

ETTEVALMISTUS KEEMIAOLÜMPIAADIKS II

Ainete identifitseerimine

Loogilise mõtlemise, andemete vastavusse viimise ja õigete järelduste tegemise oskus on vajalik paljude (kui mitte kõikide) keemiaülesannete lahendamiseks, eriti nii nimetatud nuputamisülesannete jaoks (ABC-tüüpi ülesanded). Need on ülesanded, kus tuleb kindlaks teha osaliselt/täielikult kodeeritud ainet või ainete rühma nende muundumiste kirjelduste alusel.

Me alustame kvalitatiivsetel reaktsioonidel põhinevate ainete määramise ülesannete vaatlemisega, kuna neid ülesanded on enamiku ABC-tüüpi ülesannete lihtsustatud prototüübid.

Ülesanne 1

Neljas ilma siltideta katseklaasis asuvad järgmiste ainete lahused: soolhape, potas, hõbenitraat ja naatriumbromiid. Tehke kindlaks, milline aine millises katseklaasis asub, kasutades reaktiividena ainult antud lahuseid.

Lahendus:

	HCl	K ₂ CO ₃	AgNO ₃	NaBr
HCl	-			
K ₂ CO ₃	CO ₂ ↑	-		
AgNO ₃	AgCl ↓	Ag ₂ CO ₃ ↓	-	
NaBr	-	-	AgBr ↓	-

Kolme sadet tekitab AgNO₃. Ühe sademe NaBr. HCl ja K₂CO₃ saab kindlaks teha valge sademe tekkimise ning gaasi eraldamise järgi.

Ülesanded, kus on tegemist ilma siltideta tundmatute ainete ga anumatega, nõuavad lahendamiseks mitmete reaktsioonide andmeid, mille tulemuste põhjal saame kindlaks teha, milline aine millises purgis on. Loomulikult ei leia te korralikus laboris ilma siltideta purke, kolbe, kaaluklaase jms – selliste ülesannete eesmärk on õpetada mõtteliste katsete läbiviimist.

Niisiis, on ülesande lahendamisel esimeseks ja tähtsaimaks sammuks mõtteline eksperiment, mis kujutab endast tegevuste plaani ja eeldatavaid tulemusi. Mõttelise eksperimendi kirjapanekuks kasutatakse spetsiaalset tabelit-matriksit, kus kasutatavate ainete valemid on horisontaalselt ja verikaalselt reastatud. Reageerivate ainete ristumiskohta pannakse kirja vaatluste tulemused (↑ – gaasi eraldumine, ↓ – sademe eraldumine, ka värvi-/lõhnamuutused ning nähtavate muutuste puudumine). Kui ülesande tingimuste kohaselt on võimalik lisareagentide kasutamine, on selliste katsete tulemusi parem kirja panna tabeli all – sel viisil vähendame määratavate ainete arvu tabelis.

Ülesande lahendus koosneb seega mitmest etapist:

1. konkreetsete reaktsioonide ja ainete välisomaduste eelnev analüüs
2. valemite ja kahe aine vaheliste reaktsioonide eeldatavate tulemuste registreerimine tabelisse
3. eksperimendi läbiviimine vastava tabeli kohaselt (eksperimentaalülesande korral)
4. reaktsioonide tulemuste analüüs ja nende vastavusse viimine konkreetsete ainetega
5. ülesande vastuse vormistamine.

Ülesanne 2

Kaheksas nummerdatud katseklaasis on juhuslikus järjekorras soolhappe, naa-triumhüdrosiidi, naatriumsulfaadi, naatriumkarbonaadi, ammooniumkloriidi, pliinitraadi, baariumkloriidi ja hõbenitraadi lahused. Kasutades indikaatorpaberit ja vajalikke reaktsioone, teha kindlaks, milline aine millises katseklaasis asub.

Lahendus:

Kõigepealt teeme indikaatorpaberi abil kindlaks lahuste keskkonda:

1. happeline keskkond — HCl, NH₄Cl, Pb(NO₃)₂;
2. neutraalne keskkond — Na₂SO₄, BaCl₂, AgNO₃;
3. aluseline keskkond — Na₂CO₃, NaOH.

Koostame tabelit:

	NH ₄ Cl	Pb(NO ₃) ₂	HCl	BaCl ₂	AgNO ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃	NaOH
NH ₄ Cl	-							
Pb(NO ₃) ₂	PbCl ₂ ↓	-						
HCl	-	PbCl ₂ ↓	-					
BaCl ₂	-	PbCl ₂ ↓	-	-				
AgNO ₃	AgCl ↓	-	AgCl ↓		-			
Na ₂ SO ₄	-	PbSO ₄ ↓	-	BaSO ₄ ↓	võib sadeneda	Ag ₂ SO ₄ ↓	-	
Na ₂ CO ₃	NH ₃ ↑	Pb(OH) ₂ ↓	CO ₂ ↑	BaCO ₃ ↓		Ag ₂ O ↓	-	
NaOH	NH ₃ ↑	Pb(OH) ₂ ↓	-	-		Ag ₂ O ↓	-	

Nüüd võime valada paarikaupa lahused kokku, pannes tulemused kirja. Näiteks:

	1	2	3	4	5	6	7	8
1	-							
2	-	-						
3	-	-	-					
4	↑	-	-	-				
5	-	↑ ammokiaak	-	↑ ammoniaak	-			
6	↓ valge	↓ valge	↓ valge	↓ valge	↓ valge	-		
7	-	-	↓ valge	↓ valge	-	↓ valge	-	
8	↓ valge	↓ pruun	↓ valge	↓ pruun	↓ valge	-	↓ valge	-

Kuna tabeli vasakpoolne alumine osa vastab parempoolsele ülemisele osale, siis tabeli täitmiseks on vaja läbi viia vaid $\frac{8 \cdot (8-1)}{2}$ reaktsiooni (üldjuhul $\frac{n \cdot (n-1)}{2}$).

Analüüs: ammoniaak eraldub NH_4Cl -st, seetõttu on number 5 – NH_4Cl , sellest tulenevalt 4 – Na_2CO_3 jne. Viies kahe tabeli tulemused kokku, teeme kindlaks ainete numbrid.

Tuleb märkida, et mõtteline eksperiment ja reaalsus ei lange alati täpselt kokku, kuna reaalsed reaktsioonid toimuvad kindlate kontsentratsioonide, temperatuuri, valguse juures (näiteks on tavalises elektrivalguses AgCl ja AgBr identsed). Mõtteline eksperiment ei arvesta ka mitmesuguseid peensusi – näiteks $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ valastavad suurepäraselt Na_2CO_3 , Na_2SiO_3 , CH_3COONa ; lahused; sademe Ag_3PO_4 moodustumine ei toimu tugevalt happelises keskkonnas, kuna hape iseenesest ei anna sellist reaktsiooni; glütseriin moodustab kompleksi $\text{Cu}(\text{OH})_2$ -ga, kuid ei moodusta kompleksi $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ -ga, kui puudub aluse liig. Tugevalt lahjade kloriidide elektrolüüsil on kloori lõhna vaevalt tunda. Sulfidid ei hüdrolyüüsu kohe, seetõttu ei eraldu happe lisamisel kohe H_2S (kui see aga eralduma hakkab, on lõhna kohe terves laboris tunda).

Kokkuvõte

Enamus nuputamisesannetest, milledega me tegeleme järgmises osas omavad samasugust lineaarset lahendamise loogikat ja rulluvad lahti nagu lõngakera, mis algab ühe aine – võtme – äraarvamisega. Püüdke õppida leidma õiget lahenduskäiku. Kontrolltöös toodud ülesanded õpetavad teile seda. Edu!

Tabelid

Millest võib siis ülesande tekstis kinni haarata? Üheks sellistest abivihjetest võiks olla aine värv, kuna värvilisi aineid pole kuigivõrd palju. Peale värvi on olemas mitmeid füüsikalisi omadusi, mida oleks äärmiselt soovitatav tunda; nende hulka kuuluvad aine agregaatolek, leegi värvus, lahustuvus, aine lahuse pH. Allpool on toodud nende andmetega tabelid, mis on vajalikud kontrolltöö lahendamiseks. Tasub need tabelid välja trükkida ja kasutama hakata.

Aluselis-happelised indikaatorid

Aluselis-happelised indikaatorid – reageerivad keskkonna pH muutumisele; pH kolorimeetriline määramine ja neutralisatsioonireaktsioonil põhineva tiitrimise lõpu määramine

Pöördeala – pH piirkond, kus toimub värvuse muutumine

indikaator	pH pöördeala	värvus happelises keskkonnas	värvus aluselises keskkonnas
metüülviolett	0,1–0,5	kollane	roheline
	1,0–1,5	roheline	sinine
	2,0–3,0	sinine	lilla
metüüloranž	3,0–4,4	punane	kollane
metüülpunane	4,4–6,2	punane	kollane
lakmus	5,0–8,0	punane	sinine
fenooltaleiin	8,2–10,0	värvuseta	punakasroosa
tümooltaleiin	9,4–10,6	värvuseta	sinine

Mõningate tekkivate sademete värvusi ja iseloomustusi

Valge piimjas hägu: Ba SO₄, Ca CO₃, Ba CO₃, Mg CO₃, Ca(OH)₂

Veel valgeid sademeid: Pb Cl₂, Pb SO₄, Pb CO₃, Ag₂ CO₃

Hüdroksiidid

Cu(OH) ₂	sinine sültjas sade
Ni(OH) ₂	roheline
Fe(OH) ₂	peaks olema valkjasheline, enamasti ilmneb heterohelise
Fe(OH) ₃	roostekarva
Zn(OH) ₂	värvusetu sültjas sade (valkja tooniga)
Al(OH) ₃	värvusetu poolläbipaistev sültjas sade (valkja tooniga)
Mg(OH) ₂	poolläbipaistev sültjas sade (valkja tooniga)

Sulfiidid

Cd S	kollane (sidrunkollane kuni punane)
Cu S	must
Ag ₂ S	hallikasmust
Pb S	hõbehall või must

Hõbedaühendid

Ag Cl	valge kohupiimjas sade
Ag Br	helekollane (valkjaskollane) sade
Ag I	helekollane sade
Ag ₃ PO ₄	kollane sade
Ag ₂ Cr O ₄	punakaspruun sade
Ag ₂ O	tumepruun, saadakse hõbedasoolade reageerimisel leelise (hõbe(I)hüdrok:

Rauaühendid

$\text{K}^{\text{III}}\text{Fe}^{\text{II}}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Kollane veresool	Berliini sinine	sinine kompleks
$\text{K}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Punane veresool	Turnbulli sinine	sinine kompleks

Manganiühendid

Mn SO ₄	läbipaistev lahus
Mn O ₂	pruunikad helbed
K ₂ Mn O ₄	rohekas lahus

Ioonsete ühendite kvalitatiivne analüüs

Ioonide tõestamiseks kasutatakse iseloomulikke keemilisi reaktsioone, mille tulemusena tekivad uuritavate ioonide osavõtul kergesti tajutavad muutused: lahustumatud või gaasilised ained, värvuse muutus jne.

Katioonid

Katioon	Reaktiiv	Tunnus
NH ₄ ⁺	OH ⁻ (Na OH, Ca(OH) ₂) NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₃ ↑ + H ₂ O	Kuumutamisel eraldub spetsiifilise lõhnaga amn NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₃ · H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻
Mg ²⁺	OH ⁻ (Na OH, Ca(OH) ₂) Mg ²⁺ + 2OH ⁻ → Mg(OH) ₂ ↑	Valge poolläbipaistev sültjas sade, mis lahustub :

Katioon	Reaktiiv	Tunnus
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻ (H ₂ SO ₄ , Mg SO ₄) Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → Ba SO ₄	Valge peenkristalliline hapetes lahustumatu sac
Ca ²⁺	SO ₄ ²⁻ (H ₂ SO ₄ , Mg SO ₄) Ca ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → Ca SO ₄ ↓ C ₂ O ₄ ²⁻ ((NH ₄) ₂ C ₂ O ₄) Ca ²⁺ + C ₂ O ₄ ²⁻ → Ca C ₂ O ₄ ↓ CO ₃ ²⁻ (Na ₂ CO ₃ , K ₂ CO ₃) Ca ²⁺ + CO ₃ ²⁻ → Ca CO ₃ ↓	Vähelahustuv Ca SO ₄ eraldub Ca ²⁺ -ioonide küll Valge kristalne kaltsiumoksalaadi sade lahustub Valge sade, millele happe lisamisel eraldub CO ₂ .
Pb ²⁺	I ⁻ (KI, NaI) Pb ²⁺ + 2I ⁻ → Pb I ₂ ↓	Erekollane sade, lahustub 2 M etaanhappe lisami
Hg ²⁺	I ⁻ (KI, NaI) Hg ²⁺ + 2I ⁻ → Hg I ₂ ↓	Punane sade, mis lahustub jodiidioonide liias Hg I ₂ + 2I ⁻ → [Hg I ₄] ²⁻
Ag ⁺	Cl ⁻ või I ⁻ (Na Cl, H Cl, KI) Ag ⁺ + Cl ⁻ → Ag Cl ↓ Ag ⁺ + I ⁻ → Ag I ↓	Valge kohupiimjas sade, mis ei lahustu hapetes, , Ag Cl + 2NH ₃ · H ₂ O → [Ag(NH ₃) ₂]Cl + 2H ₂ O Helekollane sade, mis ei lahustu hapetes ega am
Zn ²⁺	S ²⁻ (Na ₂ S) Zn ²⁺ + S ²⁻ → Zn S ↓	Valge sade, millele H Cl lisamisel eraldub mädar
Cu ²⁺	S ²⁻ (Na ₂ S) Cu ²⁺ + S ²⁻ → Cu S ↓ Fe (raudnael) Fe + Cu ²⁺ → Fe ²⁺ + Cu	Must sade, lahustub kanges lämmastik-happe: Uuritavasse lahusesse asetatud raudnael kattub j
Fe ²⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆] Fe ²⁺ + K ₃ [Fe(CN) ₆] → K Fe[Fe(CN) ₆] ↓ + 2K ⁺	Tumesinine sade, nn turnbulli sinine. Leelistega (nt Na OH); tekib heleroheline Fe(OH)
Fe ³⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆] Fe ³⁺ + K ₄ [Fe(CN) ₆] → K Fe[Fe(CN) ₆] ↓ + 3K ⁺ SCN ⁻ (KSCN) Fe ³⁺ + 6SCN ⁻ → [Fe(SCN) ₆] ³⁻	Tumesinine sade, nn berliini sinine. Lahus värvub veripunaseks. Erinevad raudisotsü

Katioon	Reaktiiv	Tunnus
Al^{3+}	OH^- (Na OH, KOH)	Valkjas sültjas sade, mis on amfoteerne – lahust
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$	

Esimesena võib katioonide määramisel vaadelda lahuse värvust.

Vask(II)ioonid annavad lahusele tavaliselt sinaka või roheka, raud(III) ioonid kollase või kollakaspruuni ja raud(II)ioonid heleroheka (rohekaskollase) värvuse.

Anioonid

Anioon	Reaktiiv	Tunnus
Cl^-	Ag^+ (AgNO_3)	Valge kohupiimjas sade, mis ei lahustu hapetes, ent
	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$	
SO_4^{2-}	Ba^{2+} (BaCl_2)	Valge hapetes lahustumatu sade
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$	
NO_3^-	konts. H_2SO_4 ja Cu	Uuritavale soolale või selle lahusele lisatakse paar ti
	$4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 \uparrow$	
S^{2-}	Cu^{2+} , Cd^{2+} (CuSO_4 , CdSO_4)	Cu S Mustjaspruun sade.
	$\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$	Cd S Kollane sade.
	$\text{S}^{2-} + \text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{CdS} \downarrow$	
Br^-	Ag^+ (AgNO_3)	Valkjaskollane sade.
	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$	
I^-	Ag^+ (AgNO_3)	Helekollane sade, mis ei lahustu hapetes ega ammo
	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgI} \downarrow$	
PO_4^{3-}	Ag^+ (AgNO_3)	Kollane sade.
	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	

Mõningaid anioone saab tõestada, lisades nende sooladele lahjendatud (väävel)hapet. Eralduv gaas määrab kindlaks lahuses olnud anioonid.

Anioon	Reaktiiv	Tunnus
S^{2-}	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$	Eralduv gaas on mädamuna lõhnaga.
SO_3^{2-}	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$	Eralduv gaas on põleva tikupea lõhnaga.
CO_3^{2-}	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	Eralduv süsihappegaas kustutab tiku või muudab märja
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Kollakasvalge piimjas väävli hägu, võib tunda põleva til
CH_3COO^-	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \uparrow$	Tunda on etaanhappele iseloomulikku lõhna