B“ dhe vëllimit të përgjithshëm të të gjithë komponentëve të sistemit.

Pjesëmarrjet janë madhësi padimensionale (numra) më të vegjël se një. Shuma e pjesëmarrjeve e të gjithë komponentëve në një sistem është e barabartë me një. Këto, që tregohen në përqindje, shpesh herë shumëzohen me 100. Shuma e pjesëmarrjeve është 100%.

- **Përqendrimi i substancës së tretur në tretësirë** - Përmbajtja e substancës së tretur në tretësirë quhet përqendrim i substancës së tretur në tretësirë.

Përqendrimi i masës - $\gamma(B)$ paraqet raportin midis masës së substancës së tretur „B“ dhe vëllimit të tretësirës. Kjo tregohet me g/dm^3 .

Përqendrimi sasior (përqendrimi molar) - $c(B)$ është raport midis sasisë së substancës së tretur „B“ dhe vëllimit të tretësirës. Përqendrimi sasior tregohet me mol/dm^3 .

Përqendrimi vëllimor - $\sigma(B)$ paraqet raport midis vëllimit të substancës së tretur „B“ dhe vëllimit të tretësirës.

Shprehjet për llogaritjen e pjesëmarrjes dhe të përqendrimit janë dhënë në tabelën 2.

Tabela 2. shprehjet e pjesëmarrjes dhe të përqendrimit

Madhësitë fizike	
Pjesëmarrjet	Përqendrimet
Pjesëmarrja e masës $w(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$	Përqendrimi i masës $\gamma(B) = \frac{m(B)}{V(p-p)}$
Pjesëmarrja sasiore $x(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$	Përqendrimi sasior $c(B) = \frac{n(B)}{V(p-p)}$
Pjesëmarrja vëllimore $\varphi(B) = \frac{V(B)}{\sum V_i}$	Përqendrimi vëllimor $\sigma(B) = \frac{V(B)}{V(p-p)}$

1. 6. Detyra me pjesëmarrje dhe përqendrime të substancave në tretësirë

Me qëllim që detyrat të zgjidhen më lehtë zbatohen shprehjet e dhënë në tabelën 2 dhe në shtojcën që është dhënë në fundin e librit.

Shembulli 1: Sa grame klorid kaliumi duhen për të përgatitur 150 g tretësirë me pjesëmarrje të masës prej $w(\text{KCl}) = 5\%$?

Zgjidhje:

$$m_{(t-t)} = 150\text{g}$$

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m_{(p-p)}}$$

$$w(\text{KCl}) = 5\%$$

$$m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m_{(t-t)}$$

$$m(\text{KCl}) = ?$$

$$m(\text{KCl}) = 0,05 \cdot 150\text{g}$$

$$m(\text{KCl}) = 7,5\text{g}$$

Për përgatitjen e tretësirës duhen 7,5 g KCl.

Shembulli 2: Sa është pjesëmarrja vëllimore e etanolit në tretësirën e fituar, nëse në 50 cm³ ujë shtohen 12 cm³ etanol?

Zgjidhje:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 50\text{ cm}^3$$

$$V(\text{etanol}) = 12\text{ cm}^3$$

$$\varphi(\text{etanol}) = \frac{V(\text{etanol})}{V(\text{etanol}) + V(\text{H}_2\text{O})} \quad \varphi(\text{etanol}) = \frac{12\text{ cm}^3}{12\text{ cm}^3 + 50\text{ cm}^3}$$

$$\varphi(\text{etanol}) = 0,1935 \cdot 100 = 19,35\%$$

Pjesëmarrja vëllimore e etanolit në tretësirë është 19,35 %.

Shembulli 3: Sa mole ujë kristalin ka në kompozimin

ZnSO₄ · xH₂O nëse pjesëmarrja e masës së ujit në te është $w(\text{H}_2\text{O}) = 43,90\%$?

Zgjidhje:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = ? \text{ në } \text{ZnSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = 43,90\%$$

$$w(\text{ZnSO}_4) = 100\% - 43,90\% = 56,10\%$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) + w(\text{ZnSO}_4) = w(\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$$

$$1\text{ g ZnSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O} = 0,561\text{ g ZnSO}_4 + 0,439\text{ g H}_2\text{O}$$

$$n(\text{ZnSO}_4) : n(\text{H}_2\text{O}) = 1 : x \quad \frac{m(\text{ZnSO}_4)}{M(\text{ZnSO}_4)} : \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 1 : x$$

$$\frac{0,561\text{ g}}{161,37\text{ g/mol}} : \frac{0,439\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 1 : x$$

$$0,00347\text{ mol (ZnSO}_4) : 0,0243\text{ mol (H}_2\text{O)} = 1 : x$$

$$x = 7,02\text{ mol} \quad \mathbf{x = n(\text{H}_2\text{O}) = 7\text{ mol}}$$

Shenja x tregon numrin e moleve të ujit kristalik në hidratin kristalin.

Shembulli 4: Në 50 cm³ tretësirë ka 9,8 g acid sulfurik.
Të llogaritet: a) përqendrimi i masës dhe b) përqendrimi sasior i acidit të tretur.

Zgjidhje:

a) $\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

$$V(t-t) = 50 \text{ cm}^3 = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ g}$$

$$\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(p-p)}$$

$$\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{9,8 \text{ g}}{0,05 \text{ dm}^3}$$

$$\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ g/dm}^3$$

b) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) =$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{9,8 \text{ g}}{98 \text{ g/dm}^3}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,05 \text{ dm}^3}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol/dm}^3$$

Përqëndrimi në masë i tretësirës së acidit sulfurik është $\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ g/dm}^3$. Përqëndrimi sasior i acidit sulfurik të tretur është $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol/dm}^3$.

Shembulli 5: Përqendrimi sasior i tretësirës së acidit fosforik është 3,6 mol/dm³ me dendësinë e tretësirës $\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$. Të llogaritet a) përqendrimi i masës së acidit fosforik dhe b) pjesëmarrja e masës së acidit fosforik.

Zgjidhje:

a) $\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

$$\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V(p-p)}$$

$$c(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{n(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V(p-p)} = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(p-p)}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = c(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(t-t)$$

$$\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{c(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(p-p)}{V(p-p)} = c(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

$$\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3,6 \text{ mol/dm}^3 \cdot 98 \text{ g/mol}$$

$$\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = 352,8 \text{ g/dm}^3$$

Përqendrimi i masës së tretësirës së acidit fosforik është $\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = 352,8 \text{ g/dm}^3$.

Shembulli 5: vazhdim i zgjidhjes nën b)

$$b) w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{m(p-p)}$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(p-p)}{V(p-p) \cdot \rho(p-p)} = \frac{\gamma(p-p)}{\rho(p-p)}$$

$$m_{(t-t)} = V_{(t-t)} \cdot \rho_{(t-t)} \quad m_{(t-t)} = \gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{(t-t)}$$

$$\rho_{(p-p)} = 1,18 \text{ g/cm}^3 = 1180 \text{ g/dm}^3 \quad \gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = 352,8 \text{ g/dm}^3$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{352,8 \text{ g/dm}^3}{1180 \text{ g/dm}^3} = 0,2989 \cdot 100 = 29,89 \%$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 29,89 \%$$

Pjesëmarrja e masës së acidit fosforik është $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 29,89\%$.

Shembulli 6: Sa është përqendrimi sasior i tretësirës që përfitohet duke përzier 35 cm^3 acid klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0,1200 \text{ mol/dm}^3$ dhe 20 cm^3 acid klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0,5030 \text{ mol/dm}^3$

Zgjidhje:

$$c_1(\text{HCl}) = 0,1200 \text{ mol/dm}^3 \quad V_1(\text{HCl}) = 35 \text{ cm}^3 = 0,035 \text{ dm}^3$$

$$c_2(\text{HCl}) = 0,5030 \text{ mol/dm}^3 \quad V_2(\text{HCl}) = 20 \text{ cm}^3 = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$c_3(\text{HCl}) = ?$$

Mënyra e I e zgjidhjes:

$$c_1(\text{HCl}) = \frac{n_1}{V_1} \quad c_2(\text{HCl}) = \frac{n_2}{V_2} \quad c_3(\text{HCl}) = \frac{n_3}{V_3}$$

$$n_1 + n_2 = n_3 \quad n_1 = c_1 \cdot V_1 \quad n_2 = c_2 \cdot V_2 \quad n_3 = c_3 \cdot V_3$$

$$V_1 + V_2 = V_3$$

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = (V_1 + V_2) c_3$$

Duke zëvendësuar në formulën e sipërm del se:

$$0,1200 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,035 \text{ dm}^3 + 0,5030 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,020 \text{ dm}^3 = (0,035 \text{ dm}^3 + 0,020 \text{ dm}^3) c_3$$

$$0,0042 \text{ mol} + 0,01006 \text{ mol} = 0,055 \text{ dm}^3 \cdot c_3$$

$$c_3 = 0,2592 \text{ mol/dm}^3$$

Shembulli 6: vazhdim,

Mënyra e II e zgjidhjes:

$$c_1(\text{HCl}) = \frac{n_1}{V_1} \quad c_2(\text{HCl}) = \frac{n_2}{V_2} \quad c_3(\text{HCl}) = \frac{n_3}{V_3}$$

$$n_1 = c_1 \cdot V_1 \quad n_2 = c_2 \cdot V_2 \quad n_3 = c_3 \cdot V_3$$

$$V_1 + V_2 = V_3 \quad m_1 + m_2 = m_3$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M(\text{HCl})} \quad n_2 = \frac{m_2}{M(\text{HCl})} \quad n_3 = \frac{m_3}{M(\text{HCl})}$$

$$c_1 = \frac{m_1}{M(\text{HCl})V_1} \quad 0,1200 \text{ mol/dm}^3 = \frac{m_1}{36,45 \cdot 0,02} \Rightarrow m_1 = \mathbf{0,15309 \text{ g}}$$

$$c_2 = \frac{m_2}{M(\text{HCl})V_2} \quad 0,5030 \text{ mol/dm}^3 = \frac{m_2}{36,45 \cdot 0,035} \Rightarrow m_2 = \mathbf{0,36687 \text{ g}}$$

$$c_3 = \frac{m_3}{M(\text{HCl})V_3} \quad c_3 = \frac{(0,15309 + 0,36687)}{36,45 \cdot (0,02 + 0,035)} \Rightarrow c_3 = \mathbf{0,2592 \text{ mol/dm}^3}$$

Përqendrimi sasior i tretësirës është $c_3 = 0,2592 \text{ mol/dm}^3$.

Shembulli 7: Çfarë sasive e ujit duhet të shtohet në 50g tretësirë të acidit nitrik me pjesëmarrje të masës $w(\text{HNO}_3) = 60\%$, që të krijohet tretësirë me pjesëmarrje të masës prej $w(\text{HNO}_3) = 20\%$?

Zgjidhje:

$$m_{1(t-t)} = 50\text{g}$$

$$w_1 = 60\%$$

$$w_3 = 20\%$$

$$m_{(t-t)2} = ?$$

$$w_1(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m_{1(p-p)}} \cdot 100$$

$$60\% = \frac{m(\text{HNO}_3)}{50\text{g}} \cdot 100 \quad m(\text{HNO}_3) = 30 \text{ g}$$

$$w_2(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m_{2(p-p)}} \cdot 100$$

$$20\% = \frac{30\text{g}}{m_{2(p-p)}} \cdot 100 \quad m_{2(t-t)} = 150 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{2(t-t)} - m_{1(t-t)} = 150 - 50 = 100 \text{ g}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3 \quad \rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{H}_2\text{O}) \quad V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 100 \text{ g} = 100 \text{ cm}^3$$

$$\mathbf{V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ cm}^3}$$

Duhet të shtohen 100 cm³ ujë

Pyetje dhe detyra :

1. Çfarë vëllimi të ujit duhet të shtohen në 10cm^3 tretësirë 36% e KCl që të fitohet tretësira 15% e KCl?
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 14\text{ cm}^3$
2. Të përgatiten 0,1 litër tretësirë e acidit acetik me pjesëmarrje vëllimore prej 3%.
 $V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 3\text{ cm}^3$
3. Nëse 2 g MgCl_2 janë tretë në 100 g ujë, sa është përqëndrimi në masën e substancës së tretur, nëse dendësia e tretësirës është $1,02\text{ g/cm}^3$?
 $\gamma(\text{MgCl}_2) = 20\text{ g/dm}^3$
4. Sa mole të ujit kristalor gjenden në hidratin kristalinë të kloridit aluminiumit, nëse pjesëmarrja e masës së kloridit aluminiumit është 55,2%?
 $n(\text{H}_2\text{O}) = 6\text{ mol}$
5. Deri në çfarë vëllimi duhet të hollohen 200 cm^3 acid sulfurik me përqëndrim të masës $\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = 120\text{ g/dm}^3$, që të krijohet tretësira me përqëndrim të masës prej $\gamma(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50\text{ g/dm}^3$?
 $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 480\text{ cm}^3$
6. Sqaro, çka përcaktohet nga analiza kuantitative.
7. Cilat enë matëse përdoren në përcaktimet kuantitative?
8. Në se dallohet veprimi i pipetimit të drejtë?
9. Si shënohet në mënyrë të drejtë vëllimi i biletës?
10. Sqaro, ena matëse duhet të jetë e pastër.
11. Për se përdoren indikatorët?
12. Në ç'mënyrë tregohet përqëndrimi i tretësiravet?

2. Metodatat vëllimetricke të analizës

Njësitë mësimore

- Bazat e metodave vëllimetricke
- Ndarja e metodave vëllimetricke
- Indikatorët në analizat vëllimetricke
- Tretësirat standarde dhe përgatitja e tyre
- Mënyra e veprimet në përcaktimet vëllimetricke
- Llogaritjet në metodat vëllimetricke dhe paraqitje rezultateve
- Metodatat acidialkalimetricke
- Metodatat oksido-reduktuese
- Metodatat vëllimetricke –fundërruese
- Metodatat kompleksometricke

Duke studiuar këtë tërësi tematike, nxënësi do të fitojë dituri të duhura e të domosdoshme për veprime praktike në analizat sipas metodave vëllimetricke.

2. 1. Bazat e metodave vëllimetrike

Metoda paraqet çdo veprim praktik ose ideor, nga zbatimi i cilit mund të **fitohen** informata për substancën që analizohet. Kurse, me **analizë kimike** kuptohet bashkësi veprimesh dhe metodash me të cilat **analizohet** një substancë me qëllim që të dëshmohen cilësitë ose karakteristikat e sajë.

Në metodat vëllimetrike, përcaktimi i sasisë së substancës që analizohet paraqet matjen e vëllimit të tretësirës me përqendrim saktësisht të përcaktuar, tretësirë standarde e harxhuar për reaksionin e substancës që analizohet. Substanca që analizohet mund të jetë jon, element ose komponim.

Reaksionet kimike që zbatohen në metodat vëllimetrike, duhet t'i plotësojnë këto kushte :

- Të jenë të shpejtë, jonike;
- Praktikisht të shkojnë deri në fund, mos të jenë të këthyeshëm;
- Saktësisht të mund të përcaktohet fundi i reaksionit duke përdor indikator ose ndryshim të ngjyrës së tretësirës;
- Paralel me reaksionin kryesor, mos të zhvillohen edhe reaksione tjera sekondare.

Operacioni kryesor që zbatohet në vëllimetrinë është titrimi (figura 24a). Prandaj metodat vëllimetrike quhen edhe metodat **titrimetrike**.

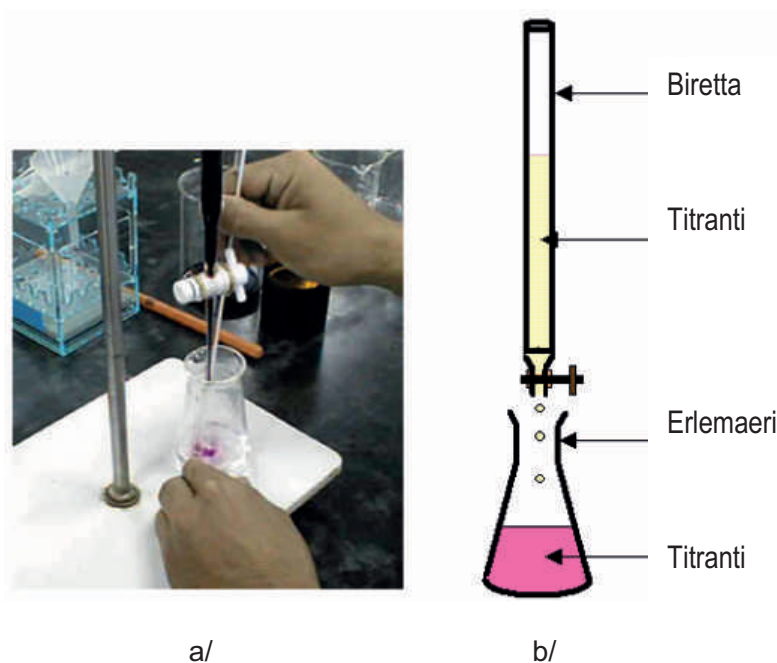


Figura 24. Titrimi

Që të bëhet një titrim, nga mjetet laboratorike nevojiten bireta dhe erlenmaeri. Në biretën vendoset tretësira me përqendrim të caktuar që quhet tretësira standarde ose **titrantë**. Në erlenmaerin vendoset një vëllim i matur saktësisht i tretësirës që analizohet apo siç quhet ndryshe **titrandë** (figura 24b). Me këtë midis tretësirës që analizohet edhe tretësirës standarde zhvillohet reaksioni kimik.

Reaksioni që zhvillohet midis substancës që analizohet dhe tretësirës standarde quhet reaksioni i titrimit. Ky reaksion vazhdon derisa të dy substancat të reagojnë në raportet stekiometrike. Në momentin kur substanca që analizohet plotësisht do të reagojë me tretësirën standarde dhe reaksioni përfundon. Ky moment quhet **pika përfundimtare e titrimit teorik** i cili saktësisht nuk mund të përcaktohet.

Në përcaktimet vëllimetrike ekziston mënyrë sipas të cilës përcaktohet përfundimi i titrimit. Kryesisht kjo arrihet duke përdorë indikatorët.

Momenti kur ndryshon ngjyra e indikatorit quhet **pika përfundimtare e titrimit**. Ndryshimi i ngjyrës së indikatorit bëhet menjëherë **para** ose **pas** pikës përfundimtare teorike. Dallimi midis pikës përfundimtare teorike dhe reale të titrimit quhet gabim i indikatorit, ngase nuk ekziston indikator ideal që mund të ndryshojë ngjyrën pikërisht në momentin kur edhe reaksioni përfundon. Çdo indikator ka një vlerë të dhënë të pH –it në cilën e ndryshon ngjyrën. Prej zgjidhjes së indikatorit varet saktësia e përcaktimit të pikës përfundimtare të titrimit. Në vëllimetri përdoren lloje të ndryshme indikatorësh varësisht prej metodës së përcaktimit kuantitativ që zbatohet.

- **Llojet e titrimeve**

Në metodat vëllimetrike zbatohen titrimet direkte dhe indirekte.

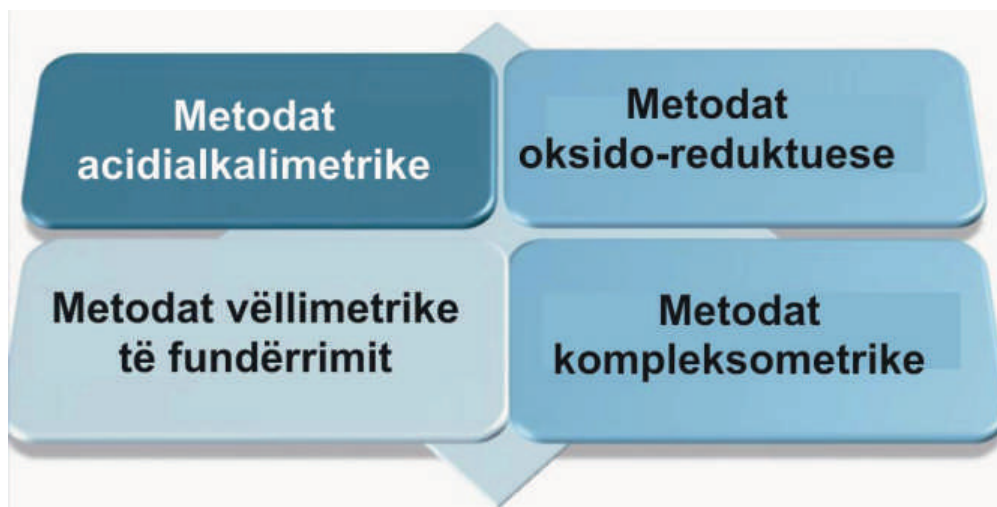
Titrimi direkt është lloj i titrimit ku substanca që analizohet, reagon në mënyrë direkte me tretësirën standarde. Kjo realizohet me një tretësirë standarde duke përdorë edhe indikatorin përkatës në përcaktimin e pikës përfundimtare të titrimit.

Titrimi indirekt emërtohet edhe si rititim. Kështu veprohet kur nuk mund të zbatohet titrimi direkt, përkatësisht reaksioni i titrimit është tepër i ngadalshëm ose kur nuk ka indikatorë përkatës me të cilin mund të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit. Në këtë titrim punohet me dy tretësira standarde. Vëllimit të dhënë të tretësirës që analizohet shtohet tretësira e parë standarde me tepricë që të reagojë plotësisht substanca që analizohet me këtë tretësirë standarde. Një pjesë e asaj tretësire standarde që nuk ka reaguuar, titrohet me tretësirën e dytë standarde deri në ndryshimin e ngjyrës së indikatorit.

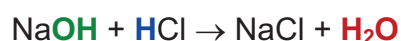
Rezultatet më të sakta fitohen nga titrimet direkte, por edhe atëherë bëhen gabime të vogla.

2. 2. Ndarja e metodave vëllimetrike

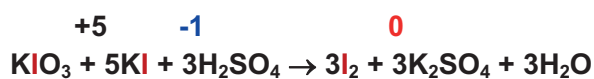
Përcaktimet vëllimetrike bazohen në reaksionet kimike që zhvillohen midis substancës që analizohet dhe tretësirës standarde gjatë kohës së tiritimit. Sipas llojit të reaksionit në analizën vëllimetrike zbatohen këto metoda:



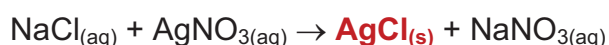
Metodat acidualkalimetrike, bazohen në reaksionin e neutralizimit, përkatësisht në reaksionin midis acidit dhe bazës, në ç'rast krijohet kripë dhe ujë.



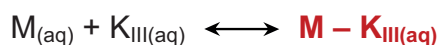
Metodat oksido-reduktuese bazohen në reaksionet e këmbimit të elektroneve midis substancës që analizohet dhe tretësirës standarde. Në këtë rast njëra nga substancat oksidohet kurse tjetra reduktohet.



Metodat vëllimetrike të fundërrimit bazohen në reaksionet ku krijohen fundërrina që vështirë tretën.



Metodat kompleksometrike bazohen në reaksionet midis jonit të metalit dhe tretësirës standarde të kompleksionit III ku krijohen kompozime komplekse stabile (helate) që lehtësisht tretën në ujë



Për të treguar rrjedhën e reaksionit në metodat titometrike shfrytëzohen **lakoret e titrimit**. Këto krijohen në mënyrë që, në apscisën e sistemit koordinativ shënohen vlerat e vëllimit të tretësirës standarde, kurse në ordinatën shënohet vlera e pH –it të tretësirës, potencialit elektronik ose ndonjë madhësi tjetër që mund të ndryshojë, varësisht prej përqendrimit të substancës që analizohet. Që të konstruktohet lakorja duhet të përcaktohen më së paku katër pika, si: **para se të fillojë titrimi (1)**; **kur fillon titrimi (2)**; **në pikën përfundimtare (3)** kur në tretësirën ka sasia ekuivalente të titrandit dhe tretësirës standarde, dhe **pas pikës përfundimtare (4)**, përkatësisht kur në tretësirën ka tepriçë të tretësirës standarde.

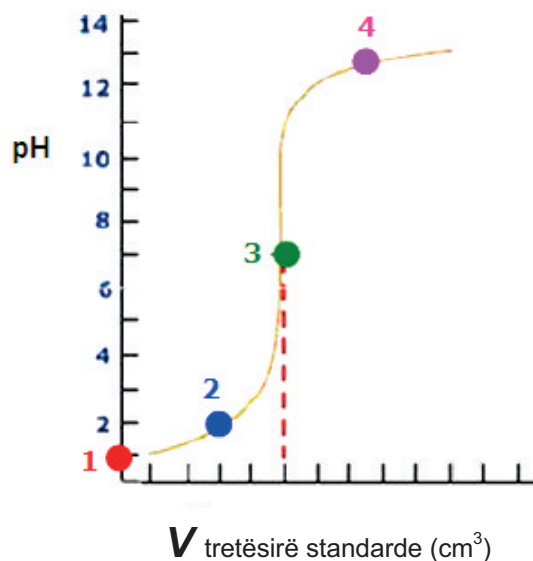


Figura 25. Lakorja e titrimit

2. 3. Indikatorët në analizën vëllimetrike

Gjatë zbatimit të një sërë titrimesh, në tretësirën që titrohet shtohet substanca (indikator) që e ndryshon ngjyrën e vet, me ç'rast na bënë me dije se reaksioni ka përfunduar. Me indikatorët, përfundimi i titrimit përcaktohet në mënyrë vizuale. Përveç këtyre, pika përfundimtare e një titrimi mund të përcaktohet edhe me instrumente: kolorimetra, spektrofotometra, voltmetra etj.

Reaksionin e titimit mund të paraqesim me këtë barazim:



Në momentin kur plotësisht do të reagojë substanca që analizohet (titrandi) me tretësirën standarde (titranti), atëherë do të ndryshojë edhe ngjyra e indikatorit. Kështu, ngjyra e molekulave të padisocinuara të indikatorit kalojnë në ngjyrë tjetër, ngjyrën e anionit ose të kationit të ititrantit

Ngjyra e **indikatorëve dyngjyreshe** ndryshon prej njëres në tjetrën. Për shembull, indikatorit metiloranzhë do të ndryshojë ngjyrën prej të kuqe në të verdhë, kur pH –i ndryshon prej 3, 2 në 4, 4. Ngjyra e kuqe është ngjyra e molekulave të padisocuara, ndërsa ngjyra e verdhë është ngjyra e anioneve të indikatorit.

Indikatorët njëngjyreshe- nga indikatorë pangjyrë do të kalojnë në indikatorë me ngjyrë. Indikator i tillë është fenolftaleini që prej të pangjyrë kalon në ngjyrë të kuqe në vjollcë, kur pH ndryshon prej 8,0 në 10. Molekulat e pa disocuara të fenolftaleinit në tretësirë janë pangjyrë, kurse anionet e tij kanë ngjyrë të kuqe në vjollcë.

Indikatorët që përdoren në analizat vëllimetrike duhet :

- Të jenë **shumë të dijshëm**;
- Përqendrimi i tyre në tretësirë duhet të jetë shumë i ulët, pasi marrin pjesë në reaksionin e titrimit;
- Të jenë substancat me **me ngjyrë intensive**, që tretësirën ta ngjyrosin qartë edhe atëherë kur janë në përqendrime shumë të vogla;
- Gjendja e drejtpeshimit midis të dy ngjyrave të indikatorit të rikriohet shumë shpejtë.

Sipas llojit të metodës vëllimetrike ku përdoren, indikatorët ndahen në:

1. **indikatorë acidi-alkalimetrik**, substancat që mund të japin ose të pranojnë protone;
2. **indikatorë redoks**, substanca që mund të oksidohen ose të reduktohen;
3. **indikatorë –metal**, indikatorë që me jonet e metaleve krijojnë komponime komplekse;
4. **indikatorë për titrime fundërruese**, substanca përdorimi i të cilave varet nga jonet që përcaktohen.

2. 4. Tretësirat standarde dhe mënyra e përgatitjes së tyre

Tretësira standarde ose titranti është tretësirë me përqendrim të njohur që mund të reagojë me substancën me të cilën analizohet. Në praktikën analitike përdoren tretësirat standarde primare dhe sekondare.

Tretësirat standarde primare përgatiten nga substancat primare. Këto substanca duhet të plotësojnë disa kushte:

- Kimikisht të jenë të pastra (99.9%);
- Formula kimike të përgjigjet përbërjes së tyre;
- Të jenë të qëndrueshëm si në gjendje të ngurtë ashtu edhe në tretësirë;
- Të kenë tretshmëri të mirë në ujë;
- Të reagojnë shpejtë dhe në raporte stekiometrike me substancën që analizohet.

Si substanca standarde primare, më së shumti përdoren në:

- metodën e neutralizimit:** karbonat i natriumit anhidër (Na_2CO_3), acidi oksalik ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), oksalat i natriumit ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$), tetraborat natriumi dekahidrat ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$);
- metodën oksido-reduktuese:** $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, dikromat kaliumi ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) etj;
- metoda vëllimetrike fundërruese:** nitrat argjendi (AgNO_3), klorid natriumi (NaCl);
- metodat kompleksometrike:** kompleksioni III, karbonat kaliumi (CaCO_3) etj.

Tretësirat standarde sekondare përgatiten prej substancave që nuk i plotësojnë kushtet që u theksuan, e që vlejné për substancat standarde primare. Për shembull, HCl i përqendruar është substancë që avullohet lehtë, me çka edhe ndryshon përqendrimi i tij. Prandaj prej tij nuk mund të përgatitet tretësirë standarde primare. Hidroksidi i natriumit i ngurtë është substancë higroskopike që e absorbon CO_2 dhe lagështinë nga ajri, prandaj prej tij mund të përgatitet vetëm tretësira standarde sekondare. Për këtë arsye tretësirat standarde sekondare përgatiten prej substancave sekondare me përqendrim përafërsisht të saktë, kurse mandej u përcaktohet përqendrimi i saktë nga titrimi me tretësirat standarde primare.

Në analizën kuantitative përdoren edhe substancat sekondare tjera nga të cilat përgatiten tretësirat standarde sekondare. Substanca të tilla janë permanaganat kaliumi (KMnO_4), tiosulfat natriumi ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), jodi (I_2) etj.

Tretësirat standarde sekondare shfrytëzohen për analizat vëllimetrike, atëherë kur mungojné tretësirat standarde primare.

- **Përgatitja e tretësirave standarde**

- a) **Përgatitja e tretësirës standarde primare (tretësirë me përqendrim të saktë)**

Përgatitja e tretësirës standarde primare bëhet sipas këtij rendi:

- Bëhet llogaritja e masës së substancës nga e cila duhet të përgatitet tretësira standarde;
- Nga substanca peshohet **saktësisht** aq sa është bërë llogaritja;
- Substanca derdhet në kolben matëse, tretet me ujë të distiluar, mandej kolbeja plotësohet me ujë të distiluar deri tek vija e markuar;
- Në kolben ngjitet etiketë ku shënohet formula kimike e substancës nga e cila është përgatitur tretësira dhe përqendrimi i tretësirës.

Detyrë: Të përgatiten 500 cm^3 tretësirë e karbonat natriumit me përqendrim molar $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

$$c = \frac{n}{V} \quad n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow n = c \cdot V \cdot M$$

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c \cdot V \cdot M$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 106 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

$$\mathbf{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,3 \text{ g}}$$

Në peshojë, mbi qelqin e sahatit me masë të matur më parë, peshohen sipas njehsimeve 5,3 g Na_2CO_3 , hidhen në kolben matëse prej 500 cm^3 , tretet në pak ujë të distiluar, mandej kolbeja plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar.

- b) **Përgatitja e tretësirës standarde sekondare (tretësirë me përqendrim të përafërt)**

Në përgatitjen e tretësirave standarde sekondare shkohet sipas këtij rendi:

- Bëhet llogaritja i masës ose i vëllimit të substancës nga e cila përgatitet tretësira.
- Prej substancës **peshohet pak më shumë** se që është llogaritur.
- Substanca tretet në kolben matëse me vëllim përkatës që më pas plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar.
- Tretësira e përgatitur në këtë mënyrë është me përqendrim të përafërt dhe prandaj duhet të standardizohet. **Standardizimi i një tretësire do të thotë**

përcaktimi i saktë i përqendrimit të saj duke e titruar me tretësirën standarde primare. Standardizimi i tretësirës mund të bëhet edhe me tretësirën standarde sekondare e cila paraprakisht është standardizuar me tretësirën standarde primare. Prej vlerave të fituara nga titrimet llogaritet përqendrimi i saktë i tretësirës, me saktësi deri në decimalin e katërt.

- Në kolben vendoset etiketë ku shënohet formula e substancës nga e cila është përgatitur tretësira dhe përqendrimi i saktë i tretësirës.

Detyrë: Sa cm^3 të H_2SO_4 me $w = 96\%$ dhe $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$ nevojiten që të përgatiten 250 cm^3 tretësirë me $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje:

$$V(\text{përqëH}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e holl.}} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e holl.}} = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = 1,84 \text{ g/cm}^3$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = 96\% = 0,96$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = c \cdot v \cdot M = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 98 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = 2,45 \text{ g}$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = \frac{m_{\text{p-c}}}{m_{\text{p-p}}}$$

e holl. = e holluar

e përq. = e përqendruar

s-t = substancë e tretur

t-t = tretësirë

$$m_{\text{t-t}} = \frac{m_{\text{p-c}}}{w} = \frac{2,45 \text{ g}}{0,96} = 2,55 \text{ g}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{\rho}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{e përq.}} = \frac{2,55 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 1,38 \text{ cm}^3$$

Me pipetën automatike pipetohen $1,5 \text{ cm}^3$ nga acidi sulfurik i përqendruar, vihen në kolben matëse prej 250 cm^3 që të plotësohet me ujë të distiluar deri te vija e shënuar.

Llogaritja e vëllimit të acidit të përqendruar që nevojitet për përgatitjen e tretësirës me përqendrim të caktuar mund të bëhet edhe sipas formulës:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{конц.}} = \frac{c(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{разр.}} \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{разр.}} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{конц.}} \cdot w(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{конц.}}}$$

Shembulli: Të përgatiten 500 cm³ tretësirë standarde sekondare e klorid magneziumit me $c(\text{MgCl}_2) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

$$m(\text{MgCl}_2) = ?$$

$$V(\text{MgCl}_2) = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{MgCl}_2) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{MgCl}_2) = 95 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{MgCl}_2) = c \cdot V \cdot M$$

$$m(\text{MgCl}_2) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 95 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{MgCl}_2) = 4,75 \text{ g}$$

Mbi qelqin e sahatit të thatë e të pastër peshohen 5 g MgCl₂, hidhen në kolben prej 500 cm³, treten në pak ujë të distiluar, kurse më pas kolbeja plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar.

2. 5. Mënyra e veprimit në përcaktimet vëllimetrike

Kur bëhet cilado qoftë analizë kimike, medoemos duhet të studiohet mirë mënyra se si realizohet ajo. Nëse analisti nuk është përgatitur mirë teorikisht, atëherë nuk mund të bëhet analizë e saktë. Përveç diturisë së tij për nxjerrjen e rezultateve të sakta, duhet edhe të ketë laboratorin të pajisur mirë, reagensët e përgatitura në mënyrë të drejtë dhe mjete laboratorike të pastra.

Kur përcaktimi bëhet me analizën kimike kuantitative, rezultatet e sakta dalin vetëm atëherë nëse bëhen të gjitha matjet e sakta, kurse operacionet që zbatohen bëhen në mënyrë të kujdesshme dhe precize.

Përcaktimet analitike bëhen në disa faza:

1. Marrja e provës
2. Tretja e provës
3. Ndarja e pjesëve përbërëse të tij
4. Llogaritja i rezultateve të analizës

Gjatë marrjes së provës, duhet pasur kujdes që përbërja kimike e provës të jetë e njëjtë me përbërjen e lëndës së pare që analizohet.

Kur bëhet tretja e provës medoemos të bëhet tretja e plotë, duke përdor reagensë të pastër.

Ndarja e komponentëve përkatëse, po ashtu, duhet të bëhet me metoda të përshtatshme, duke përdor substanca të pastra.

Përcaktimet kuantitative bëhen sipas metodave që i përgjigjen qëllimit të hulumtimit.

Përlogaritja bëhen sipas formulave të caktuara, kurse rezultatet paraqiten me njësitë përkatëse.

Veprimet themelore gjatë përcaktimeve vëllimetrike janë:

- Tretësira që hulumtohet, merret në kolben matëse që plotësohet me kujdes me ujë të distiluar deri në vijën e shënuar (pikat e fundit hidhen me kujdes me pipetën).

- Tretësira me të cilën bëhet titrimi (tretësira standarde), vihet në biletën ku nuk duhet të gjenden flluska të ajrit, sepse me këtë do të ndryshonte vëllimi që matet.

- Bireta, para se të mbushet me tretësirën standarde duhet të shpërlahet me një sasi të vogël prej kësaj.

- Para çdo titrimi bireta mbushet deri te zeroja.

Kur lexohet vëllimi nga bireta, veçanërisht te tretësirat pa ngjyrë, duhet pasur kujdes që meniskusi poshtë i tretësirës të shtrihet në vijën që vështrohet, kurse te tretësira që kanë ngjyrë vështrohet sipërfaqja e lëngut.

- Me ndihmën e pipetës merret një vëllim i caktuar nga tretësira që analizohet dhe hidhet në erlenmaerin. Shtohen 2 deri 3 pika indikatorë, mandej bëhet titrimi.

- Indikatorit (ose nëse ka nevojë tretësira puferike) shtohen në erlenmaerin pak para titrimit, por, jo më parë që mos të vijë deri te reaksionet e padëshirueshme.

- Titrimi bëhet në tretësirën e ftohtë ose të ngrohur varësisht prej metodës që zbatohet.

- Kur në erlenmaerin shtohet tretësira standarde, erlenmaeri vazhdimisht duhet të përzihet duke bërë lëvizje qarkore.

- Në afërsi të pikës përfundimtare të titrimit me kujdes të posaçëm shtohet secila pikë, duke e mbyllur rubinetin e biletës, derisa përgjithmonë ndryshon ngjyra e indikatorit.

- Vëllimi i harxhuar i tretësirës standarde pasi lexohet në biletën ai shënohet.

- Në të njëjtën mënyrë bëhen edhe dy titrime që mund të dallohen njëri nga tjetri për 2 deri 3 pika (një pikë ka vëllim prej $0,05 \text{ cm}^3$).

- Llogaritet vlera mesatare e vëllimit të tretësirës standarde për të tre titrimet me të cilën përlogaritet sasia e substancës së analizuar sipas reaksionit të titrimit.

Shembulli: Llogaritja i vlerës mesatare për vëllimin e tretësirës standarde për të tre titrimet

Titrimi i parë	12, 20 cm^3	tretësira standarde e NaOH
Titrimi i dytë	12, 10 cm^3	tretësira standarde e NaOH
Titrimi i tretë	12, 10 cm^3	tretësira standarde e NaOH
vlera mesatare	$36, 40 : 3 =$	12, 133 cm^3 tretësira standarde e NaOH

Prej vlerës mesatare të fituar për vëllimin e harxhuar të tretësirës standarde llogaritet madhësia e kërkuar, masa ose përqendrimi, sipas reaksionit të titrimit. Mënyra e veprimit në përcaktimin dhe rezultatet e fituara shënohen në ditarin laboratorik.

2. 6. Llogaritjet në metodat vëllimetrike dhe të shprehurit e rezultateve

Nga analizat vëllimetrike mund të llogaritet masa e substancës së analizuar (ose pjesëmarrja e masës së saj), përqendrimi i tretësirës standarde sekondare etj. Për të bërë këto llogaritje, paraprakisht duhet pasur njohuri mbi reaksionin që zhvillohet midis substancës që analizohet dhe tretësirës standarde, përkatësisht **reaksionin e titrimit**. Prej barazimit të reaksionit përcaktohet raporti stekiometrik i substancave që reagojnë midis tyre.



Reaksioni i titrimit mund të tregohet me barazimin e përgjithshëm:

„a“ - mol (ose mmol) e tretësirës standarde A

„b“ - mol (ose mmol) e substancës që analizohet B

Nëse duhet të përcaktohet masa e substancës së analizuar B, sipas reaksionit kimik vendoset raporti i numrit të moleve:

$$n(B) : n(A) = b : a \quad \text{ose} \quad n(B) = \frac{b}{a} \cdot n(A)$$

$$\text{Со замена на } n(B) \quad \text{со} \quad n = \frac{m}{M}, a \quad n(A) \quad \text{me} \quad n = c \cdot V$$

Fitohet pasqyrimi për llogaritjen e masës së substancës së analizuar B.

$$\frac{m(B)}{M(B)} = \frac{b}{a} \cdot c(A) \cdot V(A) \quad \text{ose}$$

$$m(B) = \frac{b}{a} \cdot c(A) \cdot V(A) \cdot M(B)$$

Me këtë pasqyrim, llogaritet masa e substancës së analizuar në një vëllim të caktuar të tretësirës që është marrë me pipetë nga kolbeja ku gjendet prova. Për llogaritjen e masës së substancës së analizuar, në tërë atë që është provuar, nga shprehja e mësipërm shtohet raporti i vëllimeve të kolbes (V_{kolbes}) dhe vëllimit të pipetës ($V_{\text{pipetës}}$).

$$m(B) = \frac{b}{a} \cdot c(A) \cdot V(A) \cdot M(B) \cdot \frac{V_{\text{(kolba)}}}{V_{\text{(pipeta)}}$$

Që të llogaritet pjesëmarrja e masës së substancë B zbatohet shprehja në vijim:

$$w(B) = \frac{m(B)}{m(\text{prova})} \cdot 100$$

Gjatë llogaritjes së tretësirës standarde sekondare $c(A)$ sipas reaksionit kimik vendoset edhe raporti i moleve:

$$n(A): n(B) = a: b \quad \text{prej nga}$$
$$n(A) = \frac{a}{b} \cdot n(B)$$

Nga zëvendësimi i $n = c \cdot v$ del shprehja me të cilën bëhet llogaritja saktë e përqendrimit të tretësirës standarde sekondare që titrohet me tretësirën standarde primare (ose me tretësirën standarde sekondare që paraprakisht është standardizuar).

$$c(A) \cdot V(A) = \frac{a}{b} \cdot c(B) \cdot v(B) \quad \text{ose}$$

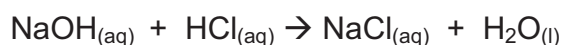
$$c(A) = \frac{a}{b} \cdot \frac{c(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Përqendrimi i tretësirës standarde sekondare mund të llogaritet nga masa e substancës së analizuar (B) sipas shprehjes:

$$c(A) = \frac{a}{b} \cdot \frac{m(B)}{V(A) \cdot M(B)} \cdot \frac{V_{(\text{kolba})}}{V_{(\text{pipeta})}}$$

Llogaritjet në metodat vëllimetrike të analizës do të tregojmë me shembujt në vijim.

Shembulli: Gjatë titrimit të një vëllimi të caktuar të tretësirës së NaOH, me tretësirën standarde të HCl zhvillohet reaksioni:



Prej barazimit shihet se një mol i NaOH reagon me një mol të HCl. Raporti i moleve midis NaOH dhe HCl është:

$$n(\text{NaOH}): n(\text{HCl}) = 1:1 \quad \text{përkatesisht} \quad n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

- **Llogaritja i masës së substancës së analizuar**

Nëse përcaktohet masa e hidrokسيد natriumit, atëherë $n(\text{NaOH})$ do të zëvendësohet me shprehjen $n = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$. Pasi dihet përqendrimi dhe vëllimi i tretësirës standarde, $n(\text{HCl})$ mund të zëvendësohet me shprehjen $n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$, dhe atëherë del se:

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

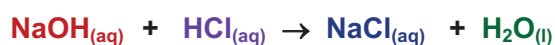
$$m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Masa e llogaritur i takon vetëm vëllimit të caktuar të tretësirës së analizuar, që është marrë me pipetë. Prandaj nëse merren 25cm^3 nga prova duhet të shënohet:

$$m(\text{NaOH}) / 25\text{cm}^3 = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

- **Llogaritja i përqendrimit të tretësirës standarde sekondare**

Pasi tretësira e hidrokسيد natriumit është tretësirë standarde sekondare, përqendrimi i saktë i saj do të përcaktohet saktësisht nga titrimi me tretësirën standarde të HCl.



Prej barazimit shihet se: $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$

Meqenëse duhet të bëhet përcaktimi i përqendrimit të tretësirës së NaOH me tretësirën standarde të HCl, atëherë bëhet zëvendësimi i $n = c \cdot V$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

Në këtë mënyrë bëhen llogaritjet në të gjitha metodat vëllimetrike. Në këtë rast duhet pasur parasysh duhet pasur parasysh për raportin molar të substancave që marrin pjesë në reaksionet e titrimit.

Pyetje dhe detyra:

1. Defino se ç'është metoda?
2. Cilat kushte duhet të plotësojnë reaksionet kimike në metodat vëllimetrike?
3. Çka kuptohet me termin titrim dhe si realizohet?
4. Sqaro teorikisht se çka paraqet pika përfundimtare teorike, dhe çka pika përfundimtare e titrimit.
5. Trego për metodat vëllimetrike dhe në çka bazohen ato.
6. Çka paraqet tretësira standarde dhe si tregohet përqendrimi i saj?
7. Cilat cilësi duhet të kenë një substancë që të paraqet substancë standarde primare. Trego disa shembuj?
8. Çfarë tretësirash standarde përdoren për analizat vëllimetrike?
9. Nga cilat substanca më shpesh përgatiten tretësirat standarde sekondare?
10. Për se shërbejnë indikatorët në analizat vëllimetrike?

11. Të llogaritet se çfarë mase të substancës duhet të peshohet që të përgatiten 500 cm^3 tretësirë të tetraborat natriumit me përqendrim sasior $c(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 9,53 \text{ gr}$$

12. Në 250 cm^3 tretësirë të acidit oksalik janë tretur $3,50 \text{ g}$ të acidit. Të llogaritet përqendrimi sasior dhe përqendrimi i masës të substancës së tretur.

$$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,5555 \text{ mol/dm}^3$$
$$\gamma(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 49,99 \text{ g/dm}^3$$

13. Sa është masa e acidit klorhidrik që është tretë në 100 cm^3 tretësirë me $w(\text{HCl}) = 36\%$ dhe $\rho(t-t) = 1,18 \text{ g/cm}^3$?

$$m(\text{HCl}) = 42,28 \text{ g}$$

14. Sa është mol/dm^3 përqendrimi i tretësirës së K_2CrO_4 , nëse $w(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 21,8\%$ dhe dendësia $\rho(t-t) = 1,2 \text{ g/cm}^3$?

$$c(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 1,3538$$

15. Në 143 cm^3 tretësirë janë tretë $74,94 \text{ g}$ hidroksid natriumi. Dendësia e tretësirës është $\rho(t-t) = 1,41 \text{ g/cm}^3$. Të llogaritet pjesëmarrja e masës, përqendrimi sasior dhe përqendrimi në masë e substancës së tretur në tretësirën.

$$w(\text{NaOH}) = 37,10\%$$
$$c(\text{NaOH}) = 13,1014 \text{ mol/dm}^3$$
$$\gamma(\text{NaOH}) = 524,056 \text{ g/dm}^3$$

16. Të llogaritet përqendrimi sasior dhe përqendrimi në masë i tretësirës së acidit fosforik me pjesëmarrje të masës prej $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 30\%$ dhe dendësi $\rho(t-t) = 1,18 \text{ g/cm}^3$.

$$c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3,6100 \text{ mol/dm}^3$$

a. $\gamma(\text{H}_3\text{PO}_4) = 354 \text{ g/dm}^3$

2. 7. Metodatat acidialkalimetrike

Metodat acidialkalimetrike, përkatësisht metodat e neutralizimit shërbejnë për përcaktimet kuantitative të sasisë së acideve dhe të bazave. Reaksioni kimik themelor të këto është reaksioni i neutralizimit. Ky në thelb është reaksioni midis joneve të hidrogjenit nga acidi dhe joneve hidroksile nga baza, me ç' rast krijohet komponim që disocon dobët – uji:



Sipas tretësirës standarde që përdoret, metoda e neutralizimit mund të quhet edhe si acidimetri ose alkalimetri.

Acidimetria është metodë e neutralizimit ku si tretësirë standarde përdoret **acidi**. Emri i metodës vjen nga fjala latine acidum- acid – thartinë. Me të përcaktohet masa ose përqendrimi i bazës (Figura 26).

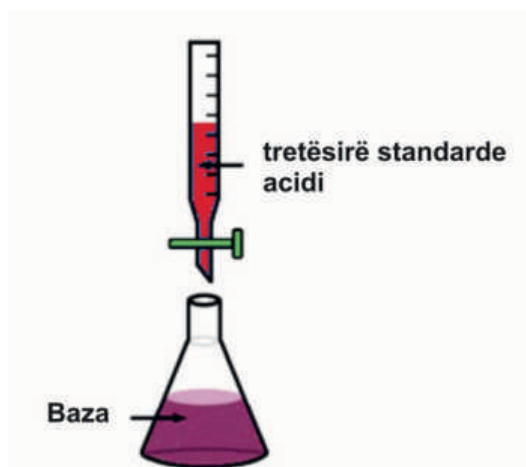


Figura 26. A acidimetria

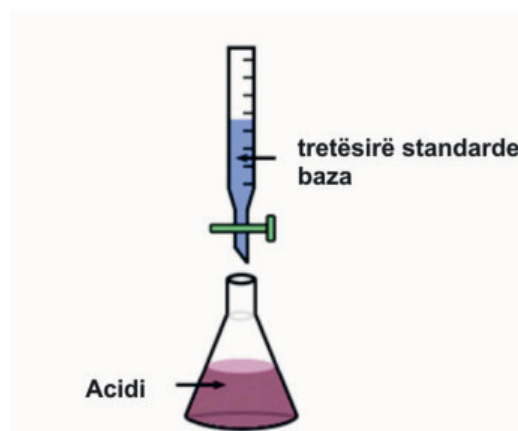


Figura 27. Alkalimetrija

Alkalimetrija është metodë e neutralizimit ku si tretësirë standarde përdoret **bazë** (alkali). Në këtë metodë substanca që analizohet është acid (figura 27).

Principi për aplikimin e analizave me anë të kësaj metode përbëhet: për shembull, nëse përcaktohet **acid** i fortë me tretësirën standarde të **bazës**, në biletën vihet tretësira standarde e bazës, kurse në erlenmaerin vihet një vëllim i caktuar nga tretësira e substancës që analizohet. Prej biletës me kujdes nga një pikë, hidhet prej tretësirës standarde. Jonet OH^- që vijnë prej bazës së shtuar, i neutralizojnë jonet e H^+ të acidit. Në një moment të dhënë përqendrimi i joneve H^+ dhe i joneve OH^- barazohen dhe në këtë moment krijohet pika përfundimtare ekuivalente (teorike) e nitrimin, në ç'rast $\text{pH} = 7$. Një pikë e tepërt e bazës së shtuar krijon ambientin bazik,

përkatësisht pH –i bëhet më i lartë se 7. Atëherë krijohet pika përfundimtare e titrimit që shpesh herë vërehet nga ndryshimi i ngjyrës së indikatorit. Prej biritës shënohet vëllimi i tretësirës standarde të bazës që është harxhuar. Vëllimi i substancës që analizohet është i njohur, prandaj sipas formulave të dhëna paraprakisht llogaritet përqendrimi ose masa e acidit që titrohet. Në mënyrë të ngjashëm sqarohet edhe përcaktimi i bazës së fortë me tretësirën standarde të acidit të fortë.

Përqendrimi i joneve të hidrogjenit në tretësirën e titruar varet prej vëllimit të tretësirës standarde që është shtuar dhe që mund të tregohet në mënyrë grafike me lakoren e titrimit e cila në te këto metoda quhet lakore e neutralizimit.

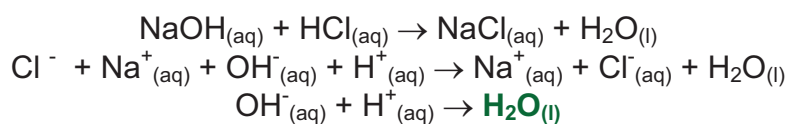
Reaksioni i neutralizimit mund të zhvillohet edhe midis acidit të fortë dhe bazës së fortë; midis bazës së dobët dhe acidit të fortë ose acidit të dobët dhe bazës së fortë. Si tretësira standarde (titrantë) në titrimet acidialkalimetrike gjithmonë përdoren **acidet e forta** dhe **bazat e forta** ngase reagojnë plotësisht duke i shtyrë substancat (titrandët).

Sipas teorisë së Bronsted dhe Lori acidët dhe bazat janë protolitë, ku acidët janë donorë, kurse bazat janë akseptorë (pranues) të protoneve. Prandaj titrimet acidilalkalimetrike quhen edhe titrime protolitike.

Që të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit përdoren indikatorët acido-bazike. Zgjidhja e indikatorit varet prej acidit ose bazës që përcaktohet.

- **Titrimi i acidit të fortë me bazë të fortë dhe anasjelltas**

Për të sqaruar titrimin e acidit të fortë me bazën e fortë, si shembull janë marrë HCl dhe NaOH. Titrimi zhvillohet sipas reaksionit kimik të treguar me barazimin:



Në pikën përfundimtare të titrimit, përqendrimi i joneve H^+ dhe i joneve OH^- është i barabartë, prandaj edhe **ambienti është neutral**, përkatësisht **pH = 7**.

Prej lakores së neutralizimit të acidit të fortë me bazë të fortë (figura 28) shihet se në fillimin e titrimit vlera e pH-it të tretësirës së titruar ndryshon shumë ngadalë (1). Në titrimin e mëtejshëm vlera e pH-it ndryshon shpejt. Në afërsi të pikës ekuivalente bëhet ndryshim i theksuar i vlerës së pH –it. Duke shtuar vetëm një pikë nga tretësira standarde, në tepricë, pas pikës ekuivalente bëhet **ndryshim i shpejtë** i vlerës së pH. Ky kërcim është quajtur kërcim i titrimit ku vlera e pH sillet rreth intervalit prej 4 deri në 10 (2).

Që të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit përdoren indikatorët që e kanë intervalin e ndryshimit të ngjyrës në ambientin neutral. Nëse përdoret fenolftaleini, titrimi do të zhvillohet derisa fenolftaleini nuk e ndryshon ngjyrën prej të pangjyrë në ngjyrë trëndafili, dmth. derisa pH arrin vlerën prej 8, 3. Kjo vlerë e pH –it është e afërt me vlerën e pikës ekuivalente (pH=7) Nga ana tjetër. gjatë titrimit të bazës së fortë me acidin e fortë në prani të metiloranzhit si indikatorë, titracioni vazhdon derisa të fitohen një ngjyrim si i portokallit në tretësirën. Nëse tretësira ka ngjyrë të kuqe, kjo tregon se nuk është arritur në pikën ekuivalente (pH afër 3, 5).

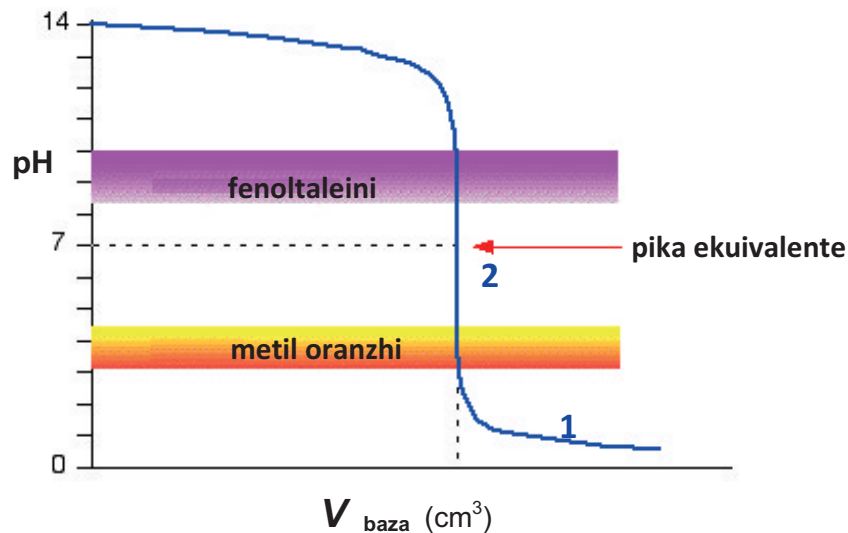
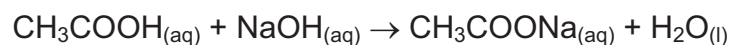


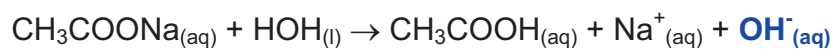
Figura 28. Lakore e neutralizimit të acidit të fortë me bazë të fortë

- **Titrimi i acidit të dobët me bazën e fortë**

Gjatë titrimit të acidit të dobët (p.sh. CH_3COOH) me bazën e fortë (p.sh. NaOH) zhvillohet reaksioni që tregohet me këtë barazim:



kripa hidrolizon:



Lakore e titrimit të acidit të dobët me bazë të fortë është treguar në figurën 29. Në pikën përfundimtare të titrimit, përqendrimi i joneve H^+ është më i vogël se përqendrimi i joneve OH^- , prandaj edhe ambienti është bazik, gjegjësisht **pH>7**. Shkak për këtë është hidroliza e kripës acetat natriumit. Intervali i ndryshimit të pH gjatë titrimit është i vogël kurse pika përfundimtare e titrimit, është në pjesën bazike të pH –it. Në titrimet e tilla përdoret indikatorë që për interval të ndryshimit të ngjyrës e ka në ambientin bazik si për shembull fenolftaleini.

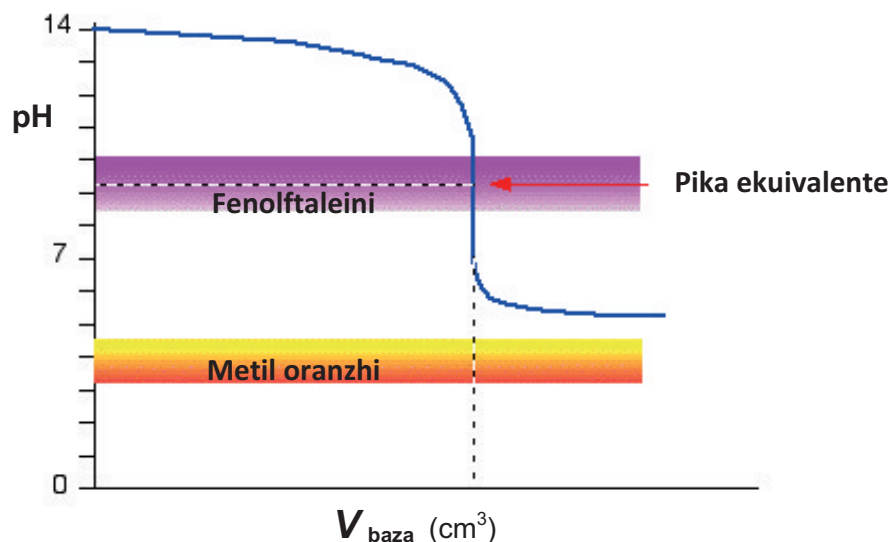
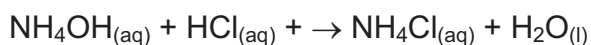


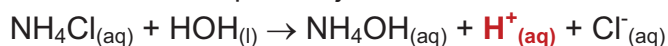
Figura 29. Lakore e neutralizimit të acidit të dobët me bazë të fortë

- **Titrimi i bazës së dobët me acid të fortë**

Reaksioni kimik që zhvillohet kur bëhet titrimi i bazës së dobët (psh. NH_4OH) me acid të fortë (p.sh. HCl) është treguar me barazimin:



Kripa e krijuar hidrolizon :



Në pikën përfundimtare të titrimit, përqendrimi i joneve H^+ është më i madh se përqendrimi i jone OH^- , për këtë shkak **ambienti është acidik**, gjegjësisht **pH < 7**. Gjatë titrimit të bazës së dobët me acid të fortë përdoren indikatorë që intervalin e ndryshimit të ngjyrës e kanë në ambientin acidik. Për shembull, metil ngjyrë portokalli fillon të ndryshojë ngjyrën prej të verdhës në ngjyrë portokalli në afërsi të pikës ekuivalente (Figura 30).

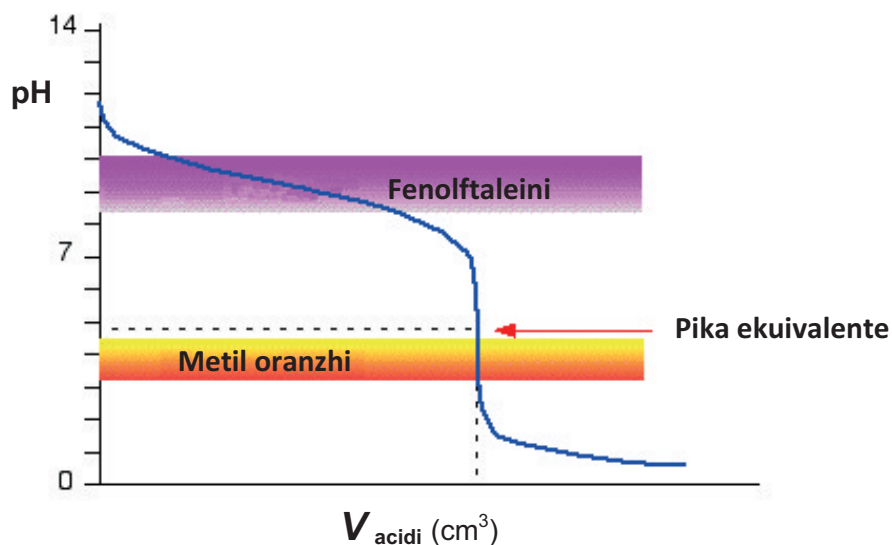


Figura 30. Lakore e neutralizimit të bazës së dobët me acidin e fortë

- **Titrimi i bazës së dobët me acidin e dobët**

Titrimi i bazës së dobët (p.sh. NH_4OH) me acidin e dobët (p.sh. CH_3COOH), dhe anasjelltas zbatohet rrallëherë, nga shkakut se rezultatet e fituara janë me saktësi të ulët. Prej lakores së titrimit të acidit të dobët me bazë të dobët që është treguar në figurën 31, vërehet se fenolftaleini, dhe metil ngjyrë portokalli nuk janë efikas si indikatorë për regjistrimin e përfundimit të titrimit. Fenolftaleini e ndryshon ngjyrën prej të pangjyrë në të kuq para arritjes së pikës ekuivalente të titrimit. Kurse ndryshimi i ngjyrës së metil ngjyrë portokalli është jashtë qarkut për ndryshimet në lakoren e titrimit të acidit të dobët me bazën e dobët.

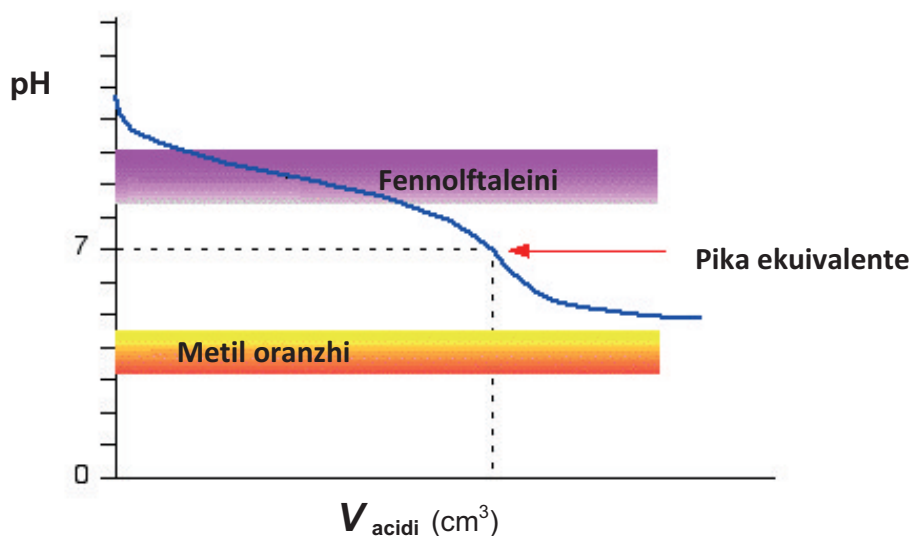


Figura 31. Lakore e neutralizimit të acidit të dobët me bazën e dobët

Titrimet acidilalkalimetrike shfrytëzohen në përcaktimin e përqendrimit ose të masës së acideve, bazave dhe të kripërave, si substanca që reagojnë me këto, megjithëqë nuk kanë vetitë acido-bazike. Për shembull: gjatë kontrollimit të produkteve në industrinë kimike, teknologjinë e lëndëve plastike, industrinë e plehrave sintetike, prodhimtarinë e ushqimit të shëndetshëm, ilaçeve etj, Rezultatet e analizave të bëra kryesisht bazohen në titrimet acidialkalimetrike.

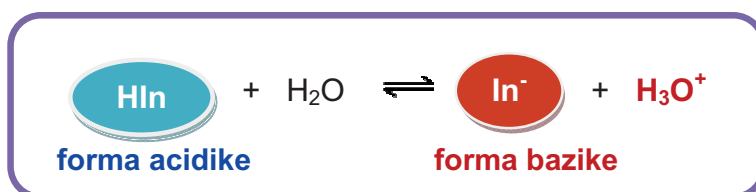
Duhet të dihen këto :

- Në titrimin e **acidit të fortë** me **bazën e fortë** dhe anasjlltas pika përfundimtare është në ambientin neutral, **pH = 7**.
- Në titrimin e **acidit të dobët** me **bazën e fortë** pika përfundimtare është në ambientin bazik **pH > 7**.
- Në titrimin e **bazës së dobët** me **acidin e fortë** pika përfundimtare është në ambientin acidik, **pH < 7**.

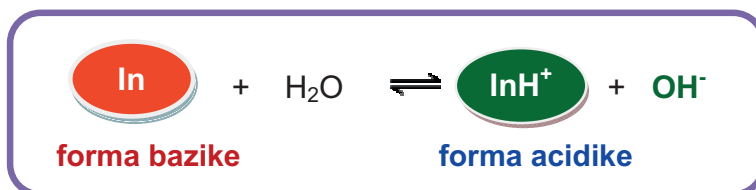
2. 7. 1. Indikatorët në acidialkalimetrik

Indikatorët acidilalkalimetrike quhen indikatorë acido-bazike, ngase e ndryshojnë ngjyrën varësisht prej përqendrimit të joneve të H^+ dhe të joneve OH^- . Këto indikatorë paraqesin acide organike të dobëta ose baza organike të dobëta, që lirojnë ose pranojnë protone, në ç, rast ndryshojnë edhe ngjyrën.

Nëse indikatorit është acid, në tretësirë ujore disocon sipas këtij barazimi:



Nëse indikatorit është bazë, në tretje ujore disoson sipas barazimit:



Sipas teorisë kromoforne, ndryshimi i ngjyrës së indikatorit është rezultat i ndryshimit struktural të brendshëm të tij. Jonet dhe molekulat e padisocuara të indikatorit kanë ngjyrimet e ndryshme. Në tretësirë, indikatorit a do të ketë ngjyrën e joneve ose të molekulave të padisocuara, varet prej pH të ambientit (Tabela 3). Secili indikatorë ka një interval të pH në cilin e ndryshon ngjyrën e vet.

Tabela 3. Indikatorët acidilalkalimetrike më të rëndësishme

Indikator		Forma acidike	Forma bazike
metiloranzhi	3, 2-4, 4	e kuqe	e verdhë
metilroti	4, 2-6, 2	e kuqe	e verdhë
bromtimolblu	6, 2-7, 6	e verdhë	e kaltër
fenolrot	6, 8-8, 4	e verdhë	e kuqe
fenolftaleini	8, 3-10, 0	pangjyrë	e kuqe -vjollcë
timolftalein	9, 3-10, 5	pangjyrë	e kaltër
alizarinë e verdhë	10, 0-12, 0	pangjyrë	e verdhë

Duke përzier disa indikatorë krijohet indikatorë të përzier. Këto tregojnë ndryshim të rreptë të ngjyrës në ndonjë vlerë të pH. Indikatorët e përziera përdoren, kur me indikatorët e rëndomtë nuk mund qartësisht të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit.

- **Metil ngjyrë oranzh** – funksionimi i indikatorit metil **ngjyrë oranzh** sqarohet në këtë mënyrë: molekulat e tij të pa disociuara kanë ngjyrë të kuqe, kurse anionet e tij kanë ngjyrë të verdhë. Tretësira neutrale ngjyroset si portokalli ngase njëkohësisht përmban edhe molekula të pa disociuara edhe anione, përqendrimet e cilëve janë në gjendje të ekuilibruar.

Kur në këtë tretësirë shtohet **acid**, përqendrimi i molekulave të zmadhohet, për shkak të të cilit dominon forma acidike prandaj edhe tretësira merr ngjyrë të **kuqe**.

Nëse tretësirës i shtohet **bazë**, zmadhohet përqendrimi i anioneve, dominon ngjyra e formës bazike, prandaj edhe tretësira merr ngjyrë të **verdhe**.

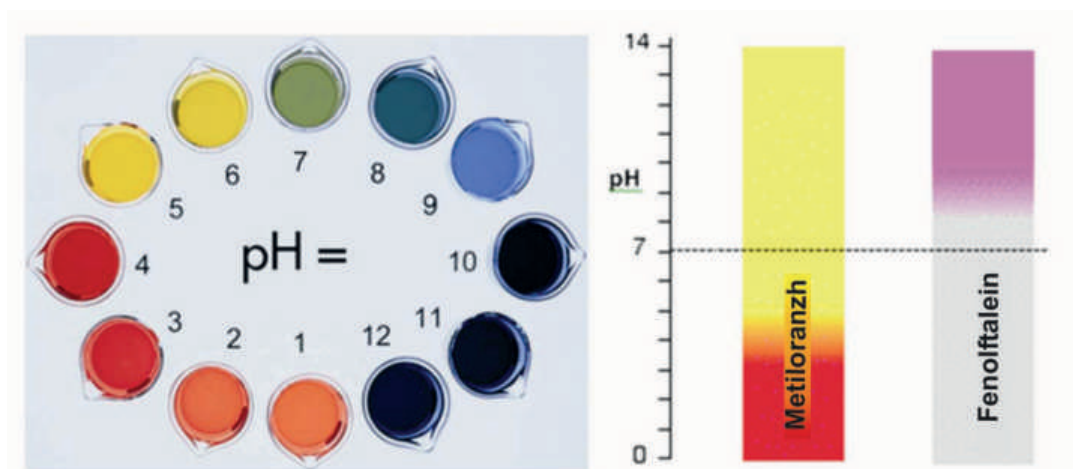


Figura 32. Ndryshimi i ngjyrës së indikatorit varësisht nga vlera e pH

- **Fenolftaleini** – indikatori në formën acidike është **pangjyrë**, e ka ngjyrën e molekulave të padisocuara, kurse në formën bazike është **e kuqe – vjollcë** nga ngjyra e anioneve. Në tretësirën neutrale, përqendrimi i molekulave të padisocuara është në ekuilibër me përqendrimin e anioneve.

Në momentin kur në tretësirën do të hidhet **acid**, do të dominon ngjyra e molekulave të padisocuara, prandaj tretësira bëhet **pangjyrë**.

Nëse tretësirës i shtohet **bazë** atëherë zmadhohet përqendrimi i anioneve, prandaj edhe dominon ngjyra e tyre. Kështu tretësira merr ngjyrën e **kuqe – vjollcë**.

- **Përgatitja e tretësirave të indikatorëve**

- **Metil ngjyrë portokalli** - Tretësira e këtij indikatori përgatitet duke tretur 0, 02 g metil oranzh të ngurtë në 100 cm³ ujë të nxehtë. Pas ftohjes, përzierja filtrohet që fitohet tretësirë e kthjelluar.

- **Metil rot** - Në 70 cm³ tretësirë të alkoolit me pjesëmarrje të masës prej 96 %, treten 0, 1 g metil - rot, mandej në tretësirën shtohen 30 cm³ ujë.

- **Fenolftaleinë** - Në 100 cm³ tretësirë të alkoolit, me pjesëmarrje të masës prej 96 %, treten 1 g fenolftaleinë.

2. 7. 2. Acidimetria

Acidimetria është metodë e neutralizimit, ku me tretësirën standarde të acidit përcaktohet masa ose përqendrimi i bazës (NaOH, KOH, Ca(OH)₂).

Në përcaktimet acidimetrike më shpesh përdoret tretësira standarde e acidit klorhidrik.

- **Përgatitje e tretësirës standarde e acidit klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0, 1 \text{ mol/dm}^3$ dhe standardizimi i tij**

Tretësira standarde e acidit klorhidrik llogaritet si tretësirë standarde sekondare, ngase acidi klorhidrik i përqendruar, prej të cilit përgatitet kjo tretësirë për shkak të cilësive të tij është substancë sekondare. Prandaj tretësira e tij përgatitet me përqendrim të përafërt dhe duhet të standardizohet, përkatësisht të përcaktohet përqendrimi i tij i përpiktë. Llogaritjet që bëhen gjatë përgatitjes, si dhe gjatë standardizimit të kësaj tretësire, duhet të jenë të saktë që të mund të përcaktohet përqendrimi i tretësirës së acidit klorhidrik.

- **Mënyra e përgatitjes së tretësirës:**

Më parë llogaritet se çfarë vëllimi të acidit të përqendruar HCl duhet të merren që të përgatitet një vëllim të dhënë të tretësirës.

Shembull: Që të pregaditen 1 dm^3 tretësirë e acidit klorhidrik me përqëndrim $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ duhet të llogaritet se çfarë vëllimi duhet të maten nga acidi i përqendruar HCl me $w(\text{HCl}) = 37\%$ dhe $\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$. Masa molare e acidit klorhidrik është $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$.

$$V(\text{HCl})_{\text{i përq}} = \frac{c(\text{HCl})_{\text{пазр.}} \cdot V(\text{HCl})_{\text{пазр.}} \cdot M(\text{HCl})}{\rho(\text{HCl})_{\text{конц.}} \cdot w(\text{HCl})_{\text{конц.}}}$$

$$V(\text{HCl})_{\text{конц}} = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 36,5 \text{ g/mol}}{1,19 \text{ g/cm}^3 \cdot 0,37}$$

$$V(\text{HCl})_{\text{конц}} = 8,29 \text{ cm}^3$$

Pas llogaritjes së vëllimit të nevojshëm nga HCl, atëherë fillohet me përgatitjen e tretësirës

Meqenëse përqëndrimi i acidit klorovodornik është substancë e lehtë avulluese, me pipetën automatike nga vlera e llogaritur të vëllimit do të matet pak më tepër dhe do të vendoset në kolben e matur prej 1 dm^3 . Rreth një të tretë të vëllimit do të shtohet ujë të destiluar, kolba do të mbyllet, që të bëhet përzierja tretësirës ajo, mandej do të shtohet ujë të destiluar gjer në nivelin e shënuar me shenjë. Në këtë mënyrë tretësira e përgatitur ka përqëndrim të përafërt dhe standardizohet me tretësirë primare të standardizuar nga Na_2CO_3 .

- **Përgatitja e tretësirë standarde e karbonat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$**

Karbonat natriumi është substancë primare dhe prej tij përgatitet tretësirë standarde primare. Gjatë përgatitjes duhet të merret masë **saktësisht e peshuar** e llogaritur sipas formulës:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

Për shembull, për përgatitjen e tretësirës me $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ dhe me vëllim prej 1 dm^3 , sipas formulës llogaritet masa e duhur e karbonat natriumit.

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 106 \text{ g/mol} \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,30 \text{ g}$$

Që të fitohen rezultate të sakta në përcaktimet vëllimetrike, përcaktimet që bëhen me këtë tretësirë duhet që karbonati i natriumit (Na_2CO_3), para se të matet, të thahet në furrë për tharje në temperaturë prej afër 100°C në një interval kohe prej 1 deri 2 orë.

Masa e llogaritur peshohet në qelqin e sahatit, mandej me hinkë derdhet në kolben matëse prej 1 dm^3 . Shtohet ujë i distiluar deri te gjysma e vëllimit të saj, mbyllet, tundet që substanca të tretet. Kolbeja mbushet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar.

Në kolbën vihet etiketë ku shënohet përqendrimi i saktë i tretësirës.

- **Standardizimi i tretësirës së acidit klorhidrik me përqendrim prej $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$**

Standardizimi bëhet në atë mënyrë që në erlenmaerin prej 250 cm^3 pipetohen 20 cm^3 nga tretësira e përgatitur dhe shtohen 2 deri 3 pika të indikatorit metil ngjyrë portokalli ku tretësira merr ngjyrë të kuqe. Bireta plotësohet me tretësirën standarde primare e karbonat natriumit me përqendrim prej $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. Titrohet deri në ndryshimin e ngjyrës së tretësirës (ngjyrë të venës së bardhë). Mandej te bireta lexohet vëllimi i harxhuar i tretësirës së karbonat natriumit dhe vlera shënohet si titrimi i parë. Në mënyrë të njëjtë bëhen edhe dy titrime tjera. Prej tyre nxirret vlera mesatare me cilën sipas barazimit të titrimit llogaritet **përqendrimi i saktë** i tretësirës së përgatitur.



$$n(\text{HCl}) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 : 1 \quad n = c \cdot V \quad n(\text{HCl}) = 2n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{HCl})}$$

Në kolben vihet etiketë ku shënohet përqendrimi i saktë i tretësirës.

Shembull: Të përcaktohet përqendrimi i saktë i tretësirës së acidit klorhidrik nëse për titrimin e 20 cm^3 të tretësirës janë harxhuar $19,10 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e karbonat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje :

$$c(\text{HCl}) = ? \quad w(\text{HCl}) = 20 \text{ cm}^3 = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 19,10 \text{ cm}^3 = 0,0191 \text{ dm}^3 \quad c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{2 \cdot 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0191 \text{ dm}^3}{0,020 \text{ dm}^3} \quad \mathbf{c(\text{HCl}) = 0,0955 \text{ mol/dm}^3}$$

Tpërqëndrimi sasior i saktë është $0,0955 \text{ mol/dm}^3$.

2. 7. 3. Alkalimetria

Alkalimetria është metodë e neutralizimit, ku si tretësirë standarde përdoret si bazë me të cilën përcaktohet masa ose përqendrimi i acidit (HCl, H₂SO₄, H₃PO₄).

Në përcaktimet alkalimetrike, si tretësirë standarde primare, shpesh herë përdoret tretësira standarde e karbonat natriumit ose i tetraborat natriumit kurse si tretësirë standarde sekondare përdoret tretësira e hidroksid natriumit.

- **Përgatitja e tretësirës standarde e hidroksid natriumit me $c(\text{NaOH}) = 0, 1 \text{ mol/dm}^3$**

Si tretësirë standarde, në përcaktimet alkalimetrike, përdoret tretësira e hidroksid natriumit. Meqenëse hidroksidi i natriumit është substancë sekondare, më parë përgatitet tretësira me përqendrim të përafërt kurse mandej bëhet standardizimi i saj.

- **Mënyra e përgatitjes së tretësirës:**

Që të përgatitet tretësira e kërkuar, më parë llogaritet masa e hidroksid natriumit e cila duhet të peshohet. Llogaritja bëhet sipas formulës:

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Që të përgatitet tretësira e hidroksid natriumit me përqendrim $c(\text{NaOH})=0, 1 \text{ mol/dm}^3$ dhe vëllim prej 1 dm^3 , sipas formulës do të kemi:

$$m(\text{NaOH}) = 0, 1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol} \quad \mathbf{m(\text{NaOH}) = 4, 00 \text{ g}}$$

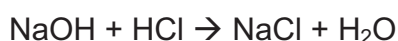
Hidroksidi i natriumit i cili përdoret për përgatitjen e tretësirës është në formë granulash të bardha kristalore. Këto janë higroskopike dhe mbi sipërfaqen e tyre thithin lagështirën prej ajrit. Por, njëkohësisht me këto tërheqin edhe CO₂, që mbi sipërfaqen e granulave reagon me hidroksidin e natriumit dhe krijon karbonat natriumin që duhet të mënjanohet. Prandaj granulat duhet të shpërlahen shpejtë me ujin e vluar e të ftohur të distiluar i cili më vonë hidhet. Me këtë edhe humbet një pjesë e masës së peshuar e hidroksid natriumit. Prandaj peshohet **më shumë** substancë (5 g). Peshimi bëhet në të thatë dhe në qelqin e sahatit të pastër. Granulat hidhen në gotë në ujin e vluar, përzihet me thuprën e qelqit derisa granulat të treten. Tretësira hidhet në kolben matëse prej 1 dm^3 mandej plotësohet me ujë të distiluar, paraprakisht të nxehur e mandej e ftohur, deri në pozitën e shenuar. Kolbeja mbyllet me mbyllësin prej gome, jo prej qelqit, sepse tretësira mund të absorbojë CO₂ nga ajri dhe të bëhet karbonizimi pas të cilit kolbeja nuk mund të hapet. Tretësira e përgatitur në këtë mënyrë është me përqendrim më të afërt. Prandaj duhet të përcaktohet përqendrimi i saktë i saj. Kjo arrihet duke bërë titrimin me tretësirën standarde të acidit klorhidrik.

- **Standardizimi i tretësirës së hidroksid natriumit me përqendrim prej $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$**

Me pipetën e shkallëzuar merren 20 cm^3 tretësirë e NaOH përqendrimi i cilit përcaktohet dhe vihet në erlenmaerin prej 250 cm^3 . Tretësirës i shtohen 2 deri 3 pika indikatorë metil oranzh kështu tretësira merr ngjyrë të verdhë. Titrohet me tretësirën standarde të HCl deri në ngjyrë të verdhë të çelët. Tretësira nxehet deri sa të vlojë dhe lehet kështu 2 deri 3 minuta që të eliminohet CO_2 . që është i pranishëm Ngjyra përsëri bëhet e verdhë. Pasi të ftohet tretësira deri në temperaturën e dhomës, vazhdohet me titrimin derisa përsëri të shfaqet ngjyra e trandafilit. Prej biletës shënohet vëllimi i përgjithshëm i HCl të harxhuar për titrimin. Kjo vlerë shënohet si titrimi i parë. Në të njëjtën mënyrë bëhen edhe titrime tjerë dhe prej tyre llogaritet vlera mesatare e vëllimit të tretësirës standarde me cilën llogaritet përqendrimi i saktë i tretësirës.

- **Llogaritja i përqendrimit të saktë të tretësirës**

Gjatë titrimin zhvillohet reaksioni i neutralizimit dhe sipas barazimit të tij llogaritet përqendrimi i saktë i tretësirës standarde të përgatitur të hidroksid natriumit:



$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1:1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

Përqendrimi i saktë i tretësirës shënohet në etiketën e ngjitur në kolben matëse.

Shembull: Nëse për standardizimin e tretësirës së hidroksid natriumit, gjatë titrimin të 25 cm^3 të tretësirës harxhohen $24,80 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e acidit klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0,1008 \text{ mol/dm}^3$, sa do të jetë përqendrimi i saktë i tretësirës.

Zgjidhje :

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

$$V(\text{NaOH}) = 25 \text{ cm}^3 = 0,025 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{HCl}) = 0,1008 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 24,80 \text{ cm}^3 = 0,0248 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{0,1008 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0248 \text{ dm}^3}{0,025 \text{ dm}^3}$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,0999 \text{ mol/dm}^3$$

Përqendrimi sasior i saktë i tretësirës do të jetë $0,0955 \text{ mol/dm}^3$.

2. 7. 4. Shembuj për titrimet acidialkalimetrike

- **Përcaktimi acidimetrik i masës së NaOH**

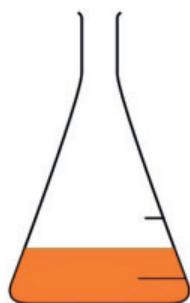
Përcaktimi i këtillë paraqet titrim të një protoliti të fortë NaOH me protolit të fortë HCl.

Tretësira e analizuar është tretësirë e NaOH që përfitohet në kolben matëse prej 100 cm³. Pasi kolbeja të plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar, pipetohet një vëllim i caktuar prej tretësirës dhe hidhet në erlenmaerin. Përcaktimi bëhet me tretësirën standarde të acidit klorhidrik me përqendrim të caktuar titrimi bëhet në prani të indikatorit metil oranzhë ose metil rotë, në ç'rast tretësira merr ngjyrë të verdhë.

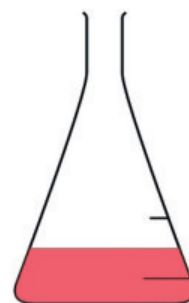
Pasi sasia e substancës së analizuar, plotësisht reagon me tretësirën standarde të shtuar, ngjyra e indikatorit do të kalojë në ngjyrë oranzh. Në atë moment ndodh pika përfundimtare e titrimit. Nëse shtohen edhe disa pika prej tretësirës standarde ngjyra e tretësirës do të bëhet e kuqe që tregon se prova është tejtitruar (figura 33).



Fillimi i titrimit



Pika përfundimtare e titrimit



Tretësirë e tejtitruar

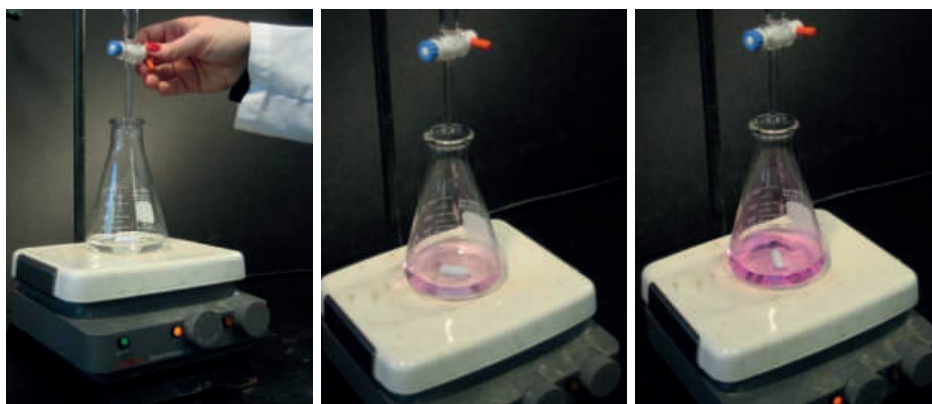
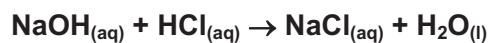


Figura 33. Titrime acidimetrike të NaOH me tretësirën e HCl

Që të llogaritet masa e substancës që analizohet, NaOH, zbatohet ekuacioni i titrimit:



Prej ekuacionit shihet se raporti i moleve me të cilat reagojnë NaOH dhe HCl është

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1 : 1 \quad \text{nga kjo del se : } n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \quad m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Detyrë: Sa është masa e hidroksid natriumit në tretësirën, nëse për titrimin e 20 cm^3 tretësirë të NaOH janë harxhuar $18,90 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde të acidit klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0,1034 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje :

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &=? \\ V(\text{NaOH}) &= 20 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3 \\ c(\text{HCl}) &= 0,1034 \text{ mol/dm}^3 \\ V(\text{HCl}) &= 18,90 \text{ cm}^3 = 0,0189 \text{ dm}^3 \\ M(\text{NaOH}) &= 40 \text{ g/mol} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) &= 1 : 1 \\ \text{prej këtu del se : } n(\text{NaOH}) &= n(\text{HCl}) \end{aligned}$$

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH}) \\ m(\text{NaOH}) / 20 \text{ cm}^3 &= 0,1034 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0189 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol} \\ m(\text{NaOH}) / 20 \text{ cm}^3 &= 0,078 \text{ g} \end{aligned}$$

Masa e NaOH në 20 cm^3 tretësirë është $0,078 \text{ g}$.

Mendo, a mund prej titrimit të bërë, përveç masës të llogaritet edhe përqëndrimi i NaOH!

- **Përcaktimi alkalimetrik i masës së CH₃COOH**

Përcaktimi i masës së acidit acetik, që është acid i dobët, me tretësirën standarde të bazës së fortë, paraqet titrim i protolitit të dobët me protolitin e fortë.

Masa e acidit acetik përcaktohet me tretësirën standarde të hidroksid natriumit ose tretësirën e karbonat natriumit. Në këtë titrim si tretësirë që analizohet përdoret tretësira e acidit acetik. Në përcaktimin e pikës përfundimtare të titrimit si indikatorë përdoret fenolftaleini që mbetet pangjyrë në tretësirën e acidit acetik, kurse në pikën përfundimtare merr ngjyrë vjollce (Figura 34).

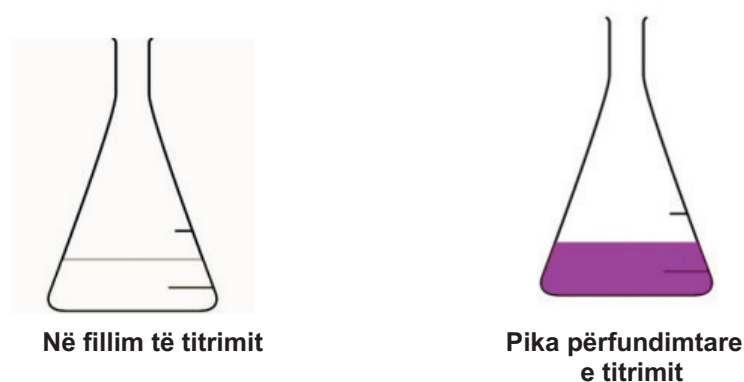
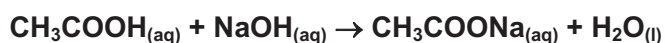


Figura 34. Titrimit alkalimetrik i CH₃COOH

Gjatë titrimit zhvillohet reaksioni që vijon:



Raporti i sasiar i acidit acetik dhe hidroksid natriumit është:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

$$\frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

Detyrë: Sa është masa e acidit acetik në 20 cm³ tretësirë të pipetuar, për titrimin e cilës janë harxhuar 12 cm³ tretësirë standarde e hidrosid natriumit me $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$?

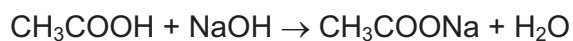
Zgjidhje :

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ?$$

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 20 \text{ cm}^3 = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{NaOH}) = 12 \text{ cm}^3 = 0,012 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$



$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

$$\frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) / 20 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,012 \text{ dm}^3 \cdot 60 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) / 20 \text{ cm}^3 = 0,072 \text{ g}$$

Masa e CH₃COOH në 20 cm³ tretësirë është 0,072 g.

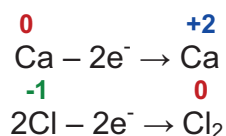
Pyetje dhe detyra:

1. Në cilin reaksion mbështeten metodat acidialkalimetrike?
2. Cili është dallimi midis acidimetrisë dhe alkalimetrisë?
3. Trego me shembuj për indikatorët që më shpesh përdoren në përcaktimet acidialkalimetrike.
4. Ç'është lakore e titrimit, dhe çka është kërcim në titrim?
5. Në titrimin e acidit të fortë me bazë të fortë, vlera e pH të tretësirës është :
a) $\text{pH} > 7$; b) $\text{pH} = 0$; c) $\text{pH} < 7$; d) $\text{pH} = 7$
6. Sqaro, në titrimin e acidit të dobët me bazën e fortë, pika përfundimtare e titrimit është në ambientin bazik.
7. Përshkruaj përcaktimin acidialkalimetrik të masës së hidroksid natriumit.
8. Me cilin indikatorë përcaktohet pika përfundimtare e titrimit të acidit acetik?
9. Prej 2,991 g të karbonat natriumit janë pregaditur 500 cm^3 tretësirë. Për 20 cm^3 të kësaj tretësire gjatë titrimit harxhohen 22.30 cm^3 tretësirë të HCl. Të llogaritet përqëndrimi i saktë i tretësirë standarde e HCl.
 $c(\text{HCl}) = 0,10122 \text{ mol/dm}^3$
10. Të përcaktohet përqëndrimi i saktë i tretësirës së hidroksid natriumit nëse për 25 cm^3 të kësaj tretësire harxhohen $24,75 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e acidit klorhidrik me $c(\text{HCl}) = 0,1023 \text{ mol/dm}^3$
 $c(\text{NaOH}) = 0,1012 \text{ mol/dm}^3$
11. Në kolben matëse prej 500 cm^3 është tretë hidroksid natriumi. Për 20 cm^3 të kësaj tretësire gjatë titrimit janë harxhuar $19,50 \text{ cm}^3$ tretësirë të acidit sulfurik me $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0510 \text{ mol/dm}^3$. Sa grame të hidroksid natriumit janë tretë në kolben matëse?
 $m(\text{NaOH}) = 1,989 \text{ g}$
12. Sa është masa e acidit acetik që gjendet në 10 cm^3 të provës së acidit acetik, nëse për titrimin e tij harxhohen $22,65 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e hidroksid natriumit me $c(\text{NaOH}) = 0,1090 \text{ mol/dm}^3$?
 $m(\text{CH}_3\text{COOH})/10 \text{ cm}^3 = 148 \text{ mg}$
13. Çfarë vëllimi i acidit sulfurik me $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$ do të reagojë me 30 cm^3 tretësirën e hidroksid natriumit me $c(\text{NaOH})=0,1500 \text{ mol/dm}^3$?
 $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 45 \text{ cm}^3$
14. Në poçin matës prej 200 cm^3 janë tretë 1,05 g acid oksalik teknik. Për 20 cm^3 tretësirë që janë marrë prej poçit, janë harxhuar $15,00 \text{ cm}^3$ tretësirë e hidroksid natriumit me $c(\text{NaOH})=0,100 \text{ mol/dm}^3$. Sa është pjesëmarrja e masës së acidit oksalik teknik?
 $w(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 90\%$
15. Masë prej 770 mg të tetraborat natriumi dekahidrat ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$) është tretë në ujë. Gjatë titrimit të tretësirës janë harxhuar $20,10 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e acidit klorhidrik. Të llogaritet përqëndrimi sasior i saktë i tretësirë standarde e acidit klorhidrik. Çfarë vëllimi të ujit duhet të shtohet tretësirës së acidit klorhidrik që të jetë me $c(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol/dm}^3$?
 $c(\text{HCl}) = 0,2005 \text{ mol/dm}^3$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 1,005 \text{ dm}^3$

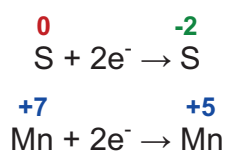
2. 8. Metodatat oksido-reduktuese

Metodat oksido-reduktuese bazohen në reaksionet të cilët bëhet këmbimi i elektroneve ndërmjet atomeve ose joneve të substancës që analizohet dhe të tretësirës standarde. Çdo reaksion oksido-reduktues përbëhet prej dy gjysmë reaksioneve, oksidimit dhe reduktimit.

Oksidimi paraqet gjysmë reaksionin e lirimit të elektroneve nga ana e atomit ose jonit, të cilit njëkohësisht zmadhohet numri i oksidimit:



Reduktimi paraqet gjysmë reaksionin ku atomi ose joni pranon elektronet, me këtë edhe zvogëlohet numri i oksidimit.



Këto gjysmë reaksione zhvillohen njëkohësisht, ngase elektronet që i liron një substancë, i pranon substanca tjetër. Thënë shkurt, këto reaksione quhen **redoks reaksione**.

Atomi ose joni që e bën oksidimin e atomit ose jonit tjetër quhet **oksidans** ose mjete oksidues në ç, rast vetë reduktohet.

Atomi ose joni që e bën reduktimin e atomit ose jonit tjetër quhet **reduktor**, përkatësisht mjete reduktues. Me këtë vetë oksidohet.

Si mjete oksiduese më shpesh përdoren permanganat kaliumi (KMnO_4), dikromat kaliumi ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), bromat kaliumi (KBrO_3), tiosulfat natriumi ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), jodi (J_2) etj

Si mjete reduktuese përdoren acidi oksalik ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), oksalat natriumi ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$), hekuri dyvalent (Fe^{2+}) etj.

Varësisht prej tretësirës standarde që përdoret janë të njohura këto metoda oksido-reduktuese (Tabela 4).

Tabela 4. Metodatat oksido-reduktuese

Metoda	Tretësira standarde
permanganometria	KMnO_4
dikromatometria	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
bromatometria	KBrO_3
jodometria	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Forma e grafikut për titrimin oksido-reduktues është dhënë në figurën 35. Në apscisë është shënuar vëllimi i tretësirës standarde, kurse në ordinatën ndryshimi i potencialit elektrodik të njërit prej gjysmë reaksioneve që zhvillohet gjatë titrimit. Që të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit përdoren indikatorët e redoksit.

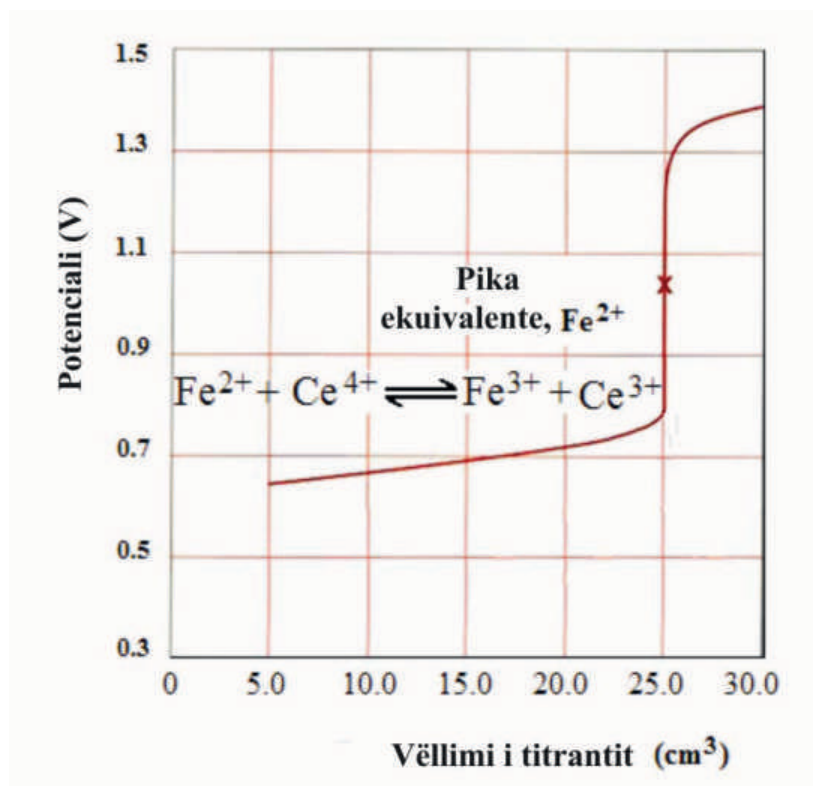
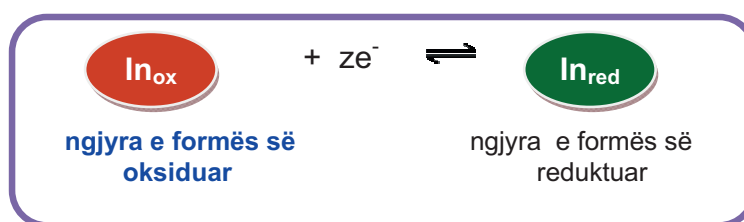


Figura 35. Lakore e titrimit oksido-reduktues

2. 8. 1. Indikatorët redokse

Indikatorët redoks janë substanca organike që sillen si oksidues ose reduktues të dobët. Këta ngjyrën e tyre e ndryshojnë sipas këtij barazimi të përgjithshëm:



Në pikën përfundimtare të titrimit, ngjyra e formës së oksiduar të indikatorit kalon në ngjyrën e formës së reduktuar të indikatorit. Nëse në reaksionin oksido-reduktues marrin pjesë edhe protonet, atëherë kalimi i njërës ngjyrë në tjetrën varet edhe prej vlerës së pH –it të ambientit. Në tabelën 5 janë dhënë disa indikatorë redoksi si dhe karakteristikat e tyre.

Tabela 5. Indikaatorët redoks dhe karakteristikat e tyre

indikator	E_0/V	Ngjyra e formës së oksiduar	Ngjyra e formës së reduktuar
feroinë	1, 06	e kaltër e zbehtë	e kuqe
acidi difenilamin sulfonik	0, 84	e kaltër në vjollcë	pangjyrë
difenilaminë	0, 76	vjollce	pangjyrë
blu metilenik	0, 53	e gjelbër-e kaltër	pangjyrë

Për titrimet redokse përdoren edhe **indikatorët specifike**, si për shembull, amidoni (niseshte), i cili në pikën përfundimtare të titrimit, me njërin prej reaktantëve krijon komponim me ngjyrë. Amidoni përdoret si tretësirë 1 % e posa përgatitur.

- **Përgatitja e tretësirës 1 % e amidonit**

Në gotë peshohen 1 g amidon, i shtohen afër 20 cm³ ujë të distiluar. Që të homogjenizohet përzihet me thuprën e qelqit.

Në një gotë tjetër nxehen 80 cm³ ujë të distiluar dhe në te shtohet përzierja e amidonit. Lehet të vlejë disa minuta derisa tretësira të kthjellohet. Pasi të ftohet tretësira e amidonit mund të përdoret.

Përveç me redoks indikatorët, pika përfundimtare mund të përcaktohet edhe me tepricën e tretësirës standarde, që përgatitet prej substancës e cila ndryshon ngjyrën kur kalon prej gjendjes së oksiduar në gjendje të reduktuar. Për shembull, tretësira standarde e permanganat kaliumit, duke shtuar vetëm një pikë si tepricë, në pikën përfundimtare, tretësirën e titruar e ngjyros me ngjyrë vjollce.

Tretësira ujore e amidonit është jostabil dhe për disa ditë shpërbëhet nën veprimin e baktereve. Që të pengohet shpërbërja e shpejtë e amidonit, tretësirës i shtohet jodit i mekurit (II) ose kloroformë.

2. 8. 2. Permanganometria

Permanganometria është metodë oksido-reduktuese ku si tretësirë standarde përdoret tretësira e permanganat kaliumit me përqendrim të caktuar prej ku vjen edhe emri i tij. Një titrim karakteristik i permanganometrisë është treguar në figurën 36.

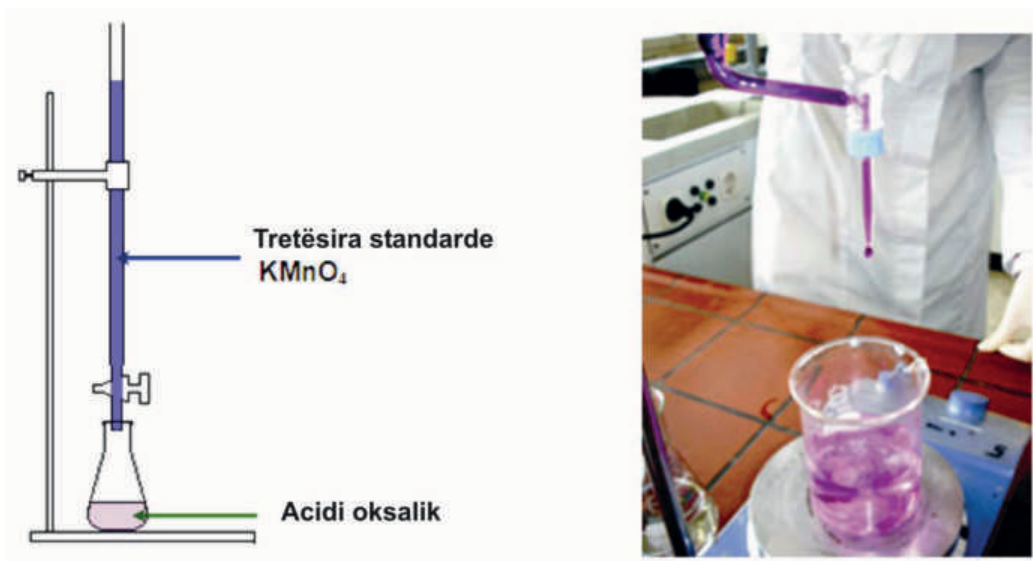
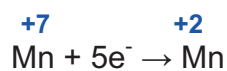
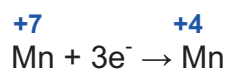


Figura 36. Titrimi permanganometrik

KMnO_4 mund të reagojë në ambientin acidik, në ç, rast bëhet reduktimi i manganit prej Mn^{+7} në Mn^{+2} .



Në ambientin neutral ose bazik mangani nga KMnO_4 reduktohet prej Mn^{+7} në Mn^{+4} .



Titrimet permanganometrike më së shumti bëhen në ambientin acidik. Për acidim, më mirë është të përdoret acidi sulfurik i holluar se me acidin klorhidrik, ngase mund të reagojë me KMnO_4 dhe të lirohet klori elementar që ka ngjyrë. Rezultatet e fituara nga titrimet nuk do të ishin të saktë ngase KMnO_4 përveç që do të reagojë me substancën që analizohet, do të harxhohej edhe për reaksionin me acidin klorhidrik. Në pikën përfundimtare negativisht do të ndikonte edhe ngjyra e klorit të liruar.

Në përcaktimet permanganometrike nuk përdoret indikatorë, ngase tretësira e KMnO_4 që ka ngjyrë vjollce edhe shërben si indikatorë Në redoks reaksionet tretësira me ngjyrë vjollce çngjyroset dhe kështu përcaktohet substanca reduktuese. Në momentin kur e gjithë substanca oksidohet, një pikë e fundit e permanganatit që shtohet në tepicë e ngjyros tretësirën në ngjyrë vjollce, që tregon se është arritur pika përfundimtare e titrimit.

- **Përgatitja e tretësirës standarde të permanganat kaliumit me përqendrim prej $c(\text{KMnO}_4)=0,02 \text{ mol/dm}^3$ dhe standardizimi i tij**
- **Mënyra e përgatitjes së tretësirës:**

Permangati i kaliumit është substancë sekondare, prandaj prej tij përgatiten tretësirat me përqendrim të përafërt, që mandej standardizohen, përkatësisht përcaktohet përqendrimi i saktë i tyre. Tretësira e permanganat kaliumit është tretësirë standarde sekondare. Me kalimin e kohës përqendrimi i tij ndryshon, për shkak se reagon me substancat organike dhe me substanca tjerë reduktuese prej ajrit ose prej ujit.

Në përgatitjen e tretësirës më parë llogaritet sa është masa e KMnO_4 që duhet të merret. Llogaritja bëhet sipas formulës:

$$m(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4)$$

Për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë e permanganat kaliumit me përqendrim prej $c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$, llogaritjet janë këto:

$$m(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 158 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 3,16 \text{ g}$$

Permanganat i kaliumit është substancë kristallore me ngjyrë të vjollcës, nuk tretet në ujin e ftohtë, por në ujin e ngrohtë të distiluar. Në qelqin e sahatit peshohet **pak më shumë** nga KMnO_4 sesa masa që është llogaritur. Në këtë rast mund të merren 3,3 g KMnO_4 që tretet në gotë me ujë, tretësira hidhet në poçin matës me vëllim prej 1 dm^3 , plotësohet deri në vijën e markuar me ujin e distiluar, paraprakisht të vluar e të ftohur. Tretësira e përgatitur hidhet në shishen për reagensët që kanë ngjyrën e errët. Shishja mbyllet me mbyllës prej qelqi të shlifuar, jo me tapë, as me mbyllës prej gome, për shkak se këto si substanca organike lehtë e reduktojnë permanganatin. Tretësira lehet të qëndrojë në errësirë afër dhjetë ditë, mandej filtrohet duke kaluar nëpër filtrues të qelqit nën vakuum që të eliminohet dioksid mangani që fundërron në fundin e shishes. Fundërrina nëse është në sasi të konsiderueshëm ndikon katalikisht në shpërbërjen e KMnO_4 me këtë edhe mund të ndryshojë përqendrimi i tij. Filtrimi nuk bëhet me letrën filtruese, ngase si substancë organike do të reduktonte permanganatin.

Tretësira e përgatitur kështu, standardizohet,. Standardizimi bëhet duke titruar me tretësirën standarde primare të oksalat natriumit me përqendrim prej $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ ose me tretësirën e acidit oksalik në ambientin acidik. Acidimi bëhet me H_2SO_4 dhe ujë në raportet 1:4.

Vërejtje: Në boretën vihet tretësira e KMnO_4 , kurse në erlenmaerin pipetohet një vëllim i caktuar i tretësirës së $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

- **Përgatitja e tretësirës standarde të oksalat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$**

Meqenëse oksalati i natriumit është substancë standarde primare, praktikisht duhet të thahet në temperaturë prej 105°C .

Që të përgatitet 1 dm^3 tretësirë me përqendrim prej $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ duhet të llogaritet masa e duhur e substancës që duhet peshuar. Llogaritja bëhet sipas formulës:

$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 134 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 6,7 \text{ g}$$

Në qelqin e sahatit peshohen $6,7 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, derdhen në poçin matës prej 1 dm^3 që mandej plotësohet me ujin e distiluar deri në vijën e markuar.

Standardizimi i tretësirës së permanganat kaliumit

Që të bëhet standardizimi i tretësirës së permanganat kaliumit, bëhen tre titrime. Prej tyre gjendet vlera mesatare për vëllimin e permanganat kaliumit që është harxhuar gjatë titrimit.

Gjatë titrimit zhvillohet reaksioni që mund të paraqitet me këtë barazim:



Prej barazimit shihet se raporti i numrit të moleve me të cilat reagojnë të dy tretësirat është:

$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Përqendrimi i saktë i tretësirës së permanganat kaliumit llogaritet sipas formulës:

$$5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 2c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{2c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{5V(\text{KMnO}_4)}$$

Në tiketën e shishes duhet të shënohet përqendrimi i saktë i tretësirës së përgatitur.

Detyra: Të përcaktohet përqëndrimi i saktë i tretësirës së permanganat kaliumit, nëse për titrimin e 20 cm^3 tretësirë të oksalat natriumit me përqëndrim $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ harxhohen $22,10 \text{ cm}^3$ tretësirë e KMnO_4 .

Zgjidhje:

$$c(\text{KMnO}_4) = ?$$

$$c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 20 \text{ cm}^3 = 0,02 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 22,10 \text{ cm}^3 = 0,0221 \text{ dm}^3$$

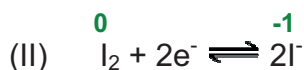
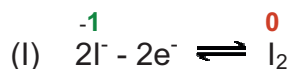
$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{2 \cdot 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,02 \text{ dm}^3}{5 \cdot 0,0221 \text{ dm}^3}$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,01809 \text{ mol/dm}^3$$

Përqëndrimi i saktë i tretësirës së permanganat kaliumit është $c(\text{KMnO}_4) = 0,01809 \text{ mol/dm}^3$

2. 8. 3. Jodometria

Jodometria është metodë indirekte vëllimetrike, pasi substanca që analizohet dhe tretësira standarde nuk reagojnë në mënyrë direkte. Kjo është një metodë oksido-reduktuese që bazohet në cilësitë e jodit që të sillet si mjet oksidues edhe si mjet reduktues. Kjo vërehet edhe prej barazimeve themelore



Me barazimin (I) është treguar reaksioni ku jonet e jodidit, I^- , oksidohet deri në jodin elementar I_2 , Ndërsa reaksioni i dytë, barazimi (II) jodi elementar reduktohet deri në jodet e jodidit I^- .

Prandaj në mënyrën jodometrike mund të përcaktohen substancat edhe oksiduese edhe reduktuese. Si tretësira standarde përdoren: tretësira standarde e tiosulfat natriumit dhe tretësirë standarde e jodit.

Me rëndësi është të theksohet se substancat oksiduese permanganat kaliumi (KMnO_4), bromat kaliumi (KBrO_3), dikromat kaliumi ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), dhe joni i bakrit (II) (Cu^{+2}) me metodën jodometrike përcaktohen në mënyrë indirekte. Këto në prani të jodid kaliumit në tepricë reduktohen, në këtë rast lirohet një sasi e caktuar e jodit që është ekuivalent me sasinë e substancës që analizohet.

$$n(\text{I}_2) = n(\text{substancia e analizuar})$$

Jodi i lirë titrohet me tretësirën standarde të tiosulfat natriumit, kështu ai kalon në jonin e jodidit.

Pika përfundimtare e titrimit përcaktohet duke shtuar tretësirën e amidonit 1% të posa përgatitur si indikatorë. **Amidoni me jodin jep një ngjyrë të kaltër.**

Jodometria është një prej metodave vëllimetrike që zbatohet më së shumti, pika përfundimtare përcaktohet me saktësi të lartë ngase amidoni është shumë i ndejshëm. Me të mund të përcaktohen edhe gjurmët e substancës që analizohet.

Kjo duhet të dihet:

Në titrimet indirekte jodometrike, tretësira e amidonit, si indikatorë, gjithmonë shtohet **para mbarimit** të titrimit. Nëse indikator shtohet që në fillim të titrimit, amidoni do të lidhet me gjithë sasinë e jodit të lirë, ashtu që jodi i lidhur shumë vështirë reagon me tretësirën standarde të $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Prandaj, pika përfundimtare e titrimit nuk është e qartë, kurse rezultati i fituar me më pak saktësi.

- **Përgatitja e tretësirës standarde të tiosulfat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ dhe standardizimi i tij**

Tiosulfat i natriumit është hidrat kristalinë me formulën $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Është substancë sekondare, pasi nuk është i qëndrueshëm në ajër, jo vetëm kur është i ngurtë, por edhe në tretësirë. Prandaj më parë përgatitet tretësirë me përqendrim të përafërt, mandej përcaktohet përqendrimi i saktë i tij.

- **Mënyra e përgatitjes së tretësirës:**

Që të përgatitet 1 dm^3 tretësirë e tiosulfat natriumit me përqendrim prej $0,1 \text{ mol/dm}^3$, llogaritet masa e kërkuar sipas formulës:

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 248 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 24,8 \text{ g}$$

Në qelqin e sahatit peshohet pak më shumë (afër 25 g) të tiosulfat natriumit i dalë nga llogaritja i masës.

Substanca tretet në ujin e distiluar të vluar. Uji duhet të jetë i vluar, që të eliminohen prej tij CO_2 që mund të rezultojë me shpërbërjen e tiosulfat natriumit dhe tretësira të turbullohet nga sulfuri elementar që lirohet.

Tretësira e përfituar hidhet në poçin matës prej 1 dm^3 , shtohen 0,2 g karbonat i natriumit si konservans, mandej poçi plotësohet me ujë të distiluar paraprakisht i vluar dhe i ftohur. Tretësira vendoset në shishe qelqi të errët që mbyllet me mbyllësin prej qelqi të shlufuar, lehet të qëndrojë afër, 10 ditë, mandej standardizohet

- **Standardizimi i tretësirës së tiosulfat natriumit**

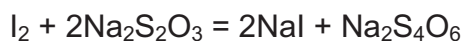
Standardizimi i tretësirës së tiosulfat natriumit më së miri bëhet me tretësirën standard primar të dikromat kaliumit ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), por, për shkaqe praktike mund të përdoret edhe tretësira e permanganat kaliumit që paraprakisht është standardizuar. Gjatë standardizimit zhvillohet këto reaksione:

Në fillim KMnO_4 në ambientin acidik reagon me tepricën e KI.



Prej barazimit fitohen raportet e numrit të moleve: $n(\text{KI}) = 5n(\text{KMnO}_4)$ (I)

Jodi i liruar titrohet me tretësirën e tiosulfat natriumit ku zhvillohet ky reaksion:



Prej këtij barazimi fitohen raportet e moleve: $n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = n(\text{I})$ (II)

Prej raporteve (I) dhe (II) gjendet raporti i sasive me të cilat në mënyrë indirekte me jodin reagojnë permaanganat kaliumi dhe tiosulfat i natriumit dhe nxirret barazimi ku sipas vlerave të fituara nga titrimi llogaritet përqendrimi i saktë i tretësirës standarde e tiosulfat natriumit:

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$

Përqendrimi i saktë i tretësirës standarde shënohet në etiketën e ngjitur në shishen.

Detyra: Për titrimin e 25 cm³ të Na₂S₂O₃ harxhohen 23,50 cm³ tretësirë e permanganat kaliumit me c(KMnO₄) = 0,0211 mol/dm³. Të caktohet përqendrimi i saktë i tretësirës së Na₂S₂O₃?

Zgjidhje:

$$\begin{aligned} c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) &=? \\ V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) &= 25 \text{ cm}^3 = 0,025 \text{ dm}^3 \\ V(\text{KMnO}_4) &= 23,50 \text{ cm}^3 = 0,0235 \text{ dm}^3 \\ c(\text{KMnO}_4) &= 0,0211 \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

sipas shprehjes :

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 5n(\text{KMnO}_4) \quad \text{del se}$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{5 \cdot 0,0211 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0235 \text{ dm}^3}{0,025 \text{ dm}^3}$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0991 \text{ mol/dm}^3$$

Përqendrimi i saktë i tretësirës së tiosulfat natriumit është $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0991 \text{ mol/dm}^3$

2. 8. 4. Zbatimi i titrimeve oksido-reduktuese

- **Përcaktimi i masës së acidit oksalik me metodën permanganometrike**

Substanca që analizohet është tretësirë e acidit oksalik që është fituar në poçin matës me vëllim prej 100 cm³. Pasi është plotësuar poçi me ujë të distiluar, prej aty pipetohet një vëllim i caktuar, me kujdes derdhet në erlenmaerin prej 250 cm³. Tretësira thartohet me H₂SO₄ (1:4), mandej nxehet në temperaturë prej 60-70°C. Të nxehurit shpejton oksidimin e joneve oksalike. Por, tretësira nuk duhet të

vlojë, ngase do të vijë deri te shpërbërja e joneve oksalike deri në dioksid karboni dhe ujë. Titrimi i tretësirës së nxehtë bëhet me tretësirën standarde të permanganat kaliumit me përqendrim të njohur derisa të paraqitet ngjyra **vjollce e tretësirës** (pika përfundimtare e titrimit) që mbetet për një deri dy minutë (Figura 37).

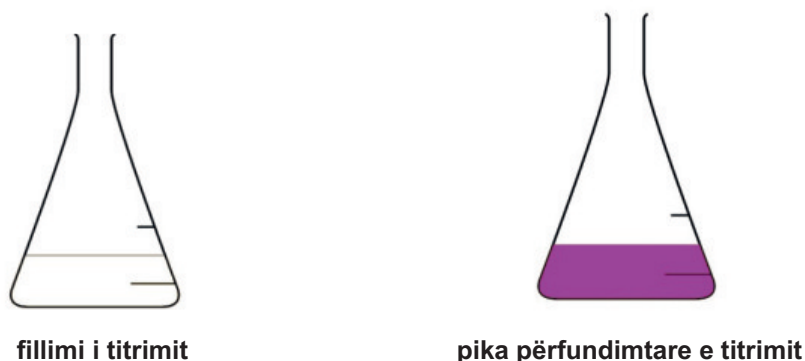


Figura 37. Titrimi permanganometrik i acidit oksalik

Bëhen tre titrime prej të cilave caktohet vlera mesatare për vëllimin e tretësirës standarde të permanganat kaliumit.

Gjatë titrimit zhvillohet reaksioni që tregohet me këtë barazim:



Prej barazimit fitohet raporti i numrit të moleve të acidit oksalik dhe permanganat kaliumit:

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 5 : 2$$

$$2n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{5}{2} c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

Shembulli : Të llogaritet masa e acidit oksalik në tretësirën, nëse për tiritimin e 20 cm³ të tretësirës së analizuar harxhohen 22 cm³ tretësirë standarde e permanganat kaliumit me përqendrim prej $c(\text{KMnO}_4) = 0,02011 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 20 \text{ cm}^3 = 0.020 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 22 \text{ cm}^3 = 0.022 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0.02011 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{5}{2} c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{5}{2} \cdot 0.02011 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0.022 \text{ dm}^3 \cdot 90 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0.099 \text{ g} = 99 \text{ mg}$$

Kjo duhet të dihet:

Tretësira e acidit sulfurik në raport 1:4 pregaditet në këtë mënyrë : në gotë vehen 40 cm³ ujë, mandej me pipetën automatike pipetohen 10 cm³ acid sulfurik i përqëndruar. Me kujdes nëpër muret e epruvetës në ujë derdhet acidi. Mandej tretësira përziehet me thuprën e qelqit. Reaksioni është egzoterm i vullshëm prandaj tretësira mund të përdoret psi të ftohet.

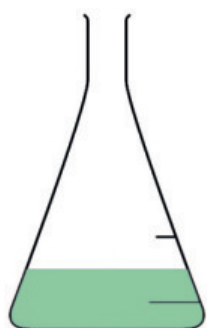
Kij kujdes! Pregaditja e tretësirës bëhet në digjedorin.

- **Përcaktimi permanganometrik i masës së hekurit**

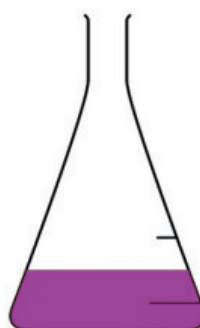
Tretësira që analizohet është tretësirë freskët e përgatitur e FeSO₄ që është kripë me tretshmëri të lehtë.

Titrimi bëhet me tretësirën standarde të KMnO₄, në ambientin acidik. Prandaj prova thartohet me H₂SO₄ në raport me 1:4. Me këtë zhvillohet reaksioni kimik midis FeSO₄ dhe KMnO₄ ku joni i hekurit Fe²⁺ (II) oksidohet deri Fe³⁺ jonin e hekurit (III).

Oksidimin e bën permanganat i kaliumit KMnO_4 , në të cilin ky si mjet oksidues vetë reduktohet. Prandaj titrimi duhet të bëhet në ftohtë, mos të ndodhë oksidim i parakohshëm i kationit të hekurit (II) në kation të hekurit (III). Ngjyrimi i tretësirës para dhe pas titrimit të tretësirës në katione të hekurit (II) është treguar në figurën 38.



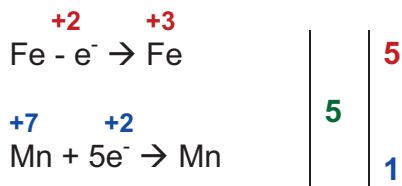
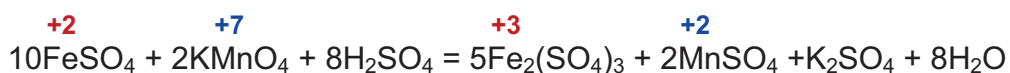
Fillimi i titrimit



pika përfundimtare e titrimit

Figura 38. Redoks titrimi i joneve të Fe^{2+} me tretësirën e KMnO_4

Reaksioni i zhvilluar është treguar me këtë barazim:



Prej këtu shihet se raporti midis moleve me të cilat reagojnë FeSO_4 dhe KMnO_4 është 10:2

$$n(\text{FeSO}_4): n(\text{KMnO}_4) = 10: 2$$

$$n(\text{FeSO}_4): n(\text{KMnO}_4) = 5: 1 \quad \text{prej këtu del se:}$$

$$n(\text{FeSO}_4) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{FeSO}_4) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4) \quad \text{përkatësisht:}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{Fe})$$

Shembull: Në titrimin e 20 cm³ tretësirës së FeSO₄ janë harxhuar 12,20 cm³ tretësirë standarde e permanganat kaliumit me përqëndrim $c(\text{KMnO}_4) = 0,0202 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e joneve të Fe²⁺ në tretësirën e titruar.

Zgjidhje:

$$m(\text{Fe}^{2+}) = ?$$

$$V(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ cm}^3 = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 12,20 \text{ cm}^3 = 0,0122 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,0202 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

Sipas barazimit të titrimin del se raporti i sasive është :

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 10 : 2$$

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 5 : 1$$

$$n(\text{FeSO}_4) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{FeSO}_4) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4)$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{Fe})$$

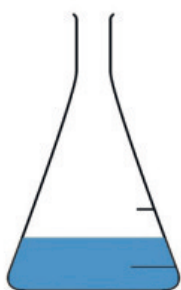
$$m(\text{Fe}^{2+})/20\text{cm}^3 = 5 \cdot 0,0202 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0122 \text{ dm}^3 \cdot 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}^{2+})/20\text{cm}^3 = 0,0688 \text{ g}$$

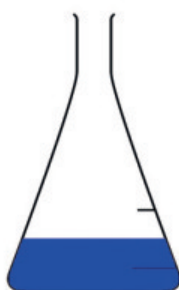
- **Përcaktimi jodometrik i masës së bakrit**

Tretësira e analizuar është tretësirë e CuSO₄. Si tretësirë standarde përdoret tretësira e tiosulfat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

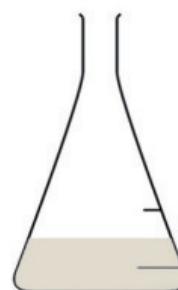
Përcaktimi bëhet nga titrimi indirekt dhe veprohet kështu: në tretësirën e analizuar shtohet KI në tepricë në ambientin acidik, aciduar me H₂SO₄ (1:4), ku plotësisht reagon me substancën e analizuar duke e liruar jodin elementar i cili e ngjyros tretësirën në të **kaftë në të verdhë**. **Sasia e jodit të liruar nga reaksioni është ekuivalent me sasinë e substancës së analizuar**. Jodi i liruar titrohet me tretësirën standarde të Na₂S₂O₃ në prani të indikatorit, tretësirë 1% e amidonit, e përgatitur freskët, e cila shtohet kah mbarimi i titrimin. Tretësira merr ngjyrë të **të kaltër të errët**, ngase krijon komponim midis jodit dhe amidonit. Vazhdohet me titrimin deri sa të humbet ngjyra e kaltër që tregon mbi pikën përfundimtare të titrimin. Një turbullim i bardhë që krijohet në tretësirën pas pikës përfundimtare vjen nga komponimi Cu₂I₂ (Figura 39).



para titrimin



duke shtuar amidonin



pika përfundimtare e titrimin

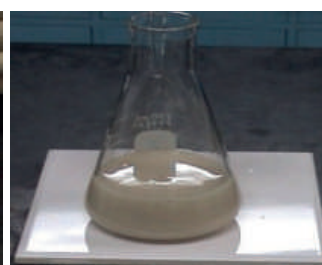
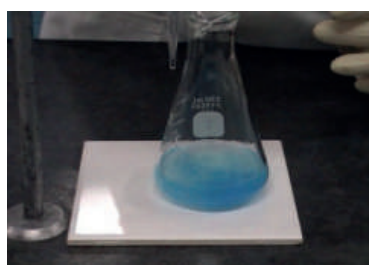
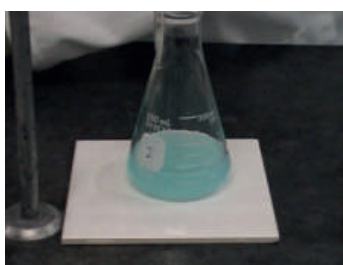
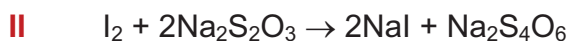
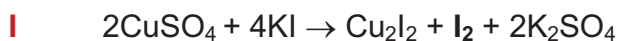


Figura 39. Titrimi jodometrik i joneve Cu^{2+} me tretësirë të $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Gjatë titrimin zhvillohen këto reaksione:



Prej tyre parashtrohet raporti i moleve CuSO_4 dhe i moleve të $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ me cilat këta reagon indirekt, sipas jodit që lirohet.

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2 : 2 \quad \text{ose} \quad n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{CuSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{CuSO}_4)$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cu})$$

Shembull: Sa është masa e joneve të Cu^{2+} të një tretësire, nëse për titrimin e 20 cm^3 tretësire të CuSO_4 janë harxhuar $16,5 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e tiosulfat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1035 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje:

$$m(\text{Cu}^{2+}) = ?$$

$$V(\text{CuSO}_4) = 20 \text{ cm}^3 = 0,02 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 16,5 \text{ cm}^3 = 0,0165 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1035 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2 : 2 \quad \text{ose}$$

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{CuSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{CuSO}_4)$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cu})$$

$$m(\text{Cu}^{2+})/20 \text{ cm}^3 = 0,1035 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0165 \text{ dm}^3 \cdot 64 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cu}^{2+})/20 \text{ cm}^3 = 0,1092 \text{ g} = 109,2 \text{ mg}$$

Masa e Cu^{2+} në tretësirën e titruar është 109,2mg.

- **Përcaktimi jodometrik i masës së kromit**

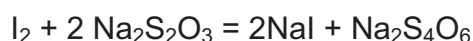
- **Metoda indirekte** - Përcaktimi i masës së kromit në dikromatin e kaliumit $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ bazohet në reduktimin e jonit të Cr^{6+} në jone Cr^{3+} me jodid të kaliumit në ambientin acidik. Që të bëhet reduktimi, sasia e jodid kaliumit duhet të jetë në **tepricë**. Jodi i liruar titrohet tretësirën standarde të tiosulfat natriumit ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), kurse indikatorit, tretësirë e amidonit shtohet afër mbarimit të titrimit.

Reaksioni i dikromat kaliumit me jodidin e kaliumit në ambientin acidik është treguar me barazimin:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : n(\text{KI}) = 1 : 6 \quad \text{ose}$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} n(\text{KI}) \quad (1)$$

Reaksioni i jodit me tretësirën standarde të tiosulfat natriumit është dhënë me barazimin:



$$n(\text{I}) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \quad (2)$$

Pasi përcaktimi i masës së kromit bëhet në mënyrë indirekte, duhet të krijohet lidhja midis moleve të dikromat kaliumit dhe moleve të tretësirës standarde. Prandaj, bëhet zëvendësimi i $n(\text{KI})$ në shprehjen (1) me $n(\text{I})$ nga shprehja (2), në ç, rast fitohet:

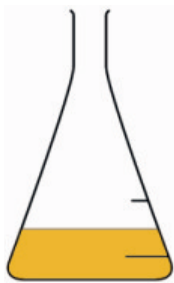
$$n(\text{KI}) = n(\text{I})$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

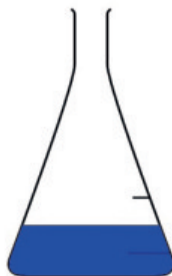
$$n(\text{Cr}^{3+}) = \frac{1}{3} n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{Cr}^{3+}) = \frac{1}{3} c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cr})$$

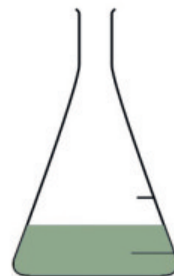
Titrimi bëhet në këtë mënyrë: Prova, tretësira e dikromat kaliumit e fituar në poçin matës prej 100 cm^3 plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e taruar dhe përzier. Mandej nga tretësira pipetohen 20 cm^3 , vihet në erlenmarin, shtohen 10 deri 15 cm^3 HCl (1:1) dhe 10 cm^3 10 % KI. Erlenmaeri mbulohet me qelqin e sahatit dhe lehet në vend të errët, afër 5 min, që të zhvillohet reaksioni. Jodi i liruar, që e ngjyen tretësirën në **të kuqe – në të kafe**, titrohet me tretësirën standarde, derisa tretësira të merr ngjyrën e një nianse të ndritshme. Në këtë moment ndërpritet me titrimin, kurse në tretësirë shtohen 2 cm^3 indikatorë tretësirë e posa përgatitur e amidonit, që ngjyroset në **të kaltër të errët**. Vazhdohet me titrimin deri në **humbjen e ngjyrës së kaltër**, që tregon mbarimin e titrimit (Figura 40).



Para titrimin



Duke shtuar amidonin



Pika përfundimtare e titrimin

Figura 40. titrimi jodometrik i joneve të Cr^{3+} me tretësirën e $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Tretësira nuk është pangjyrë, por e gjelbër e zbehtë prej joneve të Cr^{3+} . Shënohet vëllimi i tiosulfat natriumit nga bireta, mandej në mënyrë të njëjtë bëhen edhe dy titrime. Prej tre titrimeve llogaritet vlera mesatare e vëllimit të harxhuar, që përdoret për të llogaritur masën e kromit.

Shembull: Për titrimin e 20 cm^3 tretësirë të dikromat kaliumit, gjatë titrimin janë harxhuar $15,30 \text{ cm}^3$ tretësirë standarde e tiosulfat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0997 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e kromit nga prova e analizuar prej 20 cm^3 tretësirë.

Zgjidhje :

$$V(\text{proba}) = 20 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 15,30 \text{ cm}^3 = 0,0153 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0997 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Cr}) = 51,996 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cr}^{3+}) = ?$$

$$m(\text{Cr}^{3+}) / 20 \text{ cm}^3 = \frac{1}{3} \cdot 0,0997 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0153 \text{ dm}^3 \cdot 51,996 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cr}^{3+}) / 20 \text{ cm}^3 = 0,02644 \text{ g} = 26,44 \text{ mg}$$

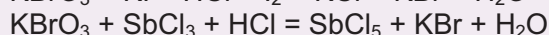
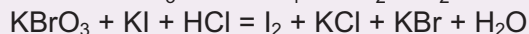
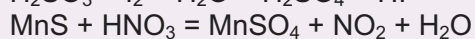
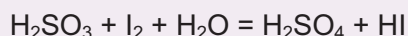
Masa e Cr^{3+} në provën që është analizuar prej 20 cm^3 është 26,44mg.

Pyetje:

1. Në cilin reaksion bazohet metodat oksido-reduktuese?
2. Cilat substanca quhen oksidues, kurse cilat reduktues?
3. Si përcaktohet pika përfundimtare e titrimet në përcaktimet redokse?
4. Me se klasifikohen metodat oksido-reduktuese?
5. Sqaro, pse tretësira e permanganat kaliumit është tretësirë standarde sekondare.
6. Në cilat reaksione bazohet jodometria?
7. Me cilat metoda kryesisht bëhen përcaktimet jodometrike?
8. Sqaro, çka do të thotë sasi e substancës së analizuar ekuivalent me sasinë e jodit që lirohet në titrimet jodometrike.
9. Cili indikator përdoret në permanganometri, kurse cili në jodometri?
10. Pse tretësira e amidonit si indikatorë duhet të përgatitet freskët?
tiosulfat natriumi, a është substancë primare ose sekondare?
11. Pse metodat oksido-reduktuese, ku si tretësirë standarde përdoret tiosulfat natriumi, quhen jodometri?
12. Në cilën metodë redoks, tretësira standarde luan edhe rolin e indikatorit?
13. Në se bazohet përcaktimi i pikës përfundimtare në jodometrinë?

Detyra:

1. Barazo këto ekuacione oksido-reduktuese :



2. Në titrimin e 25 cm³ tretësirë të acidit oksalik janë harxhuar 10,80 cm³ tretësirë standarde e permanganat kaliumit me $c(\text{KMnO}_4) = 0,01912 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e acidit oksalik në provën.

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,0464 \text{ g}$$

3. Për 25 cm³ tretësirë të tiosulfat natriumit, gjatë titrimin me permanganat kaliumin janë harxhuar 23,50 cm³ tretësirë e permanganat kaliumit me $c(\text{KMnO}_4) = 0,0210 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet përqëndrimi i saktë i tretësirës së tiosulfat natriumit.

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0987 \text{ mol/dm}^3$$

4. Sa është masa e bakrit, nëse për titrimin e 20 cm³ tretësirës së CuSO_4 harxhohen 14,25 cm³ tretësira standarde e tiosulfat natriumit me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1048 \text{ mol/dm}^3$.

$$m(\text{Cu}^{2+}) = 0,0948 \text{ g}$$

5. Prova për analizën (tretësirë e FeSO_4) fitohet në poçin matës prej 100 cm³. Prej tij pipetohen 25 cm³, për cilin gjatë titrimin harxhohen 10,90 cm³ tretësirë standarde e permanganat kaliumit, me $c(\text{KMnO}_4) = 0,0202 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e jonit të Fe^{2+} në provën.

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 0,2459 \text{ g}$$

6. Në poçin matës prej 200 cm³ janë tretë 1,82 g dikromat kaliumi. Për 20 cm³ të kësaj tretësire gjatë titrimin harxhohen 12,20 cm³ tretësira standarde e tiosulfat natriumit, me $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1025 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa dhe pjesëmarrja e masës së dikromat kaliumit në provën.

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,6131 \text{ g}$$

$$w(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 33,68 \%$$

7. Në poçin matës prej 250 cm³ janë tretura 1,76 g oksalat natriumi. Për titrimin e 25 cm³ të kësaj tretësire, harxhohen 23,85 cm³ tretësirë e permanganat kaliumit. Shkruaj barazimin e reaksionit që zhvillohet gjatë titrimin dhe njehso përqëndrimin e saktë të tretësirës standarde të permanganat kaliumit.

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,0220 \text{ mol/dm}^3$$

2. 9. Metodatat vëllimtriqe të fundërrimit

Metodat vëllimtriqe të fundërrimit bazohen në reaksionin ndërmjet substancës që analizohet dhe tretësirës standarde që rezulton me fitimin e substancës që paraqet komponim me tretshmëri të dobët, përkatësisht fundërrinë.

Që të zbatohet një reaksion për analizën vëllimtriqe të fundërrimit duhen:

- të zhvillohet shpejt,
- fundërrina e fituar duhet të ketë tretshmëri të dobët,
- substanca e analizuar dhe tretësira standarde të reagojnë në raporte stekiometrike,
- të ketë indikatorë me cilin përcaktohet lehtë pika përfundimtare e titrimit.

Sipas tretësirës standarde që përdoret janë të njohura disa metoda vëllimtriqe të fundërrimit, të treguara në tabelën 6.

Tabela 6. Metodatat vëllimtriqe të fundërrimit

Metoda	Tretësira standarde
argjentometria	AgNO ₃
merkurometria	Hg ₂ (NO ₃) ₂
rodandometria	NH ₄ CNS ose KCNS

Argjentometria është metodë emri i cilës vjen emri latin i argjendit - *Argentum*.

Merkurometria ka marrë emrin prej emrit trivial të jonit merkuro Hg₂²⁺.

Rodandometria është quajtur sipas emrit të anionit rodanid (CNS⁻), të acidit cianhidrik ose të acidit rodandik (HCNS).

Prej këtyre metodave më së shumti përdoret argjentometria. Si tretësirë standarde përdoret tretësira e nitrat argjendit. Me te përcaktohen halogjenidet: kloridet (Cl⁻), bromidët (Br⁻), por shumë rrallë jodidët (I⁻), që me nitrat argjendin japin fundërrina që kanë tretshmëri të dobët të hallogjenidëve të argjendit.

Në figurën 41 janë dhënë lakoret e titrimit të reaksionit midis AgNO₃ dhe tretësirave të anioneve të hallogjenidëve.

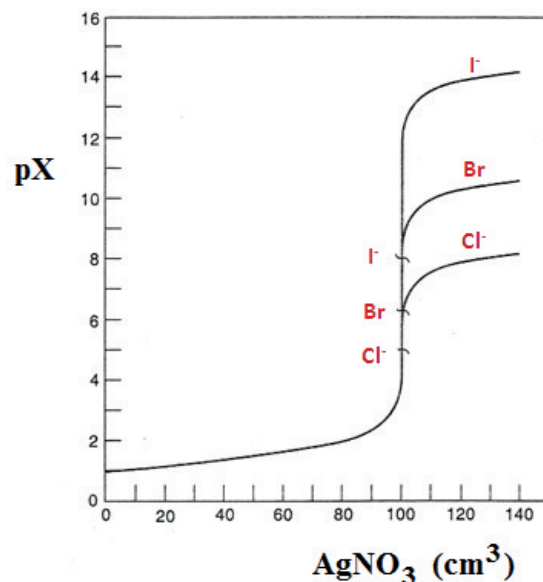


Figura 41. Lakoret e titrimit të joneve Cl^- , Br^- , I^- me AgNO_3

Në apscisën shënohen vlerat e e vëllimit të tretësirës standarde të nitrat argjendit, kurse në ordinatën vlerat pX që paraqesin logaritëm me bazë dekade dhe negative e përqendrimit të joneve të halogjenidëve. (X simbolizon kloridet, bromidët dhe jodidët).

Prej figurës 41 mund të vërehet se lartësia e kërcimit të lakores së titrimit në pikën ekuivalente është i ndryshëm varësisht prej llojit të halogjenidit. Kjo rezulton prej vlerave të ndryshme të produktit të tretshmërisë (K_{sp}) për fundërrinat e fituara AgCl , AgBr , AgI , dhe kështu:

$$K_{sp}(\text{AgCl}) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

$$K_{sp}(\text{AgBr}) = 5,3 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

$$K_{sp}(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Sa më e vogël është vlera e K_{sp} , kërcimi i lakores është më i madh. Prandaj më së lehti mund të përcaktohet pika përfundimtare e titrimit për jodidët.

2. 9. 1. Indikatorët për titrimet vëllimetrike të fundërrimit

Pika përfundimtare në argjentometrinë mund të përcaktohet duke përdorë indikatorë ose me potenciometër.

Gjatë titrimit të klorideve sipas metodës së Mohr-it si indikatorë për përcaktimin e pikës përfundimtare përdoret tretësirë e kromat kaliumit me pjesëmarrje të masës prej $w(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 5\%$. Ky reagens me tretësirën standarde të nitrat argjendit në tretësirë krijon fundërrinë me ngjyrë që ndryshon prej ngjyrës së fundërrinës së AgCl . Dmth, me rëndësi është që të dihet se në këtë titrim krijohen dy fundërrina edhe atë: fundërrina e bardhë e AgCl që fundërron e para, kurse mandej indikatorit fundërron me ngjyrë të kuqe në të kafe –fundërrinë e Ag_2CrO_4 .

Tretësira e kromat kaliumit përdoret si indikatorë dhe përgatitet në atë mënyrë që në gotë vihen 5 g të K_2CrO_4 të ngurtë dhe treten në 95 cm^3 ujë. Tretësira ka ngjyrë të verdhë dhe në tretësirën që analizohet hidhen nga një pikë.

2. 9. 2. Përgatitja e tretësirës standarde e nitrat argjendit me $c(\text{AgNO}_3) = 0,05\text{ mol/dm}^3$

Në argjentometrinë përdoret tretësira standarde e nitrat argjendit me përqendrim prej $c(\text{AgNO}_3) = 0,05\text{ mol/dm}^3$. Nitrati i argjendit është substancë me shkallë të lartë të pastërtisë kimike dhe prandaj është substancë primare prej cilit përgatiten tretësirë standarde primare. Që të përgatitet një vëllim i caktuar të kësaj tretësire, më parë llogaritet masa e substancës që duhet të peshohet.

Për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë e AgNO_3 masa që duhet të peshohet llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{AgNO}_3) = V(\text{AgNO}_3) \cdot c(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 1\text{ dm}^3 \cdot 0,05\text{ mol/dm}^3 \cdot 169,89\text{ g/mol}$$
$$m(\text{AgNO}_3) = 8,49\text{ g}$$

Masa e llogaritur matet në peshojë, dhe mandej me hinkë derdhet në poçin matës me vëllim prej 1 dm^3 . Në poçin hidhet një sasi e vogël e ujit të distiluar që të tretet substanca, mandej plotësohet me ujë të distiluar deri në vijën e markuar Paraprakisht duhet të kontrollohet uji që përdoret për përgatitjen e tretësirës a përmban sasi më të madhe të të klorideve, ngase mund të vijë deri te turbullimi i tretësirës. Ky mund të jetë shkak që përqendrimi i tretësirës mos të jetë i saktë. Kontrolla bëhet në atë mënyrë që në epruvetë merret afër 1 cm^3 të ujit dhe shtohen disa pika të tretësirës së AgNO_3 . Nëse nuk ka turbullim, kalohet në përgatitjen e tretësirës. Përqendrimi i saktë i tretësirës standarde e AgNO_3 mund të llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3) \cdot V_{p-p}}$$

Përqendrimi i saktë shënohet në etiketën e shishes.

2. 9. 3. Shembuj të titrimevet argjentometrike

- **Përcaktimi argjentometrik i klorideve sipas metodës së Mor-it (Mohr)**

Me këtë metodë kloridet përcaktohen në ambientin neutral ose bazik të dobët. Tretësira që analizohet, zakonisht është tretësirë e NaCl ose KCl, kurse si tretësirë standarde zakonisht përdoret tretësira e nitrat argjendit me përqendrim $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ (figura 42). Në përcaktimin e pikës përfundimtare si indikatorë përdoret tretësira 5% e K_2CrO_4 .

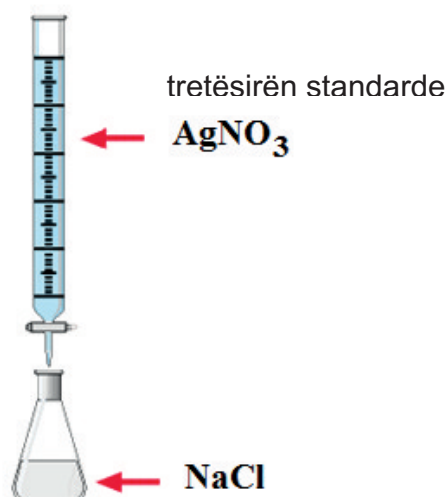
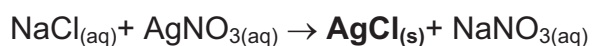


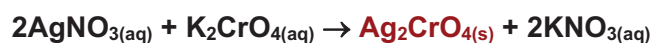
Figura 42. Titrimi i klorideve sipas metodës së Mor-it

Duke shtuar tretësirën standarde kah substanca që analizohet zhvillohet reaksioni ku krijohet një fundërrinë e bardhë që vështirë tretet, e AgCl sipas barazimit:



Pasi titrimi bëhet në prani të indikatorit K_2CrO_4 që në tretësirë ka ngjyrë të verdhë fundërrina që krijohet me gjithë që është e bardhë merr ngjyrën e verdhë të zbehtë.

Fundërrimi i klorideve bëhet derisa ka jone të kloridit në tretësirën. Pasi këto të fundërronjë plotësisht, nitrati i argjendit që shtohet reagon me indikatorin sipas barazimit:



Kuptohet se fundërrina që ka tretshmëri të dobët e Ag_2CrO_4 ka ngjyrën **e kuqe të kaftë**. Krijimi i fundërrinës me këtë ngjyrë tregon mbi pikën përfundimtare të titrimit.

Përcaktimi i klorideve sipas metodës së Mor-it bazohet në dallimin e tretshmërisë së fundërrinave të AgCl dhe të Ag₂CrO₄. Për shkak se kromati i argjendit ka tretshmëri më të lartë, ky fillon të fundërronjë më vonë, edhe atë pasi të fundërronjë plotësisht kloridet në formë të AgCl.

Përcaktimi i klorideve dhe të bromideve sipas metodës së Mor-it nuk bëhet në ambientin acidik, ngase fundërrina e krijuar e kromat argjendit tretet dhe kalon në dikromat të argjendit. Përcaktimi nuk bëhet edhe në ambientin bazik shumë të fortë, pasi krijohet hidroksid i argjendit që është jostabil dhe lehtas kalon në oksid argjendi, prandaj edhe pika përfundimtare titrimin nuk mund të përcaktohet saktësisht.

Raporti i moleve të NaCl dhe AgNO₃, sipas barazimit nga faqja 76 është

$$n(\text{NaCl}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$\frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)$$

$$m(\text{NaCl}) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

Shembull: Të llogaritet masa e kloridëve, të treguara në miligrame, në 10 cm³ tretësirë të klorur natriumi, nëse për titrim janë harzhuar 4,3 cm³ tretësirë standarde e nitrat argjendit me $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje :

$$m(\text{Cl}^-) = ?$$

$$V(\text{NaCl}) = 10 \text{ cm}^3 = 0,010 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{AgNO}_3) = 4,3 \text{ cm}^3 = 0,0043 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaCl}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$\frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)$$

$$m(\text{NaCl}) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

$$m(\text{Cl}^-) / 10 \text{ cm}^3 = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0043 \text{ dm}^3 \cdot 35,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cl}^-) / 10 \text{ cm}^3 = 0,00763 \text{ g} = 7,63 \text{ mg}$$

Masa e Cl⁻ në provën e analizuar prej 10 cm³ NaCl është 7,63mg.

Këtë duhet të dish:

Në tretësirë prej cilës dëshmohen kloridët, nuk duhet të jenë të pranishëm anjonët dhe katjonët që me katjonët e argjendit dhe me anjonët e kromatit krijojnë fundërrina me tretshmëri të dobët. Tretësira nuk duhet të përmbajë as jone që me argjendin krijojnë komponime komplekse.

Pyetje dhe detyra:

1. Trego mbi metodat vëllimetrike të fundërrimit.
2. Në cilin reaksion mbështetet metoda argjentometrike?
3. Më shpesh çka përcaktohet me metodën argjentometrike?
4. Në çfarë ambienti bëhet përcaktimi i kloridëve sipas metodës së Mor-it?
5. Sqaro, pse përcaktimi i kloridëve sipas metodës së Mor-it, nuk bëhet në ambientin acidik dhe bazik të fortë.
6. Nga se varet pika përfundimtare e titrimit në përcaktimin argjentometrik të kloridëve?
7. Çfarë mase e nitrat argjendi duhen për të përgatitur 500 cm³ tretësirë standarde $c(\text{AgNO}_3) = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$?
$$m(\text{AgNO}_3) = 4,247 \text{ g}$$
8. Për të titruar 25 cm³ tretësirë të klorid natriumit janë harxhuar 7,95 cm³ tretësirë standarde e nitrat argjendit me $c(\text{AgNO}_3) = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e kloridëve që gjenden në tretësirën që analizohet.
$$m(\text{Cl}^-) = 0,0141 \text{ g}$$
9. Në poçin matës prej 100 cm³ tretësirë të klorid kaliumit janë tretur 96 mg klorid kaliumi teknik. Pipetohen 20 cm³ nga tretësira dhe gjatë titrimit për këto harxhohen 4,10 cm³ tretësirë standarde e nitrat argjendit me $c(\text{AgNO}_3) = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa dhe pjesëmarrja masës së klorid kaliumit në provën.

$$m(\text{KCl}) = 0,0763 \text{ g}$$
$$w(\text{KCl}) = 88,72\%$$

Për shembull: nëse jonet e kalciumit janë substanca që analizohen, këto në reaksion me tretësirën standarde, reagojnë sipas barazimit:



Komponimi kompleks i krijuar është shumë stabil ngase ka vlerë të ulët të konstantës së disocijimit (K) që është treguar me shprehjen:



$$K = \frac{c(\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}) \cdot c(\text{Y}^{4-}_{(\text{aq})})}{c(\text{CaY}^{2-}_{(\text{aq})})}$$

Në përcaktimet kompleksometrike fitohen rezultate shumë të sakta, për arsye se komponimet kompleksometrike M-K_{III} janë shumë stabile.

Që të ruhet stabiliteti i komponimeve kompleksometrike të krijuara në titrimet, duhet pasur kujdes për disa faktorë edhe atë: temperaturë, vlerën e pH të ambientit, praninë e substancave tjera organike në tretësirën që analizohet etj..

Titrimet kompleksometrike duhet të bëhen në temperaturën prej afër 50° C që të zmadhohet shpejtësia e reaksionit ndërmjet joneve të metalit dhe të kompleksit III.

Që të ruhet vlera e pH –it të tretësirës që titrohet përdoren puferrët acidik ose bazik përkatës.

Duke pasur parasysh se tretësira e kompleksit III është pa ngjyrë, në titrimet kompleksometrike përdoren të ashtuquajturat indikatorët metalokromikë. Më së shumti përdoren: eriokromi i zi T, mureksidi, acidi sulfosalicilik etj. Këto janë komponime organike me strukturë të ndërlikuar që me jonin e metalit krijojnë komponime komplekse me ngjyrë.

Eriokromi i zi T dhe mureksidi përdoren për titrimet në ambientin bazik, kurse acidi sulfo-salicilik përdoret për titrimet në ambientin acidik.

Indikatorët metalkromike janë jo stabil në tretësirën ujore, prandaj gjatë titrimeve përdoren si përzierje të ngurtë ose „tretësira të ngurta “ me NaCl në raport 1: 100.

Me këto indikatorë përcaktohen disa jone metalike: Ca²⁺, Mg²⁺, Fe³⁺, Al³⁺, Cu²⁺, Ni²⁺ etj. Në titrimet kompleksometrike, joni i metalit që analizohet me kompleksin gjithmonë krijon kompleksin metali-kompleksin në raporte 1:1, pavarësisht prej ngarkesës së joneve.

Titrimet kompleksometrike kanë përdorim të gjerë praktik si në përcaktimin e fortësisë (bigorritetit) të ujit, si dhe në mjekësi në përcaktimin e pranisë së helmeve në organizmin e njeriut dhe për qëllime tjera hulumtuese –shkencore. Lakore karakteristike e titrimit kompleksometrik është treguar në figurën 44.

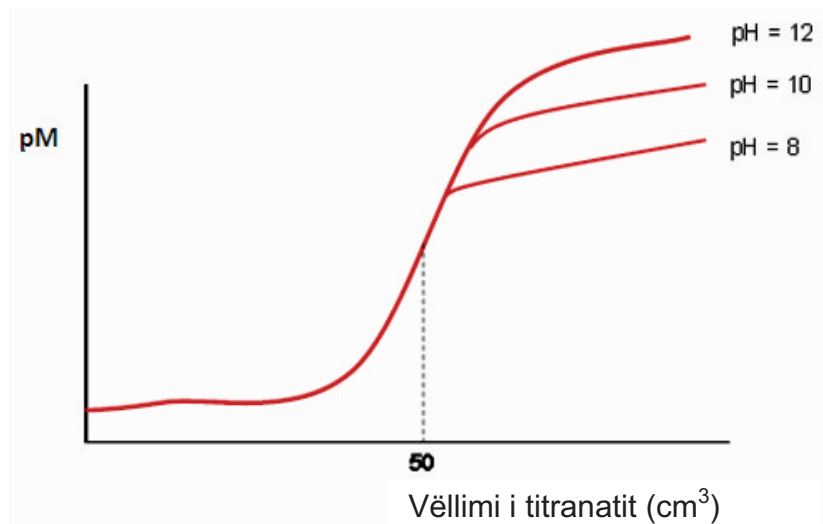
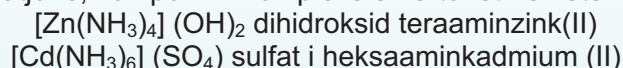


Figura 44. Lakore e titrimit kompleksometrik

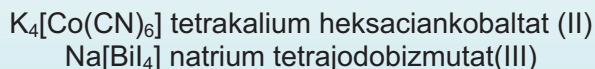
Në apscisë shënohet vëllimi i tretësirës standarde e kompleksonit III Në ordinatë shënohet vlera e pM është logaritëm negativ i përqendrimit të joneve metalike me bazë dekade **Indikatorët në kompleksometrinë**

Këtë duhet të dish:

Gjatë titrimeve kompleksometrike krijohen komponime komplekse stabile. Këto nga përbërja janë komponime jonike që përbëhen prej sferës së jashtëm dhe jonit të kompleksit që njihet si sferë e brendshme. Këto kanë emërtime të veçanta. Nëse joni i kompleksit është katjonë, komponimi kompleks emërtohet në këtë mënyrë :



Nëse joni i kompleksit është anjonë emërtimi i komponimit kompleks bëhet në këtë mënyrë :



HELATËT janë komponime komplekset shumë stabil që janë të përbëra prej jonit të metalit (jonit qendror) dhe prej ligandit organik shumë atomik të cilët jonin e metalit e mbajnë sikur të shtrënguar me danat. Emri helatë vjen nga fjala greke chelos që do të thotë dana të rakut.

Komponimet komplekse që krijohen nga reaksioni i jonit të metalit dhe kompleksonit III janë helatët. Atomët e azotit i etilendiaminit nga K_{III} duke liruuar dy palë elektrone „e mbajnë” jonin e metalit sikurse me danat.

Përcaktimet kompleksometrike më së shumti bëhen në një vlerë të caktuar të pH –it të tretësirës. Që mos të ndryshojë vlera e pH gjatë titrimit, në sistemin reagues duhet të shtohet tretësirë puferike. Varësisht nga ajo se në çfarë ambienti zhvillohet titrimi, përdoret puferi acidik ose bazik. Puferët bazikë përgatiten në mënyrë përkatëse. Për shembull:puferi bazik me pH =10 përgatitet prej NH_3 dhe NH_4Cl . Që të përgatiten 100 cm^3 tretësirë puferike merret 57 cm^3 amoniak të përqendruar dhe 7 g kalorit amoniumi që vendosen në poçin matës prej 100 cm^3 dhe plotësohet me ujë të distiluar deri te vija e markuar

2.10.1. Indikatorët në kompleksometri

Përcaktimi i pikës përfundimtare në titrimet kompleksometrike bëhet me indikatorët metalike ose duke zbatuar metoda instrumentale. Nga ndryshimi i përqëndrimit të joneve të metaleve në tretësirë ndryshon ngjyra e indikatorëve. Më së shumti përdoren të ashtuquajturat **indikatorët metalokromike**. Këto me jonet e metaleve krijojnë komplekse metalike stabile që kanë ngjyrë e që treten në ujë.

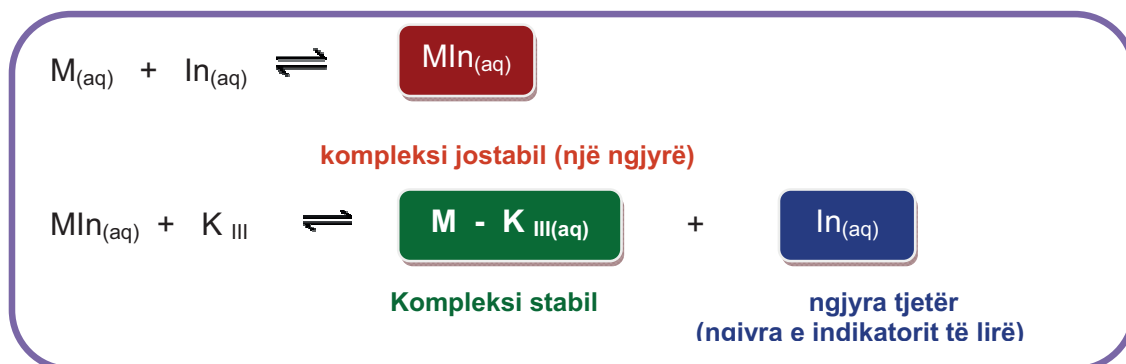
Ndaj indikatorëve metalokromike ndikim thelbësor ka vlera e pH-it të tretësirës. Disa nga indikatorët metalokromike, përveç me jonet e metaleve mund të lidhen edhe me protonet, për këtë arsye këta mundet të quhet edhe indikatorë acido-bazikë.

Në fillimin e titrimit, indikatorin me jonin e metalit krijon kompleksin metal-indikatorit (MIn) njëngjyrësh.

Gjatë titrimit, para se të vijë në pikën përfundimtare, joni i kompleksit MIn lirohet dhe lidhet me kompleksin III.

Pas pikës përfundimtare, e gjithë sasia e jonit të metalit lidhet me kompleksin III, në ç, rast krijohet komponimi kompleks metal-komplekson (M-K_{III}), i cili është shumë më stabil se kompleksi i jonit që analizohet ,metal-indikatorit (MIn). Me këtë, ngjyra e tretësirës që analizohet ndryshon, d.m.th. shfaqet ngjyra e indikatorit të lirë.

Reaksioni i titrimit mund të tregohet me barazimin e përgjithshëm:



Ndryshimi i ngjyrës së tretësirës së titruar e tregon përfundimin e titrimit.

Indikatorët metalokromik që më së shumti përdoren janë, **eriokrom i zi T** dhe **mureksidi**, për titrimin në ambientin bazik dhe **ksilenoloranzhi**, titrim në ambientin acidik.

- **Eriokromi zi T** është substancë e ngurtë me ngjyrë të kaltër të errët, jostabil në ujë. Sipas përbërjes kimike është dioksiazofenolftalein (ngjyrë diazo), që përdoret së kripë e natriumit. Me eriokromin e zi T përcaktohen jonet e metaleve (Mg^{2+} , Zn^{2+} etj), kur vlera e pH-it është më e lartë se 7. Ngjyra e tij në pikën përfundimtare ndryshon prej të kuqes në të kaltër. Me këtë indikatorë nuk përcaktohen jonet e kalciumit, ngase kompleksi kalcium-indikatorit nuk është edhe aq stabil.

Pasi eriokrom i zi T nuk është i qëndrueshëm në tretësirën ujore, ky tretet në trietanolin dhe alkoolin absolut. Më së shumti përdoret si „tretësirë e fortë“, që përgatitet prej eriokromit të zi T dhe NaCl, në raportet 1:100.

- **Mureksidi** është substancë e ngurtë me ngjyrë të kuqe të errët, sipas përbërjes kimike është kripë e amonit të acidit purpurik. Me te në titrimin direkt përcaktohen jonet e kalciumit, por, mund të përcaktohen edhe jomet e metaleve tjerë (Ni^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+}). Përcaktimi i joneve të metaleve me mureksidin bëhen në ambientin alkaline në pH prej afër 11. Në pikën përfundimtare, ngjyra e tretësirës së titruar ndryshon prej të kuqes – vjollcë në të kaltër-vjollcë. Pasi edhe mureksidi në tretësirën ujore është jo stabil, edhe ky përdoret si „tretësirë e ngurtë“, e përgatitur me NaCl, në raport prej 1:100.

Përgatitja e „tretësirës së ngurtë“ prej indikatorit bëhet në atë mënyrë që përzierja e indikatorit dhe NaCl për një kohë më të gjatë shtypet në blujën me shtypësin, që të krijohet përzierje homogjene

- **Ksilenoranzhi** është indikator metalikromik që përdoret në përcaktimin e joneve të metaleve në $\text{pH} < 4$. Ndryshimi i ngjyrës së tij në pikën përfundimtare është prej ngjyrë vjollce kah ngjyrë verdhë

Pika përfundimtare e titracioneve kompleksometrike, përveç me indikatorët metalokromike, mund të përcaktohen edhe me përdorimin e indikatorëve metalofluorescentë (kalceinë, morinë).

2. 10. 2. Përgatitje e tretësirës nga kompleksoni III me $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0, 01 \text{ mol/dm}^3$

Kompleksoni III llogaritet si substancë primare me gjithë që përmban një sasi të vogël lagështi që eliminohet duke e tharë në tharësin në temperaturë prej 80°C për afër 2 deri 3 h. Tretësira standarde përgatitet duke peshuar **saktësisht** sasinë e substancës që llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{K}_{\text{III}}) = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot V(\text{K}_{\text{m}})$$

Për 1 dm^3 nga tretësira komplekson III përfitohen:

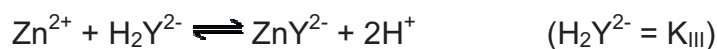
$$m(\text{K}_{\text{III}}) = 0, 01 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 372, 2 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{K}_{\text{III}}) = 3, 72 \text{ g}$$

Për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë duhet në peshojë, në qelqin e sahatit të peshohen 3, 72 gr. komplekson III. i thërrmuar. Mandej, nëpërmjet hinkës substanca hidhet në poçin matës prej 1 dm^3 dhe i shtohen 200 deri 300 cm^3 ujë të ridistiluar. Mbyllet poçi, tundet që të tretet substanca, mandej plotësohet me ujë të distiluar deri te vija e markuar. Tretësira transferohet në shishen plastike ose të qelqit.

Që të fitohen rezultatet shumë të saktë me titrimet kompleksometrike duhet që tretësira standarde e përgatitur e kompleksonit III të standardizohet me tretësirën e Zn^{2+} .

Llogaritja i përqendrimit të saktë bëhet me formulën e fituar nga raporti i moleve sipas reaksionit të titrimit.



$$n(\text{K}_{\text{III}}) = n(\text{Zn}^{2+}) \quad \text{nga}$$

$$c(\text{K}_{\text{III}}) = \frac{c(\text{Zn}^{2+}) \cdot V(\text{Zn}^{2+})}{V(\text{K}_{\text{III}})}$$

Në etiketën e shishes shënohet përqendrimi i saktë i tretësirës.

- **Metodat e titrimit me kompleksonin III**

Jonet e metaleve, mund të përcaktohen me kompleksonin III nga titrimi direkt dhe nga titrimi kthyes (retitrimi).

Me **titrimin direkt**, tretësira me jonin e metalit që analizohet, në një vlerë të dhënë të pH në prani të indikatorit, titrohet në mënyrë direkte me kompleksonin III derisa të ndryshojë ngjyrën indikatorit. Kjo metodë zbatohet kur reaksioni midis jonit të metalit dhe kompleksonit III është i shpejtë dhe ka edhe indikatorë të përshtatshëm. Vlera e kësaj metode qëndrim në te se është e shpejtë dhe jep rezultate shumë të sakta. Me këtë mund të përcaktohen afër katërdhjetë katione.

Titrimi këthyes (retitrimi) mund të zbatohet nëse mungon indikatorit *i përshtatshëm* për titrimin e jonit të metalit me kompleksonin III, nëse krijohet *fundërrinë* ose nëse reaksioni është *shumë i ngadalshëm*.

Ky titrim bëhet në këtë mënyrë: tretësirës që analizohet dhe ka jonin e metalit, i shtohet kompleksoni III *në tepëri*, kështu joni i metalit plotësisht do të reagojë, kurse ajo pjesë e kompleksonit III që ka mbetur, retitrohet me jonin e një metali tjetër, me përqendrim të caktuar (tretësira standarde). Zakonisht, për retitrimin përdoret tretësirë standarde e joneve të Zn^{2+} ose Mg^{2+} . Për retitrimin përdoret indikatorit përkatës.

2. 10. 3. Shembuj të titrimeve kompleksometrike

- **Përcaktimi i masës së kalciumit me metodën kompleksometrike**

Kalciumi, mund të përcaktohet në mënyrë kompleksometrike me titrim të drejtëpërdrejt. Titrimi bëhet me tretësirën standarde të kompleksonit III, në prani të indikatorit mureksid.

Gjatë titrimit, jonët e Ca^{2+} reagojnë me kompleksonin III sipas barazimit:



Nga shkakun se në reaksionin lirohen jonet e hidrogjenit, ambienti është acidik, ku komponimi kompleks i kalciumit – K_{III} nuk është stabil. Para se të fillojë titrimi, duhet

në tretësirën me jonet e kalciumit që analizohet, të shtohet puferë bazik, që ambienti të jetë bazik, përkatësisht $\text{pH} > 12$. Titrimi bëhet në ambientin bazik të fortë.

Përcaktimi bëhet në këtë mënyrë: Prova është tretësirë ujore që ka jone të Ca^{2+} , e cila është marrë prej poçit matës prej 100 cm^3 . Pasi të plotësohet me ujë të distiluar deri në markerin, tretësira homogjenizohet. Mandej, prej tretësirës pipetohen 20 cm^3 dhe hidhen në erlenmaerin. Në të shtohen 12 cm^3 tretësirë të hidroksid natriumit me pjesëmarrje të masës $w(\text{NaOH}) = 50\%$ dhe me majën e lugëzës „tretësirë të ngurtë“ inikatorin mureksid, në ç, rast tretësira ngjyroset në të **kuqe - të zbetë**. tretësira që analizohet titrohet me tretësirën standarde të kompleksionit III deri në ndryshimin e ngjyrës prej të kuqes në ngjyrë **vjollce**. Prej biletës lexohet vëllimi i harxhuar i kompleksionit III për titrimin e parë. Në të njëjtën mënyrë bëhen edhe dy titrime. Nga tre titrimet llogaritet vlera mesatare. Mandej, llogaritet masa e Ca^{2+} që gjenden në 20 cm^3 të tretësirës që analizohet, sipas formulas që është nxjerrë nga reaksioni i titrimit

Raporti i moleve të jonit të kalciumit dhe të kompleksionit III është:

$$n(\text{Ca}^{2+}) : n(\text{K}_{\text{III}}) = 1 : 1$$

$$n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{K}_{\text{III}})$$

$$\frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M(\text{Ca}^{2+})} = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot V(\text{K}_{\text{III}})$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/20 \text{ cm}^3 = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{Ca})$$

Shembull: që të përcaktohet masa e kalciumit, nga poçi matës me vëllim prej 250 cm^3 janë pipetuar 25 cm^3 tretësirë. Nga titrimi me tretësirën standarde të kompleksionit III me $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$, janë harxhuar $12,10 \text{ cm}^3$. Të llogaritet masa e kalciumit që gjendet në poçin matës.

Zgjidhje:

$$V(\text{pipetës}) = 25 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{poçi matës}) = 250 \text{ cm}^3$$

$$c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{K}_{\text{III}}) = 12,10 \text{ cm}^3$$

$$M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/250 \text{ cm}^3 = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{Ca}) \cdot \frac{V_{\text{poçi matës}}}{V_{\text{pipeta}}}$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/250 \text{ cm}^3 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0121 \text{ dm}^3 \cdot 40,08 \text{ g/mol} \cdot 250 \text{ cm}^3/25 \text{ cm}^3$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/250 \text{ cm}^3 = 0,04849 \text{ g}$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/250 \text{ cm}^3 = 48,49 \text{ mg}$$

Masa e Ca^{2+} në poçin matës është 48.40 mg.

- **Përcaktimi i masës së kalciumit dhe magneziumit në përzjerje me metodën kompleksometrike**

Përcaktimi i masës së përgjithshme të joneve të kalciumit dhe të joneve të magneziumit në tretësirën që analizohet, bëhet me tretësirën standarde të kompleksionit III. Titrimi bëhet në prani të indikatorit eriokrom i zi T në ambientin bazik me pH = 10.

Gjatë titrimit zhvillohen këto reaksione:

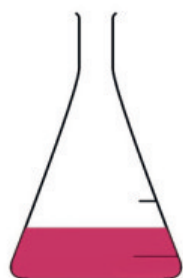


Vëllimi i kompleksionit III që është harxhuar gjatë titrimit në prani të indikatorit eriokrom i zi T është për kalciumin dhe magneziumin bashkërisht. Masa e kalciumit përcaktohet nga titrimi tjetër që bëhet në prani të indikatorit mureksid, në pH > 12.

Përcaktimi i masës së kalciumit dhe i magneziumit bëhet duke bërë dy titrime.

- **Realizimi i titrimit të parë**

Prova paraqet tretësirë që përmban jonet e Ca^{2+} dhe Mg^{2+} në përzjerje. Tretësira që merret është në poçin matës prej 100 cm³, që plotësohet me ujë të distiluar deri në markerin, mandej homogjenizohet. Nga tretësira pipetohen 20 cm³ dhe transferohen në erlenmaerin. Tretësirës i shtohen 2 cm³ pufurë të amoniakut, me pH=10 dhe me majën e lugëzës „tretësirë të ngurtë“ indikatori eriokrom i zi T, kështu tretësira ngjyroset në **e kuqe-vjollcë**. Tretësira titrohet me tretësirë standarde të kompleksionit III, me $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$, derisa ngjyra bëhet e **kaltër** (pika përfundimtare e titrimit) (Figura 45).



Fillimi i titrimit



Pika përfundimtare

Figura 45. Titrimi kompleksometrik i përzjerjes së kalciumit dhe magneziumit (titrimi i parë)

Prej biletës lexohet vëllimi kompleksionit III, i harxhuar për titrimin e masës së përgjithshme të joneve të Ca^{2+} dhe të Mg^{2+} të provës, që evidentohet si V_1 .

- **Realizimi i titrimit të dytë**

Që të përcaktohet masa e joneve të Ca^{2+} , pipetohen 20 cm^3 tretësirë për provën e re, që transferohet në erlenmaerin. Mandej tretësirës i shtohen 12 cm^3 5% tretësirë e NaOH dhe me majën e lugëzës, indikatorin mureksid në formë të „tretësirës së ngurtë“, kështu tretësira ngjyroset të *-kuqe e errët*. Me tretësirën standarde e kompleksonit III me $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$ bëhet titrimi, deri në ndryshimin e ngjyrës së **kuqe** në **vjollce** (pika përfundimtare e titrimit Figura 46).

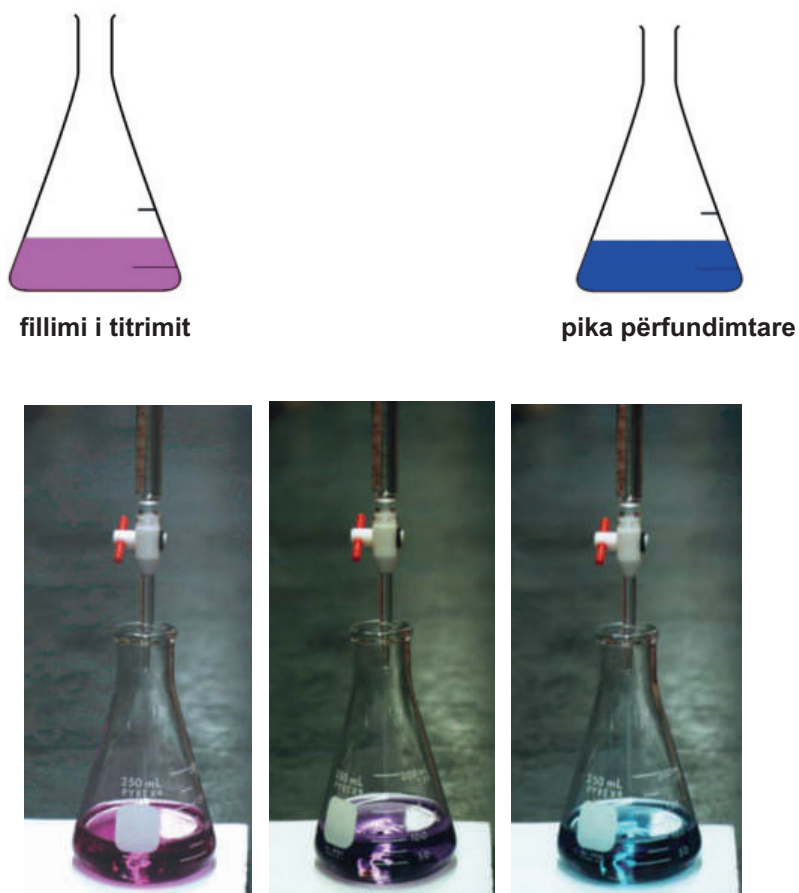


Figura 46. Titrime kompleksometrik i përzierjes së kalciumit dhe magneziumit (titrimi i dytë)

Në biletë shënohet vëllimi i harxhuar i K_{III} . Ky vëllim i K_{III} është harxhuar vetëm për titrimin e joneve të Ca^{2+} në provën, i cili shënohet si V_2 . Masa e joneve të Ca^{2+} në provën prej 100 cm^3 tretësirë llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{Ca}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot V_2(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{Ca}) \cdot \frac{V_{\text{poci matës}}}{V_{\text{pipeta}}}$$

Që të llogaritet masa e magneziumit, duhet nga vëllimi i përgjithshëm të K_{III} i shënuar si V_1 të zbritet prej vëllimit K_{III} i harxhuar për kalciumin i shënuar me V_2 .

Masa e magneziumit llogaritet sipas shprehjeve në vijim:

$$m(\text{Mg}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = c(K_{III}) \cdot (V_{1(K_{III})} - V_{2(K_{III})}) \cdot M(\text{Mg}) \cdot \frac{V_{\text{poçi matës}}}{V_{\text{pipeta}}}$$

Shembull: gatitrimi i 25 cm^3 të provës që analizohet për masën e përgjithshme të kalciumit dhe magneziumit, janë harxhuar $8,25 \text{ cm}^3$ tretësira standarde e K_{III} me $c(K_{III}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$ në prani të indikatorit erikromi i zi T.

Për titrimin e një prove tjetër prej 25 cm^3 prej tretësirës së njëjtë, janë harxhuar $3,80 \text{ cm}^3$ tretësirë të K_{III} , në prani të indikatorit muroksid. Të llogaritet masa e kalciumit dhe e magneziumit në provën prej 100 cm^3 tretësirë.

Zgjidhje :

$$V(\text{pipetë}) = 25 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{poçi matës}) = 100 \text{ cm}^3$$

$$c(K_{III}) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(K_{III}) = 8,25 \text{ cm}^3 = 0,00825 \text{ dm}^3$$

$$V_2(K_{III}) = 3,80 \text{ cm}^3 = 0,0038 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = c(K_{III}) \cdot V_2(K_{III}) \cdot M(\text{Ca}) \cdot \frac{V_{\text{тиквичка}}}{V_{\text{пипета}}}$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0038 \text{ dm}^3 \cdot 40,08 \text{ g/mol} \cdot 100 \text{ cm}^3/25 \text{ cm}^3$$

$$m(\text{Ca}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = 0,0060922 \text{ g} = 6,09 \text{ mg}$$

$$m(\text{Mg}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = c(K_{III}) \cdot (V_{1(K_{III})} - V_{2(K_{III})}) \cdot M(\text{Mg}) \cdot \frac{V_{\text{тиквичка}}}{V_{\text{пипета}}}$$

$$m(\text{Mg}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3 \cdot (0,00825 \text{ dm}^3 - 0,0038 \text{ dm}^3) \cdot 24,3 \text{ g/mol} \cdot 4$$

$$m(\text{Mg}^{2+})/100 \text{ cm}^3 = 0,00486 \text{ mg} = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mg}$$

Masa e Ca^{2+} dhe Mg^{2+} në 100 cm^3 të provës është $6,08 \text{ mg}$ dhe përkatësisht $4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mg}$.

- **Përcaktimi kompleksometrik i masës së hekurit**

Katjonet e hekurit (III), në dallim prej kationeve të hekurit (II), me kompleksonin III krijojnë komplekse shumë stabile në ambientin me aciditet të fortë, në pH = 2, 5.

Titrimi nuk duhet të bëhet nëse pH = 3 ose vlerë më të lartë të pH -it, nga shkak se mund të vijë deri te fundërimi i hidroksidit të hekurit (III), si rezultat i hidrolizës. Nëse tretësira që analizohet është shumë e holluar, pika përfundimtare e titrimit nuk është e qartë. Por, nëse titrohet tretësirë e përqendruar e kationeve të hekurit (III),, po ashtu përcaktimi i pikës përfundimtare nuk mund të bëhet saktësisht, ngase e pengon ngjyra e verdhë e kompleksit që krijohet midis hekurit dhe K III. Rezultate më të mira fitohen kur një provë prej 100 cm³ tretësirë përmban 10 deri 15 mg. jone të Fe³⁺. Titrimi bëhet nga tretësira e ngrohtë në temperaturë prej afër 50°C, që të shpejtohet reaksioni midis joneve të Fe³⁺ dhe K_{III}.

Përcaktimi i kationeve të (III) mund të bëhet nga titrimi *direkt dhe titrimi indirekt*.

Përcaktimi nga titrimi direkt bëhet ashtu që prej provës nga poçi matës prej 100 cm³ pipetohen 25 cm³, dhe vendosen në erlenmaerin. Tretësirës i shtohen 2 cm³ tretësirë të H₂O₂ dhe në majën e lugëzës indikatorin acidin sulfosalicilik, kështu tretësira merr ngjyrë të **kaltër**. Që të jetë acidik ambienti i tretësirës, (pH = 2 - 2, 5), i shtohet puferi acidik, që është përzierje e acidit monoklor acetik dhe acetat natriumit. Tretësira e analizuar nxehet në temperaturë prej afër 40°C, mandej titrohet me tretësirën standarde të kompleksionit III, derisa ngjyra e tretësirës të ndryshojë në **të verdhë** (Figura 47).

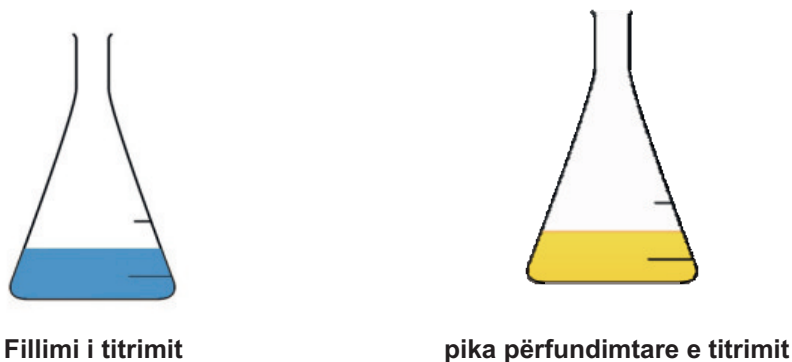


Figura 47. Titrimi kompleksometrik i hekurit

Gjatë titrimit zhvillohet reaksioni:



Masa e hekurit llogaritet sipas shprehjes:

$$m(\text{Fe}^{3+}) = c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot v(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{Fe})$$

Shembulli: Gjatë titrimit të 20 cm³ tretësirë të FeCl₃, janë harxhuar 12,20 cm³ të tretësirës standarde të kompleksionit III me $c(K_{III}) = 0,01062 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e hekurit në formë të joneve të Fe³⁺ në 20 cm³ tretësirë.

Zgjidhje:

$$V(\text{FeCl}_3) = 20 \text{ cm}^3$$

$$c(K_{III}) = 0,01062 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(K_{III}) = 12,20 \text{ cm}^3 = 0,0122 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}^{3+})/20 \text{ cm}^3 = c(K_{III}) \cdot V(K_{III}) \cdot M(\text{Fe})$$

$$m(\text{Fe}^{3+})/20 \text{ cm}^3 = 0,01062 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0122 \text{ dm}^3 \cdot 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}^{3+})/20 \text{ cm}^3 = 0,007236 \text{ g}$$

$$m(\text{Fe}^{3+})/20 \text{ cm}^3 = 7,236 \text{ mg}$$

Masa e Fe³⁺ në 20 cm³ tretësirë e FeCl₃ është 7,236mg.

Pyetje dhe detyra:

- Prej nga vjen emërtimi metoda kompleksometrike?
- Çka përcaktohet me metodat kompleksometrike dhe me cilën tretësirë standard?
- Sipas përbërjes kimike, ç, paraqet kompleksioni III?
- Cilët faktorë ndikojnë në stabilitetin e komponimeve kompleksometrike që krijohen ndërmjet substancës që analizohet dhe tretësirës që analizohet?
- Sqaro, si vjen deri te ndryshimi i ngjyrës së indikatorëve metalokromike.
- Në çfarë raporti stekiometrik reagojnë jonet e metaleve me kompleksion III në reaksionet e titrimit?
- Cilët lloje titrimesh zbatohen për përcaktimet kompleksometrike?
- Nga titrimi i 20 cm³ tretësirë që përmban jonet e zinkut, janë harxhuar 14,40 cm³ tretësirë standarde e kompleksionit III me $c(K_{III}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet masa e joneve të zinkut në tretësirën e analizuar.

$$m(\text{Zn}^{2+}) = 0,00941 \text{ g} = 9,41 \text{ mg}$$
- Për një tretësirë prej 25 cm³ të joneve të kalciumit, prej poçit matës me vëllim prej 100 cm³ harxhohen 17,50 cm³ kompleksioni III me $c(K_{III}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet përqendrimi i masës së joneve të kalciumit që gjenden në 100 cm³ të provës.

$$^{10} \gamma(\text{Ca}^{2+}) = 0,28 \text{ g/dm}^3$$
- Xehe e kalciumit me masë prej 2 g është tretë dhe transferuar në poçin matës prej 1 dm³. Nga tretësira pipetohen 25 cm³ dhe dërgohen në erlenmaerin. Për titrim janë harxhuar 17,05 cm³ tretësirë standarde e kompleksionit III me $c(K_{III}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$. Të llogaritet përqendrimi i masës dhe pjesëmarrja e masës në përqindje për jonet e kalciumit në 1 dm³ tretësirë të analizuar.

$$\gamma(\text{Ca}^{2+}) = 0,2728 \text{ g/dm}^3$$

3. Metodatat instrumentale të analizës

Përmbajtjet mësimore

- Hyrje në metodaat instrumetale të analizës
- Kolorimetria
- Spektrofotometria
- Refraktometria
- Polarometria
- Konduktometria
- Potenciometria
- Elektrogravimetria

Përcaktimet në analizat kimike kuantitative, përveç metodave klasike, gjithnjë e më shumë bëhen me metoda bashkëkohore instrumentale. Përparësia e këtyre metodave qëndron në mundësitë e matjes së ndonjë cilësie fizike të substancës që analizohet e që e përcakton përbërjen kuantitative të saj. Matjet bëhen me instrumente përkatëse, sipas të cilëve emërtohet edhe metoda.

Qëllimi i kësaj njësie tematike është që nxënësi të njohet me përparësitë e metodave instrumentale dhe principin e zbatimit të tyre.

3. 1. Hyrje në metodat instrumentale

Analiza kualitative dhe kuantitative bëhet duke zbatuar metodat përkatëse. Të gjitha metodat bazohen në përcaktimin e një ose më shumë cilësive karakteristike të substancave. Klasifikimi i metodave është një punë shumë e ndërlikuar dhe varet prej shumë faktorëve. Në shumë disiplina shkencore (psh.: kimi, fizikë, biokimi) metodat mund të ndahen në disa baza, edhe atë sipas sasisë së substancës që analizohet, vetitë që maten dhe mënyrës si bëhet analiza.

Në esencë të gjithë metodat mund të ndahen në disa grupe: kimike, fizike, fiziko-kimike, biologjike, biokimike dhe organoleptike.

Metodat fiziko-kimike bazohen në matjet e vetive fizike që kanë lidhje me përbërjen kimike. Këto metoda kanë disa përparësi në krahasim me metodat klasike, si këto që janë:

- Ndjeshmëri dhe saktësi të lartë për rezultatet e fituara;
- shpejtësi e kryerjes së analizave;
- sasia minimale e provës (< 1 mg);
- Koha relativisht e shkurtë kryerjes së analizave, veçanërisht i rëndësishëm në procesin e prodhimit.

Me metodat fiziko-kimike zgjidhen shumë probleme strukturale, që nuk mund të zgjidhen me metodat kimike klasike. Kjo mundësohet nga zbatimi i instrumenteve përkatëse, prandaj edhe këto metoda quhen metoda instrumentale.

Metodat fiziko-kimike (instrumentale) që më shumë zbatohen janë:

- metodat spektroskopike (optike);
- metodat elektroanalitike;
- metodat kromatografike.

Metodat spektroskopike bazohen në interaksionin ndërmjet substancave që analizohen dhe rrezatimit elektromagnetik.

Metodat elektroanalitike bazohen në vetitë elektrike të analitëve në tretësirë, si pjesë e qelisë elektrokimike.

Metodat kromatografike paraqesin procese të ndarjes së substancave varësisht nga vendndodhja e tyre ndërmjet fazës mobile (lëvizëse) dhe fazës stacionare (jo lëvizëse).

3. 2. Kolorimetria

Njëri prej metodave të para fizike që është zbatuar në kiminë analitike, bazohet në matjen e intensitetit të ngjyrës së tretësirave. Gjëja e parë që vërehet te tretësirat është ngjyra dhe intensiteti i ngjyrës. Vrojtimi i tillë është shfrytëzuar në zhvillimin e llojit të ri teknik në kimi, me emrin **kolorimetria**. Me kolorimetrinë mund të bëhet identifikimi i substancës në tretësirë nga i cili vjen ngjyrimi i tretësirës. Njëkohësisht mund të përcaktohet përqendrimi i substancës nga intensiteti i ngjyrës së tretësirës. Kjo teknikë është përdorimi i parë praktik për atë që sot njihet me emrin **spektroskopia e absorpsionit molekular**.

Me termin kolorimetri nënkuptohet përcaktimi pamor i intensitetit të ngjyrës së tretësirës me përqendrim të panjohur, në një varg tretësirash me përqendrim të njohur dhe që kanë ngjyrë të njëjtë me substancën që analizohet. Në kolorimetrinë më së shumti matet intensiteti i substancave që kanë ngjyrë. Por, nëse substanca në molekulën e saj nuk përmban grup të caktuar atomik që atë e bëjnë të ketë ngjyrë, me reaksion kimik substanca mund të shndërrohet në një pomponim me ngjyrë dhe kështu në mënyrë direkte të përcaktohet përqendrimi i saj.

Mënyra e veprimit ka bërë me krahasimin e intensitetit të ngjyrës që është krijuar duke e tretë substancën që analizohet, me tretësirën e substancës së njëjtë por me përqendrim të njohur. Dallimi në intensitetin e ngjyrës, është pasojë përqendrimeve të ndryshme të substancës në tretësirën.

Dallimi në intensitetin e ngjyrës së tretësirave mund të shfaqet në dy raste:

- nëse në sasira të ndryshme të substancës që analizohet gjenden në vëllime të njëjta dhe në enën me dimension të njëjtë
- Nëse sasira të njëjta të substancës gjenden në vëllime të njëjta, por në dimensione të ndryshme të enës, që rezulton me atë se shtresat e vrojtura janë të ndryshëm, që paraqet dallim joreal të përqendrimit.

Shembulli:

Nëse në dy epruveta me dimensione të ndryshme vihen sasi të ndryshme të një tretësi (në një të 3 cm³, kurse në të dytën 6 cm³) dhe sasi të njëjtë të substancës me ngjyrë, atëherë sasia absolute e dritës së dukshme që absorbohet do të jetë e njëjtë, por, intensiteti i ngjyrës nëse vrojtohet anash te epruvetat do të jetë i ndryshëm. Intensiteti i ngjyrës mund të barazohet duke e zmadhuar trashësinë e shtresës së tretësirës, në vend të zvogëlimit të përqendrimit. Në këtë rast intensiteti i ngjyrës do të jetë i njëjtë nëse vështrohet prej lartë, por jo anash. Efekti do të jetë i njëjtë nëse epruveta me 6 cm³ tretësirë është dyfish më e gjërë se epruveta e parë (me 3 cm³ tretësirë) dhe nëse bëhet vrojtimit anash.

- **Kalorimetrat dhe principi i përcaktimit kolorimetrik**

Kolorimetri më i thjeshtë është i përbërë prej dy cilindrave, të njohura si cilindrat e Henerit (Figura 49). Në njërin prej cilindrave vendoset tretësira me përqendrim të njohur (c_1), kurse në cilindrin e dytë, prova me përqendrim të panjohur (c_2). Prej cilindrit me më shumë intensitet të ngjyrës vështruar prej lartë, lëshohet tretësira nëpër rubinetin, në fundin e enës, derisa të dy sipërfaqet, të vështruara nga lartë marrin intensitet të njëjtë të ngjyrës. Në këtë moment nëpër të dy tretësit kalon sasia e njëjtë e dritës, ose absorpsioni i njërit nga tretësit (A_1) është i njëjtë me absorpsionin e tretësirës së dytë (A_2), përkatësisht, $A_1 = A_2$.

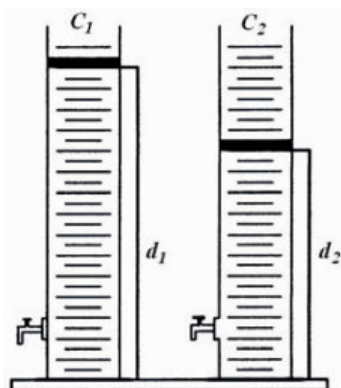


Figura 49. Cilindrat e Henerit

$$A_1 = d_1 c_1 \quad \text{dhe} \quad A_2 = d_2 c_2$$

Pasi, $A_1 = A_2$ atëherë : $d_1 c_1 = d_2 c_2$

Prej këtui del se : $c_2 = c_1 d_1 / d_2$

d – trashësia e shtresës; c – përqendrimi;

Nëse c_1 përqendrimi i njohur, kurse, d_1 dhe d_2 janë trashësitë e shtresave të vëzhguara të tretësirave me përqendrim të njohur dhe të panjohur, atëherë përqendrimi i panjohur i tretësirës me ngjyrë (c_2) do të llogaritet prej barazimit: $c_2 = c_1 d_1 / d_2$.

Prej kolorimetrit duhet të lexohen lartësitë e shtresave në të dy cilindrat (në mm ose cm) dhe vlerat të shënohen në barazimin e sipërm.

Po ashtu zbatohet edhe metoda standarde kolorimetrike, e cila bazohet në barazimin e intensitetit të rrezatimit të lëshuar nëpër provën dhe tretësirën standarde. Për këtë qëllim më së shumti përdoret kolorimetri i Dibosk-ut (Dubosq) (Figura 50).

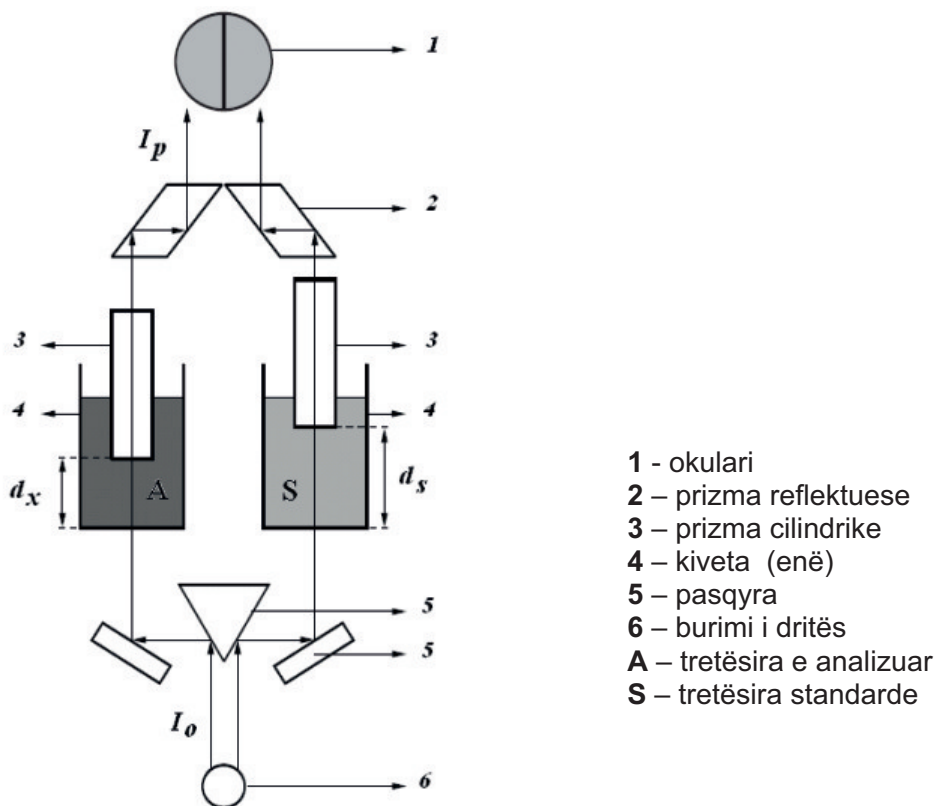


Figura 50. Kolorimetri i Diboskut (Dubosq)

Nga burimi i dritës së bardhë (drita e diellit ose lampa e volframit) emitohet rrezatimi polikromatik (I_0) që me ndihmën e pasqyrave të ndryshme drejtohet nga të dy kivetat (enët) ku gjendet tretësira standarde (S) dhe tretësira që analizohet (ose analiti, A). Rrezatimi polikromatik përmban të gjithë frekuencat (gjatësitë valore) në pjesën që shihet të spektrit.

Prizmat e qelqta që lëvizin, zhyten në tretësirat. Drita e lëshuar (I_p) përmes prizmeve reflektuese kahëzohet në okularin e instrumentit. Intensiteti I dritës hyrëse për të dy tretësirat është i njëjtë, kurse intensiteti I dritës dalëse varet prej përqendrimit dhe trashësisë së shtresës së tretësirës. Duke e rregulluar trashësinë e shtresës duhet të barazohet intensiteti i dritës së lëshuar në okullarin për të dy tretësirat. Në këtë rast absorbansa e të dy tretësirave, A_s dhe A_x do të jenë të njëjtë.

Për tretësirën standarde do të vlen barazimi : $A_s = d_s c_s$
 Për tretësirën e analizuar do të vlen barazimi : $A_x = d_x c_x$

Duke e barazuar ekuacionet do të fitohet barazim me cilin llogaritet përqendrimi i panjohur:

$$c_x = c_s d_s / d_x$$

Duke lexuar trashësinë e shtresës (d_x) në shkallën e instrumentit, mund të përcaktohet përqendrimi i panjohur (c_x) të tretësirës që analizohet.

Metoda kolorimetrike me modifikime të ndryshme ka përdorim të gjerë në analizën kimike. Por, kjo metodë nuk është me saktësi të mjaftueshëm, prandaj këto instrumente, gjithnjë e më shumë lehen pas dore nga laboratorët dhe zëvendësohen me fotometra të reja moderne dhe me spektrofotometra.

Me interes është që të dish:

Metoda kolorimetrike bazohet në përcaktimin e përqendrimit të tretësirës që ka ngjyrë. Efekti vizuel i ngjyrës në syrin shfaqet si pasojë e absorpsionit selektiv në frekuenca të caktuara (ose gjatësi valore) të pjesës hyrëse të dritës që shihet. Të gjitha frekuencat tjera të reflektuara ose të lëshuara, varësisht prej natyrës së substancës (e lëngtë ose e ngurtë), në syrin krijojnë një ndjesi të një ngjyre të dhënë.

Gjatësia valore (λ) e dritës së absorbuar është komplementare (plotësohet) me gjatësinë valore të dritës së reflektuar (ose të lëshuar). Nga përzierja optike e ngjyrave të spektrit do të fitohet ngjyra e bardhe (e diellit). Kjo njohuri është shumë e rëndësishme të sqarohet pse edhe përpos ndriçimit të Tokës me dritën e diellit të njëjtë vërehet laramani ngjyrash në objektet Laramania e ngjyrave është pasojë e asaj se objektet absorbojnë një pjesë, lëshojnë pjesën tjetër, kurse pjesën e tretë të rrezeve të dritës e kthejnë, refuzojnë. Syri i njeriut i sheh vetëm pjesën e lëshuar dhe të kthyer të rrezeve të dritës. Prej këtu edhe del se ngjyra që shihet është pjesa plotësuese e dritës së absorbuar, përkatësisht ngjyra e objektit është ngjyra komplementare e pjesës së absorbuar të dritës.

Ngjyrat komplementare diametrisht janë të kundërta (Figura 51); absorpsioni i dritës në pjesën prej 420 deri 430 nm. e bën substancën të verdhë; absorbimi i dritës në pjesën prej 500 deri 520 nm. e bën substancën të kuqe. Ngjyra e gjelbër është e vetmja dhe mund të fitohet nga absorpsioni afër 400 nm. ose 800 nm.

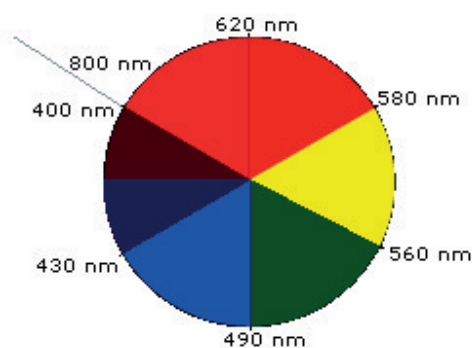


Figura 51. Ngjyrat komplementare

Ngjyra varet prej karakteristikave të dritës dhe funksioneve të syrit. Në syrin janë tre lloje receptorësh të ndryshëm që mund të detektojnë tre ngjyra themelore: të kuqen, të gjelbër, të kaltër (Fig 52). Kur këto receptorë janë të stimuluar, syri mund të sheh të gjitha ngjyrat.



Figura 52. Tre ngjyrat themelore (e kuqe, e gjelbër, e kaltër- e errët) që i stimulojnë receptorët e syrit

Stimulimet e ndryshme të receptorëve në syrin do të nxisin ndjeshmërinë për ngjyra të ndryshme (Figura 53), psh.: e verdhë ose ngjyra e kaltër.

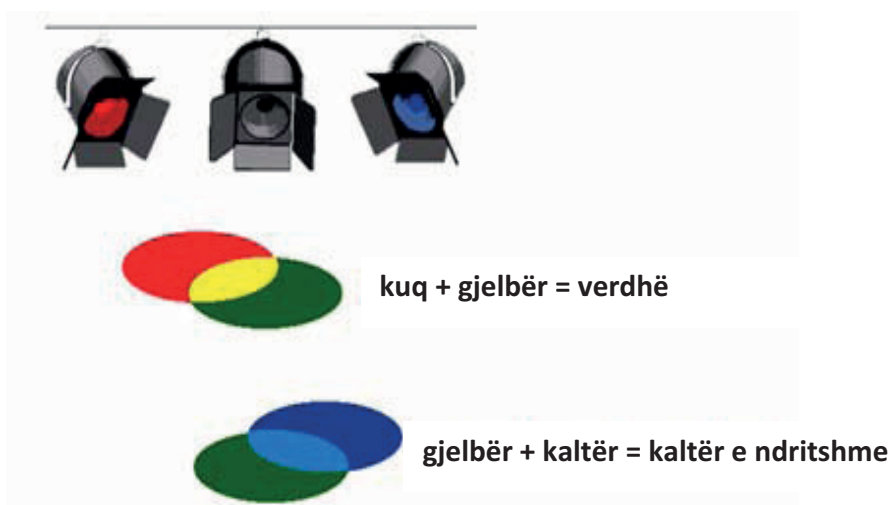


Figura 53. Stimulimi i receptorëve të syrit shkakton ndjeshmërinë e ngjyrës

Objekti është i ndriçuar me dritën e bardhë (pjesa spektrit që shihet), do të jete i verdhë nëse janë lëshuar ose reflektuar të gjithë frekuencat (gjatësitë valore) që do të shkaktojnë ndjesinë e ngjyrës së verdhë në syrin, gjegjësisht të absorbuara të gjitha frekuencat e pjesës së kaltër të spektrit që shihet (shih figurën 51). Objekti do të jetë i bardhë, nëse lëshohen ose reflektohen të gjitha frekuencat e dritës së bardhë (të ditës). Objekti do të jetë i zi, nëse absorbohen të gjithë frekuencat e dritës që shihet, hyrëse Figura 54).



Figura 54. Ngjyra e objektit varësisht prej paraqitjes së refleksionit (lëshimit) ose të absorpsionit të dritës

3. 3. Spektrofotometria

Shumica e metodave instrumentale që përdoren në veprimet analitike për analizat e substancave janë metoda spektroskopike (optike). Këta në esencë bazohen në interaksionet e tyre ndërmjet molekulave, atomeve, ose të joneve nga substancat e caktuara dhe energjisë së rrezatimit elektromagnetik – drita. Dallojme dy grupe të analizave themelore spektroskopike, analiza spektroskopike e absorpsionit dhe emisionit.

Analiza spektroskopike e absorpsionit bazohet në hulumtimin e llojit dhe sasisë së energjisë së rrezatimit të cilën substanca që analizohet e absorbon. Nga shumica e përgjithshme e energjisë së rrezatimit, substanca do të absorbojë vetëm ato frekuenca ose kuante të energjisë, të cilat do të shkaktojnë ndryshime në gjendjen energjetike të atomit ose molekulës së substancës. Mundësia që të përcaktohet **frekuenca** e rrezatimit shfrytëzohet për të bërë analizën kimike kualitative, kurse përcaktimi i **sasisë** së energjisë së absorbuar shfrytëzohet për analizën kimike kuantitative.

Analiza kimike spektroskopike e studion llojin dhe intensitetin.. e energjisë së rrezatimit të cilën e emiton substanca që analizohet. Ky emision i energjisë është rezultat i kalimit të atomit ose molekulës prej gjendjes së ngacmuar në gjendjen themelore energjetike. Në bazë të spektrit të emisionit karakteristik të substancës që hulumtohet mund të identifikohet (analiza kualitative), kurse përcaktimi kuantitativ bëhet në bazë të intensitetit të rrezatimit që emitohet.

Karakteristikat e energjisë së rrezatimit – drita

Energjia e rrezatimit nëpër ambientin kalon në formë të valës elektromagnetike (Figura 55a).

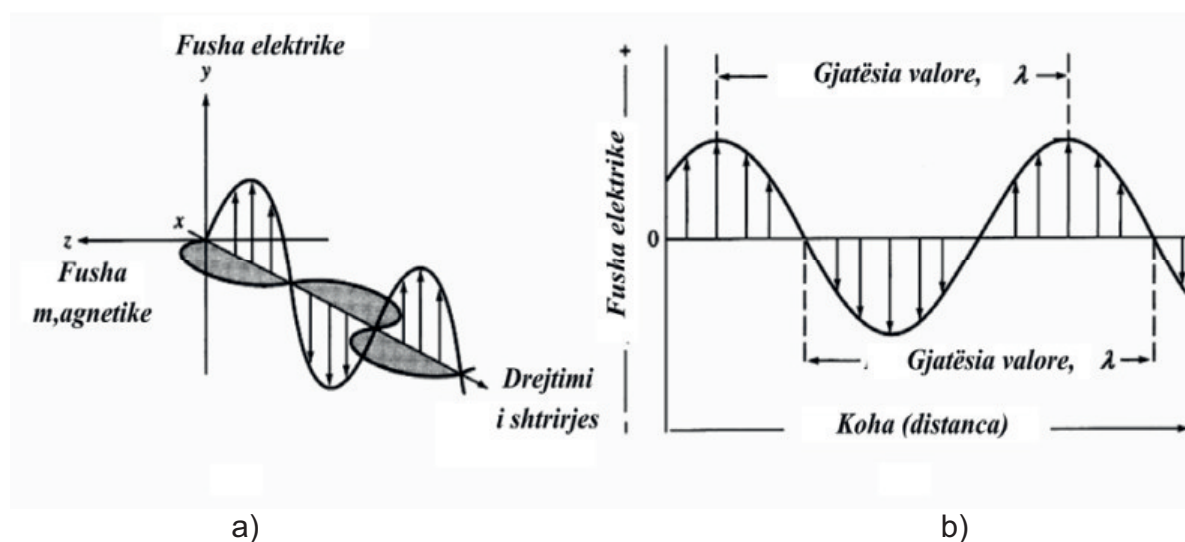


Figura 55. Valë elektromagnetike

Çdo valë elektromagnetik karakterizohet me tre madhësi (parametra):

- **gjatësia valore (λ)**, largësia ndërmjet dy funksioneve valore të njëpasnjëshme minimum/maksimum (Figura 55 b), të treguara me metra (m), centimetra (cm) ose nanometra (nm);
- **frekuenca (ν)**, numër i oscilimeve të valës elektromagnetike në sekondë; shënohet me hercë (Hz) Figura 56);
- **shpejtësia e përhapjes së valës elektromagnetike (c)**, është e barabartë me prodhimin e frekuencës dhe gjatësisë valore, $c = \lambda \nu$.

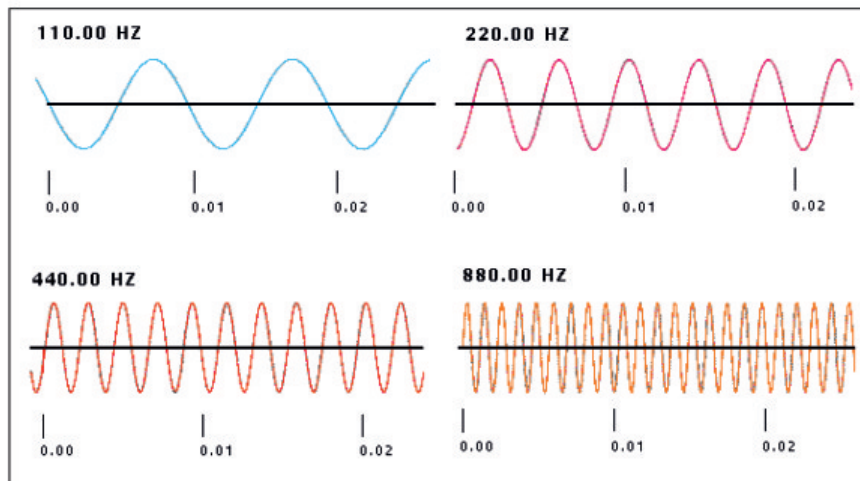


Figura 56. Frekuenca -numri i oscilimeve për njësinë e kohës (s); Matet me herca (Hz)

Energjia e rrezatimit karakterizohet me natyrën e dyfishtë:

- valore dhe
- korpuskulare. (thërmore)

Natyra valore e dritë mundëson që energjia e rrezatimit të përhapet nëpër hapësirën në formë të valëve elektromagnetike. Natyra korpuskulare e dritës e karakterizon natyrën kuantike të saj sipas cilës drita paraqet shumë te kuanteve elementare (fotoneve) të energjisë. Çdo kuant ka një sasi të caktuar të energjisë të treguar ma barazimin:

$$E = h \nu \quad (E \text{ energjia e fotonit; } h - \text{konstanta e Plank-ut, } 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js})$$

$$\text{prej këtu del se : } \quad c = \nu \lambda; \quad \nu = c / \lambda \quad \quad E = h c / \lambda$$

c shpejtësia e përhapjes së rrezatimit elektromagnetik në vakum, 3×10^{10} cm/s

Prej barazimit të sipërm mund të përfundohet se energjia e fotonit është në proporcion të zhdrejtë me gjatësinë valore të dritës monokromatike. Proceset e absorpsionit dhe të emisionit të energjisë së rrezatimit janë procese të kuantit që bëhen në porcione të caktuara ose kuante të energjisë.

Frekuenca, shpejtësia dhe gjatësia valore e rrezatimit elektromagnetik varen prej natyrës së ambientit ku bëhet përhapja e rrezatimit. Spektri elektromagnetik (spektri EM) paraqet vargun e rrezatimit (radiovalët, mikrovalët, drita infra e kuqe (IR), drita që shihet (DSH), drita ultraviolete (UV), rrezet -X- dhe rrezet gama), të renditura sipas gjatësive valore/frekuecave (Figura 57). Çdo vije spektrale l përgjigjet një kalimi të dhënë energjetik. **Drita që shihet është vetëm një pjesë e vogël e spektrit EM dhe i vetmi rrezatim që mund të shihet, përkatësisht të regjistrojë syri i njeriut.**

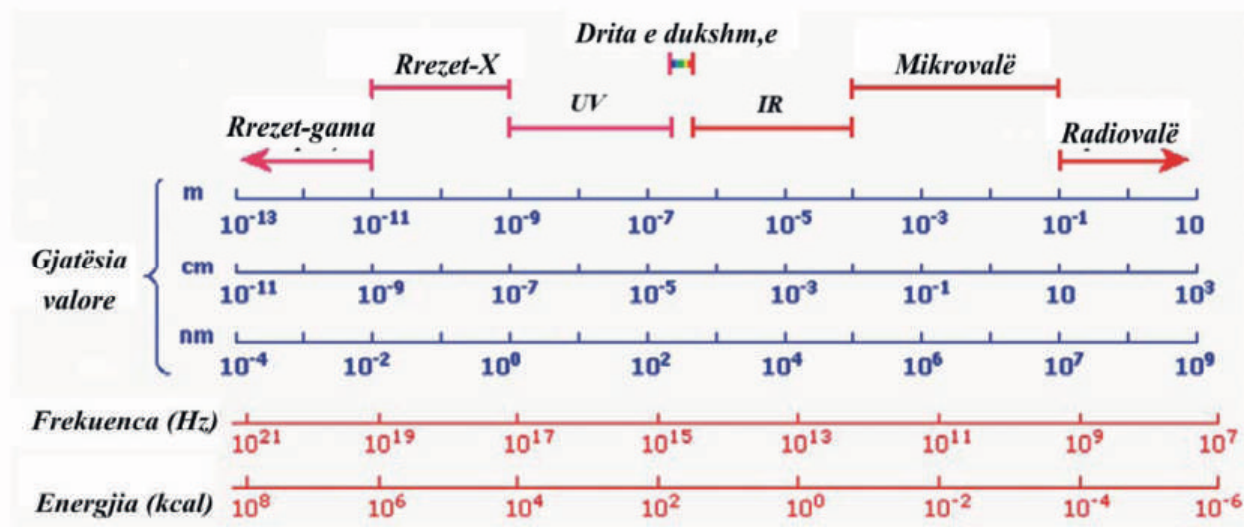


Figura 57. Spektri elektromagnetik

Pjesa e rrezatimit elektromagnetik që përfshin UV dhe DSH zonat spektrale quhen spektra elektronike, pasi në rrezatimin marrin pjesë elektronet e lidhjes. Spektrat elektronike krijohen për shkak të absorpsionit të rrezatimit ultraviolet ose që shihet nga ana e molekulës së ndonjë substance në pjesën spektrale UV prej 190 deri 380 nm. ose në anën spektrale të DSH prej 380 deri 900 nm. Struktura kimike e komponimit e determinon absorpsionin e rrezatimit elektromagnetik me gjatësi valore të caktuar. Substancat që kanë ngjyrë japin spektra elektronike DSH. Drita e bardhë (e ditës) ka rrezatimin elektromagnetik prej 190 deri 380 nm karakteristike për zonën spektrale të DSH.

Paraqitja grafike e absorbansës si funksion e gjatësisë valore paraqet spektrin e absorpsionit të substancës që analizohet (Figura 58). Vlera më e lartë e absorpsionit e quajtur maksimum i absorpsionit (pik-kulm), gjendet në gjatësinë valore të caktuar, e shënuar me λ_{max} (lamba maksimum). Gjatësia valore e absorpsionit maksimal është vlerë karakteristike për një substancë të dhënë. Hulumtimet bëhen në tretësirë, kurse përdoren tretësit që nuk absorbojnë në zonën që analizohet sic është uji, etanoli, heksani, cikloheksani etj.

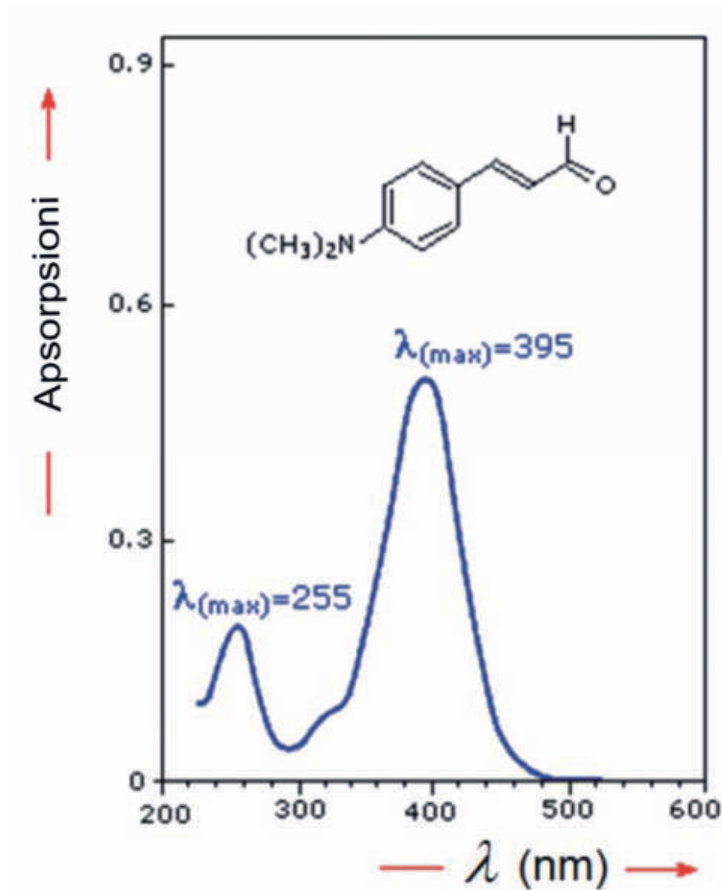


Figura 58. Spektri i absorpsioni të substancës që analizohet

- **Spektroskopia e absorpsionit kuantitativ**

Ne spektroskopinë e absorpsionit kuantitativ përdoret **drita monokromatike**. Kjo dritë karakterizohet me gjtësin valore saktësisht të caktuar ose frekuencë. Drita monokromatike fitohet nga shpërbërja e dritës me sisteme të ndryshme disperzuese, të quajtura monokromatorë, siç janë prizmat te rrjetat e difraksionit (Figura 59).

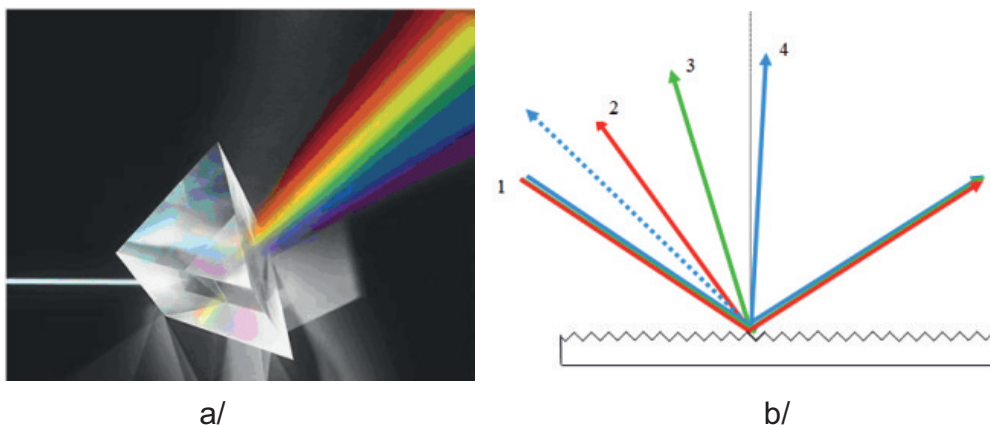


Figura 59. Shpërbërja e dritës së rëndomtë me:
a/ prizëm; b/ rrjetë e difraksionit (1-drita hyrëse; 2, 3, 4-rrezet monokromatike me gjatësi valore saktësisht të dhënë)

Ndryshimet kuantitative ne procesin e absorpsionit te energjisë ndiqen me matjet e intensitetit te dritës hyrëse (I_0) dhe intensitetit te dritës dalëse (I). Nëse ndodhin ndryshime ne gjendjen energjetike te atomit (molekulës), intensiteti I dritës dalëse do të zvogëlohet si rezultat i absorpsionit të një pjese të rrezatimit nga ana e substancës që analizohet (Figura 60).

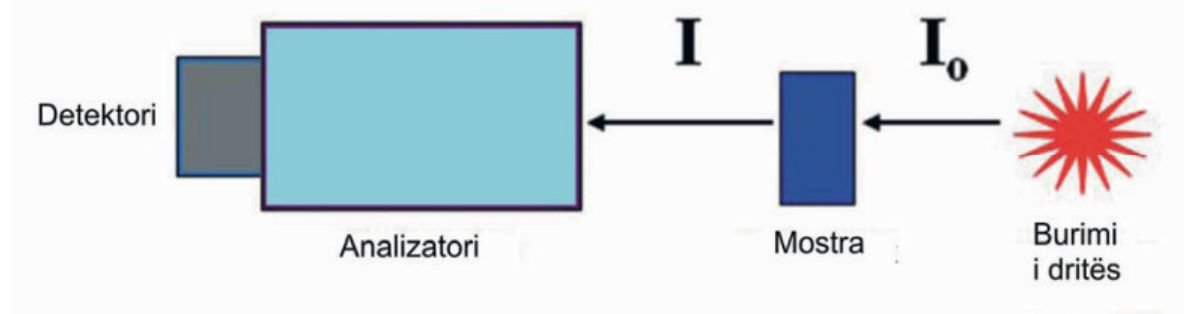


Figura 60. Paraqitje skematike e procesit të absorpsionit

Drita kaluese (kalueshmëria ose transparenca, T) është pjesë e dritës hyrëse që ka mbetur e pa absorbuar nga substanca e provës. Transparenca është raporti i intensitetit të dritës kaluese dhe intensitetit të dritës hyrëse.

$$T = I/I_0; \quad \%T = (I/I_0) \times 100 \quad (\text{nëse } T \text{ është dhënë në përqindje)}$$

Nëse intensiteti i dritës së lëshuar është e barabartë me intensitetin e dritës hyrëse ($I=I_0$), atëherë transparenca do të jetë maksimale ($T=100\%$), që dmth se e gjithë energjia e dritës hyrëse do të kalojë nëpër provën (dhe nuk do të absorbohet).

Nëse intensiteti i dritës së lëshuar është minimal ($I=0$), atëherë edhe transparenca do të jetë po ashtu minimal ($T=0\%$), që dmth se e gjithë energjia e dritës hyrëse, absorbohet nga ana e provës.

Terma absorpsion ka të bëjë me pjesëmarrjen dritës hyrëse që është absorbuar:

$$\text{Absorpsioni} = [(I_0 - I) / I_0] \times 100 (\%)$$

Terma absorpsion (A) paraqet logaritëm negativ me bazë dekadë të vlerës se transparençës (T):

$$A = -\log (I/I_0); \quad A = \log (I_0/I)$$

- **Ligji i Lamber Ber-it**

Spektroskopia e absorpsionit kuantitativ bazohet në ligjin e Lamber- Ber-it (Lamber-Beer) ligj i cili thotë: **Zvogëlimi relativ i intensitetit te dritës se lëshuar (I) nëpër tretësirën është proporcional me trashësinë e shtresës (d) (ose gjatësisë së rrugës optike) dhe përqendrimit (c) të substancës që analizohet** (Figura 61). Ky ligj mund të zbatohet vetëm për tretësirat e holluara, kurse gjatë matjes përdoret drita monokromatike.

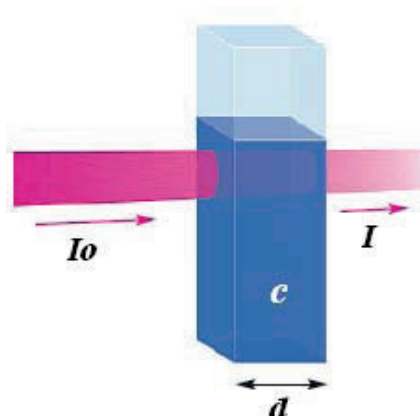


Figura 61. Paraqitje skematike i ligjit të Lamber-Ber-it

Sasia e dritës së absorbuar tregohet me absorbansën:

$$A = \log(I_0/I) = k c d$$

I_0 – intensiteti i rrymës hyrëse

I - intensiteti i rrymës dalëse

k – koeficienti i absorpsionit (ose indeksi i absorpsionit), varet prej gjatësisë valore të dritës dhe natyrë e ambientet ku kalon

c – përqëndrimi i tretësirës

d – dendësia e shtresës (ose gjatësia e rrugës optike)

Nëse absorbansat e tretësirës që analizohet vendosen në sistemin koordinativ, në ordinatë (y), kurse përqëndrimi i tretësirës që analizohet në boshtin (x) do të krijohet pasqyrim grafik i ligjit të Lamber-Ber-it (Figura 62). Prej lakores së krijuar të quajtur lakore e kalibrimit ose lakore e punës për një gjatësi valësh të caktuar, në mënyrë direkte mund të përcaktohet përqëndrimi i panjohur i substancës në tretësirë.

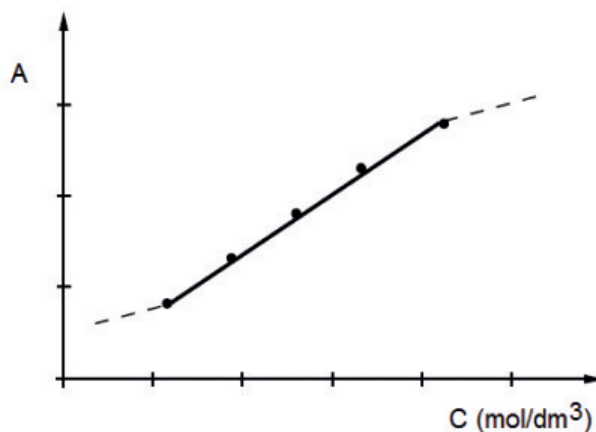


Figura 62. Pasqyrimi grafik i ligjit të Lamber-Ber-it

Në figurën 62, me vijë të plotë (—) është treguar varësi lineare e absorbansës prej përqëndrimit. Pjesët me ndërprerje (----) të lakores (Figura 62) tregojnë shmangien prej ligjit të Lamber-Ber-it, që mund të paraqiten për shkak të ndryshimeve kimike, siç janë disocijimi i molekulave në tretësirat e holluara ose, polimerizimi, ose krijimi i komplekseve tek tretësirat e ngimë. Çdo shmangie prej

vijës së drejtë tregon se substanca që analizohet, me këtë zonë të përqendrimit nuk sillet sipas ligjit të Lamber –Berit.

Ndryshimi i intensitetit të dritës pas absorpsionit të rrezatimit elektromagnetik, matet me instrumente, fotometra. Këto përbëhen prej këtyre pjesëve: burimet e rrezatimit (llapma e deuteriumit për zonën ultraviolete dhe llapma e volframit për zonën që shihet), selektorëve të gjatësi valore, të ashtuquajtur. monokromatorë (filtër me ngjyrë, prizma dhe rrjetat e difraksionit që shërbejnë për të fituar dritën monokromatike), pjesët optike, enë për provën në kivetat prej kuarci ose plastike), dhe detektori për matjen e dritës kaluese. Instrumentet me filterë quhen **filterfotometra**, kurse instrumentet me prizmat ose rrjetat e difraksionit quhen **spektrofotometra**. UV/DSH spektrofometrat matin absorbansën ose transparencën për zonën me gjatësi valësh prej 200 deri 900 nm. Metoda bazohet në matjen e forcës së dritës së apsorbuar, përkatësisht të dritës që ka kaluar.

Me spektrofotometrën DSH të treguar në fig 63 mund të përcaktohet spektri i absorpsionit për një substancë të panjohur. Thjerrëza e fokuson dritën me qëllim që të pengohet difraksioni (thyerja) e dritës, kurse prizma e jep spektrin e dritës dhe të ngjyrave të saj. Ngjyrat që fitohen prej detektorëve paraqesin gjatësitë valore që nuk i ka absorbuar prova.

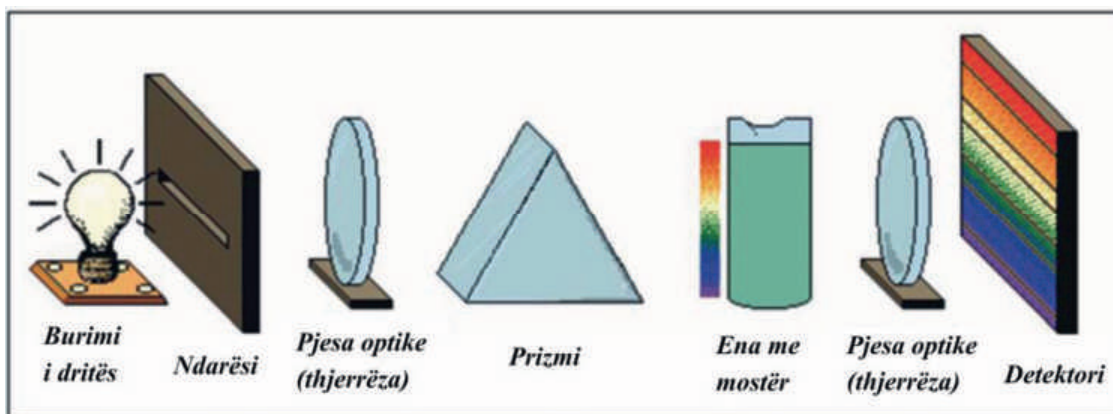


Figura 63. Pasqyrimi skematik i spektrometrit DSH

Sot në përdorim gjenden një numër i madh instrumentesh të llojeve të ndryshme që mund të përdoren në mënyrë alternative për matjen edhe në pjesën ultraviolete edhe në pjesën që shihet të spektrit (Figura 64).

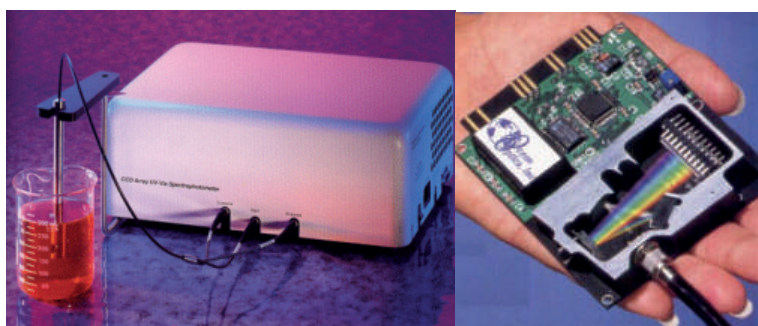


Figura 64. Spektrofotometra llojesh të ndryshme

- **Përcaktimi spektrofotometrik i përbërjes së fosfateve në ujërat natyrore**

Fosfatet në ujërat natyrore gjenden kryesisht si ortofosfate, PO_4^{3-} , ose si polifosfate, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ dhe $\text{P}_3\text{O}_{10}^{5-}$. Këto polifosfate mund të hidrolizojnë dhe të kalojnë në ortofosfate. Cili nga këto anione do të gjenden në sasi më të madhe, varet nga pH i ambientit.

Në prani të një agensi reduktues, fosfatet reagojnë me molibdatin e amonit dhe krijojnë një ngjyrim të kaltër, intensiteti i cilit qëndron në proporcion të drejtë me përqendrimin e tretësirës (Figura 65).



Figura 65. Tretësirat standarde të fosfateve

Përqendrimi i fosfateve në provat e ujit përcaktohet nga vlerat e absorbansës së lexuar (A) për përqendrime të caktuara tretësirash standarde të fosfateve (përqendrim i masës, mg/cm^3).

A. Përgatitja e lakores standarde

Tretësira e punës A: 0, 11 g KH_2PO_4 treten në ujë të distiluar në poçin matës prej 250 cm^3 . Nëse përqendrimi tregohet me përmbajtjen e fosforit në kripën, tretësira e punës A përmban 100 mg. fosfor në 1 dm^3 .

Tretësira e punës B: 10 cm^3 të tretësirës A hidhen në poçin matës prej 250 cm^3 , i cili mandej plotësohet me ujë të distiluar deri te vija e markuar.

Tretësira e kombinuar: përgatitet duke përzier këto tretësira:

a/ 500 cm^3 tretësira e acidit sulfurik me $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2, 5 \text{ mol}/\text{dm}^3$,

b/ 50 cm^3 tretësirë e tartarat i kalium antimonit (1, 371 g $\text{K}(\text{SbO})\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$. $1/2 \text{ H}_2\text{O}$ treten në ujë të distiluar që mandej plotësohet deri në 500 cm^3),

c/ 150 cm^3 tretësirë e molibdat amonit, e cila përgatitet duke tretë 20 g $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{26} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ në 500 cm^3 ujë,

d/ 300 cm^3 tretësirë të acidit askorbik (5, 28 g acid askorbik treten në 300 cm^3 ujë të distiluar).

Tretësira e kombinuar ruhet në shishe plastike vetëm një ditë.. Gjithmonë përdoret vetëm tretësira e gatuar freskët.

Reaksioni i ngjyrosur:Prej tretësirës së punuar B duke e dalluar, përgatiten një varg hollimesh me përqendrime 0, 2; 0, 4; 0, 6; 0, 8 dhe 1, 0 mg. fosfor /dm³, duke pipetuar nga 5, 0; 10, 0; 15, 0; 20, 0 dhe 25, 0 cm³ në poçe matëse të veçanta prej 100 cm³. Në çdo poç shtohen nga 50 cm³ ujë të distiluar, 13 cm³ tretësirë të kombinuar, dhe pastaj plotësohen me ujë të distiluar deri tek vendi i shënuar. Tretësirat e përgatitura kështu, lehen në errësirë saktësisht, 30 min.

Shënimi i absorbansës: Pas përfundimit të reaksionit të ngjyrit, në vargun e hollimeve lexohen (shënohen) absorbansat (A) në gjatësinë valore prej 880 nm në raport me ujin e distiluar si provë e verbër (Figura 66).

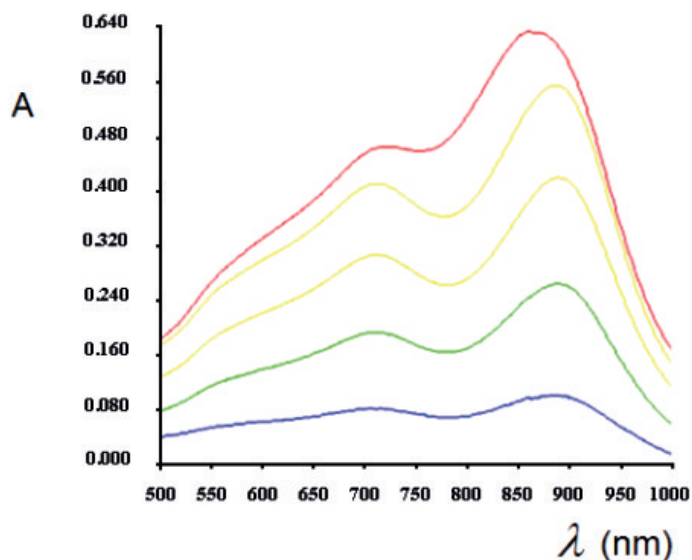


Figura 66. Spektri i absorbansionit DSH për fosfatet

Prej vlerave të shënuara të absorbansës (A) për një përqendrim të caktuar të tretësirave standarde të fosfateve (mg/cm³), konstruktohet lakore standarde (Figura 67).

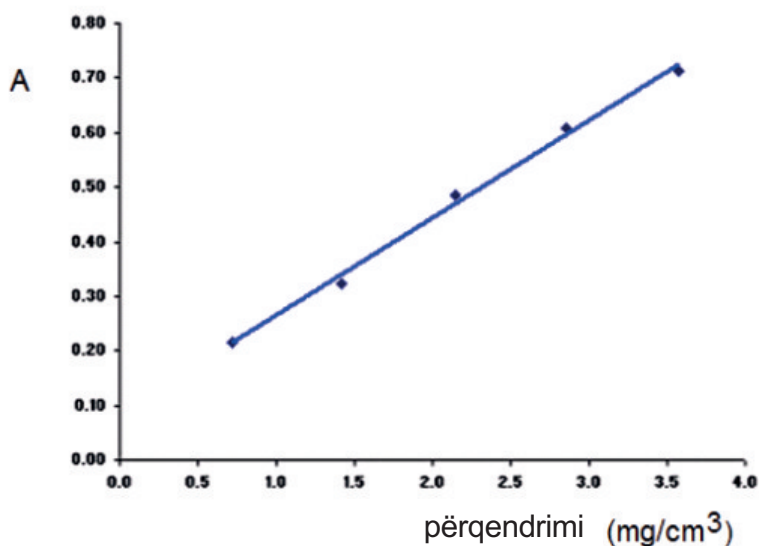


Figura 67. Lakore standarde për përcaktimin e fosfateve

B. Analiza e provave të ujit

Provat e ujit për të analizuar hollohen në këtë mënyrë: 10 cm³ provë pipetohen në poçin matës prej 100 cm³ dhe plotësohen me ujë të distiluar deri në vijën e markuar. Prej tretësirës së holluar prej poçit të ri merren 50 cm³ shtohen 13 cm³ nga tretësira e kombinuar dhe plotësohet deri 100 cm³ me ujë të distiluar deri në shenjën. Provat e ujit të përgatitura analizohen pasi të shfaqet ngjyra në pajtim me metodën për reaksionin me ngjyrë dhe shënim të absorbansës.

C. Llogaritja i sasisë së fosfateve në ujin

Prej vlerës së fituar në spektrin e absorbansës së DSH dhe nga lakorja standarde, duke përfshirë edhe llogaritjet e bëra për hollimet, përcaktohet përqendrimi i fosfateve në provat e analizuar të ujit.

Pyetje dhe detyra:

1. Numëro përparësitë e metodave instrumentale?
2. Si janë ndarë metodat fiziko-kimike?
3. Ç, kuptohet nga termi kolorimetri?
4. Sqaro principin e përcaktimeve kolorimetrike!
5. Në se bazohen metodat spektrofotometrike?
6. Cili është dallimi midis analizës spektrale të absorbacionit dhe analizës spektrale të emisionit?
7. Me cilat madhësi karakterizohet çdo valë elektromagnetik?
8. Ç, është spektri elektromagnetik?
9. Cilën pjesë e spektrit elektromagnetik, mund të regjistrojë syri i njeriut?
10. Ç, paraqet dritë monokromatike dhe si fitohet?
11. Si thotë ligji i Lamber –Ber-it?
12. Sqaro kuptimet absorbansë dhe transparencë.

3. 4. Refraktometria

Refraktometria është metodë që merret me përcaktimin e **indeksit të thyerjes së dritës** ose **indeksit të refrakcionit**.

Shpejtësia e dritës në vakum është gjithmonë e njëjtë. Kur drita lëviz nëpër një ambient tjetër, atëherë udhëton shumë më ngadalë si rezultat i proceseve të vazhdueshme të interaksionit (absorpsionit dhe emisionit) me atomet dhe molekulat e ambientit. Raporti shpejtësisë së dritës në vakumin (v_{vv}) dhe në ndonjë ambient tjetër (v_{ss}) është definuar si **indeksi i refrakcionit**, që shënohet me n .

Në praktikë, në vend në vakum, krahasimi bëhet ndaj ajrit, në ç, rast merr edhe shprehjen **indeksi i refrakcionit relativ** (n_r).

$$n = \frac{v_{vv}}{v_{ss}} \quad n_r = \frac{v_{vd}}{v_{ss}}$$

v_{vv} – shpejtësia e përhapjes së dritës në vakum (m/s)

v_{ss} –shpejtësia e përhapjes së dritës në ambientin e analizimit (m/s)

v_{vd} – shpejtësia e përhapjes së dritës në ajër (m/s)

Kur drita kalon prej ajrit në një ambient tjetër (substance të ngurtë ose të lëngët), bëhet thyerje e rrezeve të dritës në sipërfaqen kufitare përkatësisht të kontaktit midis dy fazave dhe zvogëlim i shpejtësisë së dritës gjatë kalimit në ambientin me dendësi optike më të lartë (Figura 68).

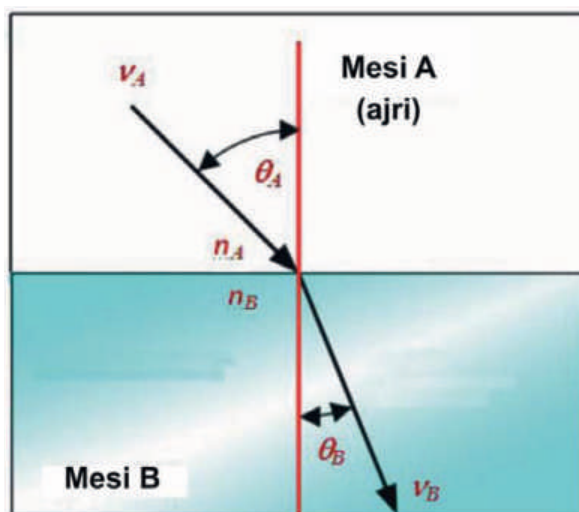


Figura 68. Thyerje e dritës në sipërfaqen kufitare midis dy ambienteve

Raporti i indeksit të refrakcionit për ambientin A dhe ambientin B, siç shihet në figurën 68, është treguar me shprehjen:

$$\frac{v_A}{v_B} = \frac{\sin \theta_A}{\sin \theta_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

v_A – shpejtësia e dritës në ambientin A (ajër) (m/s)
 v_B – shpejtësia e dritës në ambientin B (m/s)
 θ_A – këndi i rënies së dritës në ambientin A (°)
 θ_B – këndi i thyerjes së dritës në ambientin B (°)
 n_A – indeksi i refrakcionit në ambientin A
 n_B – indeksi i refrakcionit në ambientin B

Indeksi i refrakcionit është madhësi pa dimension dhe varet prej natyrës së ambientit, temperaturës së mjedisit dhe gjatësisë valore të dritës që kalon nëpër ambientin që analizohet. Për shumicën e substancave, vlera e indeksit të refrakcionit sillet midis 1, 3000 dhe 1, 7000.

Indeksi i refrakcionit varet prej temperaturës së provës që analizohet dhe nga gjatësia valore e dritës. Prandaj vlera e matur e indeksit të refrakcionit, tregohet në këtë mënyrë:

$$n_D^{20} = 1,3742$$

20 – temperatura (°C) në cilën bëhet analiza;

D – gjatësia valore e dritës (vija D e natriumit në 589 nm).

Me rritjen e temperaturës, indeksi i refrakcionit zvogëlohet. Ky ndryshim është rezultat i zvogëlimit të dendësisë së lëngjeve nga zmadhimi i temperaturës, që edhe mund të pritët për shkak të rritjes së shpejtësisë së dritës nëpër lëngjet. Për shumicën e substancave organike të lëngtë refrakcioni zvogëlohet për 0, 0005 për çdo 1° C zmadhim të temperaturës. Kurse për ujin, indeksi i refrakcionit zvogëlohet për vlerën 0, 0001 për çdo ndryshim të temperaturës për 1 °C.

Vlerat e indeksit të refrakcionit për disa substance janë dhënë në tabelën 7.

Tabela 7. Indeksi i refrakcionit për disa substanca

materiali	n_D^{20}	vaji eterik	n_D^{20}
vakum	1, 0000	trëndafili	1, 4570-1, 4630
ajër	1, 0003	eukalptusi	1, 4580-1, 4700
akulli	1, 3091	livandë	1, 4590-1, 4700
uji	1, 3325	mendër	1, 4590-1, 4650
etanoli	1, 3624	rozmarinë	1, 4640-1, 4760
kuarçi	1, 544-1, 533	portokalli	1, 4723-1, 4737
aëli	1, 52	limoni	1, 4738-1, 4755
klorid natriumi	1, 54		
rubini	1, 92		
diamanti	2, 417		
safiri	1, 757-1, 779		

Indeksi i refrakcionit shpesh here përdoret në përcaktimin e kualitativ dhe kuantitativ të substancave. Përcaktimi kualitativ i një substance të panjohur bëhet duke e krahasuar vlerën e matur me vlerën e indeksit të refrakcionit të treguar në tabelën 7. Po ashtu, indeksi i refrakcionit shfrytëzohet në përcaktimin e shkallës së pastërtisë së substancës që analizohet. Përcaktimi kuantitativ i përqendrimit të substancës së tretur në tretësirë bëhet duke e krahasuar indeksin e refrakcionit të matur me vlerat e lakores standarde. Në figurën 69 është treguar lakore standarde e sakarozës, me cilën nga vlera e indeksit të refrakcionit përcaktohet përqendrimi i sakarozës në tretësirë.

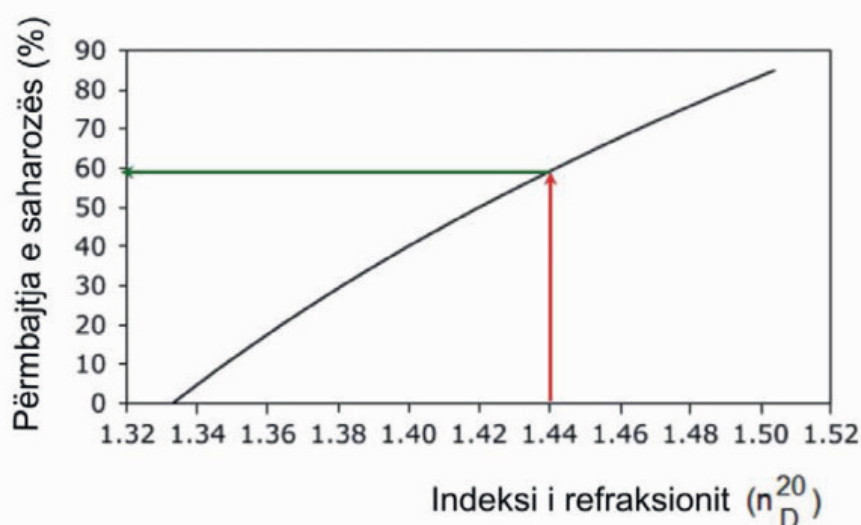
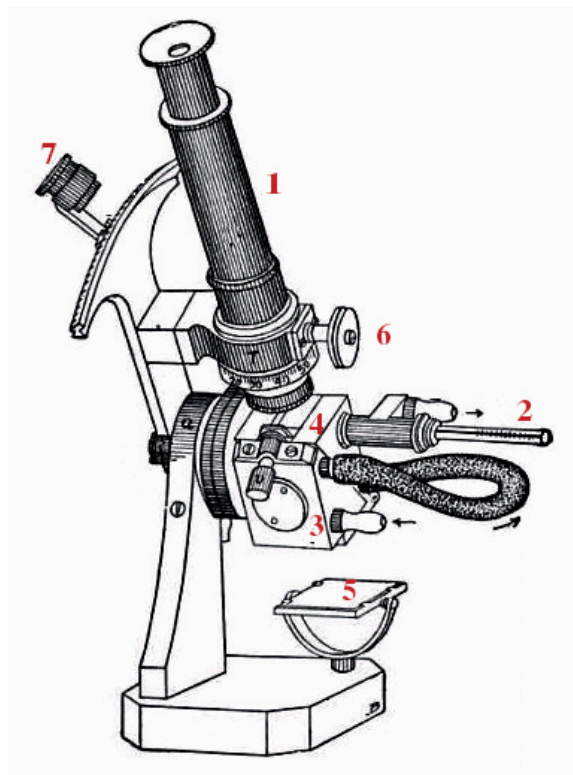


Figura 69. Lakore standarde e sakarozës

Për të përcaktuar indeksin e refrakcionit përdoret refraktometri i Abe-së (Abbe), si edhe disa refraktometra manualë.

- **Përcaktimi i indeksit të refrakcionit**

A. Përcaktimi me refraktometrin e Abe-së - Prova cilës duhet t, i përcaktohet indeksi i refrakcionit vendoset midis dy prizmave (3-prizma të palëvizshme poshtë, dhe 4- prizma të lëvizshme –lartë, Figura 70), në ç, rast krijohet prej provës së lëngët një film i hollë midis dy prizmave. Rrezet e dritës binë mbi sipërfaqen e prizmës së sipërme dhe thyhet (thyerja e parë midis ajrit dhe qelqit), mandej bëhet edhe thyerja e dytë (midis qelqit –provë e lëngët). Përmes okularit (1, Figura 70) shihet a është krijuar kufiri midis fushës së ndriçuar dhe të errët. Në të kundërtën, rrotullohet rregullatori (i shënuar me 6 dhe 7). Që të krijohet kufiri i prerë midis fushës së ndikuar dhe të errët (Figura 71a) vendoset pozicioni i burimit të dritës. Shënohet indeksi i refrakcionit (Figura 71b). Njëkohësisht shënohet edhe temperatura në termometrin (2, Figura 70). Shumica e refraktometrave të ndryshme janë të pajisura me termometra dhe një pjese shtesë nëpër cilën qarkullon uji që temperatura të mbetet konstant (temperatura zakonisht është 20° C ose 25° C).



- 1 – okulari; 2 – termometri; 3 – prizëm e palëvizshme; 4 –prizëm e lëvizshme;
5 – burimi i dritës; 6 – rregullatori për ndjeshmërinë e fushës së ndriçuar dhe të errët;
7 – rregullatori i shkallës së indeksit të refrakcionit

Figura 69. Refraktometri i Abe-ut

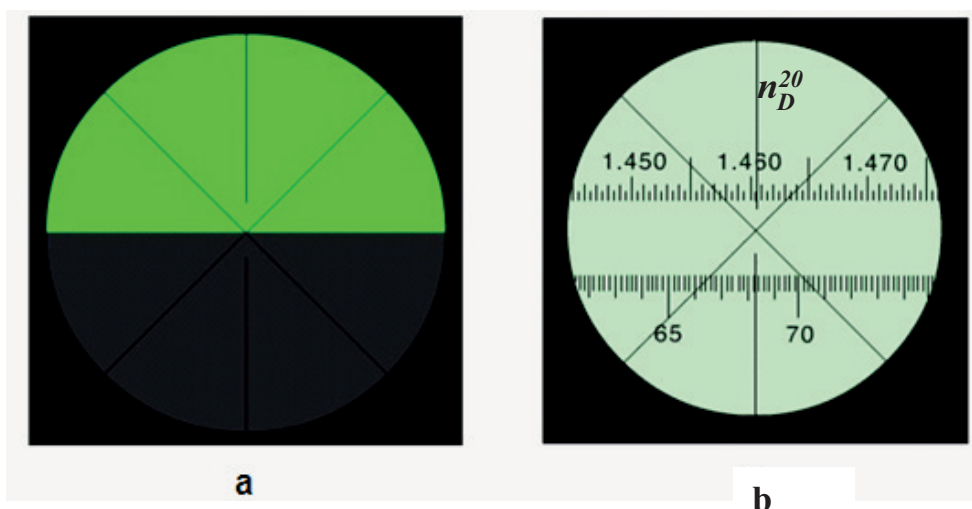
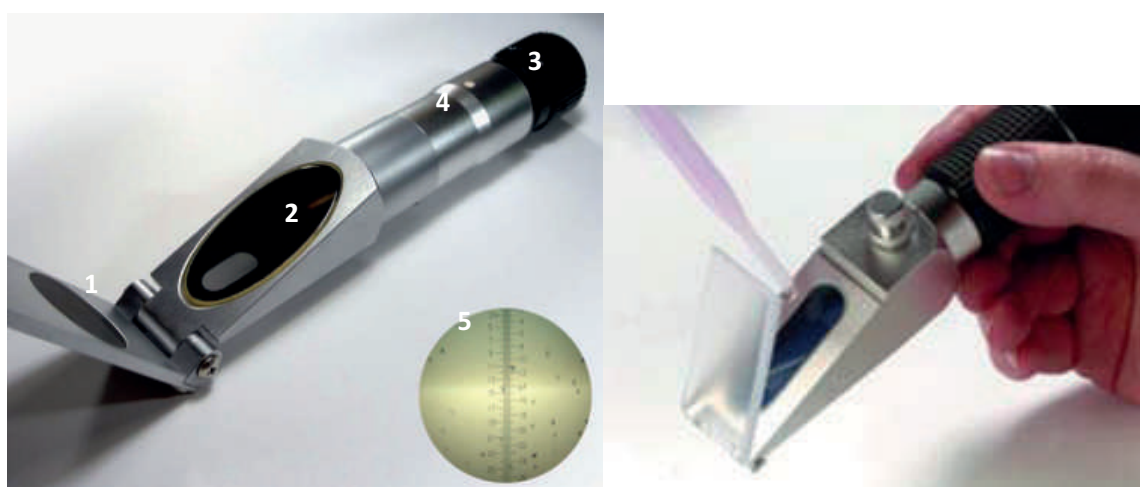


Figura 70. a/ Fushë e ndriçuar dhe e errët; b/ vlera e indeksit të refrakcionit

Pas përfundimit të matjes, prova që analizohet hiqet nga prizmat pastrohet me material prej pambukut ose me letër që ka aftësi të lartë për thithjen e lëngjeve (sh. palloma prej letre) dhe mandej me etanolin.

B. Përcaktimi me refraktometrin manual - Hapet kapaku (1) mbi prizmin (2) dhe në vetë prizmin vendoset prova që analizohet. Me ndihmën e rregullatorit (3) që gjendet në vetë okularin (4) rregullohet krijimi kufirit të prerë midis fushës së ndriçuar dhe të errët (5). Në okularin, në pjesën e shkallëzuar shënohet vlera e indeksit të refrakcionit (5, Figura 72).



1 - kapaku; 2 – prizëm; 3 – rregullatori; 4 – okulari; 5 – fusha e ndriçuar dhe e errët

Figura 72. Refraktometri manual (i dorës)

Shpesh here, refraktometrat manualë, kanë shkallë të Briksit (*Brix*) të dhënë si (Brix% ose °Be, Figura 73a), si dhe shkallë të përcaktimit të alkoolit (Figura 73b) dhe shkallë të përcaktimit të dendësisë relative (Figura 73c).

Nga shkalla e Briksit në mënyrë të drejtpërdrejtë mund të përcaktohet përqendrimi i substancës që analizohet në tretësirë, për shembull sasia e sakarozës në tretësirën ujore. Nëse është përcaktuar një vlerë prej Brix 10%, kjo do të thotë se në tretësirën ujore, në sasinë prej 100 g gjenden 10 g sakarozë dhe 90 cm³ ujë.

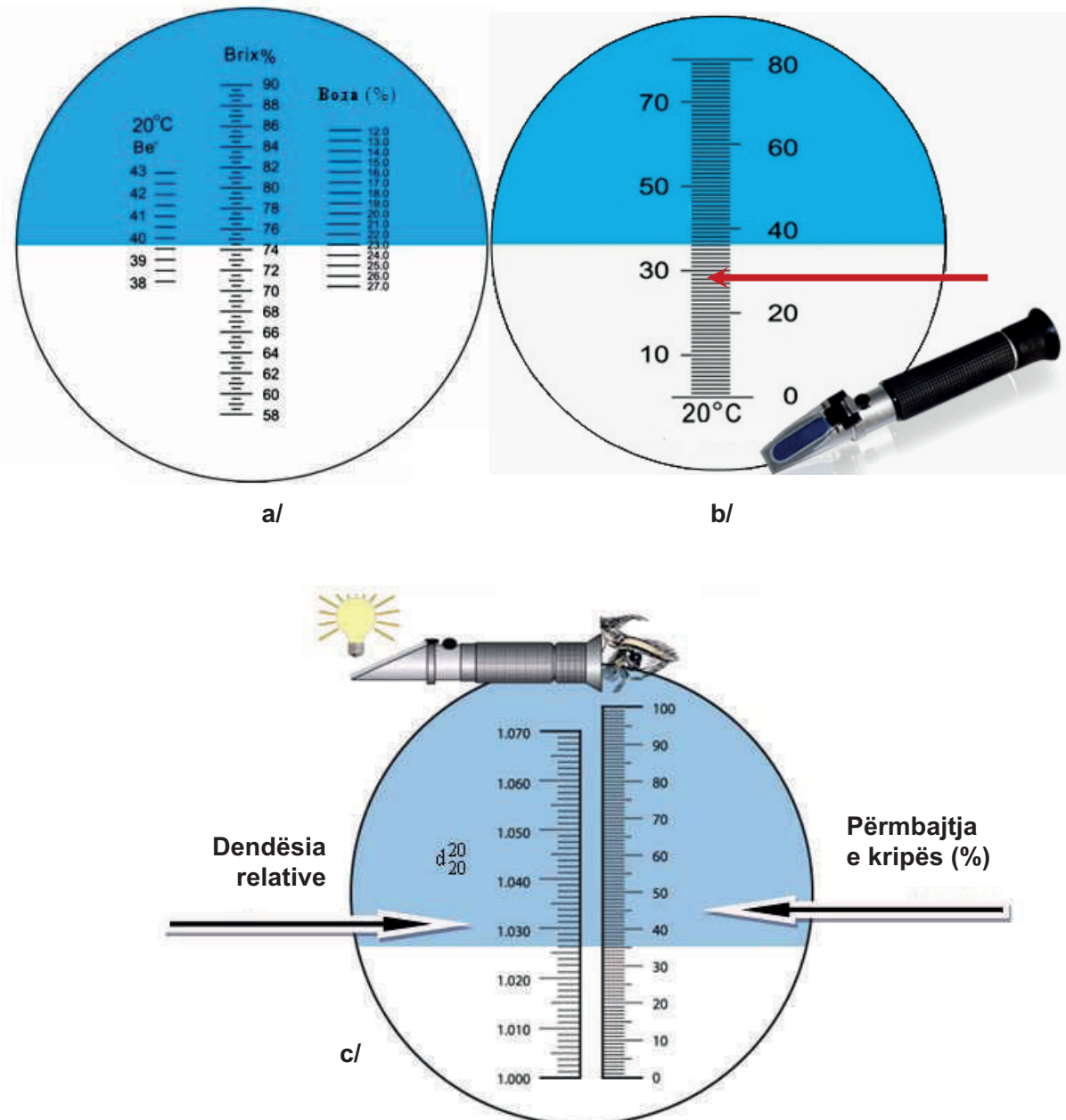


Figura 73. Refraktometri me shkallë për:
a/ Shkallë sipas Briksit; b / përcaktimin sa alkool përmban;
c/ përcaktimin e dendësisë relative

interesant është që të dish:

Thyerja e dritës është lakimi i rrezeve të dritës, kur këto kalojnë prej një mjedisi në tjetrin. Rrezja e dritës lakohet nën një kënd të caktuar që varet nga raporti i shpejtësisë së përhapjes në mjedisin dhe mjedisit ku bëhet lakimi i dritës. Rrezet e diellit që reflektohen nga peshku në ujë, lakohen kur kalojnë në ajër ku lëvizin me shpejtësi të lartë. Gjykohet se drita vjen nga pjesë e ujit që është mbi pozitën e vërtetë të peshkut (Figura 74).

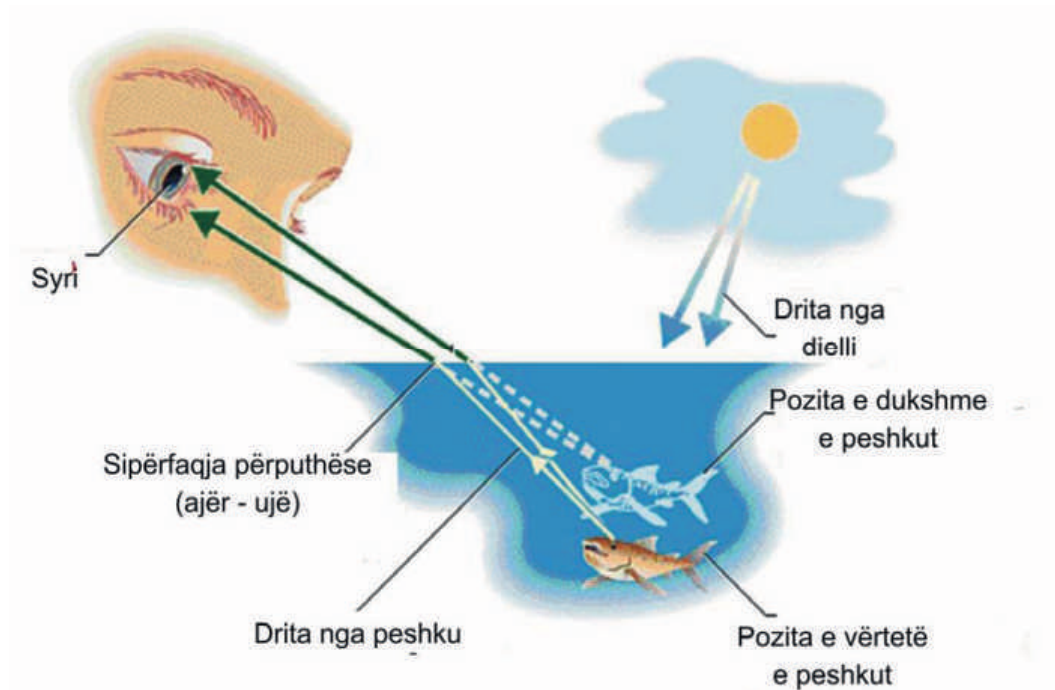


Figura 74. Lakimi i dritës në natyrë

Ushtrime:

1. Me ndihmën e refraktometrit të Abesë ose refraktometrit manual, përcakto indeksin e refrakcionit të tretësirës së klorid natriumit me pjesëmarrje të masës $w(\text{NaCl}) = 10\%$ dhe tretësirë me $w(\text{NaCl}) = 25\%$.
2. Prej vlerës së indeksit të refleksionit të tretësirës ujore të sakarozës, sipas figurës 73, përcakto pjesëmarrjen e sakarozës në tretësirën.

3.5. Polarimetria

Polarimetria si metodë instrumentale bazohet në interaksionin midis substancës me aktivitet optik dhe dritës së polarizuar linear me gjatësi të dhënë valore, në ç'rast rrafshi i dritës së polarizuar rrotullohet djathtas ose majtas, me një kënd të caktuar α .

Aktivitet optik kanë të gjitha substancat që karakterizohen me një cilësi që quhet hiliaritet (asimetri) në molekulat e tyre, e cila ndikon që këto të rrotullojnë rrafshin e dritës së polarizuar. Kjo dukuri quhet **rrotullim optik**, kurse substancat **substancia me aktivitet optik** ose **enantiomerë**.

Drita përbëhet prej dy valëve alternative, edhe atë valës elektrike dhe magnetike, që përhapen në rrafshin e dritës nën këndin prej 90° . Pasi, valët elektrike dhe magnetike oscillojnë normal në kahun e zgjerimit të dritës, mund të thuhet se drita ka cilësi të **valës transversale**. Krijohet kur thërrimet oscillojnë në drejtimin normal në kahun e përhapjes së valës (Figura 75).

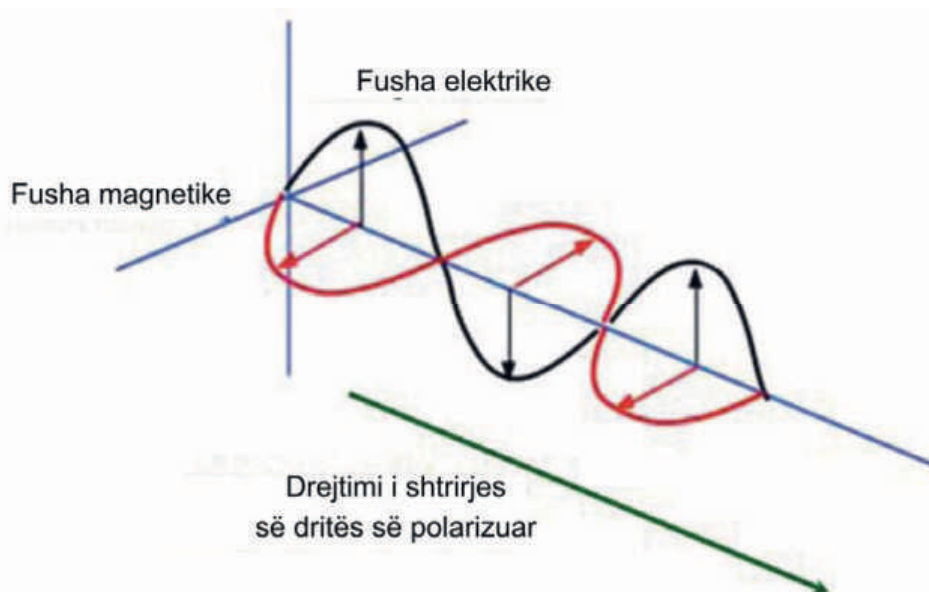


Figura 75. Oscilimet elektromagnetike të dritës

Valët elektromagnetike nuk oscillojnë vetëm në kahun normal në kahun e dritës, por në rrafshet të panumërta të vendosura në mënyrë rrethore rreth kahut të përhapjes së tij. Për këtë dritë thuhet se është **dritë apolare** (Figura 76a).

Drita apolare kur kalon nëpër materialin që ka indekse të ndryshme të refrakcionit (psh.: disa kristale që kanë formën e prizmit të llojit Nikol-it), ajo kalon në **gjendje të polarizuar** që, tregon mbi oscilimin e valëve elektromagnetike vetëm në drejtimin normal mbi rrafshin e përhapjes së dritës (figura 76 b).

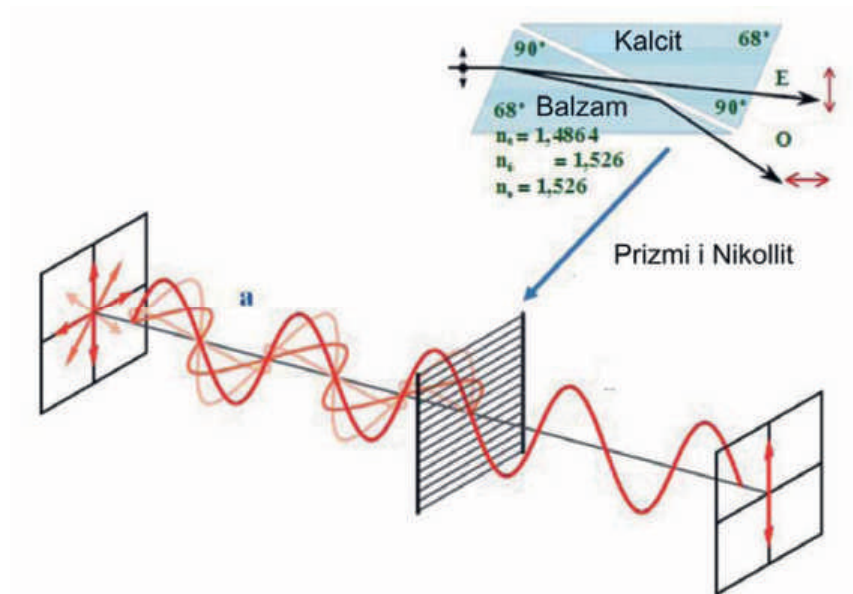


Figura 76. a/ Drita apolare dhe b/ drita e polarizuar

Drita e polarizuar linear është madhësi vektoriale E , dhe paraqet shumën e dy vektorëve (E_L dhe E_R) me intensitet të njëjtë dhe drejtime të ndryshme, që rrotullohen djathtas majtas në qark, duke lëvizur me shpejtësi të njëjtë (Figura 77).

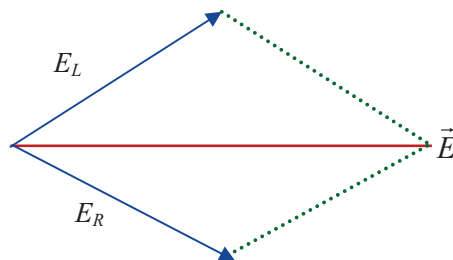


Figura 77. Orientimi i barabartë i valëve të dritës

Gjatë interaksionit të dritës së polarizuar me substancën optikisht aktiv, me rëndësi të theksuar është absorpsioni molar dhe indksi i refrakcionit të saj.

Varshmëria e **indeksit të refrakcionit** (n_R, n_L) dhe **shpejtësisë së lëvizjes së dritës** (v_R, v_L) paraqiten me këto shprehje:

$$n_R = \frac{c}{v_R} \quad n_L = \frac{c}{v_L}$$

Nëse v_R është më e madhe se v_L , vjen deri te rrotacioni dmth. Rrotullimi i dritës së polarizuar djathtas, drejtimit të lëvizjes para interaksionit me substancën

optikisht acideve Anasjelltas, nëse ν_R më i vogël se ν_L , bëhet rrotacion i dritës së polarizuar majtas.

Në pajtim me kahun e rrotacionit, majtas ose djathtas, substancat që kanë aktivitet optik ndahen në „levogjirë” dhe „dekstrogjirë” (Figura 78). Të njëjtat mund të shënohen edhe me shenjat **L** ose **(-)** dhe **D** ose **(+)**.

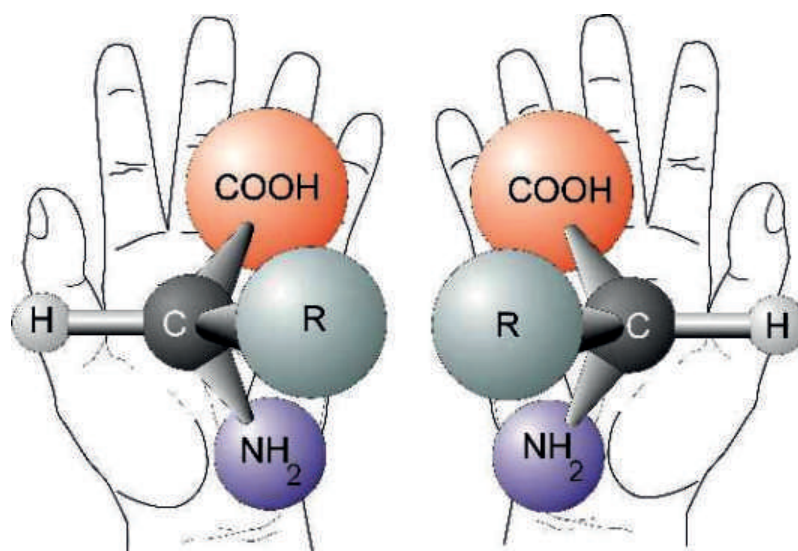


Figura 78. L dhe D format e substancave me aktivitet optik

Vlera e rrotullimit optik të disa substancave me aktivitet optik mund të jetë konstant, me kusht që matjet të bëhen me përqendrime të sakta të substancave, temperature konstant dhe gjatësinë valore të dritës së polarizuar. Kjo mundëson që intensiteti i aktivitetit optik të tregohet si **rotacion specifik**.

$$[\alpha]_{\lambda}^t = \frac{\alpha}{l \cdot \gamma} \quad [\alpha]_{\lambda}^t = \frac{\alpha}{l \cdot \gamma} \cdot 100$$

α – këndi i rrotacionit ($^{\circ}$)

γ - përqendrim i tretësirës së substancës me aktivitet optik (mg/cm^3)

l – gjatësia e rrugës që e kalon drita e polarizuar nëpër tretësirë të substancës me aktivitet optik (1 dm ose 10 cm)

$[\alpha]_{\lambda}^t$ - rrotacioni specifik ($^{\circ}\text{m}^2/\text{kg}$).

Zakonisht, rrotacioni specifik përcaktohet në temperaturën prej 20°C ose 25°C , dhe gjatësi valore 589 nm të dritës (vija D e natriumit).

Gjatë përcaktimit të rrotacionit optik të lëngjeve zbatohet shprehja që vijon për rrotacionin specifik:

$$[\alpha]_{\lambda}^t = \frac{\alpha}{l \cdot \rho}$$

ρ - dendësia e lëngut (mg/cm^3)

Aftësia për rrotacion nuk është e njëjtë te të gjithë substancat me aktivitet optik. Te shumica prej tyre, mbi rrotacionin specifik ndikojnë: masa molekulare, prania e grupit kromofor në atomin asimetric të substancës me aktivitet optik, gjatësia valore e dritës së polarizuar monokromat dhe temperatura e ambientit. Kjo tregon që duhet të përcaktohet **rrotacioni molekular** i substancës me aktivitet optik, në temperature konstante dhe gjatësi valore të dritës së polarizuar:

$$[\alpha_M]_{\lambda}^t = \frac{\alpha \cdot M}{100}$$

M – masa molekulare (g/mol)

- **Polarimetri dhe principi i punës**

Që të përcaktohet këndi i lakimit (α), përdoret instrument i quajtur **polarimetër** (Figura 79).



1-burimi i dritës; 2-polarizatori; 3-gyp e polarimetrash me gjatësi dhe forma të ndryshme; 4-shkallë rrethore me noniusin; 5-rregullatori; 6-okulari

Figura 79. Polarimetri

Polarimetri përbëhet prej **burimit të dritës monokromate** (a), polarizatorit (b), **gypit të polarimetrit** (c), ku është vendosur prova për të analizuar (substance me aktivitet optik), **analizatori** (d) dhe **detektori** (e). Analizatori është i vendosur në kënd prej 90° ndaj polarizatorit. Në këtë mënyrë drita nuk mund të vijë drejtpërdrejtë në kontakt me detektorin (Figura 80).

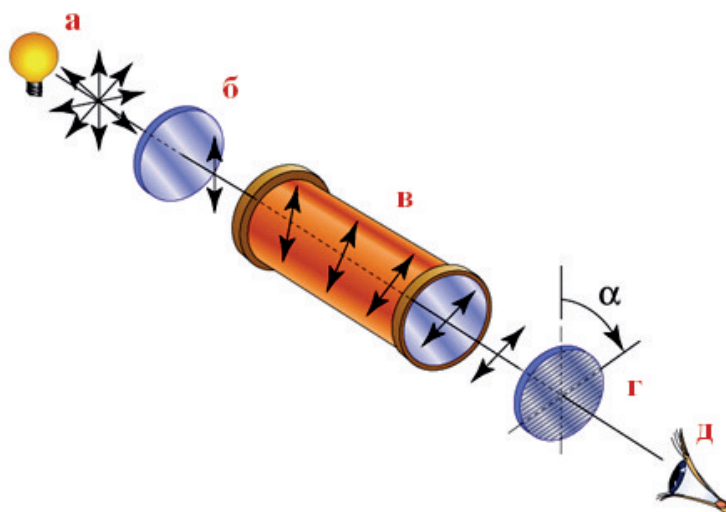


Figura 80. Paraqitje skematike e polarimetrit

Drita monokromatike, prej burimit kalon nëpër polarizatorin, i cili përbëhet prej dy prizmeve të Nikol-it, në ç, rast krijohet drita e polarizuar që oscilon në një rrafsh. Mandej drita kalon nëpër gypin polarimetrik të mbushur me substancën që ka aktivitet optik. Intensiteti i rrotacionit varet prej karakteristikave të substancës dhe nga përqendrimi i sajë. Drita që del nga gypi hyn në analizatorin, që po ashtu përbëhet prej dy prizmeve të Nikol-it. Analizatori mund të rrotullohet, dhe praktikisht rrotullohet rreth rrezeve të dritës. Gjatë rrotullimit të analizatorit, intensiteti i dritës është maksimal kur prizmat kanë pozitë paralele me rrafshin e dritës së polarizuar, kurse, minimal kur prizmat kanë pozitë normale. Dallimi në gjendjen e analizatorit kur intensiteti i dritës është maksimal, me ose pa provën për analizë në gypin, paraqet këndin α të substancës me aktivitet optik. Rrotullimi i dritës në kahun e lëvizjes së akrepave të orës shënohet me (+), kurse në kahun e kundërt me (-).

Nëse në tretësirën gjenden më shumë substanca që kanë aktivitet optik, këndi i rrotullimit do të jetë shumë e pjesëmarrjes së këndeve të çdo substance të veçantë.

Në përzierjen e (+) dhe (-) enantiomerësh, zbatohet terma për **pastërti optike** të provës që paraqet raport midis këndit të rrotullimit (α) dhe të rrotullimit specifik $[\alpha]_{\lambda}^t$.

$$\text{pastërtia optike} = \alpha / [\alpha]_{\lambda}^t$$

Në tabelën 8 janë dhënë vlerat e rrotullimit specifik për disa substanca me aktivitet optik.

Tabela 8. Rrotullimi specifik i disa substancave me aktivitet optik

Substanca active	$[\alpha]_D^{20^\circ C}$
α -D-glikoza	+111°
β -D- glikoza	+19, 7°
sakaroza	+66, 5°
laktoza	+52, 3°
kolesteroli	-31, 5°
α -bisabolol	-55°
penicilinë	+223°

Me ndihmën e polarimetrisë mundësohet përcaktimi dhe karakterizimi i substancave që kanë aktivitet optik, duke e krahasuar vlerat tyre të matura të rrotullimit specifik, me vlerat teorike të dhënë në literaturën. Po ashtu, përcaktohet edhe kinetika e reaksionit duke vëzhguar ndryshimin e këndit të rrotullimit në funksion të kohës, si për shembull në inversionin e sakarozës dhe në rastet e reaksioneve të enzimeve. Polarimetria si teknikë instrumentale është me rëndësi të veçantë në përcaktimin e cilësive karakteristike të izomerëve optikë, si dhe për të bërë analizën e strukturës molekulare të tyre.

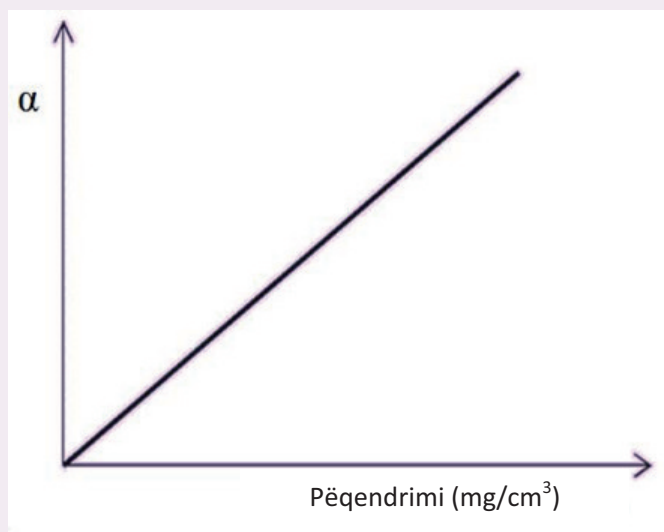
- **Përcaktimi i këndit të rrotullimit**

Që të përcaktohet këndi i rrotullimit, gypi i polarimetrit mbushet me tretësirën e substancës që ka aktivitet optik. Duhet pasur kujdes që të mos paraqiten flluska, kështu që gypi mbushet me provën derisa nuk shfaqet meniskusi i qartë. Mandej me qelqin dhe me mbyllësin mbyllet gypi(tuba). Nëse shfaqet ndonjë flluskë, më e madhe, plotësimi i gypit përsëritet. Gypi i polarimetrit fshihet mirë dhe vendoset në polarimetrin. Kyçet burimi i dritës. Matja fillon kur nga burimi i dritës (llambë e natriumit) do të vijë dritë e verdhë intensive. Vlera zero e noniusit vendoset në pozitë ashtu që të përputhet me zeron e shkallëzimit. Me ndihmën e okularit, duke e lëvizura para dhe pas, duhet të vendoset qartësia maksimale e kufirit të dritës dhe të fushës së errët. Duke rrotulluar shkallën lëvizëse djathtas barazohet ndriçimi i të dy fushave dhe atëherë lexohet –shënohet vlera e këndit të rrotullimit.

Para se të analizohet prova, gypi i polarimetrit duhet të plotësohet me ujë të distiluar dhe të lexohet në mënyrë të njëjtë siç bëhet edhe me provën. Këndi i rrotullimit të ujit duhet të ketë vlerën 0°.

Ushtrime dhe detyra:

1. Të përcaktohet këndi i rrotullimit të tretësirës së sakarozës me përqendrim të panjohur, duke përdor polarometrin. Prej këndit të rrotullimit të përcaktuar, njehso përqendrimin e tretësirës së sakarozës, nëse $l = 2$ dm dhe $[\alpha]_D^{20^\circ C}$ për sakarozën është $= 66,5^\circ$
2. Të përgatiten tretësira të sakarozës me përqendrime prej 5,0; 10,0; 15,0; 20,0 и 25,0 g/cm³. Mate këndin e rrotacionit për secilën tretësirë dhe konstrukto lakoren standarde.



3. Sa grame të glukozës janë tretë në 100 cm³ tretësirë që këndin e rrotacionit të dritës e ka 15°, që kalon nëpër gypin e polarometrit me gjatësi prej 2 dm? $[\alpha]_D^{20^\circ C} = + 52,7^\circ$

Zgjidhje :

$$[\alpha]_D^{20^\circ C} = + 52,7^\circ C \quad l = 2 \text{ dm} \quad \gamma = ?$$

$$[\alpha]_\lambda^T = \frac{\alpha}{l \cdot \gamma} \quad 52,7 = \frac{15}{2 \cdot \gamma} \Rightarrow \gamma = 0.14 \text{ g}/100 \text{ cm}^3$$

4. Njehso rrotullimin optik të (+) 2-bromobutanit që është 75% optikisht i pastër. Sa është përqindja e (+) dhe (-) enantiomerëve të pranishëm në provën, nëse $[\alpha]_D^{20^\circ C} = + 23,1$.

Zgjidhje :

$$\text{pastërtia optike} = \alpha / [\alpha]_D^{20^\circ C}$$

$$75\% = \alpha / 23,1 \quad \alpha = +17,3^\circ$$

$$(+)75\% + (12,5\%^{(+)} + 12,5\%^{(-)})$$

$$\text{(+)87,5\% / (-) 12,5\%}$$

Pyetje dhe detyra:

1. Çfarë cilësie duhet të kenë substancat që të bëhet përcaktimi polarometrik?
2. Në se qëndron dallimi midis dritës së polarizuar dhe jo polarizuar?
3. Në se bazohet refraktometria?
4. Defino termin –indeksi i refrakcionit.
5. Me cilët shprehje tregohet varshmëria e indeksit të refrakcionit dhe shpejtësisë së lëvizjes së dritës?
6. Defino zbatimin e refraktometrisë.
7. Sqaro ndërtimin e lakores standarde.
8. Nga cilët faktorë varet indeksi i refrakcionit?

3. 6. Konduktometria

Konduktometria është metodë elektrokimike që bazohet në rezistencën e tretësirës së ndonjë elektroliti. Te tretësira e elektrolitit, ku jonet janë bartës të elektricitetit, përdoret terma përçueshmëri. **Përçueshmëria** (G) paraqet vlerën reciproke të rezistencës (R).

$$G = 1/R; \quad [G]_{SI} = \Omega^{-1} = S \text{ (simensa)}$$

Përçueshmëria varet prej temperaturës, natyrës dhe përqendrimit të substancës.

Aftësia e tretësirës së një elektroliti që të përçojë rrymën elektrike definohet me madhësinë **përçueshmëri specifike** (κ), që është e barabartë me vlerën reciproke të **rezistencës specifike** (ρ):

$$\kappa = 1/\rho \quad \text{ose} \quad \kappa = (1/R) (I/A)$$

l - largësia ndërmjet elektrodave;
 A – sipërfaqja e elektrodës;
 R – rezistenca.

Marrëdhënia (I/A) e definojnë konstanta e qelisë konduktometrike (k). Prej këtu del se, $k = I/A$.

Në praktikë, konstanta e qelisë konduktometrike (k) përcaktohet me eksperiment. Matet rezistenca e tretësirës së një elektroliti (psh. tretësirë e klorid kaliumit, KCl) me përqendrim të njohur, që ka një vlerë të përçueshmërisë specifike për temperaturë të punës së dhënë, gjendet në literaturë. Ky veprim quhet kalibrim i qelisë konduktometrike. Vlera e konstantës nuk do të ndryshojë derisa largësia ndërmjet elektrodave dhe gjendja e tyre fizike nuk do të ndryshojë.

ZGJËRO DITURINË TËNDE:

Matja e përçueshmërisë (konduktometria) bazohet në rezistencën e përçuesit. Përçuesi mund të jetë prej metalit (teli) ose tretësirë e elektrolitit. Madhësitë themelore elektricitetit janë forca e rrymës, potenciali dhe rezistenca që tregohen me njësitë e tyre, amper (A), volt (V) dhe om (Ω).

Sipas ligjit të Ohm-it (Ohm), forca e rrymës (I) që kalon nëpër përçuesin metalik është proporcional me tensionin (U), kurse në proporcion të ç'drejtë me rezistencën (R). Tensioni paraqet dallim në potencialin elektrik (ΔV) ndërmjet dy skajeve të përçuesit.

$$I = U/R = \Delta V/R$$

Sa do të jetë rezistenca varet prej llojit, formës dhe dimensioneve të përçuesit. Rezistenca është në proporcion të drejtë me gjatësinë e përçuesit (l), kurse në proporcion të ç'drejtë me prerjen e pjerrtë (A):

$$R = \rho (l/A)$$

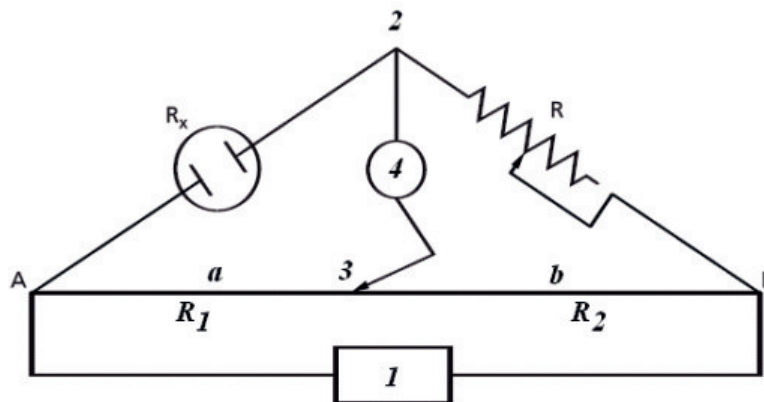
ρ është rezistencë specifike që varet nga natyra e përçuesit dhe paraqet rezistencën e përçuesit me gjatësi prej 1 m prerjen e pjerrtë prej 1m^2 .

$$\rho = R (A/l); \quad [\rho]_{\text{SI}} = (\Omega \cdot \text{m}^2)/\text{m} = \Omega \cdot \text{m}$$

Përçueshmëria specifike paraqet përçueshmërinë e tretësirës së elektrolitit që gjendet në enën që ka formën e kubit me anët prej 1 m, në pjesët e kundërta gjenden elektrodën në largësi prej 1 m. Përçueshmëria specifike varet prej natyrës së elektrolitit, polaritetit të tretësit temperatura dhe përqendrimi. Tregohet me njësitë SI, $\Omega^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$ ose $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$.

Me zmadhimin e temperaturës, viskoziteti (dendësia) e tretësirës zvogëlohet, kurse zmadhohet shpejtësia e lëvizjes së joneve me këtë edhe përçueshmëria. Prandaj matjet konduktometrike bëhen me termostate në temperature konstante.

Përçueshmëria specifike (ose rezistenca e elektrolitit) matet me metodën e urës së Vinston-it (Wheatston) (Figura 81).



- 1 –burimi i rrymës alternative
- 2 – pika trefishe
- 3 – kontakti rrëshqitës
- 4 - voltmetri
- AB – rezistuesi
- R_x – tretësira e elektrolitit me rezistim të panjohur
- R – rezistuesi rrëshqitës me vlerë të njohur
- R_1 dhe R_2 – rezistime me vlera të panjohura, të treguar me gjatësitë e telave , a dhe b

Figura 81. paraqitje skematike e urës së Vinston-it

Burimi i rrymës alternative (1) është i lidhur me skajet e rezistuesit AB Voltmetri (4) e matë forcën e rrymës alternative të qarkut. Duke zhvendosur kontaktin rrëshqitës (3) do të ekuilibrohet ura (nëpër qarkun nuk kalon rrymë). Në momentin e ekuilibrit të urës së Vinstinit, do të vlejë barazimi:

$$R_x : R = R_1 : R_2$$

Pasi R_1 dhe R_2 janë rezistime me vlera të panjohura, rezistimi elektrik i tyre mund të shprehet me gjatësinë e telave, a dhe b. Nga kjo del se:

$$R_1 : R_2 = a : b$$

Rezistimi i panjohur i elektrolitit do të llogaritet sipas barazimit:

$$R_x = R (a/b)$$

Duke e marrë parasysh definicionin e përçueshmërisë specifike, $\kappa = (1/R_x)(I/A)$, nga ekuacioni mund të llogaritet rezistenca e panjohur R_x :

$$R_x = (1/\kappa) (I/A)$$

Vlera për R_x mund të zëvendësohet në barazimin e sipërm, kështu do të kemi:

$$(1/\kappa) (I/A) = R$$

Nga kjo mund të llogaritet vlera e përçueshmërisë specifike (κ) e tretësirës së elektrolitit:

$$I / (\kappa A) = (R a) / b \text{ ose } \kappa = 1/R (b/a) (I/A)$$

Pasi konstanta e qelisë konduktometrike (k) është treguar me barazimin, $k = l/A$, si rrjedhim del se

$$\kappa = 1/R (b/a) k$$

Që të shmangët ndikimit të përqendrimit mbi përçueshmërinë, në krahasimin e përçueshmërisë së elektrolitëve të ndryshëm zbatohet një madhësi që quhet **përçueshmëria molare**. Përçueshmëria molare shënohet me Λ ose Λ_m (llambda) dhe paraqet produktin midis përçueshmërisë specifike të tretësirës së elektrolitit që analizohet dhe vëllimit në cilin është tretë 1 mol i elektrolitit:

$$\Lambda = \kappa V$$

Përçueshmëria molare varet nga natyra e elektrolitit dhe tretësit, hollimit të tretësirës dhe temperaturës. Shënohet në Si njësitë, $\Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ ose $\text{S m}^2 \text{ mol}^{-1}$.

Me ndihmën e përçueshmërisë molare (Λ) mund të definohet raporti midis përçueshmërisë të tretësirës së elektrolitit dhe përqendrimit molar (c) të joneve (Figura 82). Për elektrolitet e fortë, sikurse janë tretësit e kripërave (p.sh. KCl), acidet dhe bazat e forta, përçueshmëria molare nuk varet prej përqendrimit. Por, për elektrolitet e dobëta, siç janë tretësit e acideve të dobëta (p.sh. CH_3COOH), përçueshmëria molare varet nga përqendrimi i joneve.

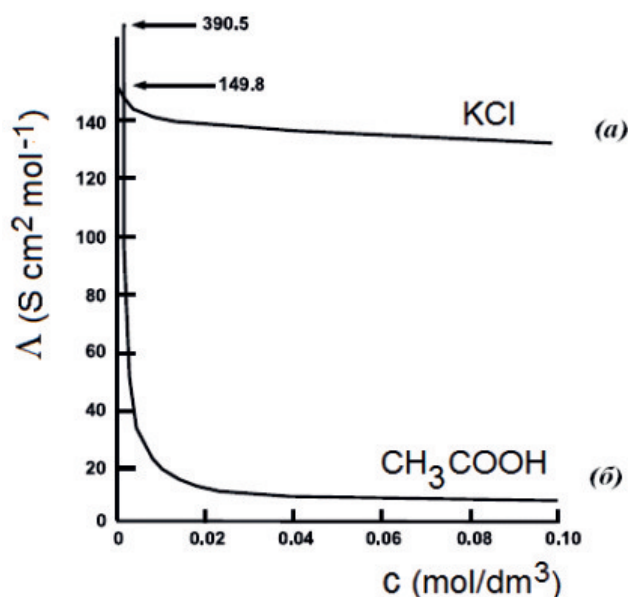


Figura 82. Varshmëria e përçueshmërisë molare si funksion i përqendrimit molar:
a/ elektroliti i forte KCl; b/ elektroliti i dobët

- **Ndarja e metodave konduktometrike**

Metodat analitike konduktometrike mund të jenë metoda direkte konduktometrike dhe titrime konduktometrike.

Konduktomatria direkte mundëson që në mënyrë drejtpërdrejtë të përcaktohet përqendrimi i tretësirës që analizohet duke matur përçueshmërinë e tretësirës. Metoda ka një zbatim të kufizuar për shkak të natyrës jo selektuese të përçueshmërisë së tretësirave të elektroliteve. Prandaj metoda konduktometrike direkte zbatohet vetëm për disa raste, si për shembull: përcaktimin e sasisë së kripës në ujë të detit, në përcaktimin e sasisë së ndonjë elektroliti të forte (acid inorganik ose përzjerje të kripërave të tretura). Matjet konduktometrike zbatohen në përcaktimin e shkallës së pastërtisë së ujit që pihet si dhe kualitetin e ujit të distiluar ose të ujit të demineralizuar. Për matjet konduktometrike përdoren instrumente të quajtura konduktometra (Figura 83).



Figura 82. Konduktometri

Titrimi konduktometrik mundëson përcaktimin kuantitativ të substancave që analizohen duke u bazuar në ndryshimin e përçueshmërisë së tretësirës. Gjatë zhvillimit të reaksionit kimik bëhet këmbimi kimik i joneve që rezulton me reaksionin e fundërrimit, neutralizimin dhe kompleksimin e joneve. Rezultatet e matjeve tregohen grafikisht me lakoren e titrimit.

Titrimi konduktometrik zbatohet në ato raste kur nuk mund të përdoret indikator, nëse tretësirat janë të turbullta ose kanë ngjyrë. Kjo metodë, po ashtu zbatohet edhe në ato raste kur duhet shmangur përdorimin e indikatorëve, për shkak të gabimit subjektiv të analizuesit.

Titrimi konduktometrik karakterizohet me lehtësinë e veprimit dhe ndjeshmërinë, prandaj edhe zbatohet gjerësisht në kiminë analitike kuantitative. Instrumentet për titrimet konduktometrike në esence janë modifikime të urës së Vinstonit. Për titrimet konduktometrike nevojitet qelia konduktometrike.

Qelia konduktometrike për matjen e përçueshmërisë së tretësirës së elektrolitit mund të ketë forma të ndryshme. Më së shumti përdoret qelia që përbëhet

prej dy elektrodave prej platine të zhytura në tretësirën. Elektrodat janë të lidhura me rrymën elektrike alternative, me tension të ulët, (deri 10 V) dhe frekuencë të lartë prej disa mijëra herce (Hz). Përdorimi i rrymës alternative mundëson ndryshimin e shpejtë të polaritetit të elektrodave, me se shmangen reaksionet elektrodike oksiduese dhe reduktuese në tretësirën. Këto rezultojnë me ndryshimin e përbërjes së substancave që analizohen, kurse me këtë edhe në ndryshimin e rezistencës së tretësirës.

Titrimi konduktometrik zbatohet në përcaktimin shkallës së disocimit të kripërave (reaksionet protolitike), si dhe për fundërrimin dhe krijimin e komplekseve. Acidet e dobëta në përzierje, siç janë acidi borik me fenolin në këtë mënyrë mund të përcaktohen shumë lehtë. Po ashtu me këtë metodë, me sukses mund të përcaktohen përzierjet acideve të forta e të dobëta ose përzierjet e halogjenidëve. Forma e lakores së titrimit varet prej shumë faktorëve që kanë ndikim në përçueshmërinë, siç janë lëvizshmëria e joneve, konstanta e protolizës (edhe të acideve edhe të bazave që reagojnë), produktit të tretshmërisë së substancave që vështirë treten dhe nga temperatura.

Me titrimin konduktometrik mund të kontrollohen reaksionet e fundërrimit ose precipitimi vetëm në rastet kur krijohen komplekset stabile. Me titrimet konduktometrike nuk mund të kontrollohen reaksionet oksido-reduktuese, ngase me ndryshimin e valencës së jonit ndryshon edhe përçueshmëria e tretësirës së elektrolitit.

- **Shembuj për titrime konduktometrike**

Shembulli 1. Titrimi i acidit të fortë me bazë të fortë

Gjatë titrimit të acidit të fortë (p.sh. HCl) me bazë të fortë (p.sh. NaOH), joni i hidrogjenit në reaksionin zëvendësohet me jonin e natriumit. Prandaj edhe përçueshmëria e tretësirës zvogëlohet. Në pikën përfundimtare të titrimit (PPT) përçueshmëria e tretësirës, që vjen e kloridi i natriumit të krijuar, do të jetë më e ulët. Duke shtuar në vazhdim bazë të fortë, përçueshmëria e tretësirës dukshëm zmadhohet për shkak të pranisë së joneve hidroksile të bazës (Figura 84).

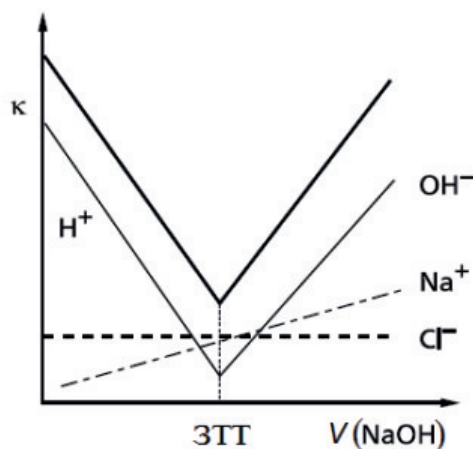


Figura 84. Titrimi i acidit të fortë me bazë të fortë

Shembulli 2. Titrimi i acidit të fortë me bazë të dobët

Gjatë titrimit të acidit të fortë (psh. HCl) me bazë të dobët (NH_4OH), lakorja e titrimit bje deri në PPT, që i përgjigjet zëvendësimit të joneve të hidrogjenit me jonet e amoniumit. Tretësira ka përçueshmëri jonike të dobët. Pas PPT-së, lakorja e titrimit është horizontale, ngase NH_4OH disocon shumë dobët dhe prandaj edhe nuk ndikon në përçueshmërinë (Figura 85).

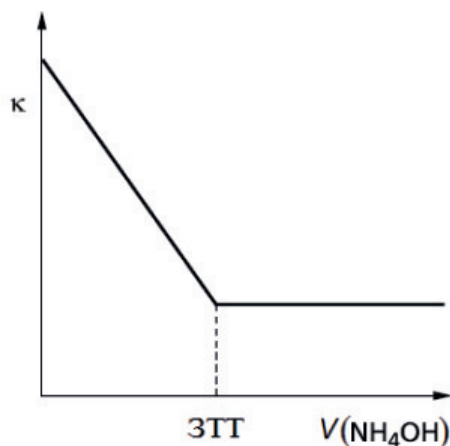


Figura 85. Titrimi i acidit të fortë me bazë të dobët

Shembulli 3. Titrimi i acidit të dobët me bazën e fortë

Në fillimin e titrimit të acidit të dobët (p.sh. CH_3COOH) me bazën e fortë (psh. NaOH) përçueshmëria e tretësirës është shumë e vogël për shkak të disocijimit të dobët të acidit acetik. Deri në PPT përçueshmëria e tretësirës gradualisht zmadhohet, ngase produkti i reaksionit kimike, acetat natriumi (CH_3COONa) është elektrolit më i fortë se CH_3COOH . Pas PPT, duke shtuar NaOH, përçueshmëria e tretësirës zmadhohet më shumë, ngase jonet hidroksile tani janë bartësit e përçueshmërisë (Figura 86).

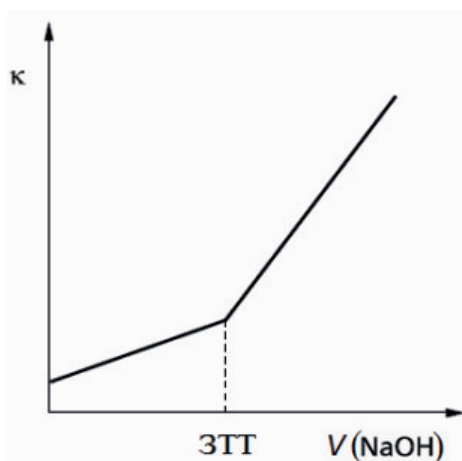


Figura 86. Titrimi i acidit të dobët me bazën e fortë

Shembulli 4. Titrimi i acidit të dobët me bazën e dobët

Në fillimin e titrimit të acidit të dobët (p.sh. CH_3COOH) me bazën e dobët (p.sh. NH_4OH), përçueshmëria e tretësirës zmadhohet deri në PPT, për shkak se krijohet acetat amoniumi, kripë që disocon dobët. Pas PPT, përçueshmëria nuk ndryshon ndjeshëm ngase disocijimi i hidroksidit të amoniumit është penguar nga prania e acetat amoniumit të krijuar (Figura 87).

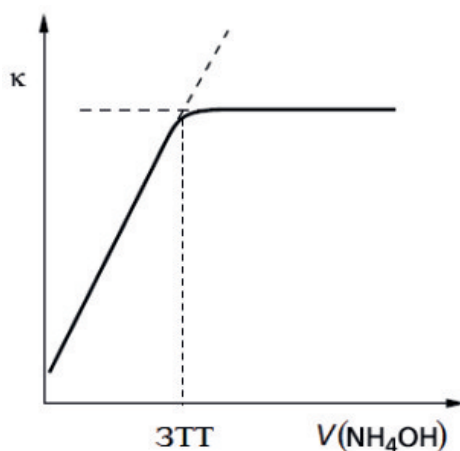


Figura 87. Titrimi i acidit të dobët me bazën e dobët

Shembulli 5. Titrimi i nitrat argjendit me klorid kaliumi

Gjatë titrimit të nitrat argjendit (AgNO_3) me klorid kaliumi (KCl) lakorja (1) tregon përçueshmëri të dobët të tretësirës që ndodhë për shkak të këmbimit të joneve të argjendit me jonet e kaliumit (Figura 88). Pas PPT, përçueshmëria e dobët e tretësirës, e treguar me lakoren (2), dukshëm ndryshon për shkak të pranisë së joneve të kloridit, i mjetit titrues, që zmadhojnë përçueshmërinë jonike të tretësirës.

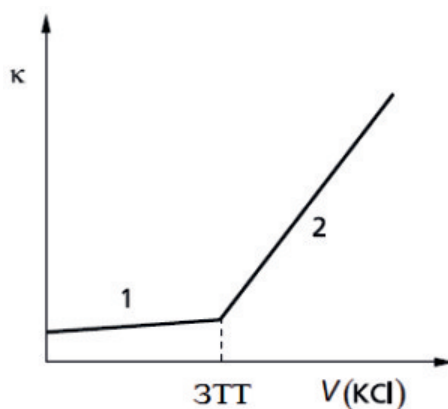


Figura 88. Titrimi i nitrat argjendit (AgNO_3) me klorid kaliumi (KCl)

3.7. Potenciometria

Potenciometria është metodë elektrokimike kuantitative që merret me matjen e potencialit të qelisë elektrokimike, në kushte të drejtpeshimit dhe mungesë të rrymës ($I=0$). Qelia elektrokimike është burimi kimik i rrymës elektrike. Dallojmë dy lloje të qelive, qelinë galvanike dhe të voltit.

- **Qelia galvanike**

Shndërrimet kimike të substancave që ndodhin në qelinë galvanike rezultojnë me krijimin e rrymës elektrike e cila mund të kryejë një punë.

Çdo qeli galvanike përbëhet prej dy sistemeve të veçanta (të quajtura gjysmë qeli), të lidhura me urën elektrolitike (ose membranë gjysmëpërçues). Qelia galvanike më e thjeshtë është i ashtuquajtur elementi i Danielit. Në njërin prej gjysmë qelive gjendet tretësira e sulfat zinkut ($ZnSO_4$) ku është zhytur një thupër i zinkut, kurse në gjysmë qelinë tjetër gjendet tretësira e sulfat bakrit ($CuSO_4$) ku është zhytur thupra e bakrit. Thuprat metalike janë të lidhura me përçues të rendit të parë, (telin metalik), siç është treguar në figurën 89.

Thuprat metalike të zhytura në tretësirat e elektroliteve quhen elektroda. Elektroda dhe tretësira e elektrolitit ku është zhytur ajo, quhet gjysmë qeli e elementit galvanik.

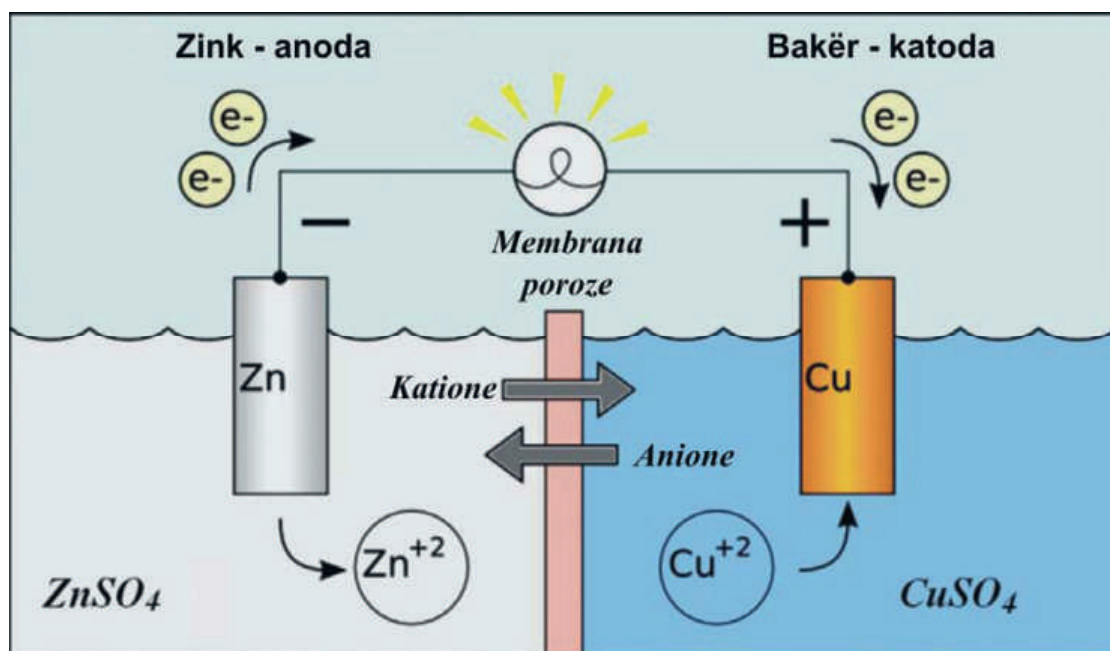


Figura 89. Paraqitje skematike e qelisë galvanike (elementi i Danielit)

Në këto gjysmë qelitë zhvillohen dy procese (ose gjysmë reaksione):

- elektroda e zinkut (anoda) liron jonet e zinkut në tretësirë;

- elektroda e bakrit (katoda) pranon jonet e bakrit prej tretësirës

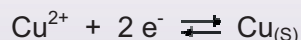
Në anode zhvillohet procesi i oksidimit: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
 Në katodë zhvillohet procesi i reduktimit: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
 Reaksioni i përgjithshëm: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}$

Rikujtim:

Lëshimi i elektroneve quhet oksidim, në ç, rast zmadhohet gjendja e oksidimit të atomit, molekulës ose jonit :



Pranimi i elektroneve quhet **reduktim**, me çka zvogëlohet gjendja oksiduese e atomit, molekulës ose jonit.



Oksidimi e ndonjë grimce gjithmonë është përcjellë me reduktim të grimcës tjetër. Në esencë reaksioni i bartjes së elektroneve, (oksidimi e një grimce dhe reduktimi i një grimce tjetër), quhet **redoks i reaksionit**.

Atomi, molekula ose joni të cilat japin elektrone, quhet **agjens reduktues** ose **reduktor**, kurse grimca e cila i pranon elektronet quhet **agjens oksidues** ose **oksidans**. Oksidansi dhe reduktori e përbëjnë redoks-çiftin (p.sh: Cu^{2+}/Cu). Në qelinë galvanike zinku është reduktor, sepse jep elektrone, kurse bakri është oksidans, sepse pranon elektrone.

Elektroda në të cilën ndodh gjysmëreaksioni i oksidimit dhe kah cila lëvizin anionet quhet **anodë**, kurse oksidimi quhet **reaksion i anodës**. Në qelinë galvanike anoda shënohet me shenjën „-“. Elektroda në të cilën ndodh gjysmëreaksioni i reduktimit dhe kah cila lëvizin kationet quhet **katodë**, kurse vetëreduktimi quhet **reaksion i katodës**. Në qelinë galvanike katoda shënohet me shenjën „+“.

Elektrodat e zinkut dhe të bakrit midis tyre janë të lidhura me telin metalik. Teli është përçues i elektroneve, ose përçues i rrymës i rendit të pare. Me përçuesin metalik mbyllet qarku elektrik dhe me këtë krijohen kushtet për qarkullimin e rrymës elektrike. Në këtë mënyrë do të krijohet lidhja elektrike midis dy elektrodave.

Elektronet do të fillojnë të lëvizin prej elektrodës së zinkut kah elektroda e bakrit dhe nëpër telin do të rrjedhë rryma elektrike.

Por, nga oksidimi i zinkut metalik në jone të metalit, në tretësirën krijohen tepricë të kationeve, përkatësisht tepricë të ngarkesës pozitive që pengon dërgimin e elektroneve nga elektroda e zinkut. Kurse, nga reduktimi i joneve të bakrit në bakër metalik, në tretësirën krijohet tepricë e anioneve, përkatësisht tepricë të ngarkesës negative që e pengon ardhjes së elektroneve deri te elektroda e bakrit. Që të fillojë rrjedha e vazhdueshme e elektroneve nëpër telin, dy tretësirat lidhen me urën elektrolitike. Kjo urë në realitet është një gyp që përmban tretësirë ujore të një elektroliti të fortë, (zakonisht nitrati kaliumi, KNO_3 , kloridi kaliumi, KCl , kloridi natriumi, NaCl ose sulfati natriumi, Na_2SO_4), nëpër cilin kalojnë teprica e joneve prej njëres tretësirë kah tjetra. Katjonet prej tretësirës nëpër urën elektrolitike lëvizin kah katoda, ku bëhet procesi i reduktimit, kurse anionet lëvizin kah anoda, ku kryhet procesi i oksidimit. Në këtë mënyrë bëhet elektro neutralizimi (kompensimi) i tepricës së joneve që paraqiten në tretësirat. Kështu, sipas principit të neutralitetit të tretësirave, numri i ngarkesave pozitive në një sistem doemos të jetë e barabartë me numrin e ngarkesave negative.

Në vend të urës elektrolitike, të lidhurit e dy gjysmë qelive mund të bëhet edhe duke përdor membranën poroze, që mundëson kalimin e joneve, por, pengon përzierjen spontane të tretësirave të elektrolitëve.

Rryma elektrike në qelinë galvanike krijohet nga reaksioni redoks midis metalit dhe kripës në tretësirë të atij metali. Kështu, zinku nga anoda kalon në tretësirën e elektrolitit, kurse nga katoda, lirohet bakri metalik nga tretësira e elektrolitit. Rryma do të rrjedhe derisa nuk tretet elektroda e zinkut.

- **Forca elektromotorike**

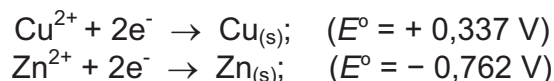
Nëse elektrodave të qelisë elektrokimike lidhen me poçin ndriçues, poçi do të ndriçojë, që dmth se në qelinë krijohet rryma elektrike si rezultat i shndërrimeve kimike të substancave, që ndodhin në qelinë galvanike.

Forca elektromotorike (E_{mf}) e qelisë galvanike është ndryshimi midis elektrodave të qelisë. Llogaritet si ndryshim potencialit të katodës dhe potencialit të anodës në qelinë galvanike.

$$E_{mf} = E_{(+)} - E_{(-)}$$

Potenciali elektrodik varet prej natyrës së metalit dhe përqendrimi i joneve të metalit në tretësirën. Ndryshimi i potencialeve midis elektrodave të qelisë galvanike matet me volta (V). Volti është njësi për potencialin elektrik, E .

Secili nga gjysmë reaksionet që zhvillohen në qelinë galvanike, karakterizohet me potencialin përkatës, siç është treguar në tabelën 12 (shtojcën). Reaksioni i përgjithshëm i qelisë është shumë e të dy gjysmë reaksioneve, gjegjësisht ndryshim midis dy gjysmë reaksioneve të shënuara si reduktim.



$$E_{\text{mf}} = +0.337 \text{ V} - (- 0,762 \text{ V}) = +1,099 \text{ V}$$

Sa më i lartë është ndryshimi në potencialet, aq më e madhe është edhe forca elektromotorike e qelisë.

Vlerat e E_{mf} për qelitë galvanike të krijuara nga redoks sistemet e ndryshme janë matur në kushte standarde:

- temperature prej 298 K;
- presion prej 101325 Pa (Paskale) ose 1 atm;
- përqendrim të tretësirave prej 1 mol/dm³;
- gjendja standarde për pjesëmarrësit e redoks reaksionit.

Zgjero diturinë tënde :

Gjendja standarde e substancës është gjendja më stabile e formës së saj të pastër në temperaturë saktësisht të caktuar (25 °C) dhe presionin prej 101325 Pa.

Për shembull, gjendja standarde për karbonin është grafiti, kurse gjendja standarde e oksigjenit është e O₂(g). Gjendja standarde e fosforit është fosfori i bardhë, megjithë që ky modifikim alotropik nuk është forma stabile, por thënë shkurtë, është formë e elementit që më së shumti haset .

Forca elektromotorike e qelisë galvanike e matur në kushte standarde quhet **forca elektromotorike standarde**, E_{mf}°

$$E_{\text{mf}}^{\circ} = E_{(+)}^{\circ} - E_{(-)}^{\circ}$$

Forca elektromotorike e qelisë galvanike varet prej potencialit elektrodik i që të dy sistemeve (redokse) që e krijojnë qelinë.

Potenciali elektrodik i sistemit mund të llogaritet me ndihmë e ekuacionit të **Nernst-it** (*Nernst*) që e lidh potencialin elektrodik me përbërjen e sistemit:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

E – potenciali elektrodik i elektrodës (V)

E° – potenciali elektrodik standard (V)

R – konstanta universale e gazrave, 8, 314 J K⁻¹ mol⁻¹)

T – temperature (K)

F – konstanta e Faradejit (96. 485 C mol⁻¹)

n – numri i elektroneve që këmben në procesin e oksido-reduktimit

a_{ox} dhe a_{red} – aktiviteti i formës oksiduese dhe reduktuese të metalit që zhvillohen në elektrodën gjatë reaksionit elektrokimik

Vlera e potencialit elektrodik të çdo elektrode nuk mund të matet në mënyrë direkte. Matja bëhet në raport me ndonjë elektrode tjetër me potencialin konstant Potenciali elektrodik i elektrodës tregohet në raport të potencialit të elektrodës standarde të hidrogjenit, që sipas marrëveshjes e ka vlerën prej zero volte ($E^{\circ}=0$, 0000 V) në çdo temperature.

Forca elektromotorike e matur është e barabartë me ndryshimin potencialeve midis dy elektrodave: elektrodës potenciali i cilës përcaktohet dhe potencialit të elektrodës standarde të hidrogjenit.

- **Llojet e elektrodave**

Elektrodat mund të jenë reverzibile dhe ireverzibile.

Elektrodat reverzibile janë ato tek të cilat reaksioni elektrokimik është reverzibil (kthyes). Potenciali i këtyre elektrodave është i barabartë me vlerën e potencialit që fitohet me barazimin e Nernst-it. Prandaj këto elektroda përdoren në përcaktimin e vlerës së aktivitetit të joneve që ndikojnë në potencialin elektrodik të tyre.

Te **elektrodat ireverzibile**, reaksioni elektrokimik zhvillohet vetëm në një kahje (te pakthyesëm). Potenciali elektrodik nuk është i barabartë me vlerën që fitohet me barazimin e Nernst-it.

Elektrodat reverzibile ndahen në katër grupe:

1. **Elektrodat e rendit të parë**, siç janë:

- **Elektrodat prej metalit të zhytur në tretësirën me jone nga i njëjti metal:** (elektrodë e bakrit e zhytur në tretësirën e sulfat bakrit; elektrode e zinkut, e zhytur në tretësirën e sulfat zinkut; argjendi i zhytur në tretësirën e nitrat argjendit

etj.). Potenciali drejtpeshues është funksion përqendrimit të kationeve metalike në tretësirë.

- **elektroda amalgamike:** amalgami metalik, $M(\text{Hg})$, [psh: $\text{Cd}(\text{Hg})$, $\text{Na}(\text{Hg})$], i zhytur në tretësirën me jone të metalit të njëjtë. Reaksioni në elektrodën është $M^{n+}_{(\text{aq})} + ne^{-} \rightleftharpoons M(\text{Hg})$.

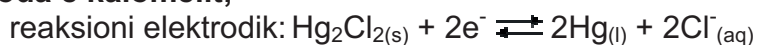
- **Elektrodë e gaztë** (elektroda e hidrogjenit).

2. Elektrodat e rendit të dytë: Në këtë grup bëjnë pjesë elektrodat që vetë janë prej metalit por të pëstjelluara me kripë nga i njëjti metal që tretet vështirë dhe e zhytur në tretësirë elektroliti që përmban anion të njëjtë me kripën që tretet vështirë, por kation të ndryshëm, Elektrodat t këtillë janë:

- **elektroda argjend/klorid argjendi;**



- **elektroda e kalomelit;**



Këto dy elektroda njihen edhe si elektroda referente ose standarde. Elektrodat referente është elektroda potenciali i cilit ka vlerë të përhershëm, në temperature të dhënë dhe nuk varet nga përqendrimi i joneve të substancës që analizohet.

3. Elektrodat e rendit të tretë: Këto janë elektroda prej metalit që përmbajnë kripë nga i njëjti metal që vështirë tretet, kripë që tretet vështirë të një metali tjetër, por që përmban anion të njëjtë si edhe kripa e mëparshme si dhe tretësirë të elektrolitit që përmban anion të përbashkët me kripën e dytë. Për shembull, zink-zink-oksalat zinku, oksalat kalciumi –tretësirë të ndonjë kripe të kalciumit. Potenciali i elektrodës në këtë rast përcaktohet nga aktiviteti i kationit në elektrolitin.

4. Elektrodat e rendit të katërt: Në këtë marrin pjesë elektrodat oksido reduktuese ose redokse ¹. Në tretësirën e elektrolitit, ku gjendet metali edhe në formën e oksiduar edhe në formë të reduktuar, është zhytur në thupër të metalit fisnik (platini ose ari) që shërben si bartës i elektroneve.

Më së shumti përdoren këto elektroda redokse:

- platini i zhytur në tretësirën që përmban jone të hekurit (III) (Fe^{3+}) dhe jone të hekurit (II) (Fe^{2+});



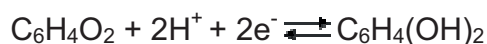
- platini i zhytur në tretësirën që përmban jone të cianidit të hekurit (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ dhe jone të cianidit të hekurit (II) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;



- platini i zhytur në tretësirën e hinhidronit ² që përmban jone të hidrogjenit (H^{+}); në prani të joneve të hidrogjenit, krijohet drejtpeshimi i reaksionit:

¹ Terma elektrodë redokse është një zgjidhje jo fortë e qëlluar, pasi në çdo elektrodë zhvillohet procesi i oksidimit ose i reduktimit.

² Hinhidroni është substancë organike, përzjerje ekuimolekulare e hinonit dhe hidrohionit



Elektrodat që më së shumti përdoren janë elektrodën e kalomelit, elektroda e hidrogjenit dhe elektroda e qelqit.

- **Elektroda e kalomelit**, përdoret si elektrodë referente (Figura 90). Përbëhet prej tretësirës së kloridit kaliumit (KCl) ku është zhytur një gyp i vogël qelqit i mbushur me zhivë metalike dhe shtresë e kalomelit që tretet vështirë (Hg_2Cl_2 , klorid i zhivës-merkurit (I)). Zhiva metalike është lidhë me telin e platinit (Pt). Membranë prej qeramikës poroze është përçues i rrymës elektrike në qelinë galvanike.

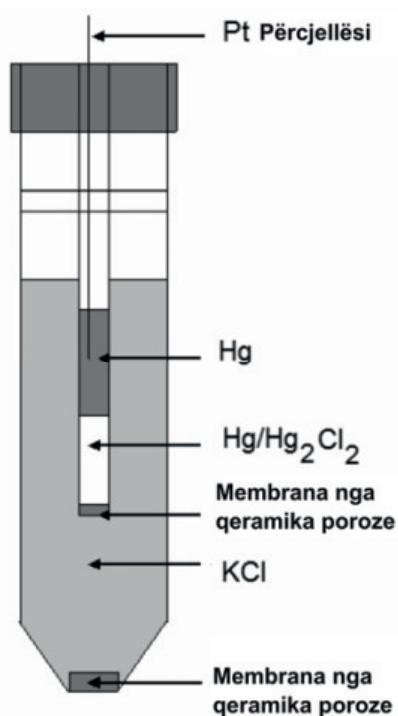
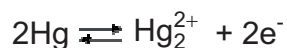


Figura 90. Elektroda e kalomelit (referente)

Reaksioni elektrokimik zhvillohet ndërmjet zhivës metalike, si formë e reduktuar dhe jonit të zhivës (I) - (Hg_2^{2+}), formë e oksiduar:



Jonet e zhivës (I) vijnë prej kalomelit të tretur:



Pasi tretshmëria e kalomelit është shumë e ulët, potenciali i elektrodës së kalomelit është e përcaktuar nga përqendrimi i joneve të kloridit (Cl^-) nga tretësira e

klorid kaliumit. Kjo elektrodë ka potencial konstant. Varësisht nga përqendrimi i klorid kaliumit në tretësirën, elektroda e kalomelit ka potencialin e dhënë.

Nëse tretësira e klorid kaliumit është:

- e ngirë, potenciali i elektrodës është: $E=0,2438$ V në 25°C ;
- $c(\text{KCl}) = 1,0$ mol/dm³, potenciali i elektrodës është: $E=0,2828$ V në 25°C ;
- $c(\text{KCl}) = 0,1$ mol/dm³, potenciali i elektrodës është: $E=0,3365$ V në 25°C .

• **Elektroda e hidrogjenit**, përbëhet prej pllakës së platinit që është zhytë në tretësirën e acidit klorhidrik të përqendruar $c(\text{HCl}) = 1$ mol/dm³. Tretësira që përmban jone të hidrogjenit është e ngirë me hidrogjenin e gaztë që dërgohet në tretësirën me presion prej 101325 Pa (Figura 91). Pllaka e platinit në sistemin merr pjesë vetëm si përçues i elektroneve midis joneve dhe molekulave të hidrogjenit. Potenciali i elektrodës së hidrogjenit është e përcaktuar nga potenciali i sistemit redoks ($2\text{H}^+/\text{H}_2$), e gjysmë reaksionit:



Elektroda e hidrogjenit standard e ka potencialin zero ($E^{\circ}=0,0000$ V). Në raport me këtë potencial përcaktohen vlerat e potencialeve elektrodike e elektrodave tjerë.

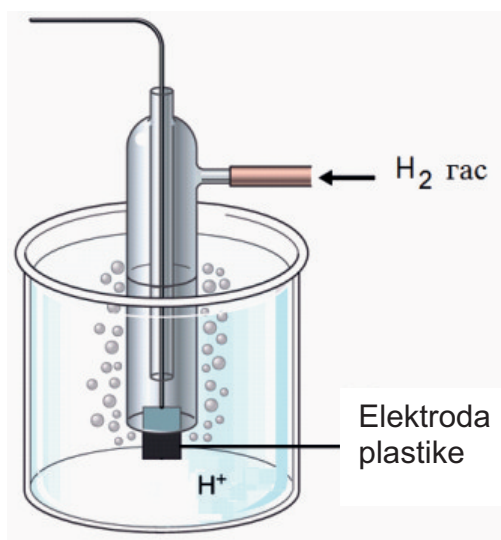
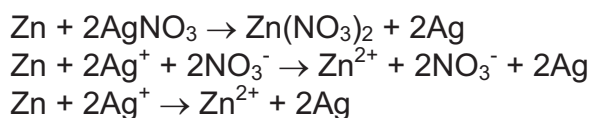


Figura 91. Elektroda standarde e hidrogjenit

Nëse elementet renditen sipas zmadhimit të potencialit elektrodik standard të tyre do të krijohet vargu elektrokimik ose rendi potencial i elementeve siç është treguar në tabelën 12, në shtojcën.

Elektroda standarde e hidrogjenit ka potencialin elektodik vlere e cilit sipas marrëveshjes është zero. Metalet me potencialin negative ndaj elektrodës së hidrogjenit, oksidohen më lehtë, kurse metalet me potencialin më pozitiv, janë më stabil. Secili metal mund të shtyjë jonin e metalit tjetër prej kripës së tij në tretësirë, nëse potenciali i tij është më pozitiv, ashtu siç është treguar në shembullin 1.

Shembulli 1: Li, Ca, Na, Al, Zn, Fe, Sn, **H**, Cu, Ag, Hg, Au



Metalet që në rendin elektrokimik (tabela 12, në shtojcën) janë më negative se hidrogjeni, treten në acidet dhe e lirojnë hidrogjeni, kurse metalet që janë më pozitiv se hidrogjeni, reagojnë vetëm me acidet që janë mjete oksiduese të forte (psh: acidin nitrik, HNO_3 dhe acidin sulfurik të përqendruar, H_2SO_4), por, nuk e lirojnë hidrogjenin.

Aftësia oksido-reduktuese e një elementi, komponimi ose joni varet nga pozita e tyre në rendin elektrokimik. Aftësia oksiduese e formës së oksiduar (kationit, jometalit) zmadhohet në kahun e zmadhimit të potencialit elektodik prej (-) kah (+), kurse aftësia reduktuese e formës së reduktuar (metalit, anionit) zmadhohet në kahun prej pozitiv kah vlerë negative e potencialit elektodik. Në këtë mënyrë mund të parashikohet kahu redoks reaksioneve kimike.

- **Elektroda prej qelqit**, është lloj i veçantë i elektrodës jonë selektrues, potenciali i cilës varet nga aktiviteti i joneve të hidrogjenit dhe lloji i qelqit. Elektroda është një gyp qelqi në skajin e cilit gjendet një top prej qelqit poroz si membrane (figura 92).

Gypi është i mbushur me tretësirë të acidit klorhidrik (HCl) me përqendrim, $c(\text{HCl}) = 0, 1 \text{ mol/dm}^3$. Në tretësirën është zhytur elektroda, argjend/klorid argjendi, Ag/AgCl. Elektroda është tel i argjendit i veshur me shtresë të klorid argjendit, AgCl. Gypi është mbyllur hermetikisht që të mos avullojë acidi. Potenciali i elektrodës së qelqit varet prej raportit të përqendrimeve të joneve të hidrogjenit që janë të ndara me membranën prej qelqit. Pasi përqendrimi i joneve të hidrogjenit në pjesën e brendshme të membranës është konstante ($c(\text{HCl})=0, 1 \text{ mol/dm}^3$), potenciali i elektrodës do të varet vetëm nga përqendrimi i joneve të hidrogjenit të tretësirës së jashtëm.

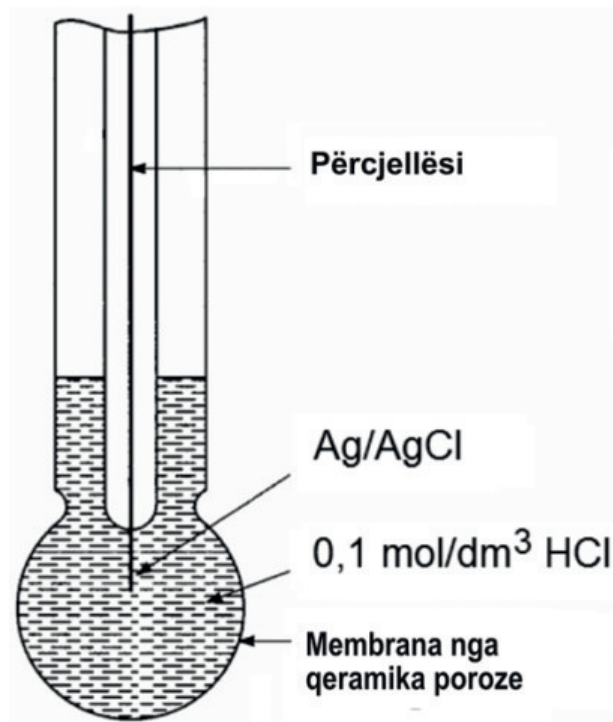


Figura 92. Paraqitja skematike e elektrodës së qelqit

Elektroda e qelqit ka rezistencë elektrike të lartë. Kur membrana e qelqit do të zhytet në tretësirën ujore, në sipërfaqen e jashtme të saj bëhet këmbimi i joneve midis joneve të natriumit nga rrjeti kristalik i qelqit, dhe joneve të hidrogjenit nga tretësira. Reaksioni i njëjtë i këmbimit të joneve bëhet edhe në nën e brendshëm të membranës.

Membrana e qelqit sillet si acid i dobët (qelqi -H):



Nëse bëhet ndrysim i përqendrimit të joneve të hidrogjenit nga ana e jashtme e membranës së qelqit, qelqi mund të protonizohet ose të deprotonizohet. Ndryshimi në vlerat e pH-it të tretësirave e pjesëve të jashtme dhe të brendshme të membranës së qelqit, krijon forcën elektromotorike që është proporcional me atë ndryshim.

Elektroda prej qelqit me elektrodën referente përkatëse, zakonisht e ngirë me elektrodën e kalomelit, dhe voltmetrin (e shkallëzuar në njësitë e pH -it) e përbëjnë pH-metrin, instrumenti që përdoret për matjen direkte të vlerës së pH -it në tretësirat.

Kalibrimi i instrumentit bëhet me tretësirën puferike përkatëse. Të dy elektrodën zhyten në puferin me të cilin rregullohet pH shkalla e pH-metrin. Mandej bëhet matje e vlerës së pH-it të tretësirave tjerë. Pas çdo matjeje, elektroda shpërllahet me ujë të distiluar, mandej me letrën filtruese me kujdes merret teprica e

ujit. Gjatë matjes, temperatura e pufirit dhe të tretësirave që analizohen duhet të jenë të njëjtë.

Interesant është të dish : Kush e zbuloi pH-metrin?

Kimisti gjerman Fric Haber (Fritz Haber, 1868-1934) dhe nxënësi i tij Zigmund Klementieviç (Zygmunt Klemensiewicz, 1886-1963) e kanë zhvilluar idenë për elektrodën e qelqit në vitin 1909. pH-metrat elektronike, bashkëkohore, janë paraqitur shumë më vonë, afër vitit 1934/5, kur kimisti amerikan Arnold Bekman (Arnold Beckman, 1900-2004) e ka përdor elektrodën e qelqit për konstruktimin e **pH-metrin** (Figura 93).



Figura 93. Instrumenti bashkëkohor për matjen e pH të tretësirës

3. 8. Elektrogravimetria

Elektrogravimetria. Elektrogravimetria paraqet metodë instrumentale ku për zhvillimin e analizës duhet të rrjedhë energjia elektrike aq gjatë, gjer sa do të mundësojë oksidimin ose reduktimin e plotë të substancës që analizohet deri në produktin përfundimtar. Produkti i fituar fundërron në elektrodën. Sasia e produktit përcaktohet nga dallimi në masën e elektrodës, para dhe pasi të bëhet analiza

Kjo metodë analitike është e thjeshtë, me ndjeshmëri relative dhe metodë e shpejtë, me gabim analitik të vogël, dhe nuk ka nevojë për të kontrolluar me provën standarde.

Me elektrogravimetrinë mund të përcaktohen disa metale, siç janë Cd, Cu, Ni, Ag, Sn dhe Zn, nga reduktimi dhe fundërrimi në katodë. Disa metale mund të oksidohen në anodën prej Pt-, duke krijuar fundërrinë të patretshëm, sin ë rastin e plumbi që fundërron në anodën në formë të oksidit të plumbit (IV) (PbO_2). Po ashtu, me ndihmë e elektrogravimetrisë mund të bëhet separimi i joneve të metaleve me shkallë të ndryshëm të oksidimit. Jonet e metaleve që reduktohen lehtë, fundërron në elektrodën e Hg-së, kurse jonet që vështirë reduktohen mbeten në tretësirën.

Në tabelën 9 janë treguar disa shembuj të përdorimit të proceseve elektrogravimetrike. Për shembull, Ni ndahet prej Mn, Cr dhe Al duke fundërruar nga tretësira e elektrolitit NH_4Cl .

Tabela 9. Zbatimi i procesit elektrogravimetrik

Joni	Eelektroliti	Masa e fundërrinës (g)	Fundërrina e ndarë prej
Ag^+	Cianidët alkaline	Ag	Cu, Bi, Pb, Cd, Zn dhe metale tjerë
Bi^{3+}	HCl + acidi oksalik	Bi	Sn, Pb, Cd, Zn
Cd^{2+}	Cianidet alkaline	Cd	Zn
Cu^{2+}	$HNO_3 + H_2SO_4$	Cu	Bi, Sb, Pb, Sn, Ni, Cd, Zn
Ni^{2+}	NH_4Cl	Ni	Mn, Cr, Al
Pb^{2+}	HNO_3	Pb	Cd, Sn, Ni, Zn, Mn, Al, Fe
Sb^{3+}	H_2SO_4	Sb	Pb, Sn
Sn^{2+}	$(NH_4)_2C_2O_4 + H_2C_2O_4$	Sn	Cd, Zn, Mn, Fe
Zn^{2+}	NaOH	Zn	

Elektrogravimetria gjen përdorim në analizat kuantitative. Ka rëndësi për proceset galvanike, për proceset e pastrimit të shtresave mbi metalet e disa gjësendeve (p.sh. monedhat). Po ashtu, është i rëndësishëm edhe në proceset e separimit dmth. Ndarjen ndërmjet tyre të komponentëve të tretësirës, për proceset e pastrimit të gjurmëve të metaleve të rënda, dhe të procesit të koncentrimit të tretësirave, në proceset e elektrosintezës etj.

Elektrogravimetria zbatohet me instrumentet që quhen elektrogravimetra. Në figurën 94 është dhënë një paraqitje skematike e aparaturës së procesit elektrogravimetrik.

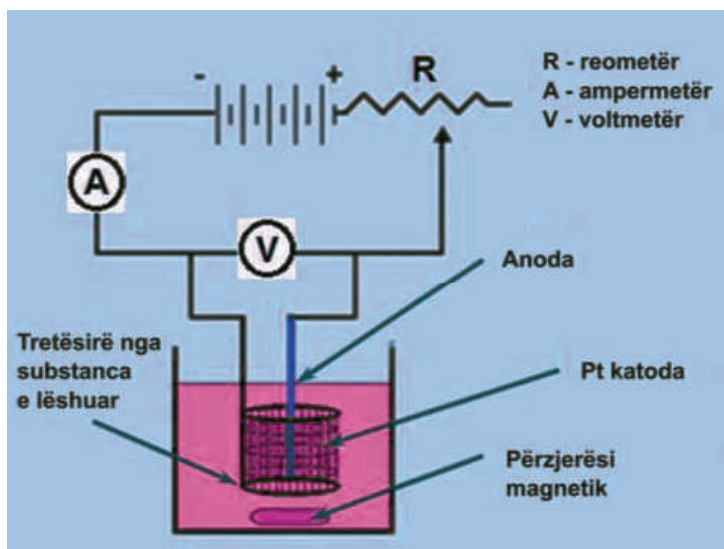


Figura 94. Paraqitje skematike e procesit elektrogravimetrik

Procesi elektrogravimetrik mund të zbatohet nëse potenciali i elektrodës së punës është konstant, ku fundërron produkti, ose me potencialin që ndryshon gjatë procesit të analizës. Po ashtu zbatohet edhe në tensionin konstant ose rrymën konstante.

Elektrodat që përdoren në elektrogravimetrinë, në të shumtën e rasteve janë prej metalit fisnik, platinit. Forma e elektrodave mund të ndryshojë. Më së shumti përdoret elektroda e Vinkler-it (*Winker*) katodë cilindrike me rrjetë prej platini në të cilin është vendosur anoda spirale përkatëse (Figura 95a). Po ashtu përdoren edhe elektrodën cilindrike të Fisher-it (*Fisher*) (Figura 95b).

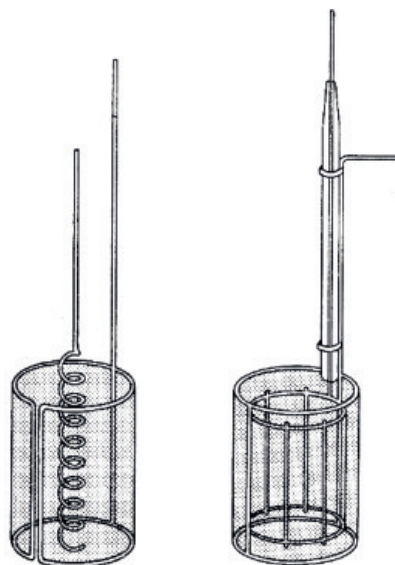


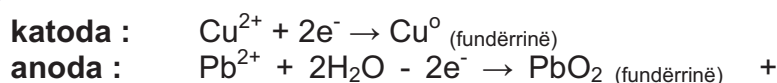
Figura 95. a/ Elektrodën e Vinkler-it b/ Elektrodën e Fisher-it

Fundërrina e fituar si metal që elektrokimik, duhet me kujdes të hiqet nga elektroda. Në procesin e shpëlarjes, tharjes dhe peshimit të elektrodës bashkë me fundërrinën nuk duhet të dëmtohet. Mbi stabilitetin e fundërrinës dmth. Mbi adezitetin, dendësinë yndyrësinë ndikim të rëndësishëm kanë forca e rrymës që përdoret, temperatura e tretësirës dhe prania e agensëve kompleks krijues

- **Përcaktimi elektrogravimetrik i bakrit dhe plumbit**

Përcaktimi elektrogravimetrik i bakrit dhe plumbit, është midis zbatimeve të para më të vjetra, më të rëndësishme të teknikës analitike.

Metoda e veprimit bazohet në fundërrimin e bakrit në katodë dhe të plumbit, si oksid i plumbit (IV) (PbO_2) në anode.



Në fillim të analizës, me filtrim eliminohet oksidi i kallajit (IV) ($\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) i cili është krijuar kur prova është trajtuar me acidin nitrik. PbO_2 fundërron në sasi kuantitative në anodë, nga tretësira me përqendrim të lartë të joneve nitratit, kurse bakti pjesërisht fundërron në katodë. Teprica e joneve të nitratit eliminohet pasi të fundërron PbO_2 , nga veprimi me urean:



Me zvogëlimin e përqendrimit të joneve të nitratit, bakri plotësisht (në sasi kuantitative) fundërron prej tretësirës.

A. Përgatitja e elektrodave

Elektrodat prej platinës zhyten në tretësirën e ngrohur të acidit nitrik me përqendrim prej $c(\text{HNO}_3) = 6 \text{ mol/dm}^3$ për një kohë prej 5 min. Mandej nxirren, shpërlahen me ujë të distiluar dhe disa here me etanolin, dhe thahen në tharësinë në 110°C , prej 2 deri 3 min. Të dy elektrodat ftohen dhe peshohen. Veprimi i tharjes, ftohjes dhe matjes zbatohet deri në fitimin e masës konstante me dallim prej 0, 1 mg ndërmjet dy matjeve të njëpasnjëshme.

B. Përgatitja e provës për analizë

Në gotën prej 250 cm^3 peshohen 1 g të provës me saktësi prej 0, 1 mg. Mandej me kujdes shtohen 35 cm^3 acid nitrik me përqendrim $c(\text{HNO}_3) = 6 \text{ mol/dm}^3$. Gota mbulohet me qelqin e sahatit, nxehet dhe lehet të vlojë 30 min. Nëse ka nevojë, përsëri shtohet acidit nitrik. Avullohet deri në sasi të vogël (5 cm^3), por, asnjëherë deri në të thatë.

Provës ë përgatitur në këtë mënyrë i shtohen 5 cm³ acid nitrik me përqendrim $c(\text{HNO}_3) = 3 \text{ mol/dm}^3$, 25 cm³ ujë, dhe nxehet por pa vlimin 45 min. Me filtrim nëpër letrën filtruese eliminohet oksidi i kallajit (IV), $\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, kurse filtrati mblidhet në enën për elektrolizë. Fundërrina shpërlahet me sasi të vogla acid nitrik të nxehur me përqendrim prej $c(\text{HNO}_3) = 0,3 \text{ mol/dm}^3$ që të eliminohen gjurmët e bakrit. Sasia e përgjithshme e filtratit duhet të jetë midis 100 dhe 125 cm³.

C. Elektroliza

Lidhet katoda me polin negativ dhe anoda me polin pozitiv të aparatit për elektrolizë (1). Kyçet mikseri (2), i cili nuk duhet të prekë elektrodën në enën ku bëhet elektroliza. Ena e qelqit (3) mbulohet me kapakun prej qelqit (4). Forca e rrymës rregullohet në 1,3 A për një kohë prej 35 min (Figura 96).

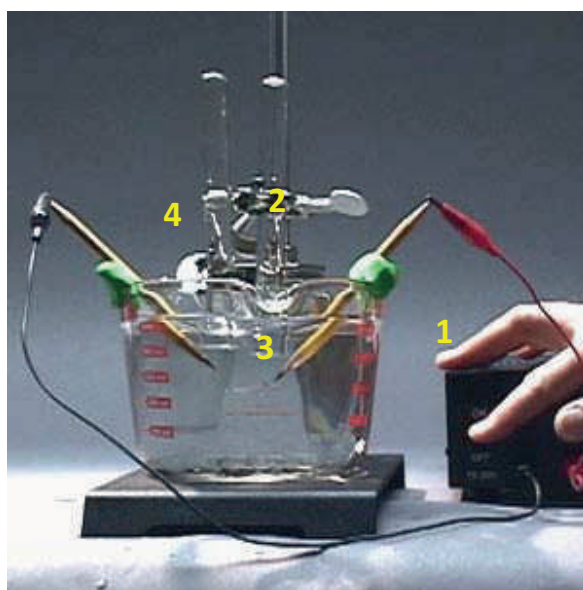


Figura 96. Aparati për elektrolizë

Pas kësaj shtohen 10 cm³ acid sulfurik me përqendrim $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \text{ mol/dm}^3$ dhe 5 g urea. Forca e rrymës mbahet në 2 A derisa tretësirat janë pangjyrë. Që të fiksohet rrjedha e procesit të elektrolizës, merren disa pika të tretësirës dhe përzihen me disa pika të hidrosid amoniumit (NH_4OH) në epruvetën (si provë për kontrollim). Nëse përzierja ka ngjyrë të kaltër të errët procesi vazhdon. Prosesi i elektrolizës bëhet derisa në provën kontrolluese krijohet ngjyra e kaltër që vjen nga kompleksi i krijuar diakua tetraaminobakri(II) dihidroksid, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2](\text{OH})_2$.

Kur elektroliza mbaron, aparati shkyçet, nxirren elektrodën nga tretësira dhe shpërlahen me ujë. Elektrodën zhyten në acetone, dhe thahen në 110°C edhe atë, katoda 3 min, kurse anoda 15 min. pasi të ftohen peshohen.

Llogaritet sasia e plumbit dhe e bakrit në provën e analizuar.

Pyetje dhe detyra:

1. Në se bazohen metodat elektroanalitike?
2. Cila madhësi matet në përcaktimet konduktometrike?
3. Si definohet përçueshmëria specifike?
4. Sqaro ç,është konduktometria direkte dhe titrimi konduktometrik.
5. Pse është vendosur madhësia përçueshmëria molare?
6. Në cilat raste zbatohet titrimi konduktometrik?
7. Çfarë metode është potenciometria
8. Çka paraqet forca elektomotore e qelisë elektrokimike?
9. Me çfarë shprehje tregohet barazimi I Nerstit?
10. Cilat elektroda përdoren në përcaktimet potenciometrike?
11. Shpjego në çka bazohet elektrogravimetria?
12. Cilat elemente caktohen me metodën elektrogravimetrike?

Fjalori terminologjik

A

Acidimetria – metodë e përcaktimit kuantitativ të ndonjë acidi me tretësirën standarde të bazës me përqendrim të caktuar dhe anasjelltas.

Alkalimetria – pjesë e kimisë analitike; studion përcaktimin e përqendrimit të ndonjë bazës ose bazat e lira në provën. Më së shumti zbaton metodën e alkalimetrisë dhe titrimin.

Analiza spektrale e apsorpsionit – studion llojin dhe sasinë e energjisë së rrezatimit të cilën e absorbon substanca që analizohet.

Analiti – prove për analizë (hulumtim).

Anjoni – thërmi me elektrizim negative.

Anoda – elektroda pozitive.

Apsorbansa – sasia e dritës së absorbuar.

aq. – shenjë për tretësirë ujore.

Argentometria – metodë vëllimetrike fundërruese.

Ambienti bazik – ambienti ku dominojnë jonet OH⁻; zakonisht mjedisi ujor me pH>7, 0.

Analiza kimike – shumë e metodave dhe veprimeve me të cilin përcaktohen vetitë ose karakteristikat e substancave.

Analiza konduktometrike – përcaktimi i përbërjes së elektrolitit nga ndryshimi i përçueshmërisë elektrike të elektrolitit.

Analiza kualitative – përcaktimi i pjesëve përbërëse të substancave.

Analiza kuantitative – përcaktimi i sasive të pjesëve përbërëse të substancës.

Analiza spektrale e emisionit – studion llojin dhe intensitetin e energjisë së rrezatimit cilin e emiton substanca që analizohet.

Aqua destilata – ujë i distiluar (ujë i pastruar).

Atomi hiral – atomi asimetrik që lidhet me atome ose grupe atome të ndryshme.

B

Biretë – Gyp qelqi i shkallëzuar, që shërben për matjen e vëllimit të lëngjeve gjatë titrimin.

Bromometria – metodë vëllimetrike të oksido-reduktimit ku si tyrant përdoret tretësira standarde e bromat kaliumit (KBrO₃).

Baza – hidroksid natriumi (NaOH), hidroksid kaliumi, hidroksidet e metaleve alkaline, tretësira ujore e cilëve ka pH>7, 0; e ngacmon lëkurën.

D

D – shenjë që vihet para emrit dekstrogjirë (që kthejnë djathtas) kompozime me aktivitet optik (lat. Dexter, djathtas).

E

Elektroda Jon-selektuese (EJS) – senzori kimik që krijon potencial elektrokimik, (sipas barazimit të Nernst-it), kur do të zhytet në tretësirën e joneve të lira të një substance të dhënë. Çdo EJS ka relativisht shkallë të lartë të selektivitetit për një lloj të dhënë të joneve të tretësirës.

Elektrodat – e përçuesit e elektricitetit që shërbejnë për të prurë ose dërguar rrymën elektrike në një trup të ngurtë, lëng ose të gaztë.

Elektroliti – përçuesi i rrymës elektrike (përçuesi i rendit të parë) me ndihmën e joneve njëkohësisht edhe ndryshimi në elektrodën; tretësirat ujore të acideve, bazave dhe të kripërave që e përçojnë rrymën elektrike.

Enantiomerë – substancat që kanë rrotullim optik.

F

Forca elektromotorike e qelisë galvanike – ndryshim potencial në elektrodën ku zhvillohet procesi i reduktimit dhe potenciali i elektrodës ku zhvillohet procesi i oksidimit.

Frekuençë – numri i oscilimit të valës elektromagnetike në një sekondë.

(g) – shenjë e gjendjes së gaztë; në sistemin e masave, shkurtesë për gram.

G

Gravimetria – aveprim analitik në përcaktimin kuantitativ të një ose më shumë elementeve të provës.

Gjatësia valore – largësia midis dy maksimumeve ose minimumeve të njëpasnjëshme të funksionit valor.

H

Hidratimi – procesi i lidhjes së molekulave të ujit me thërrimet e një substance.

I

(I) – shenjë e gjendjes së lëngët; në fizikë, simbol i gjatësisë; në sistemin e njësive, shkurtesë për litrin.

Indeksi i thyerjes së dritës – raporti midis sinusit të dritës rënëse dhe këndit të thyerjes së dritës.

Indikatorë – substanca që e ndryshon ngjyrën varësisht nga aciditeti ose baziteti i ambientit; ndryshimi i ngjyrës tregon mbi ndryshimin e gjendjes ose të natyrës së sistemit (neutralizim, pika përfundimtare e titrimit etj.).

Intensiteti – forca, fuqia.

J

Jodometria – metodë vëllimetrike e oksido-reduktimit ku si titrant përdoret tretësira standarde e jodit (I_2).

Jon – thërmia e elektrizuar, pozitiv ose negative.

Jonizim – procesi i krijimit të joneve.

K

K – Kelvin, njësia themelore SI për temperaturën, (konversion prej shkallës celsius në Kelvinë është dhënë me barazimin, $T/K = t/^{\circ}\text{C} + 273,15$).

Katoda – elektroda negative.

Kivetë – enë në cilin vendoset prova për analizë.

Koeficienti i zgjerimit nga temperature – përshkruan si madhësia e objektit ndryshon me ndryshimin e temperaturës: në mënyrë specifike përshkruan ndryshimin e vëllimit me ndryshimin e temperaturës në presion konstant.

Kolorimetria – metodë analitike kuantitative me cilin bëhet përcaktimi i përqendrimit të substancës duke matë intensitetin e ngjyrës së tretësirës.

Kompleksometria – metodë që bazohet në reaksionin e krijimit të komponimeve komplekse stabile, midis joint të metalit si substance që analizohet dhe tretësirës standarde të kompleksionit.

Kompleksonët – grupi i amino acideve – polikarboksilike që krijojnë komplekse stabile me shumë katione, në kushte të ndryshme; në titrometrinë përdoren në përcaktimin indirekt të joneve metalike, metaleve ose në eliminimin e pa pastërtive nga metalet.

Konstantë – vlerë e pandryshueshme, karakteristike për substancat kimike (psh masa atomike, masa molekulare, temperature e shkrirjes ose e vlimit, përçueshmëria elektrike etj.).

Kromofor (grupi kromofor) – bartës i ngjyrës; grupi atomik në komponimin organik prej cilit buron ngjyra e substancës.

L

L – shenja që vendoset para emërtimi levogjir (majtas rrotullues) komponimet me aktivitet optic (lat. Laevus, majtas).

Lakmus – ngjyrë natyrore, që përdoret si indikatorë.

Lakore e titrimit – pasqyrim grafik i rrjedhës së reaksionit gjatë titrimit.

M

Metoda elektrogravimetrike – deponimi i metalit në elektrode matet zmadhimi i masës së elektrodës pas elektrolizës.

Metodë – çdo veprim, praktik ose ideor, me zbatimin e cilit fitohen informata për substancën që analizohet.

Merkurometria – metodë titrometrike për përcaktim kuantitativ.

Om – SI njësia e rezistencës elektrike (R). Rezistencë prej një omi (Ω) ka përçuesi që në tensionin constant prej një volti (V) midis skajeve të tij, shkakton krijimin e rrymës me forcën prej një amperit (A). Emrin e ka marrë sipas fizicientit gjerman Georg Simon Om (Georg Simon Ohm, 1789-1854).

Mjeti oksidues (oksidansë) – substance që mund të oksidojë një substance tjetër, kurse vetë reduktohet.

Mjeti reduktues (reduktor) – substance që mund të reduktojë substancën tjetër, kurse vetë të oksidohet.

N

Numri i oksidimit – vlerë numerike e ngarkesës elektrike që tregon sa elektrone pranon ose dorëzon një thërmi (atomi, molekula ose joni) në reaksionin oksido-reduktues. (1789-1854).

P

Paralaksa – paraqet një ndryshim në dukje i pozitës së objektit të vështruar me ndryshim të vendit të vështrimit.

Përçueshmëria molare – raport midis përçueshmërisë së tretësirës dhe përqendrimit molar të joneve.

Permanaganometria – metodë vëllimetrike e oksido-reduktimit ku si titrant përdoret tretësira standarde e permanganate kaliumit (KMnO_4).

Përzierje ekuimolekulare – numër të njëjtë molekulash; tregon mbi substancën ose përzierjen që ka numër të njëjtë molekulash si edhe një substance tjetër. Psh. prej sakarozës nga hidroliza nën veprimin e acideve ose enzimave fitohet përzierje ekuimolekulare e glukozës dhe fruktozës

Pika përfundimtare e titrimit – gjendja gjatë titrimit kur ndryshon ngjyra e indikatorit.

Pjesëmarrjet – madhësi padimensionale (numra) më të vogla se një; tregohen edhe në përqindje.

Polaarizatori – pjesë e polarimetrit që jep dritën e polarizuar.

Potenciali elektrodik – dallimi në elektrizimin midis metalit dhe tretësirës, në sipërfaqen kufitare metali/tretësira.

Potenciometria – metodë elektrokimike kuantitative që bazohet në matjen e potencialit të qelisë galvanike.

Protolitë – substance që merr pjesë në reaksionin protolitik.

Puferë (përzierje-puferi) – substance ose përzierje substancash që kanë cilësi të lidhin jonet e hidrogjenit ose hidroksile, por me këtë të mos ndryshojë reaksioni i tretësirave të tyre; tretësirat që shërbejnë si rregullatorë të vlerës së pH të ambientit.

Reaksioni protolitik – reaksioni në të cilin bëhet këmbimi i protoneve.

Refraksioni – thyerje e dritës.

Rodanidometria – metodë vëllimetike ku si tretësirë standarde përdoret rodanid i kaliumit ose amoniumit.

R

Refraksioni – thyerje e dritës.

Rodanidometria – metodë vëllimetike ku si tretësirë standarde përdoret rodanid i kaliumit ose amoniumit.

S

SI – shenjë e Sistemit ndërkombëtar të njësive; sistem i njësive matëse (Système International d'unités, SI).

Simens - (S) sajuar nga SI njësia e përçueshmërisë elektrike, ku rryma me forcën prej një amperë krijon ndryshimin e potencialit elektrik për një volt ($S=A V^{-1}=\Omega^{-1}$). Emrin e ka marrë prej shkencëtarit gjerman Ernst Verner fon Simens (Ernst Werner von Siemens, 1816-1892).

Spektri i apsorpsionit – paraqitje grafike e apsorbsansës për substancën që analizohet në funksion të gjatësisë valore.

Spektrofotometria – metodë analitike që bazohet në interaksionin midis molekulave, atomeve ose joneve të substancave dhe energjisë së rrezatimit elektromagnetik (dritës).

Standardizimi i tretësirës – veprim në përcaktimin përqendrim të saktë të tretësirës.

(S)– shenjë për gjendjen e ngurtë;në sistemin e masave, shenjë për sekonda.

T

Treguesi i hidrogjenit (pH) – logaritëm negativ me bazë dekade nga vlera numerike e përqendrim të joneve të hidrogjenit.

Tretësirë standarde (ose titrant) – tretësirë me përqendrim të dhënë.

Titrimi – veprimi në përcaktimet vëllimetrike të masës ose përqendrim të substancave.

Transparenca – pjesë e dritës hyrëse që ka mbetur e pa absorbuar nga substance.

V

Vëllimetria – metodë analitike kuantitative që bazohet në matjen e vëllimit të reagensit që është shtuar; analitit i shtohet një sasi e caktuar e reagensit me përqendrim saktësisht të caktuar, derisa substance që analizohet të reagojë plotësisht me reagensin; quhet edhe metodë titrimetrike.

Tabela 10. Masat atomike relative të elementeve kimike që përdoren më së shumti

Emri shqip	Emri latin	Simboli	Masa atomike relative (Ar)
Azot	nitrogenium	N	14, 01
aluminium	aluminium	Al	26, 98
Antimony	stibium	Sb	121, 75
arsen	arsenicum	As	74, 92
bakër	cuprum	Cu	63, 54
barium	barium	Ba	137, 34
berilium	beryllium	Be	9, 01
bizmut	bismuthum	Bi	208, 98
bor	borum	B	10, 81
brom	bromum	Br	79, 91
hidrogjen	hydrogenium	H	1, 01
hekur	ferrum	Fe	55, 85
zhiva(merkur)	hyhrargyrum	Hg	200, 59
ari	aurum	Au	196, 97
karbon	carboneum	C	12, 01
jod	iodum	I	126, 90
kadmium	cadmium	Cd	112, 40
kallaj	stannum	Sn	118, 69
kalium	kalium	K	39, 10
kalcium	calcium	Ca	40, 08
oksigjen	oxygenium	O	16, 00
kobalt	cobaltum	Co	58, 93
litium	lithium	Li	6, 94
magnezium	magnesium	Mg	24, 31
mangan	manganum	Mn	54, 94
molibden	molydaenum	Mo	95, 94
natrium	natrium	Na	22, 99
nikël	niccolum	Ni	58, 71
plumb	plumbum	Pb	207, 19
platini	platinum	Pt	195, 09
selen	selenium	Se	78, 96
silicium	silicium	Si	28, 09
stroncium	strontium	Sr	87, 62
argjend	argentum	Ag	107, 87
sulfur	sulphur	S	32, 06
fluor	fluorum	F	19, 00
fosfor	phosphorus	P	30, 97
klor	chlorum	Cl	35, 45
krom	chromium	Cr	52, 00
Zink	zincum	Zn	65, 37

Formulat që zbatohen për zgjidhjen e detyrave të dhënë në librin:

$$w(B) = \frac{m(B)}{m(p-p)}$$

$w(B)$ – pjesëmarrje e masës së substancës B

$m(B)$ – masa e substancës së tretur B

$m(t - t)$ – masa e tretësirës

$$\rho = \frac{m(p-p)}{V(p-p)} \text{ (g/cm}^3\text{)}$$

ρ – dendësia e tretësirës

$$\gamma(B) = c(B) \cdot M(B)$$

$\gamma(B)$ – përqendrim në masë i substancës së tretur B

$c(B)$ – përqendrimi sasior i substancës së tretur B

$M(B)$ – masa molare e substancës së tretur B

$$w_1 \cdot m_1 = w_2 \cdot m_2$$

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

$$\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2$$

w_1 – pjesëmarrja e masës së tretësirës 1

m_1 – masa e tretësirës 1

w_2 – pjesëmarrja e masës së tretësirës 2

m_2 – masa e tretësirës 2

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = (V_1 + V_2) \cdot c_3$$

c_1 – përqendrim sasior i tretësirës 1

V_1 – vëllimi i tretësirës 1

c_2 – përqendrim sasior i tretësirës 2

V_2 – vëllim i tretësirës 2

c_3 – përqendrim sasior i tretësirës së krijuar nga përzierja e tretësirës 1 dhe i tretësirës 2

$$V(\text{acidi})_{\text{përqën}} = \frac{c(\text{acidi})_{\text{përqën}} \cdot V(\text{acidi})_{\text{përqën}} \cdot M(\text{acidi})}{\rho(\text{acidi})_{\text{përqën}} \cdot w(\text{acidi})_{\text{përqën}}}$$

Tabela 11. Dendësitë relative të disa acideve të përqendruara dhe amoniakut

Tretësira e acidit	Pjesëmarrja e masës (%)	Dendësia (g/cm ³)	Masa molare (g/mol)
HCl	37	1, 19	36, 46
H ₂ SO ₄	96	1, 84	98, 08
HNO ₃	65	1, 40	63, 02
CH ₃ COOH	99, 5	1, 05	60, 05
HCOOH	27	1, 07	46, 02
HBr	48	1, 49	80, 92
HF	48	1, 14	20, 01
H ₃ PO ₄	85	1, 70	98, 00
NH ₄ OH	25	0, 91	35, 05

Tabela 12. Potenciali elektrodik standard në 25 °C

Elektroda	Reaksioni elektrodik	E° [V]
Li/Li ⁺	$\text{Li} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{e}$	-3, 04
Rb/Rb ⁺	$\text{Rb} \rightleftharpoons \text{Rb}^+ + \text{e}$	-2, 98
Cs/Cs ⁺	$\text{Cs} \rightleftharpoons \text{Cs}^+ + \text{e}$	-2, 924
K/K ⁺	$\text{K} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{e}$	-2, 924
Ra/Ra ²⁺	$\text{Ra} \rightleftharpoons \text{Ra}^{2+} + 2\text{e}$	-2, 92
Ba/Ba ²⁺	$\text{Ba} \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{e}$	-2, 90
Sr/Sr ²⁺	$\text{Sr} \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + 2\text{e}$	-2, 89
Ca/Ca ²⁺	$\text{Ca} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}$	-2, 87
Na/Na ⁺	$\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{e}$	-2, 714
La/La ³⁺	$\text{La} \rightleftharpoons \text{La}^{3+} + 3\text{e}$	-2, 52
Mg/Mg ²⁺	$\text{Mg} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}$	-2, 363
U/U ³⁺	$\text{U} \rightleftharpoons \text{U}^{3+} + 3\text{e}$	-1, 8
Be/Be ²⁺	$\text{Be} \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 2\text{e}$	-1, 70
Al/Al ³⁺	$\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{e}$	-1, 663
Ti/Ti ²⁺	$\text{Ti} \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+} + 2\text{e}$	-1, 628
Zr/Zr ⁴⁺	$\text{Zr} \rightleftharpoons \text{Zr}^{4+} + 4\text{e}$	-1, 53
Zn/ZnO ₂ ²⁻	$\text{Zn} + 4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}$	-1, 216
V/V ²⁺	$\text{V} \rightleftharpoons \text{V}^{2+} + 2\text{e}$	-1, 18
Mn/Mn ²⁺	$\text{Mn} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{e}$	-1, 029
W/WO ₄ ²⁻	$\text{W} + 8\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{WO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}$	-1, 05
Zn/Zn ²⁺	$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$	-0, 7628



Tabela 12. Vazhdim.

Elektroda	Reaksioni elektrodik	E° [V]
Sb/SbO ₂ ⁻	$\text{Sb} + 4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{SbO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}$	-0,67
Ga/Ga ³⁺	$\text{Ga} \rightleftharpoons \text{Ga}^{3+} + 3\text{e}$	-0,53
S ²⁻ /S	$\text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{S} + 2\text{e}$	-0,508
Fe/Fe ²⁺	$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}$	-0,4402
Cr ²⁺ /Cr ³⁺	$\text{Cr}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + \text{e}$	-0,407
Cd/Cd ²⁺	$\text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}$	-0,4029
Ti ²⁺ /Ti ³⁺	$\text{Ti}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ti}^{3+} + \text{e}$	-0,369
Pb/PbSO ₄	$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{e}$	-0,351
Tl/Tl ⁺	$\text{Tl} \rightleftharpoons \text{Tl}^+ + \text{e}$	-0,335
Co/Co ²⁺	$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2\text{e}$	-0,277
Ni/Ni ²⁺	$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}$	-0,250
SO ₃ ²⁻ /SO ₄ ²⁻	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}$	-0,22
Sn/Sn ²⁺	$\text{Sn} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}$	-0,136
Pb/Pb ²⁺	$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}$	-0,126
H₂/H⁺ (Pt)	$1/2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{e}$	0,0000
Sn ²⁺ /Sn ⁴⁺ (Pt)	$\text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2\text{e}$	+0,154
Cu/Cu ²⁺	$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}$	+0,337
Cu/Cu ⁺	$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{e}$	+0,52
Fe ²⁺ /Fe ³⁺ (Pt)	$\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}$	+0,771
Hg/Hg ₂ ²⁺	$\text{Hg} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}$	+0,798
Ag/Ag ⁺	$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{e}$	+0,799
Hg/Hg ²⁺	$\text{Hg} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 2\text{e}$	+0,854
Pd/Pd ²⁺	$\text{Pd} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+} + 2\text{e}$	+0,987
O ₂ /OH ⁻ (Pt)	$4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}$	+1,229
Pb, PbO ₂ /Pb ²⁺	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}$	+1,455
Au/Au ³⁺	$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{3+} + 3\text{e}$	+1,498
Au/Au ⁺	$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^+ + \text{e}$	+1,7

Literatura e shfrytëzuar

1. Velanovski A. Metodät instrumentale, Aleksandar&Aleksandra, Shkup 1994.
2. Dimeski M. Kimia analitike (analiza kuantitative), libër për shkollat e kimisë, Prosvetno dello, Shkup, 1978.
3. Janjiç T. Bazat teorike të kimisë analitike, Nauçna knjiga, Belgrad, 1985.
4. Kolthoff I. M., Sandell E. B. Analiza inorganike kuantitative, botim i III., Nauçna kniga, Belgrad, 1968.
5. Robinson J. W., Frame Eileen S. M. Undergraduate instrumental analysis, Sixth Edition, Marcel Dekker, 2005.
6. Rouessac F., Rouessac A. Chemical Analysis, Modern Instrumentation Methods and Techniques, Second Edition, John Wiley&Sons Ltd, 2007.
7. Saviç J., Saviç M. Bazat e kimisë analitike, Svjetlost, Sarajevë, 1989.
8. Sikirica M. Stehiometrija, Skolska knjiga, Zagreb, 1979.
9. Skoog D., West D., Holler F. bazat e kimisë aanalitike, Botimi i parë kroat, Shkolska knjiga, Zagreb 1999.
10. Todorovski T., Vasileva L., Toromanova V.. Kimia analitike kuantitative, bitimi III i ndryshuar dhe i plotësuar, Prosvetni dello, Shkup, 1991.
11. Harris D. Quantitative Chemical Analysis, Fourth Ed., W. Freeman and Company, New York, 1995.