

MIRJANA S. JANKULOVSKA

**KIMIA
ANALITIKE**

për vitin II

PROFESIONI SHËNDETËSOR

teknik mjekësor

teknik farmaceutik

teknik laborator-sanitar

KIMIA ANALITIKE
për vitin e II
PROFESIONI SHËNDETËSOR
teknik mjekësor
teknik farmaceutik
teknik laborator-sanitar

Autor: Mirjana S. Jankulovska

Rishikuesit:

Violeta Ivanova-Petropoulos

Valentina Joveva

Neshe Salih

TITULLI I ORIGJINALIT:

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

за II година

ЗДРАВСТВЕНА СТРУКА медицински техничар фармацевтски техничар

лабораториско-санитарен техничар

Автор: Мирјана С. Јанкуловска

Илустрuese: Mirjana S. Jankulovska

Përkthyes nga gjuha maqedone: Enfale Ismaili

Redaktore profesionale e botimit në gjuhën shqipe: Neshe Salih

Lektor: Refail Sulejmani

Redaktor: Refail Sulejmani

Vendi dhe viti i botimit: Shkup 2023

Shtypi: Evropa 92 – Koçan

Tirazhi: _____

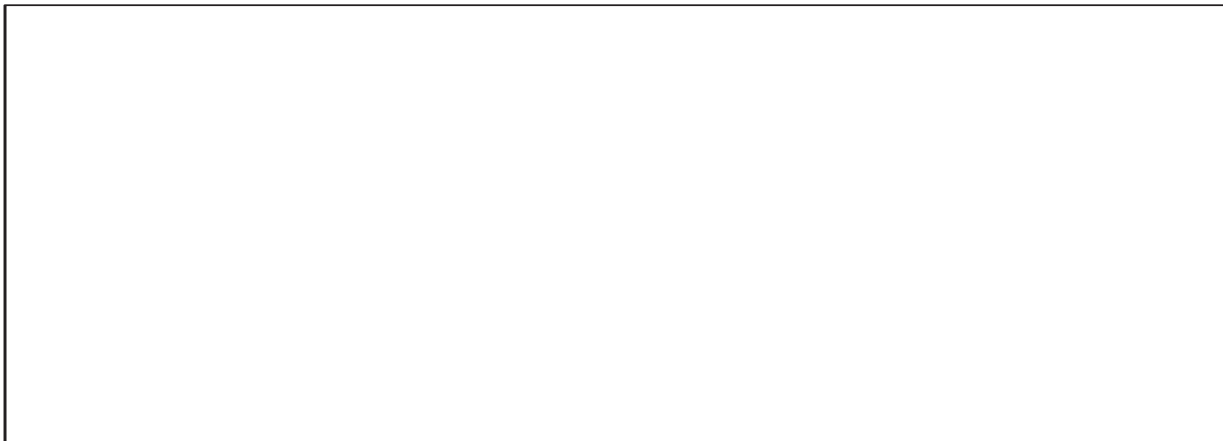
Botues:

Ministria e Arsimit dhe Shkencës e Republikës së Maqedonisë së Veriut rr. “Shën Kirili dhe Metodi” nr. 54,
1000 Shkup.

Rregullimi grafik dhe teknik: Leon Xhingo, Evgenia Pavlova – ARS STUDIO

Me vendim për miratimin e tekstit mësimor për lëndën e Kimisë analitike për vitin e 2-të PROFESIONI/
SEKTORI: SHËNDETËSORË/SHËNDETI DHE MIRËQENIA SOCIALE.

Profilet/kualifikimet arsimore: Mjeko-laborator, teknik sanitar, teknik farmaceutik, arsimi i mesëm
profesional katërvjeçar nr. 26-1113/1, datë 14.9.2022, miratuar nga Komisioni Kombëtar i Teksteve
Mësimore.



PARATHËNIE

Teksti shkollor është i dedikuar për nxënësit e arsimit të mesëm profesional, të profesionit shëndetësor për profilin arsimor teknik mjekësor, laboratoro-sanitar dhe farmaceutik, të cilët mësojnë në vitin e dytë **Kimi analitike**. Përmbajtja e tekstit është në përputhje me programin mësimor të kimit analitike të hartuar në mënyrë modulare. Nëpërmjet tij nxënësit do të njihen me konceptet bazë të kimit analitike dhe do të marrin njohuri që më vonë do t'u ndihmojnë shumë në studimin dhe kuptimin e disiplinave shkencore të lidhura me to.

Teksti shkollor përfshin tre njysi modulare: qëllimin, ndarjen dhe kuptimin e kimit analitike, analizën cilësore dhe analizën sasiore kimike.

Nëpërmjet përmbajtjes së dhënë në njësinë e parë modulare, nxënësit do të njihen me termat bazë të kimit analitike, zhvillimin e saj si shkencë, ndarjen e kimit analitike, si dhe kuptimin dhe kontributin e saj në shkencë dhe praktikë. Njësia e parë modulare përshkruan karakteristikat bazë dhe dizajnin e laboratorit të kimit analitike, rregullat, pajisjet, kimikatet e përdorura, si dhe procedurat bazë analitike për marrjen dhe përgatitjen e mostrës për analizë. Është përshkruar edhe mënyra e përdorimit korrekt të pajisjeve në laborator, si dhe nevoja e zbatimit të rregullave për trajtimin e kujdesshëm të reagjentëve.

Njësia e dytë modulare përmban përshkrim të metodës së kryerjes së reaksioneve kimike në analizën kimike cilësore. Jepet ndarja e kationeve dhe anioneve sipas grupeve analitike, si dhe kriteret e ndarjes së tyre. Nëpërmjet shembujve të shumtë, shpjegohet mënyra e kryerjes së reaksioneve kimike në mënyra të thata dhe ujore, të cilat janë bazë e analizave cilësore. Jepen një numër i madh formulash dhe emrash përbërjesh, të cilat do t'u mundësojnë nxënësve të kuptojnë dhe përdorin më lehtë nomenklaturën kimike, e cila është baza e të gjitha disiplinave kimike.

Bazat e analizës kimike sasiore dhe mënyra e kryerjes së saj duke përdorur metodat klasike dhe instrumentale të analizës jepen në njësinë e tretë modulare. Nëpërmjet përmbajtjeve të kësaj njësie modulare, nxënësit do të jenë në gjendje të kuptojnë dhe të diferencojnë metodat e përdorura në kimit analitike. Për këtë qëllim përshkruhen dhe shpjegohen në detaje hapat e nevojshëm për zgjedhjen e metodës për analizë, planifikim, kryerje të analizës, si dhe interpretim të rezultateve të marra. Gjithashtu shpjegohet në mënyrë të detajuar se si bëhen llogaritjet në lidhje me përbërjen sasiore të tretësirave. Në pjesën Metodat instrumentale të analizës, me ndihmën e shembujve konkretë të analizës shpjegohen parimet bazë të punës së disa prej instrumenteve të përdorura në analizën sasiore.

Konceptet bazë, bazat teorike, ligjet dhe eksperimentet e përfshira në këtë tekst janë paraqitur në mënyrë të përshtatshme për moshën e nxënësve. Teksti është i pasuruar me një numër të madh fotografish, vizatimesh, diagramesh dhe tabelash me ndihmën e të cilave do të jetë më lehtë për të zotëruar përmbajtjet e propozuara. Jepen një numër i madh detyrash të zgjidhura me shpjegimin e procedurës së zgjidhjes. Nëpërmjet pyetjeve dhe detyrave të paraqitura përgjatë tekstit dhe në fund të çdo teme nxënësit nxiten të mendojnë në mënyrë kritike dhe të zgjidhin problemet në mënyrë të pavarur.

Në fund të tekstit jepet alfabeti, ai do t'i ndihmojë nxënësit të gjejnë lehtësisht se në cilën faqe të tekstit është futur dhe shpjeguar një term i caktuar.

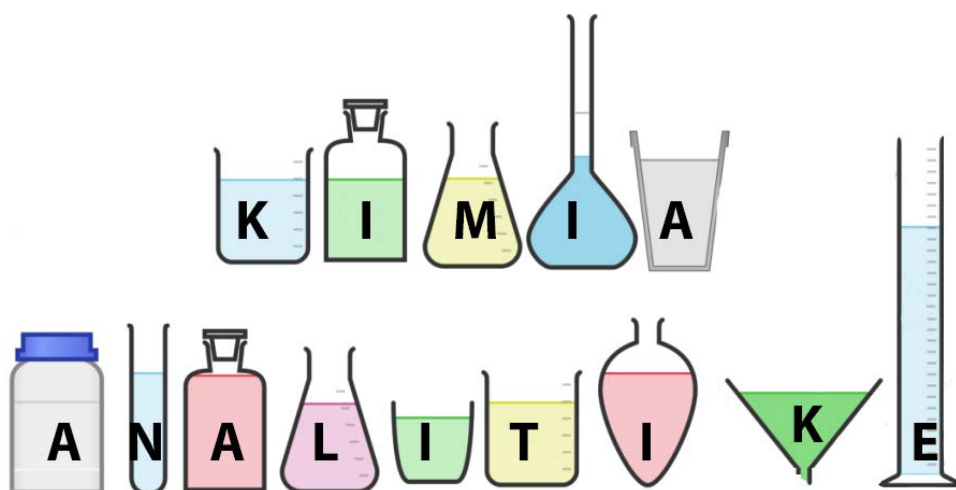
PËRMBAJTJA

1. KIMIA ANALITIKE – QËLLIMI, NDARJA DHE RËNDËSIA	1
1.1. Hyrje në kiminë analitike	1
1.2. Ndarja ekimisë analitike.....	1
1.3. Zbatimi i kimisë analitike.....	4
1.4. Laboratori i kimisë analitike.....	5
1.4.1. Karakteristikat themelore.....	5
1.4.2. Pajisjet dhe procedurat në laboratorin kimik	6
1.5. Kimikatet në laboratorin analitik.....	13
1.6. Metodatat në kiminë analitike.....	14
1.7. Përgatitja e mostrës për analizë.....	17
2. ANALIZA KIMIKE CILËSORE	22
2.1. Llojet e reaksioneve në analizën cilësore	22
2.1.1. Llojet e reagjentëve.....	22
2.1.2. Reaksionet e rrugëve të thata	24
2.1.3. Reaksionet e rrugëve ujore.....	24
2.1.4. Reaksionet jonike	29
2.1.5. Komponimet komplekse në analizën cilësore	28
2.2. Analiza cilësore e kationeve.....	34
2.2.1 Ndarja e kationeve	34
2.2.2. Reaksionet e kationeve të grupit të parë analitik	35
2.2.3. Reaksionet e kationeve të grupit të dytë analitik.....	39
2.2.4. Reaksionet e kationeve të grupit të tretë analitik	44
2.2.5. Reaksionet e kationeve të grupit të katërt analitik	49
2.2.6. Reaksionet e kationeve të grupit të pestë analitik.....	53
2.2.7. Reaksionet e kationeve të grupit të gjashtë analitik.....	56
2.3. Analiza cilësore e anioneve	61
2.3.1. Ndarja e anioneve.....	61
2.3.2. Reaksionet e anioneve të grupit të parë analitik.....	62
2.3.3. Reaksionet e anioneve të grupit të dytë analitik	66
2.3.4. Reaksionet e anioneve të grupit të tretë analitik.....	69
2.4. Ndotja e mjedisit dhe aplikimet e joneve dhe komponimeve të tyre.....	71
3. ANALIZA KIMIKE SASIORE.....	76
3.1. Tretësirat.....	76
3.1.1. Nocioni tretës	76

3.1.2. Shprehja e përbërjes së tretësirave	82
3.1.3. Tretësira holluese dhe përzierëse	89
3.2. Tretësirat e elektroliteve.....	98
3.2.1. Elektrolitet dhe shkalla e disocimit të elektrolitit.....	98
3.2.2. Konstanta e disocimit të elektroliteve të dobëta.....	103
3.2.3. Produkti jonik i ujit.....	107
3.2.4. Treguesi i hidrogjenit	109
3.2.5. Indikatorët.....	111
3.2.6. Hidroliza e kripërave	112
3.2.7. Puferët	116
3.2.8. Bazat e analizës sasiore	118
3.3. Bazat e analizës sasiore.....	126
3.3.1. Gravimetria – parimet themelore	126
3.3.2. Vëllimetria – parimet metodat.....	129
3.3.3. Metodat instrumentale të analizës	162
3.3.3.1. Kolorimetria dhe spektrofotometria – parimet themelore.....	162
3.3.3.2. Fotometria e flakës.....	169
3.3.3.3. Polarimetria.....	171
3.3.3.4. Refraktometria.....	173
3.3.3.5. pH-metria.....	175
4. ESTET E VERIFIKIMIT TË NJOHURIVE.....	184
5. FJALORI I ALFABETIT NOCIONEVE.....	194
6. LITERATURA E PËRDORUR.....	198

KIMIA ANALITIKE – QËLLIMI, NDARJA DHE KUPTIMI

Hyrje në kiminë analitike
 Divizioni i kimit analitike
 Zbatimi i kimit analitike
 Laboratori i kimit analitike
 Karakteristikat themelore të laboratorit kimik
 Pajisjet dhe operacionet në laboratorin kimik
 Kimikatet në laboratorin analitik
 Metodot në kiminë analitike
 Përgatitja e mostrës për analizë



Kimia analitike është shkencë eksperimentale që përcakton përbërjen cilësore dhe sasiore të mostrave. Nga fillimi i shekullit të nëntëmbëdhjetë e në vazhdim, kimia analitike u shndërrua nga një aftësi në shkencë, metodat e së cilës përdoren në të gjitha fushat e shkencave natyrore, në mjekësi, farmaci, industri, shkenca bujqësore, disa shkenca shoqërore etj. Shumë kimistë, biokimistë dhe kimistë medicinalë kalojnë një pjesë të konsiderueshme të kohës së tyre në laboratorët e kimit analitike duke mbledhur informacion cilësor dhe sasior rreth sistemeve që ata analizojnë. Për shembull, fiziologët studiojnë rolin e disa kationeve dhe anioneve në transmetimin e sinjaleve nervore, tkurrjen dhe relaksim të muskujve, duke matur sasinë e këtyre joneve në lëngjet e trupit.

1. KIMIA ANALITIKE – QËLLIMI, NDARJA DHE RËNDËSIA

1.1. Hyrje në kiminë analitike

Hyrja në kiminë analitike fillon me pyetje të thjeshtë: Çfarë është kimia analitike? Pyetja është e thjeshtë, por është vështirë të japësh një përgjigje të thjeshtë sepse është disiplinë e gjerë shkencore. Kimia analitike është fushë e kimisë që merret me përshkrimin e përbërjes së materies në mënyrë cilësore (A ka natrium në mostër?) dhe në mënyrë sasiore (Sa natrium ka në mostër?), domethënë me përcaktimin se çfarë është lënda dhe sa ka. Prandaj, është nga fushat më të njohura të punës.

Kimia analitike përdor metoda dhe instrumente të ndryshme për ndarjen, identifikimin dhe përcaktimin sasior të substancave. Qëllimi i saj nuk është vetëm të kryejë analiza rutinë, por edhe të përmirësojë metodat analitike tashmë të vendosura, si dhe të zhvillojë metoda të reja analitike.

Metodat e aplikuara në kiminë analitike kanë kontribuar shumë në zhvillimin e të gjitha fushave të kimisë. Është i lidhur ngushtë me shumë disiplina shkencore. Në mjekësi, kimia analitike i ndihmon mjekët të diagnostikojnë një sëmundje dhe të monitorojnë procesin e rikuperimit të pacientit. Në industri, përdoret për të përcaktuar cilësinë e lëndëve të para dhe produkteve të gatshme, si dhe për të monitoruar të gjithë procesin e prodhimit. Monitorimi i mjedisit nuk është i mundur pa kiminë analitike. Gjithashtu, cilësia e ushqimit dhe pijeve përcaktohet dhe monitorohet duke aplikuar disa metoda të ndryshme analitike. Me pak fjalë mund të thuhet se kimia analitike është mjet i domosdoshëm që përdoret në të gjitha fushat e shkencës dhe industrisë.

Kur të arrini në fund të këtij teksti do të keni një ide më të qartë për kiminë analitike dhe ndoshta do të jeni në gjendje t'i jepni një përgjigje pyetjes se çfarë është kimia analitike, dhe atëherë me siguri do ta dini se përgjigja nuk është e thjeshtë..



Kimia analitike është fushë e kimisë që merret me përshkrimin cilësor dhe sasior të përbërjes së materies.

1.2. Ndarja e kimisë analitike

Në varësi të faktit nëse përcaktohet identiteti i mostrës së ekzaminuar apo sasia e saj, kimia analitike ndahet në kiminë analitike **cilësore** dhe **sasiore**. Kimia analitike cilësore merret me përcaktimin e pjesëve (përbërësve) përbërës të kampionit të ekzaminuar, ndërsa kimia analitike sasiore përcakton sasinë e secilës pjesë përbërëse. Me fjalë të tjera, analiza cilësore i jep përgjigje pyetjes: cilat janë pjesët përbërëse të një kampioni dhe analiza sasiore përcakton sasinë e tyre. Një analizë e plotë kimike përfshin analiza cilësore dhe sasiore.

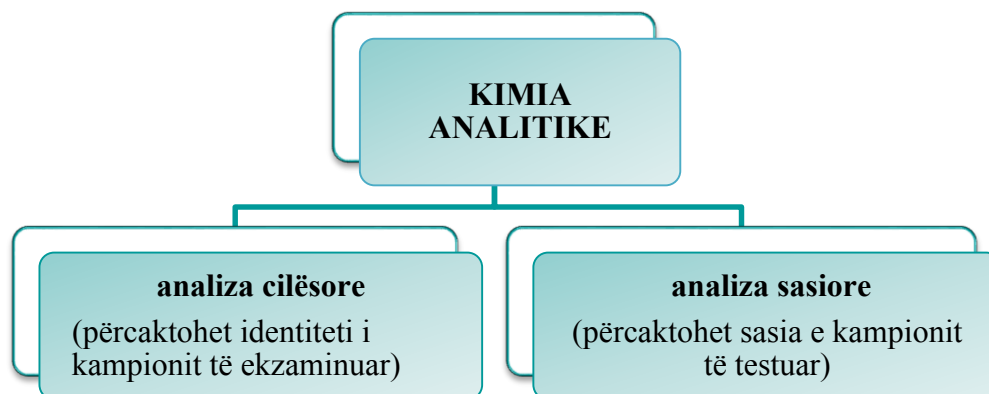


Figura 1.1 Paraqitja skematike e ndarjes së kimisë analitike

Një mostër ose mostër është substancë, përbërja e së cilës analizohet. Një shembull mund të jetë uji nga një lumë, toka, një pjesë e indit të kafshëve, gjaku, urina, etj. **Analiti** është pjesë përbërëse e kampionit dhe përbërja e tij përcaktohet nga metodat e kimisë analitike. Për shembull, nëse plumbi është duke u përcaktuar në ujë, uji është mostra, plumbi është analiti. Një shembull tjetër është përcaktimi i hekurit në gjak, gjaku është mostra, hekuri është analiti. Më tej në tekstin shkollor ka shumë shembuj konkret të kampionit dhe të analizës.

Kimia analitike nuk kufizohet në analizën e mostrave inorganike. Zbatohet gjithashtu për analizën cilësore dhe sasiore të mostrave me origjinë organike. Disa shembuj janë analiza elementare e përbërjeve organike të saposintetizuara, ekzaminimi i pranisë së substancave doping në urinën e sportistëve, përcaktimi i përmbajtjes së alkoolit në gjak, përcaktimi i sasisë së glukozës në gjak, etj. Në këtë tekst mësimor studiohen metodat e kimisë analitike inorganike.

▶ Zhvillimi i kimisë analitike si shkencë



Figura 1.2 Boyle

Fillimet e kimisë analitike si shkencë janë të lidhura me veprën e Robert Bojli (Robert Boyle, 1627 – 1691) i cili e prezantoi për herë të parë termin analist në vitin 1661 kur botoi librin *Kimisti skeptik* në të cilin u përpoq të prezantonte ide shkencore dhe shtroi themelet e kimisë që njohim sot. Boyle quhet babai i kimisë.

Në shekullin e shtatëmbëdhjetë, Friedrich Hofman (Friedrich Hoffmann, 1660 – 1742) themeloi analizën gravimetrike. Më vonë, Berzelius (Joens Jakob Berzelius, 1779 – 1848) prezantoi nocionin e steikiometrisë, ndërsa Torben Bergman (Torben Bergman, 1735 – 1784) vendosi bazat e analizës cilësore dhe sasiore.



Figura 1.3 Lavoisier

Lavoisier (Antoine Lavoisier, 1743 – 1794), duke përdorur një bilanc analitik, vërtetoi ligjin e ruajtjes së masës, prandaj u quajt babai i analizës sasiore. Priestley (Joseph Priestley, 1733-1804), Cavendish (Henry Cavendish, 1731-1810), Lavoisier dhe Scheele (Carl Wilhelm Scheele, 1742-1786) në shekullin e tetëmbëdhjetë dhe Bunsen (Robert Wilhelm Eberhard 1,1819) shekulli i nëntëmbëdhjetë janë të njohur për prezantimin e shumë teknikave analitike të rëndësishme.

Metodat titrimetrike janë përdorur që nga viti 1874. Në atë kohë, ngjyrat natyrale përdoren si tregues.



Figura 1.4 Gay-Lussac

Guy-Lussac (Louis-Joseph Guy-Lussac, 1778 – 1850) zhvilloi një metodë titrimetrike për përcaktimin e argjendit me një saktësi prej 0,05%. Progresi kryesor i metodave titrimetrike në shekullin XX konsiderohet zbulimi i metodave kompleksometrike.

Talbot (William Henry Fox Talbot, 1800 – 1877), Kirchhoff (Gustav Robert Kirchhoff, 1824 – 1887) dhe Bunsen studiuuan emetimin e dritës nga disa elementë kimikë dhe prezantuan spektroskopinë, e cila është mjet shumë i rëndësishëm në kiminë analitike. Konsiderohet si metoda e parë instrumentale.

Në 1834, Faraday (Michael Faraday, 1791 – 1867) prezantoi termat elektrodë, anodë, katodë, anion dhe kation.

Nernst (Walther Nernst, 1864 – 1941) në vitin 1891 publikoi ekuacionin që njihet si ekuacioni Nernst dhe është bazë për potenciometrinë, titrimin potenciometrik dhe metoda të tjera elektrokimike. Për shkak të zbulimeve të tij, Nernst konsiderohet babai i kimit moderne elektroanalitike.

Ostwald (Wilhelm Ostwald, 1853 – 1932) në vitin 1894 botoi një tekst shumë të rëndësishëm mbi bazën shkencore të kimit analitike, duke pranuar kështu rolin e kimit analitike në zhvillimin e kimit si shkencë.

Kolthoff (Izaak Maurits Kolthoff, 1894 – 1993) konsiderohet si themeluesi i kimit analitike moderne, sepse, ndër të tjera, ai përmirësoi ndjeshëm mënyrën se si shkencëtarët ndanin, identifikonin dhe vlerësonin substancat kimike

Zbulimet më të rëndësishme në kiminë analitike ndodhën pas vitit 1900.

Me kalimin e kohës, metodat instrumentale të analizës u bënë dominuese në kiminë analitike.

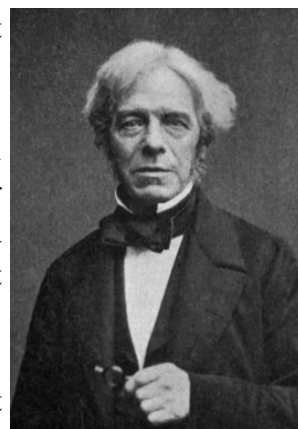


Figura 1.5 Faraday



Figura 1.6 Kolthov

1.3. Zbatimi i kimisë analitike

Kimia analitike ka dhënë një kontribut të rëndësishëm në zhvillimin e shumë disiplinave shkencore. Në shumë fusha kërkimore të kimisë, biokimisë, biologjisë, gjeologjisë, fizikës, mjekësisë, ekologjisë dhe shkencave të tjera, matjet analitike luajnë një rol të rëndësishëm. Çdo ditë, një numër i madh analizash kryhen në mostra të ndryshme. Për ilustrim, janë renditur vetëm disa shembuj:

- përcaktimi i përqendrimit të oksigjenit dhe dioksidit të karbonit në mostrat e gjakut. Rezultatet e këtyre analizave përdoren më pas për të diagnostikuar dhe trajtuar sëmundjet;
- analiza sasiore e glukozës dhe saharozës;
- analiza sasiore e kalciumit në serum, për të monitoruar funksionin e gjëndrës paratiroide;
- përcaktimi cilësor dhe sasior i metaleve në ujë dhe tokë;
- përcaktimi i përqendrimit të acideve dhe bazave;
- analiza e ujit mineral dhe rubinetit;
- analiza cilësore dhe sasiore e yndyrave dhe vajrave.

Nga këta shembuj shihet se analiza kimike ka karakter ndërdisiplinor dhe se kimia analitike është mjet i domosdoshëm që i shërben shumë fushave dhe industrive shkencore. Ka shumë shembuj të tjerë që tregojnë lidhjen e kimisë analitike me shkencat e tjera.

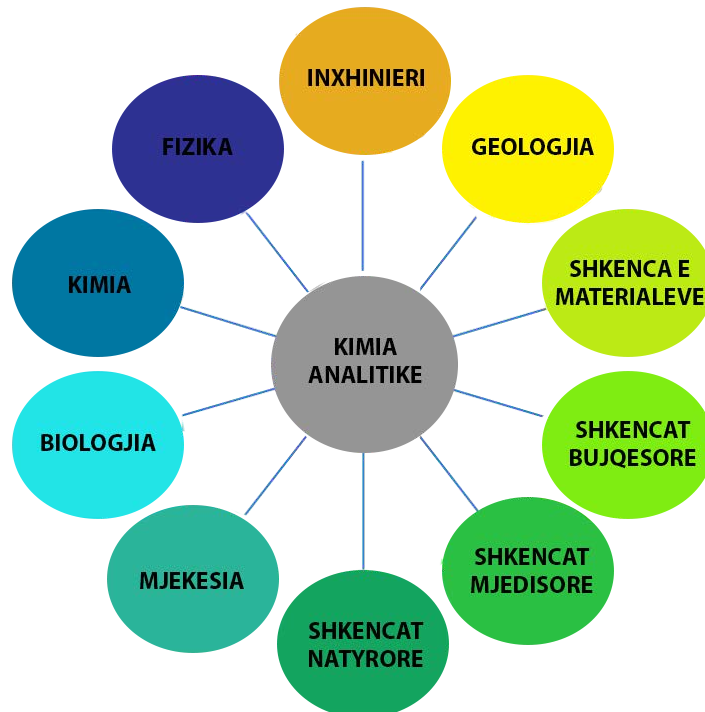


Figura 1.7 Marrëdhënia e kimisë analitike me shkencat e tjera



Kimia analitike është një shkencë eksperimentale, metodat e së cilës përdoren në të gjitha fushat e shkencave natyrore, mjekësisë, industrisë dhe disa shkencave shoqërore.

1.4. Laboratori i kimisë analitike

1.4.1. Karakteristikat themelore

Një laborator kimik analitik është dhomë e pajisur posaçërisht në të cilën kryhet analiza cilësore dhe sasiore e mostrave të ndryshme (Figura 1.8, A). Laboratori duhet të jetë i gjerë, i ndriçuar mirë dhe me sistem adekuat të ventilimit. Sipërfaqja e tavolinave të përdorura në laborator duhet të jetë rezistente ndaj kimikateve. Kimikatet lehtësisht të paqëndrueshme, të ndezshme dhe gërryese ruhen në dollapë të projektuar posaçërisht për substanca të tilla. Tavolinat kanë furnizim me energji elektrike dhe gaz, si dhe ujësjellës dhe kullim. Në fund të tavolinave ka kosha mbeturinash.

Operacionet bazë laboratorike, si përgatitja e tretësirave, dekantimi, filtrimi, kryerja e reaksioneve kimike etj. kryhen në vendet e punës të tavolinave. Nëse substanca që trajtohet ose produktet e një reaksioni kimik janë të paqëndrueshme, si dhe gjatë trajtimit të kimikateve helmuese dhe gërryese, atëherë puna kryhet në një vitrinë të projektuar posaçërisht të pajisur me ventilim, i cili **quhet tretës** (Figura 1.8, B). Shishet e reagjentëve lehtësisht të avullueshëm që përdoren çdo ditë ruhen gjithashtu në tretës.

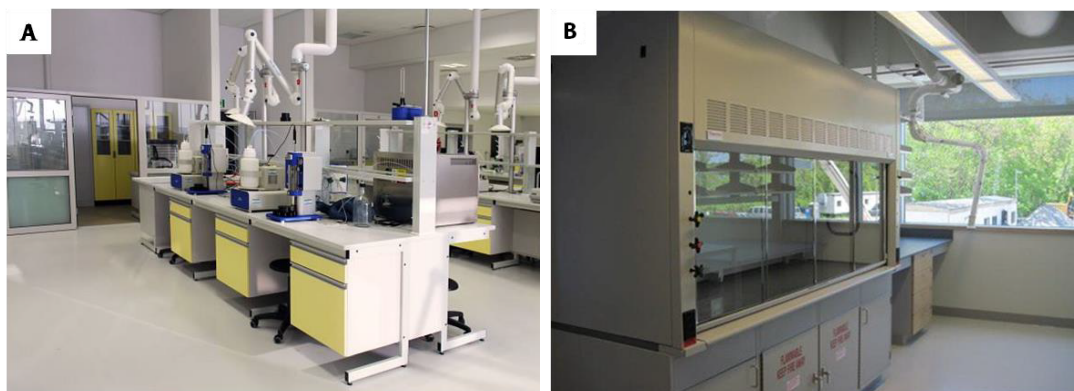


Figura 1.8 Laboratori i kimisë analitike (A) dhe tretësi (B)

Rregullat për punën në një laborator kimik analitik

Për realizimin me sukses të punës eksperimentale dhe, çka është më e rëndësishme, për të shmangur aksidentet gjatë punës, është e nevojshme të respektohen rregullat bazë të punës në laborator.

Kur punoni në laboratorin të kimisë analitike:

- është e detyrueshme mbajtja e pajisjeve mbrojtëse (pallto, syze dhe doreza);
- duhet të vishen rroba dhe këpucë të rehatshme;
- ushqimi dhe pijet nuk lejohen;
- para fillimit të eksperimentit të bëhet plani i punës dhe të përgatiten pajisjet bazë laboratorike të nevojshme për punë;
- procedura e punës duhet ndjekur në detaje;

- nuk duhet të përdorni të gjithë sasinë e substancës së testuar menjëherë, lini një pjesë për të kontrolluar rezultatet nëse është e nevojshme;
- në tavolinën e punës vendosen vetëm enët e nevojshme për eksperimentin që kryhet, në vendin e punës nuk mbahen kimikate të zakonshme;
- eksperimentet kryhen në një tretës nëse përdoren substanca të avullueshme, gërryese dhe toksike;
- në rast të derdhjes së lëndëve kimike ose nëse një pjesë e pajisjes së punës prishet, duhet të kërkohet ndihmë nga personi përgjegjës;
- kimikatet e paqëndrueshme, gërryese dhe toksike duhet të trajtohen me shumë kujdes;
- mbetjet kimike derdhen në një shishe mbetjesh, e cila ka një etiketë në varësi të llojit të kimikateve;
- enët duhet të lahen pas përdorimit dhe të lihen të thahen;
- vendi i punës dhe hapësira e përbashkët në laborator duhet të lihen të pastra përpara se të largohen nga laboratori;
- çdo eksperiment duhet të regjistrohet në ditarin laboratorik dhe të regjistrohen rezultatet e vëzhgimit dhe matjes.

1.4.2.

Pajisjet dhe procedurat në laboratorin kimik

Pajisjet e përdorura në laboratorin të kimisë analitike janë zakonisht prej qelqi, porcelani dhe plastike. Ka edhe aksesore prej metali, druri ose ndonjë material zjarrdurues si azbest.

Në laboratorin të kimisë analitike, përdoren shumë procedura të ndryshme që kërkojnë pajisje dhe instrumente të ndryshme. Funkzioni dhe qëllimi i tyre përshkruhen së bashku me metodën analitike për të cilën përdoren. Procedurat bazë që përdoren jo vetëm gjatë analizës por edhe gjatë përgatitjes së mostrave për analizë janë:

- matja e masës;
- tharje;
- matja e volumit;
- ngrohje;;
- centrifugimi;
- dekantimi;
- filtrim.

▶ Matja e masës

Matja e masës (peshimi) në laboratorin të kimisë analitike kryhet duke përdorur një peshore **elektronike analitike** me një tigan. Në varësi të kapacitetit dhe saktësisë së peshores, ato ndahen në tre grupe:

- *peshore makroanalitike* – kanë një kapacitet maksimal prej 160 deri në 200 g dhe një saktësi prej $\pm 0,1$ mg;

- *gjysmëmikro peshore* – kanë një kapacitet maksimal prej 10 deri në 30 g dhe një saktësi prej $\pm 0,01$ mg;
- *peshore mikroanalitike* – kanë një kapacitet prej 1 deri në 3 g dhe një saktësi prej $\pm 0,001$ mg.

Për peshimin përdoren **gota matëse** me kapak prej xhami. Në këtë mënyrë, kampioni mbrohet nga ndikimet e jashtme. Kupa matëse me kampion vendoset në tavën e peshores dhe peshohet, ndërsa shënohet masa e saj. Pasi të zbrazet peleti, masa e tij matet sërish. Masa e kampionit gjendet si diferencë e këtyre dy vlerave.

Tharja

Shumë substanca të ngurta thithin lagështinë nga atmosfera, duke ndryshuar masën e tyre. Ky ndikim i atmosferës në rezultatet e matjes mund të shmanget duke tharë kampionin. Tharja në një **tharëse laboratorike** është metoda më e përdorur për heqjen e lagështirës nga trupat e ngurtë (Figura 1.9, A). Substancat e thara ruhen në një enë qelqi me kapak të quajtur tharës. Esikatori (Figura 1.9, B) përbëhet nga dy pjesë. Në pjesën e poshtme vendoset një substancë që absorbon lehtësisht ujin. Shembuj të substancave të tilla janë sulfati i kalciumit anhidrik, perklorati i magnezit, oksidi i fosforit (V), etj. Tharrësi ndahet nga pjesa tjetër e tharësit me anë të një rrjeti qelqi ose porcelani. Pjesa e sipërme e tharësit ka një sipërfaqe të lëmuar në të cilën vendoset kapaku. Kjo sipërfaqe është e lubrifikuar me yndyrë. Mbyllja dhe hapja e tharësit bëhet në mënyrë që kapaku të rrëshqasë mbi sipërfaqe, nuk duhet të ngrihet.

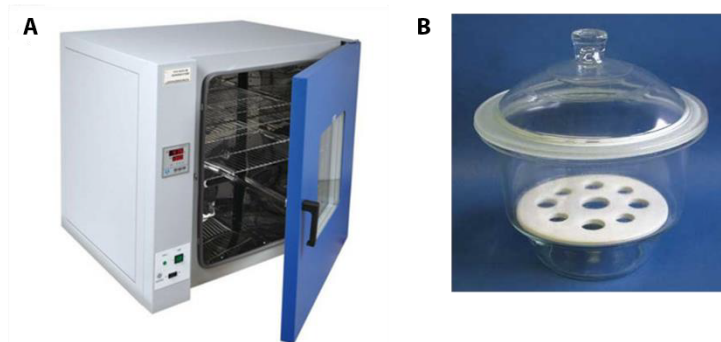


Figura 1.9 Pajisjet tharëse – tharëse laboratorike (A) dhe eksikator (B)

Matja e volumit

Gjatë matjes së vëllimit në kiminë analitike, duhet pasur parasysh se vëllimi i substancave varet nga temperatura. Nëse punoni me solucione të nxehta, duhet të prisni që ato të ftohen për të matur volumin e tyre. Enët vëllimore janë bërë prej qelqi që ka një koeficient të ulët zgjerimi. Në shumicën e rasteve, enët janë prej xhami borosilikat (Pyrex), janë inerte, me përjashtim të bazave shumë të forta dhe mund të përdoren në temperatura të larta.

Ekzistojnë gjithashtu kontejnerë volumetrikë të bërë nga plastika që përdoren kur kemi të bëjmë me kimikate që janë gërryese ndaj xhamit, siç është acidi fluorik. Enët plastike janë bërë nga polimere të ndryshme (polietileni, teflon, politetrafluoretilen, polipropilen, polivinilklorur, etj.). Lloji i instrumentit matës të vëllimit të përdorur varet nga saktësia e kërkuar në matje. Matja e saktë e vëllimit kryhet me pipetë, balonë vëllimore dhe biretë. Në disa raste përdoren edhe shiringa (Figura 1.10).

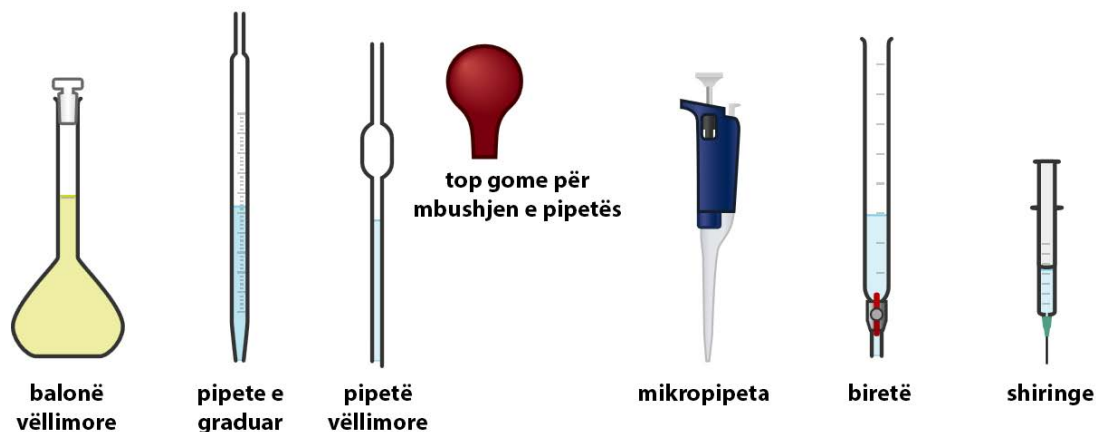


Figura 1.10 Aparat për matjen e saktë të vëllimit

Me ndihmën e një **pipete**, një vëllim i caktuar lëngu transferohet nga një enë në tjetrën. Ka disa lloje të pipetave, si: pipeta volumetrike, pipeta të shkallëzuara dhe mikropipeta. Me *pipetat volumetrike*, transferohet vetëm një vëllim i përcaktuar saktësisht i tretësirës. Këto pipeta quhen edhe pipeta të përziera. *Pipetat e graduara* përdoren për të transferuar vëllime të ndryshme. Për vëllime shumë të vogla prej disa mikrolitrash, përdoren *mikropipeta* ose shiringa.

Pipetat mbushen duke thithur tretësirën. Për këtë qëllim, një top gome vendoset në skajin e sipërm të pipetës. Pasi të jetë mbushur pipeta, topi zëvendësohet me gishtin tregues dhe gradualisht hidhet nga tretësira derisa të merret vëllimi i kërkuar. Një sasi e vogël lëngu mbetet në majë të pipetës dhe ky vëllim nuk duhet të hiqet duke fryrë në pipetë.



Asnjëherë mos e prek me gojë, pasi një pjesë e tretësirës mund të gëlltitet dhe shumica e solucioneve janë gërryese ose helmuese.

Balonat vëllimore përdoren për përgatitjen dhe hollimin e solucioneve. Ato njihen gjithashtu si balonat ose balonat vëllimore. Një balonë vëllimore është enë qelqi me një fund të sheshtë dhe një fund të ngushtë të gjatë (qafë) mbi të cilën vendoset një tapë (tapë) qelqi ose plastike. Në qafë ka një shenjë në formën e një linje në të cilën mbushet balona. Kjo shenjë quhet edhe markë. Sipërfaqja e lëngut kur është në një tub qelqi është e lakuar, d.m.th. formohet *menisk* (një sipërfaqe e lakuar e një lëngu që formohet kur lëngu është në kontakt me ajrin). Balona volumetrike mbushet saktë kur pjesa e poshtme e meniskut qëndron në shenjë. Për të parë më mirë pozicionin e

meniskut, balona vëllimore ngrihet në nivelin e syve. Kapaciteti i balonave volumetrike mund të jetë nga 5 mL deri në 5 L. Kur mbushet deri në pikën, balona vëllimore përmban vëllimin e treguar vetëm nëse temperatura është 20 °C. Gjatë përgatitjes së tretësirave, mbushja e balonës deri në shenjë bëhet duke përdorur një pikatore.

Bireta është tub i kalibruar që ka një rubinet në pjesën e poshtme përmes së cilës shkarkohet tretësira me të cilën është mbushur. Rubineti mund të jetë xhami ose teflon. Nëse rubineti është prej qelqi, duhet të lyhet me parafinë për të siguruar një kontakt që nuk do të rrjedhë nga solucioni dhe mund të jetë lehtësisht lëviz. Pas çdo përdorimi të biletës, rubineti duhet të lahet mirë.

Buretat përdoren në kiminë analitike sasiore për analizat vëllimore. Ashtu si me balonat vëllimore, leximi i vëllimit bëhet në atë mënyrë që të shënohet niveli i pjesës së poshtme të meniskut. Sytë e analistit që lexon volumin duhet të jenë në përputhje me pozicionin e meniskut (Figura 1.11).

Nëse sytë janë më të lartë se menisku, vëllimi i leximit do të jetë më i ulët, dhe anasjelltas nëse menisk shihet nga poshtë, vlera e volumit do të jetë më e lartë

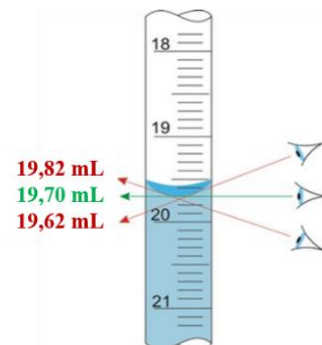


Figura 1.11 Leximi i vëllimit nga një biretë



Kur punoni me enë vëllimore për matjen e saktë të vëllimit, duhet pasur parasysh që enët duhet të pastrohen mirë, sepse prania e yndyrës pengon mbushjen e saktë dhe rrjedhjen e njëtrajtshme të tretësirës dhe mund të mbeten pika në muret e enës. Vëllimi përcaktohet duke vendosur enën vëllimore në nivelin e syve.



Gopat dhe gotat laboratorike përdoren shumë shpesh për matjen e përafërt të vëllimit në një laborator kimi.



Nxehja

Një pjatë e nxehëse, një djegës Bunsen, një llambë alkooli dhe një banjë uji përdoren për ngrohjen, koncentrimin dhe avullimin e solucioneve në laboratorin të kimisë analitike.

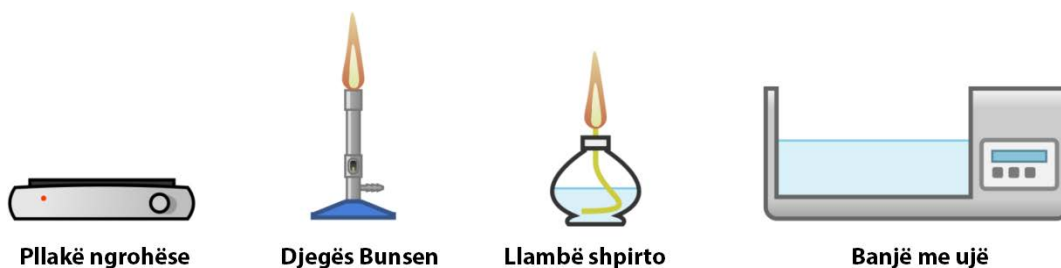


Figura 1.12 Pajisjet ngrohëse

- *Pllakë ngrohëse* – filxhani me tretësirën mund të vendoset direkt në pjatë ose përmes një rrjete asbesti.
- *Djegësi Bunsen* – përdoret për ngrohjen direkte të epruvetave. Provëza mbahet me një kunj druri. Për të mos thyer epruvetën, ajo duhet të jetë e thatë nga jashtë. Hapja e epruvetës nuk duhet të drejtohet drejt personit që bën ngrohjen ose ndonjë personi tjetër në laboratorin kimik;
- *Llambe shpirto* – përdoret për të ngrohur një sasi më të vogël të tretësirës.
- *Banja me ujë* – është enë metalike me ngrohje elektrike. Përdoret për ngrohje në temperatura më të ulëta. Zakonisht përdoret për të ngrohur tretësirat gjatë reaksioneve të precipitimit kimik ose për të tretur substanca të ngurta që janë më të vështira për t'u tretur në temperaturën e dhomës.

▶ Centrifugimi

Centrifugimi është procedurë që ndan precipitatin nga tretësira. Kjo procedurë përdoret zakonisht në analizat cilësore gjatë kryerjes së reaksioneve kimike për të vërtetuar kationet dhe anionet. Nëse pas centrifugimit precipitati dhe tretësira nuk ndahen mirë, procedura përsëritet. Provëzat vendosen në kushinetat e centrifugës përballë njëri-tjetrit për ekuilibër. Nëse centrifugohet vetëm një epruvetë, përballë saj duhet të vendoset një epruvetë tjetër e mbushur me të njëjtin vëllim uji. Centrifugimi është më efikas nëse në vend të provëzave të rregullta përdoren tuba konik fundor të quajtur kiveta.



Figura 1.13 Centrifuga

▶ Dekantimi

Dekantimi është procedurë e ndarjes së tretësirës nga një substancë e ngurtë (Figura 1.14).

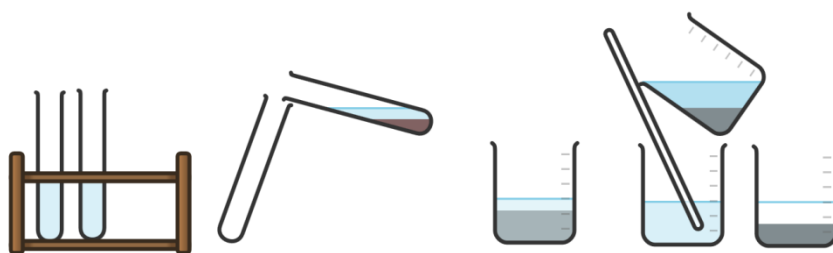


Figura 1.14 Dekantimi

Në kiminë analitike cilësore, tretësira dhe sedimenti ndahen me dekantim, të cilat përdoren më tej për kryerjen e reaksioneve karakteristike të kationeve dhe anioneve. Në analizën sasiore, një tretësirë ndahet nga një precipitat me dekantim kur precipitati nuk nevojitet për analiza të mëtejshme. Nëse analiza kryhet përmes sedimentit, atëherë për ndarje përdoret procedura e filtrimit.

Filtrimi

Filtrimi është procedurë e ndarjes së precipitatit nga tretësira (Figura 1.15, A). Kjo procedurë përdoret në shumë metoda klasike sasiore të analizës. Në të njëjtën kohë me ndarjen e sedimentit nga tretësira, sedimenti lahet. Filtrimi bëhet duke përdorur letër filtri me madhësi të ndryshme pore. Nëse sedimenti përbëhet nga grimca shumë të vogla, filtrimi mund të jetë joefikas dhe i ngadalshëm. Në një rast të tillë, filtrimi kryhet me vakum duke përdorur një hinkë prej porcelani Bichner (Figura 1.15, B).

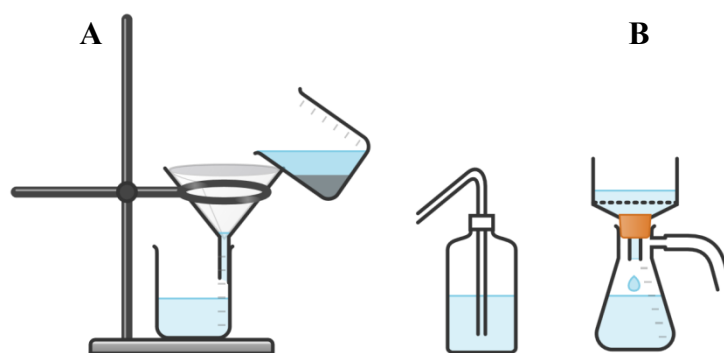


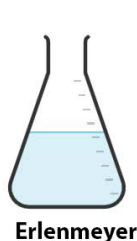
Figura 1.15 Filtrimi

Pajisje shtesë në një laborator të kimisë analitike

Në laboratorin kimik analitik, pajisjet e paraqitura në figurën 1.16 përdoren gjithashtu shumë shpesh.

- *erlenmajer* – përdoret për kryerjen e titrimit;
- *epruvetë* – për analiza cilësore të kationeve dhe anioneve;
- *shufër xhami* – për filtrim;
- *Hinkë Bichner* – për filtrim me vakum;
- *xham ore* – përdoret për avullimin e tretësirave;
- *tas porcelani* – për ngrohjen e sedimenteve;
- *shishe me spërkatës* – për larjen e sedimenteve dhe mbushjen e balonave vëllimore;
- *pikatorë* – për shtimin e një sasi të vogël të reagjentit;
- *trekëndësh porcelani* – si mbajtës për një tenxhere porcelani gjatë djegies së sedimentit;
- *havan porcelani me shtypës* – për shtypjen e lëndëve të ngurta;
- *kapëse druri* – për mbajtjen e provëzave gjatë ngrohjes;

- *rrjetë azbesti* – si nënshtresë gjatë nxehjes në gotë qelqi;
- *shishe reagenti* – përdoret për ruajtjen e reagentëve. Zakonisht përdoren shishet e reagentëve të qelqit. Shishet plastike të reagentëve përdoren për të ruajtur reagentët që janë gërryes ndaj xhamit;
- *darë metalike* – përdoret për të mbajtur enë porcelani të nxehta;
- *mbajtës i epruvetës* – përdoret për të mbajtur epruvetat gjatë ngrohjes;
- *stendë prej druri* – përdoret për ruajtjen e epruvetave;
- *spatula* – për marrjen e sasive të vogla të kimikateve në gjendje të ngurtë agregate;
- *gjilpërë platini* – përdoret për kryerjen e reaksioneve kimike në mënyrë të thatë në të cilën një pjesë e tretësirës ose e substancës së ngurtë vendoset në flakë Bunsen.
- *piskatore* – për mbajtjen dhe lëvizjen e letrës filtruese, letrës së lakmusit etj.



Erlenmeyer



epruveta



shufër xhami



hinkë



xham ore



hinkë Bichner
porcelani



tas porcelani



havan me
shtypës



tenxhere
porcelani



shishe me
spërkatës



shishe
reagenti



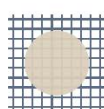
shishe
plastike



pikatorë



trekëndësh
porcelani



rrjetë e
Aasbestit



mbajtës për
epruveta



kapëse druri



mbajtës për
epruveta

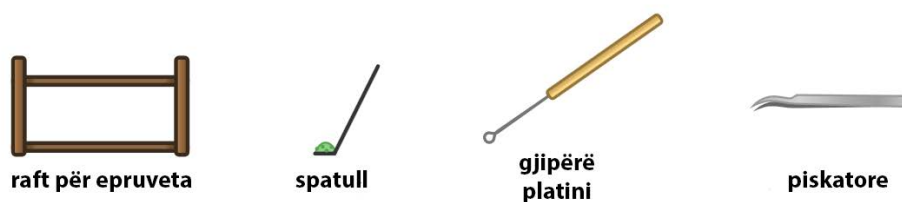


Figura 1.16 Pajisje shtesë në laboratorin të kimisë analitike

▶ Pastrimi dhe etiketimi i pajisjeve laboratorike

Enët e laboratorit lahen me ujë dhe detergjent. Më pas shpëlahet me një sasi të madhe uji çezme dhe në fund përdoret ujë i distiluar për të shpëlarë enët. Enët lihen të thahen në tavolinën e punës. Nëse është e nevojshme, enët e qelqit dhe porcelani mund të thahen në një tharëse laboratorike.

Kur enët lyhen me yndyrë, për pastrimin e tyre përdoren benzinë dhe aceton ose tretës të tjerë organikë. Në rast se enët e qelqit nuk mund të lahen me ujë, për larje përdoret acidi klorhidrik i koncentruar, e ndonjëherë përdoret edhe acidi kromosulfurik. Ky acid fitohet nëse dikromati i kaliumit tretet në acid sulfurik të koncentruar (10 g treten në 250 mL). Acidi ruhet në një shishe qelqi. Enët e pista mbushen me acid kromosulfurik dhe lihen për disa orë ose deri të nesërmen. Më pas enët lahen me ujë rubineti dhe në fund me ujë të distiluar.

Kur analizohet një kampion i caktuar në kiminë analitike, bëhen gjithmonë matje të shumta. Pajisjet e përdorura duhet të etiketohen siç duhet në mënyrë që të mos ketë keqinterpretim të matjes. Fletët vëllimore, gotat dhe shishet erlenmejer kanë një sipërfaqe të vogël tokësore në të cilën mund të shënohen. Ndonjëherë përdoren edhe ngjitëse letre. Pas përfundimit të analizës, etiketat duhet të hiqen nga enët.

1.5. Kimikatet në laboratorin analitik

Saktësia dhe preciziteti i rezultateve të marra gjatë një analize kimike varet kryesisht nga pastërtia e reagentëve të përdorur. Në varësi të qëllimit, reagentë të disponueshëm në treg me shkallë të ndryshme pastërtie, gjë që tregohet në paketim.

- **reagentët teknikë (tekn)** – përdoren në industri, në laborator për pastrimin e enëve dhe ndonjëherë për analiza kimike cilësore. Pastërtia e tyre nuk është e mjaftueshme për përcaktimin e saktë sasiore.
- **reagentët e pastër (purum)** – përdoren më së shumti në analizat kimike cilësore.
- **reagentë veçanërisht të pastër (purissimum)** – plotësojnë kërkesat për standardet parësore dhe përdoren në analizat sasiore.
- **reagentë për qëllime të veçanta (pro analizë, p. A)** – përdoren për analiza instrumentale ku shkalla e pastërtisë është shumë e rëndësishme.

Në paketimin e çdo kimikati ka një etiketë në të cilën ka informacion për emrin dhe formulën e kimikatit, jepet vlera e masës molare, tregohet shkalla e pastërtisë dhe nëse kimikati është në gjendje agregate të lëngët, tregohen të dhënat e densitetit. Gjithashtu, substancat që janë shpërthyes (A), të ndezshme (B), agjentë oksidues (C), gërryes (D), toksike (E) dhe të dëmshme për mjedisin (F) janë të shënuara në ambalazh me simbole të veçanta (Figura 1.17).

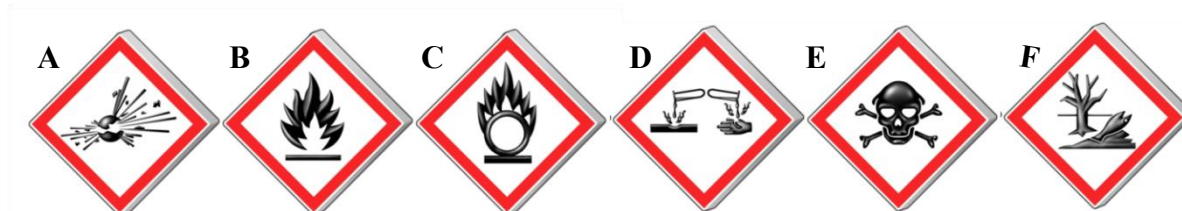


Figura 1.17 Shenjat paralajmëruese të rrezikut

Rregullat për trajtimin e kimikateve

- zgjedhja e një reagjenti me një pastërti të caktuar varet nga qëllimi. Kështu për shembull, për analiza cilësore nuk ka nevojë të përdoren kimikate me shkallë të lartë pastërtie, por për analizat sasiore dhe veçanërisht me metodat instrumentale të analizës përdoren kimikate me shkallë të lartë pastërtie.
- marrja e një reagjenti varet nga gjendja e tij agregate. Substancat e ngurta merren me lugë plastike, qelqi ose porcelani. Substancat e lëngshme hidhen me pipetë, por jo drejtpërdrejt nga shishja. Bëhet një vlerësim se sa do të nevojitet një reagjent i caktuar dhe do të transferohet me kujdes nga shishja në gotë. Më pas merret nga gota me një pipetë, filxhan matës ose pikatore.
- ena me reagjentin duhet të mbyllet menjëherë pasi të jetë marrë sasia e kërkuar. Kujdes i veçantë duhet treguar kur kimikati është higroskopik (thith lagështinë nga mjedisi), që ena të bllokohet shpejt.
- reagjenti i tepërt nuk duhet të kthehet në enë. Prandaj është e nevojshme të bëhet një vlerësim i mirë i sasisë së kërkuar ose të merren gradualisht pjesë të vogla derisa të arrihet sasia e kërkuar.

1.6. Metodatat në kiminë analitike

Klasifikimi i metodave sipas llojit të sinjalit të matur

Në varësi të llojit të **sinjalit** që matet, metodatat në kiminë analitike ndahen në:

- metodatat klasike të analizës;
- metoda instrumentale të analizës.

Të dyja përdoren për analiza cilësore dhe sasiore.

Një sinjal është ndryshim fizik ose kimik që është proporcional me disa veti të analitit. Ky ndryshim ndodh si rezultat i bashkëveprimit të analitit me një reagjent, me rrezatimin elektromagnetik, me rrymën elektrike etj. Kështu p.sh., me rastin e përcaktimit të përbërjes cilësore me ndihmën e metodave klasike, sinjal është shfaqja e sedimentit, ngjyra e sedimentit, prodhimi i gazit etj. Në rastin e metodave instrumentale që matin thithjen e rrezatimit elektromagnetik, absorbimi është sinjal që është proporcional me përqendrimin e analitit.

Metodat klasike të analizës

Metodat klasike përdorin reaksione kimike për analiza cilësore dhe sasiore. Ato quhen edhe **metoda kimike**. Më së shpeshti aplikohen reaksionet kimike të formimit të sedimentit, reaksionet në të cilat fitohen komponime komplekse, reaksionet oksido-reduktuese dhe reaksionet acido-bazike. Analiza klasike cilësore bazohet në vëzhgimin e ndryshimit të ngjyrës në sistemin e reaksionit, formimin e një precipitati, shfaqjen e flluskave të gazit, ndryshimin e aciditetit të tretësirës dhe shfaqjen e një ere karakteristike. Në analizën sasiore klasike, sasia e substancës nën hetim përcaktohet duke matur masën ose vëllimin. Këto metoda nuk përdorin asnjë pajisje mekanike ose elektronike. E vetmja pajisje e përdorur është bilanci analitik.

Metodat klasike për analizën sasiore ndahen në dy grupe:

- metodat gravimetrike;
- metodat vëllimore.

Ekzistojnë disa lloje të metodave gravimetrike. Ky tekst shkollor mbulon metodat gravimetrike të sedimentimit në të cilat sasia e analitit përcaktohet me sedimentim. Me metoda gravimetrike caktohet masa e një përbërjeje, me vlerën e së cilës më vonë, me ndihmën e llogaritjeve stekiometrike, mund të përcaktohet masa e lëndës analitike. Qëllimi i këtij lloji të analizës është shndërrimi i analitit në një formë, masa e së cilës është e qëndrueshme dhe mund të matet lehtësisht.

Në matjet vëllimore, sasia e analitit përcaktohet në bazë të matjes së vëllimit të reagentit që reagon plotësisht me analitin. Më pas, me ndihmën e llogaritjeve stekiometrike, përcaktohet sasia e analitit. Në varësi të reaksionit bazë, ekzistojnë metoda të ndryshme vëllimore:

- metodat acido-bazike të analizës;
- metodat e analizës oksido-reduktuese;
- metodat vëllimore precipituese;
- metoda kompleksometrike të analizës.

Metodat instrumentale të analizës

Me ndihmën e metodave instrumentale të analizës maten vetitë fizike të analitit, prandaj quhen edhe **metoda fizike**. Këto metoda, siç sugjeron edhe emri i tyre, përdorin instrumente

analitike për të analizuar mostrat.

Metodat instrumentale ndahen në dy grupe:

- metoda optike;
- metoda elektrokimike.

Metodat optike bazohen në shkëmbimin e energjisë ndërmjet rrezatimit elektromagnetik dhe analitit që do të përcaktohet. Ky grup përfshin:

- refraktometria;
- polarimetria;
- fotometria e flakës;
- kolorimetria;
- spektrofotometri

Metodat elektrokimike matin ndryshimin e disa sasive elektrike, si rryma, ngarkesa dhe diferenca potenciale që ndodh si rezultat i disa ndryshimeve kimike në sistem. Nga metodat elektrokimike në këtë tekst, studiohet matja e pH.

Klasifikimi i metodave në kiminë analitike është paraqitur në figurën 1.18.

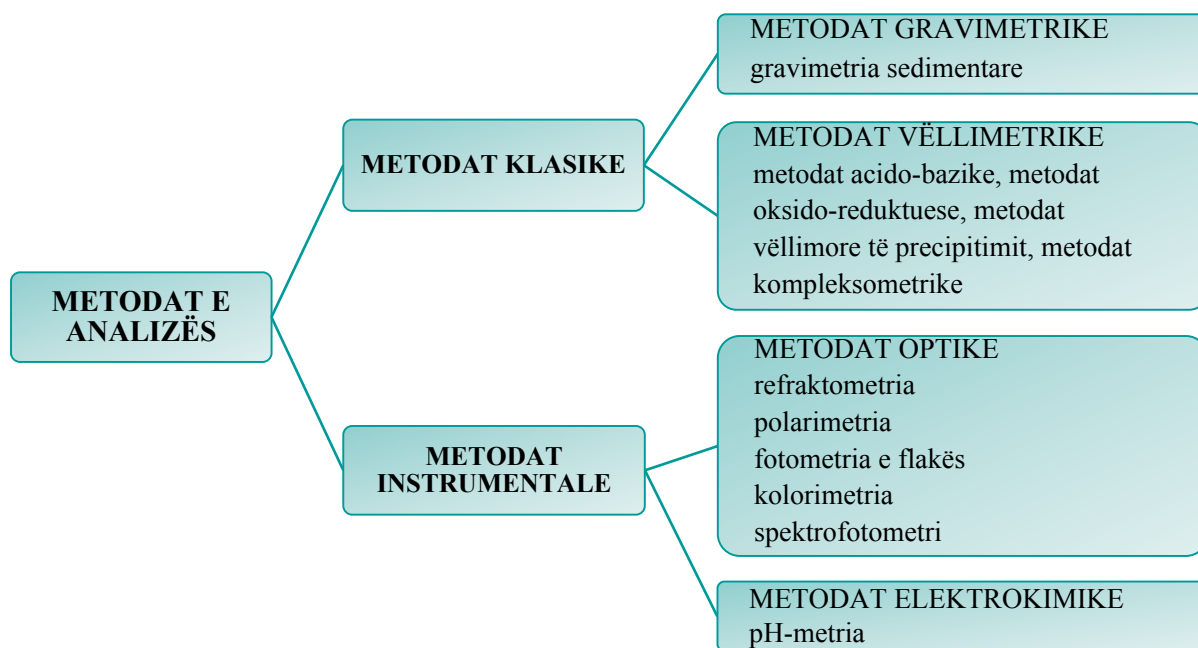


Figura 1.18 Klasifikimi i metodave analitike sipas llojit të sinjalit

▶ Klasifikimi i metodave sipas sasisë së mostrës që matet

Në varësi të sasisë së mostrës që analizohet, metodat e analizës mund të jenë metoda të:

- makroanaliza,
- gjysmëmikroanaliza dhe
- mikroanaliza.

Tabela 1.1 Klasifikimi i metodave analitike në varësi të sasisë së mostrës së analizuar

Metoda	Sasia e mostrës	
	masa (g)	volumi (mL)
makroanaliza	> 0,1	> 10
semimikroanaliza	0,1 – 0,01	1 – 10
mikroanaliza	0,01 – 0,001	0,1 – 1

Hapat bazë të një analize kimike

Procesi analitik gjithmonë fillon me një pyetje për t'u përgjigjur. Pasi të përcaktohet problemi, zgjidhet një metodë e përshtatshme analize. Më pas, sipas një plani të përcaktuar saktë, merret një mostër për analizë. Hapi tjetër është kryerja e eksperimenteve që janë pjesë e procesit analitik. Në fund, rezultatet interpretohen dhe paraqiten nëse është e nevojshme.

Një analizë tipike kimike përfshin disa hapa vijues.

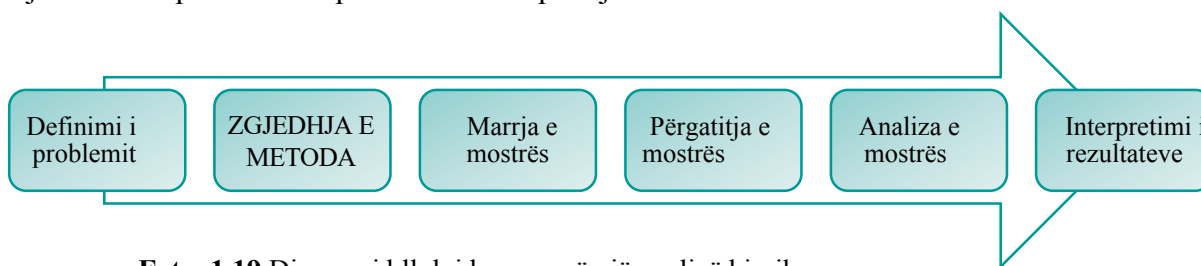


Foto. 1.19 Diagrami bllok i hapave në një analizë kimike

Gjatë zgjedhjes së një metode për analizë, duhet të merret parasysh shkalla e saktësisë së kërkuar, duke pasur parasysh se saktësia e lartë shoqërohet gjithmonë me investimin e më shumë kohë dhe para për analizën. Gjithashtu, zgjedhja e metodës varet nga sa komponentë do të përcaktohen.

1.7. Përgatitja e mostrës për analizë

Marrja e mostrës (provës) për analizë dhe përgatitja e saj ka ndikim të madh në saktësinë dhe saktësinë e rezultateve të fituara. Nëse merret kampioni i gabuar ose humbet një pjesë e analizës gjatë përgatitjes së kampionit, rezultati i marrë nga analiza nuk do të pasqyrojë situatën reale. Gjithashtu, numri i mostrave të marra ka një ndikim të madh në saktësinë e analizës. Marrja e pasaktë e mostrave mund të çojë në gabime që nuk mund të korrigjohen më vonë gjatë analizës. Kjo është arsyeja pse është shumë e rëndësishme të bëhet një plan kampionimi. Gjatë hartimit të planit duhet të merren parasysh disa gjëra:

- nga ku duhet të merren mostrat;
- si duhet të merren mostrat;
- cila është sasia minimale e kërkuar për analizën;
- sa mostra të merren;
- nëse ka nevojë për ruajtjen e mostrave.

Mënyra e marrjes së kampionit varet nga lloji i analizës që do të bëhet. Në analizën cilësore, është e rëndësishme vetëm të sigurohet mostra e mjaftueshme për të qenë në gjendje të identifikohen përbërësit e kampionit duke përdorur reaksionet kimike.

Zbatimi i planit të analizës zhvillohet në tre faza:

- komponimi për analizë;
- konservimi i komponimit;
- përgatitja e mostrës për analizë;

Mostra fillestare quhet kampioni bërthamë ose i papërpunuar dhe në shumë raste nuk mund të analizohet pa përpunim paraprak. Gjatë marrjes së një kampioni, gjithmonë duhet të merret parasysh që kampioni duhet të pasqyrojë përbërjen kimike të të gjithë substancës që analizohet. Mënyra se si merret kampioni për analizë varet nga gjendja agregate dhe homogjeniteti i saj.

Nëse kampioni që do të analizohet është në tretësirë (pije, qumësht, ujëra minerale, lëngje trupore, etj.), mostra merret duke përdorur një pipetë, shiringë ose shishe. Përbërja kimike e një kampioni të lëngshëm mund të ndryshojë si rezultat i proceseve kimike, fizike ose biologjike. Prandaj, shpesh është e nevojshme të ruhet mostra. Ruajtja realizohet duke kontrolluar pH dhe temperaturën, duke mbrojtur kampionin nga moti ose duke shtuar kimikate ruajtëse. Pasi të ruhet kampioni, mbahet derisa të analizohet. Shumica e metodave të analizës janë të dizajnuara për mostrat në gjendje të agregatit të lëngët. Gjatë analizimit të mostrave të lëngshme, nuk ka nevojë për përpunim shtesë të mostrës.

Shembuj të mostrave të gazta për analizë janë gazrat e shkarkimit nga makinat, gazrat e emetuara nga oxhaqet, gazrat atmosferike etj. Marrja e mostrës së gaztë për analizë bëhet duke mbushur kontejnerë të projektuar posaçërisht. Ndonjëherë mostrat lëngzohen nën presion ose treten në lëndë të ngurta.

Mostrat e ngurta për analizë janë përzierje heterogjene të përbëra nga përbërës të shumtë. Shembuj tipikë janë xehet, dherat, tabletat, kapsulat, mostrat e materialit biologjik etj. Marrja e mostrës përfaqësuese bëhet sipas udhëzimeve të përcaktuara saktësisht. Pas një sërë hapash, merret një mostër e cila quhet mostër e ndërmjetme. Për më tepër, ndryshe nga mostrat në gjendje agregate të lëngët dhe të gaztë, me mostrat e ngurta përgatitja e mostrës për analizë mund të jetë një proces i gjatë dhe kompleks. Mostra e ngurtë duhet të sillet në tretësirë përpara se të analizohet. Për këtë qëllim, kampioni fillimisht duhet të shtypet dhe homogjenizohet.

Kripërat inorganike treten në ujë të distiluar, ndërsa substancat organike në tretës organikë, si metanoli, kloroformi dhe tolueni. Ndonjëherë kërkohet ngrohje për të shpërndarë kampionin. Nëse mostra nuk tretet në ujë, tretja bëhet me acide dhe baza minerale. Disa mostra nuk treten as në acide as në baza dhe në këtë rast ato përkthehen në formë të tretshme duke u shkruar me kripëra ose hidrokside të metaleve alkaline

të cilat quhen tretës. Tretësit e përdorur zakonisht janë karbonati i natriumit, hidroksidi i kaliumit dhe hidroksidi i natriumit. Shkrirja bëhet duke përzier kampionin me tretësin në një tenxhere porcelani dhe duke e ngrohur masën derisa të kthehet në gjendje agregate të lëngët (shkrirë). Më pas, pasi të jetë ftohur shkrirja, ajo tretet në ujë ose në acide minerale të holluara.

Hapat e mbetur të analizës kimike shpjegohen në shembujt specifikë të analizës cilësore dhe sasiore.

PËRMBLEDHJE

Kimia analitike është shkencë eksperimentale me ndihmën e së cilës përcaktohet përbërja e mostrës së analizuar.

Analiza cilësore zbulon identitetin e substancave të ndryshme në komponim, ndërsa analiza sasiore përcakton përbajtjen e saj.

Një mostër është substancë, përbërja e së cilës analizohet. Analiti është pjesë përbërëse e komponimit, një substancë përbërja e së cilës përcaktohet.

Metodat e kimit analitike përdoren në të gjitha fushat e shkencave natyrore, në mjekësi, industri dhe në disa shkenca shoqërore.

Një laborator kimik analitik është dhomë e pajisur posaçërisht në të cilën kryhet analiza cilësore dhe sasiore e mostrave të ndryshme.

Aksidentet gjatë punës në laboratorin të kimit analitike mund të shmangen nëse respektohen rregullat bazë të punës laboratorike.

Enët laboratorike janë prej qelqi, porcelani, plastika dhe druri.

Lloji i instrumentit që përdoret për matjen e masës dhe vëllimit varet nga saktësia e kërkuar gjatë matjes.

Matja e masës kryhet me një peshore analitike elektronike me saktësi të ndryshme: peshore makroanalitike, gjysmë mikro shkallë ose me një shkallë mikroanalitike.

Tharja është operacion analitik që heq lagështinë nga trupat e ngurtë.

Vëllimi i lëngjeve matet me enë vëllimore: balonë vëllimore, pipetë, gotë, biletë, pikatore dhe shiringë.

Ngrohja në laboratorin kimik bëhet me pajisje të ndryshme: një pllakë ngrohëse, një djegës Bunsen, një llambë alkooli dhe një banjë uji.

Dekantimi, filtrimi dhe centrifugimi janë procedura për ndarjen e një precipitimi nga një tretësirë.

Sipas shkallës së pastërtisë, reagentët mund të jenë: teknikë, reagentë të pastër, veçanërisht të pastër dhe reagentë me shkallë të lartë pastërtie.

Metodat në kimit analitike sipas llojit të sinjalit që matet mund të jenë klasike dhe instrumentale. Metodat klasike të analizës janë vëllimore dhe gravimetrike.

Një sinjal është ndryshim fizik ose kimik që është proporcional me disa veti të analitit.

Matjet volumetrike përdoren për të përcaktuar sasinë e analitit bazuar në matjen e vëllimit të reagentit që reagon plotësisht me analitin.

Metodat instrumentale mund të jenë optike (refraktometria, polarimetria, fotometria e flakës, kolorimetria dhe spektrofotometria) dhe metodat elektrokimike (pH-metria).

Hapat në kryerjen e një analize kimike janë: përcaktimi i problemit, përzgjedhja e metodës, marrja e mostrave, përgatitja e kampionit, analiza e mostrës dhe interpretimi i rezultateve.

PYETJE DHE DETYRA

1. Si ndahet kimia analitike?
2. Cilët shkencëtarë dhanë një kontribut të rëndësishëm në zhvillimin e kimisë analitike?
3. Jepni disa shembuj konkretë për rëndësinë e kimisë analitike.
4. Cilat rregulla zbatohen për punën në laboratorin të kimisë analitike?
5. Çfarë është tretës? A duhet të ketë çdo laborator digjedor?
6. Çfarë pajisje përdoret për të matur masën e një lënde të fortë?
7. Cili instrument përdoret për të matur një substancë të ngurtë higroskopike?
8. Si largohet lagështia nga trupat e ngurtë?
9. Ku ruhen substancat që thithin lagështinë nga ajri?
10. Çfarë mund të matë me saktësi 22,5 mL tretësirë?
11. Si mund të matni 2-3 mL tretësirë?
12. Cila enë vëllimore përdoret për përgatitjen e tretësirës?
13. Çfarë lloj pipetash ka? A ka rëndësi se cila pipetë përdoret?
14. Cilat pajisje ngrohëse përdoren në laboratorin analitik?
15. Si nxehet lëngu në epruvetë me tretësirë ujore? Shpjegoni.
16. Si mund të pastroni enët që nuk lahen me ujë?
17. Çfarë pastërtie duhet të jetë reagjenti për përgatitjen e tretësirës për analizë cilësore?
18. Çfarë informacioni duhet të ketë në etiketat e reagjentëve?
19. Rendisni disa rregulla për trajtimin e kimikateve.
20. Si ndahen metodat në kiminë analitike nëse si kriter përdoret lloji i sinjalit?
21. Cilat metoda janë metoda optike të analizës?
22. Si ndahen metodat nëse si kriter përdoret sasia e mostrës së ekzaminuar?
23. Cilët janë hapat bazë të një analize kimike?
24. A ndikon procesi i analizës në rezultatin e analizës? Pse mendon kështu?
25. Përshkruani procesin e marrjes së mostrës së një lënde të ngurtë.

ANALIZA CILËSORE

Llojet e reaksioneve në analizën cilësore

Llojet e reagentëve

Reaksionet me rrugë të thatë

Reaksionet me rrugë ujore

Komponimet komplekse në analizën cilësore

Reaksionet jonike

Analiza cilësore e kationeve

Ndarja e kationeve

Reaksionet e kationeve nga grupi i parë analitik

Reaksionet e kationeve nga grupi i dytë analitik

Reaksionet e kationeve nga grupi i tretë analitik

Reaksionet e kationeve nga grupi i katërt analitik

Reaksionet e kationeve nga grupi i pestë analitik

Reaksionet e kationeve nga grupi i gjashtë analitik

Analiza cilësore e anioneve

Ndarja e anioneve

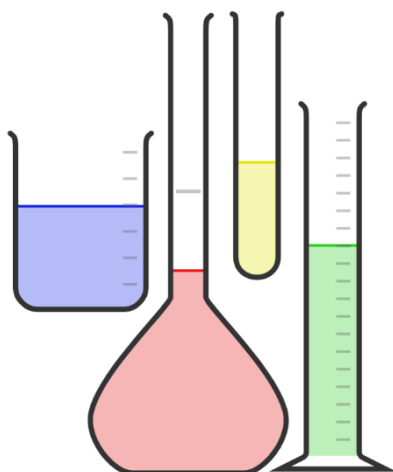
Reaksionet e anioneve nga grupi i parë analitik

Reaksionet e anioneve nga grupi i dytë analitik

Reaksionet e anioneve nga grupi i tretë analitik

Përveç instrumenteve moderne analitike me të cilat mund të bëhet një analizë cilësore në një kohë shumë të shkurtër dhe me saktësi të madhe, në shumë laboratorë aplikohen edhe metodat e analizës klasike cilësore. Bëhet fjalë për metode të thjeshtë për identifikimin e kationeve

dhe anionet në një kampion të panjohur. Për këtë qëllim përdoren reagentë të ndryshëm, me të cilët jonet formojnë produkte, të cilat mund të identifikohen lehtësisht. Produktet në reaksionet e identifikimit janë precipitate, përbërje komplekse me ngjyrë karakteristike ose gazra me erë karakteristike. Duke qenë se numri i reaksioneve në të cilat marrin pjesë kationet dhe anionet është i madh, për ndarjen dhe identifikimin më të lehtë të tyre, ato klasifikohen në disa grupe analitike.



2. ANALIZA KIMIKE CILËSORE

2.1. Llojet e reaksioneve në analizën cilësore

2.1.1. Llojet e reagjentëve

Analiza kimike cilësore mund të vërtetojë praninë e kationeve dhe anioneve në mostra të ndryshme. Kjo analizë vërteton vetëm praninë e tyre, por nuk merr parasysh sasinë e substancës me të cilën kryhet analiza dhe as sasinë e produkteve të formuara. Sasitë e substancave të marra për analizë janë arbitrare.

Ndarja dhe zbulimi i kationeve dhe anioneve bëhet duke përdorur reaksione kimike që formojnë produkte që mund të zbulohen nga disa veti fizike, si ngjyra, aroma ose tretshmëria. Produktet mund të jenë precipitate ose komponime komplekse me ngjyrë të ndryshme që mund të dallohen lehtësisht, gazra prania e të cilëve mund të vërehet si rezultat i shfaqjes së flluskave ose fitohet një produkt me erë karakteristike.



Çdo ndryshim në sistemin e reaksionit ka njëfarë kuptimi, ndaj duhet vëzhguar me kujdes dhe interpretuar saktë.

Për kryerjen e reaksioneve në analizën kimike cilësore përdoren reagjentë të ndryshëm, të cilët mund të klasifikohen si më poshtë:

- reagjentët (reagjentët e përgjithshëm);
- reagjentët e grupit;
- reagjentët karakteristikë (reagjentë për identifikim);
- reagjentë specifike

Reagjentët (reagjentët e përgjithshëm) janë tretësira ujore të substancave që përdoren për të tretur substancat e ngurta, për të rregulluar aciditetin e mjedisit, për të larë sedimentet etj. Tabela tregon reagjentët e përgjithshëm më të përdorur dhe aplikimin e tyre.

Tabela 2.1 Disa shembuj të reagjentëve dhe aplikimet e tyre

Reagjent	Aplikimi
HCl acid klorhidrik	Acidifikimi i mjedisit, tretja e hidroksideve të patretshm, (OH ⁻), karbonateve (CO ₃ ²⁻), kromatet (CrO ₄ ²⁻) dhe disa sulfide (S ²⁻)
NaOH hidroksid natriumi	Rritja e bazueshmërisë së mjedisit bazik dhe formimi i përbërjeve komplekse
NH ₄ OH hidroksid amoniumi	Rritja e bazueshmërisë së mjedisit bazik, formimi i përbërjeve komplekse të tretshme dhe formimi i puferit të amoniakut (për të ruajtur aciditetin e mjedisit)
HNO ₃ acid nitrik	Acidifikimi i mjedisit, tretja e hidroksideve të patretshme, (OH ⁻), kromatet (CrO ₄ ²⁻) dhe sulfide(S ²⁻), agjent oksidues

Reagjentët e grupit janë tretësira të acideve, bazave ose kripërave me të cilat një grup i caktuar jonësh (katione dhe anione) formon një përbërje të dobët të tretshme të quajtur precipitat (s, i ngurtë). Në këtë mënyrë ndahen jonet dhe kështu bëhet e mundur analiza cilësore e tyre. Për shembull, nëse acidi klorhidrik (HCl) i shtohet një tretësire që përmban një përzierje kationesh, kationet e argjendit (Ag^+), plumbit (Pb^{2+}) dhe merkurit (Hg_2^{2+}) do të formojnë precipitate të klorureve (AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2). të cilat nuk janë të tretshme në ujë, ndërsa pjesa tjetër e kationeve nuk do të marrin pjesë në reaksionin me HCl.


Reagjentët karakteristikë janë reagjentët që përdoren për identifikimin e kationeve dhe anioneve në tretësirën e provës. Prandaj quhen edhe **reagjentë identifikues**. Këta reagjentë janë tretësira ujore të substancave me të cilat një kation ose anion i caktuar formon produkte me ngjyrë ose erë karakteristike, duke vërtetuar kështu praninë e tij kur përzihet me katione ose anione të tjera. Për shembull, kromat kaliumi (K_2CrO_4) është reagjent karakteristik për kationin e argjendit, sepse ky reagjent formon një precipitat të kuq të errët me Ag^+ . Joduri i kaliumit (KI) është reagjent karakteristik për kationet dyvalente të merkurit (Hg^{2+}) me të cilin formon një precipitat portokalli. Një shembull tjetër është tiocianati i kaliumit (KSCN) i cili formon një përbërje komplekse me një ngjyrë të kuqe intensive me kationin e hekurit trevalent (Fe^{3+}). Difenil amina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH-C}_6\text{H}_5$) është reagjent karakteristik që formon komponime komplekse me ngjyrë blu intensive me anionet nitrate (NO_3^-), nitrite (NO_2^-) dhe kromat (CrO_4^{2-}). Prandaj, përdoret për identifikimin e tyre në një zgjidhje të testuar.

Reagjentët specifikë janë reagjentë që formojnë një produkt me vetëm një kation. Një reagjent specifik është dimetilglioksiimi, i cili gjatë reaksionit me kationet e nikelit (Ni^{2+}), formon një precipitat me ngjyrë mjedër. Ky reagjent nuk reagon me tretësirat ujore të kripërave të kationeve të tjera nga grupi i katërt analitik, të cilit i përket Ni^{2+} .

Substrati është kampioni analitik të cilit i shtohen llojet e ndryshme të reagjentëve dhe si rezultat i ndryshimit që ndodh bëhet analiza cilësore dhe sasiore e kampionit. Për shembull, për analizën cilësore të kationit të argjendit (Ag^+) që shpjegohet më poshtë në tekst, tretësira (substrati) i hulumtuar është nitrat argjendi.

Në kiminë analitike cilësore, gjatë analizës së kationeve dhe anioneve **përdoren reaksione** të ndryshme kimike, me ndihmën e të cilave jonet ndahen nga njëri-tjetri dhe vërtetohet në tyre në reaksionet e rrugës së tretësirës e shqyrtuar. Sipas mënyrës së kryerjes, reaksionet kimike ndahen:

- prania e thatë;
- reaksionet ujore.

 Për analizat kimike cilësore përdoren reagjentë të përgjithshëm, reagjentë gruporë, reagjentë specifikë dhe reagjentë karakteristikë ose identifikues.

2.1.2. Reaksionet e rrugës së thatë

Reaksionet e rrugës së thatë janë reaksione paraprake që vërtetojnë praninë e një kationi në tretësirën e testuar. Këto reaksione kryhen në atë mënyrë që një pjesë e tretësirës së testuar futet në pjesën e pangjyrë (zonën e oksidimit) të flakës së djegësit Bunsen me ndihmën e një teli inert. Kripërat e disa metaleve, kur futen në flakë, e ngjyrosin me një ngjyrë karakteristike. Shfaqja e një ngjyre të caktuar tregon praninë e një kationi të caktuar, por përfundimi përfundimtar bëhet në bazë të reaksioneve kimike për identifikimin uJOR. Futja e kripërave në flakë kryhet me ndihmën e një teli platini ose me një tel të bërë nga një lidhje hekuri, nikeli dhe kromi. Mund të përdoret gjithashtu një shufër grafiti. Një sasi e vogël e mostrës së testuar merret me tel. Mund të merret direkt nga kripa në gjendje të ngurtë agregate ose nga një tretësirë.

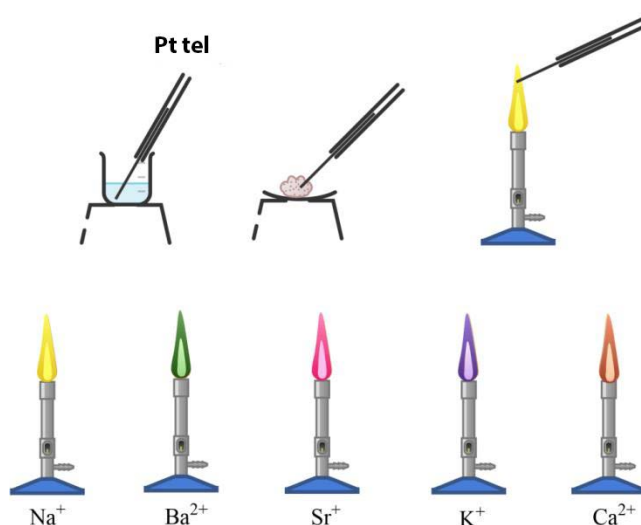


Figura 2.1 Reaksioni i rrugës së thatë për vërtetimin e kationeve

Para përdorimit, teli duhet të pastrohet mirë. Pastrimi bëhet në atë mënyrë që teli zhytet në acid klorhidrik të koncentruar dhe më pas futet në pjesën e pangjyrë të flakës. Procedura përsëritet derisa flaka të zbardhet.



Flaka përbëhet nga tre zona me temperatura të ndryshme. Zona e brendshme ka një temperaturë prej 350°C, pastaj është zona e reduktimit me temperaturë 1550°C, kurse në periferi është zona e oksidimit, temperatura e së cilës është 1540°C. Duhet pasur kujdes që teli të mos futet në zonën e reduktimit, pasi do të dëmtohet.

2.1.3. Reaksionet e rrugëve të njoma

Shumica e reaksioneve kimike në kiminë analitike cilësore kryhen në tretësirat ujore. Reaksione të tilla kimike quhen **reaksione ujore**. Nëse substanca në tretësirën e testuar është në gjendje të ngurtë agregate, ajo së pari tretet dhe më pas kryhen reaksionet kimike.

Reaksionet kimike të njoma që përdoren më shpesh për analizën cilësore të kationeve dhe anioneve janë:

- reaksionet e precipitimit;
- reaksionet oksido-reduktuese;
- reaksionet acido-bazike;
- reaksionet e formimit të përbërjeve komplekse.



Reaksionet acid-bazë janë studiuar më në detaje në njësinë modulare 3.

Reaksionet e precipitimit

Ndoshta një nga reaksionet kimike më domethënëse në analizën kimike cilësore janë reaksionet e formimit të një komponimi të patretshëm në ujë, i cili quhet precipitat (s, i ngurtë). Prandaj, këto reaksione kimike quhen **reaksione të precipitimit**. Reaksionet e reshjeve bëjnë pjesë në grupin e reaksioneve kimike me zëvendësim të dyfishtë (zëvendësim në dy drejtime). Precipitatet e formuara janë substanca jonike, të cilat në varësi të përbërjes së tyre mund të ngjyrosen me ngjyra të ndryshme. Precipitatet gjithashtu ndryshojnë në tretshmëri. Disa shembuj të përbërjeve jonike të tretshme dhe të patretshme janë dhënë në tabelën 2.2.

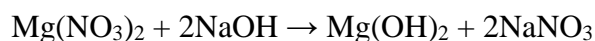
Tabela 2.2 Përbërjet jonike të tretshme dhe të patretshme

Përbërjet jonike të tretshme		Përfshirjet
nitratet	NO_3^-	ska
acetate	CH_3COO^-	ska
klorureve	Cl^-	komponimet e Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
bromidet	Br^-	komponimet e Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
jodure	I^-	komponimet e Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
sulfate	SO_4^{2-}	komponimet e Hg_2^{2+} , Pb^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}
Përbërjet jonike të patretshme		Përfshirjet
sulfide	S^{2-}	komponimet e metaleve alkalike (Li, Na, K,...)
hidroksidet	OH^-	dhe të NH_4^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}
bromure	CO_3^{2-}	komponimet e metaleve alkalike (Li, Na, K,...)
fosfate	PO_4^-	dhe NH_4^+

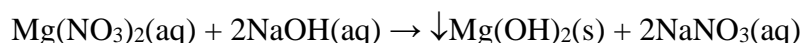
Për të parashikuar se një reaksion kimik a do të formojë shtresë, në fakt duhet:

- 1) të parashikohen produktet e reaksionit;
- 2) të dihet se ndonjë prej tyre a është shtresë.

Gjatë reaksionit ndërmjet nitratit të magnezit ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$) dhe hidroksidit të natriumit (NaOH), fitohet hidroksidi i magnezit ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) dhe nitrat natriumi (NaNO_3).



Nga tabela 2.2 shihet se Mg(OH)_2 nuk tretet në ujë. Duke marrë parasysh këtë, ekuacioni i reaksionit mund të shkruhet në një mënyrë tjetër, ku tregohet gjendja e pjesëmarrësve në reaksion.



(s) i shtohet formulës së Mg(OH)_2 , duke treguar se është precipitat, emërtimi (aq) midis pjesëmarrësve të tjerë i referohet tretësirave ujore.

Reaksionet oksido-reduktuese

Reaksionet kimike në të cilat shkëmbehen elektronet quhen shkurtimisht reaksione të reduktimit të oksidimit ose **redoks**. Nëse një substancë heq dorë nga elektronet, ato duhet të pranohen nga një substancë tjetër. Procesi i lirimit të elektroneve quhet **oksidim**, ndërsa procesi i marrjes së elektroneve quhet **reduktim**.

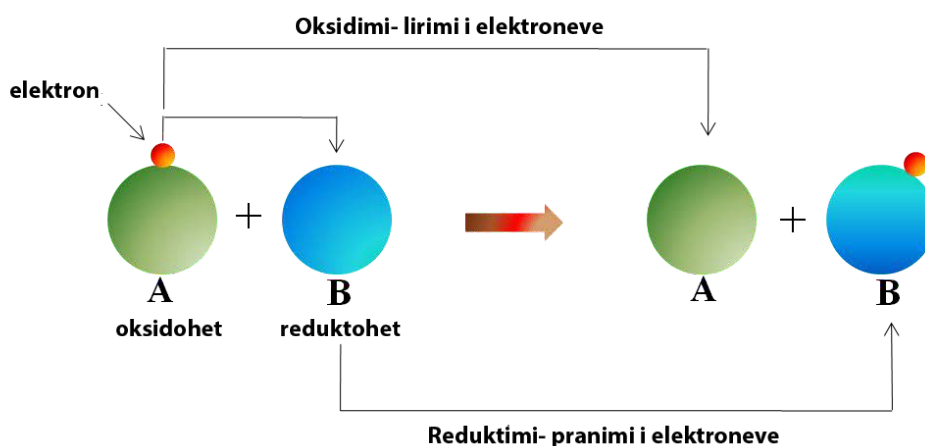
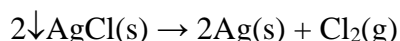


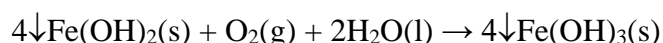
Figura 2.2 Paraqitja skematike e një reaksioni oksido-reduktues

Substanca që lëshon elektrone oksidohet. Ajo substancë është agjent reduktues, sepse elektronet që lëshon shkaktojnë reduktimin e substancës që merr. Ndërkohë, substanca që merr elektronet zvogëlohet. Ajo substancë është agjent oksidues, sepse shkakton oksidimin e substancës, elektronet e së cilës merr.

Reaksionet oksido-reduktuese kanë rëndësi të madhe për kiminë analitike. Reaksionet kimike për të vërtetuar shumë katione dhe anione bazohen në reaksionet redoks. Disa shembuj të reaksioneve oksido-reduktuese jepen nga ekuacionet që vijojnë. Nën ndikimin e dritës, argjendi koloidal (Ag) formohet nga precipitati i bardhë i klorurit të argjendit (AgCl). Prandaj, precipitati AgCl errësohet në qëndrim.



Precipitati i hidroksidit të hekurit (II) ka një ngjyrë të gjelbër të çelur. Kur qëndron me oksigjen nga ajri, ai oksidohet dhe përftohet hidroksidi i hekurit (III) (Fe(OH)_3).



Kationet dyvalente të bakrit (Cu^{2+}) me H_2S formojnë një precipitat të zi të sulfurit të bakrit (II) (CuS). Nga tretja e CuS në acidin nitrik (HNO_3) fitohet tretësirë e nitratit të bakrit (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$).



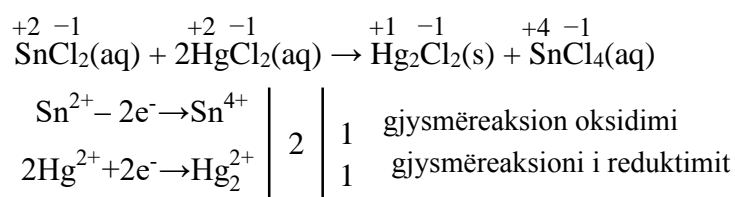
Në ekuacionet që tregojnë reaksionet për analizën cilësore të kationeve dhe anioneve, ka një numër të madh shembujsh të reaksioneve oksido-reduktuese.

Ekuacionet oksido-reduktuese balancohen duke përdorur një skemë elektronike që përfshin elementët që ndryshojnë numrin e tyre të oksidimit nga reaktantë në produkte. Diagrami tregon se cili element lëshon elektrone (e^-) dhe cili element merr elektrone. Numri i saktë i elektroneve të shkëmbyera mund të shihet edhe nga diagrami. Për të përcaktuar se cili element heq dorë dhe cili element merr elektrone dhe sa, duhet të përcaktohen në fillim numrat e oksidimit të elementeve.



Në lëndën e Kimisë në vitin e parë mësohen rregullat për përcaktimin e numrave të oksidimit të elementeve dhe balancimin e ekuacioneve oksido-reduktuese.

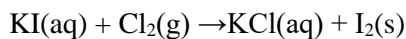
Për shembull, në reaksionin me klorurin e merkurit (II), kationet dyvalente të kallajit (Sn^{2+}) oksidohen në Sn^{4+} (SnCl_4). Kloruri i merkurit (I) formohet si produkt i reaksionit, për shkak të reduktimit të merkurit dyvalent (Hg^{2+}) në njëvalent (Hg_2^{2+}). Shtrirja e këtij ekuacioni tregohet nga diagrami elektronik:



Nga shembulli shihet se oksidanti është Hg^{2+} nga HgCl_2 , ndërsa reduktues janë kationet e kallajit Sn^{2+} nga SnCl_2 . Në fakt, është oksiduesi që reduktohet dhe reduktuesi që oksidohet.



Gjatë një reaksioni kimik me ujin me klor, anionet e jodit (I^-) oksidohen në jod elementar (I_2) me ngjyrë vjollce të errët.

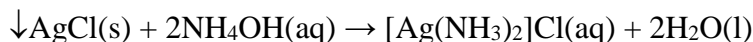


Balanconi ekuacionin duke përdorur një diagram elektronik, përcaktoni se cili pjesëmarrës në reaksion zvogëlohet dhe cili oksidohet? Cili është oksidant dhe cili një reduktues?

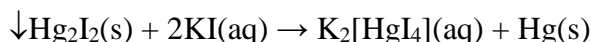
► Reaksionet e formimit të komponimeve komplekse

Në disa nga reaksionet e përdorura në analizën cilësore, formohen komponime komplekse. Formimi i përbërjeve komplekse pasohet nga disocimi e një precipitati të caktuar, duke marrë një tretësirë me ngjyrë ose me marrjen e një precipitati. Bëhet fjalë për ndryshime fizike që vërehen lehtë dhe për rrjedhojë gjejnë zbatim në analizën cilësore. Disa shembuj të formimit të komponimeve komplekse jepen nga ekuacionet që vijojnë.

Një precipitat i bardhë i klorurit të argjendit (AgCl) tretet në një tepricë të hidroksidit të amonit (NH₄OH), duke formuar një tretësirë pa ngjyrë që është përbërje komplekse ([Ag(NH₃)₂]Cl).



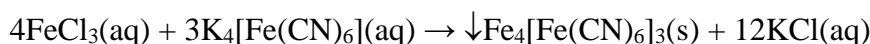
Precipitati i verdhë i jodurit të merkurit (I) (Hg₂I₂) tretet në një tepricë të reagentit (KI), duke formuar një përbërje komplekse pa ngjyrë (K₂[HgI₄]).



Dihidroksisulfati i bakrit (II) është precipitat blu-jeshile që tretet në hidroksid amoniumi (NH₄OH). Produkti që rezulton është tretësirë me ngjyrë blu të përbërjes komplekse [Cu(NH₃)₄]SO₄.



Gjatë reaksionit të kationeve trevalente të hekurit (Fe³⁺) me K₄[Fe(CN)₆], formohet precipitat blu i një produkti, i cili është gjithashtu një përbërje komplekse (Fe₄[Fe(CN)₆]₃).



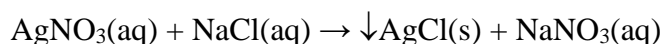
2.1.4. Reaksionet jonike

Reaksionet jonike, siç sugjeron edhe emri i tyre, janë reaksione ndërmjet joneve që zhvillohen në tretësirat ujore. Ekuacionet e mëposhtme përdoren për të paraqitur reaksionet jonike:

- reaksioni molekular;
- reaksioni jonik i plotë;
- reaksioni jonik i shkurtër.

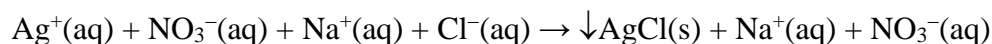
Në reaksionin molekular, të gjitha përbërjet jonike, acidet dhe hidroksidet përfaqësohen si komponime neutrale, duke përdorur një formulë molekulare. Gjendja e secilës substancë tregohet në kllapa menjëherë pas formulës: tretësirë në ujë (*aq-aqua*), lëng (*l-liquid*), substancë e ngurtë (*s-solid*) dhe gaz (*g-gas*). Kjo mënyrë shënimi e bën më të lehtë shkrimin e ekuacioneve jonike. Në rast se nuk tregohet në ekuacion në cilën gjendje janë pjesëmarrësit në reaksion, duhet të dihen rregullat e tretshmërisë.

Reaksioni molekular për reaksionin midis tretësirave ujore të nitratis të argjendit (AgNO₃) dhe klorurit të natriumit (NaCl), duke prodhuar një precipitat të klorurit të argjendit (AgCl) dhe një tretësirë të nitratis të natriumit (NaNO₃), mund të shkruhet si më poshtë:



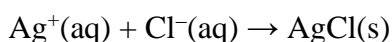
Një reaksion i shkruar në këtë mënyrë (me formulat molekulare të pjesëmarrësve në reaksion) quhet **reaksion molekular**. Pasi të shkruhet reaksioni molekular i reaksionit jonik, ai duhet të balancohet.

Kripërat e tretshme, acidet e forta dhe bazat e forta në ujë shpërbëhen në jone, domethënë shpërndahen pothuajse plotësisht, prandaj jonet shkruhen në ekuacionin:



Një reaksion kimik i shkruar në këtë mënyrë quhet **reaksion i plotë jonik**. Nga reaksioni i plotë jonik, mund të shihni të gjitha jonet që janë të pranishme në tretësirë gjatë reaksionit. Precipitati i AgCl në ekuacionin e plotë jonik përfaqësohet nga një formulë molekulare, ashtu si në ekuacionin molekular, sepse është përbërje pak e tretshme dhe disocimi e tij në jone është jashtëzakonisht e vogël. Gjithashtu, formula molekulare në ekuacionin e plotë jonik tregon acidet dhe bazat e dobëta nëse ato janë të pranishme, sepse ato janë të shpërbëra në mënyrë të parëndësishme

Nga reaksioni i plotë jonik, shihet se disa nga jonet (në këtë shembull, Na^+ dhe NO_3^-) janë të pranishme në të dy anët e ekuacionit, domethënë nuk marrin pjesë në formimin e precipitatit AgCl. Prandaj quhen *jone vëzhgues*. Nëse i lëmë këto jone, ekuacioni kimik do të marrë formën e mëposhtme:



Një reaksion i tillë kimik quhet **reaksion jonik i shkurtuar ose efektiv**. Nga ekuacioni jonik i shkurtuar, shihet se precipitati AgCl formohet nga jonet Ag^+ dhe Cl^- , pavarësisht se nga vijnë. Gjatë shkrimit të ekuacioneve për reaksionet jonike, duhet pasur kujdes që numri i joneve në anën e majtë të jetë i barabartë me numrin e joneve në anën e djathtë të ekuacionit.



Para se të shkruani reaksionin e plotë jonik dhe reaksionin e shkurtuar jonik, ekuacioni molekular duhet të balancohet.



Shkruani: ekuacionin molekular, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin jonik të kondensuar për reaksionin midis tretësirave ujore të klorurit të bariumit (BaCl_2) dhe acidit sulfurik (H_2SO_4), i cili prodhon një precipitat të sulfatit të bariumit (BaSO_4) dhe një tretësirë natriumi klorur (NaCl).

Për të treguar reaksionet që janë të rëndësishme për analizën cilësore të kationeve dhe anioneve, në këtë tekst janë përdorur kryesisht ekuacionet molekulare. Në shembujt më të thjeshtë tregohen edhe ekuacionet jonike të shkurtuara.



Tretshmëria e komponimeve si dhe disocimi e tyre në jone është studiuar më hollësisht në njësinë modulare 3.

2.1.5. Komponimet komplekse në analizën cilësore

► Struktura e komponimeve komplekse

Komponimet komplekse (komplekset) përbëhen nga një sferë e brendshme (jon kompleks) dhe një sferë e jashtme e cila mund të jetë një kation i një metali, ose një anion i një mbetjeje acidi. Atomi ose joni që formon përbërjen komplekse dhe ka një pozicion qendror quhet **atomi qendror (jon) ose agjent kompleks**. Atomi qendror është zakonisht një kation, por mund të jetë gjithashtu një anion, një atom elektroneutral ose një molekulë. Si atome qendrore, zakonisht ndodhin atomet e metaleve në tranzicion (elementet d). Ata tentojnë të formojnë komponime komplekse sepse nuk kanë *d* nënshtresa (orbitale) të mbushura plotësisht.

Ligandët janë zakonisht anione ose molekula neutrale që kanë një ose më shumë çifte elektrone të pandarë (elektrone jo-lidhëse). Ligandët më të zakonshëm janë uji, amoniaku dhe anionet e elementeve halogjenë. Lidhja kimike ndërmjet atomit qendror dhe ligandëve realizohet nëpërmjet çiftit elektronik të ligandëve. Një lidhje e tillë kimike quhet lidhje koordinative-kovalente. Numri i lidhjeve koordinative-kovalente të formuara nga një kation metalik me ligand quhet **numër koordinues**.

Formula e jonit kompleks (sfera e brendshme) shkruhet në kllapa katrore. Në të shkruhet fillimisht simboli i atomit qendror, pastaj ligandët në kllapa të vogla dhe numri i tyre vendoset me një indeks.

Në varësi të faktit nëse joni kompleks është kation apo një anion, ekzistojnë dy lloje të përbërjeve komplekse:

- përbërje komplekse ku joni kompleks është kation;
- komponimet komplekse ku joni kompleks është anion.

Shembuj specifikë të komponimeve komplekse me anion jonik kompleks ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$) dhe kation ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$) janë paraqitur në figurën 2.3.

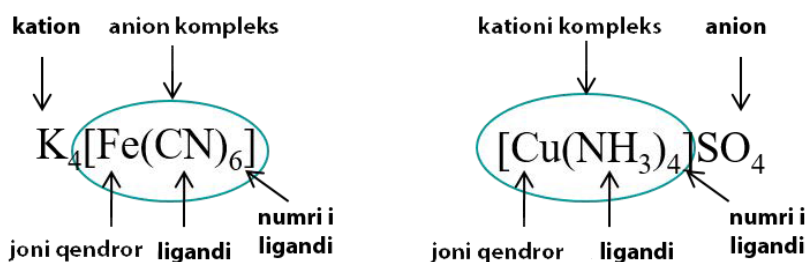


Figura 2.3 Komponimet komplekse



Komponimet komplekse janë në të vërtetë kripëra komplekse të përbëra nga një sferë e brendshme (kation kompleks) dhe një sferë e jashtme (anion).



Nomenklatura

Tabela 2.3 Nomenklatura e ligandëve (anioneve)

Ligand	Mbetjet e acidit	Emri
SO_4^{2-}	sulfat	sulfat
H^-	hidridi	hidrido
HSO_3^-	sulfit hidrogjeni	sulfit hidrogjeni
SCN^-	tiocianate	tiocianate
NO_3^-	nitрати	nitрати
NO_2^-	nitriti	nitriti
CN^-	nitriti	ciano
Cl^-	klorur	klor
OH^-	hidroksid	hidrokso
O^{2-}	oksid	okso
Br^-	bromur	bromo

Emërtimi i përbërjeve komplekse varet nga fakti nëse joni kompleks është kation apo një anion. Sipas rregullave të nomenklaturës, fillimisht emërtohet kationi, pastaj anioni. Emrat e ligandëve që janë anione (mbetje acide) mbarojnë me **-o**. Prapashtesa **-o** i shtohet emrit të mbetjes së acidit që mbaron me prapashtesën **-at** ose **-it**. Ndërsa nëse emri i mbetjes së acidit përfundon me prapashtesën **-id**, atëherë prapashtesa **-id** hiqet dhe shtohet prapashtesa **-o**. Emrat më të përdorur të ligandve elektroneutrale janë aqua (H₂O) dhe ammine (NH₃).

Komponimet komplekse në të cilat joni kompleks është një anion

Në këto komponime komplekse, emërtimi fillon me joni kompleks (anion), dhe më pas emërtohet sfera e jashtme (kation). Në emër të anionit fillimisht thuhet numri i ligandëve (për këtë përdoren prapashtesa greke), pastaj emrat e tyre dhe në fund shtohet emri i atomit qendror. Atomi qendror emërtohet duke hequr prapashtesën **-um** ose **-ium** nga emri i tij latin dhe duke shtuar prapashtesën **-at**. Ekziston një përjashtim nga ky rregull kur merkuri shfaqet si atom qendror. Në këtë rast, emri i tij në anglisht (mercurate) përdoret në vend të latinishtes (hydrargate). Nëse atomi qendror ka një valencë të ndryshueshme, valenca e tij shtohet në kllapa me emrin e tij. Disa shembuj të përbërjeve komplekse në të cilat joni kompleks është anion janë dhënë në tabelën 2.4.

Tabela 2.4 Përbërjet komplekse në të cilat joni kompleks është anion

Formula	Emri
K ₂ [PtCl ₆]	heksakloroplatinat (IV) i kaliumit
Na[AlCl ₄]	Tetrakloroaluminat(III) i natriumit
Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂	hekur (II) heksacianoferrat (III)
Cu ₂ [Fe(CN) ₆]	bakër (II) heksacianoferrat (II)
K[BiI ₄]	Tetraiodobismutat (III) kaliumi (III)
(NH ₄) ₂ [CuBr ₄]	Tetrabromokuprat (II) i amonit (II)
K[AgF ₄]	Tetrafluoroargjentat kaliumi (III)
Ca[CuF ₄]	Tetrafluorocuprat(II) kalciumi (II)

Komponimet komplekse në të cilat joni kompleks është një kation

Në këto komponime komplekse, emërtimi fillon me jonin kompleks (kation), dhe më pas emërtohet sfera e jashtme (anion). Në të njëjtën mënyrë emërtohet edhe joni kompleks, me dallimin se atomi qendror në gjuhën maqedonase emërtohet pa prapashtesë. Tabela 2.5 jep shembuj të përbërjeve komplekse në të cilat joni kompleks është kation.

Valenca e jonit kompleks fitohet si shuma algjebrike e numrave të oksidimit të atomit qendror dhe ligandëve. Kështu, valenca e anionit kompleks [Fe(CN)₆]⁴⁻ në kripën komplekse K₄[Fe(CN)₆] llogaritet si shuma e numrit të oksidimit të Fe (+2) dhe numri i oksidimit të elementeve të jonit cianid CN⁻ (-1) shumëzuar me numrin koordinues përkatës (6).

Tabela 2.5 Përbërjet komplekse në të cilat joni kompleks është kation

Formula	Emri
[Cu(NH ₃) ₄]SO ₄	sulfat tetraaminebakër (II)
[Cr(H ₂ O) ₆]Cl ₃	klorur hekzaakrokrom (III)
[Cd(NH ₃) ₆](OH) ₂	hidroksid heksaminekadmium (II)
[Cr(H ₂ O) ₄ Cl ₂]NO ₃	nitrat tetraakuadiklorokrom (III)
[Ni(NH ₃) ₆](OH) ₂	heksaminenikeli (II) hidroksid
[Fe(H ₂ O) ₆]Cl ₃	hidroksid heksaminenikeli (II)



Në cilin nga komponimet e mëposhtme komplekse sfera e brendshme është kation dhe në cilin një anion: (NH₄)₂[CuBr₄], [Cu(H₂O)₄]SO₄, Na[AlCl₄] dhe [Cd(NH₃)₆]Cl₂? Emërtoni përbërjet komplekse.

Zbatimi i komponimeve komplekse në analizën cilësore

Komponimet komplekse kanë një rëndësi të madhe për shumë procese kimike dhe biologjike. Në kiminë analitike, vëmendje e veçantë i kushtohet ndikimit të tyre në ngjyrën e tretësirave dhe tretshmërisë së disa kripërave vështirë të tretshme. Për shembull, për shkak të pranisë së joneve komplekse [Co(H₂O)₆]²⁺, një zgjidhje e klorurit të kobaltit (II) (CoCl₂) ka një ngjyrë rozë. Nëse kësaj tretësire i shtohet HCl, formohet jon i ri kompleks [CoCl₄]²⁻, për shkak të të cilit tretësira merr ngjyrë blu.

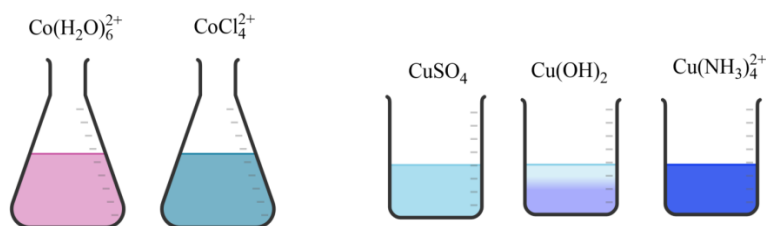
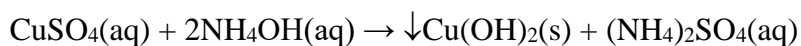
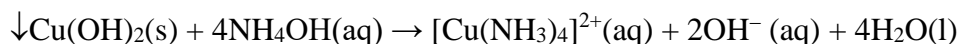


Figura 2.4 Ngjyra e disa përbërjeve dhe joneve komplekse

Gjatë një reaksioni kimik midis sulfatit të bakrit (II) (CuSO₄) dhe hidroksidit të amonit (NH₄OH), formohet precipitat blu i lehtë i hidroksidit të bakrit (II) (Cu(OH)₂).



Nëse një tepriçë e NH₄OH i shtohet sistemit të reaksionit, precipitati i Cu(OH)₂ do të shpërndahet dhe një tretësirë blu e errët do të formohet nga kationet e tanishme komplekse [Cu(NH₃)₄]²⁺.



Në reaksionet kimike për të vërtetuar kationet dhe anionet (më poshtë në tekst) ka një sërë shembujsh që përfshijnë komponime komplekse.

PYETJE DHE DETYRA

1. Çka nënkuptohet me analizë cilësore?
2. Si ndahen reagentët e përdorur në analizën cilësore të kationeve dhe anioneve? Përcaktoni ato dhe jepni disa shembuj.
3. Si ndahen reaksionet kimike sipas mënyrës së kryerjes së tyre? Shkruani nga një shembull secili.
4. Pse janë të rëndësishme reaksionet e rrugës së thatë? Si kryhen ato? Shpjegoni procedurën.
5. Cilat reaksione ujore përdoren më shpesh në analizën cilësore të kationeve dhe anioneve? Shkruani nga një shembull secili.
6. Cilat nga përbërjet jonike të mëposhtme janë të tretshme në ujë? Shkruani formulat e tyre dhe emërtoni përbërjen që është e tretshme në ujë: sulfat argjendi, fosfat natriumi, sulfide bakri(II), nitrat zinku, jodur kaliumi, sulfat plumbi(II), sulfat bariumi, klorur kalciumi, hidroksid hekuri(III), amoniumi hidroksid, sulfat alumini.
7. A do të formohet precipitim nëse reagojnë tretësirat e:

- a) klorur argjendi dhe nitrat natriumi;
 - b) sulfat hekuri(II) dhe nitrati i plumbit (II);
 - c) acetat natriumi dhe acid klorhidrik;
 - d) sulfur natriumi dhe sulfat kadmiumi.
- Shkruani dhe balanconi ekuacionet e reaksioneve kimike.

8. Çfarë janë komponimet komplekse? Shpjegoni strukturën e tyre.
9. Shkruani emrat/formulat e përbërjeve komplekse të dhëna në tabelë. Në cilin prej tyre joni kompleks është kation dhe në cilin anion?

Formula	Emri	Joni kompleks
	heksakuanikel (II) sulfat	
$[\text{Co}(\text{Cl})_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$		
	tetrahidroksoaurat kaliumi (III)	
$\text{K}_3[\text{MnCl}_6]$		
$\text{K}_2[\text{NiF}_6]$		
	kaliumi tetraiodomerkurat kaliumi (II)	
$\text{Cu}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$		
	Kalium heksakloromanganat kaliumi (III)	

Shkruani ekuacionin molekular, të plotë jonik dhe të shkurtuar ekuacionin jonik për reaksionet kimike të mëposhtme që ndodhin ndërmjet tretësirave ujore të:

- a) karbonat natriumi dhe sulfat magnezi;
- b) nitrat plumbi (II) dhe sulfur natriumi;
- c) fosfat amonit dhe klorur kalciumi;
- d) nitrati i bariumit dhe sulfati i kaliumit;
- e) nitrati i hekurit (II) dhe hidroksidi i kaliumit.

Për të përcaktuar se cili prej produkteve është precipitat (et), përdorni tabelën 2.2.

2.2. Analiza kualitative (cilësore) e kationeve

2.2.1. Ndarja e kationeve

Klasifikimi më i pranuar i kationeve u propozua nga Remigius Fresenius në 1841. Ky klasifikim ka pësuar disa ndryshime me kalimin e kohës, por ende përdoret. Sipas saj, kationet grupohen në gjashtë grupe analitike. Si kriter për ndarjen përdoret tretshmëria e ndryshme e përbërjeve të kationeve, e fituar gjatë një reaksioni kimik të disa kripërave të tyre të tretshme me një reagjent të caktuar, i cili quhet reagjent grupor. Vetëm grupi i gjashtë i kationeve nuk ka reagjent gruporë.

Acidi klorhidrik (HCl), acidi sulfhidrik (H₂S), hidroksidi i amonit (NH₄OH), sulfuri i amonit ((NH₄)₂S) dhe karbonati i amonit ((NH₄)₂CO₃) përdoren si reagjentë gruporë. Vetëm grupi i gjashtë i kationeve nuk ka reagjent gruporë. Acidi klorhidrik (HCl), acidi sulfurik (H₂S), hidroksidi i amonit (NH₄OH), sulfuri i amonit ((NH₄)₂S) dhe karbonati i amonit ((NH₄)₂CO₃) përdoren si reagjentë gruporë. Ndarja e kationeve bëhet në varësi të tretshmërisë në ujë në kloruret e tyre (Cl⁻), sulfure (S²⁻) dhe karbonate (CO₃²⁻).

Tabela 2.6 Ndarja e kationeve

Grupi	Kationet	Reagjent gruporë	Precipitat(fundërrinë)
I	Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Hg ₂ ²⁺	HCl	klorur
II	Cu ²⁺ , Hg ²⁺ , Pb ²⁺ , Bi ³⁺ , Cd ²⁺ , As ³⁺ , Sb ³⁺ , Sn ²⁺	H ₂ S	sulfure
III	Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Al ³⁺ , Cr ³⁺	NH ₄ OH	Hidroksidi
IV	Ni ²⁺ , Co ²⁺ , Zn ²⁺ , Mn ²⁺	(NH ₄) ₂ S	sulfure
V	Ca ²⁺ , Ba ²⁺ , Sr ²⁺	(NH ₄) ₂ CO ₃	karbonat
VI	Na ⁺ , K ⁺ , Mg ²⁺ , NH ₄ ⁺	/	/

Renditja e grupeve është shumë e rëndësishme kur analizohet një përzjerje e kationeve (analiza sistematike), sepse shtimi i reagjentëve në një renditje të caktuar do të lejojë që kationet të ndahen dhe analizohen me sukses.



Analiza sistematike e kationeve është analiza e një solucionit testues që përmban një përzjerje kationesh të shumta. Sipas kurrikulës nuk synohet të kryhet kimia analitike.

Nomenklatura

Emrat e kationeve janë formuar në atë mënyrë që emrit të elementit nga i cili është formuar kationi i shtohet fjala kation. Nëse elementi formon disa katione me gjendje të ndryshme oksidimi në kllapa që shkruhen së bashku me emrin e elementit, vendoset vlera e numrit të oksidimit dhe shtohet fjala kation. Për shembull, bakri formon dy katione me gjendje të ndryshme oksidimi: Cu⁺ dhe Cu²⁺.

Disa katione kanë emra trivijalë. Kationi i merkurit njëvalent (Hg₂²⁺) njihet si joni i merkuro, ndërsa kationi i merkurit dyvalent (Hg²⁺) njihet si joni i merkurit. Gjithashtu, kationet e bakrit dhe të hekurit kanë emra trivijalë (Fe²⁺ –ferro, Fe³⁺ –ferri, Cu⁺–cupro, Cu²⁺ –cupri).

2.2.2. Reaksionet e kationeve të grupit të parë analitik

Grupi i parë analitik përfshin kationet:

- argjendi, (Ag^+);
- zhiva (I), (Hg_2^{2+});
- plumbi (II), (Pb^{2+}).

Reagjenti i grupit për kationet e grupit të parë analitik është acidi klorhidrik (HCl). Quhet reagjent grupor sepse të gjitha kationet e grupit Cl formojnë precipitate *klorure*. HCl i holluar përdoret për precipitim të kationeve.

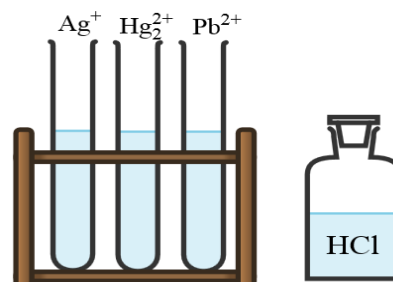


Figura 2.5 Kationet e grupit të parë analitik

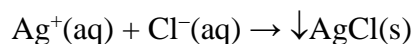
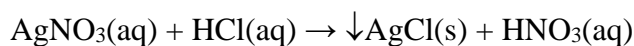
Me HCl, kationet e grupit të parë analitik formojnë klorre, të cilat nuk janë të tretshme në ujë. Për precipitim të plotë të tyre shtohet HCl me tepriçë. Megjithatë, një sasi shumë e madhe e HCl nuk duhet të shtohet sepse komponimet komplekse të tretshme mund të formohen si rezultat i disocimit të precipitatit.

Reaksionet e kationit të argjendit, Ag^+

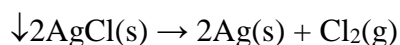
Tretësirat ujore të nitratit të argjendit (AgNO_3) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Ag^+ . Kationet e argjendit në tretësirat ujore janë të pangjyrë.

Reaksioni me reagjentin e grupit, HCl

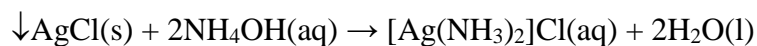
Kationet e argjendit me HCl formojnë një precipitat të bardhë të klorurit të argjendit (AgCl).



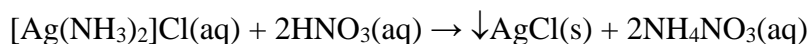
Nën ndikimin e dritës, precipitati i formuar i AgCl errësohet, sepse dekompozohet dhe formohet argjendi koloidal.



Precipitati AgCl tretet në hidroksid amoniumi (NH_4OH), duke formuar një tretësirë të pangjyrë të përbërjes komplekse klorur diamminoargjendi.



Nëse tretësira që rezulton acidifikohet me acid nitrik të holluar (HNO_3), përsëri formohet precipitati i bardhë i klorurit të argjendit.

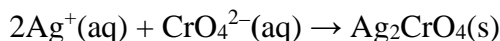
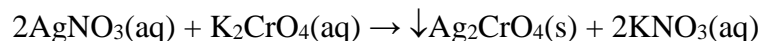


Aciditeti i mjedisit kontrollohet me letër lakmushi blu.

Ky reaksion kimik është karakteristik vetëm për kationet Ag^+ , prandaj përdoret për **identifikimin e tyre**.

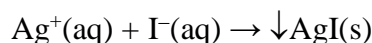
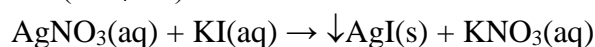
Reaksioni me kromate alkali, Na_2CrO_4 , K_2CrO_4

Kationet e argjendit me kromat kaliumi (K_2CrO_4) formojnë një precipitat të kuq-kafe të kromatit të argjendit (Ag_2CrO_4). Një precipitat i Ag_2CrO_4 është i tretshëm në një mjedis shumë acid (për shembull, HNO_3) dhe hidroksidi i argjendit (AgOH) formohet në një mjedis bazik.



Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Kationet e argjendit me KI formojnë një precipitat të verdhë të ndezur të jodurit të argjendit (AgI). Precipitati AgI , ndryshe nga precipitati i klorurit të argjendit (AgCl), nuk tretet në hidroksid amoniumi (NH_4OH).



Reaksionet për analizën kualitative (cilësore) të kationeve të tjera të grupit të parë analitik (Hg_2^{2+} dhe Pb^{2+}) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag^+).

Një procedurë e analizës cilësore të një tretësire që përmban katione Ag^+

Enët: Raft me epruveta

Kimikatat: AgNO_3 (tretësirë e provës), HCl , NH_4NO_3 , HNO_3 , K_2CrO_4 dhe KI

Procedura: Tretësira e provës (AgNO_3) është në një epruvetë. Një vëllim i vogël i tretësirës së testuar (rreth 1 mL) merret në një epruvetë të pastër për të kryer çdo reaksion kimik. Reagjentët nuk duhet të shtohen drejtpërdrejt në tretësirën e provës të marrë për analizë. Nga ajo tretësirë merret sërish në një epruvetë tjetër për kryerjen e secilit reaksion kimik veç e veç.

Reaksioni me grupin e reagjentëve (HCl): Rreth 1 mL e tretësirës së testuar (AgNO_3) merret në një epruvetë të pastër, së cilës i shtohen 5-6 pika të reagjentit të grupit HCl , ku formohet precipitati i bardhë AgCl .

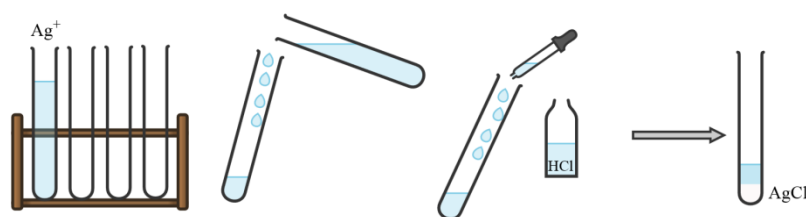


Figura 2.6 Reaksioni i kationit Ag^+ me HCl

Hidroksidi i amonit (NH_4OH) shtohet në tub me precipitat AgCl derisa precipitati të tretet dhe të krijohet një tretësirë pa ngjyrë. Me acidifikimin e tretësirës pa ngjyrë me acid nitrik (HNO_3), formohet sërish precipitati i bardhë i AgCl .

Reaksioni me kromat kaliumi (K_2CrO_4): Rreth 1 mL e tretësirës së testuar (AgNO_3) merret në një epruvetë të pastër, së cilës i shtohen rreth 5-6 pika të reagentit K_2CrO_4 . Si rezultat i reaksionit me K_2CrO_4 , formohet precipitati i kuq në kafe i Ag_2CrO_4 .

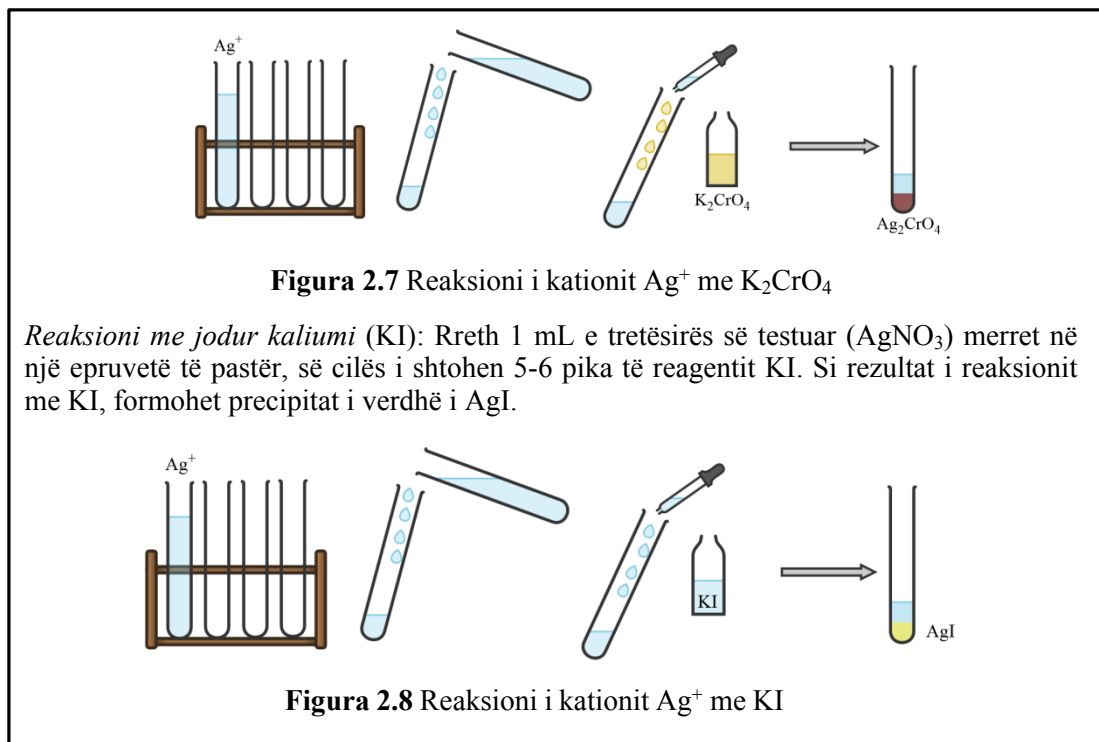


Figura 2.7 Reaksioni i kationit Ag^+ me K_2CrO_4

Reaksioni me jodur kaliumi (KI): Rreth 1 mL e tretësirës së testuar (AgNO_3) merret në një epruvetë të pastër, së cilës i shtohen 5-6 pika të reagentit KI. Si rezultat i reaksionit me KI, formohet precipitat i verdhë i AgI.

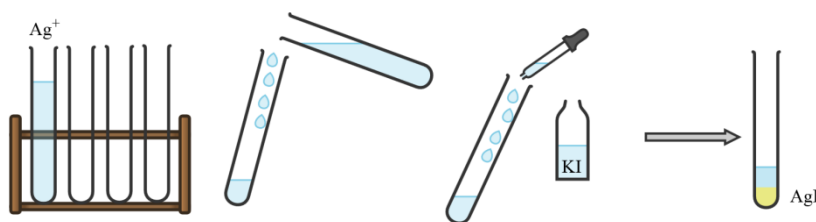


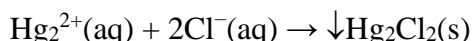
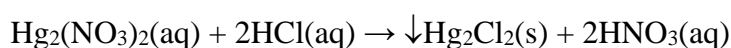
Figura 2.8 Reaksioni i kationit Ag^+ me KI

► Reaksionet e kationit të merkurit (I), Hg_2^{2+}

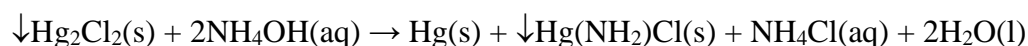
Tretësirat ujore të nitratit të merkurit (I) ($\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Hg_2^{2+} . Kationi monovalent i merkurit në tretësirat ujore ekziston si një dimer, i formuar nga dy katione të lidhura me njëri-tjetrin nga një lidhje kovalente (Hg_2^{2+}). Kationet e merkurit (I) në tretësirat ujore janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, HCl

Kationet e merkurit (I) me HCl formojnë një precipitat të bardhë të klorurit të zhivës (I) (Hg_2Cl_2).

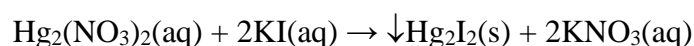


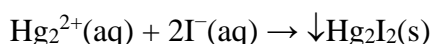
Nëse në precipitatin e Hg_2Cl_2 i shtohet hidroksidi i amonit (NH_4OH), do të formohet mercuri elementar i zi. Gjatë këtij reaksioni kimik formohet edhe një precipitat i klorurammino zhivë (I) amidoklorur ($\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$) me ngjyrë të bardhë, por për shkak se zhiva elementare është përzier me precipitatin e bardhë, në vend të ngjyrës së zezë të elementit. mercuri, gri është vërejtur zhivë, vërehet ngjyra gri. Ky reaksion përdoret si **reaksion për identifikimin** e kationeve Hg_2^{2+} .



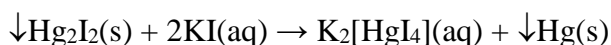
Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Kationet e zhivës (I) me KI formojnë një precipitat të verdhë të jodurit të zhivës (I) (Hg_2I_2). Me qëndrimin më të gjatë në këmbëajër, ngjyra e precipitatit ndryshon në të verdhë-jeshile, pastaj në gri.



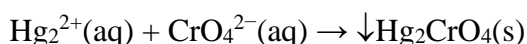
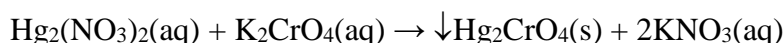


Nëse shtohet një tepriçë e KI i shtohet një precipitati jodidi, precipitatit të merkuritjodurit të zhivës (I), precipitati do të shpërndahet për të formuar një përbërje komplekse të pangjyrë të tetraiodomerkuratit të kaliumit (II) dhe merkurit elementar (Hg). Ky reaksion kimik është karakteristik për kationet Hg_2^{2+} dhe përdoret për **identifikimin e tyre**.



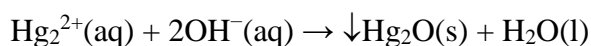
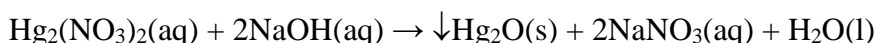
Reaksioni me kromat kaliumi, K_2CrO_4

Kationet e zhivës (I) me K_2CrO_4 formojnë një precipitat të kuq të kromatit të zhivës (I) (Hg_2CrO_4).



Reaksioni me hidroksid natriumi, NaOH

Kationet e zhivës (I) me NaOH formojnë një precipitat të zi të oksidit të zhivës (I)

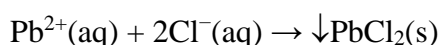
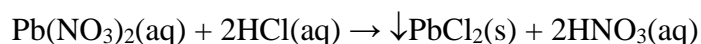


► Reaksionet e kationit të plumbit (II), Pb^{2+}

Tretësirat ujore të nitratit të plumbit (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Pb^{2+} . Tretësirat ujore të kationeve Pb^{2+} janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, HCl

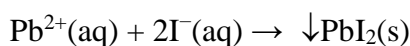
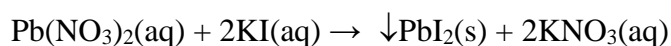
Kationet e plumbit (II) me HCl formojnë një precipitat të bardhë kristalor të klorurit të plumbit (II) (PbCl_2).



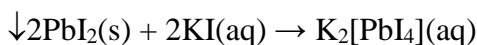
Krahasuar me klorurin e argjendit dhe klorurin e zhivës (I), precipitati i klorurit të plumbit (II) tretet plotësisht në ujë të vluar. Me ftohjen e tretësirës PbCl_2 , ajo rikristalizohehet, duke nxjerrë kristale të bardha si gjilpërë. Procesi i tretjes së sedimentit bëhet duke e ngrohur epruvetën në një banjë uji, ose mund të vendosni ujë në një gotë më të madhe dhe të ngrohni epruvetën në të. Për ngrohje mund të përdoret një ndezës, djegës Bunsen ose pllakë e nxehtë. Vendoseni epruvetën me precipitatin PbCl_2 në gotën me ujë dhe ngrohni gradualisht. Herë pas here, përmbajtja e tubit përzihet duke tundur ose me një shufër qelqi.

Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Kationet e plumbit (II) me KI formojnë një precipitat të verdhë të jodurit të plumbit (II) (PbI_2).

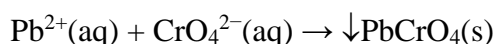
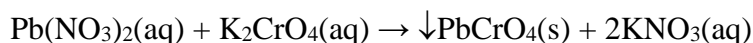


Precipitati i verdhë i PbI_2 tretet në ujë të vluar. Nga ftohja e tretësirës formohen kristale të verdha të PbI_2 . Gjithashtu, një precipitat i PbI_2 tretet në një tepçicë të KI , duke formuar përbërjen komplekse dikalium tetraiodoplumba. Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet Pb^{2+} .



Reaksioni me kromat kaliumi, K_2CrO_4

Kationet e plumbit (II) me K_2CrO_4 formojnë një precipitat të verdhë të kromatit të plumbit (II) (PbCrO_4). Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet Pb^{2+} .



Ky reaksion kimik mund të kryhet edhe me dikromat kaliumi ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Në atë rast, tretësirës duhet t'i shtohet acetat natriumi (CH_3COONa). Në prani të acetatit të natriumit nga jonet e dikromatit ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), formohen jonet e kromatit ($\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$).

2.2.3. Reaksionet e kationeve të grupit të dytë analitik

Kationet nga grupi i dytë analitik ndahen në dy nëngrupe. Kriteri për ndarjen e kationeve në dy nëngrupe është tretshmëria e tyre në polisulfuri i amonit ($(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$). Kationet nga nëngrupi i parë (IIa) nuk treten në polisulfurin e amonit dhe quhen **sulfobaza**, ndërsa kationet nga nëngrupi i dytë (IIb) treten në polisulfurin e amonit dhe quhen **sulfoacide**. Kjo ndarje e kationeve lejon që ato të studiohen dhe analizohen më lehtë. Në grupin e dytë bëjnë pjesë edhe kationet e arsenikut (V) As^{5+} , antimonit (V) Sb^{5+} dhe kallajit (IV) Sn^{4+} . Ekuacionet për reaksionet karakteristike të këtyre kationeve, si dhe për kationet në grupin sulfoacid, nuk janë dhënë në këtë tekst

II^a (sulfo bazat):

- plumbi (II), (Pb^{2+});
- zhiva (II), (Hg^{2+});
- bakri (II), (Cu^{2+});
- bismut (III), (Bi^{3+});
- kadmium, (Cd^{2+}).

II^b (sulfo acide):

- arsen (III), (As^{3+});
- antimoni (III), (Sb^{3+});
- kallaj(II), (Sn^{2+}).

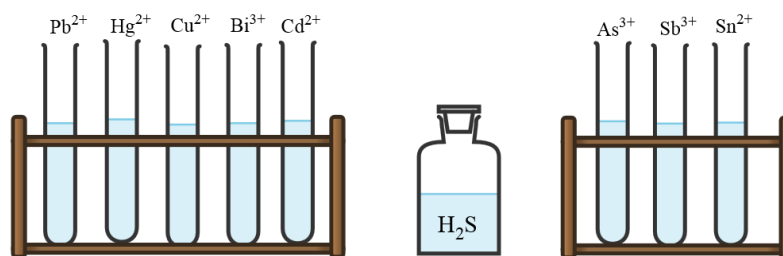


Figura 2.9 Kationet nga grupi i dytë analitik

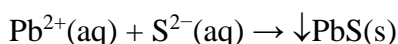
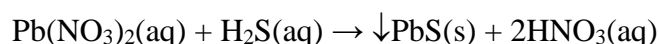
Reagjenti grupor për kationet e grupit të dytë analitik është acidi sulfhidrik (H_2S). Me H_2S , kationet nga grupi i dytë analitik formojnë *sulfure*. Precipitimi i kationeve kryhet duke ngrohur në banjë uji në një mjedis acid, gjë që arrihet duke shtuar acid klorhidrik (HCl). HCl i holluar përdoret për precipitim, sepse në një përqendrim më të lartë, kationet Pb^{2+} dhe Cd^{2+} nuk do të precipitohen.

► Reaksionet e kationit të plumbit (II), Pb^{2+}

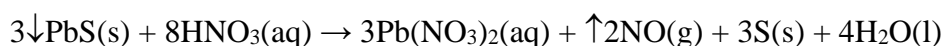
Tretësirat ujore të nitratis të plumbit (II) ($Pb(NO_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Pb^{2+} . Tretësirat ujore të kationeve Pb^{2+} janë të pangjyrë.

Reaksioni me acid sulfurik, H_2S

Kationet e plumbit (II) me HCl formojnë një precipitat të bardhë kristalor të klorurit të plumbit (II) ($PbCl_2$).

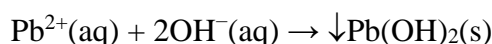
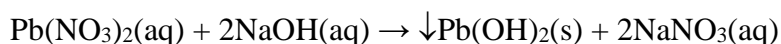


Precipitati i PbS tretet në HNO_3 , ku fitohet tretësirë e nitratis plumbit (II).

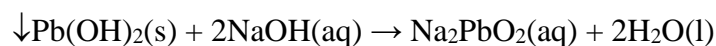
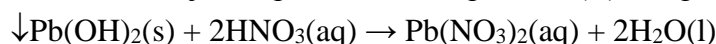


Reaksioni me hidroksidet alkaline, $NaOH$ ose KOH

Kationet e plumbit (II) formojnë një precipitat të bardhë të hidroksidit të plumbit (II) ($Pb(OH)_2$) me $NaOH$.



$Pb(OH)_2$ ka një karakter amfoterik, që do të thotë se mund të reagojë si me acidet ashtu edhe me bazat. Të dy reaksionet formojnë kripëra, nitratin e plumbit (II) dhe plumbitin (II).



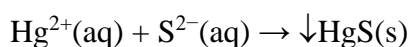
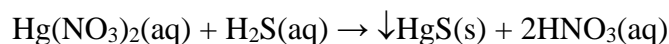
Emri i Na_2PbO_2 është plumbit natriumi, nga emri latin për plumb (plumbum).

► Reaksionet e kationit të merkurit (II), Hg^{2+}

Tretësirat ujore të nitratis të zhivës (II) ($Hg(NO_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Hg^{2+} . Tretësirat ujore të kationeve Hg^{2+} janë të pangjyrë.

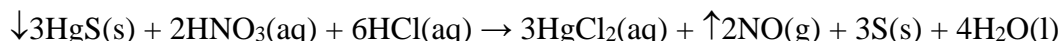
Reaksioni me grupin e reagentëve, H_2S

Kationet e zhivës (II) me H_2S formojnë një precipitat të zi të sulfurit të merkurizhivës (II) (HgS).



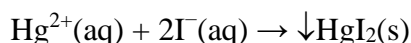
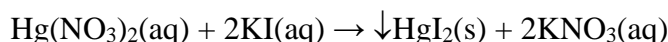
Precipitati HgS tretet vetëm në aqua regia. Aqua regia është përzierje e acidit klorhidrik të përqendruar dhe acidit nitrik të përqendruar në një raport vëllimor

prej 3 : 1 ("HCl": "HNO₃" = 3 : 1). Kjo përzierje acidesh quhet aqua regia sepse tret edhe arin, i cili është mbreti" i të gjitha metaleve.

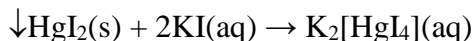


Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Kationet e zhivës (II) me KI formojnë një precipitat portokalli të jodurit të merkurizhivës (II) (HgI₂).

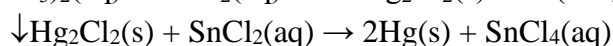
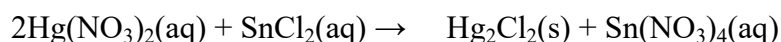


Precipitati HgI₂ tretet në një tepricë të KI, duke formuar një tretësirë të pangjyrë të përbërjes komplekse dikalium tetraiodomerkurat. Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet Hg²⁺.



Reaksioni me klorurin e kallajit(II), SnCl₂

Kationet e merkurit (II) me SnCl₂ fillimisht reduktohen në katione të merkurit (I) Hg₂²⁺ dhe nëse shtohet një tepricë e SnCl₂, fitohet një precipitat i zi i merkurit elementar (Hg). Ky reaksion përdoret gjithashtu për të **identifikuar** kationet Hg²⁺.

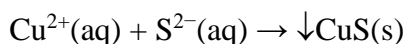
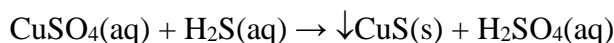


► Reaksionet e kationit të bakrit (II), Cu²⁺

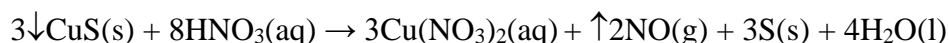
Tretësirat ujore të nitratit të bakrit (II) (Cu(NO₃)₂) ose sulfatit të bakrit (II) (CuSO₄) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Cu²⁺. Tretësirat ujore të kationeve Cu²⁺ kanë ngjyrë blu për shkak të pranisë së kationeve të hidratuar të heksaaquabakrit (II) ([Cu(H₂O)₆]²⁺) dhe kationeve tetraaquaquabakrit (II) ([Cu(H₂O)₄]²⁺).

Reaksioni me grupin e reagentëve, H₂S

Kationet e bakrit (II) me H₂S formojnë një precipitat të zi të sulfurit të bakrit (II) (CuS).

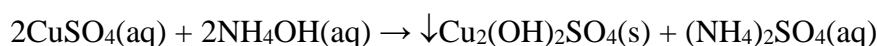


CuS tretet në HNO₃ për të dhënë një tretësirë të nitratit të bakrit (II) (Cu(NO₃)₂).



Reaksionii me hidroksid amoniumi, NH₄OH

Kationet e bakrit (II) me NH₄OH formojnë një precipitat blu-jeshile të sulfatit të dihidroksidit të bakrit (II).



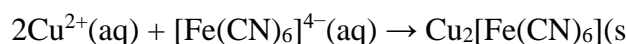
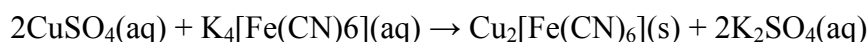
Nëse precipitatit i shtohet një tepëricë e NH_4OH , fitohet një tretësirë me ngjyrë blu të përbërjes komplekse sulfat tetraamine bakrit (II) ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$).



Ky reaksion përdoret si reaksion për **identifikimin** e kationeve Cu^{2+} .

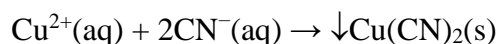
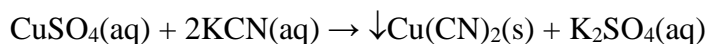
Reaksioni me heksacianoferrat kaliumi (II), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Kationet e bakrit (II) me $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ formojnë një precipitat të kuq të errët të heksaceanoferratit të bakritbakër (II) (II).heksaceanoferrat. Ashtu si ai i mëparshmi, ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** kationet

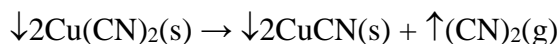


Reaksioni me cianidin e kaliumit, KCN

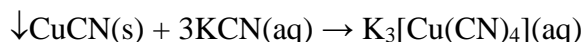
Kationet e bakrit (II) me KCN formojnë një precipitat të verdhë të cianurit të bakrit (II) ($\text{Cu}(\text{CN})_2$).



Precipitati dekompo zohet në qëndrim për të formuar një precipitat të bardhë të cianurit të bakrit (I) (CuCN) dhe dicianidit.



Nëse i shtohet KCN e tepërt në precipitatin CuCN , precipitati tretet dhe formohet tretësirë e pangjyrë e përbërjes komplekse kalium tetracianokupra ($\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$).

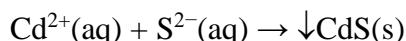


► Reaksionet e kationit të kadmiumit, Cd^{2+}

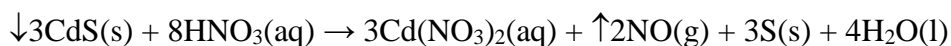
Për kryerjen e reaksioneve për të vërtetuar kationin Cd^{2+} përdoren tretësirat ujore të nitrarit të kadmiumit ($\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ose sulfat kadmiumit (CdSO_4). Tretësirat ujore të kationeve Cd^{2+} janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, H_2S

Kationet e kadmiumit me H_2S formojnë një precipitat të verdhë të sulfurit të kadmiumit (CdS). Nga të gjitha kationet në grupin e dytë analitik, vetëm kationet Cd^{2+} formojnë një precipitat të verdhë me reagentin e grupit. Prandaj ky reaksion kimik mund të shërbejë si **reaksion për identifikimin** e kationeve Cd^{2+} . $\text{CdSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \downarrow\text{CdS}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

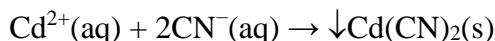
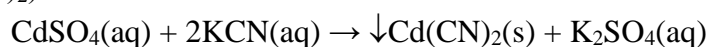


Precipitati i formuar i CdS tretet në acid nitrik të holluar (HNO_3).

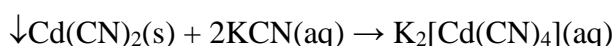


Reaksioni me cianidin e kaliumit, KCN

Kationet e kadmiumit me KCN formojnë një precipitat amorf të bardhë të cianurit të kadmiumit ($\text{Cd}(\text{CN})_2$).



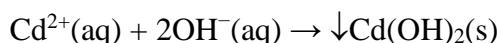
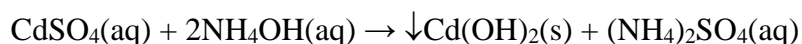
Precipitati $\text{Cd}(\text{CN})_2$ tretet në një tepriçë të KCN, duke formuar një tretësirë pa ngjyrë të përbërjes komplekse të kaliumit tetracianokadmium (II). Nëse tretësirës së përbërjes komplekse i shtohet H_2S , kur nxehet në banjë uji, formohet precipitat i verdhë i sulfurit të kadmiumit (CdS).



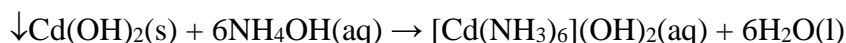
Ky reaksion kimik mund të përdoret gjithashtu si **një reaksion identifikimi** të kationeve Cd^{2+} .

Reaksioni me hidroksid amoniumi, NH_4OH

Kationet e kadmiumit me NH_4OH formojnë një precipitat të bardhë të hidroksidit të kadmiumit ($\text{Cd}(\text{OH})_2$).



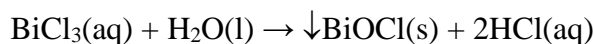
Nëse në precipitatin $\text{Cd}(\text{OH})_2$ shtohet një tepriçë e NH_4OH , do të përftohet një tretësirë e pangjyrë e përbërjes komplekse hekzaamminekadmium dihidroksid.



Nëse përdoret një hidroksid alkalik (p.sh. NaOH) në vend të NH_4OH për reaksionin kimik, do të përftohet gjithashtu një precipitat i bardhë i $\text{Cd}(\text{OH})_2$, por precipitati nuk do të tretet nëse i shtohet një tepriçë e reagentit.

Reaksionet e kationit të bismutit (III), Bi^{3+}

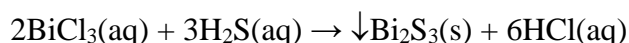
Tretësirat ujore të klorurit të bismutit (III) (BiCl_3) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Bi^{3+} . Tretësirat ujore të kationeve Bi^{3+} janë të pangjyrë. Është karakteristike e tyre që ndodh hidroliza e BiCl_3 , ndërsa formohet precipitat i bardhë i patretshëm i klorurit bismutil (BiOCl).

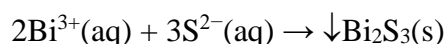


Do të mësoni më shumë rreth procesit të hidrolizës së kripërave në njësinë modulare 3.

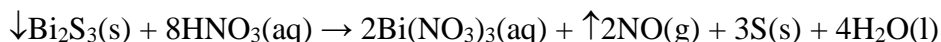
Reaksioni me grupin e reagentëve, H_2S

Kationet e bismutit (III) me H_2S formojnë një precipitat kafe të sulfurit të bismutit (III) (Bi_2S_3).



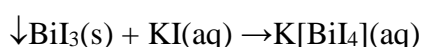
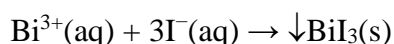
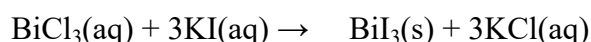


Precipitati i Bi_2S_3 tretet në acid nitrik të holluar (HNO_3) me ngrohje.



Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Kationet e bismutit (III) me KI formojnë një precipitat të zi të jodidit të bismutit (III) (BiI_3). Nëse precipitatit i shtohet një tepricë KI, precipitati BiI_3 do të tretet dhe do të krijohet një tretësirë e përbërjes komplekse tetraiodobismutat kaliumi (III), me ngjyrë të verdhë-portokalli. Ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** kationet Bi^{3+} .



Reaksionet për analizën cilësore të kationeve të grupit të dytë analitik (Pb^{2+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} dhe Bi^{3+}) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag^{+}) të grupit të parë. grup analitik.

2.2.4. Reaksionet e kationeve të grupit të tretë analitik

Grupi i tretë analitik përfshin kationet:

- hekur (II), (Fe^{2+});
- hekur (III), (Fe^{3+});
- alumini, (Al^{3+});
- krom (III), (Cr^{3+}).

Reagjent grupor për kationet e grupit të tretë është *hidroksidi* i amonit (NH_4OH), me të cilin formojnë hidrokside. Precipitimi i hidroksideve kryhet në prani të klorurit të amonit (NH_4Cl), i cili shtohet për të arritur një mjedis të dobët bazë. Përzierja e NH_4OH dhe NH_4Cl njihet si *pufër amoniaku* dhe përdoret për të rregulluar vlerën e pH të mjedisit në rangun nga 8 deri në 10.

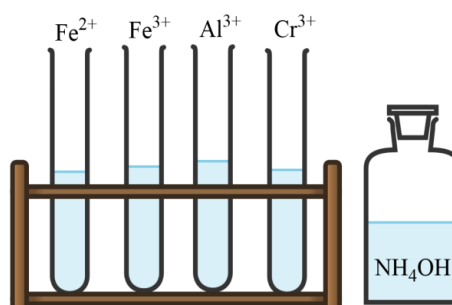


Figura 2.10 Kationet nga grupi i tretë analitik



Do të mësoni më shumë rreth pufërëve, kuptimit të tyre dhe mënyrës se si funksionojnë në njësinë modulare 3.

Reaksionet e kationit të hekurit (II), Fe^{2+}

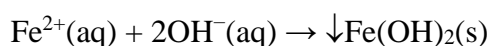
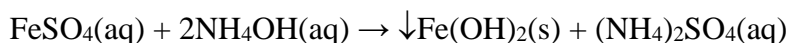
Tretësirat ujore të sulfatit të hekurit (II) (FeSO_4) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Fe^{2+} . Tretësirat ujore të kationeve Fe^{2+} kanë një ngjyrë të gjelbër të çelur për shkak të kationit kompleks të heksaquairon (II), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.



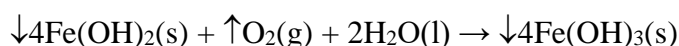
Kationet e hekurit (II) Fe^{2+} oksidohen lehtësisht në katione Fe^{3+} , kështu që tretësira e testuar e FeSO_4 duhet të përgatitet menjëherë para kryerjes së reaksioneve.

Reaksioni me grupin e reagentëve, NH_4OH

Kationet e hekurit (II) me NH_4OH formojnë një precipitat të gjelbër të çelur të hidroksidit të hekurit (II) ($\text{Fe}(\text{OH})_2$).

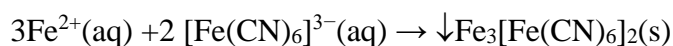
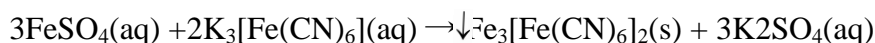


Precipitati i $\text{Fe}(\text{OH})_2$ oksidohet në qëndrim, duke formuar hidroksid hekuri(III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) i cili ka një ngjyrë kafe të kuqërremtë.



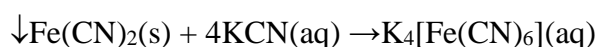
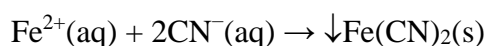
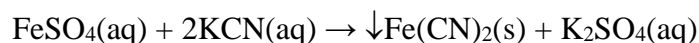
Reaksioni me heksacianoferrat kaliumi (III), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Kationet e hekurit (II) me $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ formojnë një precipitat blu të errët të heksacianoferratit të hekurit (II) (III), i cili njihet si bluja e Turnbullit. Ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** kationet Fe^{2+} .



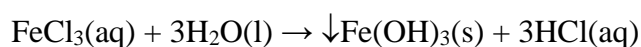
Reaksioni me cianidin e kaliumit, KCN

Kationet e hekurit (II) me KCN formojnë një precipitat të kuq-kafe të cianidit të hekurit (II) ($\text{Fe}(\text{CN})_2$). Reaksioni kryhet duke shtuar gradualisht (pikë pas pikë) reagentin. Nëse i shtohet KCN e tepërt në precipitat, ai do të tretet për të formuar një tretësirë të verdhë të përbërjes komplekse të heksacianoferratit të kaliumit (II).



Reaksionet e kationit të hekurit (III), Fe^{3+}

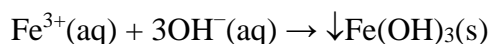
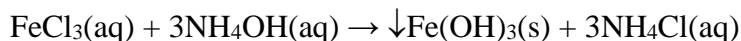
Tretësirat ujore të klorurit të hekurit (III) (FeCl_3) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Fe^{3+} . Ngjyra e tretësirave ujore të kationeve Fe^{3+} është e verdhë-kafe si rezultat i formimit të kationit kompleks heksaquairon (III), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Një tretësirë e FeCl_3 hidrolizohet lehtësisht, duke formuar një precipitat kafe të hidroksidit të hekurit (III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$).



Për të parandaluar hidrolizën e saj, tretësira acidifikohet me acid klorhidrik.

Reaksioni me grupin e reagentëve, NH₄OH

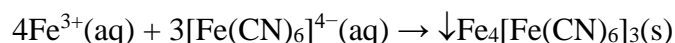
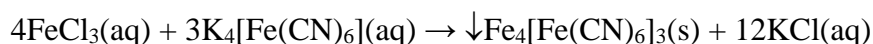
Kationet e hekurit (III) me NH₄OH formojnë një precipitat voluminoz të kuqërremtë në kafe të hidrosidit të hekurit (III) (Fe(OH)₃). I njëjti precipitat formohet nëse në vend të hidrosidit të amoniumit përdoren hidrosidet alkaline (NaOH, KOH).



Fe(OH)₃ tretet në acide minerale, por nuk tretet nëse në precipitat shtohet një tepicë e NH₄OH. Pas këtij reaksioni kimik kationet e hekurit (III) ndryshojnë nga kationet e kromit (III) dhe aluminit.

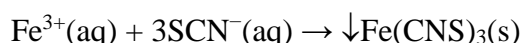
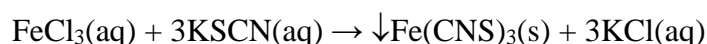
Reaksioni me hekszacionoferrat kaliumi (II), K₄[Fe(CN)₆]

Kationet e hekurit (III) me K₄[Fe(CN)₆] formojnë një precipitat blu të hekszacionoferratit të kaliumit të hekurit (III)(II) (Fe₄[Fe(CN)₆]₃). Precipitati njihet me emrin Berlin blu. Precipitati tretet në acide të dobëta si acidi oksalik (H₂C₂O₄) dhe nuk tretet në acid klorhidrik. Ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** kationet Fe³⁺.



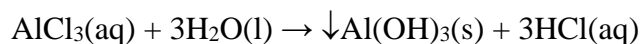
Reaksioni me tiocianat kaliumi (rodanid kaliumi), KSCN

Kationet e hekurit (III) me KSCN në një mjedis pak acid formojnë tiocianat hekuri (III) (rodanid hekuri (III)) (Fe(CNS)₃), i cili ka një ngjyrë intensive të kuqe të errët. Ky reaksion përdoret gjithashtu për të **identifikuar** kationet Fe³⁺.



Reaksionet e kationit të aluminit, Al³⁺

Tretësirat ujore të klorurit të aluminit (AlCl₃) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Al³⁺. Tretësirat ujore të kationeve Al³⁺ janë të pangjyrë. Kripërat e tretshme të aluminit (kloruret, nitratet, sulfatet etj.) hidrolizohen në tretësirat ujore dhe formohet tretësirë koloidale e hidrosidit të aluminit (Al(OH)₃), e cila vërehet si një turbullim i bardhë i tretësirës.

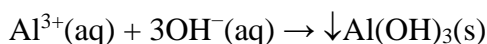
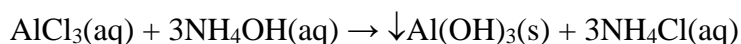


Për të shmangur formimin e Al(OH)₃, tretësira acidifikohet me acid klorhidrik.

Reaksioni me grupin e reagentëve, NH₄OH

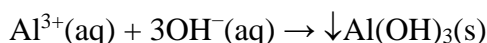
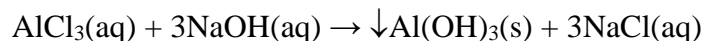
Kationet e aluminit me NH₄OH formojnë një precipitat të bardhë të rëndë të hidrosidit të aluminit (Al(OH)₃). Në mënyrë që precipitimi të jetë i plotë, tretësirës i shtohet klorur amoniumi (NH₄Cl).

Nëse epruveta me precipitatit e hidroksidit të aluminit nxeht në një banjë uji, ndodh koagulimi i precipitatit.

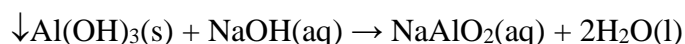
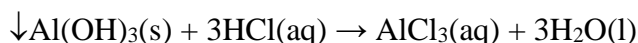


Reaksioni me hidroksidet alkali, NaOH, KOH

Kationet e aluminit me NaOH formojnë një precipitat të bardhë të hidroksidit të aluminit ($\text{Al}(\text{OH})_3$).



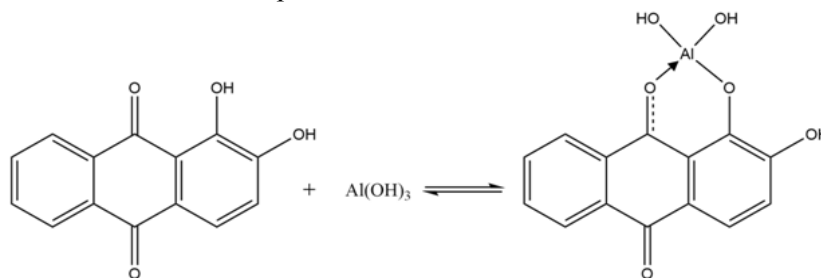
$\text{Al}(\text{OH})_3$ ka veti amfoterike, që do të thotë se shpërndahet si në acide ashtu edhe në baza. Gjatë reaksionit me HCl, formohet kripë klorur alumini (AlCl_3), ndërsa gjatë reaksionit me NaOH formohet metaaluminat natriumi (NaAlO_2).



Reaksioni me një zgjidhje alkoolike të alizarinës –S

Kationet e aluminit me alizarin S në një mjedis amoniaku formojnë një tretësirë të kuqe të një përbërje komplekse. Ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** kationet Al^{3+} .

Procedura: Në 1 cm³ tretësirë të testuar (AlCl_3) i shtohen 2-3 pika hidroksid amoniumi (NH_4OH) dhe disa pika alizarin – S. Shfaqja e një ngjyre të kuqe, intensiteti i së cilës rritet gradualisht është dëshmi e pranisë së kationeve Al^{3+} .



Reaksioni me nitratin e kobaltit (II), $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$

Kationet e aluminit me $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ formojnë metaaluminat kobalt (II) ($\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$) i cili është tretësirë me ngjyrë blu, e quajtur blu Thénard. Ky reaksion kimik kryhet në mënyrë të thatë dhe përdoret për **identifikimin** e kationeve Al^{3+} .



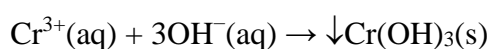
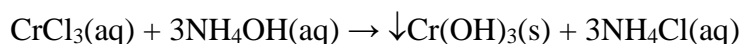
Procedura: Një copë letër filtri ngjyhet me tretësirën e provës. Letra paloset në katër pjesë dhe i shtohen disa pika nitrat kobalt (II). Më pas merret letra me piskatore dhe digjet në flakë dhe pasi digjet bëhet e kuqe e nxehtë. Nëse, pas pjekjes, shfaqet një ngjyrë blu përgjatë skajeve të mbetjes, kjo është dëshmi e pranisë së kationeve të aluminit në tretësirën e testuar.

Reaksionet e kationit të kromit (III), Cr³⁺

Tretësirat ujore të klorurit të kromit (III) (CrCl₃) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Cr³⁺. Tretësirat ujore të kationeve Cr³⁺ kanë ngjyrë gri-jeshile. Ashtu si në rastin e kripërave të kationeve Al³⁺ dhe Cr³⁺, edhe kripërat e kationit Cr³⁺ hidrolizohen. Për të parandaluar hidrolizën, tretësirave të tyre shtohet HCl.

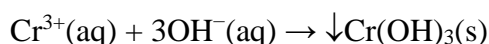
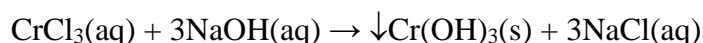
Reaksioni me grupin e reagentëve, NH₄OH

Kationet e kromit (III) me NH₄OH formojnë një precipitat xhelatinoz të hidroksidit të kromit (III) (Cr(OH)₃) me ngjyrë gri-jeshile. Precipitimi kryhet në prani të klorurit të amonit (NH₄Cl). Në këtë mënyrë arrihet precipitimi i plotë dhe shmanget tretja e precipitimit të formuar.

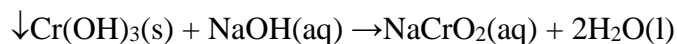


Reaksioni me hidroksidet e alkalit, NaOH, KOH

Kationet e kromit (III) me NaOH formojnë një precipitat xhelatinoz gri-jeshile të hidroksidit të kromit (III) (Cr(OH)₃).



Cr(OH)₃ tretet në tepriçë të NaOH, duke formuar kromit natriumi (NaCrO₂).



Nëse tretësirës NaCrO₂ i shtohet një agjent oksidues (peroksid hidrogjeni (H₂O₂), ujë me klor (Cl₂), ujë bromin (Br₂), anioni i kromit jeshil oksidohet në anion kromat (CrO₄²⁻), i cili ka një ngjyrë të verdhë.



Ky reaksion kimik kryhet duke ngrohur gradualisht një banjë uji dhe përdoret për **identifikimin** e kationeve Cr³⁺.



Nëse tretësirës së joneve të kromatit i shtohet 1 cm³ eter dhe acidifikohet me acid sulfurik, në prani të peroksidit të hidrogjenit formohet acidi perkromik (H₂CrO₆). Shtresa eterike është me ngjyrë blu intensive. Acidi perkromik është i paqëndrueshëm në tretësirat ujore dhe për këtë arsye ngjyra blu humbet shpejt.



Reaksionet për analizën cilësore të kationeve të grupit të tretë analitik (Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺ dhe Cr³⁺) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag⁺) të analizës së parë analitike. grupi.

2.2.5. Reaksionet e kationeve të grupit të katërt analitik

Grupi i katërt analitik përfshin kationet:

- kobalt (II), (Co^{2+});
- mangan (II), (Mn^{2+});
- nikel (II), (Ni^{2+});
- zink, (Zn^{2+}).

Reagjenti i grupit për grupin e katërt analitik është sulfuri i amonit ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$). Precipitimi i kationeve nga ky grup kryhet në një mjedis bazë dhe fitohen sulfide të vështira për t'u tretur. Reaksioni me reagentin e grupit kryhet duke ngrohur një banjë uji në prani të klorurit të amonit (NH_4Cl). NH_4Cl shtohet për të rregulluar pH-në e mjedisit (bazë), ndërsa ngrohja shman formimin e precipitateve koloidale. Është karakteristikë e kationeve të grupit të katërt që ato hidratohen dhe formojnë katione komplekse në tretësirat ujore.

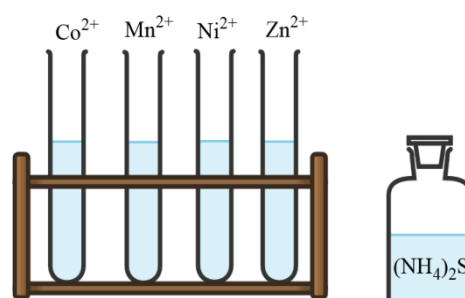


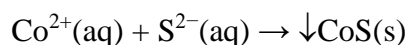
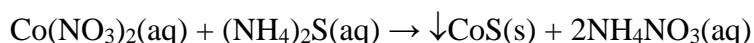
Figura 2.11 Kationet nga grupi i katërt analitik

► Reaksionet e kationit të kobaltit (II), Co^{2+}

Tretësirat ujore të klorurit të kobaltit (II) (CoCl_2) ose nitratit të kobaltit (II) ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Co^{2+} . Në tretësirat ujore, kationet e Co^{2+} formojnë një kation kompleks ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$) heksaakuakobalt (II) i cili ka një ngjyrë rozë. Kripërat e kobaltit anhidër që nuk përmbajnë ujë kanë ngjyrë blu.

Reaksioni me grupin e reagentëve, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

Kationet e kobaltit (II) me $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ në një mjedis bazë formojnë një precipitat të zi të sulfurit të kobaltit (II) (CoS). Precipitati CoS tretet në aqua regia ($\text{HCl} : \text{HNO}_3 = 3 : 1$), duke formuar një zgjidhje CoCl_2 .

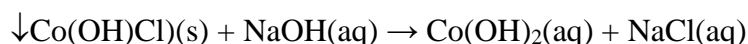


Reaksioni me hidroksidet e alkalit, NaOH , KOH

Kationet e kobaltit (II) me NaOH formojnë një precipitat blu të klorurit të hidroksidit të kobaltit (II).

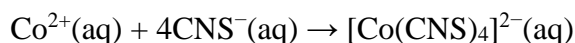
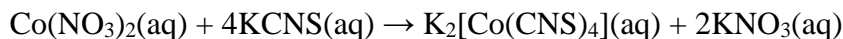


Nëse një tepriçë e NaOH i shtohet përzierjes së reaksionit ose pas ngrohjes, precipitati blu ndryshon në hidroksid kobalt (II) ($\text{Co}(\text{OH})_2$), i cili ka një ngjyrë rozë.



Reaksioni me tiocianatin e kaliumit, KCNS

Kationet e kobaltit (II) me një tretësirë të ngopur të KCNS formojnë një tretësirë të përbërjes komplekse të kaliumit tetratiocianokobalt (II), me ngjyrë blu. Në vend të një solucioni të ngopur, kristalet e tiocianatit të kaliumit mund të shtohen në tretësirën e provës.



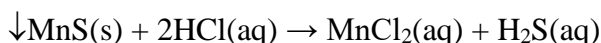
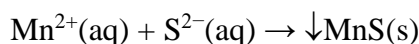
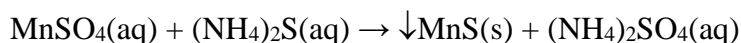
Komponimi kompleks që rezulton $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$ nuk është i qëndrueshëm në tretësirat ujore dhe humbet shpejt ngjyrën e tij. Për të parë bukur ngjyrën blu, përbërja komplekse nxirret në një përzjerje të alkoolit amil dhe eterit (raporti vëllimor 1:1), ose përdoret acetoni. Nëse krijohet $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$, shtresa organike bëhet blu dhe kjo është dëshmi e pranisë së kationeve Co^{2+} në tretësirë. Ky reaksion kimik përdoret si reaksion për të **identifikuar** kationet e Co^{2+} .

Reaksionet e kationit të manganit (II), Mn^{2+}

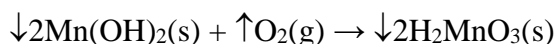
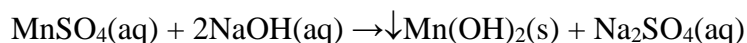
Tretësirat ujore të sulfatit të manganit (II) (MnSO_4) dhe nitratis të manganit (II) ($\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Mn^{2+} . Tretësirat ujore të kationeve Mn^{2+} janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

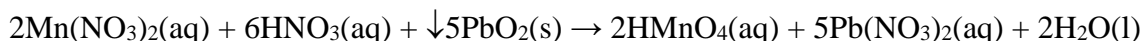
Kationet e manganit (II) me $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ formojnë një precipitat rozë të lehtë të sulfurit të manganit (II) (MnS). Precipitati tretet në tretësira të holluara të acideve minerale, për shembull HCl.

**Reaksioni me hidroksidet e alkalit, NaOH, KOH**

Kationet e manganit (II) me NaOH formojnë një precipitat të bardhë xhelatinoz të hidroksidit të manganit (II) ($\text{Mn}(\text{OH})_2$) i cili ndryshon ngjyrën në kafe në qëndrim. Kjo është për shkak të oksidimit të tij nga oksigjeni nga ajri. Oksidimi i $\text{Mn}(\text{OH})_2$ prodhon acid manganoz (H_2MnO_3).

**Reaksioni me oksidin e plumbit (IV), PbO_2**

Kationet e manganit (II) me PbO_2 në prani të acidit nitrik të përqendruar (HNO_3) dhe pas ngrohjes oksidohen, duke përfutur kështu acidin permanganik (HMnO_4). Ngjyra e tretësirës nga anioni i permanganatit (MnO_4^-) është vjollcë intensive.



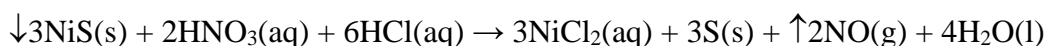
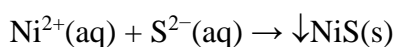
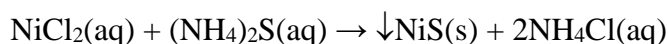
Ky reaksion përdoret për **identifikimin** e kationeve Mn^{2+} në një tretësirë provë.

Reaksionet e kationit të nikelit (II), Ni^{2+}

Tretësirat ujore të klorurit të nikelit (II) ($NiCl_2$) dhe sulfatit të nikelit (II) ($NiSO_4$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Ni^{2+} . Tretësirat ujore të këtyre kripërave kanë ngjyrë të gjelbër sepse kationet Ni^{2+} janë të hidratuar në formën e kationeve heksaquanikel(II) ($[Ni(H_2O)_6]^{2+}$).

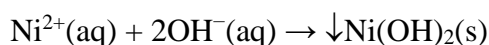
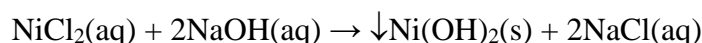
Reaksioni me grupin e reagentëve, $(NH_4)_2S$

Kationet e nikelit (II) me $(NH_4)_2S$ në prani të klorurit të amonit (NH_4Cl) formojnë një precipitat të zi të sulfurit të nikelit (II) (NiS) i cili tretet në aqua regia ($HNO_3 : HCl = 1 : 3$).



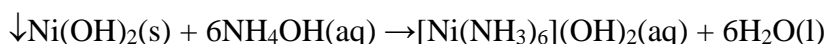
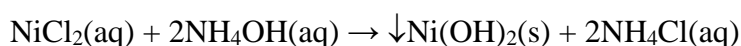
Reaksioni me hidroksidet e alkalit, NaOH, KOH

Kationet e nikelit (II) me NaOH formojnë një precipitat të gjelbër të hapur të hidroksidit të nikelit (II) ($Ni(OH)_2$). Precipitati i $Ni(OH)_2$ nuk tretet në një tepricë të reagentit.



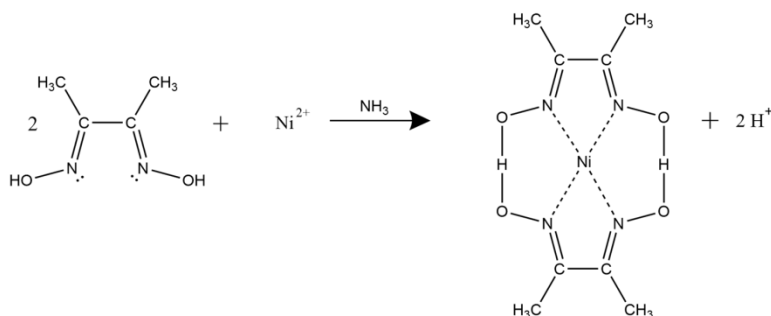
Reaksioni me hidroksid amoniumi, NH_4OH

Kationet e nikelit (II) me NH_4OH formojnë një precipitat të gjelbër të çelur të hidroksidit të nikelit (II) ($Ni(OH)_2$) i cili tretet në një tepricë të NH_4OH , duke formuar një tretësirë blu të përbërjes komplekse hidroksid hexaamminnikeli (II) ($[Ni(NH_3)_6](OH)_2$).



Reaksioni me një tretësirë alkoolike të dimetilglioksimit

Dimetilglioksimi njihet si reagenti i Chugaevit, me të kationet Ni^{2+} në prani të hidroksidit të amonit (NH_4OH) formojnë një precipitat rozë-të kuq të dimetilglioksimit të nikelit (II). Ky reaksion përdoret për **identifikimin** e kationeve Ni^{2+} në tretësirën e hulumtuar.

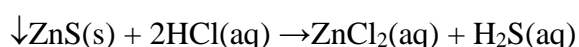
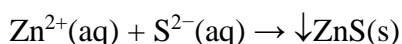
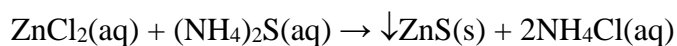


Reaksionet e kationit të zinkut, Zn^{2+}

Tretësirat ujore të klorurit të zinkut (II) ($ZnCl_2$) dhe sulfatit të zinkut (II) ($ZnSO_4$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Zn^{2+} . Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

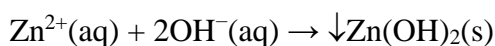
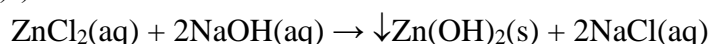
Reaksioni me grupin e reagentëve, $(NH_4)_2S$

Kationet e zinkut me $(NH_4)_2S$ në një mjedis të dobët bazë formojnë një precipitat të bardhë të sulfurit të zinkut (II) (ZnS). Shtimi i NH_4Cl në sistemin e reaksionit parandalon formimin e një tretësire koloidale të ZnS . Precipitati i ZnS është i tretshëm në acid klorhidrik të holluar (HCl).

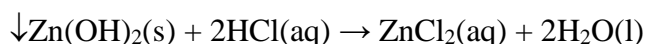
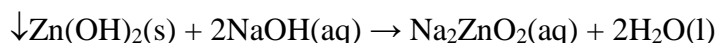


Reaksioni me hidroksidet e alkalit, $NaOH$, KOH

Kationet e zinkut me $NaOH$ formojnë një precipitat xhelatinoz të bardhë të hidroksidit të zinkut (II) ($Zn(OH)_2$).

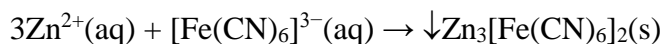
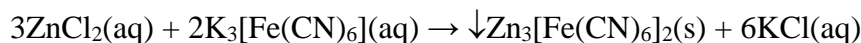


$Zn(OH)_2$ ka veti amfoterike. Precipitati tretet në një tepricë të reagentit, duke formuar zinkat natriumi (Na_2ZnO_2). $Zn(OH)_2$ tretet edhe në HCl , në këtë rast formohet klorur zinku ($ZnCl_2$).



Reaksioni me hekscianoferrat kaliumi (III), $K_3[Fe(CN)_6]$

Kationet e zinkut me $K_3[Fe(CN)_6]$ formojnë një precipitat të verdhë-portokalli të hekzacianoferratit të $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ zinkut (III).



Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet Zn^{2+} .



Reaksionet për analizën cilësore të kationeve të grupit të katërt analitik (Co^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} dhe Zn^{2+}) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag^+) të grupit të parë analitik..

2.2.6. Reaksionet e kationeve të grupit të pestë analitik

Grupi i pestë analitik përfshin kationet:

- barium (Ba^{2+});
- kalcium (Ca^{2+});
- stroncium (Sr^{2+}).

Reagjenti i grupit për grupin e pestë është karbonati i amonit ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$). Precipitimi kryhet në prani të një pufër amoniaku (NH_4OH dhe NH_4Cl), sepse precipitimi i **karbonateve** kryhet në një mjedis bazë. Karbonatet e kalciumit, stronciumit dhe bariumit janë të tretshëm në acide.

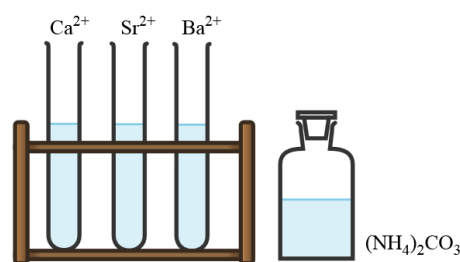


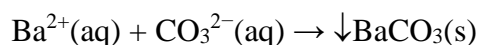
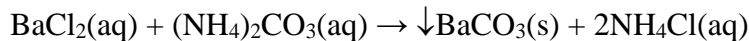
Figura 2.12 Kationet nga grupi i pestë analitik

Reaksionet e kationit të bariumit, Ba^{2+}

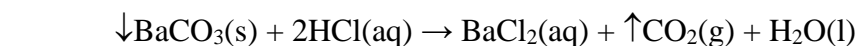
Tretësirat ujore të klorurit të bariumit (BaCl_2) ose nitratit të bariumit ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Ba^{2+} . Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Kationet e bariumit formojnë një precipitat të bardhë të karbonatit të bariumit (BaCO_3) me $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

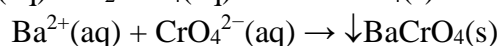
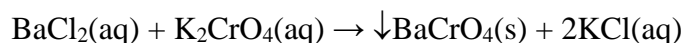


Precipitati BaCO_3 është lehtësisht i tretshëm në acide. Ai tretet në acide minerale të forta, për shembull acid klorhidrik (HCl), dhe në acide të dobëta si acidi acetik (CH_3COOH).



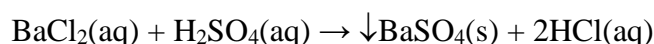
Reaksioni me kromate alkali, K_2CrO_4 , Na_2CrO_4

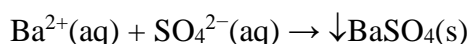
Kationet e bariumit me K_2CrO_4 formojnë një precipitat të verdhë të kromatit të bariumit (BaCrO_4). Ky reaksion përdoret për **identifikimin** e tyre sepse mund të vërtetojë jonet e bariumit në prani të joneve të kalciumit, të cilët nuk formojnë një precipitat me kromatet alkaline.



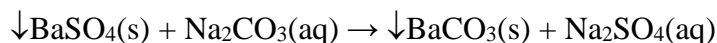
Reaksioni me acidin sulfurik të holluar, H_2SO_4

Kationet e bariumit me H_2SO_4 formojnë një precipitat të bardhë kristalor të sulfatit të bariumit (BaSO_4), i cili nuk tretet as në acide as në baza.



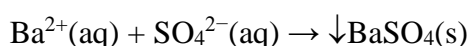
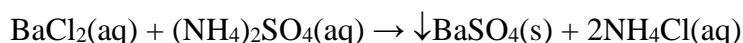


BaSO₄ tretet në një tretësirë të ngopur të karbonatit të natriumit (Na₂CO₃) në momentin e zierjes. Duke vepruar kështu, formohet karbonati i bariumit (BaCO₃), i cili është i tretshëm në acide minerale dhe në acid acetik.



Reaksioni me sulfat amonium, (NH₄)₂SO₄

Kationet e bariumit formojnë një precipitat të bardhë të sulfatit të bariumit (BaSO₄) me (NH₄)₂SO₄.



Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet e bariumit në prani të kationeve të kalciumit dhe stronciumit, të cilët nuk formojnë një precipitat me (NH₄)₂SO₄ nga tretësirat e holluara.

Reaksioni në rrugë të thatë

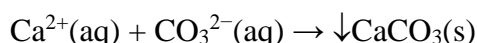
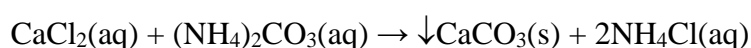
Kripërat e paqëndrueshme të bariumit e ngjyrosin flakën jeshile. Ky reaksion përdoret si një reaksion **identifikimi** i thatë.

Reaksionet e kationit të kalciumit, Ca²⁺

Tretësirat ujore të nitratit të kalciumit (Ca(NO₃)₂) ose klorurit të kalciumit (CaCl₂) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Ca²⁺. Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, (NH₄)₂CO₃

Kationet e kalciumit me (NH₄)₂CO₃ formojnë një precipitat të bardhë të karbonatit të kalciumit (CaCO₃).

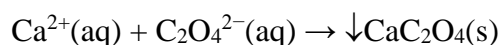
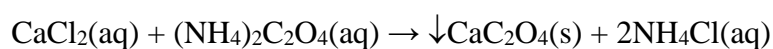


Precipitati i CaCO₃ tretet lehtësisht në acide minerale (për shembull, HCl) dhe në acid acetik (CH₃COOH).



Reaksioni me oksalat amonium, (NH₄)₂C₂O₄

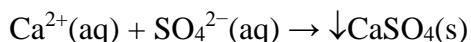
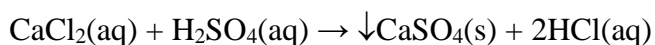
Kationet e kalciumit me (NH₄)₂C₂O₄ formojnë një precipitat të bardhë të oksalatit të kalciumit (CaC₂O₄).



Një precipitat i CaC₂O₄ është i tretshëm në acide minerale të holluara, por i pazgjidhshëm në acid acetik (CH₃COOH). Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet Ca²⁺.

Reaksioni me acidin sulfurik, H₂SO₄

Kationet e kalciumit me H₂SO₄ formojnë një precipitat të bardhë kristalor të sulfatit të kalciumit (CaSO₄), i cili nuk tretet as në acide as në baza.

**Reaksioni në rrugë të thatë**

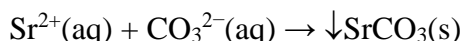
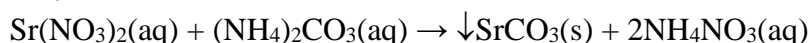
Kripërat e paqëndrueshme të kalciumit e ngjyrosin flakën në të kuqe të errët. Ky reaksion është reaksion i thatë dhe përdoret për të **identifikuar** kationet Ca²⁺.

Reaksionet e kationit të stronciumit, Sr²⁺

Për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Sr²⁺ përdoren tretësirat ujore të nitratit të stronciumit (Sr(NO₃)₂) ose klorurit të stronciumit (SrCl₂). Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me grupin e reagentëve, (NH₄)₂CO₃

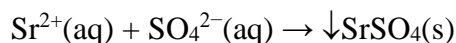
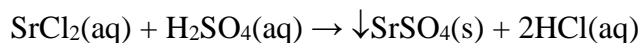
Kationet e stronciumit me (NH₄)₂CO₃ formojnë një precipitat të bardhë të karbonatit të stronciumit (SrCO₃).



Precipitati i SrCO₃, ashtu si karbonatet e Ca²⁺ dhe Ba²⁺, tretet në acide minerale dhe në acid acetik.

**Reaksioni me acidin sulfurik, H₂SO₄**

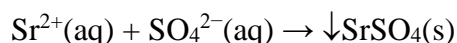
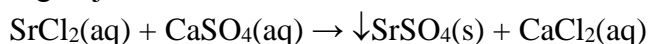
Kationet e stronciumit me H₂SO₄ formojnë një precipitat të bardhë të sulfatit të stronciumit (SrSO₄).



Precipitati SrSO₄ nuk tretet në acide minerale. Për të qenë në gjendje të shpërndahet, ai fillimisht shndërrohet në karbonat stroncium (SrCO₃) gjatë një reaksioni me karbonat natriumi, i cili më pas tretet në acide minerale.

Reaksioni me dihidratin e sulfatit të kalciumit, CaSO₄·2H₂O

Kationet e stronciumit me ujin e gipsit (një tretësirë e ngopur e dihidratit të sulfatit të kalciumit), CaSO₄·2H₂O formojnë një precipitat të bardhë të sulfatit të stronciumit (SrSO₄). Reaksioni ndodh gjatë ngrohjes.



Ky reaksion përdoret për **identifikimin** e kationeve Sr^{2+} , i cili gjithashtu mundëson vërtetimin e kationeve Sr^{2+} në prani të kationeve Ca^{2+} , të cilët nuk reagojnë me ujin e gipsit.

Reaksioni në rrugë të thatë

Kripërat e paqëndrueshme të stronciumit e ngjyrosin flakën me një ngjyrë të kuqe intensive (të kuqe karmine). Ky reaksion është reaksion i thatë dhe përdoret për të **identifikuar** kationet Sr^{2+} .



Reaksionet për analizën cilësore të kationeve të grupit të pestë analitik (Ba^{2+} , Ca^{2+} dhe Sr^{2+}) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag^+) të grupit të parë analitik.

2.2.7. Reaksionet e kationeve të grupit të gjashtë analitik

Grupi i gjashtë analitik përfshin kationet:

- kalium (K^+),
- natrium (Na^+);
- magnezium (Mg^{2+});
- amonium NH_4^+

Nuk ka reagent grupi për grupin e gjashtë të kationeve, sepse shumë nga kripërat e këtyre kationeve janë të tretshme në ujë.

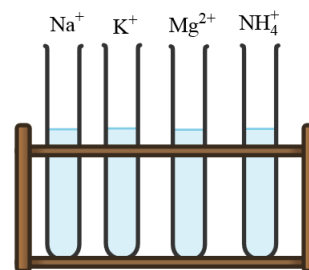


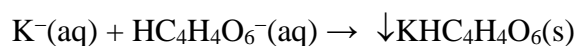
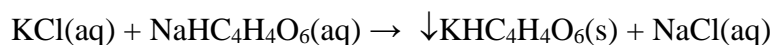
Figura 2.13 Kationet nga grupi i gjashtë analitik

Reaksionet e kationit të kaliumit, K^+

Tretësirat ujore të klorurit të kaliumit (KCl) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin K^+ . Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

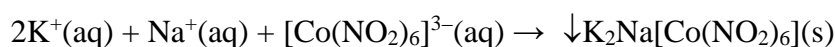
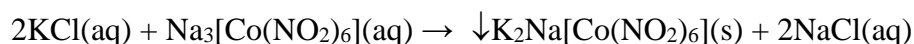
Reaksioni me hidrogen tartratin e natriumit, $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$

Kationet e kaliumit me $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (kripë e acidit tartarik) formojnë një precipitat të bardhë kristalor të hidrogjentartratit të kaliumit ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$). Precipitati tretet në vlim dhe në acide dhe baza të forta.



Reaksioni me heksanitrokobaltat natriumi (III), $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

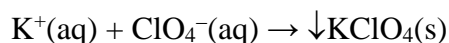
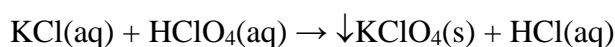
Kationet e kaliumit me $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ formojnë një precipitat të verdhë të heksanitrikobaltatit të natriumit dikalium (III).



Precipitati tretet në acide minerale të forta, por nuk tretet në acid acetik. Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet e kaliumit.

Reaksioni me acidin perklorik, HClO₄

Kationet e kaliumit me HClO₄ formojnë një precipitat të bardhë të perkloratit të kaliumit (KClO₄). Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** kationet e kaliumit.

**Reaksioni në rrugë të thatë**

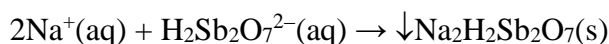
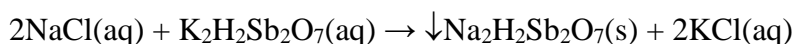
Kripërat e paqëndrueshme të kaliumit ngjyrosin pjesën e pangjyrë të flakës me një ngjyrë vjollce. Për të parë më qartë ngjyrën, duhet vëzhguar përmes xhamit kobalt, sepse xhami i kobaltit thith ngjyrën e verdhë të flakës. Ky reaksion është reaksion i rrugës së thatë dhe përdoret për të **identifikuar** kationet e kaliumit.

Reaksionet e kationit të natriumit, Na⁺

Tretësirat ujore të klorurit të natriumit (NaCl) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Na⁺. Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me dihidrogjenpiroantimonat kaliumi, K₂H₂Sb₂O₇

Kationet e natriumit me K₂H₂Sb₂O₇ formojnë një precipitat kristalor të bardhë të dihidrogjenpiroantimonatit të natriumit (Na₂H₂Sb₂O₇). Që të formohet precipitati, përqendrimi i NaCl në tretësirë duhet të jetë më i lartë. Depozitimi kryhet në një mjedis neutral ose me bazë të dobët.

**Reaksioni në rrugë të thatë**

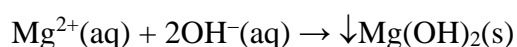
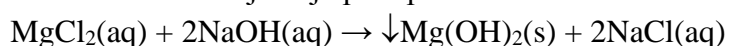
Prania e kationeve të natriumit vërtetohet më lehtë me metodën e **thatë**. Kripërat e avullueshme të natriumit ngjyrosin pjesën e pangjyrë të flakës me një ngjyrë të verdhë intensive. Ngjyra zgjat një kohë të gjatë, kështu që gjilpëra e platinit duhet të pastrohet me kujdes përpara se të përdoret për të provuar një kation tjetër.

Reaksionet e kationit të magnezit, Mg²⁺

Tretësirat ujore të klorurit të magnezit (MgCl₂) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin Mg²⁺. Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me hidroksidet e alkalit, NaOH, KOH

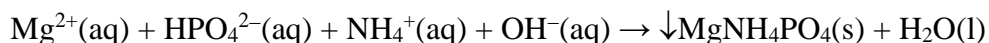
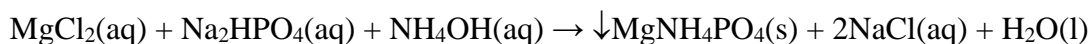
Kationet e magnezit me NaOH formojnë një precipitat amorf të bardhë të Mg(OH)₂.



Ky reaksion mund të kryhet edhe me NH₄OH, por në atë rast precipitati i fituar i Mg(OH)₂ do të tretet në prani të klorurit të amonit të formuar (NH₄Cl).

Reaksioni me hidrogjenfosfat natriumi, Na₂HPO₄

Kationet e magnezit me Na₂HPO₄ formojnë një precipitat të bardhë kristalor të fosfatit të amonit të magnezit (MgNH₄PO₄). Ky reaksion kimik zhvillohet në prani të hidroksidit të amonit (NH₄OH) dhe klorurit të amonit (NH₄Cl). NH₄Cl shtohet për të parandaluar precipitim të hidroksidit të magnezit.



Nëse precipitati që rezulton nuk është kristalor, bëhet rikristalizimi, pra precipitati tretet në HCl dhe ri-precipitohet me NH₄OH. Procesi i rikristalizimit përsëritet derisa të përftohen kristale në formë ylli, të cilat mund të shihen me mikroskop. Ky reaksion përdoret për të identifikuar kationet e magnezit.

Reaksionet e kationit të amonit, NH₄⁺

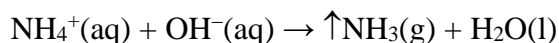
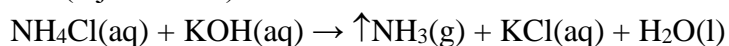
Tretësirat ujore të klorurit të amonit (NH₄Cl) përdoren për të kryer reaksionet për të vërtetuar kationin NH₄⁺. Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.



Është karakteristikë e kripërave të amonit me elemente halogjene që ato sublimohen kur nxehen, ndërsa kripërat e tjera dekompozohen. Në këtë mënyrë, kationi i amonit mund të hiqet nga tretësira nëse ndërhyr në analizën e një kationi tjetër.

Reaksioni kimik me hidroksidet alkali, NaOH, KOH

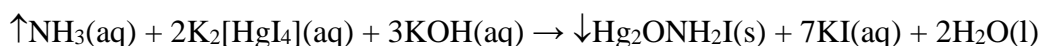
Gjatë reaksionit të kationeve NH₄⁺ me KOH, lirohet amoniaku. Me ngrohje ndodh një reaksion dhe vihet re prania e amoniakut si pasojë e erës së tij mbytëse. Nëse një copë letër lakmushi e kuqe e njomur në ujë i afrohet hapjes së epruvetës, ngjyra e letrës ndryshon në blu nga amoniaku i çliruar (mjedis bazë).



Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** jonet e amoniumit.

Reaksioni i reagentit të Neslerit

Reagenti Nessler është tretësirë alkaline e tetraiodomerkurit të kaliumit (II), K₂[HgI₄]. Me reagentin Nessler, kationet NH₄⁺ formojnë një precipitat të oksidit të merkurit (II) amidiodidi (Hg₂ONH₂I) me një ngjyrë të verdhë ose të verdhë-kafe në varësi të përqendrimit të amoniakut.



Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** jonet e amoniumit.



Reaksionet për analizën cilësore të kationeve të grupit të gjashtë analitik (K⁺, Na⁺, Mg²⁺ dhe NH₄⁺) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të kationit të argjendit (Ag⁺) të grupit të parë analitik.

PYETJE DHE DETYRA

1. Sipas cilit kriter ndahen kationet në grupe? Sa grupe kationesh ka?
2. Në cilin grup analitik bëjnë pjesë kationet: Ca^{2+} , Fe^{2+} , K^+ , Ag^+ , Zn^{2+} , Sb^{3+} , NH_4^+ , Pb^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} . Me cilin grup reagentësh precipitohen? Plotësoni tabelën:

Grupi	Kationi	Reagent grupi
e para		
e dyta		
e treta		
e katërta		
e pesta		
e gjashti		

3. Pse shtohet HCl me tepëri gjatë precipitimit të kationeve të grupit të parë analitik? Çfarë ndodh nëse shtojmë shumë më tepër HCl?
4. Cilat precipitate (shkruani formulat) formohen gjatë reaksionit të kationeve: Ag^+ , Hg_2^{2+} dhe Pb^{2+} me reagentët e dhënë në tabelë? Cila është ngjyra e precipitateve të formuara? Plotësoni tabelën:

Reagent	KATIONI		
	Ag^+	Hg_2^{2+}	Pb^{2+}
HCl			
KI			
K_2CrO_4			

5. Në çfarë mjedisi depozitohen kationet e grupit të dytë analitik? Shpjegoni.
6. Cilat precipitate (shkruani formulat) formohen gjatë reaksionit të kationeve: Cu^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} dhe Cd^{2+} me reagentët H_2S dhe KI? Cila është ngjyra e precipitateve të formuara? Plotësoni tabelën:

Reagent/precipitat	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Cd^{2+}
H_2S					
KI					

7. Si do të vërtetoni se kationi Cu^{2+} është i pranishëm në tretësirë?
8. Si mund të demonstrohen kationet Bi^{3+} në prani të kationeve Cd^{2+} ?
9. A është i rëndësishëm aciditeti i mjedisit gjatë precipitimit të kationeve të grupit të tretë analitik me reagentin e grupit? Shpjegoni.
10. Kationet Cr^{3+} formojnë një precipitat xhelatinoz të hidrosidit të kromit (III) me hidrosidet alkaline. Shkruani ekuacionin.
11. Çfarë fitohet gjatë hidrolizës së kriperave të tretshme të aluminit? A mund të shmangët hidroliza? Shpjegoni.
12. Komponimi kompleks i kaliumit hekscianoferrat (II) përdoret si reagent në reaksionin e identifikimit të joneve Fe^{3+} . Shkruani ekuacionin.
13. Shkruani ekuacionin e reaksionit me reagentin grupor të kationit të kobaltit, Co^{2+} . A është produkti që rezulton i tretshëm? Në çfarë tretet?
14. Gjatë reaksionit të një kripe të tretshme të kationit Mn^{2+} me hidrosidet alkaline, fitohet një precipitat xhelatinoz i bardhë i $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Pse ndryshon ngjyra e tij në kafe kur qëndron në këmbë? Shkruani ekuacionet e reaksioneve.

15. Zn(OH)_2 ka veti amfoterike. Çfarë do të thotë ajo? Shkruani ekuacionet për reaksionet me HCl dhe NaOH .
16. Si do ta vërtetoni kationin e bariumit (Ba^{2+}) në prani të kationeve të kalciumit (Ca^{2+}) dhe stronciumit (Sr^{2+})?
17. Si do ta vërtetoni kationin e bariumit (Ba^{2+}) në prani të kationeve të kalciumit (Ca^{2+}) dhe stronciumit (Sr^{2+})?
18. Plotëso tabelën:

Ekuacioni i reaksionit të identifikimit

Ca^{2+} (CaCl_2)	
K^+ (KCl)	
Cr^{3+} (CrCl_3)	

19. Çka fitohet gjatë reaksionit të kationeve Mg^{2+} me hidroksidet alkaline? A mund të përdoret hidroksidi i amonit në vend të hidroksidit alkaline për të kryer reaksionin? Shpjegoni.
20. Cili reagent quhet reagent i Neslerit? Për të vërtetuar cili kation është përdorur? A mund të shërbejë reaksioni për të identifikuar kationin?

2.3. Analiza cilësore e anioneve

2.3.1. Ndarja e anioneve

Për ta bërë më të lehtë kryerjen e analizës cilësore të anioneve, është e nevojshme ndarja e tyre në grupe. Në literaturë mund të gjeni mënyra të ndryshme të ndarjes së anioneve, por kriteri më i zakonshëm është formimi i precipitateve me kationet e argjendit (Ag^+) dhe kationet e bariumit (Ba^{2+}), si dhe tretshmëria e precipitateve të formuara në ujë dhe në acid nitrik (HNO_3). Sipas këtij kriteri, anionet ndahen në tre grupe (tabela 2.7). Duhet pasur parasysh se kjo ndarje nuk përfshin të gjitha anionet që mund të përcaktohen në mënyrë cilësore.

Tabela 2.7 Ndarja e anioneve sipas grupeve

Grupi	Anioni	Participat me AgNO_3 dhe BaCl_2
I	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	formojnë precipitate me AgNO_3 që nuk janë të tretshëm në ujë dhe HNO_3 ; nuk krijohen precipitate me BaCl_2 ;
II	SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	formojnë precipitate me AgNO_3 dhe BaCl_2 që nuk treten në ujë, por treten në azot. acid (përveç sulfateve);
III	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	nuk formojnë precipitate me AgNO_3 dhe BaCl_2 ;

Nomenklatura

Anionet janë në fakt mbetje acide. Emrat e anioneve monoatomike (që janë mbetje acide të acideve pa oksigjen) formohen duke shtuar prapashtesën **-ide** dhe fjalën anion emrit të elementit nga i cili është formuar anioni. Emrat e anioneve që rrjedhin nga acidet e oksigjenit përfundojnë me prapashtesën **-at**. Nëse anioni është mbetje acidike e një acidi që ka një atom oksigjen më pak se acidi bazë, emri i tij merr prapashtesën **-it**. Emrat e disa anioneve janë dhënë në tabelën 2.8.

Tabela 2.8 Emrat e disa anioneve

Acidi	Anion	Emri
HCl	Cl^-	klorur
HBr	Br^-	bromur
HI	I^-	jodur
H_2S	S^{2-}	sulfure
H_2SO_4	SO_4^{2-}	sulfat
H_2SO_3	SO_3^{2-}	sulfit
HNO_3	NO_3^-	nitrat
HNO_2	NO_2^-	nitrit
H_2CO_3	CO_3^{2-}	karbonat
H_3PO_4	PO_4^{3-}	fosfat
H_3PO_3	PO_3^{3-}	fosfit
H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	kromat

2.3.2. Reaksionet e anioneve të grupit të parë analitik

Grupi i parë analitik i anioneve përfshin:

- anion klorur (Cl^-);
- anion bromidi (Br^-);
- anion jodur (I^-);
- anion sulfid (S^{2-}).

Anionet e grupit të parë me nitratin e argjendit (AgNO_3) formojnë precipitate që nuk janë të patretshme as në ujë dhe as në HNO_3 të holluar, ndërsa me klorurin e bariumit (BaCl_2) nuk formojnë precipitate.

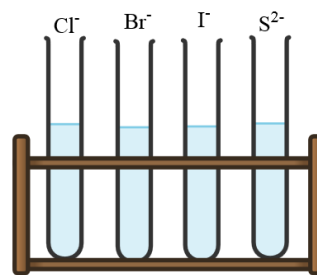


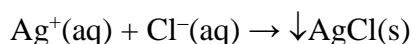
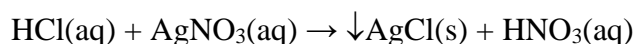
Figura 2.14 Anionet e grupit të parë analitik

Reaksionet e anionit të klorurit, Cl

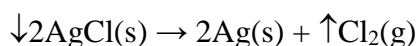
Anioni i klorurit (Cl^-) gjendet në tretësirat ujore të acidit klorhidrik (HCl) dhe kripërave të tij, klorureve. Tretësirat ujore të acidit dhe kripërave të tij janë të pangjyrë.

Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO_3

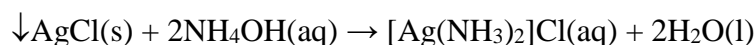
Anionet e klorurit me AgNO_3 formojnë një precipitat të bardhë djathi të klorurit të argjendit (AgCl). Ky reaksion përdoret edhe në analizën cilësore të kationeve të argjendit.



Nën ndikimin e dritës, precipitati i klorurit të argjendit errësohet sepse formohet argjendi koloidal.



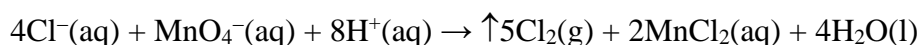
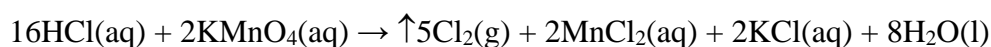
AgCl tretet në hidroksid amoniumi (NH_4OH), duke formuar një tretësirë të pangjyrë të përbërjes komplekse, klorur diamminesargjendi ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$).



Nëse një tretësirë e $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ acidimi kohet me acid nitrik të holluar (HNO_3), formohet sërish precipitati i bardhë i AgCl . Aciditeti i mjedisit kontrollohet me letër lakmushi blu. Ky reaksion është karakteristik vetëm për anionet e klorurit, sepse përdoret si reaksion për **identifikimin** e tyre.

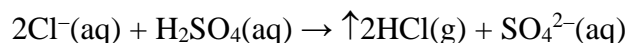
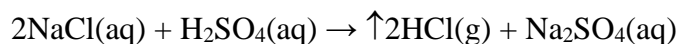
Reaksioni me agjentët oksidues, KMnO_4 , HNO_3

Anionet e klorurit oksidohen nga oksiduesi KMnO_4 në klor elementar (një gaz helmues i verdhë-jeshile).



Reaksioni me acid sulfurik të koncentruar, H₂SO₄

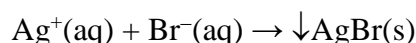
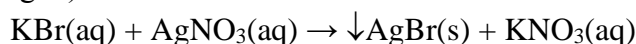
Nëse në tretësirën e joneve të klorurit i shtohet H₂SO₄ i koncentruar, klorur hidrogjeni i gaztë (HCl(g)) lirohet. Prania e klorurit të hidrogjenit vërtetohet duke vendosur letër lakmushi blu të njomur në ujë pranë hapjes së epruvetës. Për shkak të pranisë së acidit, letra e lakmushit ndryshon ngjyrën nga blu në të kuqe.

**Reaksionet e anionit të bromit, Br**

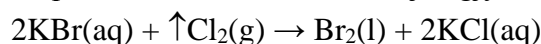
Reaksionet karakteristike të anioneve të bromit (Br⁻) kryhen me tretësirat ujore të bromurit të natriumit (NaBr) ose bromit të kaliumit (KBr). Tretësirat ujore të anioneve të bromit janë të pangjyrë.

Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Gjatë reaksionit të anioneve të bromit me AgNO₃, formohet precipitat i verdhë i zbehtë i bromitit të argjendit (AgBr).

**Reaksioni me agjentët oksidues, ujin me klor, KMnO₄**

Kur anionet e bromit reagojnë me ujin me klor (tretësirë Cl₂ në ujë), ato oksidohen në brom elementar (Br₂). Për shkak të pranisë së Br₂, tretësira ka një ngjyrë të verdhë të zbehtë.



Reaksioni zhvillohet në prani të acidit sulfurik dhe bromi elementar nxirret me kloroform (CHCl₃). Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** anionet e bromit.

Procedura: 3-4 pika acid sulfurik (H₂SO₄), 1cm³ kloroform (CHCl₃) dhe 3-4 pika ujë me klor (Cl₂) i shtohen 1cm³ tretësirë të testuar (KBr). Provëza tundet fuqishëm. Nëse anionet e bromit janë të pranishme në tretësirë, shtresa organike ngjyroset në të verdhë ose të verdhë-kafe, në varësi të përqendrimit të saj.



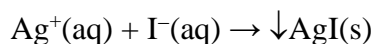
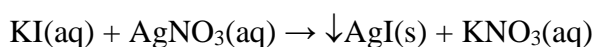
Elementet halogjene (F, Cl, Br dhe I) që janë në grupin e shtatëmbëdhjetë në tabelën periodike ndryshojnë sipas vetive të tyre të oksidimit, të cilat zvogëlohen ndërsa zbresin në grup. Kjo do të thotë që çdo element mund të zhvendosë elementin poshtë tij në grup nga komponimet e tij.

Reaksionet e anionit jodid, I

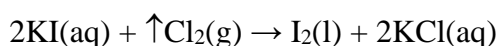
Reaksionet karakteristike të anioneve jodide (I⁻) kryhen me tretësirat ujore të jodurit të natriumit (NaI) ose jodur kaliumit (KI). Tretësirat ujore të anioneve jodide janë të pangjyrë.

Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Gjatë reaksionit të joneve jodur me AgNO₃, fitohet një precipitat i verdhë i lehtë i jodidit të argjendit (AgI).

Reaksioni me ujin me klor, tretësirë e Cl₂ në ujë

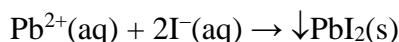
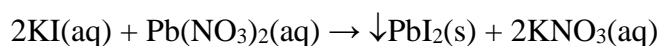
Gjatë një reaksioni kimik me ujin me klor, anionet e jodit oksidohen në jod elementar (I₂), në prani të acidit sulfurik. Jodi elementar i përfutur nxirret me kloroform (CHCl₃), nga I₂ shtresa organike është me ngjyrë vjollcë. Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** anionet jodide.



Nëse një tepricë e ujit me klor i shtohet sistemit të reaksionit, jodi oksidohet në jod (IO³⁻), duke humbur ngjyrën vjollcë. Në rastin kur jonet e bromit janë të pranishëm, shtresa organike është e ngjyrosur në të verdhë-kafe. Me ndihmën e këtij reaksioni, jonet e bromit mund të zbulohen kur jonet e jodit janë njëkohësisht të pranishëm në tretësirë.

Reaksioni me nitratin e plumbit (II), Pb(NO₃)₂

Jonet e jodit me Pb(NO₃)₂ formojnë një precipitat të verdhë të jodidit të plumbit (II) (PbI₂).



Nëse precipitati PbI₂ rikristalizohet, fitohen kristale të verdhë të artë. Ky reaksion kimik përdoret për të identifikuar anionet jodide.



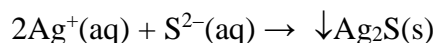
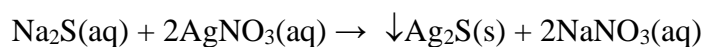
Rikristalizimi është procedurë në të cilën substancat kristalore treten në ujë dhe më pas tretësira që rezulton ftohet gradualisht për të formuar kristale të rregullta. Kjo procedurë përdoret kryesisht për pastrimin e substancave kristalore. Papastërtitë treten gjatë ngrohjes dhe mbeten në tretësirë.

Reaksionet e anionit sulfid, S²⁻

Reaksionet karakteristike të anioneve sulfide (S²⁻) kryhen me tretësirat ujore të sulfurit të natriumit (Na₂S). Tretësirat ujore të anioneve sulfide janë të pangjyrë.

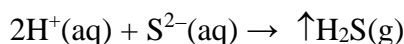
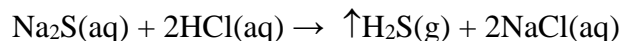
Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Gjatë reaksionit të anioneve sulfide me AgNO₃, formohet precipitat i zi i sulfurit të argjendit (Ag₂S). Precipitati tretet në acid nitrik të holluar, me ngrohje.



Reaksioni me acidin klorhidrik, HCl

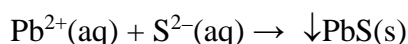
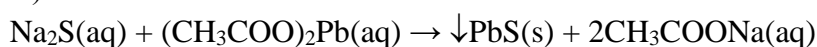
Gjatë reaksionit të anioneve sulfide me HCl, lirohet sulfuri i hidrogjenit (H₂S) në gjendje agregati të gaztë. Gazi ka një erë të pakëndshme veze të kalbur. Reaksioni mund të kryhet edhe me acid sulfurik të holluar.



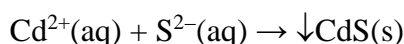
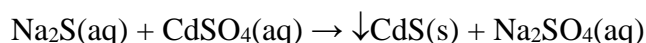
Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** jonet sulfide.

Reaksioni me acetatin e plumbit (II), (CH₃COO)₂Pb

Gjatë reaksionit të anioneve sulfide me (CH₃COO)₂Pb, formohet precipitati i zi i sulfurit të plumbit (II) (PbS).

**Reaksioni me sulfat kadmium, CdSO₄**

Gjatë reaksionit të anioneve sulfide me CdSO₄, formohet precipitati i verdhë i sulfurit të kadmiumit (CdS). Ky reaksion zhvillohet në mjedis të dobët acid.



Reaksionet për analizën cilësore të anioneve të tjera të grupit të parë analitik (Br⁻, I⁻ dhe S²⁻) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën e analizës cilësore të anionit të klorurit (Cl⁻).

Metoda e analizës cilësore të një tretësire që përmban anione kloride (Cl⁻)

Enët: Një raft me epruveta

Kimikatat: HCl (tretësirë e zgjidhur), AgNO₃, KMnO₄, H₂SO₄.

Procedura: Tretësira e provës (HCl) është në një provëz. Një vëllim i vogël i tretësirës së testuar (rreth 1 mL) merret në një provëz të pastër për të kryer çdo reaksion kimik. Reagentët nuk duhet të shtohen drejtpërdrejt në tub me tretësirën e provës të marrë për analizë. Nga ajo tretësirë, pjesë më të vogla merren në një epruvetë tjetër në të cilën çdo reaksion kimik kryhet veçmas.

Reaksioni me nitrat argjendi (AgNO₃): Rreth 1 mL e tretësirës së testuar (HCl) merret në një epruvetë të pastër, së cilës i shtohen 5-6 pika AgNO₃, ku formohet precipitati i bardhë i klorurit të argjendit AgCl. Provëza me precipitat lejohet të qëndrojë në ajër. Nën veprimin e dritës, precipitati i bardhë i klorurit të argjendit do të errësohet për shkak të argjendit koloidal të formuar.

Precipitati i klorurit të argjendit shpërndahet me hidroksid amoniumi. Më pas në tretësirë shtohen disa pika acid nitrik. Formohet përsëri një precipitat i bardhë, i cili është dëshmi e pranisë së anioneve të klorurit.

Reaksioni me permanganat kaliumi (KMnO₄): Rreth 1 mL tretësirë testuese (HCl) merret në një provëz të pastër në të cilën shtohen 5-6 pika të reagentit KMnO₄. Si rezultat i reaksionit me KMnO₄, formohet klor i gaztë.

Ky reaksion kimik duhet të kryhet në një tretës sepse klori është një gaz helmues. Lëshimi i klorit të gaztë vërehet si rezultat i një ngjyre të verdhë-jeshile.

Reaksioni me acid sulfurik (H₂SO₄): Rreth 1 mL e tretësirës së testuar (HCl) merret në një epruvetë të pastër, së cilës i shtohen rreth 5-6 pika të reagentit H₂SO₄. Si rezultat i reaksionit me H₂SO₄ formohet klorur hidrogjeni i gaztë. Për të vërtetuar formimin e klorurit të hidrogjenit, letër lakmushi blu e njomur në ujë sillet pranë hapjes së epruvetës. Kur bie në kontakt me gazin e lëshuar nga provëza, letra blu e lakmushit ndryshon ngjyrën në të kuqe.

2.3.3. Reaksionet e anioneve të grupit të dytë analitik

Grupi i dytë analitik i anioneve përfshin:

- anion sulfat (SO₄²⁻);
- anion karbonat (CO₃²⁻);
- anion fosfat (PO₄³⁻);
- anion oksalat (C₂O₄²⁻);

Anionet nga grupi i dytë me klorur bariumi (BaCl₂) dhe nitrat argjendi (AgNO₃) formojnë precipitate të tretshme në acid nitrik të holluar. Përjashtim bën anioni sulfat (SO₄²⁻), i cili me nitratin e bariumit (Ba(NO₃)₂) formon precipitat vështirë të tretshëm të sulfatit të bariumit (BaSO₄), dhe me nitratin e argjendit (AgNO₃), formon precipitat të sulfatit të argjendit (Ag₂SO₄). Precipitati i Ag₂SO₄ formohet vetëm në rastin kur përqendrimi i joneve SO₄²⁻ në tretësirë është i lartë.

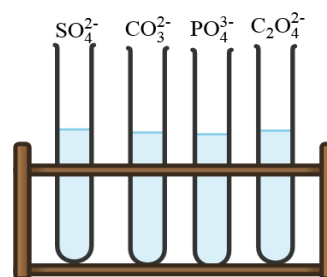


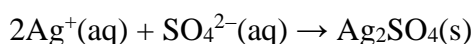
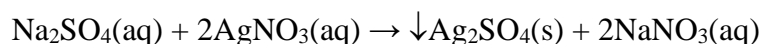
Figura 2.15 Anionet e grupit të dytë analitik

► Reaksionet e anionit sulfat, SO₄²⁻

Reaksionet karakteristike të anioneve sulfate (SO₄²⁻) kryhen me tretësirat ujore të sulfatit të natriumit (Na₂SO₄). Tretësirat ujore të anioneve sulfate janë të pangjyrë.

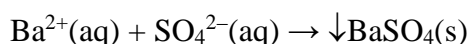
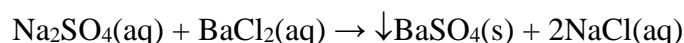
Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Anionet sulfate me AgNO₃ formojnë precipitat të bardhë të sulfatit të argjendit (Ag₂SO₄). Për të formuar precipitat, punoni me një zgjidhje provë me përqendrim të lartë.



Reaksioni me klorur bariumi, BaCl₂

Gjatë reaksionit të joneve sulfate me BaCl₂, formohet precipitat i bardhë i sulfatit të bariumit.



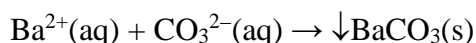
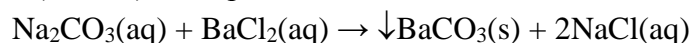
Precipitati nuk tretet në ujë, as në acide minerale. Për të tretur precipitatin, ai fillimisht shndërrohet në karbonat me ngrohje, me karbonat natriumi (Na_2CO_3). Pastaj karbonati i bariumit (BaCO_3), i cili është precipitat i bardhë, tretet në acid acetik. Ky reaksion kimik përdoret për të **identifikuar** anionet sulfate.

▶ Reaksionet e anionit karbonat, CO_3^{2-}

Reaksionet karakteristike të anioneve karbonate (CO_3^{2-}) kryhen me tretësirat ujore të karbonatit të natriumit (Na_2CO_3). Tretësirat ujore të anioneve karbonate janë të pangjyrë.

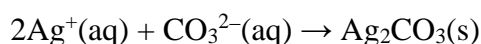
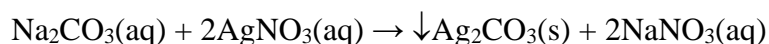
Reaksioni me klorur bariumi, BaCl_2

Gjatë reaksionit të joneve karbonat me BaCl_2 , formohet precipitat voluminoz i bardhë i karbonatit të bariumit (BaCO_3). Precipitati tretet në acide minerale dhe në acid acetik.



Reaksioni me nitrati argjendi, AgNO_3

Gjatë reaksionit të anioneve karbonate me AgNO_3 , formohet precipitat i bardhë i karbonatit të argjendit (Ag_2CO_3). Në qëndrim, precipitati merr ngjyrë të verdhë, sepse karbonati dekompozohet në oksid.

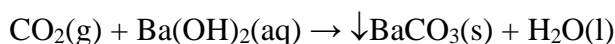


Reaksioni me acidet

Acidet më të forta se acidi karbonik e zhvendosin atë nga kripërat e tij. Prandaj, nëse HCl shtohet në tretësirë të karbonatit të natriumit (Na_2CO_3), do të formohet dioksidi i karbonit dhe uji.



Nëse gazi i çliruar futet në tretësirë të hidroksidit të bariumit ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) ose hidroksidit të kalciumit ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), tretësira bëhet e turbullt ndërsa formohen karbonatet përkatëse (CaCO_3 ose BaCO_3). Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** anionin karbonat.

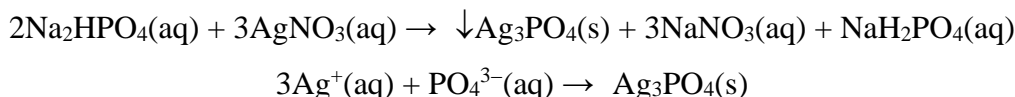


▶ Reaksionet e anionit fosfat, PO_4^{3-}

Reaksionet karakteristike të anioneve të fosfatit (PO_4^{3-}) kryhen me tretësirat ujore të hidrogjenfosfatit të natriumit (Na_2HPO_4). Tretësirat ujore të anionit fosfat janë të pangjyrë.

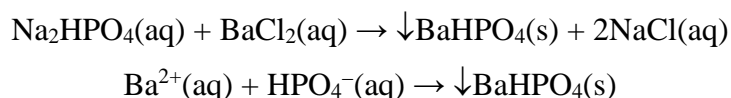
Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Anionet e fosfatit reagojnë me AgNO₃ për të formuar precipitat të verdhë të fosfatit të argjendit (Ag₃PO₄). Precipitati tretet në acid nitrik (HNO₃) dhe në hidroksid amoniumi (NH₄OH).



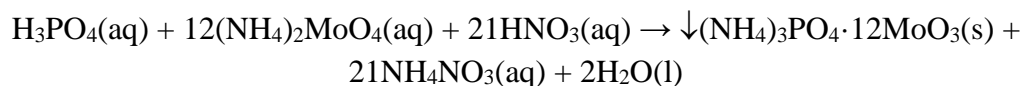
Reaksioni me klorur bariumi, BaCl₂

Gjatë reaksionit të anioneve të fosfatit me BaCl₂, formohet precipitat i bardhë i hidrogjenfosfatit të bariumit (BaHPO₄). Precipitati tretet në acide minerale dhe në acid acetik.



Reaksioni me molibdatin e amoniumit, (NH₄)₂MoO₄

Anionet fosfate me (NH₄)₂MoO₄ në prani të HNO₃ të koncentruar formojnë precipitat kristalor të verdhë të molibdatit të fosfatit të amonit ((NH₄)₃PO₄·12MoO₃).



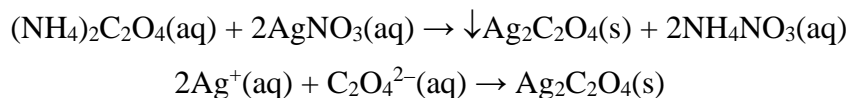
Ky reaksion përdoret për të **identifikuar** anionet fosfat.

Reaksionet e anionit oksalat, C₂O₄²⁻

Reaksionet karakteristike të anioneve oksalate (C₂O₄²⁻) kryhen me tretësirat ujore të oksalatit të amonit ((NH₄)₂C₂O₄). Tretësirat ujore të anioneve oksalate janë të pangjyrë.

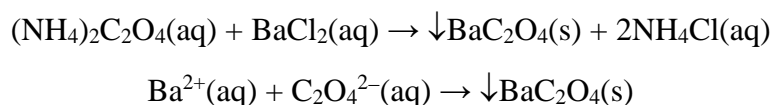
Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Jonet e oksalatit reagojnë me AgNO₃ për të formuar precipitat të bardhë të oksalatit të argjendit (Ag₂C₂O₄), i cili është i tretshëm në acid nitrik.



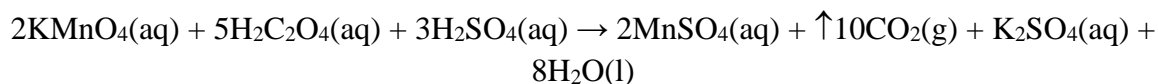
Reaksioni me klorur bariumi, BaCl₂

Gjatë reaksionit të joneve të oksalatit me BaCl₂, formohet precipitat i bardhë i oksalatit të bariumit (BaC₂O₄). Precipitati tretet në acid acetik gjatë ngrohjes.



Reaksioni me permanganat kaliumi, KMnO_4

Me KMnO_4 në një mjedis acid (H_2SO_4) anionet e oksalatit oksidohen në CO_2 , ndërsa tretësira e purpurt e KMnO_4 çngjyroset. Për të kryer këtë reaksion kimik kërkohet ngrohje e lehtë.



Reaksioni me KMnO_4 përdoret gjithashtu për të **identifikuar** anionet oksalate.



Reaksionet për analizën cilësore të anioneve nga grupi i dytë analitik (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_3^{3-} dhe $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën për analizën cilësore të anionit të klorurit (Cl^-) nga grupi i parë analitik.

2.3.4. Reaksionet e anioneve të grupit të tretë analitik

Grupi i tretë analitik përfshin anionet e mëposhtme:

- anion nitrati (NO_3^-);
- anion nitrit (NO_2^-);
- anion acetat (CH_3COO^-).

Anionet nga grupi i tretë nuk formojnë precipitate me nitratin e argjendit (AgNO_3) dhe me klorurin e bariumit (BaCl_2).

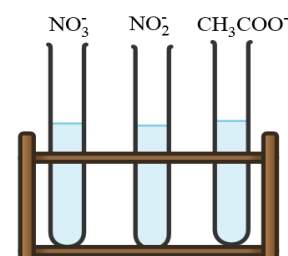


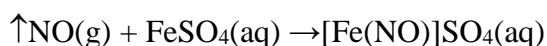
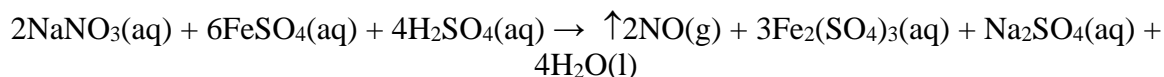
Figura 2.16 Anionet e grupit të tretë analitik

► Reaksionet e anionit nitrat, NO_3^-

Reaksionet që përfshijnë anionet e nitrateve (NO_3^-) kryhen në tretësirat ujore të nitratisë të kaliumit (KNO_3) ose nitratisë të natriumit (NaNO_3). Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

Reaksioni me sulfat hekuri(II), FeSO_4

Anionet e nitratisë gjatë një reaksioni me tretësirë të ngopur të FeSO_4 në prani të acidit sulfurik të koncentruar (H_2SO_4) reduktohen në monoksid azoti (NO). Oksidi nitrik lidhet me FeSO_4 dhe formon përbërjen mononitrosiliron (II) sulfatë ($[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$). Ky përbërës vërehet në epruvetën si një unazë me ngjyrë kafe.

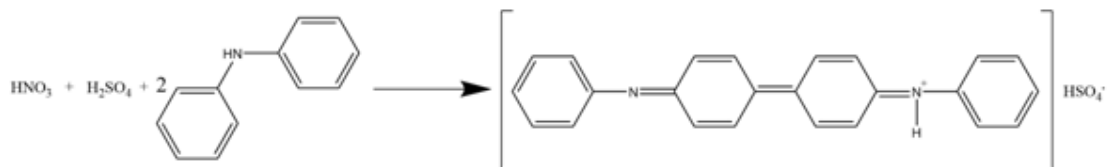


Ky reaksion përdoret për **identifikimin** e joneve NO_3^- .

Procedura: Disa pika H_2SO_4 të koncentruar i shtohen me kujdes dhe ngadalë 1 mL tretësirë të testuar (NaNO_3) përgjatë mureve të epruvetës. Pastaj shtohet gradualisht nga tretësira e ngopur e FeSO_4 . Kjo zgjidhje duhet të përgatitet menjëherë para përdorimit. Një unazë kafe prej $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ formohet në sipërfaqen kufitare ku zhvillohet reaksioni kimik.

Reaksioni me difenilaminë, C₆H₅ – NH – C₆H₅

Gjatë reaksionit të joneve të nitratit me difenilaminë, formohet përbërje komplekse me ngjyrë blu intensive. Ky reaksion kimik mund të përdoret për **identifikimin** e joneve të nitriteve, në rast se nuk ka jone të tjerë që japin të njëjtin produkt (nitritet, kromatet).

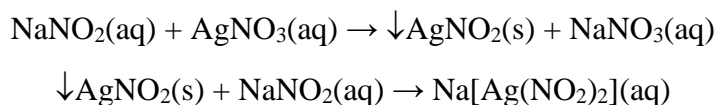


Reaksionet e anionit nitrit, NO²⁻

Reaksionet që përfshijnë anionet e nitritit (NO²⁻) kryhen në tretësirat ujore të nitritit të natriumit (NaNO₂). Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

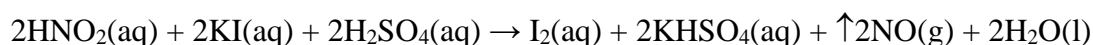
Reaksioni me nitrat argjendi, AgNO₃

Gjatë reaksionit të anioneve të nitriteve me AgNO₃, formohet precipitat i bardhë i nitritit të argjendit (AgNO₂). AgNO₂ shpërndahet në nitrite alkaline (NaNO₂), duke formuar përbërje komplekse natriumi dinitritoargentate.



Reaksioni me jodur kaliumi, KI

Anionet e nitriteve oksidojnë anionin jodid (I⁻) në jod elementar në prani të acidit sulfurik. Jodi elementar vërtetohet me tretësirë niseshteje. Me amilazën (një nga polimeret e niseshtës) jodi formon përbërje komplekse me ngjyrë blu të errët.

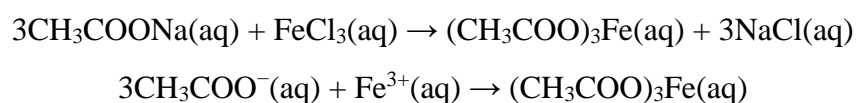


Reaksionet e anionit acetat, CH₃COO⁻

Reaksionet që përfshijnë anionet acetate (CH₃COO⁻) kryhen në tretësirat ujore të acetatit të natriumit (CH₃COONa). Tretësirat ujore të këtyre kripërave janë të pangjyrë.

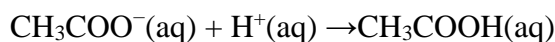
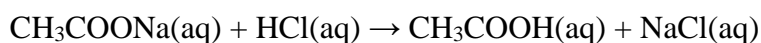
Reaksioni me klorur hekuri (III), FeCl₃

Gjatë reaksionit të anioneve acetate me FeCl₃, formohet tretësirë e kuqe e acetatit të hekurit (III) ((CH₃COO)₃Fe).

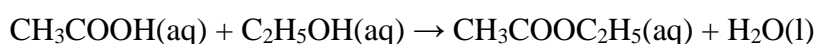
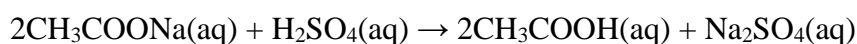


Reaksioni me acide të forta

Acidet e forta zhvendosin acidin acetik (CH_3COOH) nga kripërat e tij, gjë që mund të ndihet nga era karakteristike.

**Reaksioni me etanol (alkool)**

Gjatë reaksionit kimik të joneve të acetatit me etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) në prani të acidit sulfurik të koncentruar, formohet ester (acetat etilik), një përbërje organike me erë të këndshme.



Procedura: Vendosni rreth 2 mL etanol në provëz dhe shtoni 2 mL acid acetik. Pastaj gradualisht shtohet acidi sulfurik i koncentruar. Provëza nxehet deri në valë dhe më pas përmbajtja e saj hidhet në një gotë me ujë të ftohtë. Nëse ka acid acetik, do të ndihet një erë e këndshme e acetatit të etilit.



Reaksionet për analizën cilësore të anioneve nga grupi i tretë analitik (NO_3^- , NO_2^- dhe CH_3COO^-) kryhen në mënyrë të ngjashme siç shpjegohet në procedurën për analizën cilësore të anionit të klorurit (Cl^-) nga e para. grup analitik.

2.4.**Ndotja e mjedisit dhe aplikimet e joneve dhe komponimeve të tyre**

Kationet dhe anionet luajnë një rol shumë të rëndësishëm në jetën e njeriut sepse nga njëra anë janë të nevojshme për funksionimin e duhur të organizmit të njeriut dhe nga ana tjetër gjenden në një përqindje të madhe në mjedis, disa prej tyre. si lëndë minerale të nevojshme për rritjen dhe zhvillimin e bimëve dhe të tjera si ndotës të tokës dhe të ujit që ndikojnë negativisht në botën e gjallë. Për të ruajtur ekuilibrin midis efekteve të dobishme dhe pasojave negative të joneve, duhet të njihen vetitë e tyre dhe vetitë e përbërjeve të tyre.

Disa jone janë shumë të rëndësishëm për funksionimin e duhur të trupit të njeriut. Për shembull, jonet e natriumit (Na^+) dhe kaliumit (K^+), të cilët klasifikohen në grupin e gjashtë të kationeve, janë të nevojshëm për të rregulluar sasinë e lëngjeve të trupit. Këto katione janë të pranishme në lloje të ndryshme të frutave dhe perimeve. Kationet e kalciumit (Ca^{2+}) dhe të magnezit (Mg^{2+}) përfshihen në përbërjen e kockave dhe dhëmbëve, por janë gjithashtu të rëndësishëm për proceset e transmetimit të sinjalit nervor, tkurrjen e muskujve etj. Kationet e disa metaleve janë të pranishme në sasi shumë të vogla në trupin e njeriut, por ato kanë një rol të rëndësishëm për funksionimin e duhur të tij. Ky grup përfshin kationet e hekurit (II) (Fe^{2+}), kromit (II) (Cr^{2+}), bakrit (II) (Cu^{2+}) dhe zinkut (Zn^{2+}).

Kationet e shumë metaleve, sidomos nëse përqendrimi i tyre është i lartë, kanë edhe efekte negative në organizmin e njeriut sepse prania e tyre në mjedis rrit rrezikun e sëmundjeve të ndryshme. Ndikimi i kationeve të metaleve të rënda është veçanërisht i dëmshëm. Metalet që kanë një dendësi më të madhe se 4 g/cm^3 dhe një masë atomike më të madhe se 20 konsiderohen metale të rënda. Kationet e metaleve të rënda janë toksike edhe në përqendrime të ulëta. Ato grumbullohen në mëlçi, veshka, zemër dhe tru, duke dëmtuar funksionin e tyre. Në grupin e metaleve të rënda të karakterizuara nga një shkallë e lartë toksiciteti bëjnë pjesë bakri (Cu^{2+}), kadmiumi (Cd^{2+}), merkur (Hg^{2+}), plumbi (Pb^{2+}), kromi (Cr^{3+}), nikel (Ni^{2+}), arseniku (As^{3+}) dhe zink (Zn^{2+}). Burimi kryesor i ndotjes së mjedisit me kationet e metaleve të rënda janë proceset industriale. Sot, përqendrimi i lartë i metaleve të rënda në lumenj, liqene dhe dete është problem serioz për të cilin po bëhen përpjekje të shumta për ta tejkaluar. Në disa zona, metalet e rënda janë gjithashtu të pranishme në tokë dhe kanë ndikim të madh në rritjen dhe cilësinë e kulturave të kultivuara në atë tokë. Njerëzit thithin metale të rënda përmes ujit dhe përmes zinxhirit ushqimor. Problemi i ndotjes nga metalet e rënda është shumë serioz, jo vetëm sepse ato kanë efekt të dëmshëm për njerëzit, kafshët dhe bimët, por edhe sepse nuk dekompozohen dhe qëndrojnë në mjedis për një kohë të gjatë. Ndër kationet e metaleve të rënda mund të veçohen kationet e plumbit (Pb^{2+}), merkurit (Hg^{2+}) dhe kadmiumit (Cd^{2+}). Këto katione janë shumë toksike edhe kur janë të pranishme në përqendrime të vogla. Burimet kryesore të ndotjes së mjedisit me plumb (Pb^{2+}) janë disa procese industriale (prodhimi i baterive dhe akumulatorëve të plumbit, industria e qelqit dhe qeramikës, etj.), gypat e ujit të bërë nga lidhjet e plumbit, mbetjet e bojës etj. Prania e plumbit në trupin e njeriut shkakton dëmtim të funksionit të veshkave, qarkullimit të gjakut dhe sistemit nervor.

Merkuri gjendet në një numër të madh përbërjesh inorganike dhe organike. Disa prej tyre treten në ujë. Dy lloje të kripërave të merkurit gjenden në natyrë, mercuri (I) dhe merkur (II). Kripërat e merkurit (II) janë të tretshme në ujë dhe është shumë e lehtë të grumbullohen në ujë dhe tokë ku më pas reduktohen në merkur elementar. Organizmat e gjallë përmes ujit të pijshëm mund të vijnë lehtësisht në kontakt me merkurin e grumbulluar në ujë. Një nga problemet më serioze me të cilat ballafaqohet njeriu është ndotja e peshqve me merkur sepse nëpërmjet konsumimit të tyre futet dhe grumbullohet në organizmin e njeriut. Kadmiumi (Cd^{2+}) çlirohet në mjedis gjatë përdorimit të plehrave fosfatike, nga industria e prodhimit të baterive nikel-kadmium, djegia e mbetjeve plastike dhe mbetjeve që përmbajnë bateri me bazë kadmiumi, etj. Përqendrimi i lartë i kadmiumit në trupin e njeriut mund të shkaktojë dëmtim të funksionit të veshkave dhe ky metal konsiderohet gjithashtu kancerogjen dhe gjithnjë e më shumë shmanget përdorimi i kripërave të tij.

Prania e kationeve në mjedis shoqërohet me praninë e anioneve sepse ato së bashku me kationet hyjnë në përbërjen e kripërave. Anionet gjithashtu kanë ndikim në ndotjen e mjedisit dhe në cilësinë e jetës njerëzore. Kështu, për shembull, anionet e klorurit (Cl^-) kanë disa funksione të ndryshme, më të rëndësishmet prej të cilave janë neutralizimi i ngarkesës pozitive nga kationet dhe ruajtja e ekuilibrit acido-bazik.

Anionet e fosfatit përfshihen në përbërjen e eshtrave, por roli i tyre në proceset e marrjes së energjisë nga ushqimi nuk është më pak i rëndësishëm. Përveç këtyre anioneve, duhet të përmenden karbonatet (CO_3^{2-}), hidrogjen karbonatet (HCO_3^-), fluoridet (F^-), jodet (I^-) dhe të tjera, të cilat janë të nevojshme për funksionimin e mirë të organizmit të njeriut.

Disa elementë kimikë janë të nevojshëm për rritjen e bimëve. Në tokë, këto elemente gjenden në formën e kationeve dhe anioneve përmes të cilave bimët furnizohen me sasinë e nevojshme të një elementi të caktuar. Kështu, për shembull, azoti në tokë gjendet si jon amoniumi (NH_4^+) ose në formën e nitrateve (NO_3^-). Fosfori është në formën e fosfateve (PO_4^{3-}), hidrogjenfosfateve (HPO_4^{2-}) dhe dihidrogjenfosfateve (H_2PO_4^-). Për të rritur rendimentin e bimëve dhe për të shmangur grumbullimin e panevojshëm të joneve në tokë, është e nevojshme të dihet lloji dhe përqendrimi i joneve që nevojiten për një kulturë të caktuar bimore. Këto janë vetëm disa shembuj të shkëmbimit të joneve dhe përbërjeve të tyre, si dhe ndikimi i tyre në ndotjen e mjedisit.

PYETJE DHE DETYRA

- Në sa grupe dhe sipas çfarë kriteresh bëhet ndarja e anioneve?
- Në cilin grup analitik bëjnë pjesë anionet e mëposhtme: CO_3^{2-} , Cl^- , PO_4^{3-} , S^{2-} , NO_3^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, Br^- , CH_3COO^- , NO_2^- dhe CO_3^{2-} . Cili prej tyre formon precipiton me AgNO_3 ? Plotësoni tabelën:

Grupi	Anioni	Precipiton me AgNO_3
E para		
E dyta		
E treta		

- Plotësoni tabelën:

Reagent/precipitat	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}
AgNO_3				
Ngjyra e precipitatit				

- Gjatë reaksionit të anioneve S^{2-} me acetat të plumbit (II) fitohet precipitat i zi. Shkruani ekuacionin e reaksionit. A mund të shërbejë ky reaksion për të identifikuar jonet S^{2-} ?
- Cili është produkti i reaksionit të joneve Cl^- me acidin sulfurik? Shkruani ekuacionin.
- Çfarë është uji me klor? A është e mundur të reagojë I^- -jonet me ujin me klor? Shkruani ekuacionin.
- Plotësoni tabelën:

	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
AgNO_3				
ngjyra e sedimentit				
BaCl_2				
ngjyra e sedimentit				

- Shkruani ekuacionin për reaksionin e joneve NO_3^- me sulfat hekuri(II).
- Nitriti i argjendit është precipitat i bardhë që tretet në nitritet alkaline. Shkruani ekuacionet e formimit dhe disocimit së tij.
- Acetati i hekurit (III) është tretësirë e kuqe. Si përftohet dhe për të vërtetuar se cili anion përdoret?

PËRMBLEDHJE

Reagentët (reagentët e përgjithshëm) janë tretësira ujore të substancave që përdoren për të tretur substancat e ngurta, për të rregulluar aciditetin e mjedisit, për të larë sedimentet etj.

Reagentët e grupit janë tretësira të acideve, bazave ose kripërave me të cilat një grup i caktuar jonësh (katione dhe anione) formon përbërje të dobët të tretshme të quajtur precipitat (s, i ngurtë).

Reagentët identifikues (reagentët karakteristikë) janë reagentë që përdoren për identifikimin e kationeve dhe anioneve në tretësirën e provës.

Reagentët specifike janë reagentë që formojnë produkt me vetëm një kation.

Reaksionet e thata janë reaksione paraprake që vërtetojnë praninë e një kationi në tretësirën e testuar.

Reaksionet ujore janë reaksione kimike që ndodhin në tretësirat ujore.

Reaksionet e precipitimit janë reaksione ndaj formimit të një komponimi të pazgjydhshëm në ujë, i cili quhet precipitat (s, i ngurtë).

Reaksionet oksido-reduktuese ose reaksionet redoks janë reaksione kimike në të cilat shkëmbehen elektronet.

Komponimet komplekse janë kripëra komplekse të përbëra nga një grup i jashtëm (kation ose anion) dhe një jon kompleks që mund të jetë një kation kompleks ose një anion kompleks.

Reaksionet jonike janë reaksione ndërmjet joneve që zhvillohen në tretësirat ujore.

Kationet ndahen në gjashtë grupe analitike në varësi të tretshmërisë së klorureve, sulfideve dhe karbonateve të tyre në ujë.

Reagentët e grupit për grupet analitike të kationeve janë: HCl për grupin e parë analitik, H₂S për grupin e dytë analitik, NH₄OH për grupin e tretë analitik, (NH₄)₂S për grupin e katërt analitik, (NH₄)₂CO₃ për grupin e pestë analitik., për grupin e gjashtë analitik reagent asnjë grup.

Grupi i parë analitik përfshin kationet: Ag⁺, Pb²⁺, Hg₂²⁺.

Grupi i dytë analitik përfshin kationet: sulfobazat (Cu²⁺, Hg²⁺, Pb²⁺, Bi³⁺) dhe acidet sulfonike (Cd²⁺, As³⁺, Sb³⁺, Sn²⁺).

Grupi i tretë analitik përfshin kationet: Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺, Cr³⁺.

Grupi i katërt analitik përfshin kationet: Ni²⁺, Co²⁺, Zn²⁺, Mn²⁺.

Grupi i pestë analitik përfshin kationet: Ca²⁺, Ba²⁺, Sr²⁺.

Grupi i gjashtë analitik përfshin kationet: Na⁺, K⁺, Mg²⁺, NH₄⁺.

Anionet grupohen në tre grupe analitike në varësi të formimit të precipitateve me nitrat argjendi (AgNO₃) dhe klorur bariumi (BaCl₂) dhe tretshmërisë së precipitateve në ujë dhe acid nitrik.

Grupi i parë analitik përfshin anionet: Cl⁻, Br⁻, I⁻ dhe S²⁻.

Grupi i dytë analitik përfshin anionet: SO₄²⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻ dhe C₂O₄²⁻.

Grupi i tretë analitik përfshin anionet: NO₃⁻, NO₂⁻ dhe CH₃COO⁻.

Tretësirat

- Koncepti i zgjidhjeve
- Shprehja e përbërjes së tretësirave
- Tretësirat holluese dhe përzierëse

Tretësirat e elektrolitit

- Elektrolitet dhe shkalla e disocimit të elektrolitik
- Konstantet e disocimit të elektroliteve të dobëta
- Produkt jonik i ujit
- Treguesi i hidrogjenit
- Indikatorët
- Hidroliza e kripërave
- Puferët
- Produkti i tretshmërisë

Bazat e analizës sasiore

- Gravimetria – parimet themelore
- Vëllimetria – parimet dhe metodat
 - Metodat acido-bazike të analizës
 - Metodat e analizës oksido-reduktuese
 - Metodat vëllimore të reshjeve
 - Metodat kompleksometrike të precipituese
- Metodat instrumentale të analizës
 - Spektrofotometria
 - Kolorimetria
 - Fotometria e flakës
 - Polarimetria
 - Refraktometria
 - pH-metria

Shumë reaksione kimike ndodhin në tretësirë, tretësirat përdoren në procese të ndryshme dhe kanë një rëndësi të madhe në jetën e përditshme. Ajri që thithim, pijet që pimë, aliazhet, uji i detit, liqenet, çaji të cilit i shtojmë sheqer, lëngje trupore dhe shumë shembuj të tjerë janë zgjidhje. Çfarë janë tretësirat, si përgatiten, cilat jone janë të pranishme në to duke tretur përbërjet jonike, për aplikimin, përbërjen sasiore të tyre dhe për shumë koncepte të tjera që lidhen me tretësirat do të mësoni në këtë njësi modulare.

3. ANALIZA KIMIKE KUANTITATIVE

3.1. Tretësirat

3.1.1. Nocioni tretësire

Çdo përzierje përbëhet nga dy ose më shumë përbërës. Përbërja dhe vetitë e përzierjes mund të ndryshojnë dhe varen nga vetitë e përbërësve individualë, si dhe nga sasia e tyre në përzierje. Në varësi të faktit nëse sipërfaqet kufitare midis përbërësve të përzierjes janë të dukshme apo jo, përzierjet mund të jenë heterogjene dhe homogjene. Një përzierje homogjene është përzierje në të cilën nuk ka sipërfaqe kufitare midis përbërësve nga të cilat përbëhet, domethënë përzierja homogjene ekziston në një fazë. Tretësirat janë përzierje homogjene të përbëra nga grimca të tilla si atome, jone ose molekula të vogla. Grimcat në tretësirë janë shumë të vogla (më pak se 1 nm) dhe nuk mund të shihen as me mikroskop.

Tretësirat janë përzierje homogjene të përbëra nga një lëndë të tretur dhe një tretës.

Tretësi është përbërësi që është i pranishëm në një sasi më të madhe në tretësirë dhe nga i cili varet gjendja e tij agregate. Përbërësi që tretet në tretës quhet **lëndë e tretur**.

Për shembull, kur sheqeri (saharoza, $C_{12}H_{22}O_{11}$) tretet në ujë, fitohet një tretësirë në të cilën sheqeri është substancë e tretur, ndërsa uji është tretës. Tretësira është në gjendje agregate të lëngët ashtu si uji që është tretës. Një shembull tjetër i tretësirës është tretësira e përfuar nga tretja e pentahidratit të sulfatit të bakrit (II) (qimnon blu, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$) në ujë. Në këtë shembull, $CuSO_4$ është substanca e tretur. Një tretësirë e jodit është tretësirë e jodit (I_2) në alkool, ku jodi është substanca e tretur dhe alkooli është tretës.

Disa solucione janë të pangjyrë, të tilla si një tretësirë e sheqerit në ujë, dhe të tjera janë me ngjyrë. Për shembull, një zgjidhje e gurit të kaltër në ujë është blu, një tretësirë e klorurit të hekurit të hekurit (III) është e verdhë dhe një tretësirë e permanganatit të kaliumit është vjollcë.

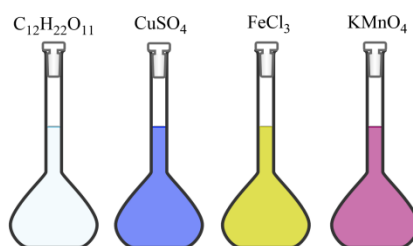


Figura 3.1 Shembuj të tretësirave të sheqerit, gurit të kaltër, klorurit të hekurit (III) dhe permanganatit të kaliumit



Disa karakteristika të tretësirave:

- tretësira është përzierje homogjene;
- tretësira është përzierje homogjene;
- grimcat e tretësirës nuk shihen me sy të lirë;
- tretësirat janë të qëndrueshme, pra lëndë e tretur nuk vendoset;
- përbërësit e tretësirës nuk mund të ndahen me filtrim.

Gjendja agregate e tretësirave

Zakonisht në çdo tretësirë tretësi është i pranishëm në sasi më të madhe. Prandaj, gjendja agregate e tretësirës varet nga gjendja agregate e tretësit.

Tretësirat mund të jenë në gjendje të gaztë, të lëngët dhe të ngurtë.

Tretësirat në gjendje agregati të lëngët janë tretësirat e substancave të ngurta, të lëngëta dhe të gazta në një tretës që është në gjendje agregate të lëngët. Kështu për shembull, kur shpërndahen substanca të ngurta si kloruri i natriumit (NaCl) në ujë, përftohet një tretësirë në të cilën substanca e tretur është NaCl, dhe tretës është uji. Tretësira është në gjendje agregati të lëngët, ashtu si tretësi. Tretësirat e substancave në ujë quhen **tretësirë ujore**. Po kështu, gjatë tretjes së gazrave në një tretës të lëngët, tretësira do të jetë në gjendje agregate të lëngët. Një tretësirë e oksigjenit në ujë është në gjendje agregate të lëngët, ashtu si tretësi. Në rastin kur dy përbërësit janë në gjendje agregate të lëngët para tretjes dhe përzihen në çfarëdo raporti, siç është shembulli me alkoolin dhe ujin, atëherë substanca që është e pranishme në një sasi më të madhe konsiderohet tretës.



Përcaktoni tretësin dhe lëndën e tretur në shembujt e mëposhtëm të tretësirave në gjendje të agregatit të lëngët:

- pije të gazuara
- 15 mL ujë dhe 51 mL etanol (C₂H₅OH)
- 9% NaCl në ujë (tretësirë fiziologjike)

Të gjithë gazrat janë të tretshëm në njëri-tjetrin, përzierjet e gazit janë në të vërtetë tretësira në të cilat substanca e tretur dhe tretësi janë gaze. Ato përfaqësojnë *tretësirat në gjendje të agregatit të gaztë*. Ajri, i cili përbëhet nga rreth 18 gazra të ndryshëm (azoti, oksigjeni, argoni, dioksidi i karbonit, uji, metani etj.) është shembull tipik i një tretësire në gjendje agregati të gaztë. Një shembull tjetër janë gazrat që përdoren për anestezi, raporti i tyre përshtatet me nevojat e pacientit



Ajri është përzierje e gazrave në të cilën mbizotëron oksigjeni (21%) dhe azoti (78%). Përcaktoni tretësin dhe lëndën e tretur në ajër.

Tretësirat në gjendje agregate të ngurtë mund të përftohen duke shkrirë substancat e ngurta dhe duke i përzier ato. Lidhjet që janë përzierje të elementeve të ndryshëm kimikë janë shembuj të tretësirave në gjendje të ngurtë agregate. Për shembull, çeliku është aliazh hekuri me një përqindje të vogël karboni. Në çelik, karboni është substanca e tretur dhe hekuri është tretës. Dyllët janë gjithashtu tretësira në gjendje të ngurtë agregate. Shumë bimë kanë një shtresë dylli në gjethet e tyre që parandalon avullimin e ujit që përmbajnë, duke i mbrojtur kështu nga dehidratimi.



Tunxh përbëhet nga 90% bakër dhe 10% zink, bronzi përbëhet nga 90% bakër dhe 10% kallaj. Përcaktoni tretësin dhe lëndën e tretur në këto lidhje.



Më të rëndësishmet dhe më të përdorurat janë tretësirat në gjendje agregate të lëngët. Ato përftohen duke tretur një numër të madh substancash me gjendje agregate të ndryshme në një tretës që është në gjendje agregate të lëngët.

▶ Tretësirat sipas sasisë së lëndës së tretur

Në varësi të sasisë së substancës së tretur, tretësira mund të jetë:

- tretësirë e ngopur;
- tretësirë e mbingopur;
- tretësirë e pangopur.

Një tretësirë që përmban sasinë maksimale të lëndës së tretur në një temperaturë dhe presion të caktuar quhet **tretësirë e ngopur**.

Nëse tretësirës së ngopur i shtohet më shumë lëndë e tretur, ajo nuk do të tretet, duke rezultuar në një tretësirë të mbingopur.

Një tretësirë që përmban një sasi më të madhe të lëndës së tretur se një tretësirë e ngopur quhet **tretësirë e mbingopur**.

Një tretësirë e mbingopur është e paqëndrueshme dhe substanca e tepërt e tretur mund të hiqet prej saj me precipitim dhe kristalizim. Në këtë mënyrë, tretësira e mbingopur kalon në një tretësirë të ngopur. Substanca e ngurtë e formuar gjatë reshjeve përbëhet nga grimca të vogla, ndërsa kristalet e formuara gjatë kristalizimit janë të mëdha dhe kanë formë të rregullt. Gjatë kristalizimit formohen **kripëra kristalore** ose **hidrate kristalore**, të cilat kanë një numër të caktuar molekulash uji në rrjetën e tyre kristalore. Shembuj të disa kripërave kristalore janë dihidrati sulfat kalciumi ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), pentahidrati sulfat i bakrit (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), dekahidrati karbonat natriumi ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), kromi(III)hidrati ($\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) (shumë) klorid kromi(III).

Një tretësirë që përmban një sasi më të vogël të lëndës së tretur se një tretësirë e ngopur quhet **tretësirë e pangopur**. Edhe substanca e tretur mund të shpërndalet në tretësirën e pangopur.

▶ Tretshmëria

Tretshmëria është vetia e substancave të ngurta, të lëngëta dhe të gazta për t'u tretur në një tretës në gjendje të ngurtë, të lëngët ose të agregatit të gaztë. Substanca të ndryshme kanë tretshmëri të ndryshme në një tretës të caktuar në të njëjtën temperaturë. Më të përdorurat janë tretësirat në të cilat tretësi është në gjendje agregate të lëngët dhe substanca e tretur është e ngurtë. Një shembull i tillë janë tretësirat e përbërjeve jonike në ujë.

Komponimet jonike janë, siç sugjeron emri i tyre, komponime në të cilat blloqet ndërtuese janë jonet (kationet dhe anionet). Jonet janë të rregulluar saktë në rrjetën kristalore të përbërjeve jonike, kështu që ato janë në gjendje të ngurtë agregate. Një shembull tipik i përbërjeve jonike janë pothuajse të gjitha kripërat.

Çka ndosh gjatë tretjes së komponimeve jonike në ujë?

Komponimet jonike treten në tretës polare, si uji. Kur një përbërje jonike tretet në ujë, molekulat e ujit tërheqin jonet. Nëse forca tërheqëse midis joneve dhe molekulave të ujit është mjaft e madhe për të thyer lidhjen jonike që mban jonet së bashku, atëherë përbërja jonike shpërndahet në ujë. Jonet largohen nga rrjeta kristalore dhe shpërndahen në të gjithë ujin. Fundi pozitiv i molekulës së ujit (hidrogjeni) tërheq jonet (anionet) të ngarkuar negativisht të përbërjes jonike, ndërsa fundi negativ i molekulës së ujit (oksigjeni) tërheq jonet pozitive (kationet). Secili prej joneve është i rrethuar nga molekula uji që zvogëlojnë forcën tërheqëse ndërmjet joneve. Procesi i tretjes së klorurit të natriumit (NaCl) në ujë është paraqitur në figurën 3.2. Jonet e natriumit dhe klorurit në tretësirë janë të rrethuar nga molekula uji që është tretësi. Jone të tillë quhen të hidratuar.

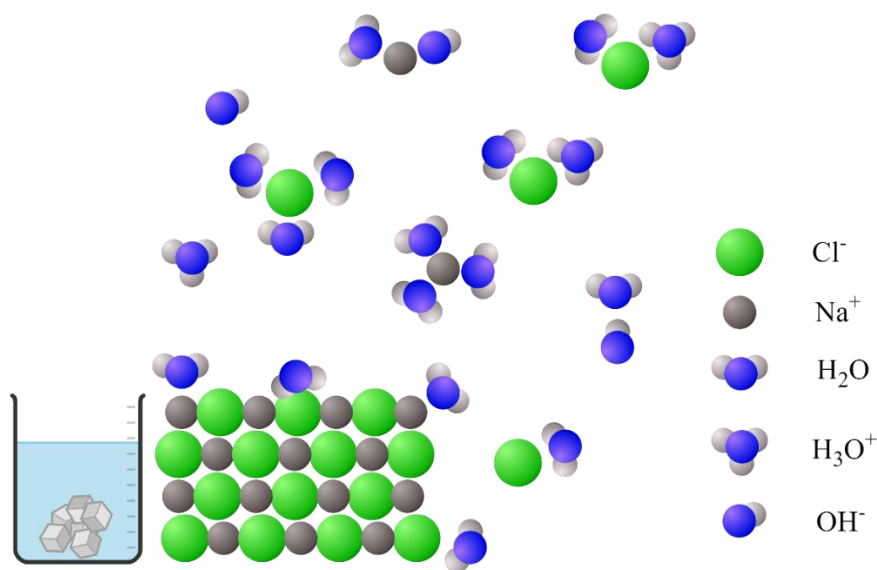


Figura 3.2 Shpërndarja e NaCl në ujë, struktura kristalore e NaCl dhe jonet e hidratuar ($\text{Na}^+(\text{aq})$ dhe $\text{Cl}^-(\text{aq})$)

Pra, **jonet e hidratuar** janë jonet që në tretësirë janë të rrethuar nga molekula uji që përdoret si tretës.

Nëse në vend të ujit përdoret një tretës tjetër, atëherë jonet që rrethohen nga molekulat e tretësit quhen **jone të tretur**.

Tretshmëria e substancave të ndryshme në një tretës të caktuar është e ndryshme në të njëjtën temperaturë. Në fakt, tretshmëria e përbërjeve jonike në ujë varet nga forca e lidhjeve që mbajnë jonin së bashku në krahasim me forcën dhe forcat e përfshira në molekulat e ujit dhe jonet e formuara. Komponimet, si NaCl, treten plotësisht quhen komponime pak të tretshme, ndërsa përbërja me tretshmëri të ulët, si sulfatet dhe plumbit (II) (PbSO_4), treten vetëm pjesërisht. Ato quhen komponime pak të tretshme. Diagramet e paraqitura tregojnë se tretshmëria është në fakt një masë dhe sasia e një përbërësi jonik në një tretës specifik.

Tretshmëria (*S*, *tretshmëria*) e një lëndë të caktuar është sasia maksimale e substancës që mund të tretet në një vëllim të caktuar tretësi, në një temperaturë të caktuar.

Tretshmëria zakonisht shprehet si gram lëndë të tretur në 100 mL ujë (ose 100 g ujë). Substanca të ndryshme kanë tretshmëri të ndryshme (Shtojca, tabela 3.2). Për shembull, tretshmëria e NaCl në ujë është 39,12 g/100 mL, ndërsa tretshmëria e klorurit të argjendit (AgCl) është 0,0021 g/100 mL. Nga shembulli është evidente se tretshmëria e NaCl është shumë më e lartë në krahasim me tretshmërinë e AgCl.

Në varësi të sasisë së substancës që është tretur në një tretës të caktuar, tretësit mund të jenë:

- holluar
- të koncentruara.

Tretësit e holluara janë tretësira që përmbajnë një sasi të vogël të lëndës së tretur.

Tretësit e koncentruara janë tretësit që përmbajnë një sasi të madhe të tretësirës.

Në tretësit e holluara, nuk është arritur sasia maksimale e lëndës së tretur që mund të tretet. Në tretësit e përqendruara, sasia maksimale e lëndës së tretur është e tretur.



Termet tretësirë e holluar dhe e koncentruar përdoren kryesisht për krahasim dhe nuk i referohen përqendrimit të lëndës së tretur në tretësirë.

Faktorët që ndikojnë në tretshmërinë

Tretshmëria e substancave, pavarësisht nga gjendja e tyre agregate, varet nga:

- natyrën e substancës që do të tretet;
- temperatura;
- presioni.

Një substancë e caktuar mund të tretet në një tretës të caktuar dhe nuk mund të tretet në një tjetër. Për shembull, gjalpi nuk mund të tretet në ujë, por mund të shpërndahet në vaj. Kjo është për shkak të lidhjeve ndërmolekulare që ekzistojnë midis tretësit dhe substancës së tretur. Tretshmëria, si dhe shpejtësia e procesit të disocimit, varen nga ndërveprimet e mëposhtme:

- substancë e tretur - tretës;
- substancë e tretur - substancë e tretur;
- tretës - tretës

Substancat që kanë lloje të ngjashme lidhjesh ndërmolekulare treten në njëra-tjetrën, *prandaj rregulli i tretshmërisë si tretet si*. Në fakt, substancat me polaritet të ngjashëm janë të tretshme në njëra-tjetrën. Për shembull, komponimet jonike dhe polare (përbërjet me lidhje polare) treten në tretës polare, ndërsa përbërjet jopolare (përbërjet me lidhje jopolare) treten në tretës jopolare. Për shembull, alkooli dhe uji, të cilat janë komponime polare, përzihen në çdo raport, sepse midis molekulave të tyre formohen lidhje hidrogjeni.

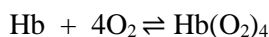
Uji është tretës universal, sepse për shkak të natyrës polare të molekulave të tij, ai ka aftësinë të shpërndajë një numër të madh substancash të ndryshme. Për shembull, përbërjet jonike (NaCl, KNO₃, CaCl₂, etj.) që përbëhen nga jone, si dhe përbërjet e përbëra nga molekula polare (NH₃, CH₃OH, etj.) treten mirë në ujë, ndërsa substancat që përbëhen nga jo - molekulat polare (C₆H₆, C₈H₁₈, etj.).

Në shumicën e rasteve, me rritjen e temperaturës, tretshmëria e substancave jonike rritet. Megjithatë, ka edhe substanca në të cilat tretshmëria zvogëlohet dhe në disa prej tyre nuk ndryshon ndjeshëm me rritjen e temperaturës.

Presioni në përgjithësi ndikon vetëm në tretshmërinë e gazeve, pasi ato kompresohen duke e rritur atë. Përkatësisht, me rritjen e presionit, një numër më i madh i molekulave nga gazit kalojnë në fazën e lëngshme, kështu që vëllimi i gazit zvogëlohet, gjegjësisht rritet tretshmëria e tij.



Kur gazit reagon me tretësin, tretshmëria e tij rritet. Për shembull, tretshmëria e oksigjenit në gjak është dukshëm më e lartë se në ujë. Arsyeja për këtë është se çdo molekulë e hemoglobinës (Hb) lidh katër molekula oksigjeni i cili transportohet në të gjitha qelizat dhe merr pjesë në metabolizëm.



Efektet termike gjatë disocimit

Procesi i tretjes së përbërjeve jonike në ujë shoqërohet shpesh me shkëmbim nxehtësie. Domethënë, gjatë tretjes së substancave, mund të lirohet nxehtësia dhe si rezultat, tretësira që rezultojnë mund të nxehet. Ka shembuj kur gjatë tretjes së një lënde të caktuar, tretësira e fituar ftohet. Në rastin kur temperatura e tretësit është e ndryshme nga temperatura e tretësirës që rezultojnë, procesi i tretjes shoqërohet me një efekt termik. Procesi i disocimit mund të jetë:

- ekzotermike;
- endotermike.

Procesi në të cilin nxehtësia lirohet nga tretësira në mjedis quhet **proces ekzotermik**. Procesi në të cilin një tretësirë thith nxehtësinë nga rrethina quhet **proces endotermik**.

Procesi i tretjes së komponimeve që nuk janë jonike mund të përcillet edhe me efekte termike. Për shembull, kur hollohet acidi sulfurik i koncentruar (H₂SO₄) me ujë, procesi është ekzotermik. Prandaj, kur hollohet një sasi më e madhe e H₂SO₄, tretësira duhet të ftohet.



Kur hollohet acidi sulfurik, procesi është ekzotermik. Meqenëse dendësia e H₂SO₄ është më e madhe se dendësia e ujit, duhet pasur kujdes gjatë hollimit të acidit në mënyrë që ai të mos spërkat nga tretësira. Prandaj, fillimisht hidhet uji në gotë dhe më pas acidi shtohet gradualisht përgjatë mureve të gotës dhe përzihet.

Nuk duhet shtuar ujë në H₂SO₄ të koncentruar.

3.1.2. Shprehja e përbërjes së tretësirave

Për të shprehur në mënyrë sasiore përbërjen e një tretësire, është e nevojshme të dihet sasia e substancës së tretur në një vëllim të caktuar të tretësit. Përbërja e tretësirave zakonisht shprehet përmes përmasave dhe përqendrimeve.

► Përmasat

Me ndihmën e formulave matematikore është e mundur të llogariten pjesëmarrjet (kryesisht sipas masës ose vëllimit) të përbërësve (tretës dhe tretës) në tretësirë. Pjesëmarrjet janë sasi pa dimension dhe shprehen si numra pa emër ose në përqindje (%). Në formula, substanca e tretur shënohet me B, ndërsa shkurtesa për shënimin e tretësirës është p-p.

Përmasat e masës

Për të llogaritur pjesëmarrjen e masës së substancës së tretur në tretësirë, është e nevojshme të dihet masa e saj, si dhe masa e tretësirës. Masa e tretësirës është shuma e masës së substancës së tretur dhe masës së tretësit.

$$w(\mathbf{B})_{\%} = \frac{m(\mathbf{B})}{m(\mathbf{p-p})} \cdot 100$$

$$m(\mathbf{p-p}) = m(\mathbf{B}) + m(\text{tretës})$$

$w(\mathbf{B})$ është përmasa e masës së tretësirës B, %

$m(\mathbf{B})$ është masa e lëndës së tretur

$m(\mathbf{p-p})$ është masa e tretësirës

E njëjta formulë zbatohet për të llogaritur edhe pjesëmarrjen e masës së tretësit. Në atë rast, në vend të $m(\mathbf{B})$, formula do të thotë $m(\text{tretës})$.

Përmasat e volumit

Pjesëmarrja vëllimore është raporti ndërmjet vëllimit të lëndës së tretur ($V(\mathbf{B})$) kur është në gjendje agregati të lëngët dhe vëllimit të tretësirës. Vëllimi i një tretësire është shuma e vëllimit të substancës së tretur dhe vëllimit të tretësit.

$$\varphi(\mathbf{B})_{\%} = \frac{V(\mathbf{B})}{V(\mathbf{p-p})} \cdot 100$$

$$V(\mathbf{p-p}) = V(\mathbf{B}) + V(\text{tretës})$$

$\varphi(\mathbf{B})$ është përmasa e substancës së tretur B, %

$V(\mathbf{B})$ është vëllimi i tretësirës B

$V(\mathbf{p-p})$ është vëllimi i tretësirës

E njëjta formulë mund të përdoret për të llogaritur pjesëmarrjen vëllimore të tretësit. Në atë rast $V(\mathbf{B})$ në formulë do të zëvendësohet me $V(\text{tretës})$.



Shuma e pjesëve të përbërësve në tretësirë (tretës dhe tretësirë) është afërsisht 100%.

Detyra 1 e zgjidhur.

Llogaritni pjesëmarrjen e masës të klorurit të natriumit (NaCl) dhe ujit në një tretësirë të përfuar duke tretur 10,5 g NaCl në 65,5 g ujë.

Zgjidhje::

E dhënë::

$$m(\text{NaCl}) = 10,5 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 65,5 \text{ g}$$

Kërkohet

$$w(\text{NaCl}) = ?$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Pjesëmarrja e masës e NaCl dhe H₂O llogaritet me formulën:

$$w(\text{B})_{\%} = \frac{m(\text{B})}{m(\text{p-p})} \cdot 100$$

Masa e tretësirës llogaritet si shuma e masës së NaCl dhe H₂O.

$$m(\text{p-p}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 10,5 \text{ g} + 65,5 \text{ g} = 76 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{10,5 \text{ g}}{76 \text{ g}} \cdot 100 \% = 13,81 \%$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{65,5 \text{ g}}{76 \text{ g}} \cdot 100 \% = 86,18 \%$$

$$\text{Kontrollim: } w(\text{NaCl}) + w(\text{H}_2\text{O}) = 13,81 \% + 86,18 \% = 99,99 \%$$

Detyra 2 e zgjidhur.

Llogaritni masën e hidroksidit të kaliumit (KOH) dhe ujit në 48 gram tretësirë në të cilën Pjesëmarrja e masës së KOH është 22%.

Zgjidhje

E dhënë::

$$m(\text{p-p}) = 48 \text{ g}$$

$$w(\text{KOH}) = 22 \%$$

Kërkohet

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

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

Masa e KOH mund të llogaritet nga formula e pjesëmarrjes së masës:

$$w(\text{KOH})_{\%} = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{p-p})} \cdot 100$$

nga ku:

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{p-p})$$

Përpara se të zëvendësohet vlera e pjesëmarrjes së masës në formulë, përqindja pjesëtohet me 100 për ta kthyer atë në një numër të paemërtuar.

$$w(\text{KOH}) = 22 \% : 100 = 0,22$$

$$m(\text{KOH}) = 0,22 \cdot 48 \text{ g} = 10,56 \text{ g}$$

Masa e H₂O llogaritet nga formula:

$$m(\text{p-p}) = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

nga ku:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-p}) - m(\text{KOH}) = 48 \text{ g} - 10,56 \text{ g} = 37,44 \text{ g}$$

Detyra 3 e zgjidhur.

Llogaritni pjesëmarrjen vëllimore të etanolit (C_2H_5OH) dhe ujit, nëse vëllimi i ujit në një tretësirë 230cm^3 është 180cm^3 .

Zgjidhje:

E dhënë::

$$V(H_2O) = 180\text{cm}^3$$

$$V(p-p) = 230\text{cm}^3$$

Kërkohet

$$\varphi(H_2O) = ?$$

$$\varphi(C_2H_5OH) = ?$$

Pjesa e vëllimit të ujit llogaritet sipas formulës:

$$\varphi(B)\% = \frac{V(B)}{V(p-p)} \cdot 100$$

$$\varphi(H_2O) = \frac{V(H_2O)}{V(p-p)} \cdot 100\% = \frac{180\text{ cm}^3}{230\text{ cm}^3} \cdot 100\% = 78,26\%$$

Për të llogaritur pjesëmarrjen vëllimore të etanolit, vëllimi i etanolit duhet të përcaktohet paraprakisht, nga formula:

$$V(p-p) = V(C_2H_5OH) + V(H_2O)$$

nga ku:

$$V(C_2H_5OH) = V(p-p) - V(H_2O) = 230\text{ cm}^3 - 180\text{ cm}^3 = 50\text{ cm}^3$$

Pjesëmarrja vëllimore e etanolit do të jetë:

$$\varphi(C_2H_5OH) = \frac{V(C_2H_5OH)}{V(p-p)} \cdot 100\% = \frac{50\text{ cm}^3}{230\text{ cm}^3} \cdot 100\% = 21,74\%$$

Kontrolli: $w(C_2H_5OH) + w(H_2O) = 21,74\% + 78,26\% = 100\%$



Nëse dihet pjesëmarrja vëllimore e ujit, a mund të llogaritet ndryshe pjesëmarrja vëllimore e etanolit? Çfarë mendoni ju?

► Përqendrimet

Përbërja sasiore e tretësirave zakonisht shprehet përmes përqendrimit të substancës së tretur (B) në tretësirë (p-p). Përqendrimi llogaritet nga sasia ose masa e substancës së tretur në një vëllim të caktuar tretësirë. Prandaj, më së shpeshti përdoret përqendrimi sasi (molar) dhe ai masiv.

Përqendrimi sasi (molar).

Përqendrimi sasi ose molar (c) është raporti ndërmjet sasisë së substancës së tretur (n, mol) dhe vëllimit të tretësirës.

$$c(B) = \frac{n(B)}{V(p-p)}$$

$c(B)$ është përqendrimi molar (molar) i substancës së tretur B

$n(B)$ është sasi e substancës

$V(p-p)$ është vëllimi i tretësirës

Njësia në të cilën zakonisht shprehet përqendrimi sasior është mol/dm³ (mol/L).

Përqendrimi i masës

Përqendrimi në masë (γ) është raporti ndërmjet masës së substancës së tretur (m , g) dhe vëllimit të tretësirës.

$$\gamma(\mathbf{B}) = \frac{m(\mathbf{B})}{V(\mathbf{p-p})}$$

$\gamma(\mathbf{B})$ është përqendrimi në masë i substancës së tretur B

$m(\mathbf{B})$ është masa e substancës

$V(\mathbf{p-p})$ është vëllimi i tretësirës

Njësia në të cilën zakonisht shprehet përqendrimi i masës është g/dm³ (g/L).



Për tretësirat shumë të holluara, përdoren të njëjtat sasi (masa, sasia, vëllimi), por ato shprehen si pjesë për milion (ppm, pjesë për milion) ose pjesë për miliard (ppb, pjesë për miliard). ppm përfaqëson përqendrimin në masë (ppm), pra masën e substancës së tretur (mg) në 1 L (dm³) tretësirë. ppb mund të jetë një raport mase ose vëllimi, ose një përqendrim në masë (tretësirë), domethënë masë e substancës së tretur (g) në 1 dm³ të një tretësire me densitet 1,00 g/cm³.

$$\gamma(\mathbf{B}) = \frac{m(\mathbf{B})}{V(\mathbf{p-p})} \quad \text{ppm} = \frac{\text{mg}}{\text{L}} \quad \text{ppb} = \frac{\mu\text{g}}{\text{L}}$$

Marrëdhënia midis përqendrimit të sasisë dhe masës

Marrëdhënia midis sasisë dhe përqendrimit në masë të substancës së tretur në tretësirë jepet me formulën:

$$c(\mathbf{B}) = \frac{\gamma(\mathbf{B})}{M(\mathbf{B})}$$

$c(\mathbf{B})$ është përqendrimi sasior i substancës së tretur B

$\gamma(\mathbf{B})$ është përqendrimi në masë i lëndës së tretur B

$M(\mathbf{B})$ është masa molare e tretësirës B

Marrëdhënia ndërmjet përqendrimit të masës dhe pjesëmarrja mesatare

Përqendrimi në masë në rastin kur dihet pjesëmarrja mesatare e substancës së tretur dhe dendësia e tretësirës, mund të llogaritet sipas formulës:

$$\gamma(\mathbf{B}) = w(\mathbf{B}) \cdot \rho(\mathbf{p-p})$$

$\gamma(\mathbf{B})$ është përqendrimi në masë i lëndës së tretur

$w(\mathbf{B})$ është pjesëmarrja masës së e tretësirës B

$\rho(\mathbf{p-p})$ është dendësia e tretësirës



Nuk është e saktë të thuhet përqendrimi i një tretësire. Përqendrimi është i substancës së tretur në tretësirë.

Dendësia e tretësirës

Dendësia e tretësirës llogaritet nga masa (m , g) dhe vëllimi ($V(\mathbf{p-p})$, cm³(mL)) të tretësirës, sipas formulës:

$$\rho(p-p) = \frac{m(p-p)}{V(p-p)}$$

$\rho(p-p)$ është dendësia e tretësirës

$m(p-p)$ është masa e tretësirës

$V(p-p)$ është vëllimi i tretësirës

Njësia në të cilën shprehet dendësia është zakonisht g/cm^3 (g/mL). Dendësia e tretësirave ujore të holluara është $1,00 \text{ g/cm}^3$, që në fakt është dendësia e ujit (tretës).

Detyra 4 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin sasiore të nitratis të litiumit (LiNO_3) në 110 cm^3 tretësirë, i përfutur duke tretur $0,4 \text{ mol LiNO}_3$ në ujë.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$n(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol}$$

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3$$

Kërkohet:

$$c(\text{LiNO}_3) = ?$$

Përqendrimi sasiore i LiNO_3 llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{LiNO}_3) = \frac{n(\text{LiNO}_3)}{V(p-p)}$$

Vëllimi i tretësirës duhet të shndërrohet nga cm^3 në dm^3 , sepse përqendrimi vëllimor zakonisht shprehet në mol/dm^3 .

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,11 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{LiNO}_3) = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,11 \text{ dm}^3} = 3,64 \text{ mol/dm}^3$$

Detyra 5 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin në masë të nitratis të litiumit (LiNO_3) nga detyra 4.

Zgjidhje:

E dhënë::

$$n(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol}$$

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3$$

Kërkohet:

$$\gamma(\text{LiNO}_3) = ?$$

Përqendrimi në masë i LiNO_3 llogaritet sipas formulës:

$$\gamma(\text{LiNO}_3) = \frac{m(\text{LiNO}_3)}{V(p-p)}$$

Masa e LiNO_3 , kur sasia dihet, llogaritet me formulën që lidh masën (m) dhe sasinë e substancës (n):

$$n(\text{LiNO}_3) = \frac{m(\text{LiNO}_3)}{M(\text{LiNO}_3)}$$

nga ku:

$$m(\text{LiNO}_3) = n(\text{LiNO}_3) \cdot M(\text{LiNO}_3)$$



Masa molare (M) numerikisht është e barabartë me masën molekulare relative (M_r) e cila llogaritet nga vlerat për masat atomike relative (A_r) të elementeve të dhëna në tabelën periodike të elementeve.

$$A_r(\text{Li}) = 6,94; A_r(\text{N}) = 14; A_r(\text{O}) = 16;$$

$$M_r(\text{LiNO}_3) = A_r(\text{Li}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 6,94 + 14 + 3 \cdot 16 = 68,94$$

$$M(\text{LiNO}_3) = 68,94 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{LiNO}_3) = n(\text{LiNO}_3) \cdot M(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol} \cdot 68,94 \text{ g/mol} = 27,576 \text{ g}$$

Përqendrimi në masë i LiNO_3 do të jetë

$$\chi(\text{LiNO}_3) = \frac{27,576 \text{ g}}{0,11 \text{ dm}^3} = 250,69 \text{ g/dm}^3$$

Detyra 6 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin e masës dhe të vëllimit të acidit acetik (CH_3COOH) në një tretësirë me densitet $1,02 \text{ g/cm}^3$, në të cilin pjesa në masë e CH_3COOH është $12,06 \%$.

Zgjidhje:

E dhënë::

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12,06 \%$$

$$\rho(\text{p-p}) = 1,02 \text{ g/cm}^3$$

Kërkohet

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

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

Pjesëmarrja e masës pjesëtohet me 100 për të kthyer në një numër të paemërtuar, ndërsa dendësia për të kthyer nga g/cm^3 në g/dm^3 shumëzohet me 1000. Ky shndërrim bëhet sepse përqendrimi i masës zakonisht shprehet në g/dm^3 .

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12,06 \% : 100 = 0,1206$$

$$\rho(\text{p-p}) = 1,02 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 = 1020 \text{ g/dm}^3$$

Përqendrimi i masës i CH_3COOH llogaritet sipas formulës:

$$\chi(\text{CH}_3\text{COOH}) = w(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot \rho(\text{p-p})$$

$$\chi(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1206 \cdot 1020 \text{ g/dm}^3 = 123,01 \text{ g/dm}^3$$

Përqendrimi sasi i CH_3COOH llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\chi(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\chi(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{123,01 \text{ g/dm}^3}{60 \text{ g/mol}} = 2,05 \text{ mol/dm}^3$$

Për të përgatitur një tretësirë me një përqendrim të njohur të substancës së tretur, është e nevojshme të shpërndahet një sasi e caktuar e substancës duke shtuar një tretës në një vëllim të caktuar. Nëse substanca që do të tretet është në gjendje të ngurtë agregate, masa që do të matet duhet të llogaritet.



Procesi i përgatitjes së tretësirës mund të kryhet në hapat e mëposhtëm:

1. Llogaritja e masës së substancës që do të matet;
2. Përgatitja e enëve të nevojshme;
3. Përgatitja e tretësirës.

Detyra 7 e zgjidhur.

Sa gram nitrat amoniumi (NH_4NO_3) nevojiten për të përgatitur 100 cm^3 tretësirë me përqendrim NH_4NO_3 $0,35 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje::

E dhënë::

$$c(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,35 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 100 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,1 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = ?$$

Nga formula e përqendrimit sasior llogaritet sasia e NH_4NO_3 .

$$c(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{n(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{V(\text{p-p})}$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = c(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot V(\text{p-p}) = 0,35 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,0135 \text{ mol}$$

Masa e NH_4NO_3 llogaritet me formulën:

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{M(\text{NH}_4\text{NO}_3)}$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,0135 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g/mol} = 1,08 \text{ g}$$



Duhet pasur kujdes gjatë përgatitjes së tretësirës së kripës së kristalit (kristalhidratit). Për shembull, tretësira e përfuar gjatë tretjes së pentahidratit të sulfatit të bakrit (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) në ujë është në fakt një tretësirë e CuSO_4 . Prandaj, kur flasim për përqendrimin e një lënde të tretur nënkuptojmë CuSO_4 dhe për të përgatitur tretësirën duhet të llogarisim se sa gram $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ duhet të maten.

Detyra 8 e zgjidhur.

Sa gram pentahidrat sulfat bakri (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) duhet të peshohen në përgatit një tretësirë me vëllim 500 cm^3 , në të cilën përqendrimi i CuSO_4 do të jetë $0,082 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{CuSO}_4) = 0,082 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 500 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,5 \text{ dm}^3$$

Kërkohet

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Nga formula e përqendrimit sasior llogaritet sasia e CuSO_4 .

$$c(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{CuSO}_4)}{V(\text{p-p})}$$

nga ku:

$$n(\text{CuSO}_4) = c(\text{CuSO}_4) \cdot V(\text{p-p}) = 0,082 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 = 0,041$$

mol Masa e CuSO_4 llogaritet nga formula e sasisë së substancës:

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,041 \text{ mol} \cdot 159,6 \text{ g/mol} = 6,54 \text{ g}$$

Meqenëse sasi të e CuSO_4 dhe $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ janë të barabarta:

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

rrjedh se:

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)}$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,54 \text{ g} \cdot 249,6 \text{ g/mol}}{159,6 \text{ g/mol}} = 10,23 \text{ g}$$



Kur përgatitet një tretësirë duke tretur një substancë të ngurtë, masa matet afërsisht në një bilanc analitik, sipas vlerës së llogaritur. Prandaj, përqendrimi i saktë i substancës së tretur në tretësirë duhet të llogaritet duke marrë parasysh masën e matur.

3.1.3. Hollimi dhe përzierja e tretësirave

Hollimi i tretësirave

Reagentët në laboratorë janë shpesh solucione të përqendruara që duhet të hollohen, pra të përgatiten tretësira me përqendrim më të ulët. Gjatë hollimit të tretësirës shtohet një vëllim i caktuar i tretësit, i cili zvogëlon përqendrimin e substancës së tretur në tretësirë, sepse vëllimi i saj rritet. Sasia e lëndës së tretur nuk ndryshon gjatë hollimit të tretësirës.

$$n_1(\mathbf{B}) = n_2(\mathbf{B})$$

$n_1(\mathbf{B})$ sasia e lëndës së tretur para hollimit

$n_1(\mathbf{B})$ sasia e lëndës së tretur pas hollimit

Sasia e një substance mund të shprehet përmes përqendrimit sasiore:

$$n(\mathbf{B}) = c(\mathbf{B}) \cdot V(\text{p-p})$$

Nga kombinimi i dy formulave të fundit rezulton:

$$c_1(\mathbf{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\mathbf{B}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

$c_1(\mathbf{B})$ është përqendrimi sasiore i lëndës së tretur përpara hollimit

$c_2(\mathbf{B})$ është përqendrimi sasiore i lëndës së tretur pas hollimit

$V_1(\text{p-p})$ është vëllimi i tretësirës para hollimit

$V_2(\text{p-p})$ është vëllimi i tretësirës pas hollimit

Ashtu si sasia, masa e substancës së tretur nuk ndryshon kur tretësira hollohet.

$$m_1(\mathbf{B}) = m_2(\mathbf{B})$$

$m_1(\mathbf{B})$ është masa e lëndës së tretur para hollimit

$m_2(\mathbf{B})$ është masa e lëndës së tretur pas hollimit

Masa e substancës së tretur mund të shprehet përmes përqendrimit në masë:

$$m(\mathbf{B}) = \gamma(\mathbf{B}) \cdot V(\mathbf{p-p})$$

Nga kombinimi i dy formulave të fundit rezulton:

$$\gamma_1(\mathbf{B}) \cdot V_1(\mathbf{p-p}) = \gamma_2(\mathbf{B}) \cdot V_2(\mathbf{p-p})$$

$\gamma_1(\mathbf{B})$ është përqendrimi në masë i lëndës së tretur përpara hollimit

$\gamma_2(\mathbf{B})$ është përqendrimi në masë i lëndës së tretur pas hollimit

$V_1(\mathbf{p-p})$ është vëllimi i tretësirës para hollimit

$V_2(\mathbf{p-p})$ është vëllimi i tretësirës pas hollimit

Nëse masa e substancës së tretur shprehet me formulën e pjesës së masës:

$$m(\mathbf{B}) = w(\mathbf{B}) \cdot m(\mathbf{p-p})$$

ekuacioni për hollimin e tretësirave merr formën e mëposhtme:

$$w_1(\mathbf{B}) \cdot m_1(\mathbf{p-p}) = w_2(\mathbf{B}) \cdot m_2(\mathbf{p-p})$$

$w_1(\mathbf{B})$ është pjesëmarrja mesatare e lëndës së tretur përpara hollimit

$w_2(\mathbf{B})$ është pjesëmarrja mesatare e lëndës së tretur pas hollimit

$m_1(\mathbf{p-p})$ është masa e tretësirës para hollimit

$m_2(\mathbf{p-p})$ është masa e tretësirës pas hollimit



Duke aplikuar formulat për hollimin e tretësirave është e mundur të llogaritet:

- përqendrimi i substancës para dhe pas hollimit të tretësirës;
- vëllimi i tretësirës para dhe pas hollimit të tij;
- vëllimi i tretësit të shtuar për të holluar tretësirën;
- pjesa masive e substancës para dhe pas hollimit të tretësirës;
- masën e tretësirës para dhe pas hollimit të tij;
- masë e tretësit e shtuar për të holluar tretësirën.

Detyra 9 e zgjidhur.

Çfarë vëllimi (cm^3) uji duhet shtuar në 120 cm^3 tretësirë të klorurit të bariumit (BaCl_2) me përqendrim 40 g/dm^3 për të prodhuar një tretësirë të BaCl_2 me përqendrim 12 g/dm^3 ?

Zgjidhje:

E dhënë:

$$\gamma_1(\text{BaCl}_2) = 40 \text{ g/dm}^3$$

$$V_1(\mathbf{p-p}) = 120 \text{ cm}^3$$

$$\gamma_2(\text{BaCl}_2) = 12 \text{ g/dm}^3$$

Kërkohet:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Vëllimi i ujit mund të llogaritet sipas formulës:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2(\mathbf{p-p}) - V_1(\mathbf{p-p})$$

Për të llogaritur vëllimin e tretësirës pas hollimit ($V_2(p-p)$) përdoret formula e hollimit të tretësirës e shumëzuar me përqendrimin në masë, pasi është dhënë përqendrimi në masë i BaCl_2 :

$$\gamma_1(\text{BaCl}_2) \cdot V_1(p-p) = \gamma_2(\text{BaCl}_2) \cdot V_2(p-p)$$

nga ku $V_2(p-p)$ do të jetë:

$$V_2(p-p) = \frac{\gamma_1(\text{BaCl}_2) \cdot V_1(p-p)}{\gamma_2(\text{BaCl}_2)}$$

$$V_2(p-p) = \frac{40 \text{ g/dm}^3 \cdot 120 \text{ cm}^3}{12 \text{ g/dm}^3} = 400 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ cm}^3 - 120 \text{ cm}^3 = 280 \text{ cm}^3$$

Detyra e 10 e zgjidhur.

Duke holluar një tretësirë 18% të acidit klorhidrik (HClO_3), përftohet një tretësirë në të cilën pjesëmarrja mesatare e HClO_3 është 8.5%. Për të llogaritur masën e tretësirës më parë hollimi, nëse masa e tretësirës pas hollimit është 18 g? Sa cm^3 ujë duhet shtuar tretësirës?

Zgjidhje:

E dhënë:

$$w_1(\text{HClO}_3) = 18 \% : 100 = 0,18$$

$$w_2(\text{HClO}_3) = 8,5 \% : 100 = 0,085$$

$$m_2(p-p) = 18 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$m_1(p-p) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Meqenëse është dhënë pjesëmarrja mesatare e HClO_3 , formula e mëposhtme përdoret për të llogaritur masën e tretësirës para hollimit:

$$w_1(\text{HClO}_3) \cdot m_1(p-p) = w_2(\text{HClO}_3) \cdot m_2(p-p)$$

nga ku do të jetë $m_1(p-p)$:

$$m_1(p-p) = \frac{w_2(\text{HClO}_3) \cdot m_2(p-p)}{w_1(\text{HClO}_3)}$$

$$m_1(p-p) = \frac{0,085 \cdot 18 \text{ g}}{0,18} = 8,5 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2(p-p) - m_1(p-p) = 18 \text{ g} - 8,5 \text{ g} = 9,5 \text{ g}$$

Dendësia e ujit është 1 g/cm^3 . Nga formula e densitetit të ujit:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

për vëllimin e H_2O marrim:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{9,5 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 9,5 \text{ cm}^3$$



Dendësia e H_2O është 1 g/cm^3 . Prandaj, vëllimi i ujit është numerikisht i barabartë me masën.

Detyra 11 e zgjidhur.

Nëse në laborator ka KMnO_4 me përqendrim $0,5 \text{ mol/dm}^3$, llogaritet vëllimi i tretësirës KMnO_4 që duhet marrë për të përgatitur 50 cm^3 tretësirë të KMnO_4 me përqendrim $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c_1(\text{KMnO}_4) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{p-p}) = ?$$

Kërkohet:

$$c_2(\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(\text{p-p}) = 50 \text{ cm}^3$$

Vëllimi që do të merret KMnO_4 për përgatitjen e tretësirës mund të llogaritet sipas formulës për hollimin e tretësirave, e shprehur në përqendrim vëllimor:

$$c_1(\text{KMnO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{KMnO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})$$

nga ku:

$$V_1(\text{p-p}) = \frac{c_2(\text{KMnO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})}{c_1(\text{KMnO}_4)} = \frac{0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 50 \text{ cm}^3}{0,5 \text{ mol/dm}^3} = 5 \text{ cm}^3$$

► Përzierja e tretësirave

Kur përzihen dy ose më shumë tretësira me përqendrime të ndryshme, nga dy tretësirat fillestare fitohet një tretësirë me përbërje të ndryshme. Sasia e substancës në tretësirën që rezulton pas përzierjes do të jetë shuma e sasive të lëndës së tretur në tretësirat fillestare.

$$n_1(\mathbf{B}) + n_2(\mathbf{B}) = n_3(\mathbf{B})$$

Përqendrimi sasiore i substancës së tretur në një tretësirë të marrë nga përzierja e dy tretësirave llogaritet sipas formulës:

$$c_1(\mathbf{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2(\mathbf{B}) \cdot V_2(\text{p-p}) = c_3(\mathbf{B}) \cdot V_3(\text{p-p})$$

$$V_3(\text{p-p}) = V_1(\text{p-p}) + V_2(\text{p-p})$$

$c_1(\mathbf{B})$ dhe $c_2(\mathbf{B})$ është përqendrimi sasiore i substancës përpara përzierjes së tretësirave

$c_3(\mathbf{B})$ është përqendrimi sasiore i substancës pas përzierjes së tretësirave

$V_1(\text{p-p})$ dhe $V_2(\text{p-p})$ janë vëllimet e tretësirave të përziera

$V_3(\text{p-p})$ është vëllimi i tretësirës që rezulton pas përzierjes së tretësirave

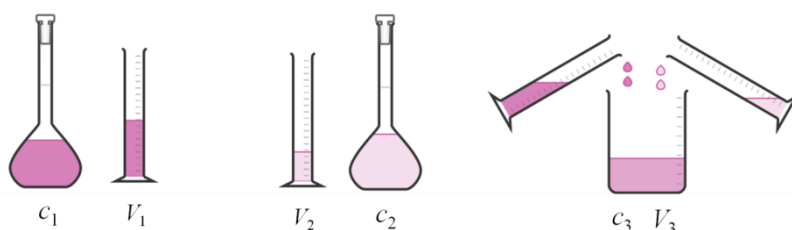


Figura 3.3 Përzierja e tretësirave

Masa totale e substancës së tretur në tretësirën e përfutur nga përzierja e dy tretësirave do të jetë shuma e masës së tretësirës së tretësirave fillestare.

$$m_1(\text{B}) + m_2(\text{B}) = m_3(\text{B})$$

Përqendrimi në masë i tretësirës së marrë nga përzierja e tretësirave llogaritet duke përdorur formulën:

$$\gamma_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) + \gamma_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{p-p}) = \gamma_3(\text{B}) \cdot V_3(\text{p-p})$$

$\gamma_1(\text{B})$ dhe $\gamma_2(\text{B})$ është përqendrimi në masë i substancës para përzierjes së tretësirave
 $\gamma_3(\text{B})$ është përqendrimi në masë i substancës pas përzierjes së tretësirave
 $V_1(\text{p-p})$ dhe $V_2(\text{p-p})$ janë vëllimet e tretësirave të përziera
 $V_3(\text{p-p})$ është vëllimi i tretësirës që rezulton pas përzierjes

Pjesëmarrja mesatare e tretësirës së përftuar nga përzierja e dy zgjidhjeve llogaritet duke përdorur formulën:

$$w_1(\text{B}) \cdot m_1(\text{p-p}) + w_2(\text{B}) \cdot m_2(\text{p-p}) = w_3(\text{B}) \cdot m_3(\text{p-p})$$

$$m_3(\text{p-p}) = m_1(\text{p-p}) + m_2(\text{p-p})$$

$w_1(\text{B})$ dhe $w_2(\text{B})$ është pjesëmarrja e masës së substancës para përzierjes së tretësirave
 $w_3(\text{B})$ pjesëmarrja e masës së substancës pas përzierjes së tretësirave
 $m_1(\text{p-p})$ dhe $m_2(\text{p-p})$ janë masat e tretësirave të përziera
 $m_3(\text{p-p})$ është masa e tretësirës që rezulton pas përzierjes



Tretësirat e substancave të ndryshme nuk mund të përzihen. Në një rast të tillë, pavarësisht nëse ndodh një reaksion kimik midis përbërësve të tretësirave fillestare apo jo, këto formula nuk mund të zbatohen.

Detyra e 12 e zgjidhur.

Të njehsohet përqendrimi i sulfatit të natriumit (Na_2SO_4) në 400 cm^3 tretësirë të përftuar nga përzierja e 180 cm^3 tretësirë të Na_2SO_4 me përqendrim $0,45 \text{ mol/dm}^3$ dhe tretësira e Na_2SO_4 me përqendrim $0,8 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,45 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{p-p}) = 180 \text{ cm}^3$$

$$c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,8 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_3(\text{p-p}) = 400 \text{ cm}^3$$

Kërkohet:

$$V_2(\text{p-p}) = ?$$

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

Për të llogaritur përqendrimin sasiore të Na_2SO_4 në tretësirën e përftuar nga përzierja e dy tretësirave, përdoret formula e mëposhtme:

$$c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_2(\text{p-p}) = c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_3(\text{p-p})$$

nga i cili $c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ shprehet:

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})}{V_3(\text{p-p})}$$

$V_2(\text{p-p})$ mund të llogaritet nga formula: $V_3(\text{p-p}) = V_1(\text{p-p}) + V_2(\text{p-p})$ $V_2(\text{p-p}) = V_3(\text{p-p}) - V_1(\text{p-p})$

$$V_2(p-p) = 400 \text{ cm}^3 - 180 \text{ cm}^3 = 220 \text{ cm}^3$$

Përqendrimi i Na_2SO_4 në tretësirën e përftuar nga përzierja e tretësirave do të jetë:

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{0,45 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,18 \text{ dm}^3 + 0,8 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,22 \text{ dm}^3}{0,4 \text{ dm}^3} = 0,64 \text{ mol/dm}^3$$

Detyra 13 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin e tretësirës që përftohet nga përzierja e tretësirave të $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, e para me përqendrim $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $0,7 \text{ mol/dm}^3$ dhe vëllim 10 cm^3 , e dyta me përqendrim $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ prej $0,25 \text{ mol/dm}^3$ dhe vëllimi 25 cm^3 .

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c_1(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,7 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(p-p) = 10 \text{ cm}^3$$

$$c_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,25 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(p-p) = 25 \text{ cm}^3$$

Kërkohet:

$$V_3(p-p) = ?$$

$$c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = ?$$

Për të llogaritur përqendrimin sasiore të $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ në tretësirën e përftuar nga përzierja e tretësirave, përdoret formula e mëposhtme:

$$c_1(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_1(p-p) + c_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_2(p-p) = c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_3(p-p)$$

nga ku shprehet $c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4)$:

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_1(p-p) + c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_2(p-p)}{V_3(p-p)}$$

$V_3(p-p)$ mund të llogaritet sipas formulës: $V_3(p-p) = V_1(p-p) + V_2(p-p)$

$$V_3(p-p) = 10 \text{ cm}^3 + 25 \text{ cm}^3 = 35 \text{ cm}^3$$

Përqendrimi i $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ do të jetë:

$$c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{0,7 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,01 \text{ dm}^3 + 0,25 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,025 \text{ dm}^3}{0,035 \text{ dm}^3} = 0,38 \text{ mol/dm}^3$$

PËRMBLEDHJE

Tretësirat janë përzierje homogjene të përbëra nga një lëndë e tretur dhe një tretës.

Tretësi është përbërësi i tretësirës që është i pranishëm në sasi më të madhe dhe nga i cili varet gjendja agregate e tretësirës. *Një substancë e tretur* është përbërësi që tretet në tretës.

Gjendja agregate e tretësirës mund të jetë e gaztë, e lëngët dhe e ngurtë dhe varet nga gjendja agregate e tretësit.

Një tretësirë e ngopur është tretësira që përmban sasinë maksimale të substancës së tretur, në një temperaturë dhe presion të caktuar.

Një tretësirë e mbingopur është tretësirë që përmban një sasi më të madhe të lëndës së tretur se një tretësirë e ngopur.

Një tretësirë e pangopur është tretësirë që përmban një sasi më të vogël të lëndës së tretur se një tretësirë e ngopur.

Jonet e hidratuar janë jone që rrethohen nga molekula uji në tretësirë, e cila përdoret si tretës.

Jonet e tretur janë jone që rrethohen nga molekula tretës nëse përdoret një tretës tjetër në vend të ujit.

Tretshmëria (S , *tretshmëria*) e një lënde të caktuar është sasia maksimale e substancës që mund të tretet në një vëllim të caktuar të tretësit, në një temperaturë të caktuar.

Tretshmëria e substancave varet nga natyra e substancës që treten, temperatura dhe presioni.

Tretësirat e holluara janë tretësira që përmbajnë një sasi të vogël të lëndës së tretur.

Tretësirat e koncentruara janë tretësirat që përmbajnë një sasi të madhe të tretësirës.

Një proces ekzotermik është procesi në të cilin nxehtësia lëshohet nga tretësira në mjedis. *Një proces endotermik* është procesi në të cilin nxehtësia absorbohet nga mjedisi.

Pjesëmarrja e masës (w) është raporti ndërmjet vëllimit të substancës së tretur dhe vëllimit të tretësirës. Shprehet në përqindje.

Pjesëmarrja e vëllimit (φ) është raporti i sasisë së substancës së tretur me vëllimin e tretësirës. Shprehet në mol/dm³.

Vëllimi ose përqendrimi molar (c) është raporti i sasisë së substancës së tretur me vëllimin e tretësirës. Shprehet në mol/dm³.

Përqendrimi në masë (γ) është raporti ndërmjet masës së substancës së tretur dhe vëllimit të tretësirës. Shprehet në g/dm³, më rrallë në g/cm³.

Kur hollohet një tretësirë, përqendrimi i saj zvogëlohet, sepse vëllimi i tretësirës rritet, por sasia dhe masa e substancës së tretur mbeten të njëjta.

Kur *përzihen dy ose më shumë tretësira* me përqendrime të ndryshme, fitohet një tretësirë me përbërje të ndryshme nga tretësirat fillestare.

PYETJE DHE DETYRA

1. Cilat janë përbërësit e tretësirës? Jepni disa shembuj specifikë.
2. Përcaktoni tretësin dhe lëndën e tretur në një tretësirë të përbërë nga 3,33 g acid klorhidrik (HCl) në 40 g metanol (CH₃OH). Cila është gjendja agregate e tretësirës Pse një tretësirë e mbingopur është e paqëndrueshme? Si bëhet e qëndrueshme? Shpjegoni.
3. Me cilën procedurë mund të fitohet tretësirë e holluar nga tretësira e koncentruar? Shpjegoni.
4. Sa gram klorur zinku (ZnCl₂) përmban 220 gram tretësirë ZnCl₂ në të cilën pjesëmarrja e masës është 38%? (Përgjigje: $m(\text{ZnCl}_2) = 83,6 \text{ g}$)
5. Sa perklorat kaliumi (KClO₄) ka në një tretësirë me masë 170 gram, në të cilin pjesëmarrja e masës së KClO₄ është 14%? (Përgjigje: $n(\text{KClO}_4) = 0,172 \text{ mol}$)
6. Sa gram pentahidrat sulfat bakri(II) (CuSO₄•5H₂O) dhe sa gram ujë nevojiten për të përgatitur 150 gram tretësirë të CuSO₄ me një pjesëmarrje të masës prej 20%? (Përgjigje: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 78,22 \text{ g}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 71,78 \text{ g}$)
7. Llogaritni pjesëmarrjen e masës së sulfatit të manganit (II) (MnSO₄) në 0,66 dm³ të një tretësire në të cilën është tretur 1,2 mol MnSO₄. Dendësia e tretësirës është 1,091 g/cm³. (Përgjigje: $w(\text{MnSO}_4) = 25,16 \%$)
8. Llogaritni masën e substancës së tretur në 1 L tretësirë të nitratit të kaliumit (KNO₃) me përqendrim 0,25 mol/L. (Përgjigje: $m(\text{KNO}_3) = 25,28 \text{ g}$)
9. Llogaritni sasinë e lëndës së tretur në 1 L tretësirë të sulfatit të natriumit (Na₂SO₄) me përqendrim 205 g/L. (Përgjigje: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,44 \text{ mol}$)
10. Nëse tretësirat përmbajnë të njëjtën tretësirë, në cilën nga tretësirat e mëposhtme masa e tij do të jetë më e madhe:
 - a) tretësirë me vëllim 1,1 L dhe përqendrim 0,42 mol/L; (Përgjigje: $n(\text{substancë}) = 0,462 \text{ mol}$)
 - b) tretësirë me vëllim 1,4 L dhe përqendrim 0,33 mol/L. (Përgjigje: $n(\text{substancë}) = 0,462 \text{ mol}$)
 Meqenëse është e njëjta substancë dhe masa e saj do të jetë e njëjtë.
11. Fenoli (C₆H₅OH) përdoret shpesh si një shpëlarës antiseptik i gojës dhe fytyrës. Llogaritni përqendrimin sasiar të C₆H₅OH në një tretësirë me vëllim 100 mL, në të cilin është tretur 1,5 gram fenol. (Përgjigje: $c(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,159 \text{ mol/dm}^3$)
12. Llogaritni përqendrimin sasiar të substancës së tretur në tretësirat ujore të mëposhtme:
 - a) 0,489 mol saharozë (C₁₂H₂₂O₁₁) në 400 mL tretësirë; (Përgjigje: $c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1,22 \text{ mol/dm}^3$)
 - b) 5,8 g sulfat litiumi (Li₂SO₄) në 350 mL tretësirë. (Përgjigje: $c(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 0,15 \text{ mol/dm}^3$)
13. Llogaritni përqendrimin e masës të substancës së tretur në tretësirat ujore të mëposhtme:
 - a) Përgjigjetrat hekuri(III) Fe(NO₃)₃ në 500 mL tretësirë; (Përgjigje: $(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 28,4 \text{ g/dm}^3$)
 - b) 3,3 mol sulfat zinku (ZnSO₃) në 650 mL tretësirë. (Përgjigje: $(\text{ZnSO}_3) = 738 \text{ g/dm}^3$)

14. Një eksperiment kërkon 50 mL tretësirë nitrat argjendi (AgNO_3) me përqendrim 0,45 mol/L. Shpjegoni se si do ta përgatisni zgjidhjen. (Përgjigje: $m(\text{AgNO}_3) = 3,82 \text{ mol}$)
15. Plotësoni tabelën e mëposhtme për një tretësirë me vëllim 250 L:

Kompleksi	$m[\text{g}]$	$n[\text{mol}]$	$c [\text{mol}/\text{dm}^3]$	$\rho[\text{g}/\text{dm}^3]$
K_2SO_4 , sulfat kaliumi	4,5			
CH_3COOH , acid acetik		2,8		
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, glukozë			0,6	
NaNO_3 , nitrat natriumi		3,3		
H_2SO_4 , acid sulfurik	0,77			
$\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidroksid kaliumi				12,5

Përgjigje:

Kompleksi	$m[\text{g}]$	$n[\text{mol}]$	$c [\text{mol}/\text{dm}^3]$	$\rho[\text{g}/\text{dm}^3]$
K_2SO_4 , sulfat kaliumi	4,5	0,026	0,103	18
CH_3COOH , acid acetik	168,15	2,8	11,2	672,58
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, glukozë	27,023	0,15	0,6	108,11
NaNO_3 , nitrat natriumi	280,48	3,3	13,2	1121,93
H_2SO_4 , acid sulfurik	0,77	0,0079	0,032	3,08
$\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidroksid kaliumi	3,13	0,042	0,169	12,5

16. Çfarë duhet të bëni për të përgatitur 100 mL tretësirë të hidroksidit të natriumit (NaOH) me përqendrim 0,76 mol/L, nëse keni në dispozicion një tretësirë të NaOH me përqendrim 1,5 mol/L. Shpjegoni procedurën. (Përgjigje: $V_2(\text{NaOH}) = 50,66 \text{ mL}$)
17. Çfarë vëllimi i acidit nitrik të koncentruar (HNO_3) me densitet 1,12 g/cm^3 dhe pjesë masive 62,70 % duhet marrë për të përgatitur 200 cm^3 tretësirë të holluar me përqendrim HNO_3 0,7 mol/ dm^3 ? (Përgjigje: $V(\text{HNO}_3) = 12,56 \text{ mL}$)
18. Përgatitni tretësira të acidit klorhidrik (HCl) me përqendrime të ndryshme:
 a) 0,1 mol/ dm^3 ; (Përgjigje: $V(\text{HCl}) = 0,83 \text{ mL}$)
 b) 0,01 mol/ dm^3 ; (Përgjigje: $V(\text{HCl}) = 0,083 \text{ mL}$)
 c) 0,01 mol/ dm^3 . (Përgjigje: $V(\text{HCl}) = 0,083 \text{ mL}$)
 HCl i koncentruar përdoret për të përgatitur 100 cm^3 të secilës prej tretësirave. Lexoni të dhënat që ju nevojiten nga shishja që përmban acidin në laborator.
 (Për shembull: $w(\text{HCl}) = 37 \%$, $\rho(\text{HCl}) = \text{g}/\text{cm}^3$).
19. Duke shtuar 30 gram ujë në acidin sulfurik 29% (H_2S), fitohet një tretësirë në të cilën pjesëmarrja e masës së H_2S është 13%. Llogaritni masën e H_2S në tretësirë para dhe pas hollimit. (Përgjigje: $m(\text{H}_2\text{S})_{\text{para hollimit}} = 24,38 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{S})_{\text{pas hollimit}} = 54,38 \text{ g}$)
20. Njehsohet përqendrimi vëllimor i kromatit të kaliumit (K_2CrO_4) në 600 cm^3 tretësirë të përftuar nga përzierja e 280 cm^3 tretësirë me masë K_2CrO_4 4,5 gram dhe tretësirë e K_2CrO_4 me përqendrim 1,2 mol/ dm^3 . (Përgjigje: $c(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,68 \text{ mol}/\text{dm}^3$)

3.2. Tretësirat e elektroliteve

3.2.1. Elektrolitet dhe shkalla e disocimit të elektrolitit

Shpesh shtrohet pyetja pse tretësirat e disa substancave përcjellin rrymë elektrike, ndërsa të tjerat jo?

Për shembull, nëse sheqeri (saharoza, $C_{12}H_{22}O_{11}$) tretet në ujë, tretësira që rezulton nuk përçon elektricitetin. Nga ana tjetër, një zgjidhje e kripës së zakonshme (klorur natriumi, NaCl) përcjell një rrymë elektrike. Cila është arsyeja e sjelljes së ndryshme të tretësirave të këtyre dy substancave?

Dallimi thelbësor është në lidhjen kimike. Saharoza përbëhet nga molekula në të cilat atomet janë të lidhura në mënyrë kovalente. Në klorurin e natriumit, ekziston një lidhje jonike midis joneve (kationeve dhe anioneve), të cilat janë blloqe ndërtuese.



Në varësi të faktit nëse tretësitë e substancave përcjellin rrymë elektrike, ato mund të jenë elektrolite dhe jo elektrolite.

Substancat tretësirat ujore ose shkriret e të cilave përcjellin rrymën elektrike quhen **elektrolite**. Tretësirat ujore të elektroliteve përmbajnë jone. Shembuj të elektroliteve janë tretësirat ujore ose shkriret e acideve, bazave, kripërave dhe disa oksideve.

Substancat tretësirat ujore ose shkriret e të cilave nuk përcjellin rrymën elektrike quhen **jo-elektrolite**. Tretësirat ujore të jo-elektroliteve përmbajnë molekula. Shembuj: ujë i pastër, alkoole, oksigjen etj.

Dallimi kryesor midis elektroliteve dhe jo-elektroliteve është se elektrolitet në tretësirat ujore formojnë jone ndërsa jo-elektrolitet nuk formojnë jone.

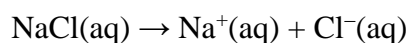
Tretësirat që përmbajnë jone përcjellin një rrymë elektrike.



Përcaktoni nëse komponimet e mëposhtme do të sillen si elektrolite ose jo elektrolite kur treten në ujë: CH_3OH (metanol), KBr (bromur kaliumi), $Ca(OH)_2$ (hidroksid kalciumi), $HClO_4$ (acid perklorik), C_2H_5OH (etanol), CO_2 (dioksidi i karbonit) dhe $KMnO_4$ (permanganat kaliumi).

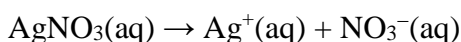
Shpërbërja elektrolitike

Disocimi është proces ku jonet e kripës ndahen (shpërndahen) gjatë tretjes së saj në ujë. Prosesi i disocimit zhvillohet në tretësirat ose shkriret e përbërjeve të përbëra nga jone. Jonet janë grimca që kanë një ngarkesë të caktuar. Ato mund të jenë të ngarkuara pozitivisht, të quajtura **katione** dhe me ngarkesë negative, të quajtura **anione**. Kështu, kur kloruri i natriumit (NaCl) tretet në ujë, formohen kationet e natriumit (Na^+) dhe anionet e klorit (Cl^-). Prosesi i disocimit zhvillohet në ujë (Mos harroni! aqua = aq, që tregon se jonet janë të rrethuara nga molekula kur treten në ujë), sepse molekulat polare të ujit lehtësojnë ndarjen e kationeve dhe anioneve nga kripa. Disocimi i NaCl mund të tregohet në mënyrë të thjeshtuar nga ekuacioni:



Meqenëse tretësitrat e substancave që shpërndahen në ujë përçojnë një rrymë elektrike, procesi quhet **disocimi elektrolitike**. Teoria e disocimit elektrolitike u formulua nga shkencëtari suedez Arrhenius (Svante Arrhenius) në 1887, duke ekzaminuar përçueshmërinë e substancave të ndryshme.

Shembuj të disocimit elektrolitik të disa kripërave:



Ka më shumë shembuj të disocimit të elektrolitit në Njësinë Modulare 2, në reaksionet për të vërtetuar kationet dhe anionet. Jonet e paraqitura në ekuacionet e plota jonike dhe ekuacionet e shkurtuara jonike formohen me disocim.

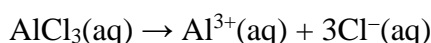
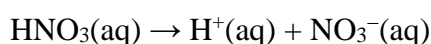
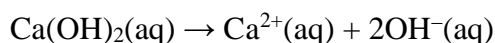


Në varësi të faktit nëse elektrolitet janë të shkëputura plotësisht ose pjesërisht në tretësitrat ujore, ato mund të jenë:

- elektrolite të forta;
- elektrolite të dobëta.

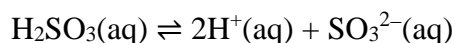
Elektrolitet e forta janë elektrolitet që janë pothuajse plotësisht të shkëputur në ujë.

Tretësitrat ujore të elektroliteve të forta përmbajnë jone. Shembuj: pothuajse të gjitha kripërat e tretshme, si dhe acidet dhe bazat që janë pothuajse plotësisht të shpërbëra në ujë. Procesi i disocimit së elektroliteve të forta tregohet me një shigjetë të vetme (\rightarrow), pasi ato janë pothuajse plotësisht të shpërbëra në ujë.



Elektrolitet e dobëta janë elektrolitet që janë pjesërisht të disociuar në ujë.

Tretësitrat ujore të elektroliteve të dobëta përmbajnë jone dhe molekula të padisociuara. Elektrolitet e dobët janë tretësira të acideve dhe bazave që janë pjesërisht të shpërbëra në ujë. Një shigjetë e dyfishtë (\rightleftharpoons) përdoret për të treguar disocimn e elektroliteve të dobët, sepse në to molekulat e disociuara janë në ekuilibër me jonet e formuara gjatë disocimit së tyre, siç tregohet nga shembujt:



Në tretësitrat e substancave që disociohen, janë të pranishëm jonet që formohen nga një ose më shumë atome. Jonet që formohen nga një atom quhen **jone monoatomike** (H^+ , Ca^{2+} , K^+ etj). Nga ana tjetër, jonet që formohen nga më shumë atome quhen **jone poliatomike** (OH^- , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , NH_4^+ etj).

Shkalla e disocimit të elektrolitit

Një masë e fuqisë së elektroliteve të dobëta është shkalla e disocimit të elektrolitit, e cila shënohet me shkronjën greke α (alfa). α paraqet raportin ndërmjet numrit të molekulave të disociuara dhe numrit të përgjithshëm të molekulave të tretura.



$$\alpha = \frac{\text{numri i molekulave të disociuara}}{\text{numri i përgjithshëm i molekulave të tretura}}$$

Për një acid të dobët me formulë të përgjithshme HA, shprehja për α do të jetë:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HA})}$$

Shkalla e disocimit të elektrolitit shprehet si një numër i paemërtuar ose në përqindje (%). Për elektrolitet e forta që janë pothuajse plotësisht të disociuara në ujë, vlera e α është 1 ose 100 nëse shprehet si përqindje (%). Në elektrolitet e dobëta, vlera e α është më e vogël se 1 ose 100%. Sa më e ulët të jetë vlera e α , aq më i dobët është elektroliti.

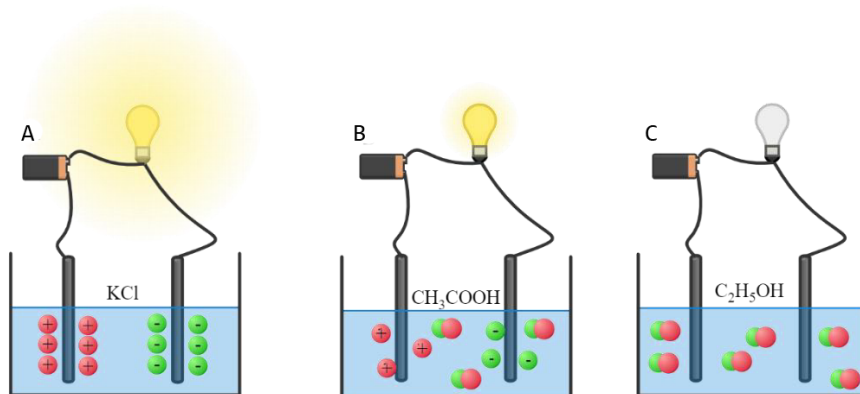


Figura 3.4 Elektrolitet e fortë (A), elektrolitë të dobët (B) dhe jo-elektrolite (C)

Detyra 14 e zgjidhur.

Llogaritni vlerën e shkallës së disocimit elektrolitik (α) të acidit hidrofluorik (HF), nëse përqendrimi i HF është $0,5 \text{ mol/dm}^3$, kurse përqendrimi i joneve H^+ që fitohet nga shpërbërja e tij është $0,019 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë::

$$c(\text{HF}) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{H}^+) = 0,019 \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohe::

$$\alpha = ?$$

Shkalla e disocimit elektrolitik të HF llogaritet sipas formulës:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HF})}$$

$$\alpha = \frac{0,019 \text{ mol/dm}^3}{0,5 \text{ mol/dm}^3} \cdot 100 = 3,8 \%$$

Detyra 15 e zgjidhur.

Njehsoni vlerën e shkallës së shpërbërjes elektrolitike (α) të hidroksidit të amonit (NH_4OH) me përqendrim $0,4 \text{ mol/dm}^3$. Përqendrimi i joneve OH^- që fitohet nga shpërbërja e tij është $0,0027 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,4 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{OH}^-) = 0,0027 \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohet:

$$\alpha = ?$$

Shkalla e disocimit elektrolitik të NH_4OH , llogaritet sipas formulës:

$$\alpha = \frac{c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_4\text{OH})}$$

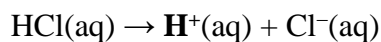
$$\alpha = \frac{0,0027 \text{ mol/dm}^3}{0,4 \text{ mol/dm}^3} \cdot 100 = 0,675 \%$$

Vlera e shkallës së disocimit të elektrolitit varet në mënyrë të kundërt nga përqendrimi i elektrolitit. Kjo do të thotë se sa më i holluar të jetë tretësira, aq më e lartë do të jetë vlera e α dhe anasjelltas.

► Acidet dhe bazat sipas teorisë së shpërbërjes së elektroliteve

Arrhenius përcaktoi acidet dhe bazat sipas joneve që formohen në tretësirat ujore gjatë shpërbërjes së tyre.

Acidet janë substanca që, pas shpërbërjes në tretësirat ujore, formojnë jonet H^+ si lloji i vetëm i kationeve.



Bazat janë substanca që, pas shpërbërjes në tretësirat ujore, formojnë jonet OH^- si lloji i vetëm i anioneve.

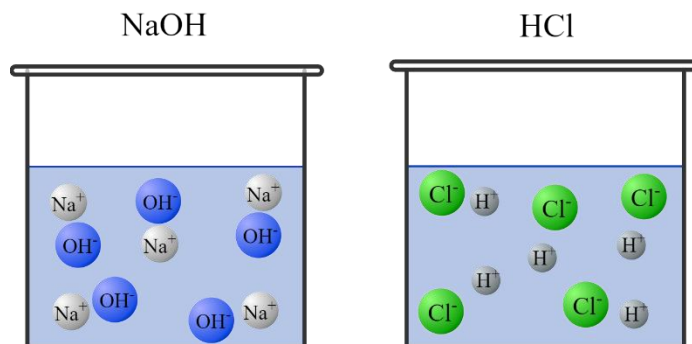
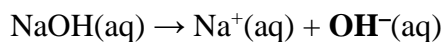


Figura 3.5 Disocimi elektrolitik i NaOH dhe HCl

Tabela 3.1 Acidet dhe bazat e forta dhe të dobëta

Acidet dhe bazat e forta		Acidet dhe bazat e dobëta	
HClO ₄	acid perklorik	H ₂ SO ₃	acid sulfuror
HCl	acid klorhidrik	HNO ₂	acid nitror
HBr	acidi bromhidrik	H ₃ PO ₃	acid fosforor
HI	acidi jodhidrik	H ₂ CO ₃	acid karbonik
HNO ₃	acid nitrik	H ₂ S	acidi sulfhidrik
H ₂ SO ₄	acid sulfurik	H ₃ BO ₃	acid borik
KOH	hidroksid kaliumi	HF	acid fluorhidrik
NaOH	hidroksid natriumi	HClO	acid hipokloror
Ca(OH) ₂	hidroksid kalciumi	CH ₃ COOH	acid acetik
Ba(OH) ₂	hidroksid bariumi	H ₂ C ₂ O ₄	acid oksalik
Sr(OH) ₂	hidroksid stroncium	NH ₄ OH	hidroksid amoniumi

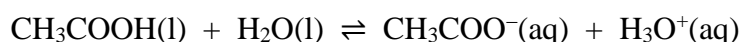


Shkruani ekuacionet e reaksioneve të disocimit të elektroliteve nga një tabelë 3.1. Përcaktoni se cilët nga jonet e formuar janë njëatomikë dhe cilët janë poliatomikë.

Ndarja e acideve dhe bazave në të forta dhe të dobëta varet nga shkalla në të cilën ato shpërndahen në tretësirë, e cila mund të llogaritet nga vlera e shkallës së disocimit elektrolitik.

► Acidet dhe bazat sipas teorisë protolitike

Nëse uji përfshihet si pjesëmarrës në procesin e shpërbërjes së acidit acetik, atëherë ekuacioni mund të tregohet si më poshtë:



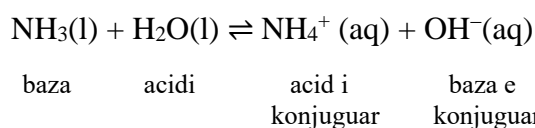
Në këtë proces, uji nuk është vetëm një tretës, por sipas teorisë protolitike të Brønsted dhe Lowry, ai mund të veprojë si një acid ose një bazë, në varësi të pjesëmarrësit tjetër në reaksion.

Një acid është substancë që dhuron protone. Në shembullin CH₃COOH dhuron protone. Kur dhuron protone, acidi kalon në bazën e tij të konjuguar. Baza e konjuguar e CH₃COOH është CH₃COO⁻.

Një bazë është substancë që pranon protone. Në shembull pranuesi i protonit është H₂O. Kur një bazë merr një proton, ajo kalon në acidin e saj të konjuguar. Acidi i konjuguar i H₂O e H₃O⁺.

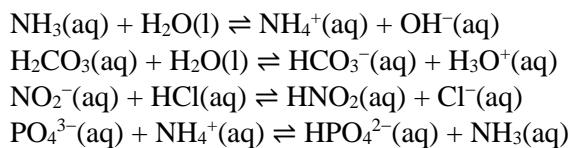
Acidet dhe bazat me një emër të përbashkët quhen **protolite** sepse shkëmbejnë protone (H⁺), dhe teoria e Brønstedt dhe Lowry quhet **teoria protolitike**. Reaksionet në të cilat shkëmbehen protonet quhen **reaksione protolitike**.

Në reaksionin protolitik me amoniak (NH₃), uji sillet si acid:





Etiketoni çiftet acid/bazë të konjuguar dhe bazë/konjuguar acid në ekuacionet:



Sa më i fortë të jetë acidi, aq më e dobët është baza e tij e konjuguar dhe anasjelltas. Sa më e fortë të jetë baza, aq më i dobët është acidi i konjuguar i saj. Në varësi të faktit nëse ato japin dhe marrin protone lehtësisht ose vështirë, protolitet ndahen në:

- protolite të forta: japin dhe marrin lehtësisht protone;
- protolite të dobët: me zor japin dhe mezi pranojnë protone.

Substancat që sillen edhe si acide edhe si baza, siç është rasti me ujin në shembujt e mëparshëm, quhen **amfiprotolitë**. Amfiprotolitët japin dhe marrin protone me të njëjtën lehtësi ose vështirësi.



Procesi në të cilin jonet formohen në tretësirat e përbërjeve që nuk përbëhen nga jone quhet jonizim. Në fakt, jonizimi është proces në të cilin jonet formohen si rezultat i një reaksioni kimik të substancave me ujin. Për shembull, acidi acetik akullnajor (100 % CH_3COOH) është jo-elektrolit, por tretësirat ujore të tij përcjellin elektricitetin. Në këtë rast, jonet formohen në tretësirë si rezultat i një reaksioni jonizimi me ujë. Termat shpërbërje dhe jonizimi përdoren në mënyrë të ndërsjellë, por duhet theksuar se ato janë procese të ndryshme. Gjatë shpërbërjes së kripës, kripa tashmë ekziston në formë jonike dhe kur ajo tretet në ujë, jonet ndahen, pra shpërbëhen. Në procesin e jonizimit, jonet formohen kur substancat që nuk përbëhen nga jone reagojnë me ujin.

3.2.2. Konstanta e disocimit të elektroliteve të dobëta

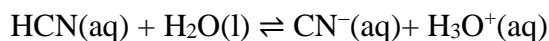
► Ekuilibri kimik në elektrolite të dobëta

Reaksionet kimike që rrjedhin në drejtim vetëm nga reaktantët në produkte nuk quhen **reaksione të pakthyeshme ose ireverzibil**. Reaksionet kimike në të cilat një nga produktet është elektrolit i dobët janë të pakthyeshme ($\text{H}_2\text{O}(\text{l})$), gazi ($\text{CO}_2(\text{g})$), mbetje ($\text{AgCl}(\text{s})$) ose komponim kompleks i qëndrueshëm ($\text{K}_2[\text{HgI}_4]$).

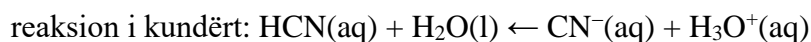
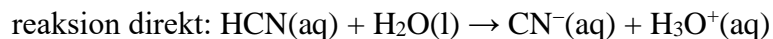
Reaksionet kimike që zhvillohen në drejtimin nga reaktantët tek produktet dhe anasjelltas, nga produktet në reaktantët quhen reaksione të **kthyeshme ose reverzibil**. Këto reaksione nuk mbarojnë, sepse kur formohen produktet, ato reagojnë me njëri-tjetrin dhe reaktantët fitohen përsëri.

Në reaksionet e kundërta, ndodhin dy reaksione në të njëjtën kohë, një reaksion direkt dhe një reaksion i kundërt. **Një reaksion i direkt** është reagim që rrjedh në drejtim nga reaktantët tek produktet (në të djathtë). Një reaksion i kundërt është reagim në të cilin reaktantët formohen nga produktet (në të majtë).

Reagimi i kundërt është reaksioni i disocimit të acidit hidrocianik (HCN) në ujë, sepse HCN është elektrolit i dobët.



Reaksionet e drejtpërdrejta dhe të kundërta në këtë proces protolitik janë:



Shpejtësia e reaksionit ndryshon me kalimin e kohës dhe varet nga disa faktorë si p.sh cilat janë natyra e pjesëmarrësve në reaksion (reaktantët dhe produktet), përqendrimi, temperatura, prania e një katalizatori dhe presioni (për gazrat). Kjo do të thotë se shpejtësia me të cilën ndodhin reaksionet e përparme dhe të kundërta ndryshon gjatë rrjedhës së reaksionit. Në fillim të reaksionit, shpejtësia e reaksionit të drejtpërdrejtë është më e larta, por me kalimin e kohës, me uljen e përqendrimit të reaktantëve, shpejtësia e reaksionit të drejtpërdrejtë zvogëlohet. Ndërsa, në fillim të reaksionit kur nuk ka produkte, reaksioni i kundërt nuk ndodh fare. Me kalimin e kohës, me rritjen e përqendrimit të produkteve, rritet edhe shpejtësia e reaksionit të kundërt. Në momentin kur shpejtësia e reaksionit të drejtpërdrejtë dhe të kundërt barazohet, arrihet ekuilibri kimik.

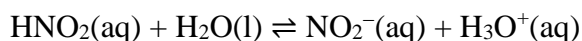
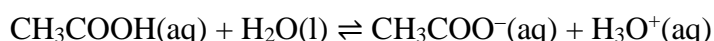


kusht për ekuilibrin kimik

shpejtësia e reaksionit direkt = shpejtësia e reaksionit të kundërt

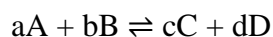
Bilanci kimik ka karakter dinamik, d.m.th., në të njëjtën kohë dhe me të njëjtën shpejtësi, merren produkte nga reaktantët, dhe reaktantët nga produktet. Kur arrihet ekuilibri kimik, përqendrimi i reaktantëve dhe produkteve nuk ndryshon, sepse me të njëjtën shpejtësi reaktantët prodhojnë produkte dhe produktet prodhojnë reaktantë.

Procesi i shpërbërjes në elektrolitet e dobëta është shembull i një reaksioni kimik të kthyeshëm në të cilin arrihet ekuilibri kimik. Në këtë shembull, jonet e formuara në tretësirë janë në ekuilibër me molekulat e padisocuar nga elektroliti. Shembuj të ekuilibrit kimik në elektrolitet e dobëta janë:



Konstanta e ekuilibrit kimik

Përqendrimi i reaktantëve dhe produkteve kur arrihet ekuilibri kimik është konstant dhe quhet **përqendrim ekuilibër**. Duke marrë parasysh gjendjen e ekuilibrit kimik, që shpejtësia e reaksionit përpara të jetë e barabartë me shpejtësinë e reaksionit të kundërt, mund të shkruhet një shprehje për konstantën e ekuilibrit kimik për reaksionet e kundërta. Shprehjet për shpejtësinë e reaksioneve të përparme dhe të kundërta për një ekuacion në formë të përgjithshme mund të shkruhen si më poshtë:



Shpejtësia e reaksionit direkt: $\rightarrow v = k \cdot c(A)^a \cdot c(B)^b$

Shpejtësia e reaksionit të kundërt: $\leftarrow v = k_{\leftarrow} \cdot c(C)^c \cdot c(D)^d$

k_{\rightarrow} dhe k_{\leftarrow} janë konstante të shpejtësisë së reaksionit. Vlera e tyre varet nga reagimi specifik dhe kushtet në të cilat zhvillohet.

Kushtet për ekuilibrin kimik janë si më poshtë:

$$\leftarrow v = \rightarrow v$$

nga ku:

$$k_{\rightarrow} \cdot c(A)^a \cdot c(B)^b = c(C)^c \cdot c(D)^d$$

$$\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{c(C)^c \cdot c(D)^d}{c(A)^a \cdot c(B)^b}$$

Nga shprehja e fundit mund të përcaktohet **konstanta e ekuilibrimit kimik**.

$$K_c = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{c(C)^c \cdot c(D)^d}{c(A)^a \cdot c(B)^b}$$

K_c është konstanta e ekuilibrimit kimik

$c(A)$, $c(B)$, $c(C)$ dhe $c(D)$ janë përqendrimit e ekuilibrimit të pjesëmarrësve në reaksionin a, b, c dhe d janë koeficientët stekiometrikë

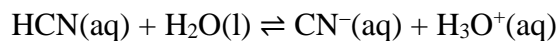


K_c përfaqëson një raport ndërmjet produktit të përqendrimeve ekuilibër të produkteve në reaksion, të shkallëzuar në koeficientët e tyre stekiometrikë, dhe produktit të përqendrimeve të reaktantëve, të shkallëzuar në koeficientët stoikiometrikë përkatës.

Vlera numerike e K_c varet nga përqendrimi ekuilibër i pjesëmarrësve në reaksion. Kur $K_c > 1$ përqendrimi i produkteve është më i madh se përqendrimi i reaktantëve. Ndërsa, kur $K_c < 1$ përqendrimi i produkteve është më i vogël se përqendrimi i reaktantëve.

Konstanta e ekuilibrimit kimik ka një vlerë konstante vetëm në kushte të caktuara. Vlera e tij ndryshon kur ndryshon përqendrimi, temperatura ose presioni (në rastin kur pjesëmarrësit në reaksion janë gazra).

Njësia matëse e K_c është e ndryshme për reaksione të ndryshme kimike. Për reaksionin protolitik ndërmjet HCN dhe H₂O, shprehja për K_c do të jetë:



$$K_c = \frac{c(\text{CN}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCN})}$$

Duke marrë parasysh se njësia e përqendrimit sasiore (c) është mol/dm³, njësia për K_c përcaktohet nga shprehja:

$$K_c = \frac{\text{mol/dm}^3 \cdot \text{mol/dm}^3}{\text{mol/dm}^3} = \text{mol/dm}^3$$



Shkruani shprehjen për K_c , për ekuilibrin kimik në elektrolitët e mëposhtëm të dobët:

- CH₃COOH(aq) dhe H₂O(l)
- HNO₂(aq) dhe H₂O(l)

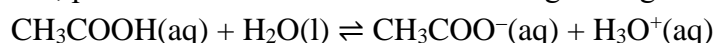
Përcaktoni në cilat njësi do të shprehet K_c .

Konstanta e shpërbërjes së acideve dhe bazave të dobëta

Acidet e forta janë pothuajse plotësisht të shpërbëra në tretësirat ujore, ndërsa acidet e dobëta janë pjesërisht të shpërbëra. Në acidet e dobëta, molekulat e padisociuara dhe jonet e formuara në tretësirë janë në ekuilibër. Një masë e forcës së një acidi ose një baze, përveç shkallës së disocimit elektrolitik (α), është edhe konstanta e shpërbërjes, e cila shënohet me K_a për acidet e dobëta dhe me K_b për bazat e dobëta.

Acidet e dobëta

Shumica e acideve janë të dobëta. Konstanta K_a për acidet e dobëta quhet edhe konstanta e aciditetit. Për shembull, procesi i disocimit të acidit acetik tregohet nga ekuacioni:



konstanta e ekuilibrit, e cila në fakt është konstanta e disocimit (K_a) e acidit do të jetë:

$$K_a = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Ngjashëm me pH, $\text{p}K_a$ mund të përcaktohet me logaritimizim sipas formulës:

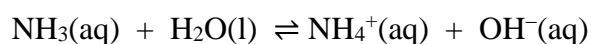
$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\log(1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3) / \text{mol/dm}^3 = 4,75$$

pH e një tretësire të dobët të acidit mund të llogaritet nëse dihet përqendrimi i tij dhe vlera e K_a .

Bazat e dobëta

Për bazat e dobëta që nuk janë plotësisht të shkëputura në tretësirat ujore, konstanta e ekuilibrit quhet konstanta e shpërbërjes së bazës, K_b , ose konstanta e bazueshmërisë. Për shembull, për procesin e shkëmbimit të protonit të amoniakut me ujë, shprehja për konstantën e bazueshmërisë mund të shprehet si më poshtë:



$$K_b = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)} = 1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$\text{p}K_b$ mund të llogaritet sipas ekuacionit të mëposhtëm:

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = -\log(1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3) / \text{mol/dm}^3 = 4,75$$

pH e një tretësire të një baze të dobët mund të llogaritet nëse dihet përqendrimi dhe vlera e K_b .

Sa më të larta të jenë vlerat K_a dhe K_b në një temperaturë të caktuar, aq më i fortë është acidi dhe baza, dhe anasjelltas. Ndërsa për $\text{p}K_a$ dhe $\text{p}K_b$ është e kundërta. Një acid më i fortë ka një vlerë më të ulët $\text{p}K_a$ në krahasim me një acid më të dobët. E njëjta gjë vlen edhe për bazat.



Konstantat K_a dhe K_b vlejñe vetëm për acidet dhe bazat e dobëta.
Marrëdhënia midis pK_a dhe pK_b jepet nga shprehja e mëposhtme: $pK_a + pK_b = 14$

Nëse dihen vlerat pK_a dhe pK_b atëherë K_a dhe K_b , mund të llogariten si më poshtë:

$$K_a = 10^{-pK_a} \quad K_b = 10^{-pK_b}$$

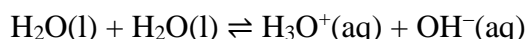


Krahasoni forcën e tyre dhe llogaritni pK_a të acideve të dobëta të mëposhtme:

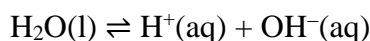
- a) K_a (HCN) = $4,0 \cdot 10^{-10}$ mol/dm³
b) K_a (HNO₂) = $4,5 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³

3.2.3. Produkt jonik i ujit

Uji i pastër është elektrolit shumë i dobët, domethënë një numër i vogël i molekulave të ujit shpërndahet në jone. Sipas teorisë së Brønstedt dhe Lowry, procesi i shkëmbimit të protonit ndërmjet molekulave të ujit mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



ose më thjesht, sipas teorisë Arrhenius me ekuacionin:



Më shpesh përdoret ekuacioni më i thjeshtë, por duhet pasur parasysh se protonet e lira (H^+) nuk ekzistojnë në ujë. Jonet H^+ zakonisht hidratohen me një molekulë uji, duke formuar jonet H_3O^+ të cilat quhen **jone hidronium** ose thjesht **hidrone**.

Në ujë të pastër, përqendrimi i hidrogjenit (H^+) dhe hidroksidet (OH^-) jonet është e barabartë me një temperaturë prej 25 °C arrin në $1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm³ ($c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm³).

Shprehja për konstantën e ekuilibrimit për procesin e disocimit të ujit mund të shkruhet si më poshtë:

$$K_c = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

Rirregullimi i ekuacionit jep:

$$K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2 = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Meqenëse përqendrimi i ujit është konstante, produkt i dy konstanteve $K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2$ jep një konstante të re e cila quhet produkt jonik i ujit dhe shënohet me K_w .

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

K_w është produkt jonik i ujit

$c(\text{H}^+)$ është përqendrimi sasior i joneve të hidrogjenit (H^+)

$c(\text{OH}^-)$ është përqendrimi sasior i joneve hidroksid (OH^-)

Produkti jonik i ujit (K_w) është produkt i përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+) dhe joneve hidroksid (OH^-).

Nëse përqendrimi i joneve H^+ ose OH^- shprehet në K_w , marrim:

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)} \quad c(OH^-) = \frac{K_w}{c(H^+)}$$

Nga formula për K_w shihet qartë se kur rritet përqendrimi i joneve H^+ zvogëlohet përqendrimi i joneve OH^- dhe anasjelltas. Vlera e K_w në një temperaturë prej $25^\circ C$ arrin në $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

$$K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3 \cdot 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Aciditeti i tretësirës varet nga përqendrimi i joneve H^+ dhe OH^- . Mjedisi në të cilin përqendrimi i joneve H^+ është më i madh se përqendrimi i OH^- është acid ($c(H^+) > c(OH^-)$). Kur përqendrimi i joneve OH^- është më i madh se përqendrimi i joneve H^+ mjedisi është bazë ($c(OH^-) > c(H^+)$). Një mjedis neutral është mjedis në të cilin përqendrimi i joneve H^+ është i barabartë me përqendrimin e joneve OH^- ($c(H^+) = c(OH^-)$).



Konstantat e disocimit K_a dhe K_b lidhen me njëra-tjetrën dhe nëpërmjet produktit jonik të ujit K_w : $K_w = K_a \cdot K_b$

Detyra 16 e zgjidhur.

Njihsoni përqendrimin e joneve të hidrogjenit (H^+) në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve hidroksid (OH^-) është $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Kërkohet:

$$c(H_3O^+) = ?$$

Marrëdhënia midis përqendrimit të joneve H^+ dhe OH^- jepet nga shprehja për produktin jonik të ujit, K_w :

$$K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-)$$

nëse shprehet $c(H_3O^+)$ prej saj, përftohet:

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)}$$

$$c(H^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Nëse krahasojmë vlerat për përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- mund të shihet se përqendrimi i joneve H^+ është më i ulët se përqendrimi i joneve OH^- ($c(H^+) < c(OH^-)$), që do të thotë se mesi është baza.

Detyra 17 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin e joneve të hidroksidit (OH^-) në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) është $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{H}^+) = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Kërkohet:

$$c(\text{OH}^-) = ?$$

Nga formula jone e produktit të ujit, K_w :

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

nëse shprehim $c(\text{OH}^-)$ marrim:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{K_w}{c(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3} = 2,23 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

Duke krahasuar përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- marrim: $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$. Kjo do të thotë që mediumi është acid.

3.2.4. Treguesi i hidrogjenit

pH përdoret për të shprehur aciditetin e tretësirave të holluara. Kur përqendrimi i joneve H^+ është i ulët, shkalla e pH është mënyrë e përshtatshme për të shprehur aciditetin e një solutioni.

Treguesi i hidrogjenit, pH paraqet logaritmin e dekadës negative të vlerës numerike të përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+).

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol/dm}^3$$

Në varësi të vlerës së pH, mund të parashikohet aciditeti i mjedisit.



pH < 7 mjedis acid
pH = 7 mjedis neutral
pH > 7 mjedis bazë

Vlerat e pH variojnë nga 0 në 14. Për tretësirat e koncentruara në të cilat pH < 0, pH-shkalla nuk mund të zbatohet.

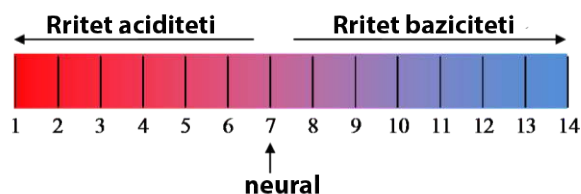


Figura 3.6 shkalla e pH e aciditetit dhe bazicitetit

Ngjashëm me pH, treguesi i hidroksidit, pOH, përdoret për të llogaritur përqendrimin e joneve hidroksid (OH^-) në tretësirat e holluara.

Treguesi i hidroksidit, pOH paraqet logaritmin e dekadës negative të vlerës numerike të përqendrimit të joneve hidroksid (OH^-).

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)/\text{mol/dm}^3$$

Marrëdhënia midis pH dhe pOH tregohet me formulën e mëposhtme:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Në rastin kur dihet vlera e pH ose pOH e tretësirës dhe duhet llogaritur përqendrimi i joneve H^+ dhe OH^- duke marrë antilogaritmin e shprehjeve për pH dhe pOH, fitohen formulat e mëposhtme:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}$$



pH dhe pOH nuk mund të kenë një vlerë negative.

pH e një solucioni të caktuar mund të vlerësohet në mënyrë cilësore duke përdorur tregues ose të matet me një pajisje të quajtur pH metër. Çfarë është matës pH dhe si përdoret ai përshkruhet më në detaje në seksionin mbi metodat instrumentale të analizës (pH-metria).

Detyra 18 e zgjidhur.

Llogaritni vlerën e pH dhe pOH të një tretësire në të cilën përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) është $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohet:

$$\text{pH} = ?$$

pH llogaritet sipas formulës:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3)/\text{mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 4$$

Nga formula që jep marrëdhënien midis pH dhe pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

Meqenëse pH është më pak se 7 ($\text{pH} < 7$), është mjedis acid.

Detyra 19 e zgjidhur.

Në kushte normale pH e gjakut është rreth 7.4. Llogaritni përqendrimin e joneve të hidrogjenit (H^+) në gjak. Parashikoni aciditetin e mediumit.

Zgjidhje:

E dhënë:
pH = 7,4

Kërkohet:
 $c(\text{H}^+) = ?$

Kur dihet vlera e pH, $c(\text{H}^+)$ llogaritet duke përdorur formulën:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}$$

$$c(\text{H}^+) = 10^{-7.4} \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{H}^+) = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

Meqenëse pH është më i madh se 7 (pH > 7), është mjedis i dobët bazë.

3.2.5. Indikatorët

Vlera e pH e tretësirës mund të përcaktohet në mënyrë sasiore me një pH-metër, dhe në mënyrë cilësore me ndihmën e treguesve. **Indikatorët** janë substanca që ndryshojnë ngjyrën në varësi të aciditetit të mediumit. Indikatorët që përdoren për të vlerësuar aciditetin e mediumit janë letra lakmus, letra treguese universale, indikatorët acido-bazë fenolftaleinë dhe metiloranzhi etj.

Lakmus dhe indikatori universal

Lakmushi është tregues i përdorur zakonisht që aplikohet kryesisht në letër, i njohur si letër lakmus. Letra blu e lakmusit ndryshon ngjyrën në të kuqe në një mjedis acid (pH < 7). Letra e kuqe e lakmusit ndryshon ngjyrën në blu në një mjedis bazë (pH > 7). Gjithashtu, me ndihmën e lakmusit mund të vlerësohet vlera e pH-së së tretësirës. Ngjyra e kuqe e letrës së lakmusit tregon se pH e tretësirës është rreth 4.5 ose më e ulët. Ngjyra blu e letrës së lakmusit tregon se vlera e pH e tretësirës është rreth 8.3 ose më e lartë.

Treguesi universal mundëson vlerësimin e vlerës së pH përgjatë gjithë shkallës së pH, nga 0 në 14. Nuk është tregues i vetëm, por një kombinim i disa treguesve të ndryshëm. Përdoret si zgjidhje ose aplikohet në letër si një letër treguese universale.

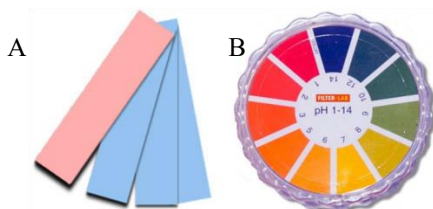
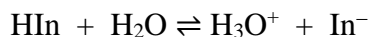


Figura 3.7 A) letër lakmus, B) letër indikatori universal

Treguesit acido-bazikë

Treguesit acido-bazë, të cilët përbëhen nga një acid i dobët dhe baza e tij e konjuguar, mund të përdoren për të vlerësuar pH. Ato janë në fakt komponime organike që ndryshojnë ngjyrën

në prani të acidit ose bazës. Në varësi të aciditetit të mjedisit, treguesit acido-bazikë mund të ekzistojnë në formë acide ose bazike, të cilët kanë ngjyra të ndryshme. Në fakt, ngjyra e tretësirës varet nga raporti i përqendrimit të acidit të dobët (HIn) dhe bazës së tij të konjuguar (In⁻). Procesi protolitik i treguesit me ujë tregohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



Treguesit acid-bazë më të përdorur janë **metiloranzhi** dhe **fenolftaleina**.

Portokalli metil ndryshon ngjyrën në rangun e pH prej 3.1 deri në 4.4. Në një vlerë pH më të ulët se 3.1, ekziston në një formë acidike, e cila ka një ngjyrë të kuqe-portokalli. Në intervalin nga 3.1 në 4.4, ai kalon në formën bazë, e cila ka një ngjyrë të verdhë. Ndërsa, në vlerat e pH më të larta se 4.4, është e pranishme vetëm forma bazë e treguesit, kështu që ngjyra mbetet e verdhë. Fenolftaleina është e pangjyrë në vlerat e pH më të ulët se 8.2, ndërsa ka një ngjyrë rozë në vlerat e pH më të larta se 8.2.

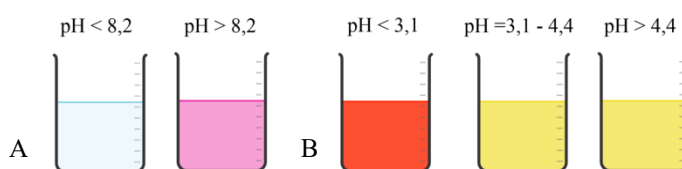


Figura 3.8 Ndryshimi i ngjyrës së A) fenolftaleinës dhe B) portokallit metil në varësi të aciditetit të mjedisit

Për shkak se treguesit acido-bazë ndryshojnë ngjyrën në varësi të pH të mediumit, ata quhen gjithashtu tregues të pH. Ato përdoren kur nuk kërkohet përcaktimi i saktë i vlerës së pH. Ka tregues të tjerë acid-bazë, ngjyra e të cilëve varet nga pH e mediumit.

3.2.6. Hidroliza e kripërave

Një nga mënyrat për të marrë kripërat është reaksion neutralizimi, domethënë një reaksion midis një acidi dhe një baze, gjatë të cilit fitohet kripa dhe uji. Dihet që një acid ka veti acidike, një bazë ka veti themelore, por lind pyetja:

A do të jetë kripa neutrale, domethënë a do të ketë tretësira e saj $\text{pH} \approx 7$?

Përgjigja për këtë pyetje mund të merret duke marrë parasysh se çfarë ndodh me jonet e kripës që formohen gjatë shpërbërjes së saj në tretësirat ujore.

Tretësirat e pothuajse të gjitha kripërave që janë të tretshme në ujë janë elektrolite të forta, domethënë ato janë plotësisht të shpërbëra në ujë. Në rast se jonet e kripës (kationi dhe/ose anioni) shkëmbejnë protone me molekulat e ujit, aciditeti i tretësirës ndryshon. Kjo do të thotë që pas tretjes së kripës në ujë, tretësira që rezulton mund të jetë neutrale, acidike ose bazike. Ky proces quhet *hidrolizë e kripës*, e cila në fakt është proces protolitik dhe ndikon në pH të tretësirës.



Hidroliza e kripërave është një proces protolitik, domethënë një proces i shkëmbimit të protoneve midis joneve të kripës dhe ujit.

Ndarja e kripërave bëhet në varësi të forcës së acidit dhe bazës që formojnë kripën gjatë reaksionit.

Tabela 3.2 Llojet e kripërave

Kriperat	Shembuj	Emri i kripës
Kripërat e formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë	K_2SO_4	sulfat kaliumi
	$NaCl$	klorid sodium
	$Mg(NO_3)_2$	nitrat i magnezit
Kripërat e formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e dobët	NH_4Cl	klorur amoniumi
	$AlCl_3$	klorur alumini
	NH_4ClO_4	perklorati i amonit
Kripërat e formuara nga një acid i dobët dhe një bazë e fortë	$NaNO_2$	nitriti i natriumit
	Li_2SO_3	sulfit litium
	CaF_2	fluori i kalciumit
Kripërat e formuara nga një acid i dobët dhe një bazë e dobët	CH_3COONH_4	acetati i amonit
	$AlPO_3$ $(NH_4)_2S$	fosfat alumini sulfuri i amonit

Kationi i kripës vjen nga baza, ndërsa anioni nga acidi. Nëse dihet forca e acidit dhe e bazës, mund të parashikohet se cili do të jetë aciditeti i tretësirës së përfutur nga tretja e kripës në ujë.



Gjatë reaksionit të neutralizimit u morën kripërat e mëposhtme: K_2SO_4 , $AlCl_3$, CaF_2 , CH_3COONH_4 . Përcaktoni se cili acid dhe bazë morën pjesë në reaksion.

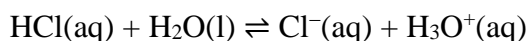
Për të përcaktuar nëse dhe si do të ndryshojë aciditeti i tretësirës gjatë hidrolizës së një kripe të caktuar, në të vërtetë duhet t'u përgjigjen pyetjeve të mëposhtme:

Cilat jone nga kripa do të shkëmbejnë protonet me ujin?

Cilat jone (H_3O^+ ose OH^-) do të formohen si rezultat i reaksionit protolitik ndërmjet joneve të kripës dhe ujit?

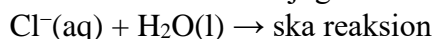
Sa më i fortë të jetë acidi, aq më e dobët është baza e tij e konjuguar dhe anasjelltas. Nëse acidi është shumë i fortë, atëherë baza e tij e konjuguar është bazë më e dobët se uji dhe nuk ka afinitet për protonet (H^+).

Për shembull, kloruri i hidrogjenit (HCl) është acid i fortë. Baza e saj konjuguar është Cl^- -jonet.



HCl një acid i fortë, i dhuron me lehtësi një proton ujit

Cl^- bazë e dobët e konjuguar dhe nuk mund të pranojë një proton nga uji

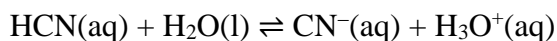


Bazat e forta janë hidroksidet e metaleve alkaline (Li, Na, K) dhe të tokës alkaline (Ca, Sr, Ba) Në përgjithësi, të gjitha kationet metalike reagojnë me ujin dhe formojnë një tretësirë acidike, por hidroliza shprehet kryesisht për jonet e vogla metalike me ngarkesë më të madhe (Al^{3+} , Fe^{3+} etj.). Prandaj, bashkëveprimi i joneve të metaleve alkaline dhe alkaline tokësore me ujin është i vogël dhe neglizhohet.



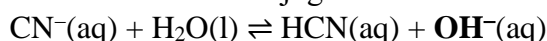
Jonet me origjinë nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë nuk kanë as veti acidike dhe as bazike dhe nuk marrin pjesë në një reaksion protolitik me ujin.

Acidet e dobëta kanë baza të forta të konjuguara, kështu që një jon me origjinë nga një acid i dobët sillet si një bazë e fortë e konjuguar (më e fortë se uji) dhe mund të pranojë protone prej tij.

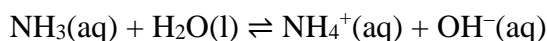


HCN acid i dobët, mezi i jep protone ujit

CN⁻ është bazë e konjuguar më e fortë se uji dhe mund të pranojë një proton prej tij

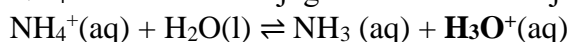


Bazat e dobëta çiftëzohen me acide të konjuguara më të forta. Prandaj, një jon me origjinë nga një bazë e dobët sillet si një acid më i fortë se uji dhe mund t'i dhurojë atij një proton.



NH₃ bazë e dobët, mezi pranon një proton nga uji

NH₄⁺ është acid i konjuguar më i fortë se uji dhe mund t'i dhurojë një proton atij

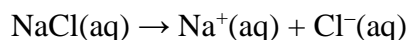


Jonet nga një acid i dobët ose një bazë e dobët shkëmbejnë protonet me ujë, dhe si rezultat i atij reaksioni ndryshon aciditeti i tretësirës.

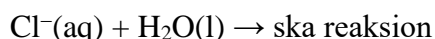
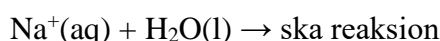
Në fakt, aciditeti i tretësirës gjatë tretjes së kripës do të varet nga cili prej joneve merr pjesë në një reaksion protolitik me ujin.

Hidroliza e kripërave të formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë

Kloruri i natriumit (NaCl) është kripë e përftuar nga reagimi i hidroksidit të natriumit (NaOH) me acidin klorhidrik (HCl). Kur NaCl tretet në ujë, kripa shpërndahet pothuajse plotësisht, duke formuar kationet e natriumit (Na⁺) dhe anionet e klorurit (Cl⁻):



Na⁺ vjen nga një bazë e fortë (NaOH), Cl⁻ vjen nga një acid i fortë (HCl), që do të thotë se këto jone nuk do të shkëmbejnë protonet me ujin.



Meqenëse jonet e kripërave të formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë nuk shkëmbejnë protonet me ujin, tretësirat e këtyre kripërave janë neutrale.

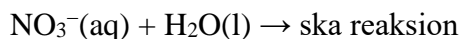
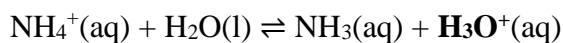
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c(\text{OH}^-), \text{pH} \approx 7.$$

Hidroliza e kripërave të formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e dobët

Nitrati i amonit (NH₄NO₃) është kripë e përftuar nga reaksioni i hidroksidit të amonit (NH₄OH) me acidin nitrik (HNO₃). Kur NH₄NO₃ tretet në ujë, kripa shpërndahet pothuajse plotësisht dhe formohen kationet e amonit (NH₄⁺) dhe anionet nitrate (NO₃⁻):



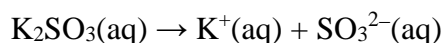
NH_4^+ vjen nga një bazë e dobët (NH_4OH) dhe është acid i konjuguar më i fortë se uji të cilit i dhuron një proton. NO_3^- vjen nga një acid i fortë (HNO_3), kjo do të thotë se është bazë shumë e dobët e konjuguar dhe nuk mund të pranojë një proton nga uji.



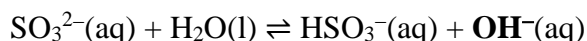
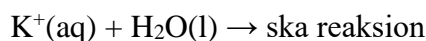
Si rezultat i reaksionit protolitik ndërmjet NH_4^+ dhe H_2O , në tretësirën e përftuar nga tretja e NH_4NO_3 formohen jonet H_3O^+ , pra tretësira do të jetë pak acid. $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} < 7$.

► Hidroliza e kripërave të formuara nga një acid i dobët dhe një bazë e fortë

Sulfiti i kaliumit (K_2SO_3) është kripë e formuar gjatë reaksionit të hidroksidit të kaliumit (KOH) me acidin sulfurik (H_2SO_3). Kur shpërndahet K_2SO_3 në ujë, kripa shpërndahet pothuajse plotësisht, duke formuar katione kaliumi (K^+) dhe anione sulfite (SO_3^{2-}):



K^+ e ka origjinën nga një bazë e fortë (KOH) dhe ndërveprimi i tij me ujin është i vogël dhe i lënë pas dore. SO_3^{2-} vjen nga një acid i dobët (H_2SO_3), që do të thotë se është bazë e konjuguar më e fortë se uji, nga e cila mund të pranojë një proton.



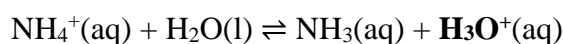
Si rezultat i reaksionit protolitik ndërmjet SO_3^{2-} dhe H_2O , Jonet OH^- formohen në tretësirën e përftuar me tretjen e K_2SO_3 , pra tretësira do të jetë e dobët bazë. $c(\text{OH}^-) > c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $\text{pH} > 7$.

► Hidroliza e kripërave të formuara nga një acid i dobët dhe një bazë e dobët

Acetati i amonit ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) është kripë e formuar nga reaksioni i hidroksidit të amonit (NH_4OH) me acidin acetik (CH_3COOH). Kur $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ tretet në ujë, kripa shpërndahet pothuajse plotësisht, duke formuar katione të amonit (NH_4^+) dhe anione acetate (CH_3COO^-):



NH_4^+ vjen nga një bazë e dobët (NH_4OH) dhe është acid i konjuguar më i fortë se uji të cilit i dhuron një proton. CH_3COO^- vjen nga një acid i dobët (CH_3COOH), që do të thotë se është bazë e konjuguar më e fortë se uji, nga e cila mund të pranojë një proton.



Si rezultat i këtyre reaksioneve protolitike, në tretësirën e përftuar nga tretja e $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ formohen jonet H_3O^+ dhe OH^- .



Për të përcaktuar aciditetin e një solucionit të kripës të formuar nga një acid i dobët dhe një bazë e dobët, është e nevojshme të njihen vlerat e konstantave të disocimit të acidit të dobët (K_a) dhe bazës së dobët (K_b). Duke i krahasuar ato, mund të përcaktohet aciditeti i tretësirës.

$K_a > K_b$, tretësira do të jetë acid

$K_a < K_b$, tretësira do të jetë një bazik

$K_a \approx K_b$, tretësira do të jetë pothuajse neutrale

Në shembullin e $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, zgjidhja do të jetë neutrale, d.m.th $c(\text{OH}^-) \approx c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $\text{pH} \approx 7$.

3.2.7. Pufferët

Ruajtja e vlerës së pH brenda kufijve të caktuar është e rëndësishme në shumë sisteme biologjike. Për shembull, transporti efikas i oksigjenit nga mushkëritë në qeliza kërkon që pH e gjakut të variojë nga 7.35 në 7.45. Ky diapazon pH mbahet nga pufferët në gjak. Po kështu, lëngjet e tjera në trup kanë një pH të caktuar që është i rëndësishëm për funksionimin e enzimave. Në një numër të madh reaksionesh që kryhen në laboratorin kimik me një qëllim të ndryshëm, është e rëndësishme të ruhet vlera e pH e tretësirave. Prandaj, rëndësia e pufferëve është e madhe, sepse ato lejojnë ruajtjen e vlerës së kërkuar të pH.

Puffer është zgjidhje që i reziston një ndryshimi në vlerën e pH kur i shtohet një sasi e vogël e acidit ose bazës.

Sipas përbërjes ka puffer, acidik ($\text{pH} < 7$) dhe bazik ($\text{pH} > 7$).

Puffer acid – një puffer i përbërë nga një acid i dobët (HA) dhe një kripë që përmban bazën e tij të konjuguar (A^-).

Puffer bazë – një puffer i përbërë nga një bazë e dobët (B) dhe një kripë që përmban acidin e saj të konjuguar (BH^+).

Kusht themelor që duhet të plotësojnë acidet dhe bazat që janë pjesë përbërëse e pufferit është që ato të mos reagojnë me njëra-tjetrën. Ky kusht plotësohet nga një acid dhe baza e tij konjuguar ose një bazë dhe acidi i tij i konjuguar. Në disa shembuj të pufferëve, si acidi i dobët ashtu edhe baza e tij janë jone.

Tabela 3.3 Shembuj të pufferëve

Puffer	Acid i dobët	Baza e konjuguar
Puffer acetati	CH_3COOH	CH_3COO^-
Puffer karbonat	H_2CO_3	HCO_3^-
Puffer fosfat	KH_2PO_4	K_2HPO_4
Puffer	Baza e dobët	Acidi i konjuguar
Puffer amoniaku	NH_3	NH_4Cl

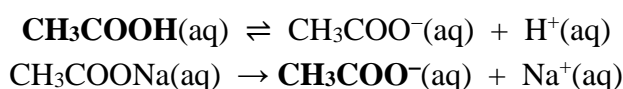


Acidi i fortë dhe baza e tij e konjuguar, si dhe një bazë e fortë dhe acidi i tij i konjuguar nuk mund të përdoren për të përgatitur pufferë.

Mekanizmi i veprimit të pufferit

Pufferi mund të neutralizojë një sasi të vogël të acidit ose bazës së holluar në të njëjtën kohë, duke e mbajtur vlerën e pH të tretësirës të qëndrueshme. Mekanizmi i veprimit të një solucionit pufferik shpjegohet me shembullin e një pufferi acetati, të cilit i shtohet një sasi e vogël e një tretësire të holluar të acidit klorhidrik (HCl) dhe hidroksidit të natriumit (NaOH).

Pufferi acetat përbëhet nga acidi acetik (CH_3COOH) i cili është acid i dobët, dhe jonet acetate (CH_3COO^-), të cilat janë baza e tij e konjuguar. CH_3COOH është acid i dobët, që do të thotë se është pjesërisht i shkëputur në tretësirat ujore. Baza e konjuguar në tretësirë përftohet duke tretur një kripë të tretshme të acidit acetik në ujë, për shembull acetat natriumi (CH_3COONa). CH_3COONa është elektrolit i fortë dhe shpërndahet pothuajse plotësisht në tretësirat ujore.



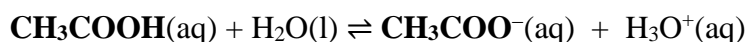
Puffer acetati

Acid acetik: CH_3COOH (acid i dobët)

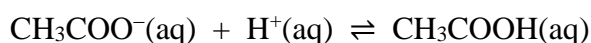
Jon acetat: CH_3COO^- (bazë e konjuguar)

Jonet e natriumit (Na^+) nuk janë pjesë e pufferit, ato quhen jone spektator.

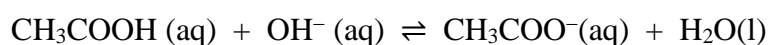
Ekuacioni i ekuilibrit midis komponentëve të pufferit është si më poshtë:



Kur shtohet një sasi e vogël acidi (për shembull HCl), baza e konjuguar nga pufferi (CH_3COO^-) do të reagojë me të dhe do të neutralizojë jonet H^+ .



Kur shtohet një sasi e vogël e një baze (për shembull NaOH), acidi i dobët nga pufferi do të reagojë me të dhe do të neutralizojë jonet OH^- .



Si rezultat i këtyre reaksioneve, vlera e pH e tretësirës mbahet konstante.

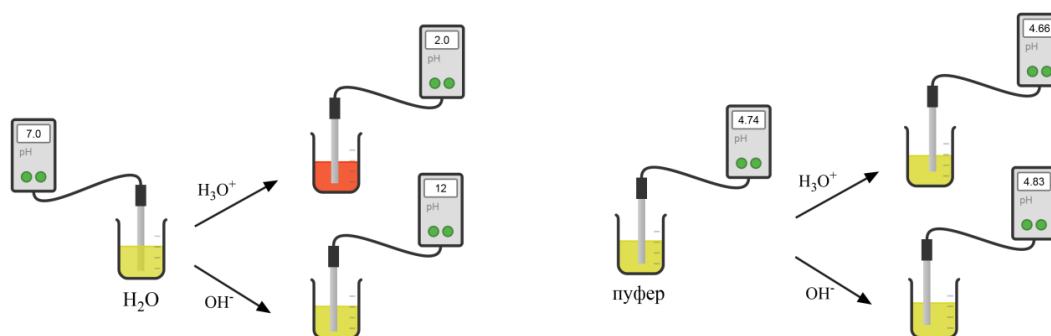


Figura 3.9 Mekanizmi i veprimit të pufferit acetat

Efikasiteti i puferit varet nga kapaciteti i tij, domethënë nga përqendrimi i përbërësve të puferit. Sa më i lartë përqendrimi i tyre, aq më i lartë është efikasiteti i puferit. Një pufer në të cilin përqendrimi i përbërësve të tij është afërsisht i barabartë është më efektiv.



Renditni puferët e mëposhtëm sipas rendimentit:

- 0,1 mol/dm³ HF dhe 0,1 mol/dm³ F⁻
- 1,0 mol/dm³ HF dhe 1,0 mol/dm³ F⁻
- 0,01 mol/dm³ HF dhe 0,01 mol/dm³ F⁻



Cili nga puferët e mëposhtëm është më efikas:

- 0,8 mol/dm³ HNO₂ dhe 0,001 mol/dm³ NaNO₂
- 1,0 mol/dm³ HNO₂ dhe 0,8 mol/dm³ NaNO₂

Shpjegoni!

pH e puferëve

Ekuacioni *Henderson-Hasselbalch* përdoret për të llogaritur pH-në e puferëve. PH i një puferi të përbërë nga një acid i dobët dhe baza e tij konjuguar llogaritet në një mënyrë të thjeshtë, sipas formulës:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

pH është treguesi i hidrogjenit

pK_a është konstanta e disocimit të acidit të dobët

c(A⁻) është përqendrimi i ekuilibrit të bazës së konjuguar

c(HA) është përqendrimi i ekuilibrit të acidit të dobët

Nga ekuacionet për llogaritjen e pH-së së puferëve, është e qartë se hollimi nuk do të ndryshojë vlerën e pH të puferit, sepse raporti i përqendrimit të përbërësve të puferit nuk ndryshon.

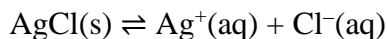


PH i gjakut në kushte normale është 7.4. Megjithatë, CO₂ formon acidin karbonik në inde. Prandaj, prania e një përqendrimi më të lartë të CO₂ ul pH-në e gjakut, d.m.th rrit aciditetin e tij. Për shembull, kur mbajmë frymën për një kohë të gjatë, përqendrimi i CO₂ në gjak rritet, duke ulur vlerën e pH-së, gjë që çon në të fikët. Nga ana tjetër, kur pH i gjakut është i ngritur, frymëmarrja mund të ngadalësohet në mënyrë që të rritet përqendrimi i CO₂ dhe të ulët pH e gjakut. Duhet pasur kujdes pasi frymëmarrja e ngadaltë mund të zvogëlojë përqendrimin e oksigjenit në gjak, gjë që mund të jetë e dëmshme. Ky shembull tregon se frymëmarrja është shumë e rëndësishme në rregullimin e pH të gjakut.

3.2.8. Produkti i tretshmërisë

Produkti i tretshmërisë (K_{sp}) është në fakt konstanta e ekuilibrit për kripërat pak të tretshme. Kripërat e dobëta të tretshme janë në gjendje të ngurtë agregate, domethënë në formën e një precipitati. Më shumë shembuj të precipitateve jepen në analizën cilësore (njësia modulare 2), ku shpjegohen reaksionet kimike për vërtetimin e kationeve dhe anioneve.

Një pjesë e kripës që tretet shpërbëhet plotësisht në tretësirat ujore. Prandaj, në tretësirën në ekuilibër janë jonet që përftohen nga shpërbërja e pjesës së tretshme të kripës me precipitatit. Ekuacioni që tregon ekuilibrin midis precipitatit të klorurit të argjendit (AgCl) dhe joneve të formuara në tretësirë është si më poshtë:



Shprehja për konstantën e ekuilibrit për këtë proces do të jetë:

$$K_c = \frac{c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)}{c(\text{AgCl(s)})}$$

Përqendrimi i AgCl nuk ndikon në sistemin e ekuilibrit. Me fjalë të tjera, përqendrimi i AgCl(s) i ngurtë është konstant nëse ka 1mg ose 10g kripë. Prandaj, riorganizimi i ekuacionit të mëparshëm jep:

$$K_c \cdot c(\text{AgCl(s)}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

Produkti i dy konstanteve ($K_c \cdot c(\text{AgCl(s)})$), jep një konstante të re të quajtur produkt i tretshmërisë dhe të shënuar me K_{sp} :

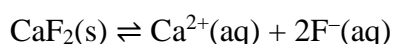
$$K_{sp} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

K_{sp} është produkt i tretshmërisë së kripës pak të tretshme, AgCl $c(\text{Ag}^+)$ dhe $c(\text{Cl}^-)$ janë përqendrimet ekuilibër të joneve Ag^+ dhe Cl^-

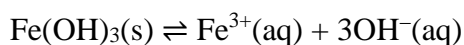
K_{sp} përfaqëson produktin e përqendrimeve ekuilibër të joneve që formohen në tretësirë gjatë shpërbërjes së pjesës së tretshme të kripës pak të tretshme.

Në shprehjen për K_{sp} përqendrimi i joneve të formuara gjatë shpërbërjes së kripës shkallëzohet me koeficientin stekiometrik nga ekuacioni i balancuar i reaksionit të disocimit.

Në përgjithësi, tretshmëria e kripërave është e ndryshme dhe mund të llogaritet nga vlera e K_{sp} . Nëse dihet përqendrimi i joneve në tretësirë, mund të llogaritet K_{sp} dhe anasjelltas. Llogaritja e K_{sp} tregohet nga ekuacionet e mëposhtme:



$$K_{sp} = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{F}^-)^2$$



$$K_{sp} = c(\text{Fe}^{3+}) \cdot c(\text{OH}^-)^3$$

Detyra 20 e zgjidhur.

Llogaritni produktin e tretshmërisë (K_{sp}) të klorurit të argjendit AgCl në 25 °C, nëse përqendrimi i joneve Ag^+ dhe Cl^- në tretësirë është $1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{Ag}^+) = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

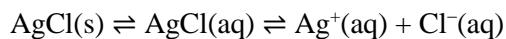
$$c(\text{Cl}^-) = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohet:

$$K_{sp}(\text{AgCl}) = ?$$

AgCl(s) është kripë e dobët e tretshme, pas shpërbërjes së pjesës së tretur të precipitatit

AgCl(s) \rightleftharpoons AgCl(aq), jonet Ag^+ dhe Cl^- formohen në tretësirë:



Kur dihet përqendrimi i ekuilibrit të joneve, K_{sp} , ai llogaritet sipas formulës:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

$$K_{\text{sp}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{\text{sp}} = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Detyra 21 e zgjidhur.

Llogaritni përqendrimin ekuilibër të joneve të përfuara në një tretësirë të sulfatit të plumbit (II) (PbSO_4) nëse vlera e K_{sp} është $1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$K_{\text{sp}}(\text{PbSO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Kërkohet:

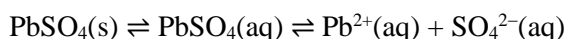
$$c(\text{Pb}^{2+}) = ?$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = ?$$

Shprehja për K_{sp} për këtë kripë do të jetë:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$

Nga procesi i shpërbërjes së pjesës së tretshme të kripës, shihet se jonet e formuara janë në një raport molar 1 : 1



$$n(\text{Pb}^{2+}) : n(\text{SO}_4^{2-}) = 1 : 1$$

$$n(\text{Pb}^{2+}) = n(\text{SO}_4^{2-})$$

Nëse zëvendësojmë kushtin $c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$ në formulën për K_{sp} , marrim:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Pb}^{2+})^2 \text{ ose } K_{\text{sp}} = c(\text{SO}_4^{2-})^2$$

Përqendrimi i joneve Pb^{2+} është i barabartë me përqendrimin e joneve SO_4^{2-} dhe llogaritet si rrënja katrore e K_{sp} :

$$c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = \sqrt{K_{\text{sp}}} = \sqrt{1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Duke krahasuar vlerën e K_{sp} me produktin e përqendrimit të joneve në tretësirë, mund të parashikohet nëse një kripë e tretshme do të precipitohet apo jo. Kur produkti i përqendrimit të joneve është më i madh se K_{sp} , atëherë substanca do të precipitohet, dhe kur produkti i përqendrimit të joneve është më i vogël se K_{sp} , atëherë substanca nuk do të precipitohet.

PËRMBLEDHJE

Elektrolitet janë substanca, tretësitrat ujore të të cilave përçojnë elektricitetin. Tretësitrat ujore të elektroliteve përmbajnë jone.

Jo-elektrolitet janë substanca, tretësitrat ujore të të cilave nuk përçojnë elektricitetin. Tretësitrat e jo-elektroliteve përmbajnë molekula.

Disocimi është procesi me të cilin komponimet jonike shpërbëhen në jone kur treten në ujë.

Shkalla e disocimit të elektrolitit (α) paraqet raportin ndërmjet numrit të molekulave të shpërndara dhe numrit të përgjithshëm të molekulave të tretura.

Elektrolitet e forta (kripërat, acidet dhe bazat e forta) shpërndahen plotësisht në ujë.

Elektrolitet e dobët (acidet dhe bazat e dobëta) shpërndahen pjesërisht në ujë.

Acidet (teoria e Arrhenius-it) janë substanca që, pas shpërbërjes në tretësitrat ujore, formojnë jonet H^+ si lloji i vetëm i kationeve.

Bazat (teoria e Arrhenius-it) janë substanca që, pas shpërbërjes në tretësitrat ujore, formojnë jonet OH^- si lloji i vetëm i anioneve.

Protolitet janë substanca që shkëmbejnë protonet (H^+), dhe reaksionet në të cilat shkëmbehen protonet quhen *reaksione protolitike*.

Një acid është substancë që dhuron protone. *Një bazë* është substancë që pranon protone.

Protolitet e forta janë substanca që japin dhe marrin me lehtësi protone.

Protolitët e dobët janë substanca që mezi japin dhe marrin protone.

Amfiprotolitët janë substanca që japin dhe marrin protone me të njëjtën lehtësi dhe vështirësi.

Reaksionet e pakthyeshme janë reaksione kimike që zhvillohen vetëm nga reaktantët në produkte.

Reaksionet e kundërta ose të kthyeshme janë reaksione kimike që ndodhin në drejtimin nga reaktantët tek produktet dhe anasjelltas, nga produktet në reaktantë.

Reaksion i drejtpërdrejtë është reaksion që rrjedh në drejtim nga reaktantët tek produktet (në të djathtë). *Reagimi i kundërt* është reagimi në të cilin reaktantët formohen nga produktet (në të majtë).

Konstanta e ekuilibrit kimik (K_c) paraqet raportin ndërmjet produktit të përqendrimit ekuilibër të produkteve të shkallëzuar në koeficientët e tyre stekimetricë dhe produktit të përqendrimit të reaktantëve, të shkallëzuar në koeficientët stoikiometricë përkatës.

Konstanta e disocimit është masë e forcës së një acidi ose baze. Për acidet e dobëta shënohet me K_a (konstanta e aciditetit), dhe për bazat e dobëta me K_b (konstanta e bazës).

Produkti jonik i ujit (K_w) është produkt i përqendrimit të joneve H^+ dhe OH^- . Vlera e K_w në $25\text{ }^\circ\text{C}$ është $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

Indeksi i hidrogjenit (pH) është logaritmi negativ i dekadës së përqendrimit të joneve H^+ .

pOH paraqet logaritmin negativ të përqendrimit të joneve të hidroksidit.

mjedis acid $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} < 7$

mjedis neutral $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} = 7$

mjedis bazë $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} > 7$

Indikatorët janë substanca që ndryshojnë ngjyrën në varësi të aciditetit të mjedisit.

Hidroliza e kripërave është proces protolitik, domethënë një proces i shkëmbimit të protoneve midis joneve të kripës dhe ujit.

Puferët janë tretësira që bëjnë të mundur ruajtjen e vlerës së pH të tretësirës kur shtohet një sasi e vogël e një acidi të dobët ose i një baze të dobët.

Produkti i tretshmërisë (K_{sp}) përfaqëson produktin e përqendrimeve të ekuilibrit të joneve që formohen në tretësirë gjatë shpërbërjes së pjesës së tretshme të kripës pak të tretshme.

PYETJE DHE DETYRA

1. Tregoni procesin e shpërbërjes elektrolitike të përbërjeve të mëposhtme në tretësirat ujore dhe tregoni se cilët prej tyre janë elektrolite të fortë dhe cilët janë elektrolitë të dobët: HCl, H₂SO₃, NH₄OH, K₃PO₄, CH₃COOH, AlCl₃, Fe(OH)₂, NH₄NO₃, HClO₄, Ba(OH)₂, H₃PO₃ dhe Bi(OH)₃?
2. Emërtoni përbërjet nga detyra 1.
3. Llogaritni vlerën e shkallës së disocimit elektrolitik (α) të HF:
 - a) $c(\text{HF}) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,022 \text{ mol/dm}^3$ (Përgjigje: $\alpha = 4,4 \%$)
 - b) $c(\text{HF}) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,0056 \text{ mol/dm}^3$ (Përgjigje: $\alpha = 11,2 \%$)
 Si ndikon përqendrimi i HF në vlerën e α ? Shpjegoni.
4. Vlera e shkallës së shpërbërjes elektrolitike të acidit acetik (CH₃COOH) në 25 °C është 1,34 %. Llogaritni përqendrimin e joneve H⁺ në tretësirë nëse përqendrimi i CH₃COOH është 0,1 mol/dm³. (Përgjigje: $c(\text{H}^+) = 0,00134 \text{ mol/dm}^3$)
5. Shkruani produktet e reaksioneve protolitike të mëposhtme:

$$\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{HF}(\text{aq}) \rightarrow$$

$$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$$

$$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow$$

$$\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow$$
 Etiketoni çiftet acid/bazë të konjuguar dhe bazë/konjuguar acid.
6. Uji është amfiprotolith. Çfarë do të thote ajo? Shkruani ekuacionin për reaksionin autoproteolitik të ujit.
7. Renditni acidet e mëposhtme sipas forcës nga më i forti tek më i dobëti, duke ditur vetitë e tyre vlerat e K_a :
 - a) Acidi formik (HCOOH), $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
 - b) Acidi hidrocianik (HCN), $K_a = 4,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$
 - c) Acidi benzoik (C₆H₅COOH), $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$
8. Shkruani shprehjen për konstanten e ekuilibrit (K_a) për acidet nga problemi 14.
9. Llogaritni vlerat p*K*_a të acideve nga problemi 14. (Përgjigje: p*K*_a (HCOOH) = 3,74; p*K*_a (HCN) = 9,4; p*K*_a (C₆H₅COOH) = 4,2)
10. Pse nuk ka protone të lirë (H⁺) në ujë?
11. Përcaktoni aciditetin e mediumit në rastin kur:
 - a) $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$ (Përgjigje: pH = 11)
 - b) $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ (Përgjigje: pH = 10)
12. Llogaritni përqendrimin e joneve OH⁻ në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve H⁺ është 1,0 · 10⁻⁶ mol/dm³. Përcaktoni se cili do të jetë karakteri i mjedisit. (Përgjigje: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$)
13. Njehsoni përqendrimin e joneve H⁺ në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve OH⁻ është 1,2 · 10⁻⁸ mol/dm³. Përcaktoni se cili do të jetë karakteri i mjedisit. (Përgjigje: $c(\text{H}^+) = 8,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$)
14. Llogaritni përqendrimin e joneve H⁺ dhe OH⁻ në një tretësirë të acidit klorhidrik (HCl) me përqendrim 0,001 mol/dm³. (Përgjigje: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; $c(\text{OH}^-) = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$)

15. Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- në një tretësirë të hidroksidit të kaliumit (KOH) me përqendrim $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. (Përgjigje: $c(H^+) = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$; $c(OH^-) = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)
16. Llogaritni vlerën e pH dhe pOH të acidit në stomak nëse përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) është $1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$. Sa do të jetë aciditeti i mjedisit? (pH = 2,8; pOH = 11,2)
17. Cila nga tretësirat ka më shumë aciditet $0,05 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_3$ ose $0,05 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$? Shpjegoni përgjigjen. (Përgjigje: $\text{pH}(\text{HNO}_3) = 1,3$; $\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$)
18. Njehsoni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- në një tretësirë që ka pH = 4,4. (Përgjigje: $c(H^+) = 3,98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $c(OH^-) = 2,52 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$)
19. Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- në një tretësirë me pOH = 5. (Përgjigje: $c(H^+) = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $c(OH^-) = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$)
20. Çfarë janë treguesit? Cilët janë treguesit më të përdorur? Cila është ngjyra e tyre në mjedis acid dhe bazik.
21. Cila do të jetë ngjyra e treguesve: letër lakmushi, fenolftaleinë dhe portokalli metil në tretësirat e mëposhtme:
 - a) hidroksid kaliumi (KOH)
 - b) klorid sodium (NaCl)
 - c) acid nitrik (HNO_3)

22. Plotësoni tabelën

Kripe	Acid	Baze	pH
NaNO_3	HNO_3	NaOH	≈ 7
$\text{Mg}(\text{CN})_2$			
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$			
NaClO_4			
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			

23. Emërtoni kripërat, acidet dhe bazat nga problemi 22.
24. Shkruani formulat dhe emrat e acideve dhe bazave nga të cilat janë formuar kripërat e mëposhtme: K_3PO_3 , NH_4Cl , LiClO_4 , NH_4NO_2 , NaF , CaCl_2 . Emërtoni kripërat.
25. Cila nga kripërat e problemit 24 hidrolizohet në tretësirat ujore? Sa do të jetë aciditeti i tretësirave të formuara? Arsyetoni përgjigjen.
26. Çka janë pufërët? Çfarë pufërësh ka sipas përbërjes? Jep një shembull.
27. Puferi i amoniakut përbëhet nga amoniaku me bazë të dobët (NH_3) dhe jonet e amonit të acidit të konjuguar (NH_4^+) që rrjedhin nga kloruri i amonit (NH_4Cl). Shpjegoni se si ky pufër ruan vlerën e pH të tretësirës kur shtoni:
 - a) NaOH
 - b) HCl
28. Shpjegoni me ndihmën e barazimeve mekanizmin e veprimit të pufërit të përbërë nga acidi nitrik (HNO_2) dhe nitriti i natriumit (NaNO_2), kur shtoni:
 - a) KOH
 - b) HBr
29. A është tretësirë e acidit perklorik (HClO_4) dhe perkloratit të natriumit (NaClO_4) pufër? Shpjegoni!
30. Shkruani shprehjen për produktin e tretshmërisë (K_{sp}) të kripërave të mëposhtme:

- a) kromat argjendi (Ag_2CrO_4)
- b) jodur plumbi(II). (PbI_2)
- c) sulfat bariumi (BaSO_4)

31. Llogaritni produktin e tretshmërisë (K_{sp}) të sulfatit të bariumit (BaSO_4) nëse përqendrimi i joneve Ba^{2+} dhe SO_4^{2-} në tretësirë është i barabartë dhe i barabartë $1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. (Përgjigje: $K_{\text{sp}} = 1,103 \cdot 10^{-10}$).

32. Vlera numerike e K_{sp} për sulfatin e plumbit (II) (PbSO_4) është $1,8 \cdot 10^{-8}$;

- a) Shkruani shprehjen për K_{sp} dhe përcaktoni në cilat njësi është shprehur?
- b) Llogaritni tretshmërinë e PbSO_4 , gjegjësisht përqendrimin e joneve Pb^{2+} dhe SO_4^{2-} në tretësirë. (Përgjigje: $c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$;

3.3. Bazat e analizës sasiore

Një analizë e plotë kimike e një substance të panjohur përfshin një analizë cilësore që do t'i përgjigjet pyetjes, *çfarë po analizohet?* dhe analiza sasiore, nga rezultatet e së cilës do të merren *njohuri për sasinë e substancës së hetuar në kampionin për analizë?*

Kështu, analiza kimike cilësore merret me hetimet që lidhen me përbërjen e substancave (shpjeguar në detaje në njësinë modulare 2), ndërsa analiza sasiore ka të bëjë me përcaktimin e sasisë së substancës, ose substancave, në mostër.

Zgjedhja e metodës së analizës varet nga karakteristikat e substancës që analizohet, si dhe nga mundësitë e metodave sasiore të disponueshme në laboratorin kimik. Metodat sasiore më të përdorura të analizës janë:

- gravimetria;
- volumetria;
- metoda instrumentale.

3.3.1. Gravimetria – parimet themelore

Metodat gravimetrike janë përdorur kryesisht për përcaktimin e kationeve dhe anioneve inorganike, si dhe të komponentëve neutralë si: uji, dioksidi i karbonit (CO₂), cdioksidi i squfurit (SO₂) dhe jodi (I₂). Megjithatë, këto metoda mund të përdoren gjithashtu për përcaktimin e një numri përbërjesh të ndryshme organike. Disa shembuj të përcaktimit gravimetrik janë: laktoza në produktet e qumështit, salicilatet në përgatitjen e ilaçeve, fenolftaleina në laksativë, nikotina në pesticide, kolesterolin në drithëra, benzaldehidi në ekstraktet e bajameve, etj. Nga këta shembuj është e qartë se metodat gravimetrike përdoren shpesh në analizat sasiore.

Sipas metodës së ekzekutimit, ekzistojnë disa metoda të ndryshme gravimetrike, nga të cilat metoda më e përdorur është metoda që përcakton sasinë e sasisë së analitit, me precipitimin e tij nga tretësira. Në këtë mënyrë, analiti shndërrohet në një formë që mund të izolohet dhe matet plotësisht. Kjo metodë gravimetrike quhet **gravimetria e sedimentimit**, për të cilën në tekst do të përdoret vetëm termi **gravimetri**.



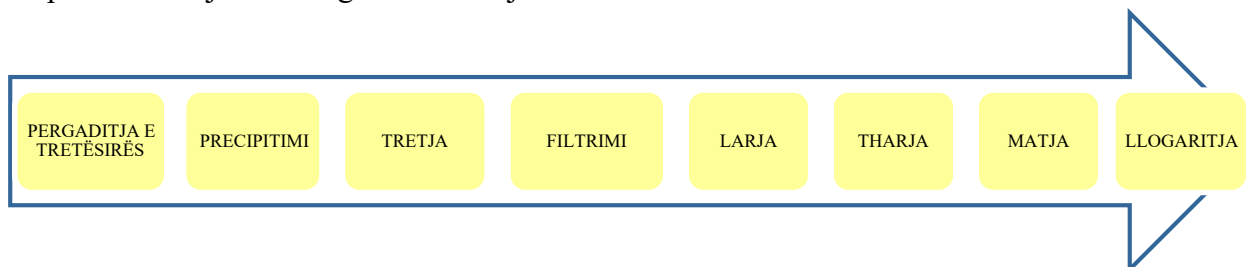
Baza e analizës gravimetrike janë reaksionet në të cilat përftohet një përbërje ose precipitat i vështirë i tretshëm. Këto reaksione quhen **reaksione të precipitimit**.

Analit është substanca që analizohet, domethënë përcaktohet në mënyrë sasiore. Para fillimit të analizës gravimetrike është e rëndësishme të dihet nëse analiti mund të përcaktohet në mënyrë gravimetrike. Do të thotë të dish nëse mund të shndërrohet në një përbërje pak të tretshme me një reagent të caktuar.

Reagent precipitues është reagenti që shtohet për të formuar precipitatin. Reagenti i precipitimit duhet të jetë specifik dhe selektiv, domethënë duhet të precipitojë analitin e interesuar.

Reagentët specifikë janë reagentët që reagojnë vetëm me një përbërje të caktuar, dhe reagentët që reagojnë me përbërës të shumtë me strukturë të ngjashme quhen selektivë. Produkti i përfutur nga reaksioni me reagentin precipitues është përbërës pak i tretshëm dhe quhet **precipitat**.

Hapat bazë të një analize gravimetrike janë:



Përgatitja e tretësirës bëhet duke e tretur mostrën më së shumti në ujë, por mund të përdoren edhe tretës të tjerë.

Për precipitimin, zgjidhet një reagent i përshtatshëm precipitimi, i cili do të formojë një precipitat të vështirë për t'u tretur me analitin.

Tretja është proces në të cilin precipitati lihet të qëndrojë për ca kohë në tretësirë. Si rezultat, fitohet një precipitat më i pastër, sepse precipitati është në ekuilibër dinamik me tretësirën, ndërsa proceset e tretjes dhe të precipitimit zhvillohen njëkohësisht.

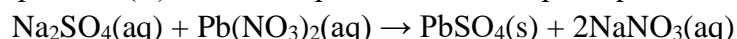
Është shumë e rëndësishme që precipitati të *filtrohet* dhe lahet lehtësisht. Precipitatet e përbëra nga grimca më të mëdha janë më të lehta për tu filtruar dhe larë, këto precipitate janë më të pastra dhe humbjet gjatë përcaktimit janë më të ulëta. Kur grimcat e sedimentit janë të vogla, filtrimi mund të dështojë, ndër të tjera si rezultat i grimcave që kalojnë përmes letrës filtri. Performanca e filtrimit ndikohet gjithashtu nga shpejtësia e filtrimit, e cila duhet të rregullohet. Për të shmangur humbjet e analitit gjatë analizës, tretshmëria e precipitatit duhet të jetë sa më e ulët që të jetë e mundur. *Larja* e precipitatit kryhet për të hequr tretësin e mbetur dhe papastërtitë.

Në fund, precipitati *thahet* për të hequr të gjitha gjurmët e tretësit. Gjatë tharjes në temperaturë deri në 110 °C në tharëse laboratorike hiqet lagështia dhe tretësit lehtësisht të avullueshëm. Në rastin kur duhet të arrihen temperatura më të larta për zbërthimin termik të precipitatit përpara matjes, përdoret një furrë mbytëse për pjekjen. Pjekja e precipitatit kryhet së bashku me letrën filtri në enë porcelani, me rritje graduale të temperaturës. Në disa raste gjatë pjekjes, është e mundur që precipitati të dekompozohet në një përbërje me përbërje të njohur.

Pas tharjes dhe pjekjes, precipitati *peshohet* dhe masa e tij përdoret në llogaritjet që lejojnë aplikimin sasior të gravimetrisë.

Një shembull i analizës gravimetrike është përcaktimi i plumbit në ujin e pijshëm. Nëse plumbi është i pranishëm në ujin e pijshëm, ka shumë të ngjarë në formën e kationit dyvalent të plumbit (Pb^{2+}). Një përbërës pak i tretshëm i kationit Pb^{2+} është sulfati i plumbit (II) ($PbSO_4$). Për të marrë këtë precipitat, mostrës që përmban jone Pb^{2+} i shtohet sulfat natriumi

(Na_2SO_4). PbSO_4 përftohet si produkt i reaksionit, i cili është precipitat i bardhë në formën e kristaleve të vegjël. Nëse supozohet se kationi Pb^{2+} në ujin e pijshëm është i pranishëm në formën e nitratit të plumbit (II), atëherë depozitimi mund të përfaqësohet me ekuacionin



Precipitati i formuar i PbSO_4 ndahet nga tretësira me anë të filtrimit. Më pas, precipitati thahet dhe peshohet. Nga rezultati i përfutur llogaritet masa e plumbit në një vëllim të caktuar të ujit të pijshëm.

Avantazhi i analizës gravimetrike është se ajo kryhet në mënyrë të thjeshtë dhe karakterizohet nga saktësi dhe saktësi e lartë (precipitati përmban 99,99 % të analitit). Disavantazhi më i madh i kësaj metode është se analiza kërkon një kohë shumë të gjatë. Prandaj, sa herë që është e mundur, zbatohen metoda instrumentale.

Detyra 22 e zgjidhur.

Për të përcaktuar përmbajtjen e plumbit (Pb^{2+}) në ujin e pijshëm, jonet Pb^{2+} precipitohen në formën e sulfatit të plumbit (II) (PbSO_4), dhe Na_2SO_4 përdoret si reagent për precipitim. Pas shtimit të tepicës së Na_2SO_4 fitohet një precipitat i PbSO_4 me masë 320 mg. Llogaritni masën e Pb^{2+} në 1 L të mostrës së ujit të pijshëm, të shprehur në miligram (mg).

Zgjidhje:

E dhënë:

$$m(\text{PbSO}_4) = 320 \text{ mg}$$

Kërkohet:

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

Shembull: ujë të pijshëm

Analiti: Pb^{2+} ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)

Reagjenti i precipitatit: Na_2SO_4

Meqenëse shtohet një tepicë e reagentit precipitues (Na_2SO_4), supozohet se i gjithë plumbi (Pb^{2+}) i pranishëm në kampion do të precipitohet si PbSO_4 .

Pjesëmarrja mesatare e plumbit (Pb^{2+}) në sulfatin e plumbit (II) llogaritet sipas formulës për llogaritjen e pjesës së elementeve në një përbërje:

$$w(\text{Pb}^{2+})_{\%} = \frac{x \cdot A_r(\text{Pb}^{2+})}{M_r(\text{PbSO}_4)} \cdot 100$$

$w(\text{Pb}^{2+})$ përqëndrimi masor i masës së plumbit

x është numri i joneve të plumbit, Pb^{2+}

A_r është masa atomike relative atomike e Pb^{2+}

M_r është masa relative molekulare relative e PbSO_4

$$M_r(\text{PbSO}_4) = A_r(\text{Pb}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 207,2 + 32,06 + 4 \cdot 16 =$$

303,26 Përqëndrimi masor i plumbit, sipas formulës do të jetë:

$$w(\text{Pb}^{2+})_{\%} = \frac{207,2}{303,26} \cdot 100 = 68,32 \%$$

Duke zëvendësuar vlerën për fraksionin masiv të Pb^{2+} dhe masën e PbSO_4 në formulën për llogaritjen e pjesës masive të përbërësve në një përzjerje:

$$w(\text{Pb}^{2+})_{\%} = \frac{m(\text{Pb}^{2+})}{m(\text{PbSO}_4)} \cdot 100$$

Masa e Pb^{2+} llogaritet:

$$m(\text{Pb}^{2+}) = w(\text{Pb}^{2+}) \cdot m(\text{PbSO}_4) = 0,6832 \cdot 320 \text{ mg} = 218,62 \text{ mg}$$



Masa e lëndës analitike nuk duhet të jetë më e madhe se masa e kampionit. Në këtë shembull masa e Pb^{2+} nuk duhet të jetë më e madhe se masa e PbSO_4 .

3.3.2. Vëllimetria – parimet dhe metodat

Volumetria është metodë sasiore për përcaktimin e përqendrimit të një lënde të caktuar, duke matur vëllimin e një tretësire me një përqendrim të njohur. Në fakt, analiza vëllimore i referohet një grupi metodash të ndryshme analitike të përdorura për përcaktimin sasiore të një analiti në një zgjidhje provë.

Tretësirë provë është tretësira që përmban analitin. **Analit** (titrand) është substanca përqendrimi i së cilës përcaktohet.

Tretësirë standarde (titrant) është tretësirë me një përqendrim të njohur saktësisht. Vëllimi i tij përdoret për të llogaritur përqendrimit të analitit në tretësirën e provës.

Zgjidhjet standarde (standardet analitike) të përdorura në volumetrikë mund të jenë:

- tretësirë standarde primare;
- tretësirë standarde dytësore.

Tretësirat e substancave me karakteristikat e mëposhtme mund të përdoren si tretësira standarde primare ose standarde primare:

- pastërti e lartë;
- lehtësisht i disponueshëm dhe i lirë;
- lehtësisht i tretshëm dhe formojnë tretësira të qëndrueshme;
- masë molare e madhe;
- të qëndrueshme në ajër.

Është e rëndësishme që tretësirat standarde primare të jenë të qëndrueshme, domethënë, përqendrimi i substancës së tretur të mos ndryshojë gjatë qëndrimit si rezultat i ndërveprimit me ajrin ose ujin në të cilin është tretur. Reagimi i tretësirës standarde me lëndën analitike duhet të bëhet shpejt dhe në mënyrë sasiore, duke ulur kështu përqindjen e gabimit në rezultatet e përcaktimit. Është gjithashtu e rëndësishme që pika përfundimtare e titrimit të mund të përcaktohet lehtësisht nga një tregues, ose ndryshe. Kur nuk ka standard primar për një titrim të caktuar, përdoren **tretësirat standarde dytësore** ose standardet dytësore. Përqendrimi i standardit dytësor përcaktohet duke përdorur një zgjidhje standarde parësore, me një procedurë të quajtur standardizim.



Standardizimi është një procedurë e titrimit të një tretësire standarde dytësore me një standard primar, me qëllim përcaktimin e saktë të përqendrimit të saj.

Saktësia e rezultateve të titrimit varet nga saktësia me të cilën përcaktohet përqendrimi i tretësirës standarde dytësore.



Përgatitja e tretësirave standarde parësore dhe dytësore, si dhe procedura e standardizimit, shpjegohen në detaje për secilën metodë vëllimore veç e veç.

Pika ekuivalente e titrimit është pika kur sasia e analitit është e barabartë me sasinë e tretësirës standarde. Kur arrihet pika e ekuivalencës varet nga stoikiometria e reaksionit, ajo nuk mund të përcaktohet në mënyrë eksperimentale. Pika ekuivalente e titrimit arrihet sipas raportit molik specifik të reaktantëve. Në rastin kur substancat reagojnë në një raport 1:1, pika e ekuivalencës arrihet kur reagojnë sasi të barabarta të reaktantëve.

Pika përfundimtare e titrimit arrihet në momentin kur përfundon reaksioni. Pika përfundimtare vihet re nga disa ndryshime fizike në procesin e titrimit. Për shembull, një ndryshim në ngjyrën e tretësirës së testuar (kur tretësira standarde është me ngjyrë), një ndryshim në ngjyrën e treguesit, formimi i një përbërje komplekse me ngjyrë, formimi i një përbërjeje të patretshme (precipitat), etj. Sa më i madh të jetë diferenca midis pikës ekuivalente dhe përfundimtare të titrimit, aq më i madh është gabimi i bërë në titrim dhe anasjelltas.

Titrimi është procedurë në të cilën tretësira standarde i shtohet gradualisht tretësirës së provës me përzjerje të vazhdueshme. Tretësira standarde është zakonisht në një biretë, ndërsa tretësira e provës është në një balonë Erlenmejer. Bureta mbushet me kujdes me tretësirën standarde në mënyrë që të mos mbeten fluska ajri. Për një lexim të saktë të vëllimit nga bureta, është më mirë ta mbushni atë në nivelin e syrit të analistit që lexon volumin. Reaksioni fillon me shtimin graduale (pike pas pike) të solucionit standard nga bureta në tretjen e provës në balonën Erlenmejer. Fillimisht tretësira standarde shtohet në pjesë më të mëdha, më pas afër pikës së fundit shtohet me kujdes dhe pikë-pikë. Tretësira standarde shtohet derisa reaksioni të përfundojë plotësisht, domethënë derisa të arrihet pika përfundimtare e titrimit.

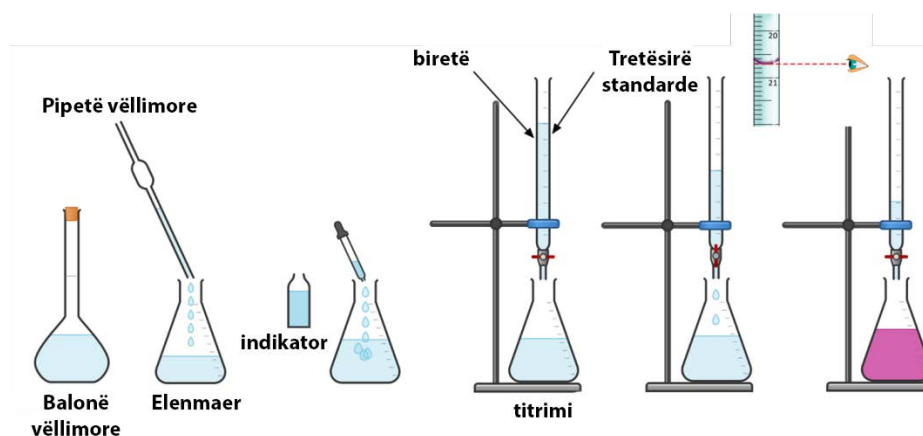


Figura 3.10 Procedura e vendosjes së tubave dhe e titrimit

Tretësira e testuar merret në një balonë matëse (balonë ose balonë vëllimore). Një vëllim i caktuar nxirret prej tij me pipetë dhe transferohet në mënyrë sasiore në një Ehrlenmeier për titrim. Balonja Erlenmeier vendoset nën tapën e biritës në një sipërfaqe të bardhë (mund të jetë një fletë e bardhë) në mënyrë që të vërehet më lehtë ndryshimi i ngjyrës së tretësirës së provës kur të përfundojë reaksioni. Procedura e titrimit përsëritet tri herë. Vëllimi i tretësirës standarde të përdorur për titrimin llogaritet si vlera mesatare e vëllimeve të tre titrimeve. Vlera e fituar përdoret për të llogaritur masën ose përqendrimin e analitit në tretësirën e provës. Diferenca në vëllim nga një titrim në tjetrin nuk duhet të jetë më i madh se 0,05 mL.

Reaksionet që përdoren si bazë e metodave vëllimore për përcaktimin sasior të analitëve të ndryshëm janë dhënë në tabelën 3.4.

Tabela 3.4 Metodatat vëllimore të analizës

Metodat e analizës	Reaksioni bazë
Acid-bazë	
acidimetria	<i>reaksionet ndërmjet acidit dhe bazës</i>
alkalimetria	
Oksidativo-reduktues	
permanganometria	<i>reaksionet e oksidimit dhe reduktimit</i>
iodometria	
Precipitimit	
argjentometria	<i>reaksionet e formimit të precipitimit</i>
Kompleksometrike	
e drejtpërdrejtë	<i>reaksionet e formimit të komponimeve komplekse</i>
indirekte	



Kur shkruani ekuacionet e reaksionit që janë baza e metodave vëllimore, gjendja e pjesëmarrësve në secilin prej ekuacioneve tregohet në përputhje me rrethanat: g (gaz), l (lëng) s (i ngurtë). Tretësirat ujore (aq) nuk tregohen në ekuacione.

3.3.3.1. Metodatat acido-bazike të analizës

Në metodatat acido-bazike të analizës, analitet janë acide (të forta ose të dobëta) ose baza (të forta ose të dobëta), ose substanca që formojnë acide ose baza gjatë një reaksioni. Si tretësira standarde përdoren zakonisht tretësirat e acideve të forta (HCl, HClO₄, H₂SO₄) dhe bazave të forta (NaOH, KOH), sepse reagimi i tyre me lëndën analitike është i shpejtë dhe i plotë.

Reaksioni bazë mbi të cilin bazohen metodatat acido-bazike të analizës është *reaksioni i neutralizimit*, domethënë një reaksion midis një acidi dhe një baze, që rezulton në kripë dhe ujë. Në varësi të faktit nëse acidi është analiti dhe baza është tretësira standarde ose anasjelltas, metodatat e analizës acid-bazë ndahen në:

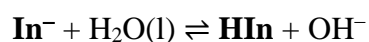
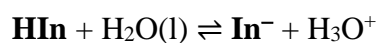
- acidimetria;
- alkalimetria.

Meqenëse tretësirat e acideve dhe bazave janë përgjithësisht pa ngjyrë, treguesit përdoren për të përcaktuar se kur përfundon reaksioni midis tyre (pika përfundimtare).

Indikatorët përfaqësojnë acide ose baza organike të dobëta.

Më shpesh, forma molekulare e acidit ose bazës ka një ngjyrë të ndryshme nga baza e saj e konjuguar ose acidi i konjuguar. Cila nga këto forma do të mbizotërojë në tretësirë varet nga aciditeti i mjedisit.

Treguesit që ndryshojnë ngjyrën në varësi të aciditetit të mjedisit quhen tregues acido-bazikë ose tregues të pH. Reagimi protolitik i një treguesi që është acid i dobët dhe baza e tij e konjuguar me ujin mund të tregohet si më poshtë:



Ndryshimi i ngjyrës së treguesit duhet të vërehet lehtësisht kur të arrihet pika përfundimtare e titrimit. Nga treguesit acid-bazë, më shpesh përdoren fenolftaleina dhe portokalli metil..

► Acidimetria

Acidimetria (acid – acid) është metodë vëllimore në të cilën përqendrimi i një baze (të fortë ose të dobët) përcaktohet me një zgjidhje standarde të një acidi të fortë.

Një zgjidhje e testuar në acidimetri mund të jetë një bazë e fortë ose e dobët, ose një substancë që formon një bazë gjatë një reaksioni. Një tretësirë standarde është tretësirë e një acidi të fortë, i cili është zgjidhje standarde dytësore, kështu që duhet të standardizohet. Një zgjidhje standarde dytësore e karbonatit të natriumit (Na_2CO_3) përdoret zakonisht për standardizim.

Përcaktimi acidimetrik i masës së hidroksidit të natriumit (NaOH)

Për përcaktimin acidimetrik të masës së NaOH, acidi klorhidrik (HCl) përdoret si tretësirë standarde. Kur titroni një bazë të fortë me një acid të fortë, pika përfundimtare e titrimit pritet të jetë në mjedisin neutral. Megjithatë, NaOH thith një sasi të vogël të CO_2 nga ajri dhe pika përfundimtare do të arrihet në një mjedis të dobët acid. Prandaj, një tregues i përshtatshëm për këtë titrim është portokallia metil, e cila ka një ngjyrë të verdhë në një mjedis bazë dhe një ngjyrë të kuqe-portokalli në një mjedis të dobët acid. Kur të arrihet pika përfundimtare e titrimit, ngjyra e portokallit metil do të ndryshojë nga e verdha (NaOH) në e kuqe-portokalli (HCl). Në fakt, në pikën përfundimtare tretësira bëhet pak acid ($\text{pH} < 7$), për shkak të së cilës treguesi ndryshon ngjyrën.

Përcaktimi acidimetrik i masës së NaOH bëhet në hapat e mëposhtëm:



1. Përgatitja e tretësirës standarde të HCl
2. Përgatitja e tretësirës Na_2CO_3 për standardizim
3. Standardizimi i tretësirës së HCl
4. Përcaktimi acidimetrik i masës së NaOH

Përgatitja e tretësirës standarde të HCl

Tretësira standarde e HCl përgatitet me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$, me hollim nga një tretësirë e koncentruar.

Detyra 23 e zgjidhur.

Çfarë vëllimi HCl i përqendruar nevojitet për të përgatitur 500 cm^3 të një tretësire HCl $0,1 \text{ mol/dm}^3$? Përqindja e HCl në tretësirën e koncentruar është 37 %, dhe dendësia e saj është $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$\rho_1(\text{HCl}) = 1,18 \text{ g/cm}^3 = 1180 \text{ g/dm}^3$$

$$w_1(\text{HCl}) = 37 \% = 0,37$$

$$c_2(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(\text{p-p}) = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ L}$$

Kërkohet:

$$V_1(\text{p-p}) = ?$$

Nga të dhënat për fraksionin masiv dhe densitetin e HCl, mund të llogaritet masa (γ) dhe përqendrimi vëllimor (c) i HCl.

$$\gamma(\text{HCl}) = w(\text{HCl}) \rho \cdot (\text{p-p})$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{\gamma(\text{HCl})}{M(\text{HCl})}$$

Nga kombinimi i formulave rezulton:

$$c_1(\text{HCl}) = \frac{\gamma_1(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{w_1(\text{HCl}) \cdot \rho_1(\text{p-p})}{M(\text{HCl})} = \frac{0,37 \cdot 1180 \text{ g/dm}^3}{36,45 \text{ g/mol}} = 11,97 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{HCl}) = 36,45 \text{ g/mol}$$

Nga formula për hollimin e tretësirave:

$$c_1(\text{HCl}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

Ilogaritni vëllimin e HCl të përqendruar që duhet marrë për të përgatitur tretësirën me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$:

$$V_1(\text{p-p}) = \frac{c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{p-p})}{c_1(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3}{11,97 \text{ mol/dm}^3} = 0,00417 \text{ dm}^3 = 4,17 \text{ cm}^3$$

Për të përgatitur 500 cm^3 tretësirë me përqendrim të HCl $0,1 \text{ mol/dm}^3$, duhet të merren dhe të përqendrohen $4,2 \text{ cm}^3$ HCl me një fraksion masiv 37% dhe me densitet $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Matni rreth $4,2 \text{ cm}^3$ tretësirë të përqendruar të HCl duke përdorur një filxhan matës dhe transferojeni në një balonë vëllimore 500 cm^3 . Balona më pas mbushet deri në pikën me ujë të distiluar. Në këtë mënyrë përgatitet tretësirë e HCl me përqendrim të përafërt $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Përqendrimi i saktë i tretësirës së HCl përcaktohet me standardizim, me një tretësirë standarde primare të Na_2CO_3 .

Përgatitja e tretësirës Na₂CO₃ për standardizim

Për të kryer titrimin e dy tretësirave (HCl dhe Na₂CO₃) me vëllime afërsisht të njëjta, përgatitet tretësira e Na₂CO₃ me përqendrim 0,05 mol/dm³. Nga ekuacioni i reaksionit që zhvillohet ndërmjet HCl dhe Na₂CO₃ shihet se ato reagojnë në raport molar 2 : 1. Prandaj përqendrimi i Na₂CO₃ duhet të jetë dy herë më i ulët.



Detyra 24 e zgjidhur.

Njehsoni masën e Na₂CO₃ që duhet matur për të përgatitur një tretësirë me vëllim 250 cm³ dhe përqendrim të Na₂CO₃ 0,05 mol/dm³.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

Kërkohe:

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

Duke kombinuar formulat për sasinë e Na₂CO₃, të shprehur në masë (*m*) dhe përqendrim vëllimor (*c*):

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} \longrightarrow \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p})$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p})$$

fitohet formula për llogaritjen e masës së Na₂CO₃:

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

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

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,325 \text{ g}$$

Për të përgatitur 250 cm³ tretësirë me përqendrim Na₂CO₃ 0,05 mol/dm³, duhet të peshohen 1,325 g lëndë.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: 1,325 g Na₂CO₃ anhidër me pastërti standarde parësore maten në një bilanc analitik në një filxhan matës. Masa transferohet në mënyrë sasiore përmes një hinke në një balonë matëse prej 250 cm³. Balona mbushet me ujë të distiluar deri në gjysmën e vëllimit dhe përzihet derisa të tretet Na₂CO₃ e ngurtë. Balona mbushet më pas deri në shenjë me ujë të distiluar.

Pas përgatitjes së tretësirës, përqendrimi i Na₂CO₃ me masën e matur saktë llogaritet sipas formulës:

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



Llogaritni përqendrimin e tretësirës Na₂CO₃ nëse në 250 cm³ tretet një masë e matur prej 1,321 g.

Standardizimi i tretësirës së HCl

Tretësira standarde e Na₂CO₃ përdoret për standardizimin e tretësirës së HCl e cila ka një përqendrim të përafërt prej 0,1 mol/dm³. HCl reagon me Na₂CO₃, në një raport molar 2 : 1 (ekuacioni i reaksionit është dhënë më sipër).

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

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

Nëse sasia (n) shprehet si produkt i përqendrimit dhe vëllimit ($c \cdot V$), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të HCl:

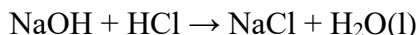
$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

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

Procedura e standardizimit: Një buretë e pastër dhe e thatë mbushet me tretësirën e HCl me përqendrim 0,1 mol/dm³. Hidhni me pipetë 20 cm³ tretësirë të Na₂CO₃ dhe transferojeni në një balonë Erlenmejer 250 cm³. Dy pika tregues metiloranzhi shtohen në balonën Erlenmejer dhe tretësira bëhet e verdhë. Titrimi kryhet derisa të arrihet pika përfundimtare, e cila mund të vërehet nga një ndryshim në ngjyrën e treguesit nga e verdha në të kuqe-portokalli. Në atë moment, lexohet vëllimi i HCl i përdorur për titrimin. Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të HCl nga të tre titrimet përdoret për llogaritjen e përqendrimit të HCl.

Përcaktimi acidimetrik i masës së NaOH

Përcaktimi acidimetrik i masës së NaOH kryhet me tretësirën e standardizuar të HCl. Është reaksion neutralizimi në të cilin produktet janë klorur natriumi (NaCl) dhe uji.



Ekuacioni i balancuar tregon se pika ekuivalente e titrimit do të arrihet kur 1 mol NaOH neutralizohet nga 1 mol HCl.

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

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

Nëse sasia e NaOH shprehet në masë (m), dhe sasia e HCl shprehet në përqendrim (c):

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

fitohet formula për llogaritjen e masës së NaOH:

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

Procedura e përcaktimit: Mostra e NaOH merret në një balonë matëse prej 100 cm³. Hidhni me pipetë 20 cm³ të tretësirës së testuar të NaOH dhe transferojeni në një balonë Erlenmejer 250 cm³. Dy pika të treguesit metiloranzhi shtohen në balonën Erlenmejer dhe tretësira bëhet e verdhë. Reaksioni fillon duke shtuar tretësirën standarde të HCl në tretësirën provë të NaOH, me përzierje të vazhdueshme. Një ndryshim në ngjyrën e tretësirës nga e verdha në të kuqe-portokalli tregon se është arritur pika përfundimtare e titrimit.

Në atë moment, lexohet vëllimi i HCl i përdorur për titrimin. Procedura e titrimit përsëritet edhe dy herë të tjera. Vëllimi i HCl llogaritet si mesatare e vëllimeve të tre titrimeve. Vlera që rezulton përdoret për të llogaritur masën e NaOH.

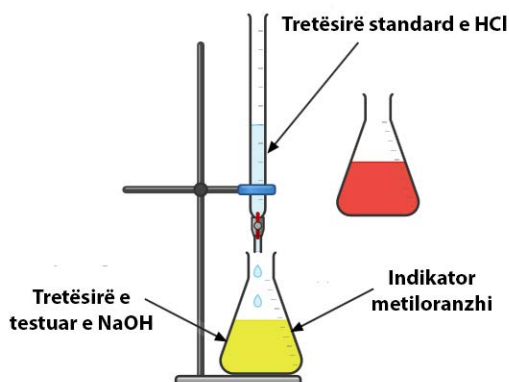


Figura 3.11 Titrimit i NaOH me HCl



Gjatë zgjidhjes së problemeve vëllimore që zgjidhen sipas një ekuacioni kimik, së pari duhet të balancohet ekuacioni.

Alkalimetria

Alkalimetria (*alkali* – bazë) është metodë vëllimore në të cilën përqendrimi i një acidi (i fortë ose i dobët) përcaktohet me një zgjidhje standarde të një baze të fortë.

Hidroksidi i natriumit (NaOH) dhe hidroksidi i kaliumit (KOH) përdoren zakonisht si zgjidhje standarde në alkalimetri. Këto substanca nuk kanë pastërtinë e një standardi parësor, prandaj tretësirat e tyre përgatiten me një përqendrim të përafërt dhe më pas standardizohen. Zgjidhja e standardizuar e HCl përdoret zakonisht për standardizim. Zgjidhja e testuar mund të jetë një acid i fortë ose i dobët, ose një substancë që formon një acid gjatë një reaksioni.

Përcaktimi alkalimetrik i masës së acidit acetik (CH_3COOH)

Për përcaktimin alkalimetrik të masës së CH_3COOH përdoret një tretësirë standarde bazë, për shembull NaOH. Kur titroni një acid të dobët me një bazë të fortë, pika përfundimtare e titrimit do të jetë në një mjedis të dobët bazë ($\text{pH} > 7$). Një tregues i përshtatshëm për këtë titrim është *fenolftaleina*, e cila është e pangjyrë në mjedise neutrale dhe acide dhe ka ngjyrë rozë në mjediset bazë. Pika përfundimtare e titrimit përcaktohet nga ndryshimi i ngjyrës së fenolftaleinës nga e pangjyrë në rozë, ndërsa tretësira bëhet bazë nga tretësira standarde e bazës që shtohet.

Përcaktimi i masës alkalimetrike të CH_3COOH bëhet në hapat e mëposhtëm:



1. Përgatitja e tretësirës standarde të NaOH
2. Standardizimi i tretësirës NaOH
3. Përcaktimi i masës alkalimetrike të CH_3COOH

Përgatitja e tretësirës standarde të NaOH

Një tretësirë standarde e NaOH përgatitet me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$, duke matur një masë të përshtatshme të substancës.

Detyra 25 e zgjidhur.

Çfarë mase NaOH nevojitet për të përgatitur 500 cm^3 tretësirë me përqendrim të NaOH $0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje:

E dhënë:

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

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

Kërkohet:

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

Masa e NaOH e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

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

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ g}$$

Për të përgatitur 500 cm^3 tretësirë me përqendrim NaOH $0,1 \text{ mol/dm}^3$, duhet të maten 2 g NaOH.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: 2 g NaOH maten në një filxhan matës në një bilanc analitik. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore përmes një hinke në një balonë matëse prej 500 cm^3 . Balona mbushet me ujë të distiluar deri në gjysmën e vëllimit dhe përzihet për të tretur NaOH të ngurtë. Pasi substanca të jetë tretur, baloni mbushet deri në shenjë me ujë të distiluar.

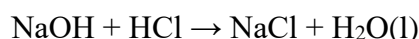


Procesi i tretjes së NaOH është ekzotermik, kështu që për të shpejtuar shpërbërjen, balona vëllimore ftohet nën ujë të rrjedhshëm. Zgjidhja e NaOH duhet të ruhet në një shishe qelqi me një tapë gome.

Tretësira e përgatitur e NaOH ka një përqendrim të përafërt, prandaj duhet të standardizohet.

Standardizimi i tretësirës NaOH

Standardizimi i tretësirës standarde dytësore të NaOH bëhet me tretësirën HCl, e cila më parë është standardizuar me Na_2CO_3 . Gjatë standardizimit, ndodh reagimi i treguar nga ekuacioni:



Nga ekuacioni mund të shihet se NaOH dhe HCl reagojnë në një raport molar 1 : 1.

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

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

Nëse sasia (n) shprehet si produkt i përqendrimit dhe vëllimit ($c \cdot V$), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të NaOH në tretësirë:

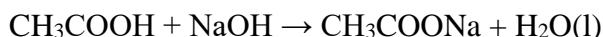
$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

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

Procedura e standardizimit: Një buretë e pastër dhe e thatë mbushet me tretësirën e HCl me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Hidhni me pipetë 20 cm^3 tretësirë të NaOH dhe kaloni në një enë Erlenmejer 250 cm^3 , së cilës i shtohen dy pika tregues metiloranzhi, ndërsa tretësira zverdhet. Titrimi kryhet derisa të arrihet pika përfundimtare, e cila mund të vërehet nga një ndryshim në ngjyrën e treguesit nga e verdha në të kuqe-portokalli. Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe llogaritet vlera mesatare e vëllimit të HCl nga të tre titrimet. Vlera e përftuar për vëllimin zëvendësohet në formulën për llogaritjen e përqendrimit të NaOH.

Përcaktimi i masës alkalimetrike të CH_3COOH

Ekuacioni i reaksionit që zhvillohet gjatë përcaktimit alkalimetrik të masës së CH_3COOH me një tretësirë standarde të NaOH mund të tregohet si më poshtë:



Pika e ekuivalencës arrihet kur 1 mol CH_3COOH reagon me 1 mol NaOH, gjë që mund të shihet nga ekuacioni kimik i balancuar.

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

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

Nëse sasia e CH_3COOH shprehet në masë (m), dhe sasia e NaOH shprehet në terma të përqendrimit (c):

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

fitohet formula për llogaritjen e masës së CH_3COOH :

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

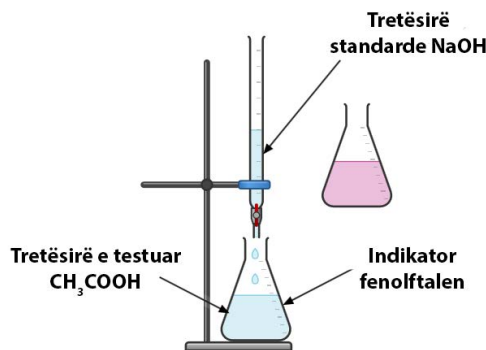


Figura 3.12 Titrimi i CH_3COOH me NaOH

Procedura e përcaktimit: Mostra CH₃COOH merret në një balonë vëllimore 100 cm³. Hidhni me pipetë 20 cm³ tretësirë CH₃COOH të testuar dhe transferoni në mënyrë sasiore në një balonë Erlenmejer 250 cm³. Reaksioni fillon duke shtuar gradualisht tretësirën standarde të NaOH në tretësirën e provës të CH₃COOH, me përzierje të vazhdueshme. Një ndryshim në ngjyrën e tretësirës nga pa ngjyrë në rozë tregon se është arritur pika përfundimtare e titrimit. Në atë moment, lexohet vëllimi i NaOH i përdorur për titrimin. Procedura e titrimit përsëritet edhe dy herë të tjera. Vëllimi i NaOH llogaritet si mesatare e vëllimeve të tre titrimeve. Vlera që rezulton përdoret për të llogaritur masën e CH₃COOH.



Pas përfundimit të eksperimentit, enët e qelqit të përdorura duhet të lahen me kujdes dhe të shpëlajen me ujë të distiluar.

3.3.3.2. Metodatat e analizës oksido-reduktuese

Reaksionet që zhvillohen me shkëmbimin e elektroneve quhen reaksione oksido-reduktuese ose reaksione *redoks*. *Oksidimi* është procesi i heqjes dorë nga elektronet, ndërsa *reduktimi* është procesi i marrjes së elektroneve. Meqenëse elektronet e lira nuk ekzistojnë në tretësirë, një substancë që lëshon elektrone dhe një substancë që pranon elektrone duhet të jenë të pranishme në të njëjtën kohë. Një substancë që heq elektronet dhe oksidohet quhet *agjent reduktues*. Një substancë që pranon elektrone dhe reduktohet quhet *oksidant*.

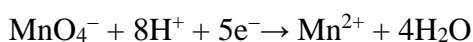
Reaksionet e oksidimit dhe reduktimit janë baza e metodave të analizës oksido-reduktuese. Analitet mund të jenë çdo element që ekziston në gjendje të shumta oksidimi. Tretësirat standarde mund të jenë tretësirat e reduktuesve (Fe²⁺, S₂O₃²⁻) dhe oksidantëve (MnO₄⁻, Cr₂O₇²⁻, I₂). Në praktikë, zgjidhjet standarde të oksidantëve përdoren më shpesh. Ekzistojnë disa metoda të analizës së reduktimit të oksidimit, por më të përdorurat janë:

- **Permanganometria.** Metoda volumetrike ku tretësira standarde është permanganat kaliumi (KMnO₄).
- **Jodometria.** Metoda volumetrike e titrimit indirekt të analitit me Na₂S₂O₃ si tretësirë standarde.

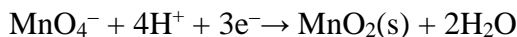
▶ Permanganometria

Permanganometria është metodë analize e reduktimit të oksidimit, ku si tretësirë standarde përdoret permanganati i kaliumit. KMnO₄ është oksidant i fortë dhe një nga reagentët volumetrikë më të përdorur. Ngjyra vjollce intensive e anionit të permanganatit (MnO₄⁻) e bën të lehtë përcaktimin e pikës përfundimtare të titrimit në mungesë të një treguesi. Në varësi të kushteve të reaksionit, mangani (Mn⁷⁺) nga MnO₄⁻ mund të reduktohet në Mn²⁺, Mn³⁺, Mn⁴⁺ dhe Mn⁶⁺.

Në një mjedis acid, Mn²⁺ formohet si produkt i reaksionit të reduktimit:



Në mjedise me aciditet të dobët, neutral dhe bazë, një produkt i zakonshëm i reaksionit të reduktimit është oksidi i manganit (IV):



Përcaktimi i masës permanganometrike të Fe^{2+} (FeSO_4)

Masa e FeSO_4 përcaktohet në mënyrë permanganometrike, gjatë titrimit me tretësirë standarde të KMnO_4 . Reaksioni kryhet në një mjedis acid, në prani të acidit sulfurik (H_2SO_4). Përcaktimi bëhet në hapat e mëposhtëm:



1. Përgatitja e tretësirës standarde të KMnO_4
2. Përgatitja e tretësirës $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ për standardizim
3. Standardizimi i tretësirës KMnO_4
4. Përcaktimi i masës permanganometrike të Fe^{2+} (FeSO_4).

Përgatitja e tretësirës standarde të KMnO_4

Tretësira KMnO_4 përmban gjithmonë një sasi të vogël të oksidit të manganit (IV) i cili përshpejton zbërthimin e tij. Prandaj, KMnO_4 përgatitet si tretësirë standarde dytësore dhe më pas standardizohet, domethënë përqendrimi i tij përcaktohet me një tretësirë standarde parësore. Përqendrimi i tretësirës standarde të KMnO_4 është $0,02 \text{ mol/dm}^3$.

Detyra 26 e zgjidhur.

Njihsoni masën e KMnO_4 që duhet matur për të përgatitur 500 cm^3 tretësirë KMnO_4 me përqendrim $0,02 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$$

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

Kërkohet:

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

Masa e KMnO_4 e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

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

$$M(\text{KMnO}_4) = 158,03 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 158,03 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,58 \text{ g}$$

Për të përgatitur 500 cm^3 tretësirë me përqendrim të KMnO_4 $0,02 \text{ mol/dm}^3$, duhet të maten $1,58 \text{ g}$ KMnO_4 .

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Rreth 2 g KMnO_4 , i cili është lëndë e ngurtë me ngjyrë vjollce, peshohen në një peshore analitike në një filxhan matës. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore në një balonë vëllimore 500 cm^3 dhe balona mbushet deri në pikën me ujë të distiluar. KMnO_4 nuk tretet në ujë të ftohtë, kështu që balona nxehet deri në valë dhe lihet të qëndrojë për 24 orë. Një precipitat i MnO_2 formohet në këmbë. Pasi të filtrohet precipitati,

tretësira ruhet në një shishe qelqi të errët të mbyllur me tapë qelqi dhe në errësirë.



Tretësira e KMnO_4 nuk duhet të filtrohet me letër filtri, sepse mund të kontribuojë në zbërthimin e tij dhe formimin e MnO_2 . Prandaj, për filtrim përdoret leshi i qelqit ose një tenxhere filtri me fund të sinterizuar.

Përgatitja e tretësirës $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ për standardizim

Reaksioni midis KMnO_4 dhe $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



Nga barazimi i balancuar shihet se KMnO_4 dhe $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ eagojnë në raport molar 2 : 5. Për të kryer titrimin me vëllime afërsisht të njëjta tretësish, përqendrimi i $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ në tretësirë duhet të jetë $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Detyra 27 e zgjidhur.

Njehsoni masën e $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ që duhet matur për të përgatitur një tretësirë me vëllim 250 cm^3 dhe përqendrim $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

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

$$V(\text{p-p}) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

Kërkohe:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Masa e $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ llogaritet sipas formulës:

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

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

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 90 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,125 \text{ g}$$

Meqenëse sasitë e $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ dhe $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ janë të barabarta, rrjedh se::

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

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

Masa e $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ llogaritet me formulën:

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

$$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,125 \text{ g} \cdot 126 \text{ g/mol}}{90 \text{ g/mol}} = 1,575 \text{ g}$$

Për të përgatitur 250 cm^3 tretësirë $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ me përqendrim $0,05 \text{ mol/dm}^3$, duhet të peshohen $1,575 \text{ g}$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Rreth $1,6 \text{ g}$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ të pastërtisë standarde parësore maten në një bilanc analitik në një filxhan matës. Masa transferohet në mënyrë

sasiore në një balonë vëllimore 250 cm³. Balona mbushet me ujë të distiluar deri në gjysmën e vëllimit dhe përzihet për të tretur substancën. Balona më pas mbushet deri në pikën me ujë të distiluar.

Masa e H₂C₂O₄ llogaritet nga masa e matur me saktësi e H₂C₂O₄·2H₂O, dhe më pas përqendrimi i H₂C₂O₄ në tretësirë llogaritet duke përdorur formulën:

$$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{p-p})}$$

Standardizimi i tretësirës KMnO₄

Për standardizimin e tretësirës KMnO₄ përdoret tretësira standarde parësore e H₂C₂O₄. Nga ekuacioni i reaksionit mund të shihet se KMnO₄ dhe H₂C₂O₄ reagojnë në një raport molar 2 : 5.

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

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

Nëse sasia (*n*) shprehet si prodhim i përqendrimit dhe vëllimit (*c* · *V*), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të KMnO₄ në tretësirë:

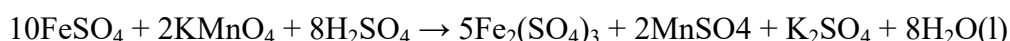
$$5 \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

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

Procedura e standardizimit: Një biletë e pastër dhe e thatë mbushet me tretësirën KMnO₄. Hidhni me pipetë 20 cm³ tretësirë H₂C₂O₄ dhe transferojeni në një balonë Erlenmejer 250 cm³. Më pas me filxhan matës shtohen 20cm³ acid sulfurik të holluar (1 mol/dm³). Erlenmejer nxehet në një temperaturë prej 60 deri në 70°C, sepse reaksioni zhvillohet më shpejt në një temperaturë më të lartë. Titrimi kryhet duke shtuar gradualisht KMnO₄ dhe duke përzier derisa të arrihet pika e fundit e titrimit. Pika përfundimtare vërehet nga një ndryshim në ngjyrën e tretësirës, nga pa ngjyrë në rozë. Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe llogaritet vlera mesatare e vëllimit të KMnO₄ të konsumuar për të tre titrimet. Vlera e fituar për vëllimin zëvendësohet në formulën për llogaritjen e përqendrimit të KMnO₄.

Përcaktimi i masës permanganometrike të Fe²⁺ (FeSO₄)

Përcaktimi permanganometrik i masës së Fe²⁺ kryhet gjatë titrimit me tretësirë standarde të KMnO₄. Reaksioni kryhet në një mjedis acid, në prani të acidit sulfurik (H₂SO₄), sipas ekuacionit:



FeSO₄ dhe KMnO₄ reagojnë në një raport molar 5 : 1.

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

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

Nëse sasia e FeSO₄ shprehet në masë (*m*), dhe sasia e KMnO₄ shprehet në terma të përqendrimit (*c*):

$$n(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)}$$

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

fitohet formula për llogaritjen e masës së FeSO_4 :

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

Meqenëse sasi të Fe^{2+} dhe FeSO_4 janë të barabarta:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{FeSO}_4)$$

rrjedh se:

$$\frac{m(\text{Fe}^{2+})}{M(\text{Fe}^{2+})} = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \frac{m(\text{FeSO}_4) \cdot M(\text{Fe}^{2+})}{M(\text{FeSO}_4)}$$

Procedura e përcaktimit: 10 cm³ e kampionit që përmban jone Fe^{2+} (FeSO_4) pipet dhe transferohet në një balonë Erlenmejer me vëllim 250 cm³. Në balonën Erlenmejer shtohen 10 cm³ ujë të distiluar dhe 5 cm³ H_2SO_4 (1 mol/dm³). Titrimi kryhet me tretësirë standarde të KMnO_4 (0,02 mol/dm³). Në fillim të titrimit, ngjyra rozë e vërejtur nga tretësira standarde humbet duke trazuar tretësirën. Kur ngjyra rozë e tretësirës vazhdon për rreth 30 sekonda, pika përfundimtare e titrimit konsiderohet se është arritur. Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe llogaritet vlera mesatare e vëllimit të KMnO_4 që nevojitet për të reaguar me FeSO_4 . Vëllimi i KMnO_4 përdoret më tej për të llogaritur masën e Fe^{2+} në tretësirën e provës.

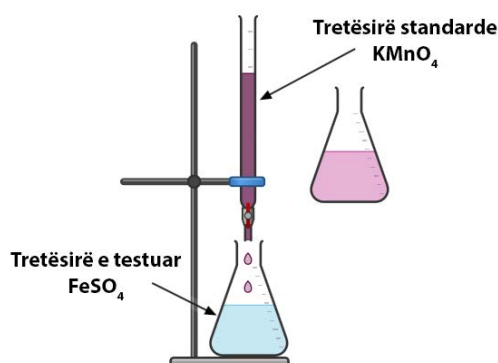


Figura 3.13 Titrimit i FeSO_4 me KMnO_4

Jodometria

Jodometria është metodë analitike që përdoret për analizën sasiore të agjentëve oksidues. Agjentët oksidues nuk mund të përcaktohen drejtpërdrejt me titrim me jone jodidi, sepse pika përfundimtare e titrimit nuk mund të përcaktohet me saktësi. Praktikisht të gjithë agjentët oksidues mund të oksidojnë në mënyrë sasiore jonin e jodit (I^-) në jod elementar (I_2), në një mjedis acid. Jodi që formohet titrohet me një tretësirë standarde të tiosulfatit të natriumit ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Ky lloj titrimi indirekt i analitit

quhet (I⁻) **jodometri**. Jodometria gjen aplikim të gjerë si metodë sasiore analize sepse reaksionet jodometrike janë të shpejta dhe sasiore.

Na₂S₂O₃ është tretësirë standarde e cila është agjent reduktues dhe mund të reduktojë me sukses jodin në jon jodur. Niseshteja përdoret si tregues, i cili formon përbërje komplekse blu të errët me jod. Kur I₂ reduktohet plotësisht në I⁻, ngjyra blu zhduket.

Përcaktimi jodometrik i masës së Cu²⁺ (CuSO₄)

Përcaktimi jodometrik i masës së Cu²⁺ kryhet gjatë titrimit me tretësirë standarde të Na₂S₂O₃, në hapat e mëposhtëm:



1. Përgatitja e tretësirës standarde të Na₂S₂O₃
2. Përgatitja e tretësirës K₂Cr₂O₇ për standardizim
3. Standardizimi i tretësirës Na₂S₂O₃
4. Përcaktimi i masës jodometrike i Cu²⁺ (CuSO₄)

Përgatitja e tretësirës standarde të Na₂S₂O₃

Një tretësirë e Na₂S₂O₃ përgatitet si tretësirë standarde dytësore me përqendrim të përafërt 0,1 mol/dm³. Për përgatitjen e tretësirës përdoret kripa kristalore, tiosulfat natriumi pentahidrat (Na₂S₂O₃ · 5H₂O).

Detyra 28 e zgjidhur.

Njehsoni masën e Na₂S₂O₃·5H₂O që duhet matur për të përgatitur 1 dm³ tretësirë Na₂S₂O₃ me përqendrim 0,1 mol/dm³.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

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

Së pari, masa e Na₂S₂O₃ llogaritet sipas formulës:

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

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158,12 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 158,12 \text{ g/mol} = 15,812 \text{ g}$$

Duke marrë parasysh se sasi të e Na₂S₂O₃ dhe Na₂S₂O₃·5H₂O janë të barabarta:

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

Masa e Na₂S₂O₃·5H₂O mund të llogaritet sipas formulës:

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

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 248,12 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{15,812 \text{ g} \cdot 248,12 \text{ g/mol}}{158,12 \text{ g/mol}} = 24,812 \text{ g}$$

Për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$, duhet të peshohen $24,812 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Në një bilanc analitik, në një filxhan matës maten rreth $25 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore në një balonë vëllimore 1 dm^3 dhe balona mbushet në gjysmën e vëllimit të saj me ujë të distiluar të zier. Në balonën matëse i shtohen $0,2 \text{ g}$ karbonat natriumi (Na_2CO_3), i cili vepron si ruajtës. Balona volumetrike më pas mbushet deri në pikën me ujë të distiluar. Tretësira e përgatitur në këtë mënyrë $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ vendoset në një shishe qelqi të errët që mbyllet me tapë xhami të bluar dhe lihet të qëndrojë për dhjetë ditë dhe më pas standardizohet.



Uji i distiluar i zier përdoret për përgatitjen e tretësirës në mënyrë që të largohet CO_2 prej tij. CO_2 nëse është i pranishëm mund të bëjë që $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ të dekompozohet dhe tretësira të bëhet e turbullt si rezultat i evolucionit të squfurit elementar.

Përgatitja e tretësirës $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ për standardizim

Tretësira standarde dytësore e $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ mund të standardizohet me tretësira standarde primare të bromatit të kaliumit (KBrO_3), dikromatit të kaliumit ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), dhe mund të përdoret gjithashtu një tretësirë e standardizuar e permanganatit të kaliumit (KMnO_4). Kjo procedurë shpjegon standardizimin e një solucionit $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ me një tretësirë standarde primare të $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ përgatitet si tretësirë standarde parësore, me përqendrim $0,016 \text{ mol/dm}^3$, në mënyrë që të konsumojë përafërsisht të njëjtin vëllim me tretësirën $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ që standardizohet gjatë reaksionit të standardizimit. Llogaritja është bërë nga raporti i sasive $n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$, i cili mund të shihet nga ekuacionet e dhëna më poshtë.

Detyra 29 e zgjidhur.

Njehsoni masën e $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ që duhet matur për të përgatitur një tretësirë me vëllim 250 cm^3 dhe përqendrim $0,016 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,016 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(p-p) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?$$

Masa e $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(p-p) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294,18 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,016 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 294,18 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1,176 \text{ g}$$

Për të përgatitur 250 cm³ me përqendrim 0,016 ml/dm³, duhet të peshohen 1,176 g K₂Cr₂O₇.

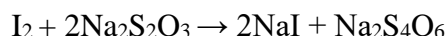
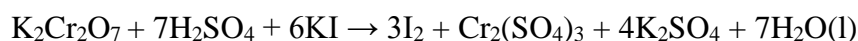
Procedura e përgatitjes së tretësirës: Rreth 1,2 g K₂Cr₂O₇ të pastërtisë standarde parësore peshohen në një bilanc analitik. Masa transferohet në mënyrë sasiore në një balonë vëllimore 250 cm³ dhe balona mbushet rreth gjysmës së vëllimit me ujë të distiluar. Balona përzihet për të tretur K₂Cr₂O₇, dhe më pas plotësohet deri në pikën me ujë të distiluar. Zgjidhja e përgatitur ka një ngjyrë të verdhë.

Pas përgatitjes së tretësirës, përqendrimi i K₂Cr₂O₇ me masën e matur saktë llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(p-p)}$$

Standardizimi i tretësirës Na₂S₂O₃

Reaksioni i standardizimit zhvillohet në mënyrë sasiore në një mjedis acid në prani të acidit sulfurik (H₂SO₄) ose ndonjë acidi tjetër inorganik, në dy hapa. Në reaksionin e parë, K₂Cr₂O₇ reagon me një tepriçë të KI, duke prodhuar jod elementar (I₂). Sasia e jodit që përftohet është e barabartë me sasinë e K₂Cr₂O₇ në tretësirë. Në reaksionin e dytë I₂ e fituar titrohet me tretësirë standarde të Na₂S₂O₃.



Nga ekuacionet e balancuara, duke krahasuar sasi të shihet se K₂Cr₂O₇ dhe Na₂S₂O₃ reagojnë në një raport molar 1 : 6.

Nga ekuacioni i parë marrim:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : n(\text{I}_2) = 1 : 3$$

$$n(\text{I}_2) = 3 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

Nga ekuacioni i dytë marrim:

$$n(\text{I}_2) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 2$$

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

Duke krahasuar sasi të e K₂Cr₂O₇ dhe Na₂S₂O₃, marrim:

$$3 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/2$$

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

Nëse sasia (*n*) shprehet si prodhim i përqendrimit dhe vëllimit (*c* · *V*), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të Na₂S₂O₃ në tretësirë:

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6 \cdot c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{6 \cdot c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$

Procedura e standardizimit: Hidhni me pipetë 20 cm³ tretësirë K₂Cr₂O₇ dhe transferoni në mënyrë sasiore në një Erlenmejer 250 cm³. 12,5 cm³ H₂SO₄ (20 %) dhe 1,5 g KI

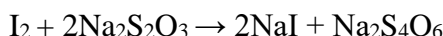
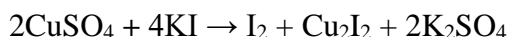
shtohen në Erlenmejer dhe Erlenmejer lihet të qëndrojë për 5 minuta në errësirë. Jodi i çliruar titrohet me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ derisa të shfaqet një ngjyrë e verdhë-kafe. Më pas shtohet niseshte tregues, ndërsa tretësira ngjyroset blu e errët. Titrimi vazhdon derisa të humbasë ngjyra blu, që është kur i gjithë jodi ka reaguar me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Titrimi përsëritet edhe dy herë të tjera. Vëllimi i konsumuar i tretësirës standarde merret si vlera mesatare e tre titrimeve dhe përdoret për llogaritjen e përqendrimit të tij.



Tretësira e jodit (1%) përgatitet menjëherë para titrimit. Ngjyra blu është për shkak të përbërjes komplekse që formohet midis jodit dhe amilozës (një polimer që është pjesë e niseshtës dhe është i tretshëm në ujë). Niseshteja mund të zvogëlojë jodin e çliruar (I_2), prandaj rekomandohet shtimi i tij përpara përfundimit të titrimit.

Përcaktimi i masës jodometrike i Cu^{2+} (CuSO_4)

Masa e Cu^{2+} në tretësirën e testuar të CuSO_4 , përcaktohet në mënyrë jodometrike me titrim indirekt me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Jë tepricë e jodidit të kaliumit (KI) i shtohet tretësirës së testuar, e cila çliron jodin elementar gjatë reaksionit me jonet Cu^{2+} . Nga sasia e jodit të çliruar, e cila është e barabartë me sasinë e joneve Cu^{2+} në tretësirë, përcaktohet masa e tyre. Jodi i çliruar titrohet me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, në prani të niseshtës si tregues, në një mjedis acid.



Duke krahasuar sasinë e CuSO_4 dhe $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ nga ekuacionet e balancuara, mund të shihet se ato reagojnë në një raport molar 1 : 1.

Nga ekuacioni i parë marrim:

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{I}_2) = 2 : 1$$

$$2 \cdot n(\text{I}_2) = n(\text{CuSO}_4)$$

Nga ekuacioni i dytë marrim:

$$n(\text{I}_2) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 2$$

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

Duke krahasuar sasinë e CuSO_4 dhe $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, marrim:

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

Nëse sasia e CuSO_4 shprehet në masë (m), dhe sasia e $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ shprehet në terma të përqendrimit (c):

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

fitohet formula për llogaritjen e masës së CuSO_4 :

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

Meqenëse sasinë e Cu^{2+} dhe CuSO_4 janë të barabarta:

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{CuSO}_4)$$

$$\frac{m(\text{Cu}^{2+})}{M(\text{Cu}^{2+})} = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)}$$

formula për llogaritjen e masës së Cu^{2+} do të jetë:

$$m(\text{Cu}^{2+}) = \frac{m(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{Cu}^{2+})}{M(\text{CuSO}_4)}$$

Procedura e përcaktimit: 10 cm³ e kampionit që përmban jone $\text{Cu}^{2+}(\text{CuSO}_4)$ vendosen me pipetë dhe transferohen në një Erlenmejer me vëllim 250 cm³. H_2SO_4 (1 : 4) dhe 1,5 g KI shtohen në balonën Erlenmejer dhe lihen të qëndrojnë në errësirë për 5 minuta për të çliruar jodin elementar. Titrimi kryhet me tretësirë standarde të $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ me përqendrim 0,1 mol/dm³. Jodi i çliruar titrohet me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ derisa të shfaqet një ngjyrë e verdhë-kafe. Më pas shtohet niseshte tregues, ndërsa tretësira ngjyroset blu e errët. Vazhdoni titrimin derisa të zhduket ngjyra blu, kur konsiderohet se është arritur pika e fundit e titrimit. Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ përdoret për të llogaritur masën e joneve Cu^{2+} .

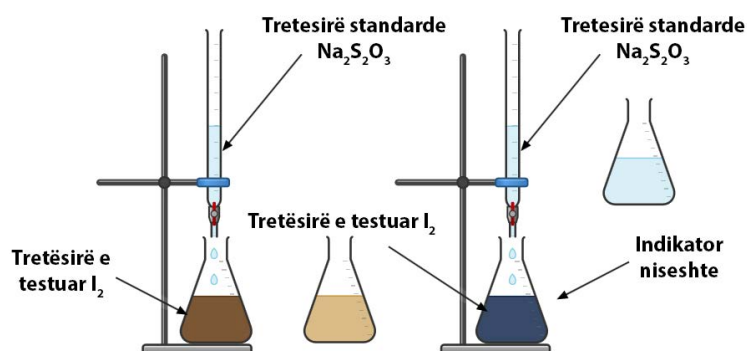


Figura 3.14 Titrimi i I_2 me $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

3.3.3.3. Metodatat vëllimore të precipitimit

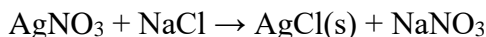
Metodat volumetrike në të cilat reaksionet e precipitimit janë bazë për përcaktimin e sasisë së analitit në tretësirën e ekzaminuar quhen metoda vëllimore të precipitimit. Metodatat vëllimore të reshjeve më të përdorura janë metodatat argentometrike, të cilat njihen si **argentometria**.

▶ Argjentometria

Argjentometria është metodë vëllimore e precipitimit në të cilën nitrati argjendi (AgNO_3) përdoret si tretësirë standarde. Kjo metodë mund të përdoret për përcaktimin e klorureve (Cl^-) në një tretësirë provë. Një nga mënyrat e përcaktimit të tyre është me titrim me AgNO_3 sipas metodës Mohr, e cila është nga metodatat më të vjetra të titrimit të botuar nga Mohr (Karl Friedrich Mohr, 1806 – 1879), në 1856.

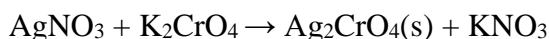
Përcaktimi i klorureve sipas Mohr (Mohr)

Masa e klorureve (Cl^-) përcaktohet argentometrikisht sipas metodës së Mohr-it, në një mjedis neutral deri në pak bazë (pH nga 7 në 10). Titrimi kryhet me tretësirë standarde të AgNO_3 me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$, në prani të tretësirës 5% të kromatit të kaliumit (K_2CrO_4) si tregues. Jonet Cl^- nga tretësira e provës reagojnë me tretësirën standarde (AgNO_3) dhe formojnë një precipitat të bardhë të klorurit të argjendit (AgCl) i vështirë për t'u tretur.



Ky reaktion jepet në analizën kimike cilësore, në njësinë modulare 2. Përdoret për të identifikuar jonet Ag^+ dhe Cl^- . Në këtë shembull, reaksioni përdoret si bazë për përcaktimin sasiore të joneve Cl^- .

Pasi të gjitha jonet e pranishme Cl^- në tretësirën e provës precipitohen në formën e AgCl , treguesi (K_2CrO_4) me tretësirën standarde do të formojë një precipitat të kuq të kromatit të argjendit (Ag_2CrO_4). Formimi i një precipitati të Ag_2CrO_4 tregon se është arritur pika përfundimtare e titrimit.



Me rastin e përcaktimit të masës së klorureve (Cl^-) duhet kushtuar vëmendje aciditetit të tretësirës. Në alkalinitet më të lartë të tretësirës formohet hidroksidi i argjendit (AgOH), ndërsa në mjedis acid formohet acidi kromi (H_2CrO_4). Prandaj, në një mjedis acid, precipitati Ag_2CrO_4 do të formohet me vonesë dhe nuk do të jetë e mundur të përcaktohet me saktësi pika përfundimtare e titrimit. Gjithashtu, karbonatet (CO_3^{2-}) dhe fosfatet (PO_4^{3-}), të cilat formojnë precipitate (Ag_2CO_3 dhe Ag_3PO_4) me jonet Ag^+ nga tretësira standarde, nuk duhet të jenë të pranishme në tretësirën e testuar.

Procedura për përcaktimin e joneve të Cl^- sipas metodës Mohr zhvillohet në hapat e mëposhtëm:



1. Përgatitja e tretësirës standarde të AgNO_3
2. Përgatitja e tretësirës NaCl për standardizim
3. Standardizimi i tretësirës AgNO_3
4. Përcaktimi argentometrik i klorureve (Cl^-) sipas Mor

Përgatitja e tretësirës standarde të AgNO_3

Një tretësirë standarde e nitratit të argjendit (AgNO_3) mund të përgatitet si tretësirë standarde parësore nëse përdoret AgNO_3 me pastërti standarde parësore. Por më shpesh AgNO_3 përgatitet si tretësirë standarde dytësore, e cila më pas standardizohet.

Detyra 30 e zgjidhur.

Çfarë mase AgNO_3 duhet matur për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë AgNO_3 me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Zgjidhje:

E dhënë:

$$c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

$$m(\text{AgNO}_3) = ?$$

Masa e AgNO_3 e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

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

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,87 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 169,87 \text{ g/mol} = 16,987 \text{ g}$$

Për të përgatitur 1 dm³ tretësirë AgNO_3 me përqendrim 0,1 mol/dm³ duhet të maten 16,987 g AgNO_3 .

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Në një peshore analitike, maten rreth 17 g AgNO_3 në një enë matëse. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore në një balonë vëllimore e cila mbushet deri në gjysmën e vëllimit me ujë të distiluar dhe përzihet derisa të tretet AgNO_3 . Balona volumetrike më pas mbushet deri në pikën me ujë të distiluar. Tretësira AgNO_3 e përgatitur në këtë mënyrë duhet të ruhet në një shishe qelqi të errët. Para përdorimit të tretësirës AgNO_3 për titrim, ai standardizohet me një tretësirë standarde parësore të klorurit të natriumit (NaCl).

Përgatitja e tretësirës NaCl për standardizim

NaCl dhe AgNO_3 reagojnë në një raport molar 1:1 (ekuacioni i reaksionit është dhënë më sipër). Për të kryer titrimin me vëllime afërsisht të njëjta, përgatitet NaCl me përqendrim 0,1 mol/dm³.

Detyra 31 e zgjidhur.

Çfarë mase NaCl duhet matur për të përgatitur 100 cm³ tretësirë NaCl me përqendrim 0,1 mol/dm³?

Zgjidhje:

E dhënë:

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

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

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

asa e NaCl e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot 58,45 \text{ g/mol} = 0,5845 \text{ g}$$

Për të përgatitur 0,1 dm³ tretësirë NaCl me përqendrim 0,1 mol/dm³ duhet të maten 0,5845 g NaCl .

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Rreth 0,6 g NaCl , me pastërti standarde parësore, matet në një peshore analitike në një filxhan matësenë matëse. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore në një balonë vëllimore 100 cm³, balona mbushet në gjysmën e vëllimit të saj me ujë të distiluar

dhe përzihet derisa NaCl të tretet dhe më pas plotësohet deri në pikën me ujë të distiluar.

Pas përgatitjes së tretësirës, përqendrimi i NaCl me masën e matur saktë llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \cdot V(\text{p-p})}$$

Standardizimi i tretësirës AgNO_3

Standardizimi i tretësirës AgNO_3 kryhet me NaCl, në prani të tretësirës 5% të K_2CrO_4 si tregues. Kjo procedurë kryhet sipas metodës Mohr. Reaksioni midis AgNO_3 dhe NaCl, zhvillohet deri në pikën përfundimtare të titrimit dhe pasi arrihet pika përfundimtare e titrimit, teprica e AgNO_3 me K_2CrO_4 formon një precipitat me ngjyrë të verdhë-kafe. Nga ekuacioni për reaksionin midis AgNO_3 dhe NaCl, shihet se ato reagojnë në një raport molar 1 : 1. Prandaj, llogaritja e përqendrimit të AgNO_3 është e thjeshtë.

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

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

Nëse sasia (n) shprehet si produkt i përqendrimit dhe vëllimit ($c \cdot V$), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të AgNO_3 në tretësirë:

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

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

Procedura e standardizimit: 10 cm³ standarde parësore NaCl hidhen me pipetë dhe transferohen në mënyrë sasiore në një Erlenmejer 250 cm³, në të cilën shtohen disa pika të treguesit (5 % K_2CrO_4). Titrimit kryhet me tretësirën standarde të AgNO_3 , me përqendrim 0,1 mol/dm³. Pika përfundimtare e titrimit vërehet nga formimi i një precipitanti të kuq-kafe të Ag_2CrO_4 . Titrimit përsëritet edhe dy herë të tjera. Vëllimi i AgNO_3 llogaritet si mesatare e vëllimeve të konsumuara për të tre titrimet.



Si do të vazhdoni me përgatitjen e 50 cm³, 5 % K_2CrO_4 ? Bëni një llogaritje dhe plan pune, më pas përgatisni zgjidhjen.

Përcaktimi argjentometrik i klorureve (Cl^-) sipas Mohr

Masa e klorureve (Cl^-) përcaktohet argjentometrikisht sipas metodës së Mohr-it me tretësirë standarde të AgNO_3 me përqendrim 0,1 mol/dm³, në prani të tretësirës 5% të K_2CrO_4 si tregues. Me krahasimin e sasive të AgNO_3 dhe NaCl nga ekuacioni, fitohet formula e ndryshimit të masës së joneve Cl^- në tretësirë.

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

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

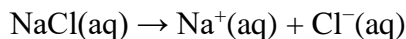
Nëse sasia e NaCl shprehet në masë (m), dhe sasia e AgNO_3 shprehet në përqendrim (c):

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

fitohet formula për llogaritjen e masës së NaCl:

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

Sasia e joneve Cl^- është e barabartë me sasinë e NaCl:



$$n(\text{Cl}^-) = n(\text{NaCl})$$

Nëse sasi të Cl^- dhe NaCl shprehen përmes masës (m) fitohet formula për llogaritjen e masës së joneve Cl^- :

$$m(\text{Cl}^-) = \frac{m(\text{NaCl}) \cdot M(\text{Cl}^-)}{M(\text{NaCl})}$$

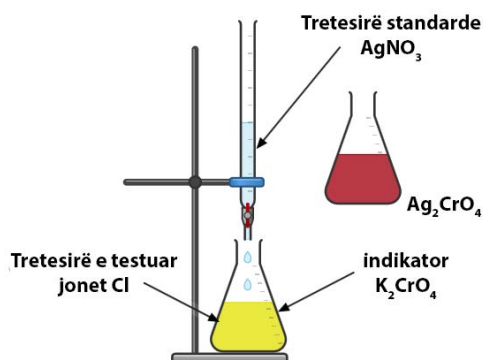


Figura 3.15 Titrimi i joneve Cl^- me AgNO_3

Procedura e përcaktimit: Tretësira e testuar që përmban jonet Cl^- fitohet në një balonë matëse prej 100 cm^3 . Nga solucioni me pipetë të thatë dhe të pastër pipetohen 20 cm^3 dhe bartet në një Erlenmejer me vëllim 250 cm^3 , në të cilën shtohen disa pika tregues ($5\% \text{ K}_2\text{CrO}_4$). Titrimi kryhet me tretësirë standarde të AgNO_3 me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$ deri në shfaqjen e një precipitati të kuq në kafe të Ag_2CrO_4 , që tregon se është arritur pika e fundit e titimit. Vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të AgNO_3 nga tre titrimet përdoret për të llogaritur masën e joneve Cl^- në tretësirën e provës.



Rekomandohet të matet vlera e pH-së së tretësirës së provës për të kontrolluar nëse ajo është brenda kufijve të përcaktimit (pH nga 7 në 10). Nëse është e nevojshme të bëhet një rregullim i pH, përdoret një zgjidhje e hidrogjen karbonatit të natriumit (NaHCO_3).

3.3.3.4. Metodatat kompleksometrike të analizës

Kompleksometria është metodë vëllimore e bazuar në reaksionet e formimit të komponimeve komplekse.

Analitet në titrimet kompleksometrike janë një numër i joneve metalike (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} etj.), përveç joneve të metaleve alkaline.

Acidi etilen diaminë tetra acetik (EDTA, **E**thylene **D**iamine **T**etra **A**cetic acid). përdoret si një zgjidhje standarde. Për një përcaktim më të thjeshtë të EDTA, përdoret formula H_4Y . Duke qenë se tretshmëria e acidit në ujë është e ulët, për përgatitjen e tretësirave përdoret kripa dinatriumi në formë dihidrati, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

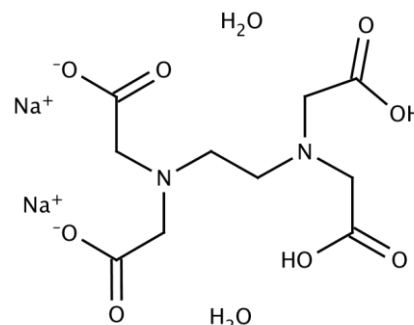


Figura 3.16 Formula strukturore e a $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Gjatë titrimeve me tretësirën standarde të EDTA (M-EDTA). formohen komponime komplekse të joneve metalike nga tretësira e provuar. Në komponimet komplekse EDTA është ligand. Meqenëse ka katër grupe karboksil dhe dy grupe amino, ai mund të marrë pjesë me gjashtë çifte elektrone në formimin e lidhjeve koordinative-kovalente me jonet metalike. Prandaj, EDTA është ligand polidentat dhe komponimet komplekse që ai formon me jonet metalike quhen *kelate*.

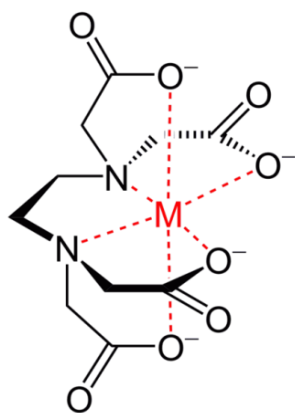
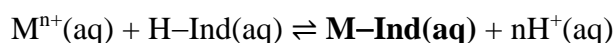


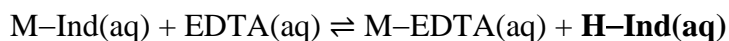
Figura 3.17 Kompleksi kelat M-EDTA.

Stabiliteti i kelateve varet nga natyra e jonit metalik, temperatura, pH e tretësirës etj. Në një mjedis acid, qëndrueshmëria e komplekseve kelate është më e ulët. Meqenëse aciditeti i tretësirës ndikon në qëndrueshmërinë e kelateve, titrimet kompleksometrike kryhen në prani të pufërëve..

Për të përcaktuar pikën përfundimtare të titrimit në kompleksometri, përdoren tregues metalokromikë si T eriakrom i zi, mureksidi, acidi sulfosalicilik. etj. Këta tregues janë në fakt komponime organike që formojnë përbërje komplekse me jone metalike, me një ngjyrë të ndryshme

Stabiliteti i komponimeve komplekse të joneve metalike me treguesin (M-Ind) është më i ulët se qëndrueshmëria e komplekseve ndërmjet joneve metalike dhe EDTA (M-EDTA). Prandaj, në pikën përfundimtare të titrimit, formohen komplekse të qëndrueshme të joneve metalike me EDTA, dhe treguesi lirohet në formë molekulare (H-Ind). H-Ind ka ngjyrë të ndryshme nga ngjyra e kompleksit të joneve metalike me treguesin (M-Ind). Kështu, si rezultat i ndryshimit të ngjyrës së tretësirës, pika përfundimtare e titrimit përcaktohet me sukses.





Në rastin kur treguesi erikrom i zi T përdoret gjatë titrimit, me jonet metalike nga tretësira e provuar formon përbërje komplekse të kuqe (**M-Ind**). Në pikën përfundimtare të titrimit, ngjyra e tretësirës do të ndryshojë në blu, si rezultat i lëshimit të formës molekulare të treguesit (**H-Ind**).

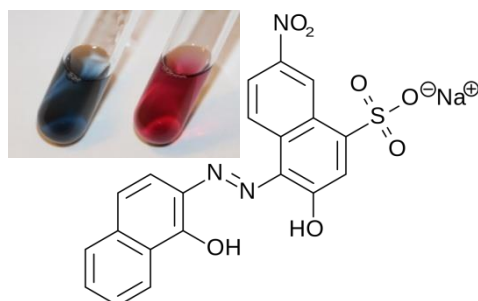


Figura 3.18 Formula strukturore e T erikromit të zi T

Me ndihmën e titrimeve kompleksometrike mund të përcaktohet përqendrimi i disa joneve metalike, veçmas dhe në përzierje. Komponimet komplekse ndërmjet joneve metalike dhe tretësirës standarde EDTA formohen në një raport molar 1:1 dhe karakterizohen nga një stabilitet i madh.

Përgatitja e tretësirës standarde EDTA

Tretësira EDTA mund të përgatitet si tretësirë standarde parësore me pastërtinë e standardit primar, ose si tretësirë standarde dytësore. Në atë rast, për standardizimin e tretësirës përdoret tretësira standarde e jonit metalik që do të përcaktohet.

Detyra 32 e zgjidhur.

Çfarë mase $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ duhet matur për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$, me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Zgjidhje:

E dhënë:

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

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Kërkohe:

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Masa e $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ e nevojshme për përgatitjen e tretësirës llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = c(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})$$

Formula molekulare e $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ e $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2$

$$M(\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2) = 336 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 336 \text{ g/mol} = 33,6 \text{ g}$$

Meqenëse $n(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = n(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})$, masa e $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ që do të matet për përgatitjen e tretësirës llogaritet me formulën:

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})}$$

Formula molekulare e $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ e $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 $M(\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 372 \text{ g/mol}$

Për të përgatitur 1 dm^3 tretësirë $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$, duhet të maten $37,2 \text{ g}$ $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Procedura e përgatitjes së tretësirës: Rreth $3,72 \text{ g}$ $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ me pastërti standarde parësore, e cila më parë është tharë në $80 \text{ }^\circ\text{C}$, për të hequr lagështinë, peshohet në peshore analitike në një enë matëse. Masa e matur transferohet në mënyrë sasiore në balonë vëllimore 1 dm^3 . Balona mbushet përgjysmë me ujë të distiluar dhe përzihet derisa të tretet $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Balona më pas mbushet deri në pikën me ujë të distiluar.

Së pari, masa e $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ llogaritet me masën e matur saktë të $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kurse më pas përqendrimi i $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ në tretësirë llogaritet sipas formulës:

$$c(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})}{M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot V(\text{p-p})}$$



Rekomandohet ruajtja e tretësirës së përgatitur EDTA në shishe polietilene me kapak plastik. Nëse ruhet në shishe qelqi, EDTA mund të reagojë me metalet në gotë, dhe si rezultat, përqendrimi i tij do të ndryshojë.

Përcaktimi kompleksometrik i masës së zinkut (Zn^{2+})

Përcaktimi kompleksometrik i masës së joneve Zn^{2+} kryhet në një mjedis bazë ($\text{pH} = 10$), gjatë titrimit me tretësirë standarde të EDTA, në prani të treguesit T erikrom të zi. Jonet T. Zn^{2+} formojnë një kompleks të kuq me treguesin. Kur arrihet pika përfundimtare e titrimit, jonet Zn^{2+} formojnë një kompleks të qëndrueshëm me EDTA dhe treguesi lirohet në një formë molekulare (H-Ind) e cila ka një ngjyrë blu. Komponimi kompleks i Zn^{2+} me EDTA formohet në një raport molar 1:1.

$$\begin{aligned} n(\text{Zn}^{2+}) : n(\text{EDTA}) &= 1 : 1 \\ n(\text{Zn}^{2+}) &= n(\text{EDTA}) \end{aligned}$$

Nëse sasia e joneve Zn^{2+} shprehet me masë (m), dhe sasia e EDTA shprehet me përqendrim (c):

$$n(\text{Zn}^{2+}) = \frac{m(\text{Zn}^{2+})}{M(\text{Zn}^{2+})} \qquad n(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA})$$

fitohet formula për llogaritjen e masës së joneve Zn^{2+} në tretësirën e testuar:

$$m(\text{Zn}^{2+}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) \cdot M(\text{Zn}^{2+})$$

Procedura e përcaktimit: Tretësira e testuar që përmban jone Zn^{2+} fitohet në një balonë matëse 100 cm^3 . 20 cm^3 merren me pipetë nga tretësira me një pipetë të thatë dhe të pastër dhe transferohen në një balonë Erlenmejer me vëllim 250 cm^3 .

2 mL tampon amoniaku ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) me $\text{pH} = 10$, tregues erikrom i zi T (100 mg) dhe 20mL ujë të distiluar shtohen në balonën Erlenmejer. Titrimi kryhet me tretësirë standarde të EDTA ($0,1 \text{ mol/dm}^3$) derisa ngjyra të ndryshojë nga e kuqe (M-Ind) në blu (H-Ind). Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të EDTA përdoret për llogaritjen e masës së joneve Zn^{2+} në tretësirën e provës.

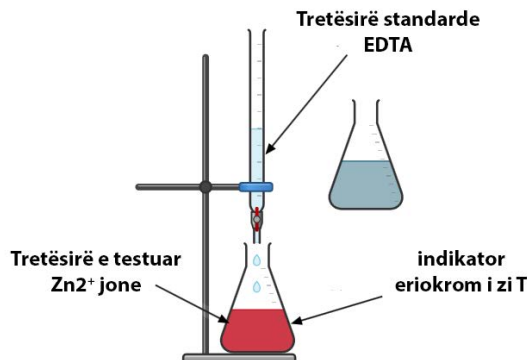
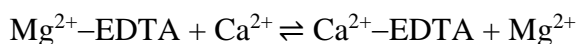


Figura 3.19 Titrimi i joneve Zn^{2+} me EDTA

Përcaktimi kompleksometrik i masës së kalciumit (Ca^{2+})

Përcaktimi kompleksometrik i masës së joneve të Ca^{2+} kryhet me një tretësirë standarde të EDTA në një mjedis bazë ($\text{pH} = 10$), në prani të treguesit T erikrom të zi. Kur titroni jonet Ca^{2+} ndryshimi i ngjyrës së treguesit në pikën përfundimtare nuk është mjaft i qartë. Prandaj, titrimi kryhet në prani të edetatit të magnezit, një kompleks jonesh Mg^{2+} me EDTA ($\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$). Kështu, jonet Ca^{2+} zëvendësojnë jonet Mg^{2+} nga kompleksi $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$.



Reaksioni i zëvendësimit është i mundur sepse qëndrueshmëria e kompleksit $\text{Ca}^{2+}\text{-EDTA}$ është më e madhe se qëndrueshmëria e kompleksit $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$. Si rezultat, lëshohen jone Mg^{2+} të cilët titrohen me një tretësirë standarde EDTA. Sasia e joneve Mg^{2+} është e barabartë me sasinë e joneve të Ca^{2+} në tretësirën e testuar. Prandaj, masa e joneve Ca^{2+} në tretësirën e testuar llogaritet sipas formulës:

$$m(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) \cdot M(\text{Ca}^{2+})$$

Procedura e përcaktimit: Tretësira e testuar që përmban jone Ca^{2+} fitohet në një balonë matëse 100 cm^3 . 20 cm^3 merren me pipetë nga tretësira me një pipetë të thatë dhe të pastër dhe transferohen në një balonë Erlenmejer me vëllim 250 cm^3 . Erlenmejer i shtohen 20 mL ujë të distiluar, 2 mL bufer amoniaku ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) me $\text{pH} = 10$, 1 mL kompleks $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$ me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$ dhe 100 mg tregues T erikrom të zi. balonë. Titrimi kryhet me tretësirë standarde EDTA derisa ngjyra të ndryshojë nga e kuqe (M-Ind) në blu (H-Ind). Titrimi përsëritet edhe dy herë dhe vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të EDTA përdoret për të llogaritur masën e joneve të Ca^{2+} në tretësirën e provës.

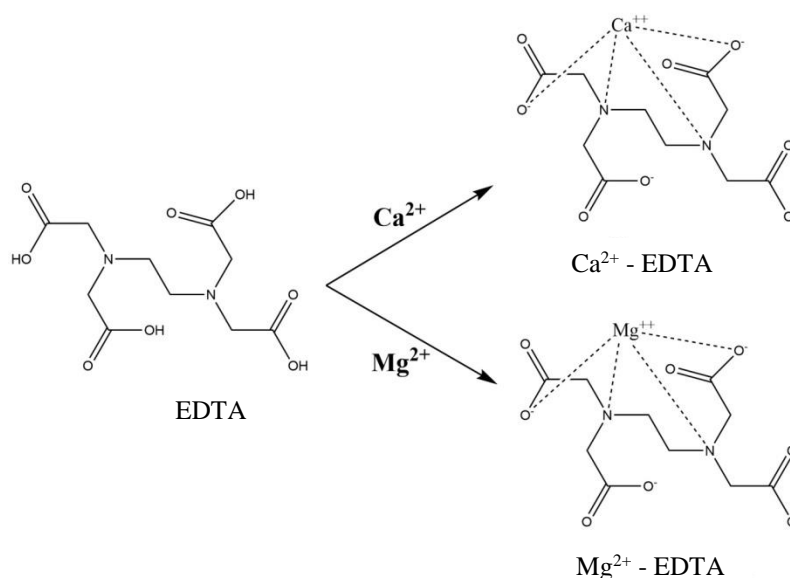


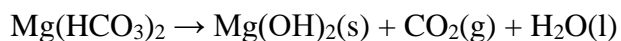
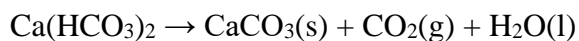
Figura 3.20 Komplekset e: Ca^{2+} -EDTA dhe Mg^{2+} -EDTA

Fortësia e ujit - e ndryshueshme, e përhershme dhe totale

Uji është nga përbërësit më të rëndësishëm sepse është i nevojshëm për të mbajtur jetën në tokë. Ndodhet në oqeanë, dete, liqene, lumenj, akullnaja dhe karakterizohet nga një kështjellë e ndryshme. Fortësia e ujit buron nga prania e kripërave të tretshme të kalciumit dhe magnezit, si karbonatet e hidrogjenit (HCO_3^-), kloruret (Cl^-), sulfatet (SO_4^{2-}) etj. Në varësi të përqendrimit të kripërave të pranishme në ujë, ai mund të jetë i butë ose i fortë. Ndërsa, varësisht se cilat kripëra janë të pranishme në ujë, forca e tij mund të jetë e ndryshueshme dhe e përhershme. Shuma e fuqisë së ndryshueshme dhe të përhershme të ujit quhet forca totale e ujit.

Fortesia e ndryshueshme

Fortësia e ndryshueshme e ujit vjen nga karbonatet (CO_3^{2-}) dhe hidrogjen karbonatet (HCO_3^-) të kalciumit (Ca^{2+}) dhe magnezit (Mg^{2+}) të pranishëm. Fortësia e ndryshueshme e ujit mund të hiqet duke zier ujin, duke prodhuar një precipitat kripërash të patretshme (karbonate dhe hidrokside), i cili më pas filtrohet.



Përcaktimi i fortësisë së ndryshueshme kryhet me titrim me një acid të fortë, për shembull HCl. Baza e përcaktimit është reaksioni i neutralizimit.



Mënyra se si kryhet përcaktimi i bazave ose kripërave bazë shpjegohet në metodat acido-bazike të analizës, në acidimetri.

Fortësia e përhershme

Fortësia e përhershme është kryesisht për shkak të pranisë së klorureve (Cl^-) dhe sulfatëve (SO_4^{2-}) të kalciumit dhe magnezit në ujin e pijshëm. Fortësia e përhershme nuk mund të hiqet duke zier ujin. Për përcaktimin e tij, është e nevojshme të hiqen paraprakisht karbonatet e kalciumit dhe magnezit. Pastaj, nga filtrati përcaktohet përqendrimi i klorureve (Cl^-) dhe sulfatëve (SO_4^{2-}), nga i cili varet fortësia e përhershme e ujit. Fortësia e përhershme e ujit mund të përcaktohet në mënyrë kompleksometrike, gjatë titrimit me një tretësirë standarde të EDTA. Fortësia totale e ujit mund të përcaktohet edhe në mënyrë kompleksometrike. Në atë rast, kalaja e ndryshueshme mund të llogaritet si diferencë ndërmjet tyre.

Fortësia e ujit shprehet në shkallë gjermane, frënge ose angleze:

- 1 shkallë gjermane: 10 mg CaO e pranishme në 1 L ujë;
- 1 shkallë franceze: 10 mg CaCO_3 i pranishëm në 1 L ujë;
- 1 shkallë angleze: 10 mg CaCO_3 i pranishëm në 0,7 L ujë.

Klasifikimi i ujit në varësi të përqendrimit të joneve të kalciumit (Ca^{2+}) dhe magnezit (Mg^{2+}) është dhënë në tabelën 3.6.

Tabela 3.6 Fortësia e ujit e shprehur në gradë franceze

mg CaCO_3 për 100 mL ujë	fortësia e ujit
0-75	i butë
75-150	jo shumë i fortë
150 -300	i fortë
>300	shume i fortë

Fortësia e ujit nuk ka një ndikim të madh në shëndetin e njeriut, por ndikon në shijen e tij. Megjithatë, nuk rekomandohet që uji i pijshëm të ketë një fortësi më të madhe se 300 mg CaCO_3 për 100 mL ujë.

Përcaktimi kompleksometrik i fortësisë së ujit

Përcaktimi kompleksometrik i fortësisë së ujit me një tretësirë standarde të EDTA kryhet në një mjedis bazë ($\text{pH} = 10$), në prani të një tampon amoniaku. Për të përcaktuar pikën përfundimtare të titrimit, përdoret një tregues T erikrom i zi. Kur treguesi i shtohet tretësirës së testuar që përmban katione të kalciumit (Ca^{2+}) dhe magnezit (Mg^{2+}) formohen komponime komplekse të kationeve me treguesin. Për shkak të kësaj, zgjidhja është me ngjyrë të kuqe. Gjatë titrimit të tretësirës me tretësirën standarde EDTA, formohen komponime komplekse të joneve Ca^{2+} dhe Mg^{2+} me EDTA. Stabiliteti i këtyre përbërjeve komplekse është më i lartë në krahasim me qëndrueshmërinë e përbërjeve komplekse të joneve Ca^{2+} dhe Mg^{2+} me treguesin. Prandaj, gjatë titrimit, EDTA e zhvendos treguesin nga komponimet komplekse. Kur i gjithë treguesi është shtrydhur, tretësira bëhet blu. Ndryshimi i ngjyrës tregon se është arritur pika përfundimtare e titrimit.

Fortësia e ujit e shprehur në gradë gjermane llogaritet me formulën:

$$\text{mgCaO/L} = \frac{V(\text{EDTA}) \cdot c(\text{EDTA}) \cdot M(\text{CaO})}{V(\text{prova})} \cdot 1000$$

$V(\text{EDTA})$ është vëllimi i EDTA i konsumuar për titrim

$c(\text{EDTA})$ është përqendrimi i EDTA (0,1 mol/dm³)

$M(\text{CaO})$ është masa molare e CaO

$V(\text{prova})$ është vëllimi i kampionit të marrë për analizë

Procedura për përcaktimin e rezistencës totale: Tretësira e provës fitohet në një balonë matëse prej 100 cm³. Hidhni me pipetë 20cm³ tretësirë me një pipetë të thatë dhe të pastër dhe transferojeni në një enë Erlenmejer 250cm³. Shtoni 5mL bufer amoniaku (NH₃/NH₄Cl) dhe disa pika tregues T eriokrom të zi në balonën Erlenmejer. Titrimi kryhet me tretësirë standarde të EDTA me përqendrim 0,1mol/dm³, derisa ngjyra e treguesit të ndryshojë nga e kuqe (M-Ind) në blu (H-Ind). Titrimi përsëritet dy herë më shumë dhe vlera mesatare e vëllimit të konsumuar të EDTA përdoret për të llogaritur fortësinë totale të ujit.

Procedura për përcaktimin e fortësisë së përhershme: 100cm³ nga uji për analizë vendosen në një gotë qelqi dhe zihen për 20 minuta. Precipitati i formuar si rezultat i karbonateve të precipituara filtrohet. Filtrati transferohet në një balonë vëllimore 100cm³ dhe balona plotësohet deri në pikën me ujë të distiluar. Hidhni me pipetë 20ml nga kjo tretësirë dhe transferojeni në një enë Erlenmejer. Tretësirës i shtohen 5cm³ tampon amoniaku (NH₃/NH₄Cl) dhe disa pika treguesi eriokrom i zi T. Titroni me EDTA derisa ngjyra e treguesit të ndryshojë nga e kuqe (M-Ind) në blu (H-Ind).

Përgatitja e indikatorit: 1 g T eriokrom i zi tretet në një përzierje prej 15cm³ trietanolaminë dhe 5 cm³ etanol (99 %). Zgjidhja ruhet për përdorim të mëtejshëm.

Përgatitja e pufërit: 6,56 g NH₄Cl dhe 57 mL tretësirë e koncentruar NH₄OH (28 %). vendosen në një balonë vëllimore. Balona mbushet më pas deri në shenjë me ujë të distiluar.



Pas përfundimit të eksperimentit, enët e qelqit të përdorura duhet të lahen me kujdes dhe të shpëlajen me ujë të distiluar.

PYETJE DHE DETYRA

1. Çfarë është gravimetria? Cilat janë hapat bazë të një analize gravimetrike?
2. Të llogaritet pjesëmarrja mesatare e joneve karbonate (CO_3^{2-}) një kampion me masë 1,96g. Precipitimi kryhet me një tepricë të klorurit të kalciumit (CaCl_2). Masa e precipitatit të përftuar pas filtrimit, shpëlarjes dhe tharjes është 1,12g. Supozohet se jonet CO_3^{2-} në mostër janë të pranishme si karbonat natriumi (Na_2CO_3). Shkruani ekuacionin e reaksionit të precipitimit. (Përgjigje: $w(\text{CO}_3^{2-}) = 57,14 \%$)
3. Përcaktoni termat: analit, reagjent, titrim, tretësirë standarde parësore, tretësirë standarde dytësore?
4. Shpjegoni procedurën e titrimit? A është procedura e standardizimit një titrim?
5. A mund të përcaktohet në mënyrë eksperimentale pika ekuivalente e titrimit dhe pika e fundit e titrimit?
6. Si të bëhet një zgjedhje e përshtatshme e treguesit në metodat vëllimore? Cilët tregues përdoren?
7. Cilat titrime quhen titrim acido-bazik? Si ndahen dhe mbi çfarë kriteresh bëhet ndarja?
8. Çfarë tretësirë standarde përdoret për standardizimin e HCl në acidimetri? Shpjegoni procedurën e standardizimit.
9. Si përgatitet tretësira standarde e NaOH në alkalimetri? Shpjegoni procedurën. A është e nevojshme të standardizohet?
10. Në një eksperiment për përcaktimin acidimetrik të NaOH përdoret tretësira standarde e HCl në vëllim 20cm^3 . Vlerat e vëllimit të konsumuar për tre titrime të njëpasnjëshme janë dhënë në tabelën e mëposhtme:

V(HCl)	titrimi i parë, cm^3	titrimi i dytë, cm^3	titrimi i tretë, cm^3
Fillimi	0	16,1	32,1
Finali	16,1	32,1	48,15

Llogaritni përqendrimin e NaOH në tretësirën e provës, nëse për titrim përdoret HCl me përqendrim $0,25 \text{ mol/dm}^3$. (Përgjigje: $c(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$)

11. Masa e KOH përcaktohet acidimetrikisht, gjatë titrimit me HCl me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Në tre titrime të njëpasnjëshme janë përdorur $7,2 \text{ cm}^3$, $7,15 \text{ cm}^3$ dhe $7,1 \text{ cm}^3$ HCl. Llogaritni masën e KOH në kampionin nga i cili janë nxjerrë 20 cm^3 . (Përgjigje: $c(\text{KOH}) = 0,04 \text{ g}$)
12. Masa e CH_3COOH mund të përcaktohet alkalimetrikisht, gjatë titrimit me tretësirë standarde të NaOH me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Në tre titrime të njëpasnjëshme u përdorën $12,4 \text{ cm}^3$, $12,4 \text{ cm}^3$ dhe $12,3 \text{ cm}^3$ NaOH. Llogaritni masën e CH_3COOH në kampionin nga i cili është nxjerrë me pipetë 20 cm^3 . (Përgjigje: $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,074\text{g}$)
13. Pse nuk përdoret një tregues për të përcaktuar pikën përfundimtare në permanganometri?

14. Parashikoni se çfarë pajisje dhe kimikate nevojiten për të përgatitur 270cm³ tretësirë të H₂C₂O₄ me përqendrim 0,05 mol/dm³. Shpjegoni procedurën e përgatitjes së tretësirës. (Përgjigje: $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,21 \text{ g}$)
15. Masa e hekurit (Fe²⁺, FeSO₄) mund të përcaktohet në mënyrë permanganometrike, gjatë titrimit me tretësirë standarde të permanganatit të kaliumit (KMnO₄) me përqendrim 0,02 mol/dm³. Në tre titrime të njëpasnjëshme janë konsumuar 15,8 cm³, 15,75 cm³ dhe 15,7 cm³ KMnO₄. Llogaritni masën e Fe²⁺ në kampionin nga i cili është nxjerrë me pipetë 20 cm³. (Përgjigje: $m(\text{Fe}^{2+}) = 0,088 \text{ g}$)
16. Pse iodometria është metodë e titrimit të tërthortë të analitit? Shpjegoni.
17. Parashikoni se çfarë pajisje dhe kimikate nevojiten për përgatitjen e 400cm³ tretësirë K₂Cr₂O₇ me përqendrim 0,06 mol/dm³. Si do ta dini se sa vëllim duhet të përgatitni? (Përgjigje: $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 7,06 \text{ g}$)
18. Llogaritni masën e joneve Cu²⁺ në një tretësirë të testuar të CuSO₄ nëse vëllimi është 20 cm³. Për titrimin e jodit të përfutur gjatë reaksionit të CuSO₄ me KI, konsumohen 7,2 cm³ Na₂S₂O₃ me përqendrim 0,1 mol/dm³. (Përgjigje: $m(\text{Cu}^{2+}) = 0,0457 \text{ g}$)
19. Për titrimin e jodit (I₂) me përqendrim 1,2 · 10⁻³ mol/dm³, janë konsumuar 17,5 cm³ tiosulfat natriumi (Na₂S₂O₃). Njehsoni përqendrimin e Na₂S₂O₃. (Përgjigje: $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$)
20. Si përcaktohet pika e fundit e një titrimi në argjentometri? Shpjegoni.
21. Përmbajtja e joneve Cl⁻ në një tretësirë të testuar, nga e cila janë marrë 20 cm³ për titrim, është përcaktuar sipas metodës së Morit. Titrimi kryhet me tretësirë standarde të AgNO₃ me përqendrim 0,1 mol/dm³, dhe pika përfundimtare e titrimit vërehet nga shfaqja e një precipitati të kuq në kafe të Ag₂CrO₄. Për tre titrime të njëpasnjëshme janë konsumuar 8,8 cm³, 8,85 cm³ dhe 8,9 cm³ tretësirë standarde. Llogaritni masën e joneve të Cl⁻ në tretësirë. (Përgjigje: $m(\text{Cl}^-) = 0,0314 \text{ g}$)
22. Cilët analitë mund të përcaktohen në mënyrë kompleksometrike dhe me cilën tretësirë standarde? Shpjegoni procedurën e përgatitjes së tretësirës.
23. Si do të vepronit nëse do t'ju duhej të përcaktonit fortësinë konstante, të ndryshueshme dhe totale të një kampioni uji? Dhe si do të veproni nëse duhet të përcaktoni vetëm një kështjellë uji të ndryshueshme? A do të përdorni të njëjtën metodë përcaktimi?
24. Jonet Zn²⁺ mund të përcaktohen në mënyrë kompleksometrike me tretësirë standarde të EDTA me përqendrim 0,1 mol/dm³. Llogaritni masën e joneve Zn²⁺ nëse për titrim përdoret 11,8 cm³ EDTA. (Përgjigje: $m(\text{Zn}^{2+}) = 0,077 \text{ g}$)
25. Pse titrimi i joneve të Ca²⁺ kryhet në prani të joneve Mg²⁺? Si përcaktohet pika përfundimtare e një titrimi? Shpjegoni procedurën.
26. Si do të veproni për të përcaktuar kalanë e ndryshueshme të ujit? Çfarë zgjidhje standarde do të përdorni? Parashikoni se cilat pajisje dhe kimikate do t'ju nevojiten, bëni një llogaritje për përgatitjen e tretësirave dhe planifikoni eksperimentin.

3.3.3. Metodatat instrumentale të analizës

Kimia instrumentale është pjesë e kimisë analitike në të cilën bëhet analiza cilësore dhe sasiore me ndihmën e instrumenteve analitike. Metodatat instrumentale të analizës janë metoda të ndjeshme, të sakta, të sakta dhe të shpejta që lejojnë përcaktimin e njëkohshëm të disa substancave në një kohë të shkurtër.

Deri në fillim të shekullit të njëzetë, metodatat gravimetrike dhe vëllimore janë përdorur kryesisht për analizat kimike sasiore. Këto metoda njihen edhe si metoda klasike të analizës. Sot, metodatat instrumentale të analizës përdoren kryesisht në laboratorët e kimisë analitike. Në metodatat instrumentale, sinjali përmes të cilit përcaktohet përbërja cilësore dhe sasiore e kampionit matet duke përdorur instrumente analitike. Prandaj, këto metoda quhen edhe metoda fizike.

Tabela 3.7 Krahasimi i karakteristikave bazë të metodave klasike dhe instrumentale

Metodatat klasike	Metodatat instrumentale
<ul style="list-style-type: none"> – më pak i ndjeshëm (punojmë me analite me masë dhe vëllim relativisht të madh); – punon në një gamë të ngushtë përqendrimesh; – përcaktohet një analit; – përgatitja dhe analiza e mostrës është proces afatgjatë; – një numër i vogël i mostrave mund të analizohen në një ditë; – regjistrimi i rezultateve nuk është i automatizuar; – pajisje me çmim relativisht të ulët; – reagentë të lirë; – nuk ka nevojë për trajnim të veçantë për punë. 	<ul style="list-style-type: none"> – shumë i ndjeshëm (duke punuar me masë dhe vëllim shumë të vogël të analitit); – analitet analizohen në një gamë të gjerë përqendrimesh; – disa analite përcaktohen njëkohësisht; – duhet një kohë e shkurtër për një analizë; – një numër i madh i mostrave analizohen në një ditë; – rezultatet regjistrohen automatikisht; – pajisje të shtrenjta; – reagentë të shtrenjtë; – kërkohet trajnimi i analistëve.

3.3.3.1. Kolorimetria dhe spektrofotometria – parimet themelore

Kolorimetria dhe spektrofotometria i përkasin grupit të metodave optike të analizës në të cilat sinjali i matur është rezultat i bashkëveprimit të rrezatimit elektromagnetik dhe materies.



Për rrezatimin elektromagnetik ultravjollcë, të dukshëm dhe infra të kuqe, termi dritë përdoret shpesh në vend të rrezatimit elektromagnetik.

► Rrezatimi elektromagnetik

Rrezatimi elektromagnetik është lloj energjie që udhëton nëpër hapësirë me shpejtësi të madhe. Ekzistojnë dy modele që përshkruajnë natyrën e tij. Sipas modelit të parë, rrezatimi elektromagnetik përshkruhet si një valë me gjatësi vale, frekuencë, amplitudë dhe shpejtësi karakteristike (Figura 3.21).

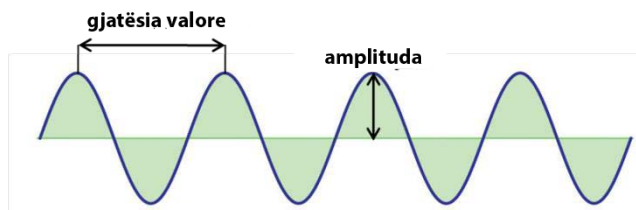


Figura 3.21 Gjatësia e valës dhe amplituda e rrezatimit elektromagnetik

Gjatësia e valës (e shënuar me shkronjën greke lambda - λ) është distanca midis dy maksimumeve ose minimaleve të njëpasnjëshme të valës e shprehur në metra (m), centimetra (cm) ose nanometra (nm). Frekuenca (e shënuar me shkronjën greke ni - ν) është numri i valëve që kalojnë nëpër një pikë të caktuar në 1 sekondë dhe shprehet në herc (Hz). Amplituda është distanca vertikale nga mesazhuesi i valës deri në kreshtë ose lug. Shpejtësia e valës përcaktohet si produkt i frekuencës dhe gjatësisë së valës ($\nu \cdot \lambda$). Frekuenca e rrezatimit elektromagnetik varet nga burimi që lëshon rrezatim, por vlera e tij është e pavarur nga mediumi nëpër të cilin kalon rrezatimi, ndërsa shpejtësia dhe gjatësia e valës varen nga mediumi. Valët karakterizohen gjithashtu nga fuqia (P) dhe intensiteti (I). Fuqia përkufizohet si rrjedha e energjisë për njësi të kohës, dhe intensiteti është rrjedha e energjisë që kalon nëpër një zonë specifike për njësi të kohës. Ky model për rrezatimin elektromagnetik përshkruan dukuritë e reflektimit, thyerjes, ndërhyrjes dhe difraksionit.

Sipas modelit të dytë, rrezatimi elektromagnetik trajtohet si një grimcë e quajtur foton. Me këtë model mund të shpjegohen më lehtë dukuritë e përthithjes dhe emetimit të rrezatimit elektromagnetik. Energjia e fotonit lidhet me gjatësinë e valës me ekuacionin e mëposhtëm:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

h është konstanta e Plankut, vlera e saj është $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

c është shpejtësia e dritës vlera e së cilës është $3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

► Absorbimi i dritës

Gjatë absorbimit të dritës, analiti thith energjinë e fotonit dhe kalon nga një gjendje me një gjendje më të ulët në një gjendje me një energji më të lartë. Si rezultat i përthithjes, intensiteti i dritës zvogëlohet. Shfaqja grafike e absorbimit në funksion të energjisë quhet spektër absorbues.

Ulja e intensitetit të dritës si rezultat i përthithjes së rrezatimit përshkruhet me dy terma: transmetim dhe absorbim.

Transmetimi (T) përkufizohet si koeficienti i intensitetit të dritës pas kalimit përmes kampionit (I) dhe intensitetit të dritës rënëse (I_0). Vlera e transmetimit shprehet në përqindje (shumëzuar me 100). Nëse vlera e tij është 100%, do të thotë që analiti nuk absorbon dritën, nëse vlera e transmetencës është 0%, do të thotë që analiti ka absorbuar të gjithë dritën.

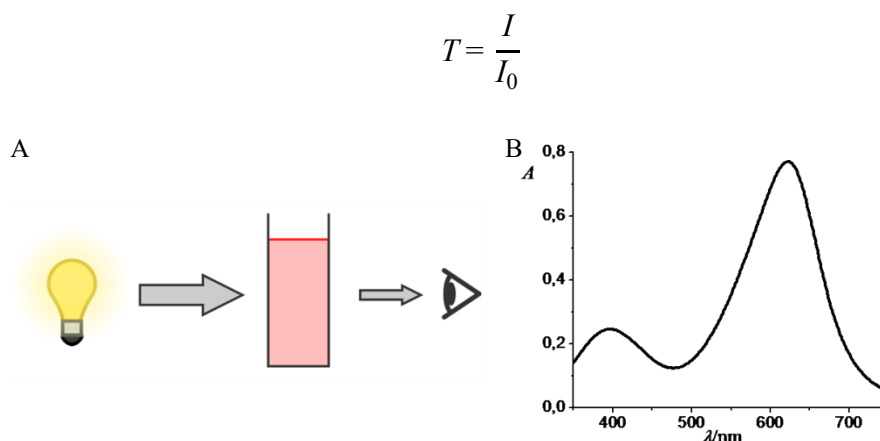


Figura 3.22 Paraqitja skematike e ndryshimit të intensitetit të dritës (A) dhe spektrit të absorbimit (B)

Ndryshe nga transmetimi, vlera e **absorbimit** (A) rritet me zvogëlimin e intensitetit të dritës që kalon nëpër kampion. Absorbimi përcaktohet nga shprehja:

$$A = -\log T = -\log \frac{I}{I_0} = \log \frac{I_0}{I}$$

Një rënie në intensitetin e rrezatimit të rënë, përveçse si rezultat i përthithjes nga analit, mund të ndodhë si rezultat i përthithjes dhe reflektimit (reflektimit) nga ena që përmban kampionin, përthithjes nga tretësi ose përbërës të tjerë që përmbajnë kampionin, ose përsëri si rezultat i shpërndarjes së rrezatimit. Për të kompensuar këto efekte, intensiteti i dritës së transmetuar nga kampioni krahasohet me intensitetin e dritës së transmetuar nga tretësi ose nga të ashtuquajturat **provë e verbër** që përmban të gjithë përbërësit e kampionit përveç analitit.

Në kolorimetri dhe spektrofotometri, rezultatet shprehen duke përdorur absorbancën. Për dritën monokromatike, absorbimi është drejtpërdrejt proporcional me përqendrimin e analitit dhe trashësinë e shtresës së tretësirës nëpër të cilën kalon drita. Kjo marrëdhënie njihet si ligji i Beer.

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

A – absorbimi
 ε – koeficienti i absorbimit molar
 c – përqendrimi, mol/dm³
 l – gjatësia e kuvetës, cm



Koeficienti i absorbimit molar ka një vlerë konstante dhe varet nga natyra e substancës.



Në çfarë njësi shprehet ε ? A mund të përcaktohet nga formula?

Lakorja e kalibrimit

Përqendrimi i analitit në tretësirën e provës përcaktohet duke përdorur një kurbë kalibrimi. Për këtë qëllim përgatitet një sërë tretësish standarde me një përqendrim të njohur të analitit dhe matet absorbimi i tyre në gjatësinë valore të zgjedhur. Grafiku që tregon varësinë e absorbimit nga përqendrimi i analitit quhet **lakore kalibrimi**. Më pas matet përthithja e tretësirës (ose tretësirave) të ekzaminuara dhe nga vlera e përfutur përcaktohet përqendrimi i lëndës analitike duke përdorur lakoren e kalibrimit (Figura 3.23).



E njëjta lakore e kalibrimit mund të përdoret për të përcaktuar përqendrimin e shumë analiteve. Duhet pasur kujdes që të përgatiten tretësirat standarde njëkohësisht me tretësirën (ose tretësirat) e provës, në të njëjtat kushte eksperimentale. Nuk rekomandohet përdorimi i lakores së kalibrimit që është bërë në kushte të ndryshme eksperimentale, domethënë në një kohë të ndryshme nga koha kur analizohet kampioni.

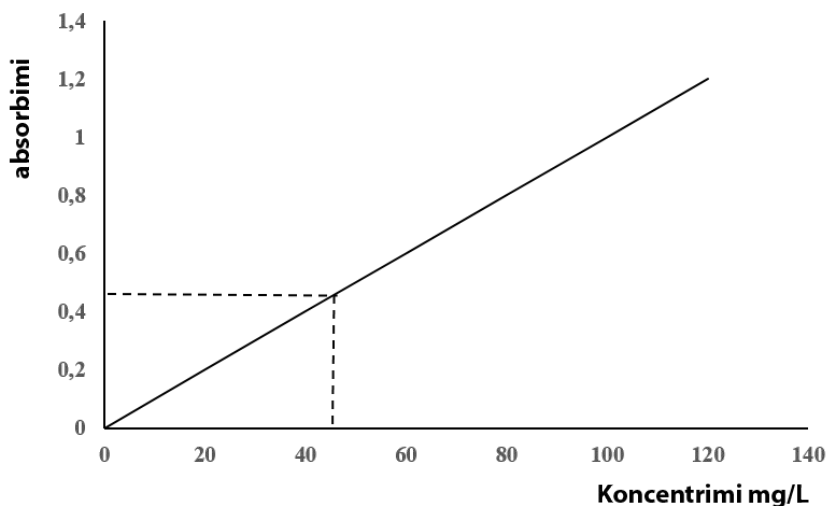


Figura 3.23 Lakorja e kalibrimit

Nga vlera e absorbimit e shënuar në ordinatë (e cila në këtë shembull është 0.4) tërhiqet një vijë në lakoren e kalibrimit dhe në pikën ku vija pret kurbën një normale ulet në boshtin e abshisë. Abshisa lexon përqendrimin e analitit në kampion (0.4 mg/L).



Vlerat numerike në figurën 3.23 për të shpjeguar se si të përdoret lakorja e kalibrimit nuk lidhen me një eksperiment specifik.

Enët në të cilat matet absorbimi i kampionit quhen **kuveta**. Zakonisht janë bërë prej qelqi ose plastike për pjesën e dukshme të spektrit, kurse kuvetat e kuarcit përdoren në spektroskopinë ultravjollcë. Është shumë e rëndësishme që muret e kuvetës të jenë të pastra, sepse si rezultat i papastërtive vlera e absorbimit të lexuar mund të mos jetë e saktë.

Përcaktimi i substancës së ngjyrosur me kolorimetri

Metodat kolorimetrike janë një nga metodat instrumentale më të vjetra të analizës, ato mund të përdoren për të analizuar mostra të ndryshme si: uji, gjaku, dheu, ushqimi etj. Në **analizën kolorimetrike**, matet intensiteti i dritës së dukshme të përthithur nga analit në kampion. Pa modifikim të mëparshëm kimik të kampionit, përcaktohen vetëm substancat me ngjyrë. Nëse substanca nuk ngjyroset me ndihmën e reaksioneve kimike, ajo shndërrohet në një formë që thith dritën e dukshme. Tretësit e përdorur në kolorimetri nuk duhet të thithin rrezatimin në pjesën e dukshme të spektrit.

Hapi i parë në një analizë kolorimetrike është zgjedhja e gjatësisë së valës në të cilën do të kryhet matja. Absorbimi në gjatësinë e valës së zgjedhur duhet të ketë një vlerë maksimale, në të cilin rast ndryshimi i absorbimit me një ndryshim në përqendrim do të jetë më i madhi. Pajisjet e quajtura kolorimetra ose fotometra përdoren për të matur absorbimin në pjesën e dukshme të spektrit.

► Parimi i punës së një kolorometri

Një kolorimetër është instrument i thjeshtë për matjen e absorbimit (Figura 3.24).

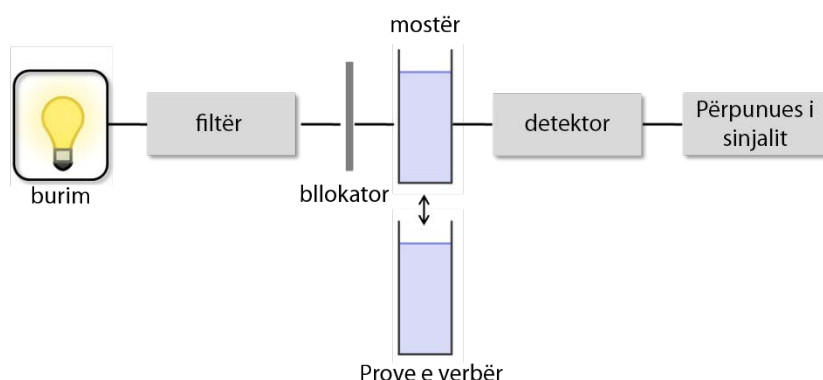


Figura 3.24 Blloku i një kolorimetri

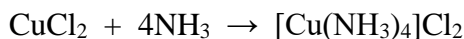
Një llambë tungsteni përdoret si burim i dritës së dukshme në kolorimetra. Në këtë instrument, zgjedhja e gjatësisë valore kryhet me një filtër të vendosur midis burimit dhe kampionit. Instrumenti është i pajisur me një bllokues, i cili është pendë që vendoset automatikisht midis rrezes së dritës dhe detektorit, sa herë që kuveta hiqet nga mbajtësi. Drita shndërrohet në një sinjal elektrik në detektor.

Avantazhi i kolorimetrave ndaj instrumenteve të tjerë spektroskopikë është kostoja relativisht e ulët, qëndrueshmëria dhe mirëmbajtja e lehtë. Disavantazhi është se ato mund të përdoren vetëm në pjesën e dukshme të spektrit.

► Përcaktimi kolorimetrik i përqendrimit të Cu^{2+} -jonit

Gjatë një reaksioni kimik midis joneve Cu^{2+} dhe një tepricë të hidroksidit të amonit, nga përbërja komplekse klorur tetraamine bakrit (II) përftohet një tretësirë me ngjyrë blu të errët.

Si rezultat i këtij reaksioni, përqendrimi i joneve Cu^{2+} mund të përcaktohet në mënyrë kolorimetrike.



Analiza kolorimetrike e joneve Cu^{2+} kryhet në një mjedis bazë, $\text{pH} > 8$. Tretësira thith dritën e dukshme në një gjatësi vale prej 590 deri në 620 nm.

Procedura e përcaktimit

Mostra për analizë merret në një balonë matëse prej 50 cm^3 . Nga tretësira standarde e CuCl_2 , e cila ka përqendrim 10mg/mL, përgatiten tretësirë me përqendrim të njohur në enë matëse prej 25mL. Për këtë qëllim, një vëllim specifik i tretësirës CuCl_2 (2, 4, 6, 8, 10 mL) vendoset në balonën matëse. 5 ml ujë të distiluar dhe 2,5ml tretësirë të hidroksidit të amonit (1 : 1) shtohen gjithashtu në çdo balonë matëse. Balonat përzihen dhe lihen të qëndrojnë për rreth 5 minuta, më pas mbushen deri në pikën me ujë të distiluar.

Kolorimetri ndizet disa minuta para matjes dhe më pas kalibrohet. Kalibrimi kryhet duke vendosur fillimisht gjilpërën e njehsorit në zero. Kjo bëhet me një kuvetë të zbrazët, ndërsa rrezja e dritës mbahet nga bllokuesi dhe asnjë dritë nuk arrin te detektor. Në këtë mënyrë fitohet transmetenca 0%. Pastaj kampioni bosh vendoset në kuvetë dhe shigjeta rregullohet në transmetencë 100%. Sa herë që ndërrohet filtri, kolorimetri duhet të rikalibrohet.



Prova e verber përmban të gjithë reagentët si mostër, me përjashtim të analitit, përqendrimi i të cilit është duke u përcaktuar.

Pasi instrumenti është kalibruar, matet absorbimi i tretësirave standarde. Kurba e kalibrimit është nxjerrë nga vlerat e marra të absorbimit. Më pas matet absorbimi i tretësirës që analizohet. Përqendrimi i joneve Cu^{2+} në tretësirën e testuar përcaktohet nga vlera e absorbimit të marrë duke përdorur lakoren e kalibrimit.



Të shpjegojë procedurën e përgatitjes së tretësirave standarde dhe të njehsojë përqendrimin e CuCl_2 në to.

Përcaktimi i fosfateve (PO_4^{3-}) me spektrofotometri

Spektrofotometria është metodë spektroskopike që kryen analiza cilësore dhe sasiore të mostrave të ndryshme. Parimi i punës është i njëjtë si në kolorimetri, me ndryshimin se me ndihmën e spektrofotometrave matet absorbimi jo vetëm në pjesën e dukshme, por edhe në atë ultravjollcë të spektrit. Kjo është arsyeja pse kjo metodë spektroskopike shpesh quhet spektroskopi ultravjollcë dhe e dukshme, e cila shënohet me shkurtesën UV-Vis (Ultraviolet dhe e dukshme). Gjatësia e valës së rrezatimit ultravjollcë është nga 200 në 400nm, ndërsa gjatësia e valës së dritës së dukshme është nga 400 në 800nm.

Parimi i punës së një spektrofotometër

Si burim rrezatimi në spektrofotometrat UV-Vis përdoren dy llamba, njëra është llambë tungsteni për zonën e dukshme, tjetra është llambë deuterium që lëshon rrezatim ultravjollcë. Në këto instrumente, përdoret një monokromatik për të zgjedhur gjatësinë e valës në të cilën do të kryhet matja. Për shkak se gjatësia e valës mund të ndryshohet lehtësisht në instrumentet monokromatike, ato përdoren lehtësisht në të gjithë intervalin e spektrit. Spektrofotometrat mund të jenë me rreze të vetme ose të dyfishta. Në instrumentet me një rreze, rrezatimi nga monokromatori kalon ose në kampionin bosh ose në kampionin e analizës, në mënyrë alternative. Ndërsa në instrumentet me dy rreze, drita e emetuar nga burimi ndahet në dy pjesë me anë të një pasqyre rrotulluese, njëra pjesë kalon nëpër kampion dhe pjesa tjetër përmes boshllëkut. Instrumente të tilla janë shumë të përshtatshme për regjistrimin e vazhdueshëm të spektrave të përthithjes. Figura 3.25 tregon një pamje skematike të një spektrofotometri me rreze të dyfishtë.

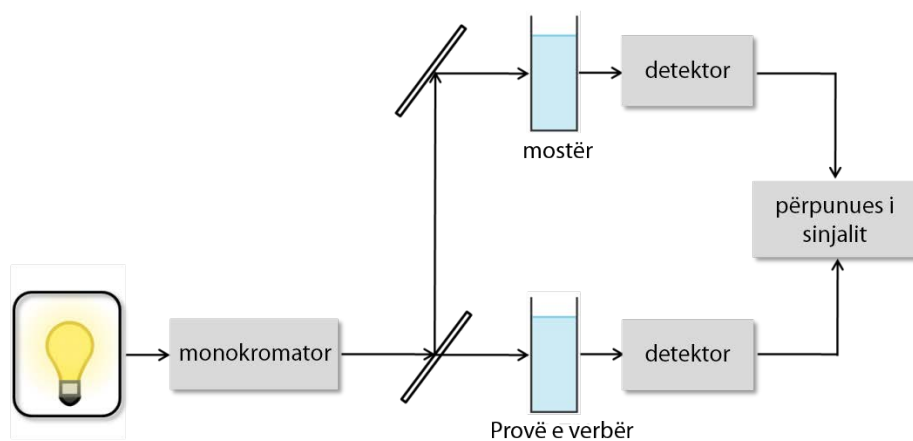


Figura 3.25 Diagrami bllok i një spektrofotometri me rreze të dyfishtë

Pasi drita kalon nëpër kampion, ajo arrin në detektor. Detektorët më të përdorur në spektrofotometrinë UV-Vis janë fototubat e bazuara në efektin fotoelektrik. Si rezultat i dritës që arrin në fototubin, formohen fotoelektrone që gjenerojnë një fotorrymë që është proporcionale me intensitetin e dritës. Ndërsa, intensiteti i dritës është proporcional me përqendrimin e analitit në mostër.

Procedura për përcaktimin e PO_4^{3-} në urinë

Përqendrimi i fosfateve në urinë mund të përcaktohet në mënyrë spektrofotometrike. Molibden (VI), nga molibdati i amonit ($(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$), përdoret për të hequr proteinat nga kampioni. Kompleksi i molibdofosfatit që rezulton reduktohet me acid askorbik në një produkt që ka një ngjyrë blu intensive dhe quhet blu molibden. Urina mbledhet për 24 orë, dhe më pas 1mL e kampionit transferohet në një balonë vëllimore 50mL në të cilën shtohen Mo(VI) dhe acid askorbik. Balona mbushet më pas deri në shenjë me ujë të distiluar. Për të vizatuar lakoren e kalibrimit përdoren tretësirat e joneve PO_4^{3-} me përqendrim 1; 2; 3; 4 dhe mg/L të cilat përgatiten në të njëjtën mënyrë si mostrat e urinës.

Për përgatitjen e tretësirave përdoret tretësira standarde e K_3PO_4 me përqendrim 10mg/L. Absorbimi i tretësirave dhe mostrave standarde matet në një gjatësi vale prej 650nm. Në të njëjtën kohë me tretësirat e testuara, përgatitet një kampion bosh i cili përmban të gjithë reagentët si dhe mostrat, me përjashtim të analitit përqendrimi i të cilit përcaktohet.

Spektrofotometri ndizet disa minuta para se të bëhet matja. Kalibrimi i tij kryhet në të njëjtën mënyrë si me kolorimetrin. Pasi instrumenti është kalibruar, matet absorbimi i tretësirave standarde. Kurba e kalibrimit është nxjerrë nga vlerat e marra të absorbimit. Më pas matet absorbimi i tretësirës që analizohet. Nga vlera e fituar e absorbimit, përqendrimi i joneve PO_4^{3-} në tretësirën e testuar përcaktohet duke përdorur lakoren e kalibrimit.



Çfarë vëllimi i tretësirës standarde (10mg/mL) duhet të merret për përgatitjen e tretësirave me përqendrim 1, 2, 3, 4 dhe 5 mg/cm³, në balona vëllimore 50mL?

3.3.3.2 Fotometria e flakës

Fotometria e flakës është spektroskopia atomike e emetimit që përdoret për përcaktimin e metaleve alkaline dhe alkaline tokësore (litium, kalium, natrium, kalcium, etj.) në mostrat e gjakut, lëngjeve biologjike, ujit, tokës, etj. Metoda bazohet në matjen e intensitetit të dritës së emetuar kur një element i caktuar futet në flakë. Identiteti i elementit mund të përcaktohet nga gjatësia valore e dritës së emetuar (analiza cilësore), ndërsa përqendrimi i tij mund të përcaktohet nga intensiteti i dritës (analiza sasiore). Duke kontrolluar temperaturën e flakës, mund të kontrollohet edhe numri i elementëve të ngacmuar. Gjatësia e valës së dritës së emetuar dhe ngjyra e flakës së disa elementeve janë dhënë në tabelën 3.8.

Tabela 3.8 Gjatësia e valës dhe ngjyra e flakës së disa elementeve

Elementi	Gjatësia e valës [nm]	Ngjyra e flakës
Natriumi (Na)	589	e verdhe
Kaliumi (K)	766	vjollcë
Barium (Ba)	554	e verdhë e gjelbër
Kalciumi (Ca)	662	portokalli
Litium (Li)	670	e kuqe

Parimi i funksionimit të fotometrit të flakës

Zgjidhja e provës shpërndahet në ajër ose oksigjen, duke prodhuar një aerosol që përzihet me gazin që digjet, për shembull një përzierje butani dhe ajri. Kur tretësira futet në flakë, së pari tretësi avullon dhe më pas jonet në temperaturën e flakës (rreth 1800 °C) shndërrohen në atome. Energjia e flakës është e mjaftueshme për të ngacmuar atomet e metaleve alkaline dhe alkaline tokësore, domethënë elektronet e tyre të valencës mund të kalojnë në nivele më të larta të energjisë. Kur elektronet e valencës kthehen në nivelet bazë të energjisë, ato lëshojnë

rrezatim me një gjatësi vale dhe intensitet të caktuar. Gjatësia e valës është e ndryshme për secilin element, dhe intensiteti i rrezatimit të emetuar është proporcional me përqendrimin e tij në mostër. Figura 3.26 tregon një paraqitje të thjeshtë skematike të një fotometri të flakës. Diagrami tregon flakën, e cila është burim i energjisë termike që e shndërron kampionin në një gjendje të ngacmuar. Rrezatimi i emetuar nga kampioni ndahet nga përzgjedhësi i gjatësisë së valës dhe arrin në detektor, ku shndërrohet në një sinjal elektrik me anë të një procesori sinjali.

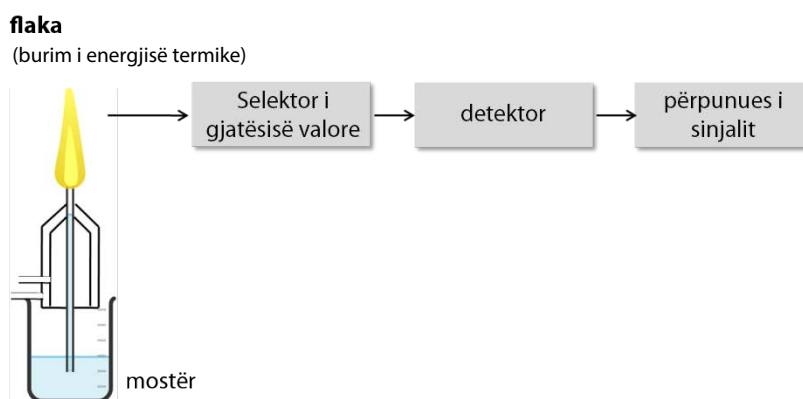


Figura 3.26 Bllok diagrami i fotometrit të flakës

Fotometria e flakës përdoret për analizat rutinë të një numri të madh mostrash që përmbajnë jone të metaleve alkaline dhe alkaline të tokës.

Përcaktimi i kaliumit dhe natriumit me fotometri me flakë



Kaliumi është kationi më i zakonshëm në qeliza dhe për funksionimin normal të tyre, përqendrimi i joneve K^+ rekomandohet të jetë në intervalin 3,5 deri në 5,0mmol/L. Natriumi (Na) është kationi më i bollshëm në plazmë dhe ka një rol të rëndësishëm në shpërndarjen e lëngjeve trupore. Përqendrimi i Na^+ -jonit në plazmë varion nga 130 në 145mmol/L.

Përqendrimi i kaliumit dhe natriumit në mostra të ndryshme, për shembull në gjak, mund të përcaktohet me flakë fotometrike. Kur futet në flakë tretësira e provës që përmban jone K^+ dhe Na^+ , së pari tretësi avullohet dhe më pas jonet shndërrohen në atome. Në temperaturën e flakës, atomet ngacmohen. Kur atomet e ngacmuar kthehen në një gjendje energjie më të ulët, ata lëshojnë rrezatim të një gjatësi vale të caktuar (tabela 3.8). Përqendrimi i joneve K^+ dhe Na^+ në tretësirë përcaktohet nga intensiteti i rrezatimit të emetuar.

Procedura e përcaktimit

Mostrat për analizë merren në balona vëllimore prej 100mL. Nga tretësirat standarde të joneve K^+ dhe Na^+ me përqendrim 1mg/mL përgatiten tretësirë me përqendrim 10, 20, 40, 60 dhe $\mu\text{g/mL}$, në balonat vëllimore 100mL. Për përgatitjen e tretësirave,

merret një vëllim i caktuar i tretësirës standarde dhe transferohet në një balonë matëse prej 100mL, e cila më pas mbushet deri në pikën me ujë të demineralizuar.



Çfarë vëllimi i tretësirës standarde (1 mg/mL) duhet të merret për të përgatitur tretësirat 10, 20, 40, 60 dhe 80 $\mu\text{g}/\text{cm}^3$?

Fotometri i flakës ndizet disa minuta para fillimit të matjes dhe më pas kalibrohet. Për këtë qëllim, absorbimi rregullohet në vlerën zero me ujë të demineralizuar. Ndërsa tretësira standarde me përqendrim më të lartë përdoret për të vendosur absorbancën në 100 (ose ndonjë vlerë tjetër).



Kur punoni me një fotometër flakë, përdoren gazra të ndezshëm që mund të shkaktojnë shpërthim nëse përdoren gabimisht. Prandaj, duhet pasur shumë kujdes kur ndizni, fikni dhe punoni me instrumentin.

Pasi instrumenti është kalibruar, fillimisht lexohet absorbimi i tretësirave standarde dhe më pas i tretësirave të testuara. Nga vlerat e marra të absorbimit të tretësirave standarde, janë tërhequr përkatësisht kurbat e kalibrimit të kaliumit dhe natriumit. Varësia e përqendrimit të tretësirave (abshisa) nga absorbimi (ordinata) tregohet në kurbat e kalibrimit. Përqendrimi i kaliumit ose natriumit në kampion përcaktohet duke përdorur kthesat e kalibrimit.

3.3.3.3. Polarimetria

Polarimetria është metodë sasiore që mat këndin e rrotullimit të rrafshit të dritës së polarizuar teksa kalon përmes analitit. Rrezatimi elektromagnetik përhapet në të gjitha drejtimet, që do të thotë se fushat elektrike dhe magnetike lëkunden në të gjitha rrafshet e mundshme të orientuara pingul me drejtimin e lëvizjes. Në polarimetri, drita polarizohet me ndihmën e një polarizuesi, ndërsa një rrafsh zgjidhet nga të gjitha rrafshet e mundshme dhe kalon nëpër tretësirën e analizuar.

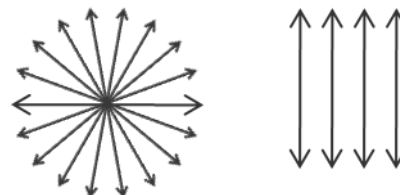


Figura 3.27 Drita e zakonshme dhe e polarizuar

Madhësia e këndit të rrotullimit varet nga disa faktorë, duke përfshirë përqendrimin e substancës në tretësirën përmes së cilës kalon drita. Prandaj, polarimetria përdoret për përcaktimin sasior të substancave optikisht aktive.



Substancat optikisht aktive janë substanca që kanë një atom karboni kiral, domethënë një atom karboni që është i lidhur me katër atome ose grupe atomike të ndryshme. Këto substanca janë izomerë optikë që, megjithëse kanë të njëjtat veti fizike dhe kimike, ndryshojnë në lidhje me ndërveprimin e tyre me rrafshin e dritës së polarizuar. Ato janë shumë të rëndësishme për reaksionet enzimatike në sistemet biologjike.

Parimi i punës së polarimetrit

Këndi i rrotullimit të rrafshit të dritës së polarizuar të shkaktuar nga substancat optikisht aktive matet me një polarimetër.

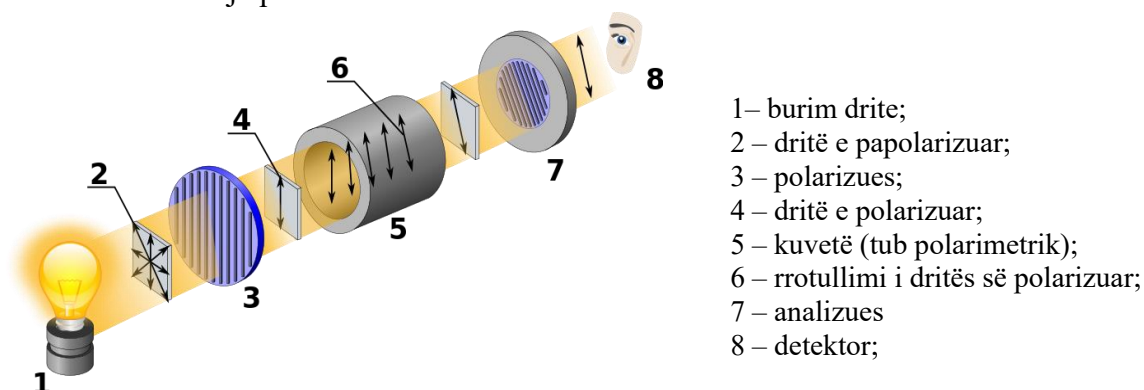


Figura 3.28 Polarimetri

Polarimetri përbëhet nga një burim drite monokromatike (1), një polarizues (3) nga i cili polarizon dritën, një kuvetë (tub polarimetrik) (5) ku vendoset tretësira e testuar, pastaj analizuesi (7) ndjek dhe në fund detektor (8) i cili është i ndjeshëm ndaj dritës. Zgjidhja e provës ndodhet në të vërtetë midis polarizuesit dhe analizuesit, në një kuvetë me një gjatësi të caktuar. Polarizuesi është i fiksuar, ndërsa analizuesi është në fakt një polarizues që mund të rrotullohet dhe kështu mund të matet këndi i rrotullimit.

Para fillimit të punës, instrumenti duhet të vendoset në një gjendje ku këndi i rrotullimit të analizuesit është zero, domethënë ka ndriçim minimal në fushën e tij të shikimit. Për këtë qëllim, kuveta mbushet me një zgjidhje të një përbërjeje që nuk është optikisht aktive. Me rrotullimin e analizatorit rrafshi i tij i polarizimit vendoset të jetë pingul me rrafshin e polarizimit të polarizuesit dhe në atë moment asnjë dritë nuk arrin te detektor. Pastaj kuveta mbushet me një tretësirë të substancës, këndi i rrotullimit të së cilës duhet të përcaktohet. Si rezultat i rrotullimit të rrafshit të dritës së polarizuar me një kënd të caktuar, drita arrin në detektor. Këndi i rrotullimit matet duke rrotulluar analizuesin, derisa të fitohet një pozicion në të cilin drita nuk arrin te detektori.

Përcaktimi i përqendrimit të saharozës me polarimetri

Saharoza ose sheqeri i thjeshtë ($C_{12}H_{22}O_{11}$) është përbërje organike që i përket grupit të disakarideve (karbohidrateve). Për shkak se ka atome të karbonit kiral, saharoza rrotullon rrafshin e dritës së polarizuar me një kënd të caktuar. Prandaj, përqendrimi i tij mund të përcaktohet në mënyrë polarimetrike. Vlera e këndit të rrotullimit (α) varet nga përqendrimi i saharozës nëpër të cilën kalon drita. Prandaj, për të llogaritur α përdoret përqendrimi i substancës dhe gjatësia e rrugës nëpër të cilën kalon drita.

$$\alpha = [\alpha]_D^{20^\circ\text{C}} \cdot c \cdot l$$

α – këndi i rrotullimit

c – përqendrimi i saharozës në tretësirën e provës

l – gjatësia e rrugës nëpër të cilën kalon drita (gjatësia e kuvetës) 20°C

$[\alpha]_D$ – këndi i rrotullimit specifik

Vlerat e këndit të rrotullimit dhe këndit të rrotullimit specifik përcaktohen në një temperaturë konstante, zakonisht 20°C .

Procedura e përcaktimit

Polarimetri ndizet disa minuta para fillimit të matjes dhe më pas kalibrohet. Për këtë qëllim, kuveta mbushet me ujë të distiluar, me të cilin vendoset një vlerë zero në shkallën e instrumentit. Kur mbushni kuvetën, duhet pasur kujdes që të mos lihen flluska ajri, pasi kjo do të ndikojë në saktësinë e rezultateve. Gjithashtu, para çdo mbushjeje të kuvetës me një tretësirë standarde ose të testuar, ajo duhet të shpëlahet. Së pari përcaktohet këndi i rrotullimit të tretësirës standarde të saharozës dhe më pas të kampionit.

Këndi i rrotullimit specifik llogaritet nga vlera e këndit të rrotullimit të përcaktuar nga tretësira standarde e saharozës.

$$[\alpha]_D^{20^\circ\text{C}} = \frac{\alpha}{c \cdot l}$$

Përqendrimi i saharozës në tretësirën e testuar llogaritet nga vlera e këndit të rrotullimit të kampionit, sipas formulës:

$$c = \frac{\alpha}{[\alpha]_D^{20^\circ\text{C}} \cdot l}$$

Këndi i rrotullimit të tretësirës së ekzaminuar përcaktohet të paktën tri herë, për të marrë rezultate më të sakta.

Përqendrimi i saharozës në tretësirën e provës mund të përcaktohet gjithashtu duke përdorur një kurbë kalibrimi. Vlera e këndit të rrotullimit rritet në mënyrë lineare me rritjen e përqendrimit të tretësirës së substancës optikisht aktive. Për këtë qëllim, përgatitet një sërë tretësish standarde me një përqendrim të njohur të saharozës. Pas përcaktimit të këndit të rrotullimit të tretësirave standarde, vizatohet lakorja e kalibrimit me ndihmën e së cilës përcaktohet përqendrimi i saharozës në tretësirën e testuar.

3.3.3.4. Refraktometria

Refraktometria është metodë instrumentale e analizës së bazuar në aftësinë e substancave për të thyer dritën. Me refraktometrinë bëhet një analizë cilësore, sasiore dhe strukturore duke matur indeksin e thyerjes (indeksin e përthyerjes) të dritës (n), kur ajo kalon nëpër kampionin e ekzaminuar.

Kur drita monokromatike kalon nëpër dy media të natyrës së ndryshme, drejtimi i rrezes së dritës ndryshon në sipërfaqen kufitare midis dy mediave. Ky ndryshim në drejtimin e rrezes quhet përrhyerje. Këndi i rrezes rënëse të dritës dhe këndi i rrezes së përrhyer maten në lidhje me një normale të ngritur nga pika e rënies në sipërfaqen kufitare të dy mediave. Madhësia e këndit të thyerjes varet nga vetitë e mediumit nëpër të cilin kalon drita. Nëse mjedisi është tretësirë, këndi i thyerjes varet nga përqendrimi i tretësirës. Vlera e indeksit të thyerjes varet nga temperatura dhe gjatësia e valës, prandaj matjet kryhen në një temperaturë të caktuar (20°C) dhe në një gjatësi vale të caktuar (më së shumti përdoret linja D e natriumit, gjatësia e valës së cilës është 589,3nm).

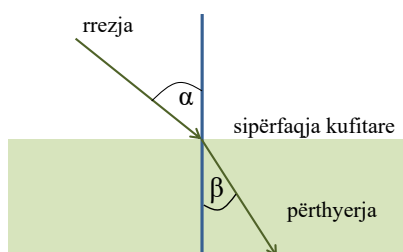


Figura 3.29 Paraqitja skematike e përrhyerjes së dritës

Indeksi i thyerjes është herësi i shpejtësisë së dritës në vakum dhe shpejtësisë së saj nëpër mjedisin që përcaktohet.

$$\text{indeksi i shkeljes} = \frac{\text{shpejtësia e dritës në vakum}}{\text{shpejtësia e dritës përmes mjedisit në studim}}$$

Vlera e indeksit të thyerjes përcaktohet në lidhje me ajrin dhe jo me vakum sepse është më praktik, dhe për më tepër indeksi i përrhyerjes së ajrit ka një vlerë konstante, afër një (1,00027). Raporti ndërmjet sinusit të këndit të rrezes rënëse (α) dhe sinusit të këndit në të cilin rrezja thyhet (β) jep vlerën e indeksit të përrhyerjes.

$$n = \frac{\sin \alpha}{\sin \beta} = \frac{c}{v}$$

Vlera e indeksit të thyerjes përcaktohet në mënyrë refraktometrike. Refraktometri i Abbe, i cili u ndërtua nga Ernst Abbe (Ernst Abbe, 1840 – 1905) në 1869, përdoret zakonisht për këtë qëllim.

Parimi i funksionimit të refraktometrit

Me ndihmën e refraktometrit të Abbe, indeksi i thyerjes së substancave vlera e të cilave është në intervalin 1.3 deri në 1.7 mund të matet me shifrën e katërt dhjetore.

Indeksi i thyerjes me refraktometrin Abbe matet duke kaluar dritën monokromatike përmes prizmit të ndriçimit përmes kampionit të vendosur midis prizmit të ndriçimit dhe prizmit të matjes. Pastaj hyn në prizmin matës dhe vjen në teleskop, ku ndodhen dy amici-prizma dhe një okular.

Pozicioni i prizmave në lidhje me okularin ndryshohet duke përdorur një vidë. Vlera e indeksit të thyerjes lexohet kur pozicioni i prizmave do të jetë i tillë që fushat e lehta dhe të errëta do të përbëhen në qendër të rrethit vizual (Figura 3.30).

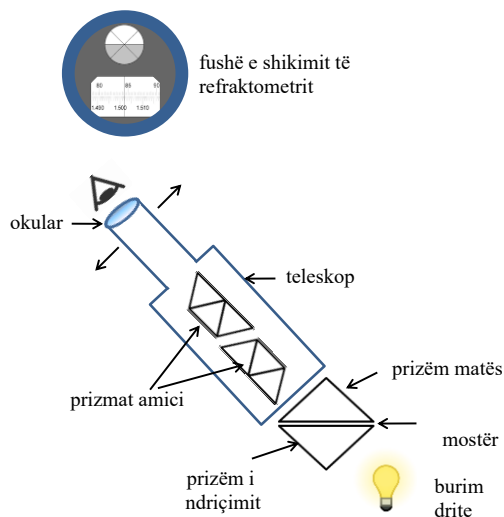


Figura 3.30 Refraktometri i Abbe

Ekzaminimi i yndyrave dhe vajrave me refraktometri

Vlera e indeksit të thyerjes së yndyrave dhe vajrave në temperaturën 20°C është ndërmjet 1,46 dhe 1,5. Shkalla e pastërtisë së yndyrave dhe vajrave përcaktohet nga vlera e indeksit të thyerjes. Gjithashtu, me ndihmën e kësaj konstante mund të përcaktohet shkalla e pangopurit të vajrave, prandaj mund të përdoret për të kontrolluar procesin e hidrogjenizimit të vajrave. Indeksi i thyerjes së vajrave përcaktohet në 25°C, të vajrave pjesërisht të hidrogjenizuara në 40°C dhe të yndyrave në 60°C. Nëse matja kryhet në një temperaturë të ndryshme, vlera duhet të korrigjohet.

Procedura e përcaktimit

Para fillimit të matjes, refraktometri duhet të kalibrohet me ujë. Më pas matet indeksi i thyerjes së mostrës së analizës. Për këtë qëllim, një sasi e vogël e tretësirës së testuar aplikohet në një shtresë të hollë midis prizmave. Nga vlera e fituar e indeksit të thyerjes, kontrollohet nëse shkalla e pastërtisë është brenda kufijve të rekomanduar. Çdo matje përsëritet tri herë dhe llogaritet vlera mesatare e indeksit të thyerjes. Indeksi i thyerjes varet drejtpërsëdrejti nga përqendrimi, prandaj refraktometria mund të përdoret për përcaktimin sasior të analiteve në mostra të ndryshme. Për këtë qëllim përgatiten tretësirat standarde për të cilat matet indeksi i thyerjes. Nga vlerat e marra vizatohet një kurbë kalibrimi që tregon varësinë e indeksit të thyerjes (ordinatës) nga përqendrimi i tretësirave standarde (abshisa). Përqendrimi i analitit përcaktohet me ndihmën e lakores së kalibrimit.

3.3.3.5 pH-metria

Potenciometria është metodë instrumentale elektroanalitike që përdoret gjerësisht në shumë fusha dhe për analizën e mostrave të ndryshme. Në rastin kur ndryshimi i potencialit të një elektrode të caktuar matet gjatë reaksionit ndërmjet tretësirës standarde dhe analitit, procedura quhet **titrim potenciometrik**. Meqenëse potenciali i elektrodës varet nga përqendrimi i joneve në tretësirë, ndryshimi i potencialit është për shkak të ndryshimit të përqendrimit të joneve. Në këtë mënyrë, duke matur potencialin, fitohen rezultate që lejojnë llogaritjen e përqendrimit të joneve të hulumtuara.

Titrimi potenciometrik ka disa përparësi në krahasim me titrimin klasik. Për shembull, me titrim potenciometrik, mund të përcaktohen tretësirat me ngjyra, pa praninë e treguesve dhe gjithashtu fitohen rezultate më të sakta.

Është përmendur më parë se titrimet e bazuara në një reaksion midis një acidi dhe një baze, pra një reaksion neutralizimi, quhen titrime acid-bazë. Këto titrime, nëse gjatë përcaktimit matet pH e tretësirës, quhen **titrime pH-metrike**.

► Titrime pH-metrike

Titrime pH-metrike përdoren për të përcaktuar përqendrimin e një acidi të fortë me një zgjidhje standarde të një baze të fortë dhe anasjelltas. Është gjithashtu e mundur të titroni acide të dobëta, ose një përzierje e disa acideve ose bazave. Përmbajtja e acidit ose bazës në tretësirën e provës llogaritet nga vëllimi i tretësirës standarde të përdorur për titrim. Ndryshe nga titrimet klasike, kur kryhen titrimet pH-metrike, vlera e pH e tretësirës së testuar matet gjatë titrimit. Instrumentet e quajtura pH matës përdoren për të matur pH.

Parimi i funksionimit të një matësi pH

pH matësi është instrument laboratorik i thjeshtë, i ndjeshëm dhe shumë i rëndësishëm që përdoret për të matur aciditetin ose bazën e tretësirave. Një pjesë e rëndësishme e pHmatësit është elektroda, e cila lëviz me ndihmën e mbajtësit dhe kështu mund të zhytet lehtësisht në tretësirën pH të së cilës duhet të matet.

Një elektrode e kombinuar përdoret për të matur pH, e cila është kombinim i dy elektrodave, referencës dhe treguesit. Potenciali i elektrodës referente është konstant dhe nuk varet nga përqendrimi i joneve në tretësirë. Elektroda e referencës më e përdorur është elektroda e kalomelit. Ndryshe nga elektroda e referencës, potenciali i elektrodës treguese është proporcional me përqendrimin e joneve në tretësirën e provës. Nga elektroda treguese përdoret më së shumti elektroda e qelqit, potenciali i së cilës varet nga përqendrimi i joneve H⁺ në tretësirë, pra nga pH e tretësirës. Elektroda mbahet e zhytur në një tretësirë të rekomanduar nga prodhuesi. Para përdorimit, elektroda shpëlahet me ujë të distiluar dhe e njëjta gjë bëhet kur të përfundojë përdorimi i pHmatësit.



Figura 3.31 matësi i pH dhe elektroda

Kalibrimi i një matësi të pH

Për të siguruar një matje të saktë të pH të tretësirës, përpara çdo përdorimi të pHmatësit, ai duhet të kalibrohet me tretësirë standarde tampon me pH të njohur në temperaturën e dhomës. Për kalibrim mund të përdoren tre solucionet buferike me pH të ndryshëm (4, 7 dhe 10), në mjedise acidike, neutrale dhe bazike, por zakonisht përdoren dy pufërë. Elektroda hiqet nga tretësira në të cilën ruhet, shpëlahet me ujë të distiluar dhe më pas futet në tampon kalibruar. Pasi të stabilizohet vlera e pH e parë në ekranin e instrumentit, shtypet butoni i kalibrimit, duke rregulluar kështu vlerën e matur të pH. E njëjta procedurë përsëritet me tretësirën tjetër tampon. Pas kalibrimit, pH matësi mund të përdoret për përcaktimin pH-metrik të përqendrimit të acideve dhe bazave.

Përcaktimi pH-metrik i përqendrimit të HCl

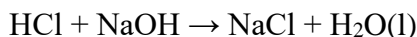
Përqendrimi i acidit klorhidrik (HCl) mund të përcaktohet pH-metrikisht me një tretësirë standarde të hidroksidit të natriumit (NaOH). NaOH përgatitet si tretësirë standarde dytësore me përqendrim $0,1 \text{ mol/dm}^3$.



Standardizimi i tretësirës standarde dytësore të NaOH shpjegohet në detaje nën Metodën volumetrike Acid-Bazë.

Llogaritja e përqendrimit të HCl

Reagimi midis acidit klorhidrik dhe hidroksidit të natriumit është në fakt një reaksion neutralizimi.



HCl dhe NaOH reagojnë në një raport molar 1:1, domethënë, sasi të tyre janë të barabarta:

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

Nëse sasia (n) shprehet si produkt i përqendrimit dhe vëllimit ($c \cdot V$), fitohet formula për llogaritjen e përqendrimit të HCl në tretësirë:

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

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

$c(\text{HCl})$ është përqendrimi i HCl në tretësirën e provës

$V(\text{HCl})$ është vëllimi i HCl i marrë për titrim

$c(\text{NaOH})$ është përqendrimi i NaOH në tretësirën standarde

$V(\text{NaOH})$ është vëllimi i NaOH i konsumuar për titrim

Procedura e përcaktimit

Mostra për analizë merret në një balonë matëse prej 100cm³. 10cm³ të mostrës hidhet me pipetë dhe kalohet në një gotë me vëllim 250 cm³, në të cilën shtohet ujë i distiluar në një vëllim rreth 100cm³. Titrimi kryhet duke përzier vazhdimisht tretësirën. Për këtë qëllim, xhami vendoset në një përzierës magnetik. Një përzierës magnetik funksionon duke vendosur një magnet të veshur me Teflon në një gotë me tretësirë. Kur ndizet përzierësi magnetik, magneti fillon të lëvizë në rrathë në gotë. Shpejtësia e lëvizjes së magnetit mund të rregullohet. Përzierja nuk duhet të bëhet shumë shpejt në mënyrë që tretësira të mos spërkatet nga gota dhe të mos dëmtojë elektrodën.



Figura 3.32 Përzierëse magnetike

Pjesa e poshtme e elektrodës duhet të zhytet në tretësirë, por elektroda nuk duhet të prekë fundin e gotës. Së pari, pH e tretësirës së provës lexohet nga acidi, përpara se të fillohet shtimi i tretësirës bazë standarde. Fillimisht, para fillimit të titrimit, pH e tretësirës së HCl të testuar do të jetë më e vogël se 7. Duke shtuar gradualisht NaOH, vlera e pH e tretësirës rritet. Gjatë titrimit shtohet 1cm³ NaOH, tretja përzihet dhe më pas lexohet pH e tretësirës. Kur lexohet pH e tretësirës, përzierësi duhet të fiket. Meqenëse është titrim i një acidi të fortë me një bazë të fortë, pika përfundimtare arrihet në një mjedis neutral (pH ≈ 7).

Për të përcaktuar më saktë vëllimin e NaOH, titrimi përsëritet edhe një herë, por në këtë rast rreth pikës fundore NaOH shtohet në pjesë më të vogla, për shembull 0,1cm³. Vlera që rezulton për vëllimin e NaOH përdoret për të llogaritur përqendrimin e HCl në tretësirë sipas formulës së dhënë më sipër.

Pika përfundimtare e një titrimi në pH-metrinë përcaktohet grafikisht, duke përdorur një kurbë titrimi. Një kurbë titrimi është grafik që tregon rrjedhën e titrimit në funksion të vëllimit të tretësirës standarde të shtuar. Vëllimi i tretësirës standarde paraqitet në abshisë dhe pH e tretësirës në ordinatë.

Nga pjesa e pjerrët e lakores së titrimit ku vërehet ndryshimi më i madh në pH të tretësirës, përcaktohet vëllimi i NaOH në pikën fundore të titrimit, siç tregohet në figurë. Në këtë shembull, vëllimi i NaOH që lexohet në abshisë është 22 cm³.

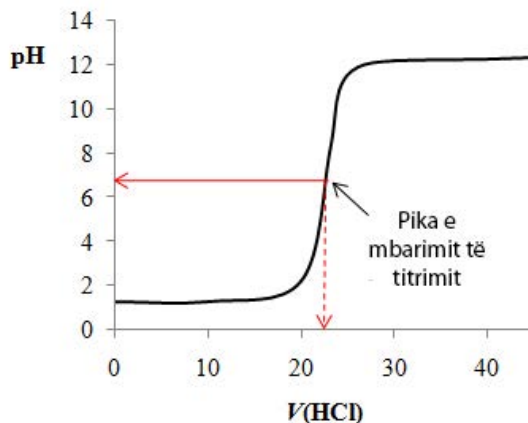


Figura 3.33 Kurba e titrimit – përcaktimi i përqendrimit të HCl me tretësirë standarde të NaOH



Vlerat numerike të përdorura për të shpjeguar se si të përdoret kurba e titrimit nuk lidhen me një eksperiment specifik.

Përcaktimi pH-metrik i përqendrimit të NaOH

Përqendrimi i hidroksidit të natriumit (NaOH) përcaktohet pH-metrikisht me titrim me një tretësirë standarde të acidit klorhidrik (HCl). Metoda e kryerjes së titrimit është e ngjashme me procedurën e mëparshme. Përqendrimi i tretësirës standarde të HCl është 0,1 mol/dm³, ndërsa përqendrimi i NaOH në tretësirën e testuar llogaritet sipas formulës

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

$c(\text{NaOH})$ është përqendrimi i NaOH në tretësirën e provës

$V(\text{NaOH})$ është vëllimi i NaOH i marrë për titrim

$c(\text{HCl})$ është përqendrimi i HCl në tretësirën standarde

$V(\text{HCl})$ është vëllimi i HCl i konsumuar për titrim

Procedura e përcaktimit

Mostra për analizë merret në një balonë matëse prej 100cm³. 10cm³ të mostrës hidhet me pipetë dhe kalohet në një gotë me vëllim 250cm³, në të cilën shtohet ujë i distiluar në një vëllim rreth 100cm³. Titrimi kryhet duke përzier vazhdimisht tretësirën. Në fillim, para fillimit të titrimit, mjedisi është bazik (pH > 7), sepse tretësira e testuar është NaOH. Si rezultat i shtimit të HCl gjatë titrimit, pH e tretësirës zvogëlohet. Gjatë titrimit shtohet 1cm³ HCl, tretja përzihet dhe më pas lexohet pH e tretësirës.

Për të përcaktuar më saktë vëllimin e HCl, titrimi përsëritet edhe një herë, por në këtë rast, rreth pikës fundore, HCl shtohet në sasi më të vogla, p.sh. 0,1 cm³. Vlera që rezulton për vëllimin e HCl përdoret për të llogaritur përqendrimin e NaOH në tretësirë, sipas formulës së dhënë më sipër. Pika përfundimtare e titrimit e cila arrihet në një mjedis neutral (pH ≈ 7) përcaktohet grafikisht.

PËRMBLEDHJE

Gravimetria është metodë analitike në të cilën bazë për përcaktimin sasiore të përqendrimit të analitit janë reaksionet në të cilat formohet precipitat.

Volumetria është metodë sasiore për përcaktimin e përqendrimit të një lënde të caktuar duke matur vëllimin e një tretësire me një përqendrim të njohur.

Një tretësirë provë është tretësira që përmban analitin.

Analit (titrand) është substanca përqendrimi i së cilës përcaktohet.

Një tretësirë standarde (titrant) është tretësirë me një përqendrim të njohur saktësisht.

Titrimiti është procedurë në të cilën tretësira standarde i shtohet gradualisht tretësirës së provës me përzierje të vazhdueshme

Standardizimi është procedurë e titrimit të një tretësire standarde dytësore me një standard primar, me qëllim përcaktimin e saktë të përqendrimit të saj.

Pika ekuivalente e titrimit është pika kur sasia e analitit është e barabartë me sasinë e tretësirës standarde.

Pika përfundimtare e titrimit arrihet në momentin kur përfundon reaksioni.

Acidimetria është metodë vëllimore ku një zgjidhje standarde e një acidi të fortë përdoret për të përcaktuar përqendrimitin e një baze.

Alkalimetria është metodë vëllimore ku përqendrimi i acidit përcaktohet me një zgjidhje standarde të një baze të fortë.

Permanganometria është metodë vëllimore e titrimit me një zgjidhje standarde të permanganatit të kaliumit.

Jodometria është metodë vëllimore e titrimit indirekt të analitit me tiosulfat natriumi si tretësirë standarde.

Argjentometria është metodë vëllimore precipituese ku nitrati argjendi përdoret si një zgjidhje standarde.

Kompleksometria është metodë vëllimore e bazuar në reaksionet komplekse të formimit të komponimeve ndërmjet analitit dhe tretësirës standarde.

Një fortësi e ndryshueshme e ujit është ngurtësia që vjen nga karbonatet dhe bikarbonatet e kalciumit dhe magnezit të pranishëm.

Një kështjellë e përhershme e ujit është kështjella që është për shkak të pranisë së klorureve dhe sulfatëve të kalciumit dhe magnezit në ujin e pijshëm.

Forca totale e ujit është shuma e fuqisë së ndryshueshme dhe të përhershme.

Kimia instrumentale është pjesë e kimisë analitike në të cilën përcaktimi sasiore kryhet me ndihmën e instrumenteve analitike.

Kolorimetria dhe *spektrofotometria* janë metoda optike të analizës në të cilat sinjali i matur është rezultat i ndërveprimit të rrezatimit elektromagnetik dhe materies.

Rrezatimi elektromagnetik është lloj energjie që udhëton nëpër hapësirë me shpejtësi të madhe.

Transmetimi (T) është herësi i intensitetit të dritës pas kalimit nëpër kampion (*I*) dhe intensitetit të dritës rënëse (*I₀*).

Absorbimi (A) është sasi që tregon se sa dritë absorbohet nga analiti.

Prova e verbër është kampion që përmban të gjithë reagentët e njëjtë si kampioni, me përjashtim të analitit, përqendrimi i të cilit është duke u përcaktuar.

Lakorja e kalibrimit është grafik që tregon varësinë e absorbimit nga përqendrimi i analitit.

Kuvetat janë enë që përdoren për matjen e absorbimit të një kampioni. Ato mund të bëhen prej qelqi ose kuarci.

Një analizë kolorimetrike është analizë që mat intensitetin e dritës së dukshme të përthithur nga një analit në një kampion.

Fotometria e flakës është spektroskopi atomike emetuese që gjen zbatim të madh për përcaktimin e metaleve alkaline dhe tokës alkaline në një mostër.

Polarimetria është metodë sasiore që mat këndin e rrotullimit të rrafshit të dritës së polarizuar teksa kalon përmes analitit.

Refraktometria është metodë instrumentale e analizës së bazuar në aftësinë e substancave për të thyer dritën.

Një titrim potenciometrik është titrim në të cilin ndryshimi i potencialit në një elektrodë të caktuar matet gjatë reaksionit midis një solucioni standard dhe një analiti.

Titrimet pH-metrike përdoren për të përcaktuar përqendrimin e një acidi të fortë me një zgjidhje standarde të një baze të fortë dhe anasjelltas.

pH matësi është instrument laboratorik i thjeshtë, i ndjeshëm dhe shumë i rëndësishëm që përdoret për të matur aciditetin ose bazën e tretësirave.

PYETJE DHE DETYRA

1. Cilat metoda quhen metoda instrumentale të analizës?
2. Cilat janë avantazhet dhe cilat janë disavantazhet e metodave instrumentale në raport me metodat klasike të analizës?
3. Shpjegoni shkurt dy modelet që përshkruajnë rrezatimin elektromagnetik.
4. Çfarë është transmetimi? Çfarë do të thotë kur vlera e tij është 0% dhe çfarë kur është 100%?
5. Si lidhet absorbimi me transmetimin?
6. A mund të zbatohet ligji i Birrës për të përcaktuar përqendrimin e analitit? Shpjegoni.
7. Çfarë është kurba e kalibrimit? Shpjegoni se si përqendrimi i analitit në një tretësirë provë mund të përcaktohet duke përdorur një kurbë kalibrimi.
8. Shpjegoni procedurën e përcaktimit kolorimetrik të një lënde me ngjyrë.
9. Përshkruani parimin e punës së spektrofotometrit.
10. Si mund të përcaktohen fosfatet në mënyrë spektrofotometrike. Shpjegoni procedurën.
11. Cilët analite mund të përcaktohen me fotometri me flakë?
12. Shpjegoni se si mund të përcaktohet përqendrimi i kaliumit dhe natriumit në një tretësirë provë duke përdorur fotometrinë e flakës.
13. Çka është polarimetria? Cili është ndryshimi midis dritës së zakonshme dhe të polarizuar?
14. Shpjegoni procedurën e përcaktimit polarimetrik të saharozës.
15. Si mund të përdoret vlera e indeksit të thyerjes për analizën cilësore të yndyrave dhe vajrave?
16. Cili është ndryshimi midis një titrimi të thjeshtë dhe një titrimi në të cilin matet pH?
17. Shpjegoni parimin e punës së pH matësit.
18. Shpjegoni procedurën e përcaktimit pH-metrik të përqendrimit të HCl.
19. Cilat të dhëna nevojiten për të vizatuar një kurbë kalibrimi në pH-metrinë? Si përdoret kurba për të përcaktuar vëllimin e tretësirës standarde të përdorur për titrim?
20. A mund të përcaktohet përqendrimi i NaOH me titrim pH-metrik? Shpjegoni.

4. TESTET E VERIFIKIMIT TË NJOHURIVE

▶ TESTI I – NJËSIA MODULARE 1

1. Cili nga pohimet e mëposhtme është i saktë?
 - a) kimia analitike është shkencë eksperimentale
 - b) analiza sasiore përcakton identitetin e analitit
 - c) analiza cilësore përcakton sasinë e analitit
 - d) është i detyrueshëm përdorimi i pajisjeve mbrojtëse gjatë punës në laborator
2. Pajisja laboratorike përbëhet nga:
 - a) letër dhe karton
 - b) qelqi, porcelani, plastika dhe druri
 - c) mund të përdoret çdo material
 - d) çelik inox
3. Nëse do të matet një masë prej 0,0035 gram, çfarë lloj peshore duhet të përdoret?
 - a) bilanci mikroanalitik
 - b) ekuilibër gjysmë mikroanalitik
 - c) shkallë makroanalitike
 - d) nuk ka rëndësi se cila shkallë përdoret
4. Eksikator është:
 - a) një enë qelqi me kapak për ruajtjen e substancave pasi ato të jenë tharë
 - b) mulli për grimcimin e substancave
 - c) enë qelqi për ruajtjen e ujit të dejonizuar
 - d) enë për matjen e vëllimit
5. Acidi hidrofluorik ruhet në:
 - a) enë qelqi
 - b) në enë prej çeliku inox
 - c) në enë plastike
 - d) nuk ka rëndësi se nga çfarë materiali është bërë ena
6. Matja e saktë e vëllimit të një solucion kryhet nga:
 - a) filxhan qelqi
 - b) pipetë
 - c) bilanc analitik
 - d) hinkë
7. Centrifugimi kryhet për:
 - a) ndani dy lëngje
 - b) të ndajë precipitatin nga tretësira
 - c) të ndajë një lëndë të ngurtë nga një e gaztë
 - d) ndani dy substanca të ngurta
8. Nëse precipitati përbëhet nga grimca shumë të vogla, ai ndahet nga tretësira nga:
 - a) dekantimi
 - b) filtrimi me gyp Bichner me vakum
 - c) filtrimi me një hinkë të thjeshtë
 - d) distilimi

9. Një Erlenmejer është enë qelqi që përdoret për:
- ruajtja e substancave të ngurta
 - përgatitjen e tretësirave
 - kryerjen e procedurës së filtrimit
 - kryejnë titrimin
10. Për të përgatitur një zgjidhje standarde parësore, përdorni:
- reagentët teknikë
 - veçanërisht reagentë të pastër
 - reagentë për qëllime të veçanta
 - pastërtia e reagentëve nuk është e rëndësishme
11. Kimikatet higroskopike:
- përçojnë rrymë elektrike
 - mos treten në ujë
 - thithin lagështinë nga atmosfera
 - janë në gjendje agregate të lëngët
12. Metodat gravimetrike të analizës konsiderohen të jenë:
- metoda të pasakta të analizës
 - metodat klasike të analizës
 - metodat instrumentale të analizës
 - metodat cilësore të analizës
13. Refraktometria është:
- metoda optike e analizës
 - metoda elektrokimike e analizës
 - metoda klasike e analizës
 - metoda vëllimore e analizës
14. Nëse masa e kampionit të analizuar është 0,05 gram, bëhet fjalë për:
- gjysmëmikroanalizë
 - mikroanaliza
 - makro analiza
 - analiza gravimetrike
15. Cili nga pohimet e mëposhtme është i saktë:
- marrja e mostrës për analizë mund të bëhet nga kushdo sipas dëshirës
 - marrja e mostrës për analizë duhet të bëhet në mënyrë të përcaktuar saktësisht
 - saktësia e rezultatit të marrë varet nga mënyra e marrjes së kampionit
 - marrja e mostrave nuk ndikon në saktësinë e rezultateve të analizës
16. Gjatë një analize kimike është përcaktuar sasia e kaliumit dhe natriumit në një litër ujë deti, ndërsa:
- kaliumi dhe uji i detit janë analite
 - natriumi është mostër
 - kaliumi dhe natriumi nuk janë analite
 - mostra është uji i detit dhe analizat janë kaliumi dhe natriumi
17. Metodat kompleksometrike të analizës janë:
- metoda instrumentale
 - metodat gravimetrike
 - metodat vëllimore
 - metodat elektroanalitike

18. Metodatat fizike të analizës quhen:
- metoda instrumentale
 - metodat gravimetrike
 - metodat vëllimore
 - të gjitha sa më sipër
19. Reagentët për qëllime të veçanta përdoren:
- në gravimetri
 - për analiza cilësore
 - për analizat instrumentale
 - për analiza cilësore dhe sasiore
20. Ruajtja e kampionit është pjesë e hapit tjetër të analizës kimike:
- përcaktimi i një problemi
 - zgjedhjen e metodës së analizës
 - interpretimi i rezultateve
 - përgatitja e mostrës për analizë

▶ TESTI II – NJËSIA MODULARE 2

1. Përcaktohet me analizë kimike cilësore
- ngjyra e analitit
 - natyrën e analitit
 - gjendjen agregate të analitit
 - dendësia e analitit
2. Reaksionet kimike të thata përdoren për:
- vërtetimi i pranisë së anioneve
 - vërtetimi i pranisë së substancave me ngjyrë
 - vërtetimi i pranisë së kationeve
 - vërtetimi i pranisë së kationeve dhe anioneve
3. Reaksionet kimike oksido-reduktuese janë reaksionet në të cilat:
- ka një shkëmbim të protoneve
 - shkëmbehen molekulat e ujit
 - ka një shkëmbim elektronesh
 - shkëmbehen kationet dhe anionet
4. Cili nga pohimet e mëposhtme është i pasaktë:
- substancia që oksidohet çliron elektrone
 - një agjent oksidues është substancë që pranon elektrone
 - substancia që merr elektrone zvogëlohet
 - substancia që merr elektrone oksidohet
5. Reagjenti i precipitimit për grupin e parë analitik të kationeve është:
- acid klorhidrik
 - acidi nitrik
 - hidroksidi i amonit
 - acidi sulfurik

6. Kationi dyvalent i plumbit (Pb^{2+}) klasifikohet në:
 - a) grupi i dytë analitik i kationeve
 - b) grupi i tretë analitik i kationeve
 - c) grupi i pestë analitik i kationeve
 - d) nuk bën pjesë në asnjë grup
7. Kationet e merkurit (I) (Hg_2^{2+}) pas reagimit me jodur kaliumi formojnë jodur merkur (I) me:
 - a) ngjyrë jeshile
 - b) ngjyrë të bardhë
 - c) ngjyrë të verdhë
 - d) ngjyra e kuqe
8. Tretësira ujore e sulfatit të bakrit (II):
 - a) ka një ngjyrë blu
 - b) ka ngjyrë rozë
 - c) është pa ngjyrë
 - d) ka ngjyrë të verdhë
9. Kationet e kadmiumit (Cd^{2+}) me reagjentin e grupit për grupin e dytë analitik formojnë sulfid kadmiumi i cili ka:
 - a) ngjyra e bardhë
 - b) ngjyrë të verdhë
 - c) ngjyra e zezë
 - d) ngjyrë gri
10. Reagjenti i grupit për grupin e tretë analitik është:
 - a) acidi sulfurik
 - b) hidroksid natriumi
 - c) hidroksidi i amonit
 - d) acidit nitrik
11. Kationet e aluminit (Al^{3+}) me hidroksid amoniumi formojnë një precipitat me:
 - a) ngjyrë gri
 - b) ngjyrë të verdhë
 - c) ngjyrë jeshile
 - d) ngjyra e zezë
12. Uji perandorak është përzierje e acidit nitrik dhe klorhidrik me një raport vëllimi:
 - a) 2:1
 - b) 1:3
 - c) 1:4
 - d) 3:1
13. Sulfidi i nikelit (II) ka:
 - a) ngjyra e bardhë
 - b) ngjyra e zezë
 - c) ngjyrë gri
 - d) ngjyrë blu
14. Sulfati i bariumit:
 - a) tretet në acide
 - b) tretet në baza
 - c) tretet në ujë
 - d) nuk tretet në asgjë

15. Kationet e kalciumit ngjyrosin flakën nga:
- ngjyrë të verdhë
 - ngjyrë jeshile
 - ngjyrë e kuqe e errët
 - ngjyrë blu
16. Reagjenti i grupit për grupin e gjashtë analitik është:
- acidi sulfurik
 - hidroksidi i amonit
 - acidi karbonik
 - asnjë nga sa më sipër
17. Reagjenti Nessler është tretësirë alkaline e
- klorurit të argjendit diamine.
 - tetraiodomerkurat (I)
 - hidroksid heksakuamonium
 - tetraiodomerkurat (II)
18. Prania e joneve jodidi vërtetohet nga:
- uji me klor
 - uji me brom
 - uji acid
 - ujë gëlqeror
19. Emri i përbërjes $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ është:
- heksanitrokobalt natriumi
 - heksanitrokobaltat natriumi (III)
 - heksanitatekobaltat natriumi (III)
 - nitrit natriumi kobalt
20. Prania e anioneve të fosfatit dëshmohet nga:
- molibdati i amonit
 - klorur amoniumi
 - hidroksid natriumi
 - acid oksalik

TESTI III – NJËSIA MODULARE 3 (tretësirat dhe tretësirat e elektroliteve)

1. Shpërndani:
- përzierje heterogjene të përbëra nga një substancë e tretur
 - përzierje homogjene të përbëra nga një tretës
 - përzierjet homogjene të përbëra nga një substancë e tretur dhe një tretës
 - përzierje heterogjene në gjendje të ngurtë agregate
2. Gjendja agregate e tretësirës varet nga:
- përqendrimi i substancës së tretur
 - gjendja agregate e tretësit
 - tretshmërinë e substancës së tretur
 - gjendja agregate e substancës së tretur dhe tretësit

3. Tretësirat e ngopura janë tretësirat që:
 - a) përmbajnë sasinë maksimale të substancës së tretur
 - b) përmbajnë sasinë minimale të substancës së tretur
 - c) nuk përmbajnë substancë të tretur
 - d) janë në gjendje të agregatit të gaztë
4. Tretësirat e holluara janë tretësirat që përmbajnë:
 - a) sasia e njëjtë e substancës si tretësirat e koncentruara
 - b) sasi më e madhe e substancës se tretësirat e koncentruara
 - c) sasi e madhe e substancës së tretur
 - d) një sasi e vogël e tretësirës
5. Procesi ekzotermik është procesi në të cilin:
 - a) nxehtësia lirohet nga tretësira në mjedis
 - b) nxehtësia lirohet nga mjedisi në tretësirë
 - c) nuk shkëmbehet nxehtësi ndërmjet sistemit dhe mjedisit
 - d) nuk ka rëndësi në cilin drejtim shkëmbehet nxehtësia
6. Gjatë përzierjes së tretësirave:
 - a) substanca e tretur nga të dy tretësirat duhet të jetë e njëjtë
 - b) tretësirat me substanca të ndryshme të tretura mund të përzihen
 - c) tretësi duhet të jetë në gjendje agregate të lëngët
 - d) tretësirat duhet të jenë të përqendruara
7. Shkalla e disocimit të elektrolitit paraqet:
 - a) koeficienti ndërmjet numrit të molekulave të tretura dhe numrit të molekulave të shpërbëra
 - b) produktit ndërmjet numrit të molekulave të shpërndara dhe numrit të molekulave të tretura
 - c) Koeficientit ndërmjet numrit të molekulave të shpërbëra dhe numrit të molekulave të tretura
 - d) Diferencës ndërmjet numrit të Molekulave të tretura dhe numri i molekulave të disociuara
8. Sipas teorisë protolitike, protolitet janë substanca që shkëmbejnë:
 - a) molekula.
 - b) elektronet
 - c) protonet
 - d) jonet
9. Në rastin kur $c(\text{OH}^-) < c(\text{H}^+)$ mjedisi do të jetë:
 - a) acid.
 - b) bazë
 - c) neutral
 - d) nuk mund të përcaktohet
10. Treguesit acido-bazik janë:
 - a) letra lakmus
 - b) letër tregues universal
 - c) fenolftaleinë dhe metiloranzhi
 - d) të gjitha sa më sipër
11. Hidroliza e kripërave është:
 - a) procesi i tretjes së kripës
 - b) procesi protolitik ndërmjet joneve të kripës dhe ujit
 - c) proces në të cilin jonet e kripës shkëmbejnë elektrone ndërmjet tyre
 - d) procesi i kristalizimit të kripës

12. Gjatë hidrolizës së kripës së sulfitit të kaliumit (K_2SO_3), mjedisi do të jetë:
- i thartë
 - bazë
 - neutral
 - nuk mund të përcaktohet
13. Një tampon është zgjidhje e përbërë nga:
- një acid i fortë dhe një bazë e fortë
 - një bazë e dobët dhe një kripë që përmban acidin e saj të konjuguar
 - acidi i konjuguar dhe baza e konjuguar
 - acid i dobët dhe bazë i dobët
14. Masa molare e nitratis të amonit (NH_4NO_3) është:
- 80 g/mol
 - 80 kg/L
 - 800 mol
 - 800 g/mol
15. Pjesa vëllimore e metanolit në një përzierje prej 140 cm^3 metanol dhe 90 cm^3 është:
- 6,086 %
 - 60,86 %
 - 608,6 %
 - 0,6086 %
16. Masa e hidroksidit të natriumit ($NaOH$) në 300 cm^3 të një tretësire me përqendrim të $NaOH$ prej $0,4\text{ mol/dm}^3$ është:
- 48 g
 - 4,8 mol
 - 480 g
 - 4,8 g
17. Në 30 cm^3 tretësirë me përqendrim të klorurit të natriumit ($NaCl$) 45 g/dm^3 i shtohen 80 cm^3 ujë. Përqendrimi i $NaCl$ në tretësirën e holluar do të jetë:
- 12,27 g
 - $0,1227\text{ g/dm}^3$
 - $12,27\text{ g/dm}^3$
 - $122,7\text{ mol/dm}^3$
18. Nëse konstanta e aciditetit të acidit nitrik (HNO_2) është $4,5 \cdot 10^{-4}\text{ mol/dm}^3$, pK_a do të jetë:
- 3,35 g
 - 3,35
 - 335
 - $0,335\text{ mol/dm}^3$
19. Në rastin kur $pOH = 6$, përqendrimi i joneve H^+ do të jetë:
- 10^{-6} mol/dm^3
 - 10^{-8} mol/dm^3
 - 10^6 mol/dm^3
 - 10^8 mol/dm^3

20. Nëse përqendrimi i joneve të argjendit (Ag^+) dhe joneve të klorurit (Cl^-) është i barabartë dhe arrin në $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, produkti i tretshmërisë së klorurit të argjendit (AgCl) do të jetë:
- $1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$
 - $1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$
 - $0,18 \cdot 10^{-10} \text{ dm}^6/\text{mol}^2$
 - $18 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^6$

TESTI IV – NJËSIA MODULARE 3 (bazat e analizës sasiore)

- Baza e metodave gravimetrike janë reaksionet kimike në të cilat:
 - tretësirë e ngopur
 - përbërje komplekse
 - sediment
 - produkt i gaztë
- Disavantazhi i metodave gravimetrike të analizës është:
 - saktësi dhe saktësi të ulët
 - kohëzgjatjen e gjatë të analizës
 - nevoja për tharjen e sedimentit
 - temperaturën e lartë në të cilën zhvillohet reaksioni i reshjeve
- Tretësirë standarde është:
 - një tretësirë me përqendrim të njohur që përdoret në vëllim
 - tretësirë e përgatitur sipas një metode standarde të përcaktuar saktë
 - tretësira e holluar e acidit në ujë
 - tretësirë e ruajtur në kushte standarde
- Sasia e analitit është e barabartë me sasinë e tretësirës standarde në:
 - pika e fundit e titrimit
 - pikënisjen e titrimit
 - pikën ekuivalente të titrimit
 - pikën joekuivalente të titrimit
- Argentometria është metodë vëllimore e analizës në të cilën:
 - formohet precipitat
 - formohet përbërje komplekse
 - fitohet argjendi elementar
 - formohet tretësirë e turbullt
- Permanganometria është:
 - metoda analitike e precipitueshme e analizës
 - metoda acido-bazike e analizës
 - metodë kompleksometrike e analizës
 - metoda e analizës oksido-reduktuese
- Acidimetria është metodë vëllimore në të cilën zgjidhja standarde është:
 - një zgjidhje e një baze të fortë
 - një zgjidhje e një baze të dobët
 - tretësirë e acidit të fortë
 - tretësirë e acidit të dobët

8. Përqendrimi i saktë i tretësirës standarde dytësore përcaktohet nga:
 - a) tretësirë standarde primare
 - b) tretësirë standarde e koncentruar
 - c) tretësirë standarde e holluar
 - d) metodat gravimetrike të analizës
9. Zgjidhja standarde e permanganatit të kaliumit standardizohet nga:
 - a) acid oksalik
 - b) acidi nitrik
 - c) hidroksidi i amonit
 - d) acidi acetik
10. Një tretje standarde e tiosulfatit të natriumit përdoret për:
 - a) përcaktimi kompleksometrik i magnezit
 - b) përcaktimi acidimetrik i hidroksidit të amonit
 - c) përcaktimi alkalimetrik i acidit acetik
 - d) përcaktimi jodometrik i bakrit
11. EDTA do të thotë:
 - a) etil disulfid triacetat
 - b) etilen diamine acid tetraacetik
 - c) eter diamine acid tetraacetik
 - d) triacetati i dioksidit të etanit
12. Eriochrome Black T është:
 - a) precipitat i zi i oksidit të kromit (III).
 - b) tregues për titrimet kompleksometrike
 - c) një substancë kristallore e bardhë që ndryshon ngjyrën në të zezë kur qëndron në këmbë
 - d) tregues për titrimet e reshjeve
13. Fortësia e ndryshueshme e ujit është për shkak të:
 - a) ndryshimi i aciditetit të tretësirës
 - b) prania e karbonateve dhe hidrogjen karbonateve të kalciumit dhe magnezit
 - c) prania e klorureve dhe sulfatave të kalciumit dhe magnezit
 - d) shtimin e kripërave të ndryshme të hekurit (III).
14. Një lakore kalibrimi tregon varësinë e:
 - a) përqendrimi nga absorbimi
 - b) absorbimin nga përqendrimi
 - c) absorbimin nga vëllimi
 - d) masën e vëllimit
15. Sipas ligjit të Behrit:
 - a) absorbimi është drejtpërdrejt proporcional me masën e kampionit
 - b) absorbimi është drejtpërdrejt proporcional me përqendrimin e kampionit
 - c) absorbimi është në përpjesëtim të zhdrejtë me përqendrimin e kampionit
 - d) absorbimi është drejtpërdrejt proporcional me vëllimin e kampionit
16. Fotometria e flakës përcakton:
 - a) acidet dhe bazat
 - b) metale alkaline dhe alkaline tokësore në mostra të ndryshme
 - c) elementet halogjene në mostra të ndryshme
 - d) atomet e metaleve të rënda në mostra të ndryshme

17. Masat e refraktometrisë:
- këndi i reflektimit të dritës
 - këndi i rrotullimit të dritës së polarizuar
 - indeksin e thyerjes së dritës
 - indeksin e shpërndarjes së dritës
18. Masa e karbonatit të natriumit që duhet të matet për të përgatitur 250mL tretësirë me përqendrim vëllimor $0,125 \text{ mol/dm}^3$ është:
- 3,313 g
 - 2,350 g
 - 3,132 g
 - 1,325 g
19. Për titrimin e 20mL shi acid, është konsumuar 1,7mL hidroksid natriumi me përqendrim $0,0811 \text{ mol/dm}^3$. Duke supozuar se aciditeti i shiut është për shkak të pranisë së acidit sulfurik, sa është përqendrimi i acidit në mostër?
- $2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - $3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - $3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$
 - $0,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$
20. Në laboratorin të kimisë klinike, për të përcaktuar përqendrimin e joneve të klorurit në serum, kampioni titrohet me tretësirë të nitratit të merkurit (II). Titrimi përfaqësohet nga ekuacioni kimik i mëposhtëm: $2\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) = 2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{HgCl}_2(\text{s})$ Sa është përqendrimi sasior i joneve të klorurit në një kampion 0,25 mL për të cilin u konsumuan 1,46mL tretësirë nitrati merkurit(II) me përqendrim $8,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.
- $9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - $9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
 - $8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

5. LIBRI I ALFABETIT

A

alizarin-S.....	48
alkalimetria.....	131,136
alumini, Al ³⁺	47
amonium, NH ₄ ⁺	59
amplituda.....	163
amfiprotolitët.....	103
analit.....	2, 126
anionet.....	98
absorbimi (A).....	164
absorbimi i dritës.....	163
anioni acetat, CH ₃ COO ⁻	70
acidimetria.....	131
anioni jodid, I ⁻	64
acid (teoria protolitike).....	102
acid (Arrhenius).....	101
aza (teoria protolitike).....	102
anion nitrati, NO ⁻³	69
anion nitriti, NO ⁻²	70
anion oksalat, C ₂ O ²⁻	68
acide të dobëta.....	106
argjend, Ag ⁺	36
anion sulfat, SO ₄ ²⁻	66
anion sulfid, S ²⁻	65
acidet sulfonike.....	40
anion fosfat, PO ₄ ³⁻	68
anioni i klorurit, Cl ⁻	63
anionin karbonat, CO ₃ ²⁻	67
atom qendror.....	29
analiza kolorimetrike.....	166
anioni i bromit, Br ⁻	64

B

bakër (II), Cu ²⁺	42
balonat vëllimore.....	8
banjë me ujë.....	10
barium, Ba ²⁺	53
baza të dobëta.....	106
bazë (Arrhenius).....	101
Beer-ligji.....	164
Bichner hinka.....	11
bilanc elektronik analitik.....	6
bismut (III), Bi ³⁺	44
Bunsen djeges.....	10
byreta.....	9

C

centrifuga.....	10
centrifugimi.....	10

D

dekantimi.....	10
dendësia.....	85
digestimi.....	127
digestor.....	5
dimetilglioksimi.....	52
disocimi elektrolitik.....	99

E

eksikator.....	7
elektroliteve.....	98
epruvetë.....	11
Erlenmejer.....	11
ekuacioni molekular.....	32
ekuacioni i plotë jonik.....	32
enë porcelani.....	11
elektrolite të forta.....	99
ekuacioni jonik i shkurtuar.....	32
elektrolite të dobëta.....	99
efektet termike gjatë shpërbërjes.....	81
EDTA.....	153

F

Faraday.....	3
fenoltaleinë.....	112
filtrim.....	11
forca (P).....	163
fortësia e ndryshueshme e ujit.....	157
fortësia e përhershme e ujit.....	158
fortësia totale e ujit.....	157
fotometër i flakës.....	169
fotometria e flakës.....	169
frekuenca.....	163
Fresenius.....	35
Friedrich Hoffmann.....	2

G

Gay-Lysak.....	3
gravimetria – parimet themelore.....	126
gravimetria e precipituar.....	126

grupi i dytë analitik i kationeve.....	40
grupi i gjashtë analitik i kationeve.....	57
grupi i katërt analitik i kationeve.....	49
grupi i parë analitik i kationeve.....	36
grupi i pestë analitik i kationeve.....	53
grupi i tretë analitik i kationeve.....	5
gjatësinë valore.....	163
gjilpërë platini.....	12

H

hekuri(II), Fe ²⁺	45
hekuri(III), Fe ³⁺	46
hidratet e kristalit.....	78
hinkë qelqi.....	11
hidroliza e kripërave.....	112
hidronet.....	107

I

indeksin e shkeljeve.....	174
indikatoret.....	111, 132
intenziteti (I).....	163
indikator acido-bazikë.....	112
indikatorii universal.....	111
indikatorë metalokromikë.....	153

J

jonet monatomike.....	99
jodometria.....	144
joni i merkurit.....	35
jo elektrolite.....	98
jonet poliatomike.....	99
jonet e hidratuara.....	79
jonet e tretshme.....	79

K

kapese druri.....	11
komponimet jonike.....	78
kadmium, Cd ²⁺	43
kaliumi, K ⁺	57
kalciumi, Ca ²⁺	55
kationet.....	35, 98
kimia analitike cilësore.....	1
kimia analitike sasiore.....	1
kuveta.....	165
kobalti (II), Co ²⁺	50
kolorimetër.....	166
Kolthov.....	3
komponimet komplekse.....	29
kompleksometria.....	153
konstante e ekuilibrit kimik.....	104

Konstantja e Plankut.....	163
kelate.....	153
kloruret sipas Mohr.....	149
kromi (III), Cr ³⁺	48
koncentrimi i masës.....	85
koncentrimi i ekuilibrit.....	104

L

lakmus.....	111
lakorja e kalibrimit.....	165
lakorja e titrimet.....	178
Lavoisier.....	3
ligand polidentar.....	153
ligandët.....	29
ligji-Beer.....	164
lugë matëse.....	7
llaç porcelani me pestil.....	11
llambëme shpirtu.....	10

M

magnezi, Mg ²⁺	58
makroanaliza.....	16
mangani (II), Mn ²⁺	51
marrjen e mostrave.....	18
mashë metalike.....	12
mbajtëse e epruvetës.....	12
menisk.....	8
metiloranzhi.....	112
metoda fizike.....	15
metoda instrumentale të analizës.....	162
metoda kompleksometrike.....	15
metodat acido-bazike.....	15
metodat e oksido-reduktimit.....	15
metodat elektrokimike.....	16
metodat gravimetrike.....	15
metodat klasike të analizës.....	15, 162
metodat optike.....	16
metodat vëllimore precipituese.....	15
metodat vëllimore.....	15
mikroanaliza.....	16
mikropipetat.....	8
moster e vrazhdë.....	18
mostër.....	2,17

N

natrium, Na ⁺	58
Nernst.....	3
nikel(II), Ni ²⁺	51
numri i koordinimit.....	29

O

oksidant.....	139
oksidim.....	27, 139
Ostwald.....	3

P

permanganometria.....	139
peshore makroanalitike.....	6
peshore mikroanalitike.....	7
peshore semimikro.....	7
përqendrimi i vëllimit (molar).....	84
përthyerje.....	173
përzierës magnetik.....	178
pH e pufërit.....	118
pH-metri.....	176
pH-metria.....	176
pH-titrimet metrike.....	176
pika dkuivalente e titrimit.....	130
pika përfundimtare e titrimit.....	130
pikatore.....	11
pipeta vëllimore.....	8
pipetat e graduara.....	8
pipetë.....	8
piskatore.....	12
pjesa e mases.....	82
pjesa e vëllimit.....	82
pjesëmarrja.....	82
plumbi (II), Pb ²⁺	39, 41
pllakë ngrohëse.....	10
polarimetër.....	171
polarimetria.....	171
precipitim.....	127
proces ekzotermik.....	81
proces endotermik.....	81
produkt i tretshmërisë.....	119
produkt jonik i ujit.....	107
protolitet.....	102
provë e verbër.....	164
provë.....	17
pufër acid.....	116
pufër.....	116
pufëri baze.....	116

R

reagent i precipitua.....	126
Reagent specifik.....	24
reagentë për qëllime speciale.....	14
reagentë teknikë.....	13

reagentë të pastër.....	13
reagentë vecanërisht të pastër.....	13
reagentët e grupit.....	24
reagentët e përgjithshëm.....	23
reagentët karakteristikë.....	24
Reagenti i Neslerit.....	59
reaksion i drejtpërdrejtë.....	103
reaksion i kundërt.....	103
reaksion redoks.....	103
reaksione irreverzibile.....	103
reaksione reverzibile.....	103
reaksionet e precipitimit.....	26
reaksionet jonike.....	32
reaksionet në rrugë të thatë.....	24
reaksionet protolitike.....	102
reaksionet redoks.....	27
reaksionet ujore.....	24, 25
reduktim.....	27, 139
reduktues.....	139
refraktometri.....	174
refraktometria.....	173
Robert Boyle.....	2
rrezatimi elektromagnetik.....	162

S

semimikroanaliza.....	16
sinjal.....	14
spektrofotometer.....	168
standardizimi.....	129
stendë druri.....	12
stroncium, Sr ²⁺	55
substancë e tretur.....	76
substrate.....	24
sulfobazat.....	40

SH

shiringa.....	8
shishe me llak.....	11
shishe me reagent.....	12
shkalla e disocimit të elektrolitit.....	100
shpatull.....	12
shpejtësia e dritës.....	163
shpejtësia e valës.....	163

T

T eriokrom i zi.....	154
tretësirë e ngopur.....	78
tretësirat ujore.....	77

treguesi i hidrogenit, pH.....	109
tretësirë testuese.....	129
tretësirat standarde dytësore.....	129
tas porcelani.....	11
trekëndësh porcelani.....	11
titrimi potenciometrik.....	176
tretësirë e mbingopur.....	78
tretësirë standarde primare.....	129
tretësirë standarde.....	129
titrand.....	129
titrant.....	129
titrimi.....	130
Torben Bergman.....	2
transmetimin (T).....	163
teoria protolitike.....	102
tretësirat e holluara.....	80
tretësira holluese.....	89
tretësirat.....	76
tretshmëria.....	78
tretës.....	76
tregues hidroksidi, pOH.....	110
tretësirë e pangopur.....	78
tretësirat e përzierjes.....	92
tretësirat e koncentruara.....	80

TH

tharëse laboratorike.....	7
---------------------------	---

V

volumetria.....	129
-----------------	-----

Z

zink, Zn ²⁺	52
------------------------------	----

ZH

zhiva(I), Hg ²⁺	38
zhiva(II), Hg ²⁺	41

6. LITERATURA E PËRDORUR

- 1) David Harvey, KIMIA MODERNE ANALITIKE – përkthyer në maqedonisht, Prosvetno delo AD – Shkup, 2009. Titulli i origjinalit: Kimi Analitike Moderne, Copyright © David Harvey, 2000.
- 2) Skog, West, Holler, Crouch, ANALYTICAL CHEMISTRY an Introduction – përkthyer në gjuhën maqedonase, botimi i shtatë, Prosvetno delo AD – Shkup, 2009. Titulli i origjinalit: Analytical Chemistry an Introduction, 7th Edition, Copyright © Thomson Learning, Inc. Amerikë, 2000.
- 3) Raymond Chang, KIMIA – përkthyer në maqedonisht, Academic Press, 2013. Titulli i origjinalit: KIMIA, botimi i 10-të Raymond Chang, Botuar nga McGraw-Hill, një njësi biznesi e The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, Nju Jork, NY 10020. E drejta e autorit© 2010 nga The McGraw-Hill Companies, Inc., 2010.
- 4) John W. Hill, Ralph H. Petrucci, Terry W. McCreary, Scott S. Perry, KIMIA E PËRGJITHSHME – përkthyer në maqedonisht, Tabernacle, 2011. Titulli origjinal: GENERAL CHEMISTRY, John W. Hill, Ralph H. Petrucci, Terry W. McCreary, Scott S. Perry, 4th Edditon, Copyright© 2005, 2002, 1999, 1996, botuar nga Arsimi Pearson, Inc., 2005.
- 5) Catherine J. Denniston, Joseph J. Në krye, Robert L. Caret GENERAL, ORGANIC and BIOCHEMISTRY, përkthyer në maqedonisht, Tabernacle, 2010. Titulli origjinal: General, Organic and Biochemistry 6th Edition, McGraw-Hill Companies, Inc., 2008.
- 6) O. A. Ievtifieieva, V. V. Bolotov, T. A. Kostina, O. M. Svechnikova, T. I. Juschenko, N. I. Kaminska, A. E. Kosareva, L. V. Slobodyanyuk, O. P. Yashchuk; redaktuar nga O. A. Ievtifieieva. – Kharkiv, KIMIA ANALITIKE (Analizë cilësore). Pjesa I, Shtëpia botuese CLL «Generous farmstead plus», 2014.
- 7) Martin S. Silberberg, Patricia Amateis, CHEMISTRY – *the molecular nature of matter and change*, 7th Edition, Published by McGraw-Hill Education, 2 Penn Plaza, New York, NY 10121. Copyright© 2015 by McGraw-Hill Education, 2015.
- 8) Raymond Chang, Jason Overby, GENERAL CHEMISTRY – The Essential Concepts, 6th Edition, The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020, 2011.
- 9) W. Kenneth, R. E. Davis, M. L. Peck, G. G. Stanley, CHEMISTRY, Brooks/Cole Cengage Learning, 10th edition, 2014.
- 10) D. S. Hage, J. D. Carr, ANALYTICAL CHEMISTRY AND QUANTITATIVE ANALYSIS, Pearsons, 1st Edition, 2011.