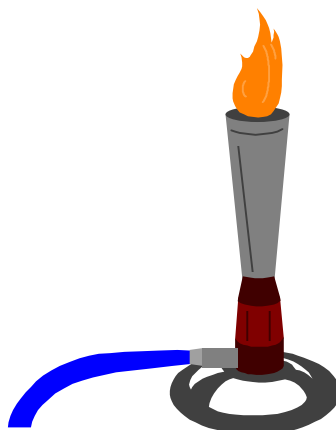


EESSÕNA

Käesolev juhendmaterjal on abiks eelkõige harjutustundides ning laboratorsete tööde tegemisel. Esimene peatükk sisaldab põhimõisteid ja mõningaid arvutamisjuhiseid, peatüki lõpus on valik anorgaanilise keemia nomenklatuurireegleid - teemasid, millel loengute-praktikumide käigus pole pikemalt aega peatuda, kuid mille omandamine on ülesannete õige lahendamise ja praktiliste tööde eduka sooritamise oluliseks eelduseks. Arusaamise süvendamiseks kuulub laboratorsete tööde juurde ka minimaalne teoreetiline osa, mille sügavama tundmaõppimiseni loengutes pole võib-olla veel jõutud. Tutvuge sellega enne konkreetset tööd!

*Et mingit probleemi hästi uurida, katsuge enne alustamist sellest põhjalikult aru saada!
(Murphy seadused)*



SISUKORD

ÜLDNÕUDED TÖÖKS PRAKTIKUMIDES JA HARJUTUSTUNDIDES	6
1. ALGMÕISTEID ÜLDISE KEEMIA HARJUTUSTUNDIDEKS.....	8
1.1. Keemias sagedamini kasutatavad füüsikalised suurused ja ühikud	8
1.2. Mõned olulised põhimõisted.....	11
1.3. Mõnda arvutamisest	14
1.3.1. Arvude eksponentkuju	15
1.3.2. Olulised tüvenumbrid	16
1.3.3. Protsentarvutus.....	17
1.4. Moolarvutus	21
1.4.1. Reaktsioonist osavõtivate ainete koguse arvutamine	21
1.4.2. Arvutused gaasidega	24
1.5. Anorgaaniliste ainete nomenklatuur	28
1.5.1. Happed	28
1.5.2. Alused.....	29
1.5.3. Oksiidid	30
1.5.4. Soolad.....	31
1.5.5. Koordinatsiooni- ehk kompleksühendid.....	33
2. KEEMILINE TASAKAAL JA KINEETIKA	36
2.1. Keemiline tasakaal	36
2.2. Keemilise reaktsiooni kiirus.....	38
2.3. Laboratoorne töö nr 1	
Reaktsioonikiirus homogeenses süsteemis	41
2.3.1. Reaktsioonikiiruse sõltuvus lähteainete kontsentratsioonist	42
2.3.2. Reaktsioonikiiruse sõltuvus temperatuurist	43

3. LAHUSED	45
3.1. Tüüpilisi ülesandeid lahuste kontsentratsioonidega	49
3.1.1. Kontsentratsioonide teisendamine, ülesanded lahuste lahjendamise ja kokkuaurutamise kohta.....	49
3.1.2. Lahuste segamine	51
3.2. Laboratoorne töö nr 2 Lahuste valmistamine, kontsentratsiooni mõõtmine	54
3.3. Laboratoorne töö nr 3 Arvutused kontsentratsioonidega.....	56
4. TASAKAALUD ELEKTROLÜÜTIDE LAHUSTES	59
4.1. Tugevad elektrolüüdid.....	60
4.2. Nõrgad elektrolüüdid.....	62
4.3. Happed ja alused	66
4.3.1. Vee ionkorrutus, pH kui happelis-aluseliste omaduste mõõt	68
4.3.2. Hapete ja aluste dissotsiatsiooni- ehk ionisatsiooni- konstandid, hapete ja aluste tugevus.....	71
4.4. Ülesandeid pH arvutamiseks	73
4.5. Lahuse pH mõõtmine.....	76
4.5.1. Töötamine pH-meetriga	77
4.6. Laboratoorne töö nr 4 Elektrolüüdilahuste pH.....	77
4.7. Tasakaalud soolade vesilahustes.....	79
4.7.1. Soolade hüdrolüüs	79
4.7.2. Tasakaalu nihkumine soolade hüdrolüüsil	84
4.8. Indikaatorid	85
4.9. Laboratoorne töö nr 5 Hüdrolüüs.....	86
KASUTATUD KIRJANDUS	90

Üldnõuded tööks praktikumides ja harjutustundides

Nii harjutustundide kui praktikumide jaoks peavad olema eraldi vihikud või korralikult järjestatud ning kokku köidetud lehed.

Iga laboratoorse töö kohta koostada korralikult vormistatud ja kokku köidetud protokoll A4 formaadis lehtedel.

Soovitav on taskuarvuti, mis võimaldab sisestada arve eksponentsiaal- kujul, sooritada astendamist, võtta logaritme.

Lisaks arvutile kanda kaasas keemiliste elementide perioodilisussüsteemi tabelit, praktikumides ka joonlauda ja pliatsit graafikute ning tabelite korrektseks vormistamiseks.

Ohutushoid laboris

- * Labori ruumidesse ei tooda üleriideid
- * Isiklikke asju ja kotte ei hoita labori laudadel, vaid selleks ettenähtud kohas
- * Riiete valikul arvestage, et need võivad saada viga, kui te ei kanna kitlit
- * Süüa, juua ja suitsetada on laboris rangelt keelatud

* **Mõtle läbi võimalikud ohud:**

kas katse käigus tekib mürgiseid gaase, kas tegemist on tule- või plahvatusohtlike ainetega
kas kasutatavad kemikaalid on mürgised või söövitava toimega

* **Ohtlike katsete tegemisel kasuta kaitseprille**

* **Ole alati kindel selles, mida teed:**

kontrolli, kas reaktiivid on õiged
jälgi täpselt juhendit
loe katse kirjeldus enne lõpuni, siis asu tegutsema

* **Hoia puhtust ja korda:**

kuivata kohe lauale ja põrandale sattunud lahus
ära aja segi kemikaale ega võta neid kaasa töölauale
ära aja segi pudelite kõrge ega jäta pudeleid lahti
ära vala pudelisse tagasi juba välja valatud lahuseid
kasuta kontsentreeritud lahuseid ainult tõmbekapi all
kasuta tõmbekappi, kui võib tekkida mürgiseid gaase

- * Katsu võimalikult vähe segada teisi
- * Töö lõppedes korista töökoht, tagasta õppejõult saadud juhendid, pese hoolikalt kasutatud nõud ja pane oma kohale kasutatud instrumendid
- * Laborist lahkumise järel pese hoolikalt käsi

Õnnetusjuhtumi korral tegutse kiiresti!

- * Riiete süttimisel summuta leegid teki, kitli või mõne muu riideesemega
- * Väikeste põletuste korral jahuta kannatada saanud kohta külma voolava vee all, suurema põletushaava korral pöördu arsti poole
- * Kemikaalide sattumisel silma tuleb silma kraani all ohtra veega pikalt uhta
- * Nahale või riietele sattunud hape või alus uhta ära veega ja hape neutraliseerida 3%-se NaHCO_3 (söögisooda) lahusega, alus 1%-se CH_3COOH (äädikhappe) lahusega. Need lahused on punase ristiga pudelites tõmbekapi all

1. Algmõisteid üldise keemia harjutustundideks

1.1. Keemias sagedamini kasutatavad füüsikalised suurused ja ühikud

Mass (m) on aine koguse mõõduks objektis. Mitte segi ajada kaaluga, mis on objektile mõjuva gravitatsioonijõu mõõt. SI-süsteemis on massiühikuks kilogramm (kg). Väiksemate ainekoguste puhul sobivad ka järgmised ühikud:

gramm (g) 10^{-3} kg ehk $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} (10^3 \text{ g})$
milligramm (mg) 10^{-6} kg ehk $1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$
mikrogramm (μg) 10^{-9} kg ehk $1 \text{ mg} = 1000 \mu\text{g}$

Tehnoloogiliste protsesside kirjeldamisel läheb vaja ka kilogrammist suuremat ühikut, milleks on tonn

tonn (t) 10^3 kg ehk $1 \text{ t} = 1000 \text{ kg}$

Maht (V) on tuletatud suurus - pikkus kuubis. SI-süsteemis on pikkusühikuks meeter (m), seega siis kuupmeeter (m^3). Kuupmeetrist väiksemad mahuühikud on

kuupdetsimeeter (dm^3) 10^{-3} m^3 ehk $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3$
ehk liiter (l) $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$
kuupsentimeeter (cm^3) 10^{-6} m^3 ehk $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$
ehk milliliiter $1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$

Mahtude juures leiavad sageli kasutamist eesliited detsi-, senti- ja deka-

detsiliiter (dl) 10^{-1} l ehk $1 \text{ l} = 10 \text{ dl}$
 $1 \text{ dl} = 100 \text{ ml}$
sentiliiter (cl) 10^{-2} l ehk $1 \text{ l} = 100 \text{ cl}$
 $1 \text{ cl} = 10 \text{ ml}$
dekaliiter (dal) 10 l ehk $1 \text{ l} = 0.1 \text{ dal}$

Tihedus (d) on objekti massi ja mahu suhe

$$\text{tihedus} = \frac{\text{mass}}{\text{maht}} \qquad d = \frac{m \text{ [g]}}{V \text{ [cm}^3\text{]}}$$

SI-süsteemis on tiheduse ühikuks kg/m^3 , kuid keemiliste rakenduste jaoks on see ebamugav. Rohkem leiab kasutust g/cm^3

$$1 \text{ g/cm}^3 = \frac{10^{-3} \text{ kg}}{10^{-6} \text{ m}^3} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

Vee tiheduseks 20 °C juures võtta 1000 kg/m³ ehk 1,0 g/cm³.

Temperatuuri (T) skaalad on maailmas kasutusel kolm. Ühikuteks on Celsiuse (°C) ja Fahrenheiti (°F) kraadid ning kelvinid (K). Celsiuse skaalal on vee külmumistemperatuuri (0 °C) ja keemistemperatuuri (100 °C) vahe jagatud sajaks kraadiks. USA-s kasutatavalt Fahrenheiti skaalalt saab üle minna Celsiuse kraadidele järgmise seosega:

$$T, ^\circ\text{C} = (T, ^\circ\text{F} - 32) \cdot 5/9$$

SI-süsteemis on temperatuuri põhiühikuks kelvin (K)*

$$T, \text{K} = T, ^\circ\text{C} + 273$$

Aega (t) mõõdetakse SI-süsteemis sekundites (s). Sageli kasutatakse ka minuteid

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

Ei tohi unustada, et siin pole tegemist kümnendsüsteemiga. Seega pole 3 minutit ja 15 sekundit mitte 3.15 minutit, vaid $3 + (15/60) = 3.25$ minutit.

Rõhk (P) on defineeritud kui pinnaühikule mõjuv jõud. SI-süsteemis on rõhk tuletatud suurus (kg/m · s², ka N/m²) ja seda mõõdetakse paskalites (Pa). Muud sageli kasutatavad rõhuühikud on atmosfäär (atm) ja torr ehk millimeeter elavhõbedasammast (mm Hg). Meelde tuleb jätta rõhu väärtused, mis on kokkuleppeliselt võetud nn normaalrõhuks

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torri (mm Hg)} = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Pa} = 7.50 \cdot 10^{-3} \text{ torri} = 9.87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$$

$$1 \text{ torr} = 133.3 \text{ Pa} = 1.316 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

Energia. Keemias puututakse kokku peamiselt energeetiliste efektidega, mis tulenevad keemilistest või füüsikalistest muutustest. Näiteks ainete lahustumisel võib soojust eralduda või neelduda, sama toimub keemiliste reaktsioonide kulgemisel - mõlemal juhul räägitakse soojusefektist. Energiaühikuks on SI-süsteemis džaul (J), sageli kasutatakse vananenud ühikuna veel ka kalorit (cal)

* Kraadi märki K ette ei panda. Nii et 273 K (loe: kakssada seitsekümmend kolm kelvinit), mitte 273 °K.

kilod aul (kJ) 1 kJ = 1000 J
 kalor (cal) 1 cal = 4.184 J
 1 J = 0.239 cal
 kilokalor (kcal) 1 kcal = 1000 cal = 4184 J

Kordseid ühikuid iseloomustavad SI-süsteemi eesliited on toodud tabelis 1.1.

Tabel 1. 1

Ühikutevahelised seosed SI-süsteemis

Eesliide	Tähis	Seos		Näide
Tera-	T	1 000 000 000 000	10^{12}	1 Tm = 10^{12} m
Giga-	G	1 000 000 000	10^9	1 Gm = 10^9 m
Mega-	M	1 000 000	10^6	1 Mm = 10^6 m
Kilo-	k	1 000	10^3	1 km = 10^3 m 1 meeter, 1 m
detsi-	d	1/10	10^{-1}	1 dm = 0.1 m
senti-	c	1/100	10^{-2}	1 cm = 0.01 m
milli-	m	1/1000	10^{-3}	1 mm = 10^{-3} m
mikro-	μ	1/1 000 000	10^{-6}	1 μ m = 10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000	10^{-9}	1 nm = 10^{-9} m
piko-	p	1/1 000 000 000 000	10^{-12}	1 pm = 10^{-12} m

1.2. Mõned olulised põhimõisted

Väikseimad osakesed, millest algab keemia, on aatomid. Aatomid erinevad üksteisest prootonite, neutronite ja elektronide arvult. Keemiline element ongi kindel liik aatomeid. **Keemiline element on kogum ühesuguse tuumalaenguga (prootonite arvuga) aatomeid.** Näiteks koosneb elemendi *naatrium* aatom 11 prootonist, 12 neutronist ja 11 elektronist, elemendi *vesinik* aatom vaid 1 prootonist ja 1 elektronist. Ladinakeelsete nimetuste alusel tähistatakse elemente kuni kahetäheliste sümbolitega: naatrium **Na**, vesinik **H**, kuld **Au**, hapnik **O** jne.

Aatomite massid on väga väikesed: 10^{-24} ... 10^{-22} grammi. Seepärast pole otstarbekas väljendada neid absoluutühikutes (grammides), vaid seda on mõttekam teha suhtelistes ühikutes (võrrelda mingi teise väikese suurusega). Selleks suuruseks on võetud 1/12 elemendi süsinik (**C**) aatomi massist ehk nn **süsinikuühik**. Süsiniku aatomi mass on $1.992 \cdot 10^{-23}$ g. Kui jagada see kaheteistkümnega saab süsinikuühiku väärtuseks $1.66 \cdot 10^{-24}$ g. Kõikide elementide aatomite masse võrreldakse nüüd selle suurusega.

Aatommass (A_r) näitab elemendi aatomi massi süsinikuühikutes, s.t mitu korda on antud elemendi aatom raskem 1/12 süsiniku aatomist. Näiteks hapniku aatommassi leidmiseks tuleb tema aatomi mass jagada süsinikuühikuga

$$\frac{2.656 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 16$$

Nagu näha, taanduvad grammid ära. Seega on aatommass ühikuta suurus. Analoogiliselt saab süsiniku enda aatommassiks 12 jne. Elementide aatommassid on toodud perioodilisussüsteemi tabelis.

Keemiliste elementide aatomid ühinevad molekulideks. Näiteks esineb vesinik (H) põhiliselt kaheaatomilise molekulina (H_2), samuti hapnik (O_2) ja lämmastik (N_2). Indeks kaks näitab, mitu elemendi aatomit on molekulis. Seega tähistab H_2SO_4 väävelhappe molekuli, mis koosneb kahest vesiniku-, ühest väävli- ja neljast hapnikuaatomist. Ka molekulide masse võrreldakse süsinikuühikuga.

Molekulmass (M_r) on võrdne ainet moodustavate elementide aatommasside summaga, näidates sisuliselt mitu korda on molekuli mass suurem 1/12 süsiniku aatomi massist, ja on samuti ühikuta suurus.

H₂SO₄ molekulmassi leidmiseks tuleb otsida tabelist vastavad aatommassid

$$A_r(\text{H}) = 1.008$$

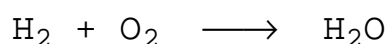
$$A_r(\text{S}) = 32.07$$

$$A_r(\text{O}) = 16.00$$

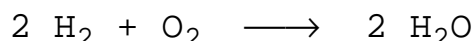
ning arvestades seda, mitu aatomit mingit elementi on molekulis, leida summa

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= (2 * 1.008) + 32.07 + (4 * 16.00) = \\ &= 98.09 \end{aligned}$$

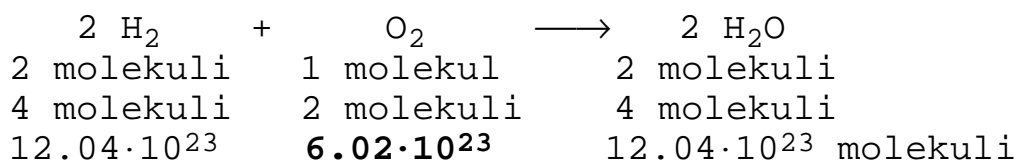
Keemilisi muundumisi kirjeldavad keemilise reaktsiooni võrrandid



Vesinik reageerib hapnikuga, andes vee. Võrrand pole aga täiuslik, sest hapnikuaatomite arvud vasakul ja paremal pool erinevad. Et kehtiks **massi jäävuse seadus**, mille kohaselt peavad elementide aatomite arvud enne ja pärast reaktsiooni samaks jääma, tuleb võrrand tasakaalustada (panna ainete ette sobivad koefitsiendid):



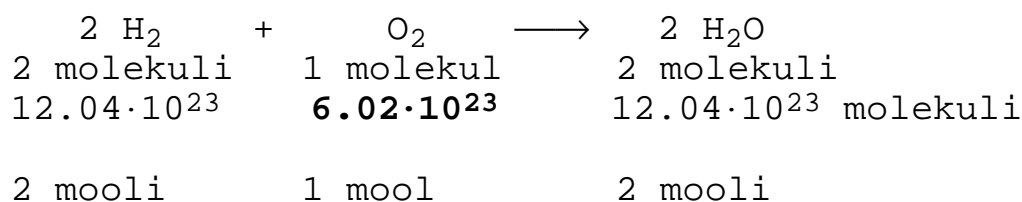
Seega reageerib kaks vesiniku molekuli ühe hapniku molekuliga ja tekib kaks molekuli vett. Või neli vesiniku molekuli kahe hapniku molekuliga andes 4 molekuli vett jne. Molekulide arvude suhe jääb ikka selliseks, nagu see võrrandi koefitsientide järgi paistab. Tegelikult on molekulide arv tohutult suurem, näiteks 32 grammi hapnikku sisaldab $6.02 \cdot 10^{23}$ molekuli, suhted aga jäävad ikka samaks



Kuna reaktsioonid toimuvad kindlas arvulises vahekorras olevate osakeste vahel, on kasulik reaktsioonist osavõtvate ainete hulga arvutamisel molekule kuidagi loendada. Selliseks loendushulgaks ongi ainehulga põhiühik SI-süsteemis - **mool**.

Mool on ainehulk, mis sisaldab $6.02 \cdot 10^{23}$ osakest (molekuli, aatomit, iooni, elektroni vm).

Nüüd võib antud reaktsiooni kohta öelda ka, et kaks mooli vesinikku reageerib ühe mooli hapnikuga ja tekib 2 mooli vett



Tasakaalustatud reaktsioonivõrrandi koefitsiendid annavad reaktsioonist osavõtivate ainete moolsuhte. Selles reaktsioonis peab hapniku moolide arv olema alati poole väiksem vesiniku moolide arvust (suhe 2:1), vett tekib moolides alati sama palju kui vesinikku (suhe 2:2 ehk sama mis 1:1), hapnikuga võrreldes tekib aga vett moolides alati kaks korda rohkem (suhe 1:2). See annab võtme kõikide keemiliste reaktsioonidega seonduvate ülesannete lahendamiseks.

Mooliga on seotud teinegi ülesannete lahendamisel vajalik suurus - **molaarmass**.

Aine Molaarmass (M g/mol) on ühe mooli aine mass grammides.

Arvuliselt on ta võrdne molekulmassiga. Nii on väävelhappe molaarmass $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98.09 \text{ g/mol}$.

Moolide arvu (n) leidmiseks aine massi järgi kasutatakse valemit

$$\text{moolide arv} = \frac{\text{mass [g]}}{\text{molaarmass [g/mol]}}$$

$$n = \frac{m}{M} \tag{1.1}$$

Gaasiliste ainete korral saab moolide arvu leida ka gaasi mahu järgi valemiga

$$\text{moolide arv} = \frac{\text{gaasi maht normaaltingimustel (dm}^3\text{)}}{\text{gaasi molaarmaht (dm}^3\text{/mol)}}$$

$$n = \frac{V^0}{V_m}, \text{ kus } V_m = 22.4 \text{ dm}^3 / \text{mol} \tag{1.2}$$

Gaasi molaarmaht $22.4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ on normaaltingimustel kõikidele gaasidele konstantne suurus.

Kontrollime massi jäävuse seadust eespool toodud reaktsiooni näitel. Leiame 2 mooli vesiniku massi. Valemist (1.1) mass

$$m = n * M$$

$$M_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 2 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = 2 \text{ mol} * 2 \text{ g/mol} = 4 \text{ g}$$

1 mooli hapniku mass on

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 1 \text{ mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1 * 32 = 32 \text{ g}$$

2 mooli vee mass

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 * 18 = 36 \text{ g}$$

Nagu näha, on lähteaineid $4 + 32 = 36$ grammi ja produkti ka 36 grammi.

Kuna vesinik ja hapnik on gaasid, saab valemist (1.2) leida ka nende mahud. Kahe mooli vesiniku maht on

$$V^0_{\text{H}_2} = 2 * 22.4 = 44.8 \text{ dm}^3$$

ühe mooli hapniku maht on aga $1 * 22.4 = 22.4 \text{ dm}^3$.

44.8 ja 22.4 suhtuvad nagu 2:1. Siit võib meelde jätta veel ühe olulise tõe.

Reaktsioonivõrrandi koefitsiendid näitavad, missugune on reaktsioonist osavõtivate gaasiliste ainete mahtude suhe.

Antud reaktsioonis on suhe vesiniku ja hapniku vahel 2:1. Seega reageerib 2 liitri vesinikuga alati 1 liiter hapnikku, 6 liitri vesinikuga 3 liitrit hapnikku jne.

1.3. Mõnda arvutamisest

Taskuarvutite ajastu on kaasa toonud mitmeid probleeme, mis torkavad ülesannete lahendamisel teravalt silma. Kord kirjutatakse vastuseks 183.6784523, samas antakse see vastus aga ümardatuna 200. Jättes

kõrvale vigade edasikandumise range matemaatilise käsitluse, püüame anda mõningaid näpunäiteid arvutamiseks ja vastuste esitamiseks.

1.3.1. Arvude eksponentkuju

Keemias puututakse tihti kokku väga suurte või siis väga väikeste arvudega. Näiteks üks gramm vesinikku sisaldab **602 200 000 000 000 000 000 000** H-aatomi ja iga H-aatomi mass on **0.000000000000000000000000166 g**. Et selliseid arve vältida, kasutatakse arvude esitamisel eksponentkuju.

$$N * 10^n$$

kus arv N on vahemikus ühest kümneni ja eksponent n on positiivne või negatiivne täisarv, näiteks $1.5 \cdot 10^{-3}$. Probleem taandub n leidmisele. Selleks loetakse, mitu kohta tuleb arvus koma nihutada, et saada arv N vahemikku ühest kümneni. See kohtade arv saabki n väärtuseks. Kui arv on nullist väiksem, on n negatiivne.

Olgu näiteks arv 568.762, siis tuleb koma nihutada **kaks** kohta vasakule. Eksponentkujul oleks see arv $5.68762 \cdot 10^2$.

Arvu 0.000775 korral nihutatakse koma **neli** kohta paremale. Saadakse $7.75 \cdot 10^{-4}$. Eespool toodud arvud oleksid aga $6.022 \cdot 10^{23}$ ja $1.66 \cdot 10^{-24}$.

Täiuslikumatel arvutitel saab vastavasse arvutusrežiimi klahviga **SCI**; kümne astme sisestamiseks on klahv **EE (EXP)**. Arvu N märgi muutmiseks tuleb klahvile **+/-** vajutada enne, eksponenti n märgi muutmiseks pärast klahvile **EE (EXP)** vajutamist. Tavaliselt tuleb pärast klahvile **SCI** vajutamist sisestada number, mis näitab, mitme tüvenumbrini arvud ümardatakse.

Kui kasutatakse lihtsat arvutit, siis tuleb järgida järgmisi reegleid.

Liitmine ja lahutamine

Liitmiseks ja lahutamiseks peab arvude eksponendid n tegema võrdseks

$$5.3 \cdot 10^3 + 9.73 \cdot 10^4 = ?$$

Nihutame esimeses arvus koma ühe koha võrra vasakule, millega n suurenebki vajaliku ühe ühiku võrra

$$0.53 \cdot 10^4 + 9.73 \cdot 10^4 = ?$$

Nüüd saab liita arvud N , kusjuures eksponent $n=4$ ei muutu

$$(0.53 + 9.73) \cdot 10^4 = 10.26 \cdot 10^4$$

Et saadud arv $N=10.26$ on suurem kümnest, siis tuleb vastuses koma koha võrra vasakule nihutada, millega n suureneb veel ühe võrra

$$10.26 \cdot 10^4 = 1.026 \cdot 10^5$$

See vastus on juba korrektseks eksponentkujus

$$2.22 \cdot 10^{-2} - 4.10 \cdot 10^{-3} = ?$$

$$2.22 \cdot 10^{-2} - 0.41 \cdot 10^{-2} = ?$$

$$(2.22 - 0.41) \cdot 10^{-2} = 1.81 \cdot 10^{-2}$$

Korrutamine ja jagamine

Korrutamisel eksponendid n liidetakse, jagamisel lahutatakse

$$8.0 \cdot 10^4 * 5.0 \cdot 10^2 = (8.0 * 5.0) \cdot 10^{4+2} = 40 \cdot 10^6$$
$$40 \cdot 10^6 = 4.0 \cdot 10^7$$

$$2.5 \cdot 10^{-5} * 1.8 \cdot 10^3 = (2.5 * 1.8) \cdot 10^{-5+3} = 4.5 \cdot 10^{-2}$$

$$4.5 \cdot 10^7 : 3.0 \cdot 10^5 = (4.5 : 3.0) \cdot 10^{7-5} = 1.5 \cdot 10^2$$

$$6.3 \cdot 10^{-2} : 2.2 \cdot 10^{-4} = (6.3 : 2.2) \cdot 10^{-2-(-4)} =$$
$$2.9 \cdot 10^2$$

1.3.2. Olulised tüvenumbrid

Mõõtmis- ja arvutustulemused pole kunagi täpsed. Seepärast tuleks arvutustes jälgida oluliste tüvenumbrite arvu. Viimane nendest osutub mõõtmiste ebatäpsuse tõttu alati ebakindlaks. Oluliste tüvenumbrite määramiseks on järgmised reeglid:

- * Iga nullist erinev number on oluline. Nii on arvul 845 kolm tüvenumbrit ja arvul 1.234 neli tüvenumbrit.
- * Nullid numbrite vahel on olulised. Seega on arvul 40.501 5 tüvenumbrit.
- * Kui arv on ühest suurem, siis on komast paremale jäävad nullid olulised. Arvul 2.0 on kaks olulist tüvenumbrit, arvul 40.062 viis ja arvul 3.040 neli olulist tüvenumbrit.
- * Kui arv on ühest väiksem, siis on olulised vaid arvu lõpus ja teiste numbrite vahel olevad nullid. Arvul 0.03005 on 4 olulist tüvenumbrit.
- * Komata arvude lõpus olevate nullide kohta ei saa aga ilma lisainformatsioonita öelda, millised neist on olulised. 400 võib omada nii ühte, kahte kui kolme olulist tüvenumbrit. Selle vältimiseks kasutatakse arvude esitamise eksponentkujus. $4.0 \cdot 10^2$ oleks kahe, aga $4.00 \cdot 10^2$ kolme olulise tüvenumbriga.

Neid reegleid teades saab otsustada arvutustulemuste õige ümardamise üle.

1. Liitmisel ja lahutamisel määratakse tulemusel oluliste tüvenumbrite arv madalaima komast paremale jäävate tüvenumbrite arvu järgi

$$\begin{array}{r} 89.332 \\ + 1.1 \\ \hline 90.432 \end{array}$$

üks tüvenumber peale koma
ümardada 90.4-ni

$$\begin{array}{r} 2.097 \\ - 0.12 \\ \hline 1.977 \end{array}$$

kaks tüvenumbrit peale koma
ümardada 1.98-ni

2. Korrutamisel ja jagamisel määratakse tulemusel oluliste tüvenumbrite arv tegurite madalaima tüvenumbrite arvu põhjal

$$2.8 \quad * \quad 4.5039 \quad = \quad 12.61092 \approx 13$$

kaks viis kaks
tüvenumbrit tüvenumbrit tüvenumbrit

$$6.85 \quad : \quad 112.04 \quad = \quad 0.0611388789 \approx 0.0611$$

kolm viis kolm
tüvenumbrit tüvenumbrit tüvenumbrit

3. Täpsete arvude (loendatud või defineeritud) tüvenumbreid tehete sooritamisel ei arvestata. Kui on 8 eset massiga 0.2786 g, siis on nende kogumass

$$8 * 0.2786 = 2.2288 \approx 2.229$$

Siin rohkem ei ümardata, sest arv 8 on tegelikult 8.0000. Ka näiteks kahe arvu 6.643 ja 6.68 keskmise leidmisel

$$(6.643 + 6.68) : 2 = 6.6615 \approx 6.66$$

ümardatakse kolme tüvenumbrini, sest 2 on siin tegelikult 2.000.

1.3.3. Protsentiarvutus

Üheks vajaminevamaks osaks keemiaülesannete lahendamisel on protsentiarvutus. Nii lahuste kontsentratsioonide, segude ja sulamite koostise kui reaktsioonide saagise ja kadude arvutamisel ei pääse sellest üle ega ümber.

Protsent näitab arvuliselt mitu osa on sajas osas (massiprotsent - mitu massiosa sajas massiosas, mahuprotsent - mitu mahuosa sajas mahuosas jne), seega 1% = 1/100. Kui pole midagi täpsustavalt öeldud, on alati tegemist massiprotsendiga*.

Olgu tegemist näiteks naatriumkloriidilahusega, mis koosneb keemilisest ühendist NaCl ja veest. Kui 100 grammi lahust sisaldab 30 grammi NaCl, siis protsentides väljendatuna on see 30% (30/100). Protsendi leidmiseks tuleb lahustatud aine NaCl mass jagada kogu lahuse massiga (sulami või segu ühe komponendi mass kogu sulami või segu massiga) ja korrutada 100%-ga:

$$\% = \frac{\text{osa} * 100\%}{\text{tervik}} \quad (1.3)$$

Toodud näites on osaks NaCl mass ja *tervikuks* kogu naatriumkloriidilahuse mass.

$$\%(\text{NaCl}) = \frac{30 \text{ g} * 100\%}{100 \text{ g}} = 30\%$$

Kui jagada vee mass lahuse massiga, saab veesisalduse protsentides.

Olgu meil 120 g 25%-st väävelhappelahust. Kui palju sisaldub selles puhas ühendit H₂SO₄? Vastavalt valemile (1.3) saab kirjutada järgmise võrduse:

$$\text{osa} = \text{tervik} * \frac{\%}{100\%}$$

ehk toodud näitel

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ mass} = 120 \text{ g} * \frac{25\%}{100\%} = 30 \text{ g}$$

Nendes arvutustes on protsent kasulik juba peast sajaga läbi jagada (s.t esitada kümnendmurruna). Nii välditakse erinevaid protsente sisaldavate ülesannete lahendamisel tüütut arvu 100 kordamist. Seega H₂SO₄ mass (ehk 25% 120-st) on

* Protsentides võib väljendada ka mahuosi, mooliosi vms. Sel juhul peab see olema eraldi välja toodud või olema kontekstist selgesti arusaadav. Näiteks võib mahuprotsendi puhul kasutada tähistust %(maht).

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ mass} = 120 \text{ g} * 0.25 = 30 \text{ g}$$

Tervik avaldub valemist (1.3) järgmiselt:

$$\text{tervik} = \text{osa} * \frac{100\%}{\%}$$

Näiteks olgu järgmine ülesanne. Keemilise reaktsiooni tulemusel saadi 12.5 g vesinikkloriidi HCl. Kui palju saab sellest valmistada 25%-st soolhappelahust? *Tervikuks* on siin kogu 25%-se soolhappelahuse mass, *osaks* lahustatud aine HCl mass.

$$25\text{-se lahuse mass} = 12.5 \text{ g} * \frac{100\%}{25\%} = 50 \text{ g}$$

ehk lihtsamalt (*terviku* leidmiseks jagada osa kümnendmurruks teisendatud protsendiga):

$$25\text{-se lahuse mass} = \frac{12.5 \text{ g}}{0.25} = 50 \text{ g}$$

Säilitage loogiline kontroll tulemuste üle. Tervik on alati suurem osast - sulami mass suurem mõne tema komponendi massist, lahuse mass suurem lahustatud aine massist. Jälgige ka, et valemities oleks koos õige osa ja õige protsent. Kui on NaCl protsentsisaldus, siis olgu ka NaCl mass; kui puhta aine mass, siis olgu ka puhta aine protsent, mitte lisandite protsent.

Keemiaülesannetes kohtab sageli ka ***kao-*** ja ***saagiseprotsente***. Keemilistes protsessides esinevad alati kaod, sest ained ei reageeri lõpuni, on palju kõrvalreaktsioone jne. **Saagis näitab protsentides, kui palju ainet on võimalik saada tegelikult, võrreldes sellega, mida võiks saada arvutuslikult.**

$$\text{saagise\%} = \frac{\text{tegelikult saadav hulk} * 100\%}{\text{arvutuslikult saadav hulk}}$$

Enamasti on arvutustes vajalik ainult *saagise%* mitte *kao%*

$$\text{saagise\%} = 100\% - \text{kao\%}$$

Sellistes ülesannetes on soovitatav kasutada *rohkem/vähem* loogikat. Näiteks on arvutuste tulemusel leitud, et 61.4 grammist süsinikust saab teoreetiliselt 225 g süsinikdioksiidi. Kaod on 5%. Kui palju saadakse

CO₂ tegelikult? On ju mõistetav, et vähem. Kombineerime arvused 100% ja saagise% nii, et vastus tuleks väiksem.

$$\text{saagise\%} = 100\% - 5\% = 95\%$$

$$\text{CO}_2 \text{ tegelik mass} = 225 \text{ g} * \frac{95\%}{100\%} = 225 * 0.95 = 214 \text{ g}$$

< 1

Tähelepanelik tuleb olla pöördülesannete suhtes, kus küsitakse, kui palju on vaja võtta mingit lähteainet, lahust või maaki, et saada kindel kogus produkti.

Arvutuste tulemusel selgus, et 225 g CO₂ saamiseks on teoreetiliselt vaja 61.4 g süsinikku. Kui palju peab aga võtma süsinikku, teades, et saagis on näiteks 95% (kaod 5%)? Loogiline on, et kadude tõttu peab süsinikku rohkem võtma, et ikkagi 225 g CO₂ kätte saada. Järelikult on arve 100% ja saagise% vaja kombineerida nii, et vastus läheks suuremaks

$$\text{C mass} = 61.4 \text{ g} * \frac{100\%}{95\%} = \frac{61.4 \text{ g}}{0.95} = 64.6 \text{ g}$$

> 1

Sageli korrutatakse siin 61.4 1.05-ga, mis on matemaatiliselt vale. Samuti on vää, kui võetakse 61.4-st 5% ja liidetakse see 61.4-le. Sellisel juhul lisasüsinikust nagu ei lähekski midagi kadudeks, ometi on kaod ju kogu võetud süsinikust 5%.

Kui kogu eespool toodud jutt lühidalt kokku võtta, siis jääb tegelikult meeles pidamiseks vaid neli lihtsat reeglit:

puhta aine sisalduse (osa) leidmiseks

korrutatakse segu, sulami, mineraali või lahuse mass (*tervik*) puhta aine sisalduse protsendile vastava kümnendmurruga;

segu, sulami, mineraali või lahuse massi (terviku) leidmiseks

jagatakse puhta aine mass (*osa*) puhta aine sisalduse protsendile vastava kümnendmurruga;

produkti tegeliku koguse leidmiseks saagise järgi

korrutatakse arvutuslik, teoreetiline kogus saagiseprotsendile vastava kümnendmurruga;

lähteaine vajaliku koguse leidmiseks saagise järgi

jagatakse arvutuslik, teoreetiline kogus saagiseprotsendile vastava kümnendmurruga.

1.4. Moolarvutus

1.4.1. Reaktsioonist osavõtivate ainete koguse arvutamine

Lahendame mõned näidisülesanded, lähtudes mooli mõistest ning kasutades eespool toodud protsentarvutuse loogikat.

Valemeid, millele ehitada ülesande lahendus, on tegelikult vaid kaks

$$n = \frac{m \text{ [g]}}{M \text{ [g/mol]}} \quad n = \frac{V^{\circ} \text{ [dm}^3\text{]}}{22.4 \text{ [dm}^3\text{/mol]}}$$

1. Leida, mitu liitrit vesinikku tekib 15.0 g vase- ja alumiiniumisulamireageerimisel soolhappega, kui sulam sisaldab 40.5% vaske ja saagis on 80.0% ?

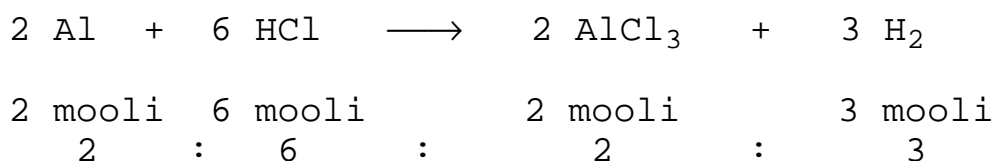
Algandmed

m_{sulam}	=	15.0 g
Cu		40.5%
saagis		80.0%

M_{Al}	=	27.0 g/mol
M_{H_2}	=	2.0 g/mol

 $V^{\circ}_{\text{H}_2} = ?$

Kuna vask on metallide pingereas vesinikust tagapool, siis vask soolhappega ei reageeri. Reaktsioon toimub ainult alumiiniumiga. Kirjutame välja reaktsioonivõrrandi ja tasakaalustame selle. Reaktsioonivõrrandi koefitsiendid näitavad reageerivate ja tekkivate ainete moolsuhteid



A. Lähteaine moolide arvu leidmine

Alumiiniumi moolide arvu leidmiseks peab teadma alumiiniumi massi. Sulami (*terviku*) mass on teada - 15 g. Vaske on selles 40.5%, ülejäänu peab olema alumiinium, mille sisaldus on järelikult $100\% - 40.5\% = 59.5\%$.

Leiame alumiiniumi (osa) massi

$$m_{\text{Al}} = 0.595 * 15.0 \text{ g} = 8.93 \text{ g}$$

Alumiiniumi moolide arv

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{8.93 \text{ g}}{27.0 \text{ g/mol}} = 0.331 \text{ mol}$$

B. Otsitava aine moolide arvu leidmine

Selleks tuleb vaadelda antud aine ja otsitava aine moolsuhet. Reaktsioonivõrrandi kohaselt suhtuvad alumiiniumi ja vesiniku moolide arvud nagu 2 : 3. Seega on vesiniku moolide arv

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Al}} * \frac{3}{2} = 0.331 \text{ mol} * \frac{3}{2} = 0.497 \text{ mol}$$

C. Otsitava aine massi/mahu leidmine

Gaasilise aine mahu leidmiseks kasutatakse teist valemit, millest

$$V^{\circ}_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} * 22.4 = 0.497 \text{ mol} * 22.4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 11.1 \text{ dm}^3$$

Teoreetiliselt oleks seega võimalik saada 11.1 liitrit vesinikku. Tegelikult saab vesinikku vähem, kuna saagis on vaid 80.0% ja selle leidmiseks tuleb vastus veel saagiseprotsendiga (0.800) korrutada

$$V^{\circ}_{\text{H}_2}{}^{\text{tegelik}} = 11.1 \text{ dm}^3 * 0.800 = 8.88 \text{ dm}^3$$

Ülesande korrektseks esitamiseks ja selleks, et vältida vahetulemuste ümardamisest ja väljakirjutamisest tingitud võimalikke vigu, koondatakse kogu arvutuskäik pikale reale

$$V^{\circ}_{\text{H}_2} = \frac{15.0 * 0.595 * 3 * 22.4 * 0.800}{27.0 * 2} = 8.89 \text{ dm}^3$$

Vastus ümardada kolme tüvenumbrini, sest kõik tegurid on antud kolme olulise tüvenumbriga, arvud 3 ja 2 on aga täpsed arvud.

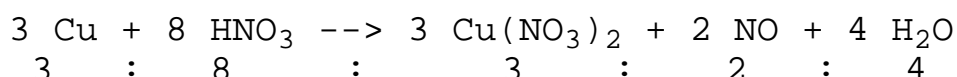
2. Leida, mitu grammi 98%-se puhtusastmega vaselaaste on vaja võtta reaktsiooniks lahjendatud lämmastikhappega, et tekiks 2.5 liitrit lämmastikoksiidi, kui saagis on 75%.

Algandmed

$$\begin{array}{l} V^{\circ}_{\text{NO}} = 2.5 \text{ dm}^3 \\ \text{saagis} \quad 95\% \\ \text{puhtus} \quad 98\% \end{array}$$

$$M_{\text{Cu}} = 63.5 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = ?$$



A. NO moolide arv

$$n_{\text{NO}} = \frac{2.5 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 0.112 \text{ mol}$$

B. Vase moolide arv

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{NO}} * 3/2 = 0.112 * 3/2 = 0.168 \text{ mol}$$

C. Puhta vase mass

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} * M_{\text{Cu}} = 0.168 \text{ mol} * 63.5 \text{ g/mol} = 10.7 \text{ g}$$

Vaselaastude mass (terviku leidmine; puhast vaske on laastudes 98%)

$$m_{\text{Cu}} = \frac{10.7 \text{ g}}{0.98} = 10.9 \text{ g}$$

Arvestades, et saagis on vaid 75%, peab vaselaaste võtma rohkem, et vajalikku kogust lämmastikoksiidi kätte saada. Järelikult tuleb 0.75-ga jagada

$$m_{\text{Cu}} = \frac{10.9 \text{ g}}{0.75} = 14.5 \text{ g}$$

Kui viia lahendus pikale reale, saab

$$m_{\text{Cu}} = \frac{2.5 * 3 * 63.5}{22.4 * 2 * 0.98 * 0.75} = 14.5 \text{ g}$$

1.4.2. Arvutused gaasidega

Kui kasutati valemit (1.2)

$$n = \frac{V^{\circ}}{22.4}$$

rõhutati, et see kehtib vaid normaaltingimustel (nt). Gaasi maht (V°), mis saadakse selle valemi kasutamisel, vastab gaasi mahule etteantud tingimustel

Rõhk (nt) $P^{\circ} = 101\,325 \text{ Pa}$ (760 torri, 1 atm)
Temperatuur (nt) $T^{\circ} = 273 \text{ K}$ (0 °C)

Kuna gaasi molekulide vahekaugused on võrreldes vedelike või tahkete ainetega suured, siis mõjutab rõhu ning temperatuuri muutmine oluliselt gaasi mahtu. Ühe mooli gaasi mahtu, rõhku ja temperatuuri seob järgmine võrrand:

$$\frac{P * V}{T} = \text{const} = R \quad (1.4)$$

kus

P - gaasi rõhk Pa

T - absoluutne temperatuur K

V - ühe mooli gaasi maht rõhul P
ja temperatuuril T m³

R - universaalne gaasikonstant

Universaalse gaasikonstandi väärtus sõltub valitud ühikutest. Kõige lihtsam on selle väärtust SI-süsteemis välja arvutada normaaltingimustel, mille juures ühe mooli gaasi maht on $22.4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

$$R = \frac{P^{\circ} * V^{\circ}}{T^{\circ}} = \frac{101325 * 0.0224}{273} = 8.314 \text{ J/K} * \text{mol}$$

Muude ühikute korral on ka R väärtus teine. Näiteks

$$\begin{aligned} R &= 62400 \text{ cm}^3 \cdot \text{torr} / \text{K} \cdot \text{mol} = 62.400 \text{ dm}^3 \cdot \text{torr} / \text{K} \cdot \text{mol} \\ R &= 0.082 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol} \end{aligned}$$

Vabalt võetud gaasi mahu korral on valem järgmine:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1.5)$$

kus

n - gaasi moolide arv, mol

ehk

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad (1.6)$$

Teades gaasi moolide arvu või massi, saab valemite (1.5 ja 1.6) järgi leida gaasi mahu mis tahes rõhul ja temperatuuril.

Nagu eespool toodu kinnitab, tuleb mahtude ümberarvestamisel hoolikalt jälgida ühikute süsteemi ning valida õige R väärtus.

Siinkohal olgu aga ülesannete lahendamisel soovitatud kasutada sellist valemi kuju, mis väldib R kasutamise ja sellest johtuva sagedase eksimise ühikutes

$$\frac{P^0 \cdot V^0}{T^0} = \frac{P \cdot V}{T} \quad (1.7)$$

Gaasi rõhk korda maht jagatud temperatuuriga normaaltingimustel võrdub gaasi rõhk korda maht jagatud temperatuuriga mis tahes muudel tingimustel

Sellest valemist saab alati arvutada gaasi mahu normaaltingimustel (V^0), kui on teada gaasi maht rõhul P ja temperatuuril T ning vastupidi. Tuleb vaid jälgida, et rõhk mõlemas valemipooles oleks samades ühikutes ja temperatuur alati kelvinites.

1. Leida 5.0 g CO₂ maht liitrites 20 °C ja 770 mm Hg juures.

Algandmed

$m_{\text{CO}_2} = 5.0 \text{ g}$	$M_{\text{CO}_2} = 44.0 \text{ g/mol}$
$T = 20 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$	$T^\circ = 273 \text{ K}$
$P = 770 \text{ torri}$	$P^\circ = 760 \text{ torri}$
<hr/>	
$V_{\text{CO}_2} = ?$	

Leiame 5.0 g CO₂ mahu normaaltingimustel

$$V^\circ_{\text{CO}_2} = \frac{5.0 * 22.4}{44.0} = 2.55 \text{ dm}^3$$

Kuna küsitakse mahtu temperatuuril 20 °C ja rõhul 770 torri, tuleb valemist (1.7) avaldada **V**

$$V = \frac{P^\circ * V^\circ * T}{P * T^\circ}$$

Seega CO₂ maht nendel tingimustel on

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{760 \text{ torr} * 2.55 \text{ dm}^3 * 293 \text{ K}}{770 \text{ torr} * 273 \text{ K}} = 2.70 \text{ dm}^3$$

T° on alati 273 K ja kuna rõhuühikuteks ülesande tekstis olid antud torrid, tuleb ka P° võtta torrides - 760 torri.

Koondades arvutused pikale reale, saab järgmise avaldise:

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{5.0 * 22.4 * 760 * 293}{44.0 * 770 * 273} = 2.7 \text{ dm}^3$$

2. Mitu grammi kaltsiumkarbiidi, mis sisaldab 25% lisandeid, on vaja võtta, et saada 150 liitrit etüüni 25 °C ja 102.7 kPa juures ?

Algandmed

$V_{\text{C}_2\text{H}_2} = 150 \text{ dm}^3$	$M_{\text{CaC}_2} = 64.0 \text{ g/mol}$
$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$	$T^\circ = 273 \text{ K}$
$P = 102.7 \text{ kPa}$	$P^\circ = 101.3 \text{ kPa}$
<hr/>	
$m_{\text{CaC}_2} = ?$	

1.5. Anorgaaniliste ainete nomenklatuur

Käesolevasse juhendisse on koondatud olulisemate ühendite nimetused nii, nagu nad eesti keeles kasutust on leidnud. Osa lõpus on toodud ka rangelt teaduslike nimetuste näiteid, mis vastavad IUPAC - Rahvusvahelise Puhta Keemia ja Rakenduskeemia Liidu 1990.a soovitudele.

1.5.1. Happed

Happe molekul koosneb vesinikioonist ja happejääkioonist ehk anioonist. Olenevalt vesinikioonide arvust jaotatakse happed

ühealuselisteks HCl , HBr , HNO_3 , CH_3COOH

kahealuselisteks H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3

kolmealuselisteks H_3BO_3 , H_3PO_4

neljaaluselisteks H_4SiO_4

Eristatakse hapnikhappeid - happed, mille molekul sisaldab hapnikku (HNO_3 , HClO_4), ja hapnikuta happeid (HCl , H_2S).

Kõrgeima võimaliku oksüdatsiooniastmega (o-a) - aste võrdub rühma numbriga perioodilisussüsteemis - mittemetalli sisaldavaid happeid nimetatakse mittemetalli järgi.

Valem	Nimetus	Aniooni nimetus	
$\text{H}^{\text{I}} \text{N}^{\text{V}} \text{O}^{-\text{II}}_3$	lämmastikhape	nitraat	NO_3^-
$\text{H}_2\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4$	väävelhape	sulfaat	SO_4^{2-}
$\text{H}_2\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_3$	süsihape	karbonaat	CO_3^{2-}
$\text{H}_3\text{P}^{\text{V}}\text{O}_4$	fosforhape	fosfaat	PO_4^{3-}
$\text{H}_2\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}_4$	kroomhape	kromaat	CrO_4^{2-}
$\text{H}_2\text{Cr}^{\text{VI}}_2\text{O}_7$	dikroomhape	dikromaat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Mittemetalli aatomite arv näidatakse ära eesliidetega di- (kaks), tri- (kolm), tetra- (neli) penta- (viis), hekso- (kuus), hepta- (seitse), okta- (kaheksa), nona- (üheksa), deka- (kümme). Edasi kasutatakse numbreid

$\text{H}_2\text{B}^{\text{III}}_4\text{O}_7$ tetraborhape tetraboraat $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$

Erandiks on siin VIIA rühma halogeenide hapnikhapped, mida nimetatakse eesliitega per-

$\text{HCl}^{\text{VII}}\text{O}_4$	perkloorhape	perkloraat	ClO_4^-
$\text{HCl}^{\text{V}}\text{O}_3$	kloorhape	kloraat	ClO_3^-

madalama o-a korral kasutatakse liidet -is või -us, väikseima o-a korral lisaks veel eesliidet hüpo-

$\text{HCl}^{\text{III}}\text{O}_2$	kloorishape	klorit	ClO_2^-
$\text{HCl}^{\text{I}}\text{O}$	hüpokloorishape	hüpoklorit	ClO^-
$\text{HN}^{\text{III}}\text{O}_2$	lämmastikushape	nitrit	NO_2^-
$\text{H}_2\text{N}^{\text{I}}_2\text{O}_2$	hüpolämmastikushape		
$\text{H}_2\text{S}^{\text{IV}}\text{O}_3$	väävlishape	sulfit	SO_3^{2-}
$\text{H}_2\text{S}^{\text{IV}}_2\text{O}_5$	diväävlishape	disulfit	$\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$

Kui element annab mitu hapet, kus tema oksüdatsiooniaste on sama, siis väiksema "veesisalduse" (valemis vähem vesiniku- ja hapnikuaatomeid) märkimiseks kasutatakse eesliidet meta-, suurema "veesisalduse" puhul eesliidet orto- (viimane jäetakse sageli ära)

$\text{HP}^{\text{V}}\text{O}_3$	metafosforhape	metafosfaat	PO_3^-
$\text{H}_3\text{P}^{\text{V}}\text{O}_4$	(orto)fosforhape	(orto)fosfaat	PO_4^{3-}
$\text{HB}^{\text{III}}\text{O}_2$	metaboorhape	metaboraat	BO_2^-
$\text{H}_3\text{B}^{\text{III}}\text{O}_3$	ortoboorhape	ortoboraat	BO_3^{3-}
$\text{H}_2\text{Si}^{\text{IV}}\text{O}_3$	metaränihape	metasilikaat	SiO_3^{2-}
$\text{H}_4\text{Si}^{\text{IV}}\text{O}_4$	ortoränihape	ortosilikaat	SiO_4^{4-}

Hapnikuta hapete nimetused algavad sõnaga vesinik, millele järgneb mittemetall lõpuga -iid ning sõna hape

HF	vesinikfluoriidhape	fluoriid	F^-
HCl	vesinikkloriidhape	kloriid	Cl^-
HBr	vesinikbromiidhape	bromiid	Br^-
HI	vesinikjodiidhape	jodiid	I^-
H_2S	di vesiniksulfiidhape	sulfiid	S^{2-}
HCN	vesiniktsüaniidhape	tsüaniid	CN^-

1.5.2. Alused

Alused moodustuvad metalliioonist (katioonist) ja hüdroksiidioonist (OH^-). Nimetused tuletatakse sõnast hüdroksiid ja metalli nimetusest

NaOH	naatrium hüdroksiid
KOH	kaaliumhüdroksiid
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	kaltsiumhüdroksiid
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	baariumhüdroksiid

Kui metall moodustab mitu hüdroksiidi, kus metalli o-a on erinev, siis näidatakse sulgudes ära metalli o-a

$\text{Fe}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	raud(II)hüdroksiid
$\text{Fe}^{\text{III}}(\text{OH})_3$	raud(III)hüdroksiid
$\text{Cu}^{\text{I}}\text{OH}$	vask(I)hüdroksiid
$\text{Cu}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	vask(II)hüdroksiid

Eristatakse: **leelised** - vees lahustuvad alused,
amfoteersed hüdroksiidid -
hüdroksiidid, mis reageerivad nii
hapete kui alustega
 $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$

1.5.3. Oksiidid

Oksiidid on kahest elemendist koosnevad liitained, kus üks element on hapnik. Nimetused tuletatakse elemendi nimetusest ja sõnast oksiid. Kui elemendiks on

1) kindla o-a-ga metall, siis

CaO	kaltsiumoksiid
BaO	baariumoksiid
MgO	magneesiumoksiid
Na_2O	naatriumoksiid

2) muutuva o-a-ga metall, siis

FeO	raud(II)oksiid	Võib ka
Fe_2O_3	raud(III)oksiid	diraudtrioksiid
Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$)	raud(II,III)oksiid	triraudtetraoksiid

3) mittemetall, siis

P_2O_3	difosfortrioksiid	fosfor(III)oksiid
P_2O_5	difosforpentaoksiid	fosfor(V)oksiid
P_4O_6	tetrafosforheksaoksiid	
P_4O_{10}	tetrafosfordekaoksiid	
SO_3	vääveltrioksiid	väävel(VI)oksiid
SO_2	vääveldioksiid	väävel(IV)oksiid
CO_2	süsinikdioksiid	süsinik(IV)oksiid
CO	süsinik(mono)oksiid	süsinik(II)oksiid

Ühendeid, kus hapniku o-a on $-I$, nimetatakse peroksiidideks

H_2O_2	vesinikperoksiid
Na_2O_2	naatriumperoksiid
BaO_2	baariumperoksiid

Oksiide jaotatakse ***happelisteks oksiidideks*** - oksiidid, millele vastavad happed (põhiliselt mittemetallide oksiidid)

SO_2	\longrightarrow	H_2SO_3
SO_3	\longrightarrow	H_2SO_4
CO_2	\longrightarrow	H_2CO_3
P_2O_5	\longrightarrow	H_3PO_4

aluselisteks oksiidideks - oksiidid, millele vastavad alused (põhiliselt metallide oksiidid)

Na_2O	\longrightarrow	$Na(OH)$
CaO	\longrightarrow	$Ca(OH)_2$
FeO	\longrightarrow	$Fe(OH)_2$

amfoteerseteks oksiidideks - oksiidid, millel on sõltuvalt tingimustest kas aluselised või happelised omadused ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3

inertseteks oksiidideks - oksiidid, mis ei regeeri vee, hapete ega alustega N_2O , NO

1.5.4. Soolad

Soolad on hapete derivaadid, milles vesinik on osaliselt või täielikult asendunud metalliga. Nimetused moodustatakse metalli ja happejääkiooni nimetustest. Kui võimalikud on erinevad metalli oksüdatsiooniastmed, siis näidatakse see sulgudes

$FeSO_4$	raud(II)sulfaat
$Fe_2(SO_4)_3$	raud(III)sulfaat
KNO_3	kaaliumnitraat
NH_4Cl	ammooniumkloriid
$NaCl$	naatriumkloriid
K_2CrO_4	kaaliumkromaat
$K_2Cr_2O_7$	kaaliumdikromaat
$Na_2B_4O_7$	naatriumtetraboraat
$NaBO_2$	naatriummetaboraat
Na_3BO_3	naatrium(orto)boraat
$KMnO_4$	kaaliumpermanganaat

Kristallisatsioonivett sisaldavate soolade nimetuses kasutatakse sõna **hüdraat** koos vastava arvulise eesliitega või sõna **vesi**. Viimasel juhul näidatakse moolivahekorrad ära sulgudes

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	kaltsiumsulfaatdihüdraat
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	vasksulfaatpentahüdraat
	vasksulfaat-vesi (1/5)
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	naatriumkarbonaatdekahüdraat
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	alumiiniumsulfaat- kaaliumsulfaat-vesi (1/1/24)

Kui vesinik on asendunud osaliselt, on tegemist vesiniksoolaga. Vesiniksoolade nimetustes kasutatakse sõna **vesinik** koos vesinikuaatomite arvu näitava eesliitega

NaHSO_4	naatriumvesiniksulfaat
NaHCO_3	naatriumvesinikkarbonaat
NaHSO_3	naatriumvesinksulfit
KH_2PO_4	kaaliumdivesinikfosfaat
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	kaltsiumdivesinikfosfaat

Oksiid- ja hüdroksiidsoolad. Valemites reastatakse katioonid (enamasti metalliioonid) omaette ning anioonid ja O^{2-} ning OH^- omaette tähestiku järjekorras

BiClO	vismutkloriidoksiid
$\text{MgCl}(\text{OH})$	magneesiumkloriidhüdroksiid
$\text{VO}(\text{SO}_4)$	vanaadium(IV)oksiidsulfaat
$\text{AlCl}(\text{OH})_2$	alumiiniumkloriidihüdroksiid
$\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$	alumiiniumhüdroksiidsulfaat

Kaksik-, kolmik- jne soolad. Valemites peavad kõik katioonid eelnema anioonidele. Nimetustes reastatakse katioonid tähestiku järjekorras, vesinik jäetakse katioonide reas viimaseks. Anioonid reastatakse valemis tähestiku järjekorras

KMgF_3	kaaliummagneesiumfluoriid
KNaCO_3	kaaliumnaatriumkarbonaat
$\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	ammooniummagneesiumfosfaat- heksahüdraat
$\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	ammooniumnaatriumvesinik- fosfaattetraahüdraat

1.5.5. Koordinatsiooni- ehk kompleksühendid

Valemites kirjutatakse esimesena kation, seejärel anioon, mis võivad mõlemad olla kompleksioonid. Kogu kompleksiooni osa asetatakse nurksulgudesse. Esimesel kohal sulgudes seisab tsentraalaatomi (kompleksimoodustaja) sümbol, millele järgnevad ligandid nende sümbolite tähestikulises järjekorras.

Ligandide nimetused on enamasti o-lõpulised, näiteks

F ⁻	fluoro-	CN ⁻	tsüano-
Cl ⁻	kloro-		
Br ⁻	bromo-		
I ⁻	jodo-		
O ²⁻	okso-		
OH ⁻	hüdrokso-		
S ²⁻	tio-		

Eranditeks:

NH ₃	ammiin-
H ₂ O	akva-

Nimetusi moodustatakse komplekskatiooni ja kompleksaniooni sisaldavatele ühenditele erinevalt.

Komplekskatioon

[Cu(NH ₃) ₄]SO ₄	tetraammiinvask(II)sulfaat
[Ag(NH ₃) ₂]Cl	diammiinhöbekloriid
[CoCl(NH ₃) ₅]Cl ₂	pentaammiinklorokoobalt(III)kloriid
[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	pentaakvahüdroksoalumiiniumioon

Kompleksanioon

K ₃ [Fe(CN) ₆]	kaaliumheksatsüanoferraat(III)
K ₄ [Fe(CN) ₆]	kaaliumheksatsüanoferraat(II)
K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	kaaliumheksanitritokobaltaat(III)
Ba ₂ [HgI ₄]	baariumtetrajodomerkuriaat(II)

Aastal 1990 andis IUPAC välja kogumiku täiendatud nomenklatuuri-reeglitega. Eesmärgiks oli veelgi enam unifitseerida ainete nimetusi puudutavaid reegleid eri maades. Nii tuleks kaotada sellised hapete nimetused nagu väävlis- lämmastikus- ja kloorishape ning vastavalt ümber nimetada ka nende soolad. Nagu juba näidatud oksiidide juures, on võimalik kasutada mitut süsteemi

* aatomite arvu märkivatel eesliidetel põhinev

FeCl₂ **rauddikloriid**

* elemendi oksüdatsiooniastmel põhinev Stocki süsteem

FeCl₂ **raud(II)kloriid**

* iooni laengu suuruse märkimisel põhinev Ewensi-Basset' süsteem

FeCl₂ **raud(2+)kloriid**

Toome nüüd näiteid mõne happe ja soola võimalikest nimetustest uute reeglite järgi:

väävelhape

H₂SO₄ divesiniktetraoksoosulfaat
vesiniktetraoksoosulfaat(VI)
vesiniktetraoksoosulfaat(2-)

väävlishape

H₂SO₃ divesiniktrioksoosulfaat
vesiniktrioksoosulfaat(IV)
vesiniktrioksoosulfaat(2-)

naatriumsulfit

Na₂SO₃ dinaatriumtrioksoosulfaat
naatriumtrioksoosulfaat(IV)
naatriumtrioksoosulfaat(2-)

lämmastikushape

HNO₂ monovesinikdioksonitraad
vesinikdioksonitraad(III)
vesinikdioksonitraad(1-)

fosforhape

H₃PO₄ trivesiniktetraoksofosfaat
vesiniktetraoksofosfaat(V)
vesiniktetraoksofosfaat(3-)

VIIA rühma halogeenide hapnikhapete nimetused tuleks moodustada järgmiselt:

		Soolad
HClO_4	vesiniktetraoksokloraat	tetraoksokloraadid
HClO_3	vesiniktrioksokloraat	trioksokloraadid
HClO_2	vesinikdioksokloraat	dioksokloraadid
HClO	vesinikoksokloraat	oksokloraadid

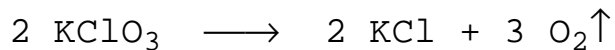
Mitme rühma puhul kasutatakse liiteid -bis, -tris, -tetrakis jne

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	trikaltsiumbistetraaksofosfaat
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	dialumiiniumtristetraaksoosulfaat

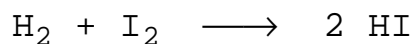
2. Keemiline tasakaal ja kineetika

2.1. Keemiline tasakaal

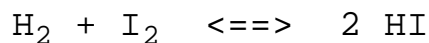
Keemilised protsessid võib jagada pöörduvateks ja pöördumatuteks. Pöördumatud protsessid kulgevad ühes suunas praktiliselt lõpuni. Selliste protsesside näiteks on reaktsioonid, mille käigus üks reaktsiooniprodukt (gaas või sade) eraldub süsteemist



Vastupidises suunas see reaktsioon ei kulge. Paljud reaktsioonid on aga pöörduvad, sõltuvalt tingimustest (temperatuur, kontsentratsioon, rõhk) võivad nad kulgeda nii ühes kui teises suunas. Madalal temperatuuril kulgeb näiteks reaktsioon



kõrgemal temperatuuril aga laguneb vesinikjodiid uuesti vesinikuks ja joodiks. Seepärast märgistatakse pöörduvaid reaktsioone tavaliselt kahe vastassuunalise noolega



Kui tingimused ei muutu, saabub selliste reaktsioonide puhul mingil hetkel olukord, kus vastassuunaliste reaktsioonide kiirused saavad võrdseks ja ühegi aine kontsentratsioon enam ajas ei muutu. Sellist olukorda nimetataksegi **keemiliseks tasakaaluks**. Keemiline tasakaal on alati dünaamiline tasakaal, sest protsessid ei ole lõppenud, vaid nad kulgevad vastassuundades ühesuguse kiirusega.

Kirjutame ühe reaktsioonivõrrandi üldkujul



ning tähistame pärisuunalise reaktsiooni kiiruse v_1 ning vastassuunalise reaktsiooni kiiruse v_2 . Tasakaaluolekus $v_1 = v_2$.

Tasakaaluoleku kirjeldamiseks kasutatakse tasakaalukonstanti K_c

$$K_c = \frac{C_c^c * C_D^d}{C_A^a * C_B^b} \quad (2.2)$$

kus

C_A, C_B, C_C ja C_D - ainete A, B, C ja D kontsentratsioonid tasakaaluolekus mol/dm³ *

Tasakaalukonstant sõltub ainult temperatuurist, gaaside puhul ka rõhust, kuid ei sõltu reageerivate ainete kontsentratsioonist.

Tasakaaluolekute arvutamisega sõltuvalt tingimustest tegeleb keemiline termodünaamika. Kõigi tähtsamate ühendite kohta on koostatud tabelid, mis sisaldavad ühendeid iseloomustavaid termodünaamilisi konstante. Neid tabeleid kasutades saab reaktsioonist osavõtivate ainete kontsentratsioone tasakaalusegus küllaltki täpselt välja arvutada.

Keemikut huvitab loomulikult see, kuidas saavutada tasakaalusegus just vajaliku saaduse võimalikult kõrge sisaldus ehk kuidas *nihutada tasakaalu paremale* (produktide tekke suunas). Appi tuleb *Le Chatelier'* (Henry Le Chatelier, 1850...1936) printsip.

Tingimuste muutmine tasakaalusüsteemis kutsub esile tasakaalu nihkumise suunas, mis paneb süsteemi avaldama vastupanu tekitatud muutustele.

Tingimused, mida saab mõjutada, on eelkõige lähteainete kontsentratsioon, temperatuur ja rõhk. Vaatame ammoniaagi sünteesireaktsiooni näitel nende tingimuste muutumisest tulenevat tasakaalu nihkumist



1. Lähteainete kontsentratsiooni suurendamine nihutab reaktsiooni tasakaalu paremale. Lähteainete kontsentratsioonide suurendamisele avaldab süsteem vastupanu sellega, et kulutab neid rohkem ära, seega tekib rohkem ammoniaaki.

2. Temperatuuri tõstmine nihutab endotermilise (soojuse neeldumisega kulgeva) reaktsiooni tasakaalu paremale, eksotermilise reaktsiooni tasakaalu aga vasakule (lähteainete tekke suunas). Ammoniaagi süntees on eksotermiline protsess, sest reaktsiooni käigus eraldub soojust ($\Delta H = -92.4 \text{ kJ}$). Temperatuuri tõstmisele avaldab see

* Kontsentratsioone tasakaaluolekus tähistatakse sageli ka nurksulgudega

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

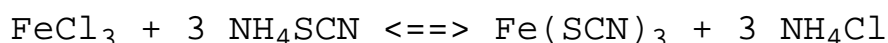
süsteem vastupanu sellega, et kulutab rohkem soojust. Seega hakkab kulgema vastassuunaline reaktsioon: ammoniaagi lagunemine lähteaineteks, milles soojus neeldub.

3. Rõhu tõstmine gaasiliste ainete osavõtul kulgevates tasakaalu-reaktsioonides nihutab tasakaalu suunas, kus gaasiliste ainete molekulide arv väheneb. Selles protsessis on kõik ained gaasilises olekus. Vasakul pool on kokku 4, paremal 2 mooli gaasi. Seega nihkub tasakaal paremale.

Järelikult on ammoniaagi sünteesil parimateks tingimusteks lähteainete võimalikult kõrge kontsentratsioon, suhteliselt madal temperatuur ja kõrge rõhk.

Ülesanne

1. Kirjutada välja tasakaalukonstandi avaldis raud(III)kloriidi ja ammooniumtiotsüanaadi lahuste vahelisele reaktsioonile



2. Millises suunas nihkub tasakaal kui suurendada

- FeCl₃ kontsentratsiooni?
- NH₄SCN kontsentratsiooni?
- NH₄Cl kontsentratsiooni?

3. Hinnata tasakaalukonstandi avaldise põhjal kumma aine, kas NH₄Cl või FeCl₃ kontsentratsiooni suurendamine mõjutab tasakaalu enam.

4. Kas rõhu muutmine mõjutab tasakaalu selles süsteemis?

2.2. Keemilise reaktsiooni kiirus

Olles kindlaks teinud kõik võimalused tasakaalu mõjutamiseks, on keemik huvitatud ka sellest, et tasakaaluolekuni jõutaks suhteliselt lühikese ajaga, s.t reaktsioonikiirus oleks maksimaalne.

Reaktsioonikiirus näitab reageerivate ainete kontsentratsioonide muutust ajaühikus.

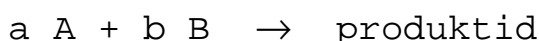
Peatugem lähemalt põhiteguritel, mis mõjutavad reaktsioonikiirust.

1. Reageerivate ainete eripära. Ained käituvad sarnastes tingimustes vägagi erinevalt. Nii näiteks reageerib väike vasetükk kontsentreeritud lämmastikhappega sekundite jooksul, nikkel aga pikka aega kestval keetmisel.

2. Reageerivate ainete kokkupuutepinna suurus. Tahkete ainete reageerimise kiirust saab oluliselt tõsta neid peenestades, vedlikke võib aga pihustada.

3. Reageerivate ainete kontsentratsioon. Reaktsioonid on seotud osakeste kokkupõrgetega. Mida rohkem on ruumalaühikus osakesi, seda sagedamini nad kokku põrkavad. Seega suurendab lähteainete kontsentratsiooni tõstmine reaktsioonikiirust.

Pärisuunalise reaktsiooni



kiirus v_1 sõltub lähteainete kontsentratsioonist järgmiselt:

$$v_1 = k_1 * C_A^p * C_B^q \quad (2.3)$$

kus

- k_1 - reaktsiooni kiiruskonstant
- p - reaktsiooni järk aine A suhtes
- q - reaktsiooni järk aine B suhtes
- $p + q$ - reaktsiooni summaarne järk

Mõlema lähteaine suhtes esimest järku reaktsiooni korral

$$v_1 = k_1 * C_A * C_B \quad (2.4)$$

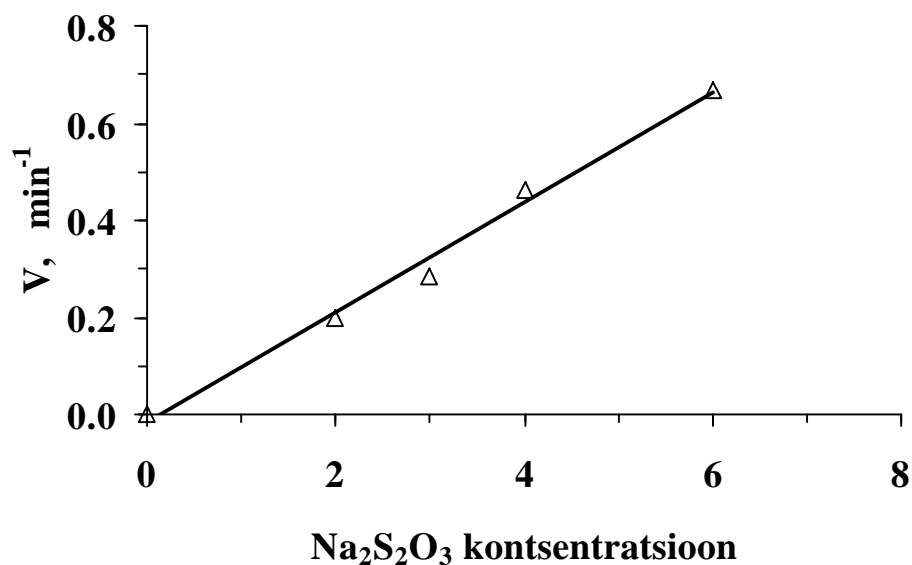
ja seega sõltub sellise reaktsiooni kiirus lineaarselt (joonis 2.1) ühe lähteaine kontsentratsioonist.

Kiiruskonstant k_1 ning reaktsiooni järgud olenevad reageerivate ainete eripärast ja reaktsiooni tingimustest ning määratakse eksperimentaalselt. Vaid üksikute reaktsioonide korral on järgud p ja q võrdsed tasakaalustatud reaktsioonivõrrandi koefitsientidega a ja b .

4. Temperatuur. Mida kõrgem on temperatuur, seda intensiivsem on molekulide soojusliikumine ja suurem nende kineetiline energia. See suurendab jälle efektiivsete kokkupõrgete tõenäosust ning koos sellega reaktsioonikiirust.

Temperatuuri mõju võimaldab ligikaudu hinnata *van't Hoffi* (Jacobus Hendricus van't Hoff, 1852...1911) reegel

Temperatuuri tõstmine 10 °C võrra suurendab reaktsioonikiirust 2...4 korda.



Joonis 2.1. Reaktsioonikiiruse sõltuvus kontsentratsioonist

$$v_{t_2} = v_{t_1} * g^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (2.5)$$

kus

v_{t_1} - reaktsioonikiirus temperatuuril t_1

v_{t_2} - reaktsioonikiirus temperatuuril t_2

g - reaktsiooni temperatuuritegur (vahemikus 2...4)

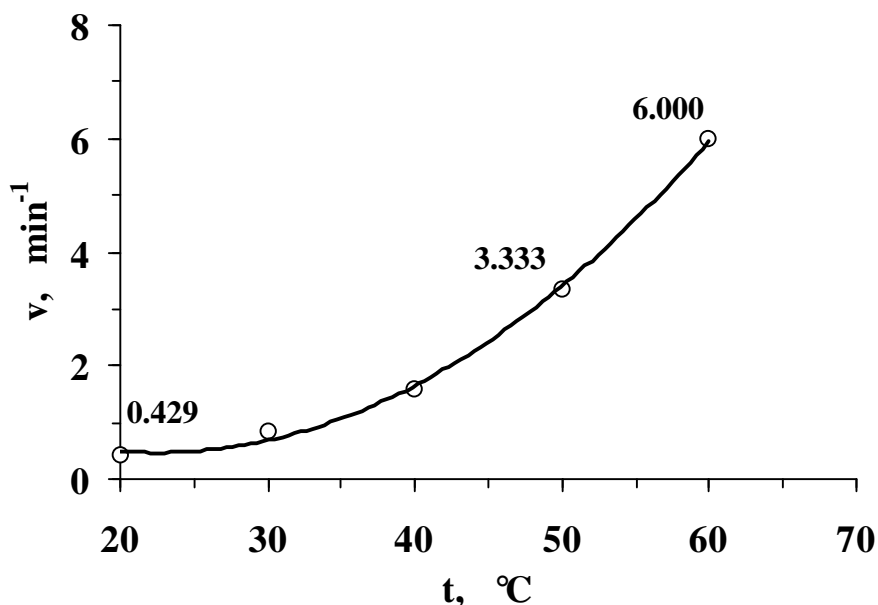
Sellist sõltuvust kirjeldav graafik on joonisel 2.2.

Van't Hoffi reegel kehtib siiski vaid toatemperatuurile lähedastel temperatuuridel ning täpsemate sõltuvuste saamiseks tuleb kasutada Arrheniuse võrrandit.

5. Katalüsaatorite toime. Katalüsaatorid on ained, mis muudavad reaktsioonikiirust. Osaledes mingis reaktsiooni järgus, taastuvad nad reaktsiooni lõpuks keemiliselt ja endises hulgas. Katalüsaatorite mõju on selektiivne: katalüsaator kiirendab ainult kindlat reaktsiooni ja sellise katalüsaatori leidmine eeldab sageli mahukaid eksperimente.

Kui tulla tagasi ammoniaagi sünteesi näite juurde, siis mõjutab lähteainete kontsentratsiooni suurendamine soodsalt nii saagist kui reaktsioonikiirust. Temperatuuri tõstmine suurendab reaktsioonikiirust, aga vähendab saagist. Siin tuleb optimaalne temperatuur leida katseliselt. Tavaliselt viiakse ammoniaagi süntees läbi temperatuuril 500 °C. Rõhu

tõstmise kiirust ei mõjuta, küll aga suurendab saagist, seepärast viiakse protsess läbi rõhul kuni 1000 atm. Kiirust aitab oluliselt tõsta ka raudkatalüsaator.



Joonis 2.2. Reaktsioonikiiruse sõltuvus temperatuurist

2.3. Laboratoorne töö nr 1 Reaktsioonikiirus homogeenises süsteemis

Reaktiivid:

1%-ne Na₂S₂O₃ lahus, 1%-ne H₂SO₄ lahus.

Töövahendid:

büretid, katseklaaside komplekt (8 tk), pesupudelid, suurem keeduklaas, termomeeter, elektripliit, väiksem keeduklaas lahusejääkide jaoks.

Töö käik

Reaktsioonikiiruse sõltuvust reageerivate ainete kontsentratsioonist ning temperatuurist on hea vaadelda väävelhappe ning naatriumtiosulfaadi vahelise reaktsiooni abil



Selles reaktsioonis tekivad hägune väävelisade on hõlpsasti jälgitav ning suhteliselt lahjate (~1%) lahuste korral on ajavahemik lahuste kokkuvalamise hetkest kuni hägu tekkimiseni mõni minut.

Töö õnnestumise eelduseks on puhtus. Katseklaasid tuleb enne töö algust pesta hoolikalt kraanivee ja harjaga ning loputada kolm korda

destilleeritud veega. Samuti toimitakse kahe katse vahel ning töö lõpul. Eksida ei tohi bürettide täitmisel - õige lahus õigesse büretti. Kui mõnes büretis on hakanud tekkima hägu, tuleb bürett puhtaks pesta, loputada mõned korrad lahusega, millega bürett täidetakse, ning alustada tööd otsast peale.

2.3.1. Reaktsioonikiiruse sõltuvus lähteainete kontsentratsioonist

Kaheksa katseklaasi jagada neljaks paariks. Ühes katseklaasis igast paarist on väävelhappelahus, teises naatriumtiosulfaadilahus, mille kontsentratsioon paariti erineb. Algul täita neli katseklaasi H_2SO_4 lahusega - igasse katseklaasi 6 cm^3 (6 ml). Erineva kontsentratsiooniga $Na_2S_2O_3$ lahused valmistada järgmiselt:

ühte katseklaasi mõõta 6 cm^3 $Na_2S_2O_3$ lahust,

teise 4 cm^3 $Na_2S_2O_3$ lahust ja 2 cm^3 destilleeritud vett,

kolmandasse 3 cm^3 $Na_2S_2O_3$ lahust ja 3 cm^3 vett,

neljandasse 2 cm^3 $Na_2S_2O_3$ lahust ning 4 cm^3 vett.

Katses mõõta aega $Na_2S_2O_3$ ja H_2SO_4 lahuste kokkuvalamise momendist kuni hetkeni, mil lahus on muutunud häguseks. Selleks võtta esimene paar, valada lahused ühte katseklaasi kokku, sulgeda katseklaas korgiga ning segada katseklaasi kiiresti paar korda ümber pöörates. Samal momendil fikseerida kella või stopperiga katse algus ning, kui tekib hägu, katse lõpp. Samamoodi toimida teise, kolmanda ja neljanda paariga. Et aega kokku hoida, võib ülejäänud paarid omavahel kokku valada enam-vähem korraga, kiiresti kõik läbi segada, käivitada kell ning oodata hägu tekkimist algul teises, siis kolmandas ja lõpuks neljandas paaris, milles on $Na_2S_2O_3$ kontsentratsioon kõige väiksem. Mõõdetud ajavahemikud fikseerida nii, nagu näidatud tabelis 2.1.

Tabel 2.1

Reaktsioonikiiruse sõltuvus kontsentratsioonist

Katse- klaaside paar nr	Na ₂ S ₂ O ₃ maht cm ³	H ₂ O maht cm ³	Na ₂ S ₂ O ₃ suhteline kontsent- ratsioon	Aeg τ min	Reaktsioo- nikiirus $v=1/\tau$ min ⁻¹
1	6	0	6		
2	4	2	4		
3	3	3	3		
4	2	4	2		

2.3.2. Reaktsioonikiiruse sõltuvus temperatuurist

Kui katseklaasid on hoolikalt pestud, võib alustada järgmist katset. Jällegi võtta neli paari katseklaase. Et neid hiljem mitte segi ajada, märgistada katseklaasid, mis sisaldavad Na₂S₂O₃ ühtmoodi, ja katseklaasid väävelhappelahusega teistmoodi. Üks katseklaas igast paarist täita 4 cm³ väävelhappelahusega, teine 4 cm³ Na₂S₂O₃ lahusega. Edasi täita poolenisti veega üks suurem keeduklaas ning asetada sinna kõik katseklaasid ning termomeeter. Siis tõsta keeduklaas koos katseklaasidega elektripliidile ning hakata jälgima temperatuuri tõusu. Katsed teha temperatuuridel 30 °C, 40 °C, 50 °C ja 60 °C. Kui temperatuur on jõudnud 32-33 °C-ni, tõsta keeduklaas koos katseklaasidega pliidilt maha, võtta kätte esimese paari katseklaasid, valada lahused kokku, segada kiiresti ning asetada siis katseklaas kohe sooja vette tagasi. Mõõta jällegi aeg lahuste kokkuvalamise momendist kuni hägu tekkimiseni. Seejuures katseklaas koos veega küll jahtub veidi, kuid mitte oluliselt alla 30°C. Seejärel võib keeduklaasi uuesti pliidile tagasi asetada ning tõsta temperatuuri 10 °C võrra. Temperatuuril 42-43 °C võtta keeduklaas taas pliidilt ning korrata katset järgmise lahuste paariga. Oluline on, et hägu teket jälgitaks sooja vee sees. Vastasel juhul jahtub katseklaas kiiresti maha ümbritseva õhu temperatuurini ning saadakse vale sõltuvus. Analoogiliselt tehakse kõik neli katset. Katsetulemused fikseerida nagu tabelis 2.2.

Töö lõppenud, pesta hoolikalt katseklaasid ning korrastada töökoht.

Tabel 2.2

Reaktsioonikiiruse sõltuvus temperatuurist

Katseklaaside paar nr	Katse temperatuur t °C	Aeg τ min	Reaktsioonikiirus $v=1/\tau$ min ⁻¹
1	30		
2	40		
3	50		
4	60		

Protokolli vormistamine

1. Protokoll peab sisaldama uuritava reaktsiooni võrrandi ning korrektset vormistatud tabelid.
2. Katsetulemuste alusel joonistada kaks graafikut, mis kirjeldavad
 - a) reaktsioonikiiruse v sõltuvust reageerivate ainete kontsentratsioonist $v = f(C)$
 - b) reaktsioonikiiruse v sõltuvust katse temperatuurist $v = f(t)$
3. Arvutada reaktsiooni keskmine temperatuuritegur g_k . Selleks leida temperatuuritegurid (γ_1, γ_2 ja γ_3) algul kolmele temperatuurivahemikule eraldi (vahemikud 30...40 °C; 40...50 °C ja 50...60 °C)

$$v_{t=40^\circ} = v_{t=30^\circ} * g_1^{\frac{40-30}{10}} \quad (2.6)$$

ning võtta seejärel nendest keskmine.

4. Kirjutada järeldused, mis näitavad
 - a) kuidas sõltub reaktsioonikiirus lähteainete kontsentratsioonist ning milline on selle reaktsiooni järk
 - b) mitu korda tõuseb antud reaktsiooni kiirus temperatuuri tõstmisel 10 °C võrra

3. Lahused

Lahuste peatükis on kasutatud järgmisi tähistusi:

m_{aine}	(m_{NaCl})	lahustunud aine mass
m_{lahus}	(m_{L})	lahuse mass
m_{lahusti}	$(m_{\text{H}_2\text{O}})$	lahusti (vee) mass
V_{lahus}	(V_{L})	lahuse maht
n_{aine}	(n_{NaCl})	lahustunud aine moolide arv
n_{lahusti}	$(n_{\text{H}_2\text{O}})$	lahusti moolide arv
M_{aine}	(M_{NaCl})	lahustunud aine molaarmass
d_{lahus}	(d)	lahuse tihedus
$C\%$		protsentkontsentratsioon
C_{M}		molaarne kontsentratsioon
C_{m}		molaalne kontsentratsioon
C_{X}		moolimurd
C_{n}		normaalne kontsentratsioon

Suur osa keemilisi ja peaaegu kõik bioloogilised protsessid toimuvad vee keskkonnas. Meetodid, kus analüüsideks ja reaktsioonide läbiviimiseks kasutatakse vesilahuseid, on klassikalised meetodid, mis sobivad hästi keemia alustega tutvumiseks.

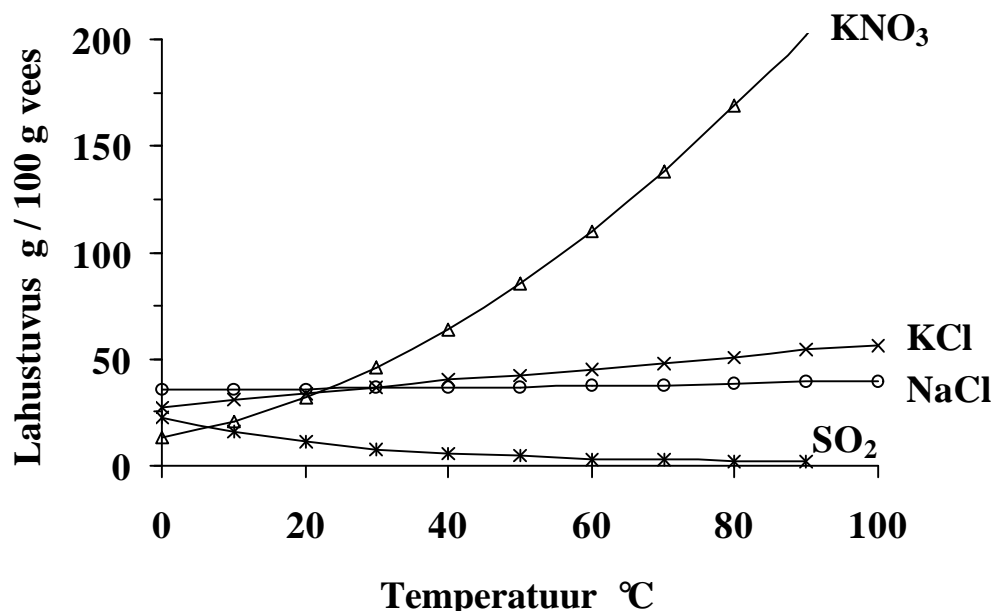
Lahus on kahest või enamast komponendist koosnev homogeenne süsteem.

Ainete agregaatolekute baasil saab eristada kuut erinevat lahuse tüüpi:

gaas-gaas (õhk)
gaas-vedelik (soodavesi)
gaas-tahke (H_2 pallaadiumis)
vedelik-vedelik - (etanool vees)
tahke-vedelik (NaCl vees)
tahke-tahke (valgevask Cu/Zn)

Molekule hoitakse vedelikes ja tahketes ainetes koos **molekulidevaheliste tõmbejõududega**, mis on mitmesugused elektrostaatilise iseloomuga suhteliselt nõrgad tõmbejõud. Kui üks aine lahustub teises, jaotuvad lahustunud aine osakesed (molekulid või ioonid) ühtlaselt kogu lahustis. Lahuse tekkimiseks peavad lahusti ja lahustatava aine osakesed kõigepealt üksteisest eralduma, seejärel aga omavahel segunema. Esimeses protsessis kulub, teises eraldub energiat. Kui jõud osakeste vahel lahusti ja lahustatava aine sees on suuremad kui jõud lahusti ja lahustunud aine osakeste vahel, siis lahustub ainet vähe ja protsess on endotermiline. Kui aga on tugevamad lahusti ja lahustunud aine osakeste vahelised jõud, siis lahustub aine hästi ja protsess on ekso-

termiline. Nii kaasnebki mõne aine, näiteks väävelhappe lahustumisega vees lahuse tugev soojenemine. See on ka põhjuseks, miks *hapete lahustamisel valatakse alati hapet vette, mitte vastupidi. Vastupidi toimides läheb vähene lisatud veekogus kiiresti keema ning anuma sisu kontsentreeritud happega võib paiskuda valajale näkku.* Teiste ainete lahustumisel aga lahus jahtub (NH_4NO_3 vees). Sellel nähtusel põhineb jahutussegude valmistamine.



Joonis 3.1. Mine aine lahustuvuse sõltuvus temperatuurist

Üldiselt tekivad lahustumisel muutuva koostisega keemilised ühendid, mida nimetatakse solvaatideks (vesilahuse korral hüdraatideks). Eristatakse **küllastamata lahust**, milles antud ainet veel lahustub; **küllastunud lahust**, milles antud tingimustel ainet rohkem enam ei lahustu (s.t lahusesse läinud aine on tasakaalus algfaasi jäänud ainega); ja **üle-küllastunud lahust** - ebapüsivat lahust, mis tekib eritingimustel ja mille vähesel mõjutamisel eraldub kergesti liigne hulk lahustunud ainet, andes uuesti küllastunud lahuse.

Üldjuhul suureneb tahkete ainete ja vedelike lahustuvus temperatuuri tõusuga. Kuid ained on üksteisest erinevad ja seetõttu tuleb lahustuvus määrata katseliselt. Näiteks NaCl lahustuvus temperatuurist peaaegu ei sõltu, aga KNO_3 lahustuvus kasvab 0...100 °C üle 10 korra (joonis 3.1). Gaaside lahustuvus temperatuuri tõusuga väheneb.

Lahustunud aine hulka kindlas lahuses või lahusti koguses nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks. Kasutatavamad kontsentratsiooni väljendusviisid on järgmised:

1. Protsentkontsentratsioon (C%)

Protsentkontsentratsioon näitab lahustunud aine massi sajast massiosas lahuses

$$C\% = \frac{\text{lahustunud aine mass [g]} \cdot 100\%}{\text{lahuse mass [g]}} = \frac{m_{\text{aine}} \cdot 100\%}{m_{\text{lahus}}}, \%$$

Kuna lahuse tihedus

$$d_{\text{lahus}} = \frac{m_{\text{lahus}} [\text{g}]}{V_{\text{lahus}} [\text{cm}^3]}, \quad \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

siis

$$C\% = \frac{m_{\text{aine}} \cdot 100\%}{V_{\text{lahus}} \cdot d_{\text{lahus}}}$$

Viimasest saab vajaduse korral avaldada ka lahustunud aine massi

$$m_{\text{aine}} = V_{\text{lahus}} \cdot d_{\text{lahus}} \cdot \frac{C\%}{100\%} = m_{\text{lahus}} \cdot \frac{C\%}{100\%}$$

2. Molaarne kontsentratsioon (C_M)

Molaarne kontsentratsioon näitab lahustunud aine moolide arvu ühes kuupdetsimeetris (ühes liitris) lahuses

$$C_M = \frac{n_{\text{aine}} [\text{mol}]}{V_{\text{lahus}} [\text{dm}^3]}, \quad \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$n_{\text{aine}} = \frac{m_{\text{aine}} [\text{g}]}{M_{\text{aine}} [\text{g/mol}]}, \quad \text{mol}$$

Avaldame ka nendest valemitest lahustunud aine massi

$$m_{\text{aine}} = V_{\text{lahus}} \cdot C_M \cdot M_{\text{aine}}$$

3. Molaalne kontsentratsioon (C_m)

Molaalne kontsentratsioon näitab lahustunud aine moolide arvu 1 kilogrammis lahustis

$$C_m = \frac{n_{\text{aine}} [\text{mol}]}{m_{\text{lahusti}} [\text{kg}]}, \quad \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Siin tuleb tähele panna, et murru nimetajas on **lahusti**, s.t vee mass kilogrammides.

4. Moolimurd (C_X)

Moolimurd näitab lahustunud aine moolide arvu suhet lahusti ja kõikide lahustunud ainete moolide arvu summasse. Kui lahus koosneb lahustist ja vaid ühest lahustunud ainest, siis

$$C_X = \frac{n_{\text{aine}}}{n_{\text{aine}} + n_{\text{lahusti}}}$$

Mitut lahustunud ainet sisaldava lahuse korral tuleb murru nimetajas liita nende kõikide moolide arvud.

5. Normaalne kontsentratsioon (C_n)

Normaalne kontsentratsioon näitab lahustunud aine vaalide (grammekvivalentide) arvu ühes liitris lahuses

$$C_n = \frac{n_{\text{ekv, aine}} [\text{g-ekv}]}{V_{\text{lahus}} [\text{dm}^3]}, \quad \frac{\text{g-ekv}}{\text{dm}^3}$$

Grammekvivalentide arv

$$n_{\text{ekv, aine}} = \frac{m_{\text{aine}} [\text{g}]}{E_{\text{aine}} [\text{g/g-ekv}]}, \quad \text{g-ekv}$$

kus E_{aine} tähistab lahustunud aine ekvivalentmassi. Ekvivalentmassi leidmine on seotud konkreetsete reaktsioonidega. Kuna normaalset kontsentratsiooni kasutatakse veel vaid mahtanalüüsi puudutavates arvutustes, siis antud osas seda lähemalt ei vaadelda.

6. ppm (*parts per million*)

ppm näitab lahustunud aine massiosade arvu miljonis massiosas lahuses. Kasutatakse väga väikeste sisalduste esitamiseks näiteks keskkonnakeemias. Kuna ppm-ides väljendatavate lahuste kontsentratsioonid on väga madalad (seega on nende lahuste tihedus $d=1.00 \text{ g/cm}^3$), siis võib kehtivaks lugeda ka seosed

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ kg}} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ l}} = \frac{1 \text{ }\mu\text{g}}{1 \text{ ml}}$$

3.1. Tüüpilisi ülesandeid lahuste kontsentratsioonidega

3.1.1. Kontsentratsioonide teisendamine, ülesanded lahuste lahendamise ja kokkuaurutamise kohta.

Selliste ülesannete lahendamisel võib lähtuda eeldusest, et lahustunud aine mass (või ka moolide arv) ei muutu

$$m_{\text{aine}} (n_{\text{aine}}) = \text{const}$$

1. Leida 15.5%-se H_2SO_4 lahuse ($d=1.102 \text{ g/cm}^3$) molaarne ja molaalne kontsentratsioon ning moolimurd.

Algandmed

$C\%$	$= 15.5\%$
d_{lahus}	$= 1.102 \text{ g/cm}^3$
C_M	$= ?$
C_m	$= ?$

Kontsentratsioonide teisendamisel tuleb lahuse maht ette anda. Tavaliselt võetakse selleks 1 dm^3 ehk 1000 cm^3

$$V_{\text{lahus}} = 1000 \text{ cm}^3$$

Kuna siin lahustunud aine mass ja moolide arv ei muutu, siis saab lähteandmete järgi leida lahustunud aine massi ja moolide arvu

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_L * d * \frac{C\%}{100\%} = 1000 \text{ cm}^3 * 1.102 \text{ g/cm}^3 * 0.155 = 170.8 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{170.8 \text{ g}}{98.1 \text{ g/mol}} = 1.74 \text{ mol}$$

Sama moolide arv on aluseks ka molaarse kontsentratsiooni leidmisel, seega

$$C_M = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_L} = \frac{1.74 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1.74 \text{ mol/dm}^3$$

Pandagu tähele, et lahuse mahuks viimases arvutuses peab ühikute klapitamiseks võtma 1 dm³, aga mitte 1000 cm³!! Molaarset kontsentratsiooni sisaldavad valemid on alati seotud mahuga kuupdetsimeetrites (liitrites).

Molaalse kontsentratsiooni leidmiseks on vaja teada lahusti massi. Selle saab aga lahuse massi ja lahustunud aine masside vahest

$$\begin{aligned} m_{\text{H}_2\text{O}} &= m_L - m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (V_L * d) - m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \\ &= (1000 \text{ cm}^3 * 1.102 \text{ g/cm}^3) - 170.8 \text{ g} = 931.2 \text{ g} \end{aligned}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{931.2 \text{ g}}{18.0 \text{ g/mol}} = 51.7 \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1.74 \text{ mol}}{0.9312 \text{ kg}} = 1.87 \text{ mol/kg}$$

Nüüd on ka moolimurru leidmiseks kõik andmed olemas

$$C_X = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1.74 \text{ mol}}{1.74 \text{ mol} + 51.7 \text{ mol}} = 0.0326$$

2. Kui palju tuleks lisada 250 milliliitrile 15.0%-le väävelhappelahusele ($d=1.102 \text{ g/cm}^3$) vett, et saada 10.0%-ne lahus ($d=1.070 \text{ g/cm}^3$)?

Algandmed

$$\begin{array}{l} V_{L1} = 250 \text{ cm}^3 \\ C_1\% = 15.0\% \\ d_1 = 1.102 \text{ g/cm}^3 \\ C_2\% = 10.0\% \\ d_2 = 1.070 \text{ g/cm}^3 \end{array}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{lisatav}} = ?$$

Leiame lahustunud aine massi alglahuses

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_{L1} * d_1 * \frac{C_1\%}{100\%} = 250 * 1.102 * 0.150 = 41.3 \text{ g}$$

Kuna lahustunud aine mass lahuse lahendamisel ei muutu, on sama palju lahustunud ainet ka 10%-ses lahuses. Seega saab nüüd leida uue, lahjema lahuse massi ja mahu

$$m_{L2} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} * 100\%}{C_2\%} = \frac{41.3 \text{ g}}{0.100} = 413 \text{ g}$$

$$V_{L2} = \frac{m_{L2}}{d_2} = \frac{413 \text{ g}}{1.070 \text{ g/cm}^3} = 386 \text{ cm}^3$$

Põhimõtteliselt vää r on leida lisatava vee maht lahuste mahtude vahest

$$V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{lisatav}} = 386 \text{ cm}^3 - 250 \text{ cm}^3 = 136 \text{ cm}^3$$

sest lahuste kokkuvalamisel ja lahendamisel esineb kontraktsioon, s.t saadava lahuse maht on üldjuhul väiksem kokkuvalatavate lahuste mahtude summast.

Õige on lisatava vee mass leida lahuste **masside** vahest

$$m_{L1} = V_{L1} * d_1 = 250 \text{ cm}^3 * 1.102 \text{ g/cm}^3 = 275.5 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{lisatav}} = m_{L2} - m_{L1} = 413 \text{ g} - 275.5 \text{ g} = 137.5 \text{ g}$$

Kuna vee tiheduseks võetakse tavalistes ülesannetes 1.00 g/cm^3 , siis võib vastuse anda kohe ka mahuühikutes

$$V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{lisatav}} = 137.5 \text{ cm}^3 \approx 138 \text{ cm}^3$$

3.1.2. Lahuste segamine

Lahuste segamisel lahuste massid (mitte mahud!) liituvad, samuti liituvad lahustunud ainete massid (ka moolide arvud).

Olgu kaks lahust mahuga V_{L1} ja V_{L2} . Nende kokkuvalamisel saab uue lahuse mahuga V_L . Tähistagu lähtelahuste tihedusi d_1 , d_2 ning saadava

lahuse tihedust d ja protsentkontsentratsioone vastavalt $C_1\%$, $C_2\%$ ja $C\%$.

	Lahus 1		Lahus 2		Saadav lahus
Lahuste mahud	V_{L1}	+	V_{L2}	\neq	V_L
Lahuste massid	m_{L1}	+	m_{L2}	=	m_L
Tähistame kontsentratsioonid	$C_1 = \frac{C_1\%}{100\%}$		$C_2 = \frac{C_2\%}{100\%}$		$C = \frac{C\%}{100\%}$

Siis on lahustunud aine masside summa

$$m_{L1} * C_1 + m_{L2} * C_2 = (m_{L1} + m_{L2}) * C$$

Saadud avaldist nimetataksegi segamisreegliks.

Segamisreegel mahtude ja tiheduste kaudu

$$V_{L1} * d_1 * C_1 + V_{L2} * d_2 * C_2 = (V_{L1} * d_1 + V_{L2} * d_2) * C$$

Segamisreeglit saab kasutada ka ülesannetes, mis puudutavad lahuse veega lahjendamist. Sel juhul on teiseks lahuseks vesi, mille kontsentratsioon $C_2 = 0$, ja segamisreegel lihtsustub

Segamisreegel vee korral

$$V_{L1} * d_1 * C_1 = (V_{L1} * d_1 + V_{H_2O}^{lisatav}) * C$$

Kui kokkusegatavaid lahuseid on rohkem kui kaks, siis tuleb toodud võrrandeid laiendada.

Lahendame ülesande 2 segamisreeglit kasutades.

Viimasest võrrandist saab avaldada lisatava vee mahu

$$(V_{L1} * d_1 + V_{H_2O}^{lisatav}) = \frac{V_{L1} * d_1 * C_1}{C}$$

$$V_{H_2O}^{lisatav} = \frac{V_{L1} * d_1 * C_1}{C} - V_{L1} * d_1$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{lisatav}} = \frac{250 \cdot 1.102 \cdot 0.150}{0.100} - 250 \cdot 1.102 = 138 \text{ cm}^3$$

3. Millise kontsentratsiooniga lahus saadakse, kui segatakse 250 cm³ 1.69 M väävelhappelahust (d=1.102 g/cm³) ja 0.50 dm³ 10.0%-st väävelhappelahust (d=1.070 g/cm³)?

Algandmed

$V_{L1} = 250 \text{ cm}^3$ $C_{1M} = 1.69 \text{ mol/dm}^3$ $d_1 = 1.102 \text{ g/cm}^3$ $V_{L2} = 0.50 \text{ dm}^3$ $C_{2\%} = 10.0\%$ $d_2 = 1.070 \text{ g/cm}^3$	
---	--

$C\% = ?$	
-----------	--

Kuna segamisreegel sisaldab ainult protsentkontsentratsioone, siis võib sellise ülesande korral esimese lahuse molaarsuse teisendada protsentkontsentratsiooniks. Toimides analoogiliselt ülesandega 1 (*NB! Mõttele läbi ühikud!*), saab

$$C_1 = \frac{V_L \cdot C_{1M} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_L \cdot d_1} = \frac{1 \cdot 1.69 \cdot 98.1}{1000 \cdot 1.102} = 0.150 \text{ (15.0\%)}$$

Paneme nüüd arvud segamisreeglisse

$$250 \cdot 1.102 \cdot 0.150 + 500 \cdot 1.070 \cdot 0.100 = (250 \cdot 1.102 + 500 \cdot 1.070) \cdot C$$

ja avaldame otsitava kontsentratsiooni C

$$C = \frac{250 \cdot 1.102 \cdot 0.150 + 500 \cdot 1.070 \cdot 0.100}{250 \cdot 1.102 + 500 \cdot 1.070} = 0.117$$

Kuna C tähistas protsenti kümnendmurruna, siis ei tohi unustada vastust uuesti protsendiks teisendada $C\% = 11.7\% \approx 12\%$.

Loomulikult on viimase ülesande lahendamiseks ka teisi võimalusi nagu lahuste ülesannete puhul ikka.

3.2. Laboratoorne töö nr 2 NaCl sisalduse määramine liiva ja soola segus

Töövahendid:

Keeduklaas, klaaspulk, lehter, kooniline kolb, mõõtesilinder (250 cm³), areomeeter, filterpaber.

Töö käik

1. Kaaluda kuiva keeduklaasi 10 grammi liiva ja soola segu.
2. Lahustada segus olev NaCl klaaspulgaga segades vähese koguse (~ 50 cm³) destilleeritud veega. Kuna NaCl lahustuvus temperatuurist peaaegu ei olene (joonis 3.1), siis pole lahustuvuse kiirendamiseks lahust soojendada vaja. Muude ainete puhul on soojendamine aga tavaline.
3. Eraldada NaCl lahus liivast filtreerimisega. Selleks valmistatakse valge lindiga filterpaberist kurdfilter, asetatakse see klaaslehtrisse ning niisutatakse vähese hulga destilleeritud veega. Lehter koos filterpaberiga asetatakse otsapidi koonilisse kolbi või kinnitatakse kolvi kohale statiivi abil. Lahus valatakse filtrile mööda klaaspulka. Valamisel hoitakse keeduklaasi tila vastu klaaspulka nii, et ükski lahuse piisk ei voolaks mööda keeduklaasi seina alla. Klaaspulk peab olema vertikaalses asendis ega tohi puutuda vastu filtri põhja, mis võib kergesti puruneda. Filtrist täidetakse 3/4 ning klaaspulk tõstetakse kohe keeduklaasi tagasi, püüdes igati vältida pisemagi piisa kaotamist. Mitte mingil juhul ei tohi klaaspulka panna lauale.
4. Pesta keeduklaasi ja sinna jäänud liiva pesupudelist kolm korda vähese veega (~25 ml), jälgides, et ka keeduklaasi seinad saaksid puhtaks. Pesuvesi filtrida läbi sama filtri koonilisse kolbi.
5. Ka filtrit pesta kaks korda vähese veega, lastes ta lõpuks kuivaks tilkuda.
6. Lahus valada koonilisest kolvist mõõtesilindrisse.
7. Lisada mõõtesilindrisse nii palju destilleeritud vett, et lahust oleks täpselt 250 cm³.
8. Lahust mõõtesilindris segada hoolikalt. Selleks valada lahus korraks koonilisse kolbi ja seejärel mõõtesilindrisse tagasi.
9. Mõõta areomeetriga lahuse tihedus ning leida tabelist 3.1 saadud NaCl lahuse täpne kontsentratsioon, kasutades vajadusel lineaarset interpoleerimist (s.t eeldada, et seos tiheduse ja kontsentratsiooni vahel kahe tabeliväärtuse vahemikus on lineaarne).

Tabel 3. 1

NaCl lahuse tiheduse sõltuvus kontsentratsioonist temperatuuril 20 °C

d	C%	d	C%	d	C%
1.0019	0.50	1.0378	5.50	1.0781	11.0
1.0054	1.00	1.0414	6.00	1.0856	12.0
1.0090	1.50	1.0450	6.50	1.0931	13.0
1.0126	2.00	1.0487	7.00	1.1007	14.0
1.0161	2.50	1.0523	7.50	1.1083	15.0
1.0197	3.00	1.0560	8.00	1.1160	16.0
1.0233	3.50	1.0567	8.50	1.1237	17.0
1.0269	4.00	1.0633	9.00	1.1315	18.0
1.0305	4.50	1.0670	9.50	1.1394	19.0
1.0341	5.00	1.0707	10.0	1.1473	20.0

- d** - mõõdetud tihedus
d₁ - sellest väiksem tihedus tabelis
d₂ - sellest suurem tihedus tabelis
C% - otsitav kontsentratsioon
C%₁ - kontsentratsioon, mis vastab tihedusele **d₁**
C%₂ - kontsentratsioon, mis vastab tihedusele **d₂**

$$C\% = C\%_1 + \frac{C\%_2 - C\%_1}{d_2 - d_1} * (d - d_1)$$

Mõõtmistulemused:

Liiva ja soola segu mass	g
Lahuse maht:	cm ³
Lahuse tihedus	g/cm ³
Lahuse protsentkontsentratsioon	%

10. Arvutada mõõtmistulemuste järgi lahuses oleva naatriumkloriidi mass ning selle põhjal NaCl sisaldus liiva ja soola segus protsentides

11. Arvutada naatriumkloriidilahuse kontsentratsioon kõikides Teile teada olevates kontsentratsiooni väljendusviisides (molaarsus, molaalsus, moolimurd).

3.3. Laboratoorne töö nr 3 Arvutused kontsentratsioonidega

Reaktiivid:

kontsentreeritud soolhappelahus, (kontsentratsioon või tihedus küsida õppejõult), 0.1 M naatriumhüdroksiidilahus, 0.1 M soolhappelahus ja indikaator - metüülpunane.

Töövahendid:

300 ml kolb, 25 ml mõõtesilinder, 250 ml mõõtesilinder, 10 ml pipett, kooniline kolb, bürett, areomeeter, termomeeter, tiheduste tabel.

Töö käik

1. Lahuse {1} valmistamine. Arvutada mitu milliliitrit tuleb võtta kontsentreeritud HCl lahust ja vett, et valmistada

variant A: 250 ml 2.0% -st soolhappelahust

variant B: 250 ml 2.5 %-st soolhappelahust

variant C: 250 ml 3.0 %-st soolhappelahust

2. Lahuse {1} kontroll. Mõõta suure mõõtesilindriga arvutatud kogus vett 300 ml kolbi, lisada tõmbekapi all väikese mõõtesilindriga mõõdetud tarvilik kogus kontsentreeritud HCl ja segada ringikujuliste liigutustega. Saadud lahusest valada 250 ml suurde mõõtesilindrisse, kontrollida temperatuuri ning mõõta areomeetriga tihedus 20 °C juures. Tabelist 3.2 leida sellele tihedusele vastav kontsentratsioon. Lahus valada kolbi tagasi. Tulemused vormistada järgmiselt:

Lahuse {1} valmistamine ja kontroll

Kontsentreeritud HCl lahuse kontsentratsioon	%
Kontsentreeritud HCl lahuse tihedus	g/cm ³
Kontsentreeritud hapet tuleb võtta	ml
Vett tuleb võtta	ml
Mõõdetud tihedus	g/cm ³
ja sellele vastav kontsentratsioon	%

3. Lahuse {2} valmistamine. Arvutada, mitu milliliitrit on lahusele {1} vaja lisada kontsentreeritud HCl lahust, et saada

variant A: 0.974 M lahus

variant B: 1.116 M lahus

variant C: 1.258 M lahus

Arvutada selle lahuse protsentkontsentratsioon.

4. Valmistada lahus {2}. Selleks lisada lahusele {1} leitud kogus kontsentreeritud hapet, segada ning mõõta lahuse tihedus nagu punktis 2. Lahus valada ära, nõud pesta. Tulemused vormistada järgmiselt:

Lahuse {2} valmistamine ja kontroll

Lahuse {2} protsentkontsentratsioon %

Kontsentreeritud hapet tuleb lisada ml

Mõõdetud tihedus g/cm³

ja sellele vastav kontsentratsioon %

5. Arvutada, mitu ml 0.1 M soolhapet kulub 10 ml 0.1 M NaOH neutraliseerimiseks.

6. Kontrollida! Selleks pipeteerida koonilisse kolbi 10 ml NaOH lahust ja lisada 3...4 tilka indikaatorit. Seada bürett töökorda: eemaldada õhumullid ja täita nullini. Lahust kolvis pidevalt ringikujuliste liigutustega segades lisada büretist **tilkhaaval** soolhappelahust kuni lahuse värvus muutub. Lugeda büretilt neutraliseerimiseks kulunud soolhappe maht. Tulemused vormistada järgmiselt:

NaOH molaarne kontsentratsioon mol/dm³

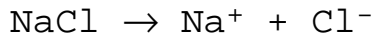
0.1 M HCl arvutatud kogus ml

0.1 M HCl tiitrimisel leitud kogus ml

7. Arvutada, milline tuleb lahuse kontsentratsioon, kui segada 100 ml lahust {1} ja 200 ml lahust {2}. Mitu grammi ja mitu liitrit tuleb vette juhtida gaasilist vesinikkloriidi, et saada selline lahus ?

4. Tasakaalud elektrolüütide lahustes

Elektrolüüdid on ained, mille lahustumisel vees tekivad elektrit juhtivad lahused. Elektrolüütide lahused sisaldavad vastasnimeliselt laetud osakesi - ioone (positiivselt laetud ioone nimetatakse **katioonideks** ja negatiivselt laetud ioone **anioonideks**)



Elektrolüütide lagunemist ioonideks lahustite toimel nimetatakse **elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks**. Dissotsiatsiooni ulatust iseloomustab **dissotsiatsiooniaste (α)**, s.o ioonideks jagunenud elektrolüüdi molekulide või valemühikute arvu suhe üldisesse lahustunud molekulide (valemühikute) arvu

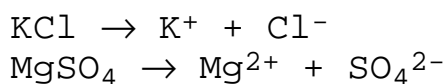
$$\alpha = \frac{\text{ioonideks jagunenud molekulide arv}}{\text{üldine molekulide arv}}$$

Dissotsiatsiooniaste ei kirjelda aine lahustuvust vaid seda, milline osa lahustunud ainest on jagunenud ioonideks. Nii on aineid, mis lahustuvad hästi, kuid mille molekulid pole praktiliselt üldse ioonideks jagunenud (suhkur); samas on mõne aine lahustuvus minimaalne (mangaan(II)hüdrosiid), kuid kogu lahustunud osa on täielikult ioonideks jagunenud. Sageli väljendatakse dissotsiatsiooniastet ka protsentides.

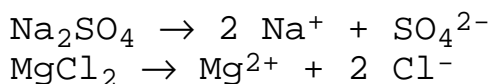
Elektrolüütide klassifikatsioon

Tekkivate osakeste arvu järgi klassifitseeritakse elektrolüüte järgmiselt:

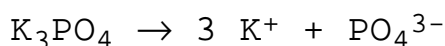
1) binaarsed. Ühest valemühikust tekib kaks iooni



2) ternaarsed. Ühest valemühikust tekib kolm iooni



3) kvaternaarsed. Ühest valemühikust tekib neli iooni



Dissotsiatsiooni ulatuse järgi klassifitseeritakse elektrolüüte järgmiselt:

1) tugevad elektrolüüdid, mis on lahuses peaaegu täielikult ioonideks jagunenud:

enamik anorgaanilisi soolaid
mitmed happed HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄
leelis- ja leelismuldmetallide hüdroksiidid NaOH, KOH, Ca(OH)₂

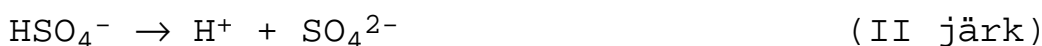
2) nõrgad elektrolüüdid, mis on lahuses vähesel määral ionideks jagunenud:

vesi H₂O
ammoniaak NH₃
üksikud soolad HgCl₂, HgBr₂
enamik orgaanilisi happeid HCOOH, CH₃COOH, (COOH)₂
mitmed happed HF, H₂S, HCN, H₂CO₃, H₂SiO₃, HClO,
H₃BO₃, H₃PO₄
amiinid CH₃NH₂ (metüülamiin), C₆H₅NH₂ (fenüülamiin, aniliin)
mitmealuselised happed II ja eriti III dissotsiatsioonijärgus

Mitmealuselised happed dissotsieeruvad mitmes järgus. Näiteks loovutab väävelhape I järgus ühe vesinikiooni



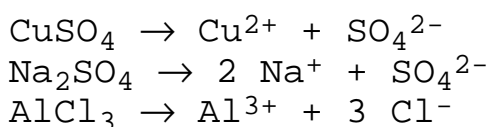
ja tekkinud vesiniksulfaation teises järgus teise vesinikiooni



Kui väävelhape on tugev elektrolüüt, siis vesiniksulfaation dissotsieerub edasi juba väga vähe. Viimane seaduspärasus on iseloomulik kõikidele mitmealuselistele hapetele. Näiteks 0.05 M fosforhape (H₃PO₄) kui kolmealuseline hape on esimeses järgus dissotsieerunud 32% ($\alpha = 0.32$), teises järgus vaid 0.2% ja kolmandat järku praktiliselt ei eksisteerigi. Seega on fosforhappe vesilahuses suhteliselt palju H₂PO₄⁻ ioone, vähesel määral HPO₄²⁻ ioone ning peaaegu üldse mitte PO₄³⁻ ioone.

4.1. Tugevad elektrolüüdid

Tugevate elektrolüütide lahustunud osa on praktiliselt täielikult jagunenud ionideks ($\alpha = 1$). Nende dissotsiatsiooni võib vaadelda pöördumatu protsessina



Seega koosnevad tugevate elektrolüütide lahused üksnes ionidest ning ionide kõrge kontsentratsioon tingib lahuste hea elektrijuhtivuse. Mõõtes selliste lahuste elektrijuhtivusi, märgati aga, et nad käituvad nii, nagu oleks ionide kontsentratsioon väiksem kui analüütiliselt määratud

(arvutuslik) kontsentratsioon. Miks see nii on, seda selgitab *Debye - Hückeli* teooria (Peter Joseph William Debye, 1884...1966). Kõikide ionide ümber tekib lahuses elektrostaatiliste tõmbejõudude toimele vastasnimeliselt laetud ionide pilv (ioonatmosfäär), mis takistabiooni liikumist. Alati on lahuses ka nende tõmbejõudude tekitatud ionipaare (näiteks Na⁺-Cl⁻; Ba²⁺-Cl⁻), mistõttu vabade ionide näiv, efektiivne kontsentratsioon jääb tegelikust (arvutuslikust) väiksemaks. On loomulik, et lahuste elektrilised omadused on otseses sõltuvuses just sellisest näivast, efektiivsest kontsentratsioonist.

ioonide näivat, efektiivset kontsentratsiooni, mis iseloomustab lahuse tegelikke omadusi, nimetatakse aktiivseks kontsentratsiooniks ehk aktiivsuseks (a mol/dm³).

$$a = \gamma * C_M \quad (4.1)$$

kus

γ -iooni aktiivsustegur ($\gamma \leq 1$)

C_M - vastavaiooni molaarne kontsentratsioon mol/dm³

Suurema täpsuse huvides tuleks tugevate elektrolüütide puhul kasutada tasakaalarvutustes ionide kontsentratsioonide asemel nende aktiivsusi. Iooni aktiivsustegur γ sõltub eelkõige konkreetseiooni laengust jaiooni raadiusest. Tuleb aga märkida, et aktiivsusteguri väärtust mõjutavad ka kõik teised lahuses olevad ionid, sest elektrostaatilised jõud eksisteerivad kõikide lahuses olevate laetud osakeste vahel. Kõik need mõjurid võetakse kokku lahuse **ioontugevuse** mõistesse. Kui aktiivsus ja aktiivsustegur on konkreetsetiooni iseloomustavad suurused, siis ioontugevus on kogu lahust iseloomustav suurus.

Lahuse ioontugevus μ leitakse järgmisest valemist:

$$\mu = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2)$$

kus

C_i -iooni molaalne kontsentratsioon
(lahja lahuse puhul võib asendada molaarse kontsentratsiooniga)

z_i - selleiooni laeng (Mg²⁺ → $z = 2$)

Väikeste μ väärtuste korral ($\mu < 0.005$) võib kasutada aktiivsusteguri leidmiseks seost

$$\log g_i = -0.5 z_i^2 \sqrt{m}$$

Suuremate μ väärtuste korral tuleb kasutada käsiraamatute tabeleid.

Väga lahjas lahuses $\gamma = 1$ ja sel juhul on aktiivsus võrdne vastava iooni molaarse kontsentratsiooniga. Aktiivsustegurite arvutamist käsitletakse detailsemalt füüsikalise keemia kursuses, selle kursuse ülesannetes võib tugevate elektrolüütide arvutamisel piirduda ionide molaarsete kontsentratsioonidega lahuses. Suhteliselt lahjade lahuste korral on sellest tingitud vead tühised.

Vesinikioonide kontsentratsiooni (täpsemalt küll aktiivsuse) mõõtmiseks lahustes kasutatakse pH-meetreid. Mõiste **pH** võttis kasutusele Rootsi keemik *Sørensen* (Soren P. L. Sørensen, 1868...1939) ja see **on negatiivne logaritm vesinikioonide aktiivsusest**

$$pH = -\log(a_{H^+}) \quad (4.2)$$

ehk vastavalt lihtsustusele ($a_{H^+} \approx C_{H^+}$)

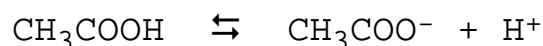
$$pH = -\log(C_{H^+}) \quad (4.3)$$

pH on negatiivne logaritm vesinikioonide molaarsest kontsentratsioonist.

Logaritmilisel kujul ei väljendata mitte ainult vesinikioonide väikesi kontsentratsioone. Nii tähistab näiteks pNa naatriumioonide ja pF fluoriidioonide kontsentratsiooni negatiivset logaritmi. Sellisel kujul välditakse tüütut arvu $10^{-??}$ kordamist ja esitamist. Saadud suurused on positiivsed arvud (vesinikioonide puhul enamasti ühest neljateistkümneni).

4.2. Nõrgad elektrolüüdid

Nõrkade elektrolüütide lahustes on ionid tasakaalus dissotsieerumata molekulidega. Seega tuleb nõrkade elektrolüütide dissotsiatsiooni käsitada pöörduva protsessina



Kuna lahuses on ioone vähe, siis on ka nende lahuste elektrijuhtivus väiksem. Samuti võib ionide väikese kontsentratsiooni tõttu võtta ionide aktiivsused võrdseks nende molaarsete kontsentratsioonidega ($\gamma = 1$).

Dissotsiatsiooni tasakaalu kirjeldavat tasakaalukonstanti nimetatakse **dissotsiatsioonikonstandiks** (ka ionisatsioonikonstandiks).

Vaatleme üht nõrka ühealuselist hapet üldvalemiga HA, mille dissotsiatsioonil tekib üks vesinikioon ning happejääkioon (anioon)



Kirjutame sellele happetele välja dissotsiatsioonikonstandi avaldise

$$K_{\text{hape}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} \quad (4.4)$$

kus

C_{H^+} - vesinikioonide kontsentratsioon mol/dm³

C_{A^-} - anioonide kontsentratsioon mol/dm³

C_{HA} - dissotsieerumata happe kontsentratsioon mol/dm³

Kui selle happe dissotsiatsiooniaste on α ja algkontsentratsioon C_h (mol/dm³), siis

	HA	\rightleftharpoons	H⁺	+	A⁻
algkontsent-					
ratsioon	C_h		0		0
(mol/dm ³)					
dissotsiee-					
rub	$\alpha \cdot C_h$				
tekib			$\alpha \cdot C_h$		$\alpha \cdot C_h$
tasakaalus					
on	$(1 - \alpha) \cdot C_h$		$\alpha \cdot C_h$		$\alpha \cdot C_h$
(mol/dm ³)					
	dissotsieeru-		H ⁺ -ioone		anioone
	mata hapet				

Niimoodi arutledes saime vesinikioonide, anioonide ning dissotsieerumata happe kontsentratsioonid tasakaaluolekus. Paneme nüüd saadud kontsentratsioonid dissotsiatsioonikonstandi avaldisse

$$K_h = \frac{\alpha * C_h * \alpha * C_h}{(1 - \alpha) * C_h}$$

$$K_h = \frac{a^2 * C_h}{1 - a} \quad (4.5)$$

Viimast avaldist nimetatakse elektrolüütide teooriat uurinud Saksa keemiku *Wilhelm Ostwaldi* (1853...1932) järgi **Ostwaldi lahjenduseaduseks**.

1. **Kui $a < 0.05$** (väga nõrk elektrolüüt, mõõdukas kontsentratsioon), siis võib teha lihtsustuse

$$1 - \alpha \approx 1$$

s.t võtta dissotsieerumata happe kontsentratsiooni võrdseks happe algkontsentratsiooniga. Sel juhul valem (4.5) lihtsustub

$$K_h = \alpha^2 * C_h \quad (4.6)$$

millest

$$a = \sqrt{\frac{K_h}{C_h}} \quad (4.7)$$

Vesinikioonide kontsentratsioon tasakaaluolekus on aga vastavalt eespool toodud skeemile

$$C_{H^+} = a * C_h \quad (4.8)$$

Avaldades siit α , saab tuletada lihtsustatud valemi ka vesinikioonide kontsentratsiooni leidmiseks otse happe algkontsentratsiooni järgi

$$\alpha = \frac{C_{H^+}}{C_h}$$

$$K_h = \alpha^2 * C_h = \frac{C_{H^+}^2}{C_h^2} * C_h = \frac{C_{H^+}^2}{C_h}$$

millest

$$C_{H^+} = \sqrt{K_h * C_h} \quad (4.9)$$

2. **Kui $\alpha > 0.05$** (väga lahjad lahused), siis lihtsustada ei tohi ja

$$K_h * (1 - \alpha) = \alpha^2 * C_h$$

ehk

$$\alpha^2 * C_h + \alpha * K_h - K_h = 0$$

ning α leidmiseks tuleb see ruutvõrrand lahendada. Kui α on leitud, saab vesinikioonide kontsentratsiooni valemist (4.8).

Võib tuletada ka võrrandi vesinikioonide kontsentratsiooni leidmiseks otse. Asendame kõigepealt ruutvõrrandis α

$$\alpha = \frac{C_{H^+}}{C_h}$$

ning korrutame võrrandi mõlemad pooled läbi C_h -ga. Saame ruutvõrrandi C_{H^+} suhtes

$$C_{H^+}^2 + K_h * C_{H^+} - K_h * C_h = 0$$

millest vesinikioonide kontsentratsioon vastavalt ruutvõrrandi ühe lahendi (teine lahend tuleb miinusmärgiga) valemile on

$$C_{H^+} = -\frac{1}{2}K_h + \frac{1}{2}\sqrt{K_h^2 + 4K_h C_h} \quad (4.10)$$

Analoogiliselt tuletatakse ka võrrandid hüdroksiidioonide kontsentratsiooni leidmiseks aluste puhul



Dissotsiatsioonikonstant K_{alus} on vastavalt

$$K_a = \frac{C_{\text{M}^+} * C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{MOH}}}$$

ja nagu hapetegi korral, kui $\alpha < 0.05$, siis

$$C_{OH^-} = \sqrt{K_a * C_a} \quad (4.11)$$

kus

C_a - vastava aluse algkontsentratsioon mol/dm³

K_a - aluse dissotsiatsioonikonstant

ning kui lihtsus tegemata jätta ($\alpha > 0.05$), siis

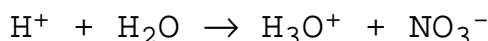
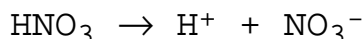
$$C_{OH^-} = -\frac{1}{2}K_a + \frac{1}{2}\sqrt{K_a^2 + 4K_a C_a} \quad (4.12)$$

Hapete ja aluste dissotsiatsioonikonstandid on toodud käsiraamatutes ning nende suuruse põhjal saab otsustada elektrolüüdi tugevuse üle. Mida väiksem on K, seda nõrgem on elektrolüüt.

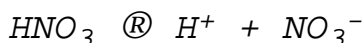
4.3. Happed ja alused

Vastavalt hapete ja aluste protolüütilisele teooriale (alusepanijaks Johannes Nicolaus *Brønsted*, 1879...1947) on happed ühendid, mis loovutavad prootoneid (ehk vesinikioone), alused aga ühendid, mis seovad prootoneid.

Lämmastikhape on hape, kuna ta loovutab vesilahuses vesinikiooni (prootoni) vee molekulile



Tuleb silmas pidada, et vesilahuses ei eksisteeri vabu vesinikioone H^+ , vaid eksisteerivad põhiliselt oksooniumioonid H_3O^+ . Enamikus eespool toodud ja hilisemateski arutlustes kasutatakse aga lihtsus-tamise mõttes vesinikiooni mõistet ja tähistust. Peab lihtsalt teadma, et selle all mõeldakse tegelikultiooni H_3O^+ . Seega kirjutades happe dissotsiatsioonivõrrandi kujul



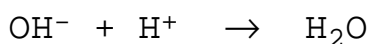
oleme teinud lihtsustuse, kuna tegelikult tuleks kirjutada



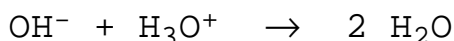
NaOH kui tugev elektrolüüt on vees täielikult dissotsieerunud



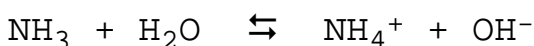
Hüdroksiidioon OH^- seob vesilahuses vesinikiooni



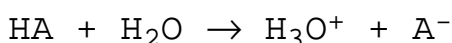
ehk täpsemalt



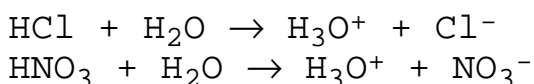
Seega on hüdroksiidioon selle teooria kohaselt Brønstedi alus. Ka NH_3 on alus, sest ta seob vesilahuses vesinikiooni



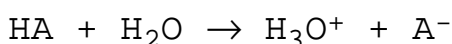
Protolüütilise teooria kohaselt pole oluline, kas hape või alus on neutraalsed ühendid või ioonid. Happeks võib olla nii HCl kui HSO_4^- . Vee reaktsiooni happega võib kujutada järgmise üldise reaktsiooni-võrrandiga:



ehk näiteks



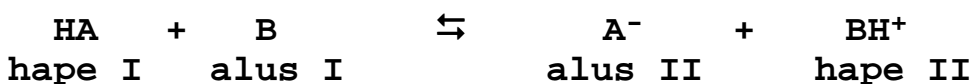
Igas sellises reaktsioonis loovutab hape H^+ -iooni ehk prootoni. Vesi omakorda aga seob selle prootoni. Seega on see reaktsioon prootoni ülekandereaktsioon - üks aine loovutab, teine aine liidab prootoni. Sellist prootoni ülekandereaktsiooni nimetatakse ka happe ja aluse vaheliseks reaktsiooniks. Kui hapet lahustada vees, toimub samuti happe ja aluse vaheline reaktsioon



Vesi käitub siin alusena, sest liidab prootoni.

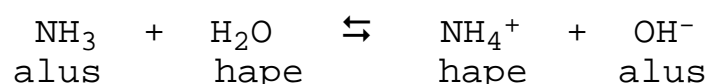
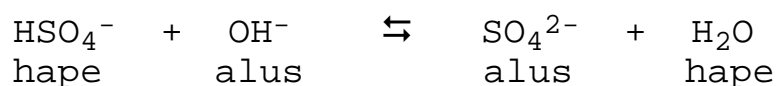
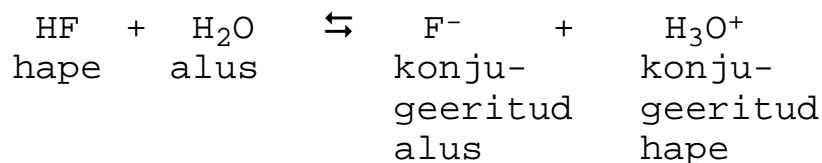
Siit tuleneb, et

- 1) protolüütilise teooria põhjal eeldab happeliste omaduste avaldamine lahuses aluse olemasolu ja vastupidi;**
- 2) hape ja alus moodustavad seostatud paari, nn konjugeeritud paari;**
- 3) happe ja aluse reageerimist vaadeldakse kui uue happe ja uue aluse tekkimist**



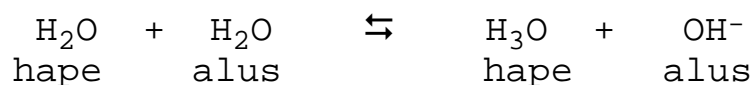
kus alus II on happe I konjugeeritud alus ja hape II on aluse I konjugeeritud hape.

Näiteks olgu reaktsioonid

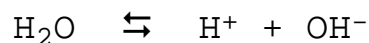


Nendest reaktsioonidest on hästi näha, et vesi käitub kord happe, kord alusena. Sõltuvalt tingimustest käituvad nii paljud ühendid. Sellist omadust nimetatakse amfoteersuseks ja vastavat ühendit amfolüüdiks. Siit tuleneb ka happe ja aluse mõiste suhtelisus, sest olenevalt tingimustest võib ühendit vaadelda kord alusena, kord happena.

Vee kui amfolüüdi puhul võib kirja panna ka nn **autoionisatsiooni** võrrandi



ehk lihtsustatult, nagu sageli kirjutatakse



Peab silmas pidama, et vesi on siiski väga nõrk elektrolüüt ja ioniseerub äärmiselt vähe (1 molekul 500 miljoni kohta).

Vesi on nõrgalt aluseliste omadustega ja ta soodutab teiste ühendite happeliste omaduste avaldumist.

4.3.1. Vee ionkorrutis, pH kui happelis-aluseliste omaduste mõõt

Happe ja aluse vaheliste reaktsioonide uurimisel on üheks olulisemaks mõõduks vesinikioonide kontsentratsioon lahuses. Nagu eespool näidatud, vesi siiski mõningal määral ioniseerub. Selle tasakaalu jaoks saab välja tuua tasakaalukonstandi avaldise

$$K_c = \frac{C_{\text{H}^+} * C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}} \quad (4.13)$$

Kuna vaid vähesed vee molekulid on lagunened iionideks, siis dissotsieerumata vee molekulide kontsentratsioon C_{H_2O} jääb praktiliselt muutumatuks ja korrutise $K_c * C_{H_2O}$ võib lugeda konstantseks

$$K_c * C_{H_2O} = const = K_v$$

See korrutis on tähistatud K_v ning seda nimetatakse **vee ionkorrutiseks**

$$K_v = C_{H^+} * C_{OH^-} \quad (4.14)$$

Vee ionkorrutise väärtuseks standardtemperatuuri 25 °C juures on

$$K_v = 1.00 \cdot 10^{-14}$$

ning ongi saadud valem, mis seob vesinikioonide kontsentratsiooni lahuses hüdroksiidioonide kontsentratsiooniga

$$C_{H^+} * C_{OH^-} = 1.00 * 10^{-14} \quad (4.15)$$

Puhtas vees on vesinikioonide kontsentratsioon võrdne hüdroksiidioonide kontsentratsiooniga ja võrdub

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{1.00 * 10^{-14}} = 1.00 * 10^{-7} \frac{mol}{l}$$

Lahust, milles vesinikioonide kontsentratsioon on võrdne hüdroksiidioonide kontsentratsiooniga, nimetatakse *neutraalseks lahuseks*.

Happelises lahuses on ülekaalus vesinikioonid

$$C_{H^+} > C_{OH^-}$$

ja aluselises lahuses hüdroksiidioonid

$$C_{H^+} < C_{OH^-}$$

Lahuste happelisi ja aluselisi omadusi kirjeldatakse arvuliselt **vesinik-eksponendi** ehk **pH** abil

$$pH = -\log(C_{H^+}) \quad (4.16)$$

Neutraalses keskkonnas

$$C_{H^+} = 1.00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$
$$\text{ehk } pH = -\log(1.00 \cdot 10^{-7}) = 7.00$$

Happelises keskkonnas

$$C_{H^+} > 1.00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$
$$\text{ehk } pH < 7.00$$

Aluselises keskkonnas

$$C_{H^+} < 1.00 \cdot 10^{-7}$$
$$\text{ehk } pH > 7.00$$

Vee ionkorrutus kehtib kõikide vesilahuste kohta. Seega on pH universaalne suurus vesilahuste happelis-aluseliste omaduste kirjeldamiseks. Tuleb tähele panna ka seda, et kunagi ei saa muuta sõltumatult nii OH⁻- kui H⁺-ioonide kontsentratsioonid. Esimese suurenemisel teine väheneb vastavalt ja neutraalses lahuses on nende kontsentratsioonid alati võrdsed. Kuna aga tasakaalukonstant sõltub temperatuurist, siis 25 °C kõrgemal temperatuuril on mõlema kontsentratsioon K_v suurenemise tõttu mõnevõrra suurem.

Analoogiliselt vesinikeksponendiga kasutatakse ka ***hüdroksideksponendi*** mõistet

$$pOH = -\log(C_{OH^-}) \quad (4.17)$$

Hüdroksideksponent on negatiivne logaritm hüdroksideioonide molaarsest kontsentratsioonist (täpsemalt aktiivsusest).

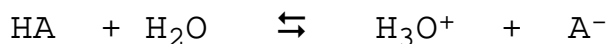
Üldjuhul kehtib lahjade lahuste korral seos

$$pH + pOH = 14.00 \quad (4.18)$$

Saadud võrrand on valemi 4.15 teiseks sageli kasutatavaks kujuks ning võimaldab leida seost vesinikioonide ja hüdroksideioonide kontsentratsioonide vahel lahuses ning arvutada aluseliste lahuste pH-d.

4.3.2. Hapete ja aluste dissotsiatsiooni- ehk ionisatsiooni- konstandid, hapete ja aluste tugevus

Hapete ja aluste dissotsiatsiooni tasakaalu kirjeldavad tasakaalukonstanti nimetatakse dissotsiatsioonikonstandiks. Vaatleme üldjuhul happe dissotsiatsiooni tasakaalu



tasakaalukonstandiga

$$K = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} * C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}} * C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Kuna vett on suures ülehulgas, siis võib vee kontsentratsiooni ja tasakaalukonstandi korrutise lugeda konstantseks suuruseks

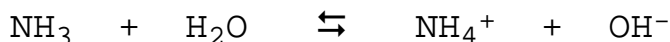
$$K * C_{\text{H}_2\text{O}} = \text{const} = K_{\text{happe}}$$

$$K_{\text{happe}} = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} * C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}}$$

ehk nagu sageli lihtsustatult kirjutatakse

$$K_{\text{h}} = \frac{C_{\text{H}^+} * C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}}$$

kus C_{H^+} ja C_{A^-} on vastavalt vesinikioonide ja anioonide molaarne kontsentratsioon ning C_{HA} dissotsieerumata happe kontsentratsioon. Suurust K_{h} nimetataksegi **happe dissotsiatsioonikonstandiks**. Analoogiliselt tuletatakse dissotsiatsioonikonstant ka alustele. Näiteks ammoniaagi NH_3 puhul on vesilahuses tegemist järgmise tasakaaluga:



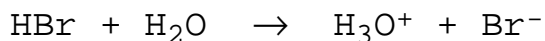
ja ammoniaagi kui aluse dissotsiatsioonikonstant

$$K_{\text{a}} = \frac{C_{\text{NH}_4^+} * C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{NH}_3}}$$

Dissotsiatsioonikonstantide väärtused on toodud analüütilise keemia käsiraamatutes. Mida suuremad on K_{h} ja K_{a} väärtused, seda tugevama happe või alusega on tegemist. Tugevate hapete-aluste K_{h} ja K_{a} väärtused on suured ning neid tabelites tavaliselt ei tooda ($K \gg 1$).

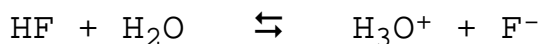
Keskmise tugevusega hapetel $0.1 > K_h > 0.001$ ja nõrkadel $K_h < 0.001$ (10^{-3}). Suurema täpsuse huvides tuleb ka keskmise tugevusega hapete korral kasutada nõrkadele elektrolüütidele tuletatud arvutusvalemeid.

Tugevad happed on vees täielikult ioniseerunud ning kõik nad reageerivad dissotsieerudes täielikult veega, andes oksooniumiooni



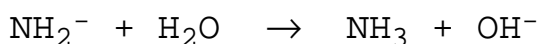
Seetõttu on tugevaimaks happeks, mis saab vesilahuses eksisteerida, oksooniumioon H_3O^+ ise. Sellest seisukohast võib tugevateks hapeteks lugeda HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 ja HClO_4 .

Happed, mis on nõrgemad kui H_3O^+ , reageerivad veega palju vähemal määral ja protsessi tuleb vaadelda tasakaalulise protsessina, mille tasakaal on nihutatud vasakule

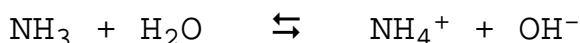


Tähtsamate nõrkade hapete ionisatsioonikonstantide tabel on raamatu lõpus (lisa 1).

Tugevaimaks aluseks, mis saab vesilahuses eksisteerida, on hüdroksiidioon OH^- . Temast tugevamad alused reageerivad dissotsieerudes täielikult veega



Sellest seisukohast lähtudes on tugevateks alusteks amiidioon NH_2^- , hüdriidioon H^- ja hüdroksiidioon ise OH^- . Ülejäänud alused on nõrgad alused ja nende dissotsiatsiooni tuleb käsitada tasakaalulise protsessina



Tähtsamate nõrkade aluste ionisatsioonikonstandid on tabelis (lisa 2).

Sageli väljendatakse ka ionisatsioonikonstante logaritmilisel kujul

$$pK_h = -\log(K_h)$$

$$pK_a = -\log(K_a)$$

ehk kui tabelites on toodud pK_h ja pK_a väärtused, siis

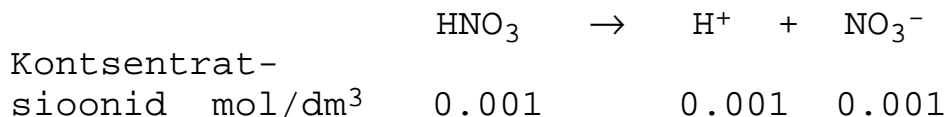
$$K_h = 10^{-pK_h}$$

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

4.4. Ülesandeid pH arvutamiseks

1. Leida 0.001 M HNO₃ lahuse pH (g = 0.95).

HNO₃ on tugev elektrolüüt, mis on täielikult dissotsieerunud



Igast happe molekulist tekib üks vesinikioon ja üks nitraatioon, seega on ka vesinikioonide kontsentratsioon lahuses 0.001 mol/dm³. Kuna antud on ka aktiivsustegur γ , tuleb pH leidmisel kasutada täpsemat võrrandit

$$\text{pH} = -\log(a_{\text{H}^+})$$

Leiame vesinikioonide aktiivsuse võrrandiga 4.1

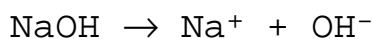
$$\begin{aligned} a_{\text{H}^+} &= \gamma * C_{\text{H}^+} \\ a_{\text{H}^+} &= 0.95 * 0.001 = 0.00095 \end{aligned}$$

Seega on lahuse pH

$$\text{pH} = -\log(0.00095) = 3.02$$

2. Leida 0.05 M NaOH lahuse pH.

NaOH kui tugev elektrolüüt on vesilahuses täielikult dissotsieerunud



Nagu eelmiseski ülesandes on nii naatriumioonide kui hüdroksiidioonide kontsentratsioonid võrdsed aluse üldkontsentratsiooniga, sest igast valemühikust NaOH-st tekib üks Na⁺-ioon ja üks hüdroksiidioon

$$C_{\text{OH}^-} = C_{\text{Na}^+} = 0.05 \text{ mol/dm}^3$$

Kuna aktiivsustegurit pole antud, kasutame lihtsustatud seost

$$\text{pH} = -\log(C_{\text{H}^+})$$

Aluseid arvutades ei tohi unustada, et eespool toodud kontsentratsioon 0.05 mol/dm³ on hüdroksiidioonide kontsentratsioon, pH leidmiseks on aga vaja vesinikioonide kontsentratsiooni. Selle saab valemist 4.15

$$C_{\text{H}^+} = \frac{K_v}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14}}{C_{\text{OH}^-}}$$

Pannes arvud toodud valemitesse, saab

$$C_{\text{H}^+} = \frac{10^{-14}}{0.05} = 2 \cdot 10^{-13}$$

$$\text{pH} = -\log(2 \cdot 10^{-13}) = 12.7$$

Teiseks võimaluseks on leida kõigepealt hüdrosiideksponent

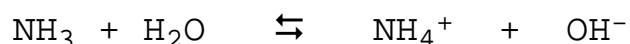
$$\text{pOH} = -\log(C_{\text{OH}^-}) = -\log(0.05) = 1.3$$

Seejärel aga pH valemist 4.18

$$\text{pH} = 14.0 - \text{pOH} = 14.0 - 1.3 = 12.7$$

3. Arvutada ammoniaagi 0.05 molaarse vesilahuse pH ($K_a = 1.79 \cdot 10^{-5}$).

Ammoniaagi NH_3 kui nõrga elektrolüüdi arvutustes tuleb lähtuda Ostwaldi lahjenduseseadusest. Ammoniaak dissotsieerub järgmiselt:



Kuna α väärtus pole teada, siis eeldatakse esimeses lähenduses, et ta on väiksem kui 0.05, mis lubab kasutada lihtsustatud võrrandeid. Lihtsustatud võrrandi kohaselt

$$a = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

Kontrollime, kas eeldus oli õige

$$\alpha = (1.79 \cdot 10^{-5} / 0.05)^{1/2} = 0.0189$$

Kuna leitud α on väiksem kui 0.05, siis oli lihtsustatud seose kasutamine õigustatud ja ka hüdrosiidioonide kontsentratsiooni võib leida lihtsustatud valemist 4.11

$$\begin{aligned} C_{\text{OH}^-} &= (K_a \cdot C_a)^{1/2} = (1.79 \cdot 10^{-5} \cdot 0.05)^{1/2} = \\ &= 9.46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Kuna aga α on juba leitud, siis

$$C_{\text{OH}^-} = \alpha * C_a = 0.0189 * 0.05 = 9.46 \cdot 10^{-4}$$

Jääb leida vesinikioonide kontsentratsioon

$$C_{\text{H}^+} = \frac{10^{-14}}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14}}{9.46 \cdot 10^{-4}} = 1.05 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

ja lahuse pH

$$\text{pH} = -\log(C_{\text{H}^+}) = -\log(1.05 \cdot 10^{-11}) = 10.98 \approx 11.0$$

Kui α oleks osutunud suuremaks kui 0.05, oleks tulnud C_{OH^-} leidmiseks kasutada seost 4.12

$$C_{\text{OH}^-} = -\frac{1}{2} * K_a + \frac{1}{2} \sqrt{K_a^2 + 4 K_a C_a}$$

$$C_{\text{OH}^-} = -(0.5 * 1.79 \cdot 10^{-5}) + 0.5 * [(1.79 \cdot 10^{-5})^2 + 4 * 1.79 \cdot 10^{-5} * 0.05]^{1/2} = 9.37 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log(9.37 \cdot 10^{-4}) = 3.03$$

$$\text{pH} = 14.00 - 3.03 = 10.97 \approx 11.0$$

Muidugi pole lihtsustuste tegemine kohustuslik ja valemi 4.12 kasutamisel saab igal juhul täpsema vastuse. Lihtsustused aitavad vaid käsitsi arvutamisel aega kokku hoida.

Kokkuvõte

Olgu veel kord lühidalt kokku võetud kõige olulisem elektrolüüdilahuste pH arvutamisel.

Tugev elektrolüüt	Nõrk elektrolüüt
$\alpha = 1$ (100%)	$\alpha < 1$ ja sõltub kontsentratsioonist
$C_{H^+} = C_{hape}$ $C_{OH^-} = C_{alus}$	$C_{H^+} = \alpha * C_{hape}$ $C_{OH^-} = \alpha * C_{alus}$
$pH = -\log(a_{H^+})$	$pH = -\log(C_{H^+})$
$a_{H^+} = \gamma_{H^+} * C_{H^+}$	
$\gamma \leq 1$	$\gamma = 1$
Vaid üsna lahjades lahustes $\gamma \approx 1$ ja $pH \approx -\log(C_{H^+})$	

4.5. Lahuse pH mõõtmine

Lahuse pH mõõtmiseks vajatakse kahte elektroodi. Üht, mille potentsiaal sõltub vesinikioonide kontsentratsioonist lahuses (enamasti kasutatakse selleks klaaselektroodi), ja teist võrdluselektroodi, mille potentsiaal H^+ -ioonide kontsentratsioonist ei sõltu (näiteks kalomelelektrood; kalomel - Hg_2Cl_2). Mõõtes nende kahe elektroodi potentsiaalide vahet, saab suuruse, mis on otseses sõltuvuses H^+ -ioonide kontsentratsioonist. pH-meetri skaala gradueeritakse tavaliselt kohe pH ühikutes.

pH mõõtmisel tekib keemiline tasakaal lahusest elektroodi klaas-membraani tungivate vesinikioonide ja sealt lahusesse väljuvate leelis-metallide (Na^+ , Li^+) ionide vahel. Sõltuvalt vesinikioonide kontsentratsiooni muutumisest lahuses toimub selle tasakaalu nihkumine ning koos sellega ka potentsiaalide vahe muutus. Kuna tasakaal tekib väga õhukeses piirikihis elektroodi pinna lähedal, on pH mõõtmisel oluline selle kihi pidev uuenedmine, et tagada seal samasugune vesinikioonide kontsentratsioon nagu kogu lahuses. Selleks tuleb mõõtmise ajal lahust segada ning elektroodid kahe mõõtmise vahel pesta ja kuivatada.

4.5.1. Töötamine pH-meetriga

- * Töökorda seatud elektroode hoitakse alati destilleeritud vees.
 - * Enne mõõtmist ja vahekontrolliks ka mõned korrad pikema katseseeria käigus tuleb pH-meetrit kalibreerida kahe tuntud pH-ga standardlahuse järgi (seda sooritab tavaliselt õppejõud).
1. Tõsta elektrodid destilleeritud veest välja ning kuivatada ettevaatlikult filterpaberiga.
 2. Sukeldada elektrodid uuritavasse lahusesse lahust ettevaatlikult segades või loksutades. Võib kasutada ka magnetsegurit.
 3. Peale pH-meetri näidu stabiliseerumist võtta lugem.
 4. Tõsta elektrodid lahusest välja, loputada pesupudelist hoolikalt destilleeritud veega ning kuivatada filterpaberiga.
 5. Sukeldada elektrodid järgmisesse uuritavasse lahusesse.
 6. Mõõtmiste lõpetamisel sukeldada elektrodid destilleeritud vette.

4.6. Laboratoorne töö nr 4 Elektrolüüdilahuste pH

Reaktiivid:

0.005 M soolhappelahus, 0.01 M ammoniaagilahus, tundmatu kontsentratsiooniga äädikhappelahus.

Töövahendid:

10 ml pipett, 100 ml mõõtekolb, väikesed keeduklaasid, pH-meeter, standardlahused.

Töö käik

a) tugevad elektrolüüdid

1. Arvutada 0.005 M soolhappelahuse pH.
2. Mõõta selle lahuse pH ja hinnata arvutuste õigsust.
3. Arvutada, kui palju muutub pH lahuse lahjendamisel 10 korda.
4. Teha 0.005 M soolhappe kümnekordne lahjendus:
 - pipeteerida 100 ml mõõtekolbi 10 ml 0.005 M soolhappelahust,
 - täita kolb kriipsuni destilleeritud veega,
 - sulgeda kolb korgiga ning loksutada hoolikalt.
5. Mõõta saadud lahuse pH.

Tulemused esitada järgmisel kujul:

Soolhappe molaarne
kontsentratsioon:

Vesinikioonide molaarne
kontsentratsioon lahuses:

Soolhappelahuse arvutatud pH:

Mõõdetud pH:

Vesinikioonide kontsentratsioon
10 korda lahjemas lahuses:

Lahjema lahuse arvutatud pH:

Mõõdetud pH:

b) nõrgad elektrolüüdid

6. Arvutada 0.01 M ammoniaagilahuse pH ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$). Esitada arvutuskäik!

7. Mõõta selle lahuse pH ja hinnata arvutuste õigsust.

Tulemused esitada järgmisel kujul:

Ammoniaagilahuse
molaarne kontsentratsioon:

Hüdroksiidionide molaarne
kontsentratsioon lahuses:

Vesinikioonide molaarne
kontsentratsioon lahuses:

Ammoniaagilahuse arvutatud pH:

Mõõdetud pH:

8. Mõõta äädikhappelahuse pH.

9. Arvutada äädikhappelahuse molaarne kontsentratsioon
($K_h = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

Tulemused

Äädikhappelahuse mõõdetud pH:

Äädikhappelahuse molaarse kontsentratsiooni leidmine (arvutuskäik):

4.7. Tasakaalud soolade vesilahustes

4.7.1. Soolade hüdrolüüs

Happe reageerimist alusega, mille juures tekib sool ja vesi, nimetatakse neutraliseerimisreaktsiooniks. Seetõttu võib tekkida mulje, et soolade vesilahused on neutraalsed. Paljude soolade puhul see nii ka on, aga terve rida soolasid annab kas happelise või aluselise reaktsiooniga lahuseid, sest soola dissotsiatsioonil tekkivad katioonid või anioonid käituvad hapete või alustena, reageerides vee dissotsiatsioonil tekkinud vesinik- või hüdroksiidioonidega.

Hüdrolüüsiks nimetatakse lahustunud soola ionide reageerimist vee, vesinik- või hüdroksiidioonidega, mistõttu soolade vesilahused ei ole neutraalsed, vaid olenevalt soolast kas happelise või aluselise reaktsiooniga.

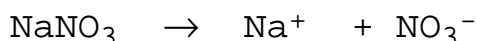
Et hinnata, millise reaktsiooniga lahus tekib, tuleb teada, millised happed on nõrgad, millised tugevad. Sellest oli juttu eespool. Teada tuleb ka seda, millised katioonid on neutraalsed (tugevate aluste katioonid). Nendeks on **Li⁺, Na⁺, K⁺, Rb⁺, Cs⁺; Ag⁺; Mg²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺**. Need, peamiselt leelis- ja leelismuldmetallide katioonid, ei astu vastastoisemesse veega. Teised, metalliioonid ja ammooniumioon NH₄⁺, käituvad vesilahustes hapetena ja vesi reageerib nendega nagu alus.

1. Neutraalseid vesilahuseid annavad soolad, mille koostisesse kuulub neutraalne kation ja tugeva happe anioon - tugeva aluse ja tugeva happe soolad (NaCl, KNO₃, BaCl₂, MgCl₂, KI, KClO₄ jne).

Vesilahuses on alati tegemist vee kui nõrga elektrolüüdi dissotsiatsiooniga, olgugi et väheses ulatuses



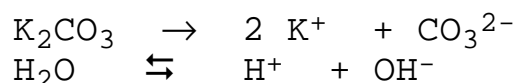
Soolad kui tugevad elektrolüüdid on vesilahuses täielikult dissotsieerunud



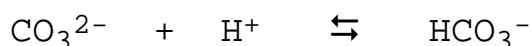
Tekkinud naatriumioonid ei saa reageerida hüdroksiidioonidega, sest tekiks tugev alus NaOH, mis dissotsieeruks ise täielikult. Samuti ei saa reageerida nitraatioonid ja vesinikioonid, sest tekiks tugev hape - lämmastikhape. Järelikult on sellises lahuses vesinikioonide ja hüdroksiidioonide kontsentratsioonid võrdsed nii nagu puhtas vees ja lahus on neutraalne (pH = 7.00) ehk, nagu öeldakse, sellised soolad **ei hüdrolüüsu**.

2. Aluselisi lahuseid annavad soolad, mis sisaldavad neutraalset katiooni ja nõrga happe aniooni - tugeva aluse ja nõrga happe soolad (Na_2S , KCN , Na_2CO_3 , KF , CH_3COONa jne). Ka sulfaadid kuuluvad sellesse rühma, sest sulfaatioon SO_4^{2-} on nõrga happe HSO_4^- anioon. Kuna aga vesiniksulfaatiooni dissotsiatsioonikonstant ei ole eriti väike ($1.3 \cdot 10^{-2}$), on sulfaatide lahused peaaegu neutraalsed ning sulfaatiooni võib pidada siiski tugeva happe H_2SO_4 aniooniks.

Vaatleme sellise soola lahust K_2CO_3 näitel

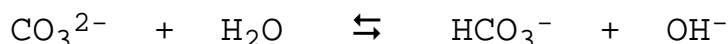


Kaaliumioonid hüdroksiidioonidega ei reageeri. Küll aga reageerivad vesinikioonid mingil määral karbonaatioonidega, tekitades lahuses uue tasakaalu

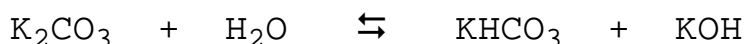


sest tekivad vesinikkarbonaatioon ja nõrk hape ($K_h = 4.8 \cdot 10^{-11}$) ja selle reaktsiooni tasakaal on nihutatud paremale. Kuna osa vesinikioone seotakse vesinikkarbonaatiooniks, siis saab sellises lahuses hüdroksiidioonide kontsentratsioon suuremaks vesinikioonide kontsentratsioonist ja lahus on järelikult aluselise reaktsiooniga ($\text{pH} > 7.00$).

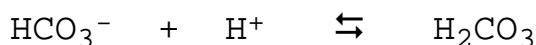
Tavaliselt kirjutatakse hüdrolüüsivõrrandit kui hüdrolüüsivaiooni (või soola) reaktsiooni veega, vastavalt siis ionkujul



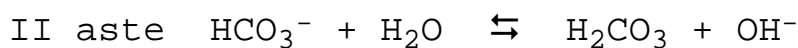
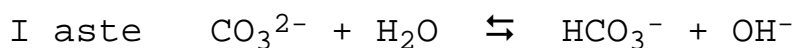
ja molekulaarkujul



Siinkohal peaks tekkima õigustatud küsimus, kas ei reageeri vesinikkarbonaatioon vesinikioonidega edasi nii, et tekib nõrk hape, süsihape

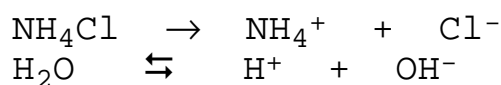


Kuna vesinikkarbonaatioon ($K_h = 4.8 \cdot 10^{-11}$) on palju nõrgem hape kui süsihape ($K_h = 4.2 \cdot 10^{-7}$), siis on süsihape dissotsieerunud palju suuremas ulatuses. See tähendab, et viimase reaktsiooni tasakaal on nihutatud vasakule. Seetõttu on lahuses põhiliselt ainult vesinikkarbonaatioonid. Analoogiline probleem tekib kõigi mitmealuseliste hapete sooladega, sest nad hüdrolüüsuvad mitmes astmes



Võib öelda, et praktiliselt kulgeb hüdroolüüs selliste soolade lahustes esimeses astmes. Vaid väga lahjades lahustes esineb mõningal määral ka hüdroolüüsi teist astet.

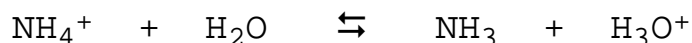
3. Happelisi lahuseid annavad soolad, mis sisaldavad happelist katiooni ning tugeva happe aniooni - nõrga aluse ja tugeva happe soolad (FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, NH_4NO_3 , SbCl_3 jne). Vaatleme seda hüdroolüüsijuhtu NH_4Cl näitel



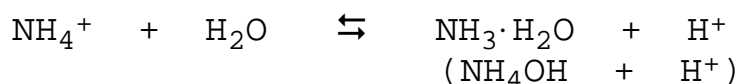
kloriidioonid vesinikioonidega reageerida ei saa, sest tekiks tugev hape - soolhape. Kation NH_4^+ aga käitub lahuses happena ja nii tekib uus tasakaal



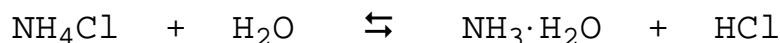
Tekkiv ammoniaakhüdraat on nõrk alus ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$), seetõttu on viimase reaktsiooni tasakaal nihutatud paremale. Sellises lahuses seotakse osa hüdroksiidioonidest ja lahusesse jääb vesinikioonide liig. Järelikult on see lahus happelise reaktsiooniga ($\text{pH} < 7.00$). Hüdroolüüsivõrrand ionkujul



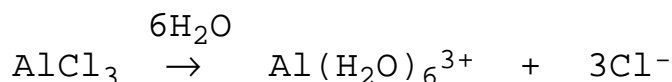
või



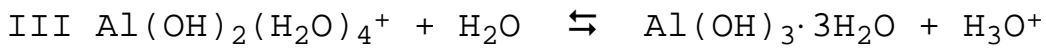
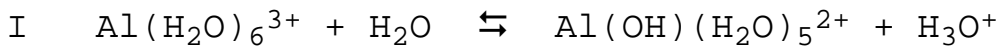
ja molekulaarkujul



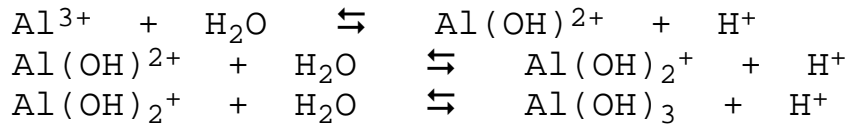
Olgu vaadeldud ka mõne happelise metalliiooni hüdroolüüsi. Metallioonid on vesilahustes enamasti hüdraatidena. Alumiiniumioon on näiteks seotud kuue vee molekuliga



Heksaakvaalumiiniumioon käitub lahuses happena, reageerides veega. Nii nagu mitmealuseliste hapetegi korral toimub mitmelaenguliste metalliioonide hüdroolüüs astmeliselt

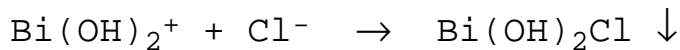


ehk nagu sageli lihtsustatult kirjutatakse (jättes kõrvale hüdraatide tekke)

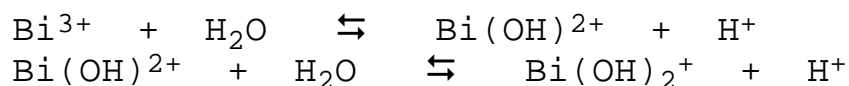


Ka siin tuleb märkida, et praktiliselt kulgeb hüdroolüüs vaid esimese astme võrrandi kohaselt ja ainult väga lahjades lahustes teise astme järgi. Lahustumatut alumiiniumhüdroksiidi sadet alumiiniumisoolade lahustes ei teki. Seletada võib seda järgmiselt. Kõik toodud kolm reaktsiooni on tasakaalureaktsioonid. Vastavalt *Le Chatelier'* printsiibile nihutab produkti kontsentratsiooni suurendamine tasakaalu vasakule. Kuna hüdroolüüsi esimeses astmes tekib lahusesse vesinikioone, siis nende kontsentratsiooni suurenemise tõttu on teise reaktsiooni tasakaal olulisel määral ja viimase reaktsiooni tasakaal täielikult vasakule nihutatud.

Siiski on juhtumeid, kus hüdroolüüs toimub ka teises astmes. See juhtub siis, kui II astmes tekkinud kation annab mõne teise lahuses oleva iooniga raskelt lahustuvaid ühendeid. Näiteks BiCl_3 lahuses tekib teises astmes raskelt lahustuv $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ sade

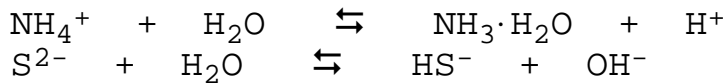
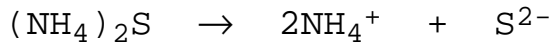


Kuna sade tahke aინena väljub uuritavast süsteemist, on viimase reaktsiooni tasakaal täielikult nihutatud sademe tekke suunas. Seetõttu on ka tasakaalud hüdroolüüsi esimeses ja teises astmes



Le Chatelier' printsiibi kohaselt nihutatud tugevasti paremale, sest II astmes tekkiv ioon $\text{Bi}(\text{OH})_2^+$ seotakse sademesse ja tema kontsentratsioon väheneb pidevalt. Nimetagem veel järgmiste vähelahustuvate ühendite tekkimise võimalusi $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$, PbOHCl .

4. Happelist katiooni ja nõrga happe aniooni sisaldava soola vesilahuse pH hindamiseks tuleb kasutada ionisatsioonikonstantide tabelit. Selliste soolade ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$) korral hüdroolüüsuvad nii kation kui anioon



Sõltuvalt sellest kumma reaktsiooni tasakaal on nihutatud rohkem paremale, võib lahuses tekkida kas siis vesinikioonide või hüdroksiidioonide liig. pH hindamiseks võib kasutada järgmisi reegleid:

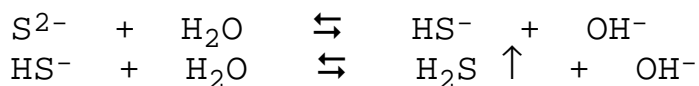
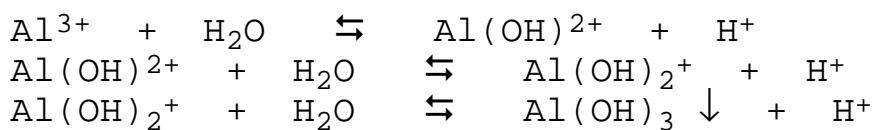
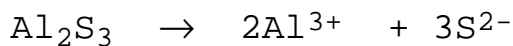
- * kui katiooni K_h on suurem kui aniooni K_a , on lahus happeline (pH < 7.00)
 - * kui katiooni K_h on väiksem kui aniooni K_a , on lahus aluseline (pH > 7.00)
 - * kui katiooni K_h ja aniooni K_a on ligikaudu võrdsed, on lahus neutraalne
- Ammooniumsulfiidi lahuse pH hindamiseks teeme järgmise võrdluse:

$$K_h(\text{NH}_4^+) = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a(\text{S}^{2-}) = 8.3 \cdot 10^{-2}$$

$K_h(\text{kat}) < K_a(\text{an})$ järelikult on see lahus aluselise reaktsiooniga (pH > 7.00)

Selliste soolade lahustes võib ette tulla ka **täielik (pöördumatu) hüdroolüüs**. Hüdroolüüs kulgeb praktiliselt lõpuni siis, kui üheks hüdroolüüsi produktiks on raskelt lahustuv ühend ja teiseks gaas (H_2S sulfiididest, CO_2 karbonaatidest). Näiteks alumiiniumsulfiidi lahuses kulgeb hüdroolüüs lõpuni, sest tekib $\text{Al}(\text{OH})_3$ sade ning eraldub gaasiline H_2S . Protsessi kirjeldavad järgmised hüdroolüüsivõrrandid:



ehk summaarselt

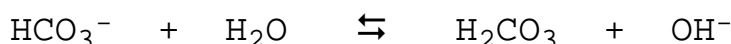


Lisaks moodustub tekkinud vesinik- ja hüdroksiidioonidest nõrk elektrolüüt vesi, mis aitab samuti kaasa hüdroolüüsi tasakaalu nihkumisele $\text{Al}(\text{OH})_3$ ja H_2S tekke suunas.

5. Vesiniksoolade lahuste pH hindamiseks kasutatakse samuti ionisatsioonikonstantide tabeleid. Vesiniksoolade (Na_2HPO_4 , KH_2PO_4 , KHSO_4 , NaHCO_3) lahuste pH hindamisel tuleb teada, kas vesinikku sisaldaval anioonil on ülekaalus happelised või aluselised omadused. Reeglid on järgmised:

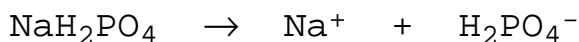
- * kui aniooni $K_h > K_a$, reageerib anioon veega nagu hape
- * kui aniooni $K_h < K_a$, reageerib anioon veega nagu alus

Näiteks HCO_3^- hüdrolüüsib nagu alus, sest selle aniooni $K_h = 4.8 \cdot 10^{-11}$ ja $K_a = 2.4 \cdot 10^{-8}$ ($K_h < K_a$), seega



Järelikult on NaHCO_3 lahus aluselise reaktsiooniga, sest Na^+ -ioon on neutraalne kation (veega ei reageeri) ja vesinikkarbonaatiooni hüdrolüüsil tekib hüdroksiidioonide liig (pH > 7.00).

NaH_2PO_4 lahuses toimub hüdrolüüs aga järgmise skeemi kohaselt:



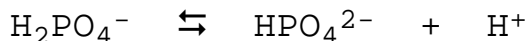
$$K_h(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6.2 \cdot 10^{-8}$$

$$K_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1.3 \cdot 10^{-12}$$

$$K_h > K_a$$



või lihtsustatult



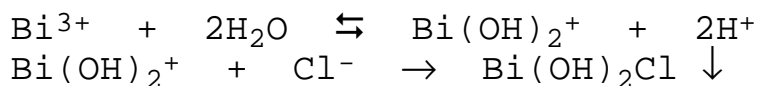
Järelikult on naatriumdivesinikfosfaadi lahus happelise reaktsiooniga.

4.7.2. Tasakaalu nihkumine soolade hüdrolüüsil

Hüdrolüüsi ulatus on suurem, kui tegu on väikeste, kuid suure laenguga kationidega (Bi^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Be^{2+} , Al^{3+}), ja on seda suurem, mida nõrgema aluse või happega on tegu. Praktilisest seisukohast lähtudes on kasulik teada ka seda, et soolade hüdrolüüs on ulatuslikum kõrgema temperatuuri ja lahjema lahuse korral. Seetõttu tuleks soolalahuseid (näiteks fotokemikaale) hoida külmkapis võimalikult kontsentreeritud kujul ning alles vahetult enne kasutamist lahjendada vajaliku kontsentratsioonini.

Kas on ka muid võimalusi hüdrolüüsi tagasitõrjumiseks? Jällegi on abi *Le Chatelier'* printsiibist. Kui vaadata kõiki eespool toodud hüdrolüüsi-võrrandeid, siis näeb, et kord tekib vastastoimes veega hüdroksiidid, kord vesinikioone. Kui lisame esimesel juhul lahusele mingit leeliselahust (näiteks NaOH või KOH), siis suurendame lahuses oluliselt hüdroksiid-

ioonide kontsentratsiooni. Vastavalt *Le Chatelier'* printsiibile nihkub siis hüdrolüüsi tasakaal vasakule - oleme tõrjunud hüdrolüüsi tagasi. Kui hüdrolüüsil tekib aga vesinikioone, tuleb hüdrolüüsi tagasitõrjumiseks lisada mõnda tugevat hapet. Näiteks vismutkloriidilahust ei saagi muidu valmistada, kui lahusele pole lisatud soolhapet, sest kohe kulgeks hüdrolüüs raskelt lahustuva $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ tekkega



Soolhappe (või mõne muu tugeva happe) lisamine nihutab esimese reaktsiooni tasakaalu peaaegu täielikult vasakule ja seetõttu on vismut happelises lahuses valdavalt Bi^{3+} -ioonidena, puuduvad aga $\text{Bi}(\text{OH})_2^+$ - ja $\text{Bi}(\text{OH})_2^+$ -ioonid. Kui sellist lahust veega lahjendada, väheneb vesinikioonide kontsentratsioon ning kohe tekib valge vismuthüdroksoiidkloriidi sade.

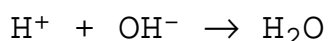
4.8. Indikaatorid

Visuaalselt võimaldavad lahuse pH-d hinnata **kesendusindikaatorid**, ühendid, mil on happelises ja aluselises keskkonnas erinev värvus. Tavaliselt on tegemist nõrkade orgaaniliste hapete või alustega - taimsete pigmentidega.

Näiteks dissotsieerub happeline indikaator üldvalemiga HInd vees



Kui keskkond on happeline (H^+ -ioonide kontsentratsioon suur), siis on selle dissotsiatsiooni tasakaal nihutatud tugevasti vasakule ja domineerib dissotsieerumata HInd molekulidest tingitud värvus. Aluselises keskkonnas aga seovad hüdroksoiidioonid tekkivad vesinikioonid nõrgaks elektrolüüdiks veeks



Indikaatori dissotsiatsiooni tasakaal nihkub paremale ning koos sellega saab domineerivaks anioonist Ind^- põhjustatud värvus. pH väärtuste vahemikku, milles indikaatori värvus muutub, nimetatakse **indikaatori pöördealaks**. Tuntumad kesendusindikaatorid ja nende pöördealad on toodud tabelis 4.1. Veelgi lihtsamaks mooduseks lahuse pH hindamisel on universaalse indikaatorpaberi kasutamine. Kollase värvusega paberiribakesele tilgutatakse uuritavat lahust ja tema värvus muutub sõltuvalt lahuse pH-st tumepunasest (tugevalt happelises keskkonnas) läbi kollase (neutraalne keskkond) kuni tumesiniseni (tugevalt happeline keskkond).

Tabel 4.1

Mõned tähtsamad kesendusindikaatorid

Indikaator	Värvus happes	Värvus aluses	Pöördeala pH
Tümoosinine	punane kollane	kollane sinine	1.2 - 2.8 8.0 - 9.6
Broomfenoolsinine	kollane	sinine	3.0 - 4.6
Metüüloranž	oranž	kollane	3.1 - 4.4
Broomkresoolsinine	kollane	sinine	3.8 - 5.4
Metüülpunane	punane	kollane	4.2 - 6.3
Kloorfenüülsinine	kollane	punane	4.8 - 6.4
Broomtümoosinine	kollane	sinine	6.0 - 7.6
Kresoolpunane	kollane	punane	7.2 - 8.8
Fenoolftaleiin	värvitu	punane	8.3 - 9.9

4.9. Laboratoorne töö nr 5 Hüdroolüüs

Reaktiivid:

tahked ained Na_2CO_3 , NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; happeline SbCl_3 lahus.

Töövahendid:

katseklaaside komplekt, universaalne indikaatorpaber, indikaatorid: metüülpunane ja fenoolftaleiin.

Töö käik

1. Täita kolm katseklaasi 3/4-ni destilleeritud veega.
2. Lisada teise katseklaasi 3...4 tilka metüülpunast, kolmandasse fenoolftaleiini.
3. Lahustada

esimeses katseklaasis mõned kristallid NaCl ning teha lahuse reaktsioon kindlaks universaalse indikaatorpaberi abil,

teises katseklaasis mõned kristallid $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ning jälgida värvuse muutust katseklaasis,

kolmandas katseklaasis mõned kristallid Na_2CO_3 ning jälgida värvuse muutust katseklaasis.

Tulemused kanda tabelisse

Katse- klaas nr	Lisatud aine	Indikaa- tor	Värvus enne soola lisamist	Värvus peale soola lisamist	Lahuse reakt- sioon	pH < 7 > 7 = 7
1	NaCl	univ	paber kollane	paber värvus?		
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	mp	lahus värvus?			
3	Na_2CO_3	ff				

- Kirjutada nende soolade hüdrolüüsivõrrandid nii ioon- kui molekulaarkujul.
- Valada neljandasse katseklaasi ~ 1.5 ml antimon(III)kloriidilahust ning lisada tilkhaaval vett, kuni tekib sade. Põhjendada võrranditega, miks sade tekkis.
- Lisada samasse katseklaasi mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Jälgida sademe kadumist. Miks sade kaob?

Lisa 1

Tähtsamate nõrkade hapete ning nende konjugeeritud aluste dissotsiatsioonikonstantide väärtused

HAPE	VALEM	K_{hape}	KONJU- GEERITUD ALUS	K_{alus}
Oblikhape	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$6.5 \cdot 10^{-2}$	C_2HO_4^-	$1.5 \cdot 10^{-13}$
Vesiniksulfaation	HSO_4^-	$1.3 \cdot 10^{-2}$	SO_4^{2-}	$7.7 \cdot 10^{-13}$
Väävlishape	H_2SO_3	$1.3 \cdot 10^{-2}$	HSO_3^-	$7.7 \cdot 10^{-13}$
Vesinikdioksokloraat ehk kloorishape	HClO_2	$1.1 \cdot 10^{-2}$	ClO_2^-	$9.1 \cdot 10^{-13}$
Fosforhape	H_3PO_4	$7.5 \cdot 10^{-3}$	H_2PO_4^-	$1.3 \cdot 10^{-12}$
Vesinikfluoriidhape	HF	$7.1 \cdot 10^{-4}$	F^-	$1.4 \cdot 10^{-11}$
Lämmastikushape	HNO_2	$4.5 \cdot 10^{-4}$	NO_2^-	$2.2 \cdot 10^{-11}$
Atsetüülsalitsüülhape ehk aspiriin	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	$3.0 \cdot 10^{-4}$	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	$3.3 \cdot 10^{-11}$
Metaanhape ehk sipelghape	HCOOH	$1.7 \cdot 10^{-4}$	HCOO^-	$5.9 \cdot 10^{-11}$
Askorbiinhape	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$	$8.0 \cdot 10^{-5}$	$\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$	$1.3 \cdot 10^{-10}$
Bensoehape	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6.5 \cdot 10^{-5}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$1.5 \cdot 10^{-10}$
Vesinikoksalaation	C_2HO_4^-	$6.1 \cdot 10^{-5}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{-10}$
Etaanhape ehk äädikhape	CH_3COOH	$1.8 \cdot 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5.6 \cdot 10^{-10}$
Süsihape	H_2CO_3	$4.2 \cdot 10^{-7}$	HCO_3^-	$2.4 \cdot 10^{-8}$
Vesiniksulfitioon	HSO_3^-	$6.3 \cdot 10^{-8}$	SO_3^{2-}	$1.6 \cdot 10^{-7}$
Divesinikfosfaation	H_2PO_4^-	$6.2 \cdot 10^{-8}$	HPO_4^{2-}	$1.6 \cdot 10^{-7}$
Divesiniksulfiidhape	H_2S	$5.7 \cdot 10^{-8}$	HS^-	$1.8 \cdot 10^{-7}$
Vesinikoksokloraat ehk hüpokloorishape	HClO	$3.0 \cdot 10^{-8}$	ClO^-	$3.4 \cdot 10^{-7}$
Boorhape	H_3BO_3	$7.1 \cdot 10^{-10}$	H_2BO_3^-	$1.4 \cdot 10^{-5}$
Vesiniktsüaniidhape	HCN	$4.9 \cdot 10^{-10}$	CN^-	$2.0 \cdot 10^{-5}$
Fenool	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$1.3 \cdot 10^{-10}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$7.7 \cdot 10^{-5}$
Vesinikkarbonaation	HCO_3^-	$4.8 \cdot 10^{-11}$	CO_3^{2-}	$2.1 \cdot 10^{-4}$
Vesinikfosfaation	HPO_4^{2-}	$4.8 \cdot 10^{-13}$	PO_4^{3-}	$2.1 \cdot 10^{-2}$
Vesiniksulfiidioon	HS^-	$1.2 \cdot 10^{-13}$	S^{2-}	$8.3 \cdot 10^{-2}$
Divesinikboraation	H_2BO_3^-	$1.6 \cdot 10^{-14}$	HBO_3^{2-}	$6.3 \cdot 10^{-1}$

Lisa 2

**Tähtsamate nõrkade aluste ning nende konjugeeritud hapete
dissotsiatsioonikonstantide väärtused**

ALUS	VALEM	K_{alus}	KONJU- GEERITUD HAPE	K_{hape}
Etüülamiin	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$5.6 \cdot 10^{-4}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{N}^+\text{H}_3$	$1.8 \cdot 10^{-11}$
Metüülamiin	CH_3NH_2	$4.4 \cdot 10^{-4}$	$\text{CH}_3\text{N}^+\text{H}_3$	$2.3 \cdot 10^{-11}$
Kofeiin	$\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$	$4.1 \cdot 10^{-4}$	$\text{C}_8\text{H}_{11}\text{N}_4^+\text{O}_2$	$2.4 \cdot 10^{-11}$
Ammoniaak	NH_3	$1.8 \cdot 10^{-5}$	NH_4^+	$5.6 \cdot 10^{-10}$
Hüdrasiin	N_2H_4	$9.3 \cdot 10^{-7}$	N_2H_5^+	$1.1 \cdot 10^{-8}$
Hüdroksüülamiin	NH_2OH	$8.9 \cdot 10^{-9}$	$\text{N}^+\text{H}_3\text{OH}$	$1.1 \cdot 10^{-6}$
Aniliin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3.8 \cdot 10^{-10}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{N}^+\text{H}_3$	$2.6 \cdot 10^{-5}$
Karbamiid	$\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}$	$1.5 \cdot 10^{-14}$	$\text{H}_2\text{NCON}^+\text{H}_3$	$6.7 \cdot 10^{-1}$

Kasutatud kirjandus

1. Chang R. *Chemistry, 5th ed.*, Williams College. New York, McGraw-Hill Inc, 1994
2. Goldwhite H., Spielman J.R. *College Chemistry*. California State University, Los Angeles, Harcourt Brace Jovanovich College Publishers, 1984
3. Hödrejärv H., Kallast V., Ott R. jt. *Praktilisi töid keemias*. Tallinn: TPI, 1983
4. Hüsse J., Karik H., Anso J. jt. *Vene - eesti keemia sõnaraamat*. Tallinn: Valgus, 1982
5. Karik H. *Uus rahvusvaheline keemianomenklatuur IUPAC 1990*. - XVI Eesti keemiapäevad. Teaduskonverentsi ettekannete referaadid. Tallinn: TTÜ, 1995, 45-47
6. Karik H., Palm U., Past V. *Üldine ja anorgaaniline keemia*. Tallinn: Valgus, 1981
7. Lurje Ju. Ju. *Spravotšnik po analititšeskoj himii*. Moskva: Himija, 1979
8. Ott R., Piksarv A., Talts E. *Keemia ülesannete kogu*. Tallinn: Valgus, 1983