



ПРАКТИКУМ по предметот **ХЕМИЈА**
за студентите од **ОПШТА МЕДИЦИНА**
Факултет за медицински науки
Универзитет „Гоце Делчев,, -Штип

предметен наставник: проф. Д-р Рубин Гулабоски

подготвиле:
Асс. Даринка Ѓоргиева
Асс. Катерина Смилков



Штип, 2010 година

Вежба бр.1

ХЕМИСКА НОМЕНКЛАТУРА НА НЕОРГАНСКИ СОЕДИНЕНИЈА МЕРЕЊЕ И МЕРНИ ЕДИНИЦИ

1.1. Мерење и мерни единици

Основни математички операции потребни за решавање на хемиски задачи

- скратено запишување на броеви како степени со основа 10

Бројот 1000 запишан скратено е 10^3 (броиме колку нули има бројот, бројот на нулите го дава степеновиот показател на основата 10)

$$1000 = 1 \cdot 10^3 \text{ или само } 10^3$$

Бројот 5300000 запишан скратено е $5,3 \cdot 10^6$ (броиме колку места има после првата цифра од бројот и тоа е степеновиот показател на основата 10)

$$5300000 = 5,3 \cdot 10^6$$

Бројот 0,00001 запишан како степен со основа 10 е $1 \cdot 10^{-5}$ (броиме колку вкупно нули има до првата цифра што не е нула, вклучувајќи ја и нулата пред децималната запирка, и тоа ќе ни биде степеновиот показател но со негативен предзнак, бидејќи се работи за децимален број помал од 1)

$$0,00001 = 1 \cdot 10^{-5}$$

$$0,000000053 = 5,3 \cdot 10^{-8}$$

-множење на степени со исти основи

Се врши така што основата на степените 10 се препишува, додека степените показатели се собираат: $10^3 \times 10^4 = 10^7$; $10^3 \times 10^{-5} = 10^{-2}$

-делење на степени

$$10^x / 10^y \text{ (ако } y > x) = 10^x \times 10^{-y} = 10^{-(y-x)} \text{ пример: } 10^3 / 10^5 = 10^3 \times 10^{-5} = 10^{-2}$$

-собирање на степени

Бројот $10^x = 1 \cdot 10^x$; $10^x + 10^x = 2 \cdot 10^x$; значи $10^2 + 10^2$ (10^2 е всушност $1 \cdot 10^2 = 100$)
 $100 + 100 = 200$ или $2 \cdot 10^2$

-други операции со степени

бројот $1/10^3 = 10^{-3}$ значи $1/10^x = 10^{-x}$

бројот $1/10^{-3} = 10^3$ значи $1/10^{-x} = 10^x$

- **Мерењето** е процес во кој со физички експеримент се споредува дадена величина со некоја нејзина вредност земена за единица.

Секоја физичка величина е одредена со производот на мерниот број и мерната единица.

- SI систем е меѓународно прифатен систем на физички величини и мерни единици.

Основни физички величини и SI-единици:

физичка величина	симбол	основна SI единица	симбол
должина	l	метар	m
маса	m	килограм	kg
време	t	секунда	s
електрична струја	I	ампер	A
термодинамичка температура	T	келвин	K
количество супстанција	n	мол	mol
интензитет светлина	I _v	кандела	cd

- Мол е она количество супстанција со дефинирана хемиска формула која содржи исто толку единки колку што има атоми во точно 0,012 kg изотоп јаглерод C¹².

Изведени физички величини и SI-единици:

физичка величина	симбол	SI-единица
волумен	V	m ³
густина	ρ	kg/m ³

- единица за волумен во SI-системот е кубен метар, (m³) изведена врз основа на основната единица должина. Прифатена е и употребата на литар како единица мерка: 1 литар (l) = 1 dm³

- густината на некоја супстанција се дефинира како маса на супстанцијата при дадена температура во единица волумен (густина = маса/волумен).

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

Густината зависи од температурата, така да секогаш во податоците за густина мора да е нагласена и температурата при која таа е измерена.

- Во хемијата се користи и поимот релативна густина (релативна густина е односот на густината на таа супстанција при одредена температура, спрема густината на водата при истата или некоја друга температура):

$$d = \rho / \rho_0$$

Префикси кои се употребуваат во меѓународниот систем на единици:

префикс	симбол	значење	префикс	симбол	значење
деци	d	1x10 ⁻¹	дека	da	1x 10 ¹
центи	c	1x10 ⁻²	хекто	h	1x 10 ²
мили	m	1x10 ⁻³	кило	k	1x10 ³
микро	μ	1x10 ⁻⁶	мега	M	1x10 ⁶
нано	n	1x10 ⁻⁹	гига	G	1x10 ⁹
пико	p	1x10 ⁻¹²	тера	T	1x10 ¹²
фемто	f	1x10 ⁻¹⁵	пета	P	1x10 ¹⁵
ато	a	1x10 ⁻¹⁸	екса	E	1x10 ¹⁸

Претварање на основни во помали и поголеми единици:

Се тргнува од релацијата што ги поврзува единиците на основната со единиците во кои треба да бидат претворени.

Пример: Колку dm^3 има во 500m^3

$1\text{m}=10\text{dm}$ / кубирање на бројната вредност и единицата и на двете страни (степеновиот показател=3)

$$(1\text{m})^3=(10\text{dm})^3$$

се прави пропорција:

$$1\text{m}^3=10^3\text{dm}^3$$

$$500\text{m}^3=x\text{dm}^3$$

$$x=500\text{m}^3 \times 10^3\text{dm}^3 / 1\text{m}^3$$

$$x=500 \times 10^3\text{dm}^3=5 \times 10^2 \times 10^3\text{dm}^3=5 \times 10^5\text{dm}^3$$

Задачи:

1. Изразете го волуменот 1m^3 во единиците: dm^3 , cm^3 , mm^3 .

$$1\text{m}^3=10^3\text{dm}^3=10^6\text{cm}^3=10^9\text{mm}^3$$

2. Изразете ја масата 1g во kg , mg и μg .

$$1\text{g}=10^{-3}\text{kg}=10^3\text{mg}=10^6\mu\text{g}$$

3. Пресметајте ја густината на тело со маса 81g и волумен 30cm^3 .

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{81\text{g}}{30\text{cm}^3} = 2.7\text{g/cm}^3 \text{ или изразено во SI-единици } 2.7\text{g/cm}^3=0.027\text{kg/m}^3.$$

4. Колкав волумен зазема 1kg жива при 20°C ако густината на живата при таа температура е 13.5462g cm^{-3} .

$$V=m/\rho = 1000\text{g}/13.546\text{g cm}^{-3} = 73.82\text{cm}^3$$

5. Густината на чистото железо при собна температура е 7.87g cm^{-3} . Пресметајте ја неговата густина во g/ml .

$$1\text{l}=1\text{dm}^3 \quad 1\text{ml}=1\text{cm}^3$$

$$\rho = 7.87\text{g/ml}$$

6. Одмерна тиквица содржи 500g вода при 20°C . Во истата тиквица се собира 786g раствор на сулфурна киселина. Пресметајте ја густината на сулфурната киселина ако густината на водата при 20°C е 0.99823g cm^{-3}

$$500 : 0.998 = 786 : x$$

$$x = 1.569\text{g cm}^{-3}$$

1.2. Хемиска номенклатура на неоргански соединенија

Хемиските елементи се чисти супстанции составени од идентични атоми или молекули. Хемиските соединенија се комбинација од два или повеќе елементи. Квалитативниот и квантитативниот состав на соединенијата се изразува преку хемиски формули.

Пример H_2O_2 :

- квалитативна информација: водородниот пероксид е изграден од водород и кислород;

- квалитативна информација: водородниот пероксид содржи два атоми водород и два атоми кислород. Односот на количествата е одреден со стехиометриските индекси 2:2.

За да можеме да напишеме хемиска формула на одредено соединение потребно е да се познава:

- Валентност (полнежот на јоните)

Валентноста на некој атом е определена од бројот на електрони што атомот ги ангажира за образување на хемиски врски.

Правила при пишување хемиски формули

- Металите обично формираат позитивни моноатомски јони

Група IA => +1

Група IIA => +2

максималната позитивна валентност на металните јони е еднаква на група A.

- Неметалите формираат негативни моноатомски јони

Група VIA => -2

Група VIIA => -1

Максималната негативна валентност на анјоните е 8-група A

- Соединенијата се електронеутрални, т.е. збирот на производите од оксидациските броеви и стехиометриските индекси на елементите во едно соединение е еднаков на нула.

Правила за номенклатура на најчестите типови неоргански соединенија

1. Оксиди (соединенија на хемиски елементи со кислород)

- валентноста на кислородот секогаш е -2

- оксидациската состојба на металите од првата група (алкалните метали) секогаш е +1

- оксидациската состојба на металите од втората група (земноалкалните метали) секогаш е +2

- ако елементот што гради оксид има една валентност, тогаш таа не се чита бидејќи се подразбира; во случај да елементот што гради оксид има повеќе валентни состојби, тогаш мора да се нагласи неговата валентност

- прво се чита името на елементот, потоа неговата валентност и на крај се додава зборот оксид

Пример: CaO калциум оксид; FeO железо(II)оксид; CO јаглерод(II)оксид (јаглерод монооксид); CO₂ јаглерод(IV)оксид (јаглерод диоксид);

2. Хидроксиди (соединенија на метали со –ОН групата
- во хидроксидите полнежот на ОН групата секогаш е -1
-името се образува така што прво се кажува името на металот, потоа неговата валентност и на крај зборот хидроксид
Пример: NaOH натриум хидроксид; Mg(OH)₂ магнезиум хидроксид; Fe(OH)₃ желез(III)хидроксид;

3. Киселини (соединенија што во вода дисоцираат и даваат H⁺ (водороден протон) како катјон и киселински остаток како анјон
-во киселините валентноста на водородот секогаш е +1

3.1. Безкислородни киселини (киселини што не содржат кислород во својот состав)

-имињата на овие киселини се добиваат кога на името на елементот што ја гради киселината се додава –ИДНА КИСЕЛИНА (или ОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА)

Пример: Безкислородна киселина на хлор е HCl и се вика хлорИДНА или хлорОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА)

HCl дисоцира во вода на: H⁺(водороден протон) и киселински остаток Cl⁻ (хлорИД)

Безкислородна киселина на флуор е HF и се вика флуорИДНА или флуорОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА)

HF дисоцира во вода на: H⁺(водороден протон) и киселински остаток F⁻ (флуорИД)

Безкислородна киселина на сулфур е H₂S и се вика сулфИДНА или сулфурВОДОРОДНА КИСЕЛИНА)

H₂S дисоцира во вода на: H⁺(водороден протон) и киселински остаток S²⁻ (сулфИД)

3.2. Кислородни киселини (киселини што покрај водородот и некој друг елемент содржат и кислород во својот состав)

-името на основната кислородна киселина на секој елемент се добива кога на името на елементот што ја гради киселината се додаде наставката –АТНА КИСЕЛИНА (или –НА или –ОВА КИСЕЛИНА)

Пример: основната кислородна киселина на хлор има формула HClO₃ и се вика хлорАТНА КИСЕЛИНА (или хлорНА КИСЕЛИНА)

HClO₃ дисоцира во вода на: H⁺(водороден протон) и киселински остаток ClO₃⁻ (хлорАТ)

- HClO₃ хлорНА киселина
- HIO₃ јодНА киселина
- HBrO₃ бромНА киселина
- H₂SO₄ сулфурНА киселина

- H_2SeO_4 селеноВА киселина
- H_6TeO_6 телурНА киселина
- HNO_3 азотНА киселина
- H_3PO_4 фосфорНА киселина
- H_3AsO_4 арсенОВА киселина
- H_3SbO_4 антимонОВА киселина
- H_2CO_3 јаглеродНА киселина
- H_4SiO_4 силициумОВА киселина
- H_2SnO_3 калајНА киселина
- H_3BO_3 борНА киселина
- H_2CrO_4 хромНА киселина
- H_2MnO_4 манганОВА киселина

-Кислородните киселини кои имаат еден кислороден атом повеќе од основната кислородна киселина го формираат своето име кога се додава префиксот -ПЕР пред името на основната кислородна киселина

Пример: основна киселина на хлорот е HClO_3 –хлоратна или хлорна киселина HClO_3 е ПЕРхлоратна или ПЕРхлорна киселина (киселинскиот остаток е ClO_4^- перхлорат)

-Кислородните киселини кои имаат еден кислороден атом помалку од основната кислородна киселина го формираат своето име кога се додава наставката ИТНА (или ЕСТА) КИСЕЛИНА кон името на елементот што ја формира киселината

Пример: основна киселина на хлорот е HClO_3 –хлоратна или хлорна киселина HClO_2 е хлорИТНА или хлорЕСТА КИСЕЛИНА (киселинскиот остаток е ClO_2^- хлорит)

4. Соли (соединенија што се добиваат при реакција на киселини и бази; во солите учествуваат металните јони од базите и киселинските остатоци од киселините)

Пример: AgCl сребро нитрат

FeCl_2 железо II хлорид

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ калциум нитрат

Na_2SO_4 натриум сулфат

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ амониум сулфид

Пример: Го имаме името на солта, оксидот или базата и треба да ја напишеме хемиската формула: Манган IV оксид

Најпрво ги пишуваме хемиските симболи за манган и кислород. Од даденото име знаеме дека манганот е со валентност $4+$, а пак во оксидите кислородот има валентност $2-$, која се пишува над нивните симболи. Бидејќи знаеме дека соединенијата треба да бидат електронеутрални, треба да најдеме најмал заеднички содржател за 4 и за 2 , а тоа е 4 . Со најмалиот заеднички содржател ги делиме валентностите на манган и кислород, со цел да се добијат стехиометриските индекси кај манган и кислород со што веќе може да се напише формулата на даденото соединение.

$4+ 2+$

MnO_2

Вежба бр. 2

РЕЛАТИВНА АТОМСКА И МОЛЕКУЛСКА МАСА ХЕМИСКА ФОРМУЛА, ПРЕСМЕТКИ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКА ФОРМУЛА

2.1. Релативна атомска и молекулска маса, мол

Релативна атомска маса на елементот (A_r) е број кој покажува колку пати просечната маса на атомот на некој елемент е поголема од унифицираната атомска единица за маса. A_r е бездимензионална величина.

Единицата за мерење на масите на атомите се нарекува атомска единица за маса. Атомска единица за маса е $1/12$ од масата на атомот на изотопот на јаглеродот C^{12} . Симболот на атомската единица за маса е u . $u=1/12m(C^{12})$ (се мери во грами)

Релативна молекулска маса (M_r) е број кој покажува колку пати молекулската маса на некое соединение е поголема од атомската единица за маса.

Релативната молекулската маса се добива со собирање на релативните атомските маси на елементите кои ја сочинуваат соодветната молекула на соединението помножени со соодветните стехиометриски коефициенти.

Пример :

1. Пресметајте ја молекулската маса на фосфорната киселина.

$$M(H_3PO_4) = A(H) + A(P) + A(O) = 3 \times 1 + 30,973 + 4 \times 15,999 = 97,97$$

Една од најзначајните величини во хемијата е физичката величина количество супстанција (n). Оваа величина го покажува бројот (множеството) на ист вид единки во одреден систем.

Мол е она количество супстанција со дефинирана хемиска формула која содржи исто толку единки колку што има атоми во точно $0,012$ kg изотоп јаглерод C^{12} .

Со точни мерења е утврдено дека во $0,012$ kg изотоп јаглерод C^{12} има точно $6,022 \times 10^{23}$ атоми јаглерод.

Овој број ја определува бројната вредност на Авогадровата константа N_A .

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} / \text{mol} \text{ или } N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Авогадровата константа е величина со единица mol^{-1} .

Бројната вредност на Авогадровата константа се вика Авогадров број.

$$\text{Авогадров број} = 6,022 \times 10^{23}$$

Авогадровиот број е бездимензионална величина.

Бројот молекули или единки со дефинирана хемиска формула на мол супстанција е Авогадрова константа (N_A):

$$N_A = \text{број молекули/количество супстанција} = \frac{N}{n} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Кога ќе измериме толку грама од некоја супстанција со точно

дефинирана хем.формула, колку што е нејзината молекулска тежина, сме измериле точно 1 мол од истата, односно $6,022 \times 10^{23}$ единици.

Според тоа, мол е единица за количество супстанција(молекули, атоми, јони, електрони).

Масата на еден мол дефинирани единици претставува моларна маса.

$$M(\text{моларна маса}) = M_r \text{ g mol}^{-1}$$

Врска помеѓу количеството супстанца, масата и бројот на единици во системот
Масата на 1 мол дефинирани единици (B) е моларната маса на тие единици M(B).
Според тоа, односот на определена маса од единиците m(B) и нивната моларна маса M(B) е еднаков на бројот на молови, односно на количеството на определената супстанца n(B).

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}; \quad n(B) = \frac{N(B)}{N_a}$$

Задачи

1. Колку олово треба да се измери за 1 мол олово?

$$A_r(\text{Pb}) = 207,2 \quad M(\text{Pb}) = A_r(\text{Pb}) \text{ g mol}^{-1} = 207,2 \text{ g mol}^{-1}$$

Ако измериме 207,2 грами олово сме измериле точно 1 мол олово.

2. Колку треба да се измери KMnO_4 за 0,1 мол KMnO_4 ?

$$M(\text{KMnO}_4) = A(\text{K}) + A(\text{Mn}) + A(\text{O}) = 158,04 \text{ g mol}^{-1} \text{ (за 1 мол)}$$

$$158,04 \text{ g} : 1 \text{ mol} = X \text{ g} : 0,1 \text{ mol}$$

$$X = 15,804 \text{ g KMnO}_4$$

3. Колку треба да се измери KMnO_4 за 1 мол $\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4$?

$$M\left(\frac{1}{5} \text{ KMnO}_4\right) = \frac{158,04}{5} = 31,6068 \text{ g}$$

4. Колку грама кислород содржат 15,3 мола O_2 ?

$$A_r(\text{O}) = 15,9994 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \times 15,9994 = 31,9988 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad m(\text{O}_2) = n \cdot M = 15,3 \text{ mol} \times 31,9988 \text{ g mol}^{-1} = 489,60 \text{ g}$$

6. Колку атоми злато има во 1 mg злато?

$$M(\text{Au}) = 196,966 \text{ g mol}^{-1}$$

$$1 \text{ mg (Au)} = 0,001 \text{ g (Au)}$$

$$n(\text{Au}) = \frac{m}{M} = \frac{0,001\text{g}}{196,966\text{g mol}^{-1}} = 0,000005077\text{mol} = 5,077 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (\text{во 1 мол})$$

$$N_A(\text{Au}) = n \times N_A = 5,077 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3,057 \cdot 10^{18}$$

2.2 Хемииска формула; пресметки врз основа на хемиска формула

Со хемиската формула се означува точно одреден вид супстанција. Се разликуваат три вида формули:

- **емпириска** (го покажува односот на различните елементи во молекулата, изразен со најмалиот бројчен износ. Пр: CH-соединение од јаглерод и водород во однос 1:1)
- **вистинска** (го покажува видот и бројот на атоми кои ја градат молекулата. Пр: C₆H₆- соединение од 6 атоми јаглерод и 6 атоми водород)
- **структурна** (покажува како меѓусебно се поврзани атомите во составот на молекулата. Пр: iso- и нео-бутан).

Познавајќи ја хемиската формула на едно соединение можеме да го пресметаме **масениот удел (ω)** на секој елемент посебно во состав на соединението (процентен состав), и обратно, познавајќи го масениот удел ω на одделните елементи може да се пресмета емпирииската формула на соединението.

$$\omega(a) = \frac{m(a)}{m(a + b + c \dots)}$$

Количински (молски) удел на некоја супстанција во смеса или во раствор е еднаков на односот на количеството на таа супстанција наспроти вкупната количина на сите супстанции во смесата или растворот:

$$x_B = \frac{n_B}{\sum n_i} \quad \text{ИЛИ} \quad x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Пример: Пресметајте го масениот удел на секоја компонента во составот на сулфурната киселина.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{Ar}(\text{H}) \times 2 + \text{Ar}(\text{S}) + \text{Ar}(\text{O}) \times 4 = 2 + 32,06 + 63,998 = 98,058$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{M(\text{H})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2\text{g mol}^{-1}}{98,058\text{g mol}^{-1}} = 0,02 = 2\%$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{M(\text{S})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{32,06\text{g mol}^{-1}}{98,058\text{g mol}^{-1}} = 0,33 = 33\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{M(\text{O})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{64\text{g mol}^{-1}}{98,058\text{g mol}^{-1}} = 0,65 = 65\%$$

Задачи:

1. Пресметајте го масениот удел на секоја компонента во составот на $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, бакар (II) сулфат пентахидрат.

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \times 4 + A_r(\text{H}) \times 10 + A_r(\text{O}) \times 5 = 63,546 + 32,06 + 63,998 + 10,079 + 79,997 = 249,680$$

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{M(\text{Cu})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{63,546 \text{ g mol}^{-1}}{249,68 \text{ g mol}^{-1}} = 0,2545 = 25,45\%$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{M(\text{S})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{32,06 \text{ g mol}^{-1}}{249,68 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1284 = 12,84\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{63,998 \text{ g mol}^{-1}}{249,68 \text{ g mol}^{-1}} = 0,2563 = 25,63\%$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{90,076 \text{ g mol}^{-1}}{249,68 \text{ g mol}^{-1}} = 0,3608 = 36,08\%$$

2. Пресметајте го масениот удел на секоја компонента посебно во составот на $\text{CdSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, кадмиум (II) сулфат хептахидрат.

$$M(\text{CdSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 112,40 + 32,064 + 4 \times 16 + 126 = 334,46$$

$$\omega(\text{Cd}) = \frac{112,40 \text{ g mol}^{-1}}{334,46 \text{ g mol}^{-1}} = 0,33 = 33\%$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{32,064}{334,46} = 0,09 = 9\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{64}{334,46} = 0,19 = 19\%$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{126}{334,46} = 0,37 = 37\%$$

3. Со анализа е утврдено дека некој природен минерал содржи 23,3% калциум, 18,6% сулфур, 20,9% вода, а остатокот до 100% е кислород. Најди ја емпириската формула на минералот.

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

$$\omega(\text{O}) = 100\% - 23,3\% - 18,6\% - 20,9\% = 37,2\%$$

$$n(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})} = \frac{23,3 \text{ g}}{40,08 \text{ g mol}^{-1}} = 0,581 \text{ mol}$$

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{18,6g}{32,064g\text{mol}^{-1}} = 0,580\text{mol}$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{37,2g}{15,999g\text{mol}^{-1}} = 2,325\text{mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{20,9g}{18,015g\text{mol}^{-1}} = 1,160\text{mol}$$

Целата формула се дели со најмалиот член, во случајот сулфур ($n=0,580$):

$$N(\text{Ca}) : N(S) : N(O) : N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,581}{0,580} : \frac{0,580}{0,580} : \frac{2,325}{0,580} : \frac{1,160}{0,580} = 1 : 1 : 4 : 2$$



4. Колкав е количинскиот удел на Na_2CO_3 во раствор со концентрација 1 mol/dm^3 , ако густината на растворот е 1.098 g/cm^3 ?

Растворот со концентрација 1 mol/dm^3 содржи $106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$, растворени во 992 g вода. Имајќи ја во предвид $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105.99 \text{ g/mol}$ и $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$, добиваме:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m / M = 106g / 106 \text{ g/mol} = 1\text{mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 992 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 55.1\text{mol}$$

$$x(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{1\text{mol}}{1\text{mol} + 55,1\text{mol}} = 0.0178 = 1.78\%$$

5. Колку треба да се измери бакар, сребро, железо, сулфур, жива за да измереното количество супстанција биде по 1 mol Cu , Ag , Fe , $\frac{1}{8} \text{ S}_8$, $\frac{1}{2} \text{ Hg}_2$?

$$1 \text{ mol Cu} = M(\text{Cu}) = 63,54\text{gCu}$$

$$1 \text{ mol Ag} = M(\text{Ag}) = 107,87\text{gAg}$$

$$1 \text{ mol Fe} = M(\text{Fe}) = 55,847\text{gFe}$$

$$\frac{1}{8} \text{ mol S}_8 = \frac{1}{8} M(\text{S}_8) = \frac{M(\text{S}_8)}{8} = M(\text{S}) = 32,064\text{g}$$

$$\frac{1}{2} \text{ mol Hg}_2 = M(\text{Hg})=200,59\text{g}$$

6. Ако е измерено по 20 грама алуминиум, антимон, хром, по колку мола е измерено од секој елемент поединечно?

$$m(\text{Al})=20\text{g} \quad n(\text{Al})=\frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}=\frac{20\text{g}}{26,98\text{g mol}^{-1}}=0,74\text{ mol}$$

$$m(\text{Sb})=20\text{g} \quad n(\text{Sb})=\frac{m(\text{Sb})}{M(\text{Sb})}=\frac{20\text{g}}{121,75\text{g mol}^{-1}}=0,164\text{ mol}$$

$$m(\text{Cr})=20\text{g} \quad n(\text{Cr})=\frac{20\text{g}}{51,996\text{g mol}^{-1}}=0,348\text{ mol}$$

7. Колку мола AgCl има во 100 g AgCl ?

$$m(\text{AgCl})=100\text{g} \quad n(\text{AgCl})=\frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})}=\frac{100\text{g}}{143,33\text{g mol}^{-1}}=0,698\text{ mol}$$

$$n(\text{AgCl})=?$$

8. Колку грама среброхлорид треба да се измери ако за некоја реакција ни треба 0,4 мола среброхлорид ?

$$n(\text{AgCl})=0,4\text{ mol} \quad m(\text{AgCl})=n.M = 0,4\text{ mol} \times 143,33\text{ g mol}^{-1} = 57,33\text{ g}$$

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

9. Колку мола има во 250 грама калиум сулфат?

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4)=250\text{g} \quad n=\frac{250\text{g}}{174,268\text{g mol}^{-1}}=1,434\text{ mol}$$

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4)=174,268\text{ g mol}^{-1}$$

10. Колку kmol калциум хлорид хексахидрат има во 1,5 g од солта?

$$n(\text{CaCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O})=? \quad n=\frac{1,5\text{g}}{218,98\text{g mol}^{-1}}=0,00685\text{ mol}=6,85 \cdot 10^{-6}\text{ kmol}$$

$$m(\text{CaCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O})=1,5\text{ g}$$

11. Да се пресмета бројот на молеви H_2O во 1kg вода.

$$m = 1 \text{ kg } (H_2O) = 1000 \text{ g } (H_2O)$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 55,55 \text{ mol}$$

12. Колку килограми чисто олово може да се добие од 1000 kg олово(II) оксид?

$$m(Pb) = ? \quad \omega(Pb) = \frac{m(Pb)}{m(PbO)} = \frac{207,19}{223,19} = 0,928 = 92,8\%$$

$$m(PbO) = 1000 \text{ kg} \quad 92,8 \text{ kg} : 100 \text{ kg} = X : 1000 \text{ kg}$$

$$M(PbO) = 223,19 \quad m(Pb) = 928 \text{ kg}$$

$$M(Pb) = 207,19$$

13. Колку килограми чист хром може да се добие од 5000 kg чист хромит (Cr_2O_3)?

$$m(Cr) = ? \quad \omega(Cr) = \frac{m(Cr)}{m(Cr_2O_3)} = \frac{103,99}{151,99} = 0,684 = 68\%$$

$$m(Cr_2O_3) = 5000 \text{ kg}$$

$$M(Cr_2O_3) = 103,99 + 48 = 151,99 \quad 68 \text{ kg} : 100 \text{ kg} = X : 5000 \text{ kg}$$

$$X = 3400 \text{ kg}$$

14. Колку грама никел(II)сулфат хептахидрат може да се добие од 1 мол никел?

$$M(NiSO_4 \times 7H_2O) = 280,75 \text{ g mol}^{-1} \quad \bullet \quad 280,8 \text{ g } NiSO_4 \times 7H_2O$$

15. Најдете ги наједноставните формули на соединенијата што содржат:

а) 39,3% натриум и 60,7% хлор

б) 21,6% натрим и 33,3% хлор

а и во двете соединенија остатокот е кислород.

$$\text{а) } 39,3\% \text{ Na} \quad \%(\text{O}) = 100\% - 39,3\% - 60,7\% = 0 \quad \bullet \quad \text{NaCl}$$
$$60,7\% \text{ Cl}$$

$$\text{б) } 21,6\% \text{ Na} \quad \%(\text{O}) = 100\% - 21,6\% - 33,3\% = 45,1\%$$
$$33,3\% \text{ Cl}$$

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{21,6 \text{ g}}{22,98 \text{ g mol}^{-1}} = 0,939 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{M(\text{Cl})} = \frac{33,3 \text{ g}}{35,45 \text{ g mol}^{-1}} = 0,939 \text{ mol}$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{45,1g}{15,99g\text{mol}^{-1}} = 2,82 \text{ mol}$$

$$\text{Na} : \text{Cl} : \text{O} = 0,939 : 0,939 : 2,82$$

$$\frac{0,939}{0,939} : \frac{0,939}{0,939} : \frac{2,82}{0,939} = 1 : 1 : 3 \quad \bullet \quad \text{NaClO}_3$$

16. Најдете ја наједноставната формула на соединението кое содржи 12,1% натриум, 11,4% бор, 29,4% кислород, а остатокот е вода.

$$\% (\text{H}_2\text{O}) = 100\% - 12,1\% - 11,4\% - 29,4\% = 47,1\%$$

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{12,1g}{22,98g\text{mol}^{-1}} = 0,526 \text{ mol}$$

$$n(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{11,4g}{10,81g\text{mol}^{-1}} = 1,054 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{29,4g}{15,99g\text{mol}^{-1}} = 1,838 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{47,1g}{18g\text{mol}^{-1}} = 2,616 \text{ mol}$$

$$\text{Na} : \text{B} : \text{O} : \text{H}_2\text{O} = 0,526 : 1,054 : 1,838 : 2,616 = \frac{0,526}{0,526} : \frac{1,054}{0,526} : \frac{1,838}{0,526} : \frac{2,616}{0,526} =$$

$$1 : 2 : 3,5 : 4,97 \quad \bullet \quad \text{NaB}_2\text{O}_{3,5} \times 5\text{H}_2\text{O} \quad / \quad \times 2 \\ \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$$

17. Колку проценти алуминиум содржат следните природни минерали?

a) MgAl_2O_4

b) ZnAl_2O_4

c) $(\text{Fe}_{0,5}\text{Mg}_{0,5})(\text{Al}_{0,8}\text{Fe}_{0,2})_2\text{O}_4$

a) $\%(\text{Al})=?$

$$M(\text{MgAl}_2\text{O}_4) = 24,31 + 2 \times 26,98 + 4 \times 15,999 = 142,24 \text{ g}\text{mol}^{-1}$$

$$\omega(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{MgAl}_2\text{O}_4)} = \frac{53,96g}{142,24g\text{mol}^{-1}} = 0,379 = 37,9\%$$

b) $\%(\text{Al})=?$

$$M(\text{ZnAl}_2\text{O}_4) = 65,37 + 2 \times 26,98 + 4 \times 15,999 = 183,32 \text{ g}\text{mol}^{-1}$$

$$\omega(\text{Al}) = \frac{53,96g}{183,32g\text{mol}^{-1}} = 0,294 + 29,4\%$$

с) $\omega(\text{Al})=?$

$$M(\text{Fe}_{0,5}\text{Mg}_{0,5})(\text{Al}_{0,8}\text{Fe}_{0,2})_2\text{O}_4 = 55,84 \times 0,5 + 24,31 \times 0,5 + (26,98 \times 0,8) \times 2 + (55,84 \times 0,2) \times 2 + 4 \times 15,999 = 169,57 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\omega(\text{Al}) = \frac{(26,98 \times 0,8) \times 2}{169,57} = 0,254 = 25,4\%$$

18. Пресметајте ги масените удели на елементите во хексакарбонил хром ($\text{Cr}(\text{CO})_6$).

$$M(\text{Cr}(\text{CO})_6) = 51,996 + 12,01 \times 6 + 15,999 \times 6 = 220,05 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\omega(\text{Cr}) = \frac{51,966}{220,05} = 0,236 = 23,6\%$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{72,06}{220,05} = 0,327 = 32,7\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{96}{220,05} = 0,436 = 43,6\%$$

Вежба бр. 3

ОСНОВНИ ПРАВИЛА ЗА РАБОТА ВО ЛАБОРАТОРИЈА

1. Користење на соодветна работна облека
2. Одржување на ред и хигиена
3. Функционално подредување на работното место
4. Користење на соодветни прибори и стаклени садови
5. Соодветна манипулација со реагенси
6. Лична и колективна заштита при работа
(испарливите реагенси да не се држат близу пламен, епруветите и реагенсите да не се држат близу до очите, при загревање на епрувета да се користи мал пламен, рамномерно да се загрева епруветата, да не се мешаат реагенси кои даваат експлозивни смеси (HNO_3 и глицерол, HNO_3 и фенол), при разредување, киселината се додава во водата, а не обратно...)
7. Прва помош при повреди
(при изгореници со киселини- промивање со Na_2CO_3 , при изгореници со бази-разредена оцетна киселина)

Важни упатства за правилно изведување на анализите

1. Пред изведување на анализата, **теоретски да се запознае** со начинот на изведување, значењето на анализата.
2. При изведување на анализата, треба **строго да се придржува** кон упатствата за работа.
3. Резултатите од анализата се запишуваат **во лабораториски дневник**
4. При изведување на анализата, се користи **онолку реагенс колку е потребно** (никогаш повеќе или помалку), а евентуално останатиот вишок треба да се фрли
5. **Цврстите реагенси никогаш не се земаат директно од садот**, туку се истураат во чист, сув сад (стаклена чаша, саатно стакло...), па оттука се земаат со соодветен прибор (пластична, метална, дрвена лажичка).
6. **Никогаш не се употребува целото количество дадено за квалитативна анализа**. Секогаш (доколку е можно) треба да се остави количина за евентуално повторување на анализата при појава на сомнителни резултати.
7. При додавање реагенс се внимава **да не дојде во допир капалката** (пипета) со садот, поради можно онечистување.
8. Садовите со **реагенси да се затвораат со соодветните капачиња**, и веднаш по употребата да се вратат на своето место.
9. Со **иста капалка (пипета) никако** не смеат да се земаат повеќе реагенси.
10. Сите операции кои доведуваат до ослободување на гас (може да биде отровен, надразнувачки и сл.) задолжително се вршат **во дигестор**.

Лабораториски садови

Реагенс-шишиња: најчесто користени се шишињата со волумен од 30-50-100 cm^3 изработени од безбојно или обоено стакло, снабдени со пластичен, стаклен или капалка-затворувач. При користење на реагенси, треба да се запазува чистотата, односно:

-да не се мешаат затворачите на шишињата,
-реагенсот да се зема со сосема чиста пипета (капалка)
-остатокот од реагенсот да не се враќа во шишето
-при додавањето на реагенсот во растворот да се внимава да не се допре ѕидот на садот, ниту испитуваниот раствор.

Цврстите хемикалии претежно се чуваат во оригиналното пакување, а доколку истото е многу големо, можат да се чуваат во реагенс-шишиња, кои се со широко грло, а супстанциите треба да се земаат со чисти, мали, стаклени или пластични лажички.

На секое реагенс-шише треба јасно да биде назначено името на супстанцијата, хемската формула, евентуално концентрацијата и датумот на подготовка на растворот. Шишињата треба да се враќаат на место после секоја работа и да се чуваат во целосен ред и чистота.

Епрувети: најчесто се користат епрувети со волумен од 10-15cm³ или кивети за центрифугирање. Епруветите кои се користат треба да бидат потполно чисти. Се чуваат на метален, пластичен или дрвен сталак.

Чаши: се користат чаши со различни волумени, во зависност од потребата.

Порцелански садови: се користат за упарување на супстанции

Пипети: се користат најразлични волумени и изведби-капалки, мешлести пипети, градуирани пипети.

Стаклено стапче: се користи за мешање на раствори.

Прскалки: се користат за промивање на садови, плакнење на садови, разредување на раствори.

Саатни стакла

Во волуметриската анализа се користат и :

Садчиња за мерење кои имаат шлифуван затворац;

Ерленмаер –стаклен конусен сад со рамно дно најчесто употребуван за титрирање

Одмерна тиквичка (одмерна колба)-се употребува за приготвување на раствор со определена концентрација, при што со дополнување на растворот до обележаниот дел се одмерува точниот волумен до кој е калибрирана колбата.

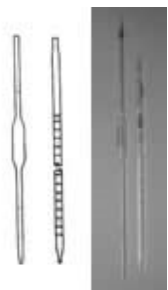
Бирети-се користат во волуметријата за титрирање

Бирети: градуирани цевки, на чиј долен крај се наоѓа стаклен (пластичен) чеп, од кој се испушта содржината од биретата. Можат да бидат со различни волумени, во зависност од типот на квантитативно одредување.

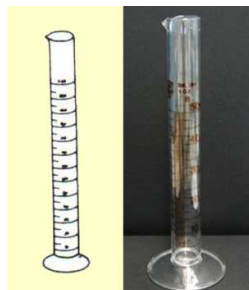
Одржување на лабораториски садови

При изведувањето на анализите мора да се внимава на чистотата на лабораторискиот прибор и садови. Имено, по завршената анализа, стаклениот прибор се мие прво со чешменска вода, а доколку има заостанат талог, се мие со четка и детергент, а потоа се мие повторно со чешменска вода и на крај се плакне со дестилирана вода. Ако садовите се замастени, се препорачува миење со хромсулфурна киселина (смеса на натриум бихромат и концентрирана сулфурна киселина), и повторно се мие со чешменска вода и на крај се плакне со дестилирана вода. Кај добро измениените садови не заостануваат капки вода на внатрешноста на садот. Садовите не смеат да се пребришуваат со крпа, туку се оставаат да се исушат по природен пат, или се ставаат во сушници.

Хемија
-вежби-
Факултет за медицински науки
-студии по Општа медицина-



Пипети



Мензура



Епрувети



Бирети



Порцелански сад



Лонче за жарење



Ексикатор



Лабораториска чаша



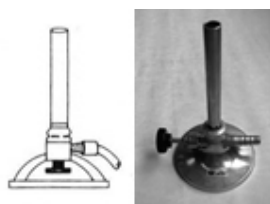
Инка



Одмерна колба



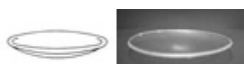
Ерленмаер



Бунзенов пламеник



Рачна прскалка



Саатно стакло



Сталак за епрувети

Поважни операции во аналитичка лабораторија

Загревање

Се врши доколку е пропишано, за забрзување на некоја реакција, за испарување, жарење и сл.

Бунзенов пламеник- загревањето се врши со внесување на накосената епрувета директно, внимателно, постепено во оксидациониот дел на пламенот. Треба да се внимава на можноста од вриење и прскање на содржината на епруветата, па не смее да биде насочена кон луѓе.

Водена бања – се загрева содржината на водената бања на соодветна температура и се внесува садот во растворот во неа, пропишано време.

Песочна бања - се подесува на соодветна температура содржината на песочната бања и се внесува садот во растворот во неа, пропишано време.

Жарењето се изведува на директен пламен, во порцеланска здела, но се внимава на промената на температурата.

Таложeње

Се изведува така што во испитуваниот раствор се додава реагенсот за таложeње во капки. Кристалниот талог не се појавува веднаш, туку е потребно извесно време (кристализацијата може да се забрза со триење на внатрешната страна на епруветата со стаклена прачка). Аморфниот талог веднаш се појавува, но потешко се одделува од матичниот раствор. Обично, таложeњето се изведува на повисока температура бидејќи се добиваат покрупни талози кои плесно се центрифугираат и одделуваат.

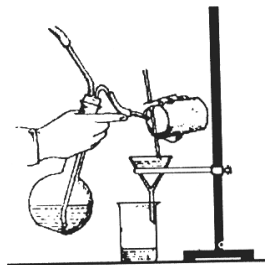
Одделување на талог- може да се врши со:

-*декантација* - внимателно одлевање на течниот дел од талогот

-*филтрирање* - одделување на талогот од течноста со помош на филтер хартија. Пред филтрацијата растворот што се филтрира треба убаво да се измеша, па се префрла во инката со помош на стаклена прачка, која се држи директно над инката. За целосно (квантитативно) префрлање на суспензијата на филтерот, садот со суспензијата се промива неколку пати со мала количина растворувач.

-*центрифугирање*-раздвојување на талог со помош на центрифугална сила. Треба да се внимава на начинот на редување на епруветите во центрифугата (спротивоположно, со иста маса), за да не дојде до поместување на оската на центрифугата. За да се провери дали таложeњето е извршено до крај, во супернатантот се додаваат неколку капки од таложниот реагенс (ако не е извршено до крај, растворот се заматува и потребно е повторно таложeње).

Промивање на талогот-се врши со цел за се промијат евентуално адсорбираните јони на талогот. Се врши со мал волумен на течност за промивање (растворувач), по што повторно се одделува талогот од течноста.



Испарување

Се врши со цел намалување/потполно отстранување на растворувачот, на температура блиска до точката на вриење, во полуотворен стаклен сад (концентрирање) или во порцеланска здела (потполно испарување).

Вежба бр. 5

КВАЛИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

Предмет на изучување на аналитичката хемија е изучување и разработување на методите за определување на хемискиот состав на супстанцииите и нивните смеси.

Аналитичката хемија всушност претставува наука за методите на хемиска анализа.

Методите за хемиска анализа опфаќаат две големи подрачја:

1. Квалитативна анализа, која се однесува на откривање на составот на супстанцијата или смесата и
2. Квантитативна анализа, која се однесува на количинските, масените односи во кои се застапени компонентите на испитуваната супстанција.

Квалитативна анализа

Квалитативната анализа може да се изведе со различни методи: хемиски, физички и физичко-хемиски. При хемиските методи, определуваниот елемент или јон се преведува со помош на хемиска реакција во ново соединение со однапред познати својства. Супстанцијата која се додава на испитуваната супстанција се вика реагенс.

Не секогаш е можна идентификација на супстанцииите според некои физички својства (агрегатна состојба, боја и сл.), па често се применуваат физичко-хемиски методи (физички својства предизвикани како резултат на одвивање на хемиска реакција).

При квалитативна анализа се применуваат т.н претходни методи (сува постапка на идентификација) и систематски методи (мокра постапка на идентификација). Вредноста на претходните испитувања е што даваат информација како претходно да се обработи испитуваната супстанција кога таа е нерастворлива во вода и киселини, за да може од истата да се добие раствор за понатамошно испитување. Методите за анализа по мокар пат се изведуваат во строго установен систематски пат, со што се постигнува одделување и идентификација на одделни компоненти на испитуваната супстанција (смеса).

Реакции по сув пат

Пред да се започне со испитување на супстанцииите, потребно е внимателно набљудување на надворешниот изглед, со голо око или преку лупа. Понатаму, испитувањата треба да покажат дали супстанцијата е отровна или експлозивна, а за таа цел се става мало количество на супстанцијата во порцеланска шолја и се трие или се загрева. Ако не се забележи слабо пукање, супстанцијата не е експлозивна.

Од сувите постапки најчесто се користи постапката на бојадисување на пламенот од Бунзеновиот пламеник кое го даваат некои соли. Пламенот кој се

добива со согорување на гасовити горива кај Бунзеновиот пламеник е составен од два дела: внатрешен-редукционен и надворешен- оксидационен дел. Супстанциите треба да се внесат во оксидациониот дел од пламенот, каде се развива температура до 2000°C, при што оксидираат и испаруваат, а нивната пареа го бојосува пламенот. Ова својство го имаат солите на алкалните и земно-алкалните елементи. Внесувањето во пламенот се врши со платинска игла, прицврстена на стаклена прачка, која претходно се потопува во HCl (р.а), а промената на бојата на пламенот се набљудува визуелно.

КАТЈОНИ ОД I АНАЛИТИЧКА ГРУПА Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}

Групен реагенс – HCl

Овие катјони со групниот реагенс се таложат како бели талози, кои тешко се раствараат во вода. Оловниот хлорид целосно се раствора во топла вода, затоа при систематскиот тек на анализата може да се сретне и во втора аналитичка група.

Катјоните од оваа група имаат својство да образуваат комплексни соединенија

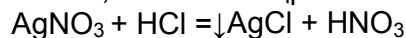
Ag^+

Среброто е бел, сјаен и лесно ковен метал кој се топи на 962°C. На сув воздух е постојан, а во присуство на влага и H_2S од воздухот поцрнува (Ag_2S). Разредена HCl и H_2SO_4 не го раствараат, додека топла конц. H_2SO_4 и HNO_3 киселина добро го раствараат. Повеќето сребрени соли се тешко растворливи во вода (Ag_2SO_4 , AgNO_2 , AgCO_3 , AgBr и др.). Растворлива сол во вода на среброто е AgCl .

-Јоните на среброто во воден раствор се безбојни.

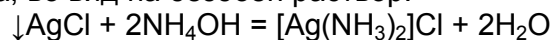
1. Реакција со групен реагенс:

- Сребрениот јон, реагира со хлоридниот анјон, при што како продукт се добива **бел сирест талог од сребро хлорид**, кој лесно коагулира и со подолго стоење на воздух поминува во виолетов, а потоа во црн талог.

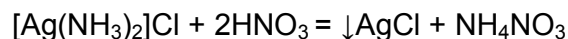


- Растворливост на AgCl:

AgCl не се раствара во разредени киселини (H_2SO_4 и HNO_3), а се раствара во разреден NH_4OH давајќи комплексна сол диаминосребро(I)хлорид растворлива во вода, во вид на безбоен раствор.

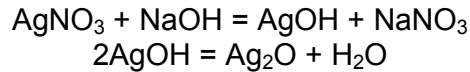


Ако на овој раствор се дејствува со разредена HNO_3 , повторно се добива талог од AgCl.

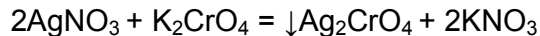


(Реакцијата е осетлива и може да послужи за идентификација на Ag^+ - јони)

2. *Алкални хидроксида* како NaOH, KOH, па и NH₄OH издвојуваат од раствори со Ag⁺- јони прво нестабилен AgOH, кој брзо поминува во темен сребро(I)оксид:

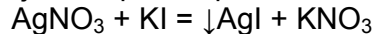


3. *Калиум бихромат* реагира со Ag⁺- јони во раствор, при што сребрените јони се таложат како кафеаво-црвен талог од сребро бихромат, кој се раствара во NH₄OH и HNO₃.



(Реакцијата е осетлива и може да послужи за идентификација на Ag⁺- јони)

4. *Калиум јодид* реагира со сребрените катјони и како продукт на реакцијата се добива жолт талог од AgI кој не се раствара во NH₄OH.



Hg₂²⁺

Живата има сребрено-сива боја и јак метален сјај и е единствен течен метал не само на собна, туку и при многу ниска температура. Соединенијата на живата се лесно испарливи и при загревање сублимираат. Со повеќето метали гради легури наречени амалгами. Образува два вида јони: Hg₂²⁺ и Hg²⁺.

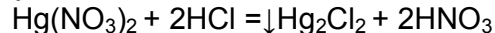
- Жива (I) јонот се разликува од жива (II) јонот по тоа што дава нерастворлив талог од жива(I)хлорид.

- Лесно растворливи соли на жива(I)јоните се нитратите.

- Јонот на едновалентната жива е безбоен.

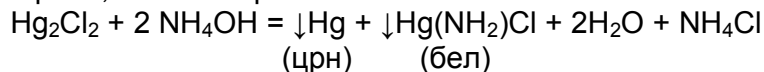
1. *Реакција со групен реагенс:*

- Јоните на едновалентната жива реагираат со HCl и другите растворливи хлориди при што образуваат **бел свиленаст талог од жива(I)хлорид**.



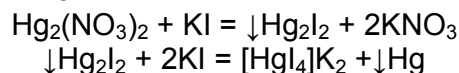
- Растворливост на Hg₂Cl₂:

Талогот на жива(I)хлорид се раствара во разреден NH₄OH, се издвојува црна ситно диспергирана, елементарна жива:

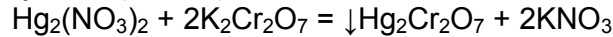


(Реакцијата е осетлива и може да послужи за идентификација на Hg₂²⁺- јони)

2. *Калиум јодидот* ги таложува живините едновалентни катјони во форма на зелен талог од жива(I)јодид кој се раствара во вишок реагенс при што се образува комплексно соединение од калиум тетрајодомеркурат(I) и се одделува елементарна жива:



3. Калиум бихромат формира тешко растворлив црвен талог од жива(I)бихромат, кој не се раствара во азотна киселина.



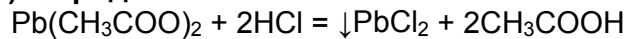
Pb²⁺

Оловото е метал со сива боја, се одликува со голема мекост. На воздух бргу се покрива со тенок слој на оксид кој го штити од понатамошна оксидација. Оловото гради соединенија со оксидационен број +2 и +4 (оловниот јон Pb^{4+} се јавува само во тешко растворливи соединенија). Хидроксидот на оловото е бел талог кој покажува амфотерни својства. Оловото се раствара во разредени киселини.

- Растворливи соли во вода на оловото се олово(I)нитрат и олово(I)ацетат.
- Јоните на оловото се безбојни

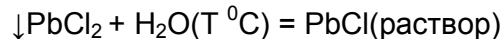
1. Реакција со групен реагент:

- Јоните на оловото при реакција со HCl како продукт даваат **бел кристален талог од олово(II)хлорид:**

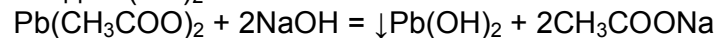


- Растворливост на PbCl_2 :

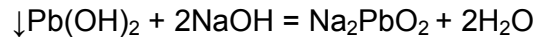
Талогот олово(II)хлорид се раствара делумно во ладна вода, а целосно во топла вода.



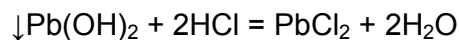
2. Алкални хидроксида и амониум хидроксид додадени кон раствор на Pb^{2+} даваат бел талог од $\text{Pb}(\text{OH})_2$:



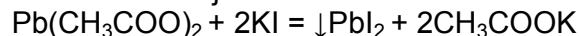
Талогот е растворлив во киселини и во вишок од алкални хидроксида, но не се раствара во NH_4OH :



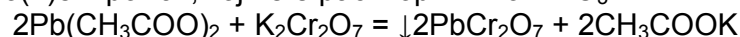
или



3. Калиум јодид ги таложи оловните катјони во форма на жолт талог кој се раствара во азотна киселина и во јаки бази:



4. Калиум хроматот и калиум бихроматот формираат тешко растворлив жолт талог од олово(II)бихромат, кој не е растворлив во HNO_3 :



(Реакцијата е осетлива и може да послужи за идентификација на Pb^{2+} - јони)

Постапки за квалитативна анализа на раствори кои содржат катјони од

I- аналитичка група

Принцип:

Се изведуваат реакциите со групниот реагенс со сите јони од оваа аналитичка група, а потоа се проверува растворливоста на добиените талози. На крај се изведуваат реакциите за идентификација на секој катјон посебно. За оваа цел се зема од растворот на соодветните катјони по 1 cm^3 во епрувета, а реагенсите за докажување, како и групниот реагенс, се додаваат во мали порции во капки.

Систематско докажување на непознат катјон во проба

1. Изведување на реакција со групен реагенс (HCl , 2 mol/dm^3)

Се земаат три порции од испитуваниот раствор, во три посебни епрувети. Во сите се додава групниот реагенс, до потполно таложење. Се промешува.

-Ако не се добие бел талог, во растворот нема катјон од прва аналитичка група

-Ако се добие бел талог, треба да се обрати внимание на изгледот и бојата (бел сирест талог – AgCl , бел свиленаст талог- Hg_2Cl_2 , бел кристален талог- PbCl_2)

2. Докажување на Pb^{2+} :

-Во епруветата со бел, кристален талог се додава 1 cm^3 врела вода и се меша. Ако талогот се раствори, а со ладење пак кристализира, постои индикација за присуство на оловен катјон.

-Ако во испитуваниот раствор има и други катјони од прва група, талогот нема целосно да се раствори (во останатиот талог се присутни AgCl и/ или Hg_2Cl_2). Бистриот раствор добиен по растворањето, се користи за докажување на олово.

-Можат да се изведат сите карактеристични реакции за идентификација на Pb^{2+} , а позитивната реакција со $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, укажува на сигурно присуство на олово.

Постапка: Кон еден дел од испитуваниот раствор се додава 1 капка NaCH_3COO и неколку капки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при што се добива тешко растворлив жолт талог од олово(II)бихромат, кој не е растворлив во HNO_3

3. Докажување на Ag^+ :

- Во епруветата со бел, сирест талог што не се раствора со топла вода се додава NH_4OH , т.е. се бара доказ за присуство на катјон на сребро и/или жива: кон талогот се додаваат 6 капки NH_4OH и се набљудува промената.

-Ако талогот се раствора со формирање безбоен раствор, има катјон на Ag^+ ;

-Ако се добие црн талог има катјон на Hg_2^{2+} ;

-Можат да се изведат сите карактеристични реакции за идентификација на Ag^+ , а позитивната реакција со $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, укажува на сигурно присуство на Ag^+ .

Постапка: Кон дел од растворот се додава 1 капка NaCH_3COO неколку капки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при што се добива црвено-кафеав талог од Ag_2CrO_4 , кој се раствора во азотна киселина и NH_4OH .

4. Докажување на Hg_2^{2+} :

- Во епруветата со бел, свиленаст талог што не се раствора со топла вода, се додава NH_4OH , т.е. се бара доказ за присуство на катјон на жива: кон талогот се додаваат 6 капки NH_4OH и се набљудува промената.

-Ако талогот се раствора со формирање на црн талог од Hg и $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$, има катјон на Hg_2^{2+} ;

-За да ја добиеме живата во раствор, црниот талог се раствора со додавање на царска вода (смеса од HNO_3 и HCl во однос 1:3). Се изведуваат карактеристични реакции за идентификација на Hg_2^{2+} :

-По растворањето, во еден дел од растворот се додава KI во капки, при што, се добива зелен талог од Hg_2I_2 . Талогот се раствора во вишок реагенс, со одделување елементарна жива.

-Кон другиот дел од растворот се додава неколку капки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при што се добива црвен талог од Hg_2CrO_4 , кој не се раствора во азотна киселина.

Преглед на карактеристични реакции на катјоните од I-ва аналитичка група

Реагенси	Pb^{2+}	Ag^+	Hg_2^{2+}
HCl	PbCl_2 бел, кристален	AgCl бел, сирест	Hg_2Cl_2 бел, свиленаст
KI	PbI_2 жолт	AgI бледо жолт	Hg_2I_2 зелен
NH_4OH	$\text{Pb}(\text{OH})_2$ бел	$\text{AgOH} + \text{Ag}_2\text{O}$ бел-кафеав	$\text{Hg} + \text{Hg}_2(\text{NH}_2)\text{NO}_3$ црн-бел
NaOH	$\text{Pb}(\text{OH})_2$ бел	Ag_2O кафеав	Hg_2O црн
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	PbCr_2O_7 жолт	Ag_2CrO_4 црвено-кафеав	Hg_2CrO_4 црвен

Вежба бр. 6

КВАЛИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

КАТЈОНИ ОД IV АНАЛИТИЧКА ГРУПА Ni^{2+} , Co^{2+} , Mn^{2+} и Zn^{2+}

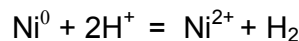
Групен реагенс – $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

За да биде целосно таложењето на катјоните од IV група и за да не дојде до таложење на катјоните од V аналитичка група, треба :

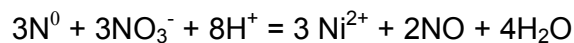
- испитуваниот раствор да биде неутрален или слабо базен, за неутрализација се користи амониум хидроксид.
- за да не поминат сулфидите од катјоните од IV група во колоидна состојба, таложењето со амониум сулфидот се врши на $T=70^\circ\text{C}$, во присуство од амониум хлорид.
- за таложење треба да се користи свежо подготвен раствор од амониум сулфид.

Ni^{2+}

Никелот има сребрено бела боја, и според својствата е сличен на железото и кобалтот. На воздух и влага, при обична температура е постојан, и се користи за покривање на метални предмети, чија површина треба да се заштити од корозија. Лесно се раствара во HCl и H_2SO_4 , при што се одделува водород:



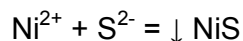
Најдобро се раствара во разредена азотна киселина:



Во конц. HNO_3 не се раствара, затоа што доаѓа до пасивизирање (површината се покрива со заштитен слој од оксиди, кои го спречуваат понатамошното растварање).

1. Реакција со групен реагенс:

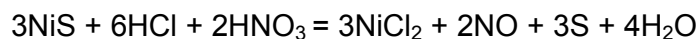
- Сулфид јоните од безбојниот $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, од неутрални и базни раствори, таложат црн талог од никел сулфид:



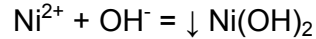
Свежо исталожениот никел сулфид се раствара во киселини, па затоа сулфурводородот не ги таложува Ni^{2+} од кисел раствор.

- Растворливост на $\downarrow \text{NiS}$:

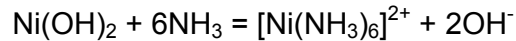
$\downarrow \text{NiS}$ лесно се раствара во царска вода и во смеса од конц. HCl и водород пероксид:



2. Алкални хидроксида како NaOH, KOH, таложат **бледозелен талог од Ni(OH)₂**, кој не се раствара во вишок од базата, а се раствара во киселини и амонијак:



3. Хидроксид јоните од амонијакот, додаден во еквивалентно количество, таложат никел(II)хидроксид, кој во вишок од реагенсот образува **сино комплексно соединение, хексамин никел(II)јон**:

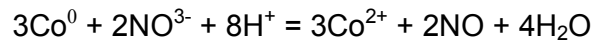


4. Диметилглиоксим (алкохолен раствор, Чугаев реагенс), од слабо амонијачен раствор таложува **светлоцрвен кристален никел-диметилглиоксим** (комплексна сол). Талогот се раствара во минерални киселини.

(Реакцијата е осетлива и може да служи за идентификација)

Co²⁺

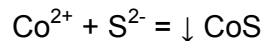
Кобалтот е бел метал, отпорен на воздух. Се раствара во HCl и H₂SO₄ со издвојување на водород, но најдобро се раствара во разредена азотна киселина:



Во соединенијата се јавува како Co²⁺ и Co³⁺. Кобалт(III)солите се нестабилни и лесно поминуваат во кобалт(II). Кристалохидратите на Co²⁺-солите се розево обоени. Бојата потекнува од [Co(H₂O)₆]²⁺ јоните. Со дехидратација бојата поминува од розева во сина.

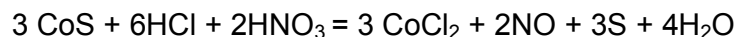
1. Реакција со групен реагенс:

- Сулфид јоните од безбојниот (NH₄)₂S, од базни раствори, таложат **црн талог од кобалт(II) сулфид**:

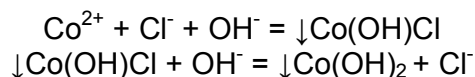


- Растворливост на ↓ CoS:

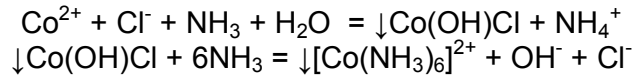
↓ CoS лесно се раствара во царска вода и во смеса од конц. HCl и водород пероксид:



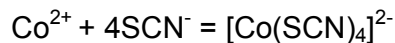
2. Алкални хидроксида како NaOH, KOH, таложат **сина базна сол**, која со загревање и во вишок од хидроксидот поминува во **розов кобалт (II)хидроксид**:



3. Хидроксид јоните од амонијакот, таложат **сина базна сол**. Во вишок реагенс се образува хексааминкобалт(II)-јон, кој со стоење на воздух потемнува зошто се образува **хексааминкобалт(III)-јон со жолто кафеава боја**:

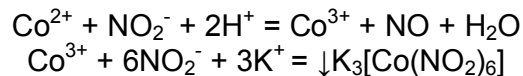


4. Тиоцијанатниот јон (SCN^-), (Фогелова реакција) од калиум или амониум тиоцијанат образува **син тетратиоцијанокобалтат(II)комплекс**. Со разредување, бојата поминува во розева.



При екстракција со смеса од амил-алкохол и етер (1:1), комплексот преминува во смесата, при што ја бојадисува сино. Ако во растворот се присутни и Fe^{3+} -јоните, се образува црвен комплекс. Маскирањето на Fe^{3+} -јоните се врши со додавање на натриум флуорид или винска киселина. Маскирањето може да се изврши и со редукција на Fe^{3+} -јоните во Fe^{2+} , со употреба на калај(II)хлорид. (Реакцијата е осетлива и може да служи за идентификација)

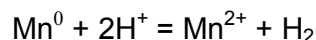
5. Нитрит јоните (NO_2^-) од калиум нитрит, во присуство на оцетна киселина, од концентрирани раствори на кобалт(II)соли, таложат **жолт кристален талог од калиум хексанитрокобалтат(III)** :



(Реакцијата е осетлива и може да служи за идентификација)

Mn²⁺

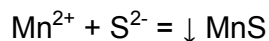
Манганот е сиво бел сјаен метал. На воздух е постојан, зашто се прекрива со тенок оксиден слој, кој го штити од понатамошна оксидација. Поактивен е од водородот и се раствара во разредени киселини, при што се одделува водород:



Азотната киселина го оксидира во манган(IV)оксид. Единствен катјон значаен во квалитативната анализа е Mn^{2+} , а единствен анјон е перманганатниот, MnO_4^- .

1. Реакција со групен реагенс:

- Сулфид јоните од безбојниот $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, од базни раствори, **таложат розовожолт(со боја на месо) талог од манган(II) сулфид**:

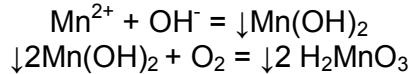


- Растворливост на $\downarrow \text{MnS}$:

Со стоење и со загревање, талогот ја менува бојата во зелена. Манганот лесно се раствара во минерални киселини, па дури и во оцетна киселина.

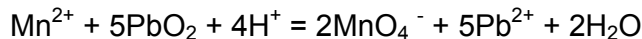
(Реакцијата е осетлива и може да служи за идентификација)

2. **Алкални хидроксида** како NaOH, KOH, таложат **бел желатинозен манган (II) хидроксид**, кој на воздух се оксидира и поминува во манганеста киселина, H_2MnO_3 , со кафеава боја. Талогот се раствара во киселини, а е нерастворлив во бази.



3. **Хидроксид јоните од амонијакот**, таложат **бел манган (II) хидроксид**, само ако не се присутни амониум соли. Ако се присутни амониум соли реакцијата не е квантитативна бидејќи талогот се раствара во вишокот амонијачни соли.

4. **Оксидационите средства** (PbO_2 , $(NH_4)_2S_2O_8$) во присуство на конц. азотна киселина и при загревање, ги оксидираат Mn^{2+} јоните во **виолетови перманганатни јони** :

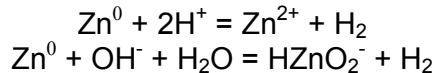


За успешно изведување на реакцијата, потребно е да се додаде само една капка од испитуваниот раствор, зошто ако се земе повеќе, доаѓа до редукција на MnO_4^- јоните, па наместо виолетов ќе се добие црн талог. Во присуство на хлоридни јони, идентификацијата на манганот е отежната, затоа што MnO_4^- јоните се редуцираат до Mn^{2+} . Хлоридните јони се отстрануваат со нивно таложење со сребрени јони во вид на сребрен хлорид.

(Реакцијата е осетлива и специфична и служи за идентификација)

Zn²⁺

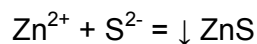
Цинкот е сиво бел сјаен метал. На воздух е постојан, зашто се прекрива со тенок оксиден слој, кој го штити од понатамошна оксидација. Има амфотерни својства, се раствара во киселини, со одделување водород, а се раствара и во алкални хидроксида, при што исто така, се одделува водород и се добиваат соли- цинкати :



-Јоните на цинкот во воден раствор се безбојни.

1. **Реакција со групен реагенс:**

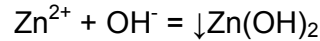
- **Сульфид јоните од безбојниот** $(NH_4)_2S$, од неутрални и базни раствори, таложат **бел талог од цинк(II) сульфид**:



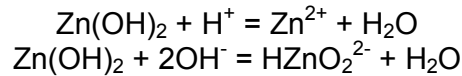
- Растворливост на $\downarrow ZnS$:

Талогот се раствара во хлороводородна киселина, а не се раствара во оцетна киселина. ZnS лесно образува колоидни раствори.

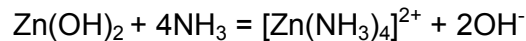
2. *Алкални хидроксида* како NaOH, KOH, таложат **бел желатинозен цинк(II)хидроксид**:



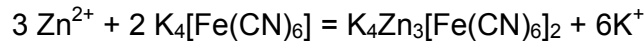
Поради амфотерните својства на $\text{Zn}(\text{OH})_2$, тој се раствара во бази и киселини:



3. *Хидроксид јоните од амонијакот*, во неутрални раствори, таложат **бел цинк (II) хидроксид**. Талогот се раствара во вишок од амонијак, при што се образува **тетраамин цинк(II)комплекс со бела боја**:



4. *Хексацијаноферат(II)-јоните од $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$* , таложат **бел талог од двоен, калиум цинк хексацијаноферат(II), $\text{K}_4\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$** :



-талогот не се раствара во киселини, туку само во натриум хидроксид.
(Реакцијата е осетлива и служи за идентификација)

Постапки за квалитативна анализа на раствори кои содржат катјони од IV- аналитичка група

Принцип:

Се изведуваат реакциите со групниот реагенс со сите јони од оваа аналитичка група, а потоа се проверува растворливоста на добиените талози. На крај се изведуваат реакциите за идентификација на секој катјон посебно. За оваа цел се зема од растворот на соодветните катјони по 1 cm^3 во епрувета, а реагенсите за докажување, како и групниот реагенс, се додаваат во мали порции во капки.

Систематско докажување на непознат катјон во проба

1. Изведување на реакција со групен реагенс $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

Кон растворот, кој претходно е загреан до вриење, се додава капка по капка амониум сулфид. Талогот се пренесува во мала чаша и се закиселува со хлороводородна киселина. Се става на водена бања за да се отстрани H_2S и да се намали волуменот на растворот. Талогот се мие со вода, во која се ставаат неколку кристалчиња од амониум нитрат, за да се спречи пептизацијата. Растворот се закиселува со разредена оцетна киселина и се загрева до вриење. Коагулираниот талог од никел сулфид се отстранува со центрифугирање, а растворот понатаму служи за идентификација на катјоните

од V и VI аналитичка група. Талогот од првото одделување ги содржи катјоните од IV аналитичка група и понатаму се обработува.

2. Растварање со HCl

Талогот се закиселува со 2M HCl и се загрева на водена бања, за отстранување на H₂S. Притоа доаѓа до растварање на сулфидите на манганот и на цинкот, а не се раствараат сулфидите на никелот и на кобалтот. Талогот се одделува со центрифугирање, а растворот ги содржи јоните на Mn²⁺ и Zn²⁺.

3. Растварање со царска вода

Талогот се пренесува во порцеланско лонче или чаша, се додаваат 2-3 капки царска вода, се испарува до суво и се раствара со малку вода. Растворот служи за идентификација на Ni²⁺ и Co²⁺.

4. Идентификација на Ni²⁺

Кон 4-5 капки од растворот се додава амониум хидроксид до слабо базна реакција (лакмус) и 5-6 капки алкохолан раствор на диметилглиоксим. Се добива црвен талог од Ni- диметилглиоксим.

5. Идентификација на Co²⁺

Кон друг дел од растворот (4-5 капки) се додаваат неколку кристалчиња цврст амониум тиоцијанат и 5-6 капки смеса од амил-алкохол и етер. Се добива сино обојување.

6. Центрифугатот се загрева се додека не изчезне мирисот на H₂S и се таложат со 6M NaOH. Се центрифугира.

7. Талогот се раствара со 4-5 капки 2M HCl и се испарува до суво, а потоа се раствара со малку вода. Кон 2-3 капки од растворот се додава PbO₂ и конц. азотна киселина. Се појавува виолетово обојување.

8. Центрифугатот се закиселува со неколку капки оцетна киселина и се воведува сулфурводород. Белиот талог од цинк сулфид е доказ за цинк.

Преглед на поединечни реакции на катјоните од IV аналитичка група

реагенс	Mn ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Zn ²⁺
(NH ₄) ₂ S	↓MnS розов	↓CoS црн	↓NiS црн	↓ZnS бел
NH ₄ OH	Mn(OH) ₂ бел	Co(OH) ₂ розов	Ni(OH) ₂ зелен	Zn(OH) ₂ бел
NH ₄ OH во вишок	-/-	↓[Co(NH ₃) ₆] ²⁺ Жолто-кафеав	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ син	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺ бел
NaOH	-/-	Co(OH) ₂ розов	Ni(OH) ₂ зелен	Zn(OH) ₂ бел
Оксиданс + киселина	MnO ₄ ⁻ виолетово	Нема промена	Нема промена	Нема промена

Вежба бр. 7

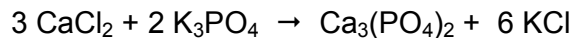
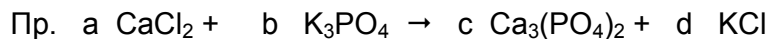
ХЕМИСКА РАВЕНКА

Со хемиска промена (хемиска реакција), се создаваат нови супстанции, кои имаат различни својства од почетните супстанции;

Хемиските реакции можеме да ги претставиме со *хемиски равенки*;
- од десната страна на равенството се пишуваат хемиските формули на реактантите, а од левата- хемиските формули на продуктите;
- во хемиската равенка точно определен број единици (молекули, атоми) реагираат, па бројот на атоми на реактантите мора да е еднаков на бројот на атоми на продуктите.

Дефиниција: Хемиската реакција е хемиски облик на движење на материјата, при што атомите на супстанциите кои реагираат се *прегруппираат*, создавајќи нови супстанции, т.е. кај хемиската реакција видовите атоми (хемиски елементи) остануваат непроменети.

Во хемиската реакција влегуваат точно определен број на единици (атоми). Тој цел број се нарекува *коэффициент*, и се пишува пред хемиската формула.



Хемиската равенка ни дава податоци за квантитативниот однос (молскиот однос) во кој супстанциите реагираат, па врз основа на истата, можат да се прават најразлични пресметки.

Колку CaCl_2 и K_3PO_4 треба да се земе, за да се добие 100g $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

Прво треба да ја изразиме оваа количина во молови, имајќи ја во предвид M_r ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$):

$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m}{M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{100\text{g}}{310,18 \text{ g/mol}} = 0.322\text{mol}$$

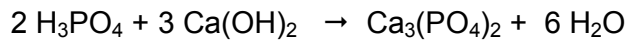
Од реакцијата имаме дека за 1mol $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ потребно е 3mol CaCl_2 и 2 mola K_3PO_4 , па следува дека за 0.322mol $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, потребно е 3 x 0.322 (0.966)mol CaCl_2 и 2 x 0.322 (0.644)mol K_3PO_4 .

Па имаме:

$$m(\text{CaCl}_2) = n M = 0.966\text{mol} \times 110.9\text{g/mol} = \mathbf{107.22\text{g CaCl}_2}$$

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = n M = 0.644\text{mol} \times 212.27\text{g/mol} = \mathbf{136.70\text{g K}_3\text{PO}_4}$$

Пр. Колку грами H_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ треба да се земе, за да се добие 100g $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?



$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m}{M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{100\text{g}}{310,18 \text{ g/mol}} = 0.322\text{mol}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = n M = 0.644\text{mol} \times 98.00\text{g/mol} = \mathbf{63.112\text{g H}_3\text{PO}_4}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n M = 0.966\text{mol} \times 74.09\text{g/mol} = \mathbf{71.57\text{g Ca}(\text{OH})_2}$$

1. Колку Na_2SO_4 е потребно да се исталожи целото олово од раствор кој содржи 100g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ како PbSO_4 ?

Решение : 42.88g Na_2SO_4

2. Колку кристален Na_2S треба да се земе од раствор кој содржи 100g бизмут (II) нитрат- пентахидрат, за целиот бизмут да се исталожи како бизмут (III) сулфид? (Na_2S кристализира со 9 молекули на вода)

Решение: 31.00g Na_2S

3. Колку грама $\text{Fe}(\text{OH})_3$ се неутрализира со еден мол HNO_3 ?

Решение: 25.62g

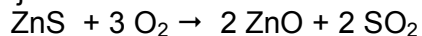
4. Колку мола H_2SO_4 се неутрализира со 100g $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Решение: 1.923mol

5. Колку грами NaOH реагира со 132g јаглерод (IV)оксид, ако се создаваат кисели соли, а колку ако се создаваат нормални соли?

*Решение: а) 120.00g за кисела сол
б) 240.00g за нормална сол*

6. При загревање на сфалерит на воздух, тој преоѓа во цинк оксид по реакцијата:



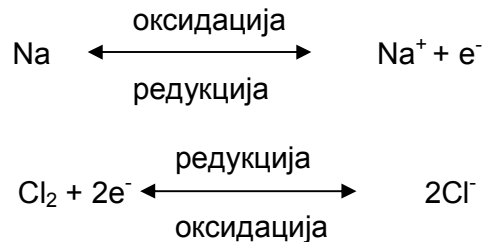
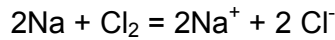
Колку може да се добие цинк оксид и сулфур (IV) оксид од 1тон сфалерит?

Решение: 835kg ZnO и 657.5kg SO_2

Оксидација и редукција

Реакциите на оксидација и редукција се поврзани со пренос на електрони.

Пред реакцијата елементите имаат полнеж нула, а после реакцијата минуваат во јони, при што процесот на оддавање електрони се вика *оксидација*, а процесот на примање на електрони е *редукција*.



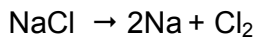
Поради полесно пишување и решавање редокс равенки воведен е поимот оксидациски број кој покажува во каква оксидациска состојба се наоѓа елементот во составот на некое соединение.

Според тоа, зголемувањето на оксидацискиот број на елементот покажува дека дошло до оксидација на тој елемент, и аналогно, намалувањето покажува дека дошло до редукција.

Промената на оксидацискиот број го одредува бројот електрони кои во текот на реакцијата преминуваат од атомот на еден елемент кај друг.

- кај јонските соединенија, оксидацискиот број е еднаков на ел. полнеж што елементот го добива или губи.

пример:



- кај другите соединенија на пр. со ковалентни врски, оксидацискиот број на секој елемент се определува врз основа на **правила**:

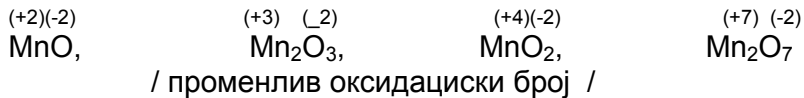
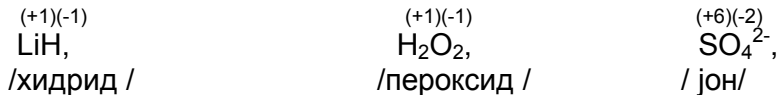
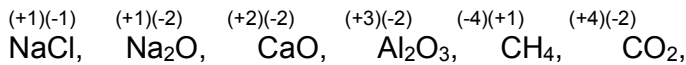
1. Оксидацискиот број на сите елементи во елементарна состојба е 0.
2. Оксидацискиот број на водородот во соединенијата е (+1), освен во металните хидриди, каде што е (-1)
3. Оксидацискиот број на кислородот во соединенијата е (-2), освен во пероксидите, каде што е (-1)
4. Збирот на сите оксидациски броеви на елементите во составот на соединението мора да е еднаков на нула.
5. Оксидацискиот број е еднаков на полнежот (набојот) на јонот или радикалот.
6. Алкалните метали (Na, K, ...) секогаш имаат оксидациски број +1, а алкалнозамните метали +2.

Оксидацискиот број се пишува над симболот на елементот во заграда и со предзнакот на прво место (пр. +2), за разлика од полнежот на јонот кој се пишува на место на експонент а предзнакот се става зад него (2+).

Оксидацискиот број на еден атом не мора да биде секогаш ист и може да се менува. Таквата појава елементите да имаат повеќе оксидациски броеви е многу честа и треба да се има предвид при пишувањето редокс равенки.

Пример 1:

Да се пресметаат оксидациските броеви на секој елемент посебно во составот на следните соединенија:



Задачи

1. Најдете го оксидацискиот број на манганот во неговите соединенија:

- a) MnO f) Mn₂(SO₄)₃
b) MnO₂ g) (OH)Mn(OOH)₃
c) KMnO₄ h) K₂H₂Mn₂O₇
d) K₂MnO₄
e) Mn(OH)₄

2. Најдете го оксидацискиот број на хлорот во неговите соединенија:

- a) HClO e) ClO₂
b) HClO₂ f) FClO₂
c) HClO₃ g) Cl₂O₇
d) HClO₄ h) CCl₄

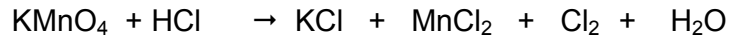
Оксидоредукциски равенки

оксиданс + e⁻ се редуцира = минува на понизок оксидациски степен
редуценс - e⁻ се оксидира = минува на повисок оксидациски степен

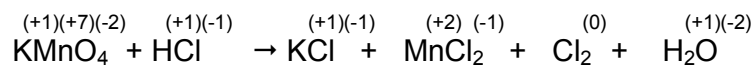
Алгебарската величина на оксидацискиот број не одлучува кој ќе биде оксиданс, а кој редуценс, туку тоа зависи од афинитетот кон електроните.

Равенките на оксидација и редукција мора да се постават така да бројот електрони што ги дава редуценсот е еднаков на бројот електрони што ги прима оксидансот.

Пр. При процесот на оксидација на HCl со KMnO₄ се развива елементарен Cl₂, а манганот се редуцира од оксид.број (+7) на (+2).

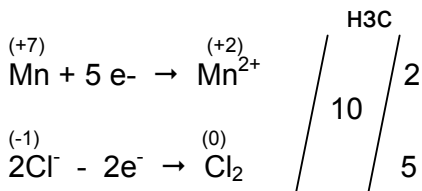


Треба да се пресметаат коефициентите во равенката. За таа цел прво се применуваат критериумите за одредување на оксидациските броеви на секој елемент посебно.



Променливи оксидациски броеви имаат само Mn и Cl. Може да се запишат и како две независни равенки.

Едната равенка ја прикажува редукцијата на перманганатниот јон во Mn²⁺ во кисела средина т.е.во реакцијата учествува и H⁺ јони. Другата равенка ја прикажува оксидацијата на хлоридниот јон.



За да биде исполнет условот за еднаков број електрони што ги дава редуценсот и прима оксидансот, треба да се најде најмал заеднички содржател за електроните во двата процеса.

Еден перманганатен јон прима 5 електрона, а еден хлориден јон дава само еден електрон, па првата равенка ја множиме со 2, а втората со 5.

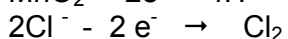
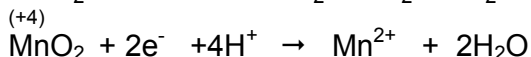
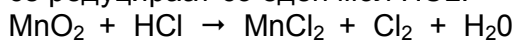
Коефициентите ги ставаме пред соединенијата кои влегуваат во редокс процесот, и понатаму стандардно изедначуваме.

Соодветно првобитната равенка со пресметани коефициенти :



Задачи

1. Ако манган(4)оксид реагира со хлороводородна киселина, се добива манган(2)хлорид и елементарен хлор. Пресметајте колку грама манган(4)оксид се редуцираат со еден мол HCl.



Бидејќи бројот на електрони што ги дава еден мол оксиданс е еднаков на бројот електрони што ги примаат два мола редуценс, излегува дека со еден мол HCl ќе се редуцира 1/2 мол MnO₂.

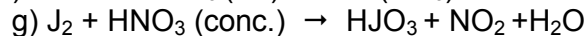
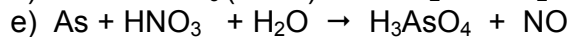
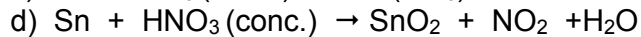
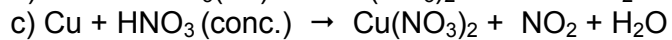
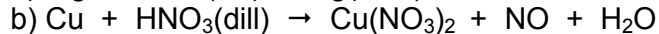
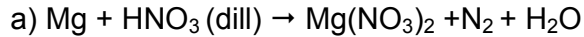
$$M(\text{MnO}_2) = 86,94 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m(\text{MnO}_2) = n \cdot M = 0,5 \text{ mol} \times 86,94 \text{ g mol}^{-1} = 43,47 \text{ g}$$

2. Сулфурводородот реагира со калиум бихромат во кисела средина при што се одделува елементарен сулфур. Хромот од калиум бихроматот се редуцира до (+3). Напишете ја равенката на реакцијата и одредете ги моларните и тежинските односи во кои реагираат калиум бихроматот и сулфурводородот.



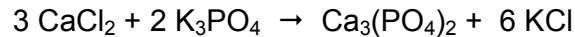
3. Изедначете ги оксидоредукциски равенките на реакциите:



Вежба бр. 8

ПРЕСМЕТКИ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

Пример 1: Колку CaCl_2 и K_3PO_4 треба да се земе, за да се добие 100 g $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?



Прво треба да ја изразиме оваа количина во молови, имајќи ја во предвид M_r ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$):

$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m}{M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{100\text{g}}{310,18 \text{ g/mol}} = 0.322 \text{ mol}$$

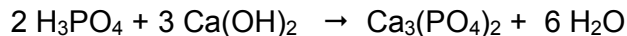
Од реакцијата имаме дека за 1 mol $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ потребно е 3 mol CaCl_2 и 2 mola K_3PO_4 , па следува дека за 0.322 mol $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, потребно е 3×0.322 (0.966) mol CaCl_2 и 2×0.322 (0.644) mol K_3PO_4 .

Па имаме:

$$m(\text{CaCl}_2) = n M = 0.966 \text{ mol} \times 110.9 \text{ g/mol} = \mathbf{107.22\text{g CaCl}_2}$$

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = n M = 0.644 \text{ mol} \times 212.27 \text{ g/mol} = \mathbf{136.70\text{g K}_3\text{PO}_4}$$

Пример 2: Колку грами H_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ треба да се земе, за да се добие 100g $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?



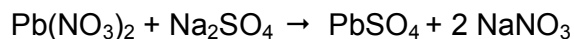
$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m}{M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{100\text{g}}{310,18 \text{ g/mol}} = 0.322 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = n M = 0.644 \text{ mol} \times 98.00 \text{ g/mol} = \mathbf{63.112\text{g H}_3\text{PO}_4}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n M = 0.966 \text{ mol} \times 74.09 \text{ g/mol} = \mathbf{71.57\text{g Ca}(\text{OH})_2}$$

Задачи за решавање:

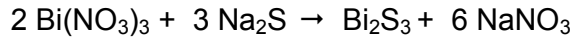
1. Колку Na_2SO_4 е потребно да се исталожи целото олово од раствор кој содржи 100g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ како PbSO_4 ?



$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m}{M_r(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{100\text{g}}{331,21 \text{ g/mol}} = 0.3019 \text{ mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n M = 0.3019 \text{ mol} \times 142.04 \text{ g/mol} = \mathbf{42.88 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}$$

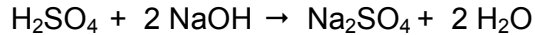
2. Колку кристален Na_2S треба да се земе од раствор кој содржи 100 g бизмут (II) нитрат- пентахидрат, за целиот бизмут да се исталожи како бизмут (III) сулфид? (Na_2S кристализира со 9 молекули на вода)



$$n (\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \times 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M_r} = \frac{100\text{g}}{485.07 \text{ g/mol}} = 0.2061 \text{ mol}$$

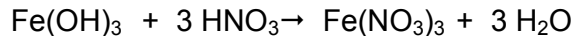
$$m (\text{Na}_2\text{S} \times 9\text{H}_2\text{O}) = n M = 0.3019\text{mol} \times 240.18\text{g/mol} = \mathbf{74.25\text{g Na}_2\text{S} \times 9\text{H}_2\text{O}}$$

3. Колку грами H_2SO_4 се неутрализира со 40g NaOH ?



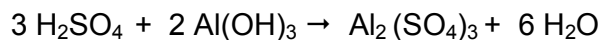
Решение: 31.00g

4. Колку грама $\text{Fe}(\text{OH})_3$ се неутрализира со еден мол HNO_3 ?



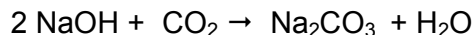
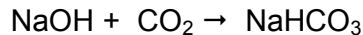
Решение: 25.62g

5. Колку мола H_2SO_4 се неутрализира со 100g $\text{Al}(\text{OH})_3$?



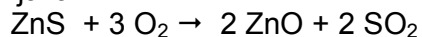
Решение: 1.923mol

6. Колку грами NaOH реагира со 132 g јаглерод (IV)оксид, ако се создаваат кисели соли, а колку ако се создаваат нормални соли?



Решение: а) 120.00g за кисела сол
б) 240.00g за нормална сол

7. При загревање на сфалерит на воздух, тој преоѓа во цинк оксид по реакцијата:



Колку може да се добие цинк оксид и сулфур (IV) оксид од 1тон сфалерит?

Решение: 835kg ZnO и 657.5kg SO_2

Вежба бр. 9

РАСТВОРИ

Раствори, количинска и масена концентрација, масен удел,
разредување на раствори;

Дефиниција: *Раствори* претставуваат хомогени смеси на чисти супстанции, односно растворите содржат две или повеќе супстанции измешани до состојба на молекуларна дисперзија.

Компонентата која се наоѓа во поголема количина од другите, се нарекува *растворувач* (чиста супстанција или смеса на супстанции), а останатите компоненти се наречени *растворени супстанции*.

9.1. Квантитативно, составот на растворите се изразува со **удели**:

Масен удел на некоја супстанција во смеса или во раствор е еднаков на односот на масата на таа супстанција наспрема вкупната маса на сите супстанции во смесата или растворот:

$$\omega_B = \frac{m_B}{\sum m_i} \quad \text{или} \quad \omega_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$$

Пример 1: Да се пресмета масениот удел на Na_2CO_3 во раствор со концентрација 1 mol/dm^3 , ако густината на растворот е 1.098 g/cm^3 ?

Еден кубен дециметар од растворот има маса 1098 g , а содржи 1 mol , односно $106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$, а за масениот удел на натриум карбонатот имаме:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m_A}{m_A + m_B} = \frac{106 \text{ g}}{1098 \text{ g}} = 0.0965 = 9.65\%$$

Количински (молски) удел некоја супстанција во смеса или во раствор е еднаков на односот на количеството на таа супстанција наспроти вкупната количина на сите супстанции во смесата или растворот:

$$x_B = \frac{n_B}{\sum n_i} \quad \text{или} \quad x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Пример 2 : Колкав е количинскиот удел на Na_2CO_3 во раствор со концентрација 1 mol/dm^3 , ако густината на растворот е 1.098 g/cm^3 ?

Растворот со концентрација 1 mol/dm^3 содржи $106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$, растворени во 992 g вода. Имајќи ја во предвид $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105.99 \text{ g/mol}$ и $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$, добиваме:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m/M = 106\text{g} / 106\text{g/mol} = 1\text{mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m/M = 992\text{g} / 18\text{g/mol} = 55.1\text{mol}$$

$$x(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{1\text{mol}}{1\text{mol} + 55.1\text{mol}} = 0.0178 = 1.78\%$$

Волуменски удел :

$$\varphi_B = V_B / \Sigma V_i$$

9.2. Поимот концентрација се однесува на величините кои го одредуваат составот на некоја гасовита, течна или цврста смеса. Разликуваме:

Концентрација на растворена супстанција (молска концентрација), која го претставува односот на количеството на растворената супстанција и волуменот на растворот:

$$c_B = \frac{n_B}{V_{r-r}} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{m}^3} = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

Пример 3: Да се подготви 250cm^3 раствор на натриум карбонат со концентрација 2mol/dm^3 .

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = cV = 2\text{mol/dm}^3 \times 0.250\text{dm}^3 = 0.5\text{mol}$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105.99\text{g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = nM = 0.5\text{mol} \times 105.99\text{g/mol} = \mathbf{53.00\text{g}}$$

Масена концентрација на растворена супстанција го претставува односот на масата растворената супстанција и волуменот на растворот:

$$\gamma_B = \frac{m_B}{V_{r-r}} \quad \left[\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \right]$$

Пример 4: Да се подготви 250cm^3 раствор на натриум карбонат со масена концентрација 100g/dm^3 .

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \gamma V = 100\text{g/dm}^3 \times 0.250\text{dm}^3 = \mathbf{25\text{g}}$$

Задачи за решавање:

1. Колку треба да се измери Na_2SO_4 , за да се подготви 250 cm^3 раствор со масена концентрација 20, 60 и 150 g/dm^3 ?

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0.25 \text{ dm}^3$$

$$\gamma = \frac{m}{V} \rightarrow m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \gamma V = 20 \text{ g/dm}^3 \times 0.250 \text{ dm}^3 = \mathbf{5 \text{ g}}$$

Решение: 5, 15 и 37.5g.

2. Колку треба да се измери Na-тиосулфат за да се подготви 400 g 5% и 25% раствор на Na-тиосулфат во вода? Да се пресметаат масените удели на Na-тиосулфат во наведените раствори.

$$m_{(p-p)} = 400 \text{ g}, \omega = 0.05 \quad \omega_A = \frac{m_A}{m_{(p-p)}} \quad m = \omega \times m_{(p-p)} = 0.05 \times 400 \text{ g} = \mathbf{20 \text{ g}}$$

или: 5% p-p-ор $5 \text{ g} : 100 = x : 400 \text{ g} \Rightarrow x = 20 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и $\omega_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 20 \text{ g} / 400 \text{ g} = 0.05$

Решение: 20g и 100g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со масени удели 0.05 и 0.25.

3. Колку треба да се измери NaOH за да се подготви раствор со волумен 800 cm^3 , 10%, со густина 1.0918 g/cm^3 ?

$$m = \rho V = 1.0918 \text{ g/cm}^3 \times 800 \text{ cm}^3 = 873.44 \text{ g} - \text{ маса на растворот;}$$

$$\omega = 0.10 \text{ (10\%)}$$

$$\omega = m / m_{(p-p)} ; \quad m = \omega \times m_{(p-p)} = 0.1 \times 873.44 \text{ g} = \mathbf{87.34 \text{ g NaOH}}$$

Решение: 87.34g NaOH.

4. Колкава е молската концентрација на раствор од сребро нитрат, ако масената концентрација е 100 g/dm^3 ?

$$\gamma = m / V = nM/V$$

$$n = \gamma V / M = 100 \text{ g/dm}^3 \times 1 \text{ dm}^3 / 168.89 \text{ g/mol} = 0.589 \text{ mol/dm}^3$$

Решение: 0.589 mol/dm³

5. Колку треба да се измери калиум перманганат за да се подготви 1 литар раствор со молска концентрација 0.1 mol/dm^3 ?

$$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3:$$

$$n = c V = 0.1 \text{ mol/dm}^3 \times 1 \text{ dm}^3 = 0.1 \text{ mol}$$

$$m = n M = 0.1 \text{ mol} \times 158.03 \text{ g/mol} = \mathbf{15.803 \text{ g KMnO}_4}$$

Решение: 15.803g KMnO_4 .

7.3. Разредување на раствори

При разредувањето на раствори, се намалува нивната концентрација, но количината на растворената супстанција не се менува, па имаме:

$$c_1 = \frac{n_1}{V_1} \quad \text{и} \quad c_2 = \frac{n_2}{V_2} \quad \text{а бидејќи} \quad n_1 = n_2, \quad \text{имаме:}$$

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

-бидејќи масената е поврзана со молската концентрација, важи и :

$$\gamma_1 V_1 = \gamma_2 V_2$$

Пример 1: До кој волумен треба да се разреди 200 cm^3 раствор на сулфурна киселина со масена концентрација $\gamma = 120 \text{ g/dm}^3$, за да се добие раствор со масена концентрација $\gamma = 50 \text{ g/dm}^3$?

$$V_2 = \frac{\gamma_1 V_1}{\gamma_2} = \frac{120 \text{ g/dm}^3 \times 200 \text{ cm}^3}{50 \text{ g/dm}^3} = 480 \text{ cm}^3$$

Пример 2: Ако се измешаат 2.5 dm^3 раствор на NaCl со концентрација $c_1 = 0.125 \text{ mol/dm}^3$ со 0.75 dm^3 раствор со концентрација $c_2 = 0.5 \text{ mol/dm}^3$, ако волумените се адитивни, се добива 3.25 dm^3 раствор на NaCl. Пресметајте ја концентрацијата на добиениот раствор!

$$c_1 V_1 + c_2 V_2 = c_3 V_3$$

$$c_3 = \frac{c_1 V_1 + c_2 V_2}{V_3} = \frac{0.125 \times 2.5 + 0.5 \times 0.75}{3.25} = 0.2115 \text{ mol/dm}^3$$

Пример 3: Располагаме со раствор на AgNO_3 со $c = 0.1 \text{ mol/dm}^3$. Како ќе подготвиме 50 cm^3 раствор на AgNO_3 со концентрација $2 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$?

Количината на потребниот AgNO_3 е:
 $n = c_2 V_2 = 0.05 \times 2 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Треба да видиме во кој волумен се наоѓа ова количество AgNO_3 , па имаме:
 $V_1 = n_2 / c_1 = 1 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0.1 \text{ mol/dm}^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 1 \text{ cm}^3$

Значи, ќе земеме 1 cm^3 и ќе го разредиме до волумен од 50 cm^3 .

Пример 4: Колкав волумен од раствор на HCl со концентрација $c_1 = 0.1 \text{ mol/dm}^3$ и со концентрација $c_2 = 0.5 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измешаат, за да се добие 2 dm^3 раствор од HCl, со концентрација $c_3 = 0.2 \text{ mol/dm}^3$?

$$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3V_3, \text{ односно } V_1 + V_2 = V_3$$

$$V_2 = \frac{c_3V_3 - c_1V_1}{c_2}, \text{ со замена на } V_2 \text{ добиваме:}$$

$$V_1 + \frac{c_3V_3 - c_1V_1}{c_2} = V_3 \quad / \times c_2 \quad \rightarrow \quad V_1c_2 + c_3V_3 - c_1V_1 = V_3c_2 \quad \rightarrow$$

$$V_1(c_2 - c_1) = V_3(c_2 - c_3) \quad \rightarrow \quad V_1 = \frac{V_3(c_2 - c_3)}{(c_2 - c_1)} = \frac{2 \text{ dm}^3 \times (0.5 - 0.2) \text{ mol/dm}^3}{(0.5 - 0.1) \text{ mol/dm}^3} = 1.5 \text{ dm}^3$$

$$\rightarrow \rightarrow V_2 = V_3 - V_1 = 2 \text{ dm}^3 - 1.5 \text{ dm}^3 = 0.5 \text{ dm}^3$$

Пример 5: Во кој сооднос треба да се измешаат растворите на NaOH со концентрација c_1 (NaOH) = 0.2 mol/dm^3 и c_2 (NaOH) = 0.5 mol/dm^3 , за да се добие раствор со концентрација c_3 (NaOH) = 0.375 mol/dm^3 , со претпоставка на адитивност на волумените?

$$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3V_3, \text{ односно } V_1 + V_2 = V_3;$$

$$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3(V_1 + V_2) \quad / : V_1 \quad \rightarrow \rightarrow \quad c_1 + \frac{V_2}{V_1}c_2 = c_3 + \frac{V_2}{V_1}c_3 \quad \rightarrow \rightarrow$$

$$\frac{V_2}{V_1}(c_2 - c_3) = (c_3 - c_1) \quad \rightarrow \rightarrow \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{c_3 - c_1}{c_2 - c_3} = \frac{(0.375 - 0.2) \text{ mol/dm}^3}{(0.5 - 0.375) \text{ mol/dm}^3} = 1.4$$

За да се добие раствор со саканата концентрација, треба да се измешаат V_2 / V_1 во однос 1.4 спрема 1, односно да се земе 1.4 пати поголем волумен од растворот со концентрација 0.5 mol/dm^3 .

Задачи:

1. Во кој сооднос треба да се измешаат растворите на Ca(OH)_2 со концентрација c_1 (Ca(OH)_2) = 0.1 mol/dm^3 и c_2 (Ca(OH)_2) = 0.5 mol/dm^3 , за да се добие раствор со концентрација c_3 (Ca(OH)_2) = 0.3 mol/dm^3 , со претпоставка на адитивност на волумените?

$$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3V_3, \text{ односно } V_1 + V_2 = V_3;$$

$$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3(V_1 + V_2) \quad / : V_1 \quad \rightarrow \rightarrow \quad c_1 + \frac{V_2}{V_1}c_2 = c_3 + \frac{V_2}{V_1}c_3 \quad \rightarrow \rightarrow$$

$$\frac{V_2}{V_1} (c_2 - c_3) = (c_3 - c_1) \gg \frac{V_2}{V_1} = \frac{c_3 - c_1}{c_2 - c_3} = \frac{(0.3 - 0.1) \text{ mol/dm}^3}{(0.5 - 0.3) \text{ mol/dm}^3} = 1$$

9.4 Раствори на електролити

Во растворите на електролити, како што се киселини, бази и соли, се наоѓаат електронаелектризираны честици од тие супстанции т.е јони, па соодветно во тие раствори доаѓа до дисоцијација. Најчесто како растворувач во растворите се јавува водата. Поради големиот диполен момент на водата, условен од нејзината молекулска градба, молекулите вода имаат тенденција да ги хидратизираат јоните (водата е поларен растворувач).

Супстанциите кои дисоцираат во поголема мерка се викаат силни електролити (сулфурна к-на, азотна к-на, повеќето соли), а оние кои послабо дисоцираат се слаби електролити (оцетна к-на, амониум хидроксид, цијановодородна к-на).

Процесот на дисоцијација на електролитите на јони е урамнотежен процес на кој може да се примени законот за делување на масите.

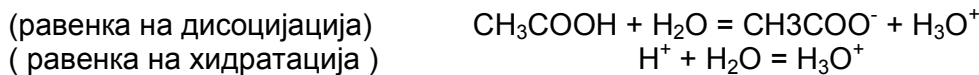


Кога на процесот на дисоцијација на електролитот (MgSO_4), се примени законот за дејство на масите, тогаш рамнотежата во електролитниот раствор може да се изрази со концентрациската константа на рамнотежа:

$$K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{MgSO}_4]}$$

Поради својствата на водата секој процес на дисоцијација го прати и процес на хидратација:

Пример:



Во водени раствори протонот секогаш е хидратизиран и соодветно растворот содржи хидратизирани јони H_3O^+ т.н. хидроксониум јон.

Во разредените раствори, со кои најчесто се работи, количината на растворувачот е многу голема во однос на растворената супстанција и во текот на реакцијата неговата концентрација незначително се менува и затоа не се зема во обзир, па концентрациската константа на дисоцијација на оцетната киселина која се вика константа на дисоцијација, се изразува како:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Општиот израз за константа на дисоцијација за киселини (НА) во рамнотежа со H_3O^+ и A^- се запишува како:

$$K_{\text{НА}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{НА}]}$$

Ако наместо H_3O^+ јонот се напише H^+ , како што е вообичаено во хемиските реакции, константата на дисоцијација на киселините е :

$$K_{\text{НА}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{НА}]}$$

Како што дисоцираат киселините, така дисоцираат и базите, со ослободување на хидроксилен јон:

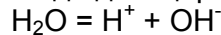


$$K_{\text{МОН}} = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{МОН}]}$$

каде $K_{\text{МОН}}$ е константа на дисоцијација на база (МОН).

9.5. Јонски производ на водата и рН

Како сите електролити и чистата вода дисоцира:



Ако водата се третира како растворувач со постојано влијание на константата на рамнотежа на растворената супстанција, во случајов јоните H^+ и OH^- , константата на рамнотежа меѓу тие јони се дефинира како:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2\text{dm}^{-6}$$

Производот од концентрациите на јоните H^+ и OH^- (K_w) се вика јонски производ на водата. Во потполно чиста вода конц. на H^+ е еднаква со конц. на OH^- :

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

Ако во водениот раствор со додавање на некоја киселина се зголеми конц. на H^+ , во растворот ќе се намали конц. на OH^- така да производот од конц. на јоните H^+ и OH^- пак биде $10^{-14} \text{ mol}^2\text{dm}^{-6}$ (јонски производ на водата).

- ✓ Кога во некој раствор концентрацијата на $[\text{H}^+]$ е еднаква на $[\text{OH}^-]$ растворот е неутрален.
- ✓ Кисели се оние раствори во кои конц. на $[\text{H}^+]$ е поголема од конц. на $[\text{OH}^-]$, а базични се оние раствори во кои конц. на $[\text{OH}^-]$ е поголема од конц. на $[\text{H}^+]$ јоните.

Според тоа конц. на H^+ јоните може да служи како мерка за киселоста или базичноста на некој раствор.

За поедноставно изразување на конц. на H^+ , т.е. киселоста или базичноста на растворот, воведен е т.н. водороден експонент (pH) кој се дефинира со изразот:

$$10^{-pH} = [H^+]/\text{mol dm}^{-3} \quad \text{односно} \quad pH = -\log ([H^+]/\text{mol dm}^{-3})$$

Аналогно на pH може конц. на хидроксидните јони да се изрази со величината pOH. Односот меѓу pH, pOH, концентрацијата на водородните и хидроксидните јони е претставен во следната табела:

$[H_3O^+]/\text{mol dm}^{-3}$	pH	$[OH^-]/\text{mol dm}^{-3}$	pOH	
10^0	0	10^{-14}	14	кисело
10^{-1}	1	10^{-13}	13	кисело
10^{-2}	2	10^{-12}	12	кисело
-//-	-//-	-//-	-//-	-//-
10^{-6}	6	10^{-8}	8	слабо кисело
10^{-7}	7	10^{-7}	7	неутрално
10^{-8}	8	10^{-6}	6	слабо базично
-//-	-//-	-//-	-//-	-//-
10^{-12}	12	10^{-2}	2	базични
10^{-13}	13	10^{-1}	1	базично
10^{-14}	14	10^0	0	базично

Пример 1:

Некој раствор има pH = 6,6. Пресметајте ја приближната конц.на јоните H^+ и OH^- и pH на растворот.

$$pH = -\log([H^+]/\text{mol dm}^{-3}) \quad /x -1$$

$$\log ([H^+]/\text{mol dm}^{-3}) = -pH = -6,6$$

изразот напишан во облик за антилогаритмување гласи:

$$\log ([H^+]/\text{mol dm}^{-3}) = 0,4 -7$$

со антилогаритмување на изразот се добива:

$$[H^+]/\text{mol dm}^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-7}$$

Концентрацијата на OH^- јоните може да се пресмета од јонскиот производ на водата:

$$[OH^-] = \frac{[Kw]}{[H^+]} = \frac{10^{-14} \text{mol}^2 \text{dm}^{-6}}{2,5 \cdot 10^{-7} \text{mol dm}^{-3}} = 0,4 \cdot 10^{-7} \text{mol dm}^{-3}$$

Ако се логаритмува вредноста на конц. на OH^- и добиениот резултат се земе со негативен предзнак, се добива pOH на растворот кој во овој случај изнесува $\text{pOH} = 7,4$.

Ако изразот за јонски производ на водата се логаритмува, се добива релацијата:
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

од оваа релација може да се пресмета и pOH на растворот:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6,6 = 7,4$$

Задачи

1. Пресметај ја pH на растворот, ако концентрацијата на водородните јони е $4,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

$$[\text{H}^+] = 4,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]/\text{mol dm}^{-3})$$

$$\text{pH} = -\log(4,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}/\text{mol dm}^{-3}) = 2,37$$

2. Пресметај ја pOH на растворот, ако концентрацијата на водородните јони е $3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$

$$[\text{H}^+] = 3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]/\text{mol dm}^{-3})$$

$$\text{pH} = -\log(3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}/\text{mol dm}^{-3})$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 12,51$$

3. Пресметај ја концентрацијата на водородните јони во раствор со $\text{pH} = 4,62$!

$$\text{pH} = 4,62$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]/\text{mol dm}^{-3})$$

$$4,62 = -\log([\text{H}^+]/\text{mol dm}^{-3}) \text{ /антилогаритмираме}$$

$$[\text{H}^+] = 2,40 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

4. Пресметај ја концентрацијата на хидроксилните јони во раствор со $\text{pH} = 10,84$!

$$\text{pH} = 10,84 \gg \text{pOH} = 14 - 10,84 = 3,16$$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]/\text{mol dm}^{-3})$$

$$3,16 = -\log([\text{OH}^-]/\text{mol dm}^{-3}) \text{ /антилогаритмираме}$$

$$[\text{OH}^-] = 6,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Вежба бр. 10

КВАНТИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

Методи на неутрализација Волуметриско одредување на NaOH

Принцип:

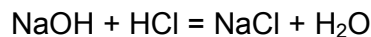
Киселинско-базните титрации или со друго име, методи на неутрализација, се базираат на реакции помеѓу киселини и бази, при што определувањата се изведуваат со титрација на бази со реагенс киселина, и обратно. Завршната точка се регистрира со промена на бојата на индикаторот (најчесто метил-жолто или метил-црвено).

Реакциите кои се применуваат при овој метод се реакции на измена на протони според теоријата на Бренштед-Лори : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

За титрирање на силни киселини најчесто користени титранти се силните бази (NaOH, KOH), а за титрации на силни бази најчесто користени титранти се силните киселини како HCl, H₂SO₄ и сл. Неутрализационите титрации имаат две основи методи: ацидиметрија- определување на бази со раствор на киселини со позната концентрација, и алкалиметрија- определување на киселини со раствор на бази со позната концентрација. Растворите со позната концентрација се нарекуваат стандардни раствори.

Начин на одредување:

NaOH присутен во растворот за испитување се одредува со титрирање на испитуваниот раствор со стандарден раствор на силна киселина, HCl :



Завршната точка се регистрира со промената на бојата на индикаторот метил-црвено од црвена во жолта (може да се користи и индикатор метил-оранж и во тој случај нема потреба од загревање на растворот). За да се постигне крајната цел, најпрво треба да се приготви стандарден раствор на HCl со приближна концентрација 0,1 mol/dm³ , а потоа да се определи точната концентрација на растворот- титрант, со титрирање со стандарден раствор на Na₂CO₃ (приготвен претходно).

1. Приготвување стандарден раствор на Na₂CO₃

Натриум карбонатот се употребува како примарен стандарден раствор за стандардизација на киселини.

$$V_{\text{r-r}} = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = V_{\text{r-r}} \times c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \times M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,3250 \text{ g}$$

2. Приготвување стандарден раствор на HCl

Треба да се приготви 250 cm^3 стандарден раствор од HCl со концентрација $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$. Овој раствор е потребен за да може да се одреди NaOH во испитуваниот раствор со волуметриска метода.

Хлороводородната киселина во лабораторија доаѓа како 37% раствор, со густина $\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$. За да се приготват 250 cm^3 стандарден раствор од HCl со $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, потребно е :

$$c(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / M(\text{HCl}) \cdot V_{\text{r-r}}$$

$$m(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \times M(\text{HCl}) \cdot V_{\text{r-r}}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 36,50 \text{ g/mol} \cdot 0,250 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{HCl}) = 0,9125 \text{ g чиста HCl}$$

Бидејќи хлороводородната киселина е раствор со масен удел на HCl = 37%, треба да се пресмета колку грами 37% киселина треба да се земе за да се исполни условот за маса 0,9125 g чиста HCl.

$$m(\text{HCl } 37\%) = 100 \% \times m(\text{HCl}) / \omega(\text{HCl}) = 100 \% \times 0,9125 \text{ g} / 37\% = 2,47 \text{ g}$$

Хлороводородната киселина е течност, и се мери со единици за волумен со волуметриски садови и затоа е потребно да се пресмета добиените 2,47 грама во колку cm^3 хлороводородна киселина се содржат:

$$\rho = m(\text{HCl } 37\%) / V_{\text{r-r}} = 2,47 \text{ g} / V_{\text{r-r}}$$

$$V_{\text{r-r}} = m(\text{HCl } 37\%) / \rho = 2,47 \text{ g} / 1,18 \text{ g/cm}^3 = 2,12 \text{ cm}^3$$

За приготвување на 250 cm^3 стандарден раствор од HCl со $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ треба да се одмерат $2,12 \text{ cm}^3$ 37% хлороводородна киселина со густина $\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$ и тие да се разредат до 250 cm^3 .

3. Стандардизација на раствор од хлороводородна киселина

Растворот на HCl приготвен на претходно опишаниот начин има приближна концентрација $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$. Точната концентрација (до четврта децимала) се определува при титрирање со примарен стандарден раствор од Na_2CO_3 со точно позната концентрација.

4. Волуметриско одредување на mg NaOH

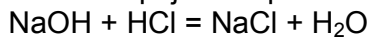
Растворот во кој ќе се одредува волуметриски масата на NaOH се добива во одмерна тиквичка од 100 cm^3 . Добиената проба најпрво се дополнува со дестилирана вода до калибрационата црта и се промешува.

Од така приготвената проба со чиста, сува пипета се пипетираат по 20 cm^3 три проби, во три ерленмаери. Во сите три проби се додаваат по 2-3 капки индикатор метил-црвено, при што растворите се бојат жолто.

Се титрира со стандарден раствор на хлороводородна киселина, подготвен претходно, и стандардизиран со раствор на натриум карбонат. Завршната точка се препознава по промената на бојата на индикаторот од жолта во боја на бело вино. Ерленмаерот се загрева до вриење, и се остава да врие 1-2 минути.

Врелиот раствор внимателно се титрира со стандардниот раствор на киселината, повторно до промена на бојата од жолта во боја на бело вино.

Волуменот на потрошената киселина за титрирање (V_s) се добива со пресметување на средна вредност од трите одделно добиени волумени, кој се зема во крајните пресметки.



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

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \times V_s(\text{HCl})$$

$$m(\text{NaOH})[\text{за } 20 \text{ cm}^3] = c(\text{HCl}) \times V_s(\text{HCl}) \times M(\text{NaOH})$$

$$m(\text{NaOH})[\text{за } 0,1 \text{ dm}^3] = c(\text{HCl}) \times V_s(\text{HCl}) \times M(\text{NaOH}) \times 5 \times 1000 \text{ (изразено во mg)}$$

Вежба бр. 11

КВАНТИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

Редоксиметрија

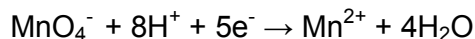
Оксидоредукционите процеси, покрај примената во квалитативната анализа, можат да се користат и за квантитативни определувања-титриметриски методи. Овој тип на волуметриски методи во основа ја имаат реакцијата на оксидо-редукција т.е. се применливи за супстанции чии јони може да егзистираат во повеќе оксидациони состојби. При ова, неопходно е, како и при другите титриметриски методи, да се определи брзо и точно најмалиот вишок на раствор на супстанцијата (оксиданс или редуктор), со која се титрира, така да може со голема точност да се определи завршната точка на титрацијата.

Завршната точка се регистрира визуелно, со промена на бојата на индикаторот или со промена на бојата на растворот што се титрира или растворот со кој се титрира. Индикаторите што се користат во овој тип на титрации се познати уште и како редокс индикатори чија боја се менува поради промената на електродниот потенцијал на растворот. Најчесто користени индикатори од оваа група се : дифенил амин, метиленско сино и др.

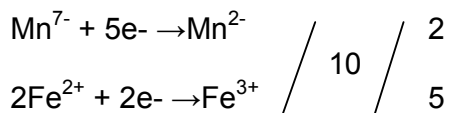
Во зависност од хемиската природа на супстанцијата во стандардниот раствор овој дел од титриметриската анализа ги опфаќа: **перманганометрија** (стандарден раствор од калиум перманганат со позната концентрација), **јодометрија** (стандарден раствор од јод или натриум тиосулфат со позната концентрација), **броматометрија** (стандарден раствор од калиум бромат со позната концентрација), **хроматометрија** (стандарден раствор од калиум хромат со позната концентрација), **цериметрија** и др.

Перманганометрија

Овој дел од редоксиметријата се базира на високата вредност на стандардниот редокс потенцијал на перманганатниот јон и на неговата интензивна обоеност. Оксидативното дејство на KMnO_4 е условено од особината на MnO_4^- јонот да преминува во безбоен Mn^{2+} јон во кисела средина или во MnO_2 кога средината е алкална или неутрална. Реакцијата на MnO_4^- во кисела средина тече по шемата:



Пример: Реакција помеѓу KMnO_4 и FeSO_4 во кисела средина се одвива:
 $2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$



Во перманометријата како стандарден раствор се користи калиум перманганат (KMnO_4) со позната концентрација кој е виолетово обоен. Калиум перманганатот во воден раствор спонтано ги оксидира сите органички нечистотии, кои ги има во минимално количество во дестилираната вода. Поради тоа, со стоење, му се менува концентрацијата. Затоа свежо подготвениот раствор од калиум перманганат се остава да отстои 10-15 дена, пред да се стандардизира.

Во перманганометријата реакциите се изведуваат скоро секогаш во кисела средина така да како резултат се појавува безбоен Mn^{2+} јон (т.е. доаѓа до обезбојување на растворот), додека во алкална средина се појавува MnO_2 кој е во вид на темно кафеав талог кој смета при определувањето на завршната точка на титрацијата.

Покрај редуктори можат да се определуваат и оксиданси со примена на техниката ретитрација т.е. кон оксидансот се додава редуктор со позната концентрација (стандарден раствор на редуктор) во вишок и потоа вишокот на редуктор се титрира со KMnO_4 со позната концентрација. Освен со ретитрација некои оксиданси можат да бидат определени перманганометриски ако претходно се преведат во редуцирана форма (типичен пример е метода на Zimmermann-Reinhardt).

Определување на Fe^{3+} јони по метода на Zimmermann-Reinhardt

За да може Fe^{3+} јоните да се определат перманганометриски, треба претходно да се редуцираат. Најпогодна е постапката за редукција на Fe^{3+} јоните во Fe^{2+} јони, со помош на SnCl_2 по методата на Zimmermann-Reinhardt. Редукцијата се изведува во солно кисела средина во присуство на Mn^{2+} јони и фосфорна киселина. Поради присуството на Mn^{2+} јони, хлоридните јони не реагираат со KMnO_4 . Фосфорната киселина реагира со Fe^{3+} јоните и гради безбоен комплексен јон, поради кое се избегнува жолтото обојување на растворот (од слободните Fe^{3+} јони) која боја инаку би предизвикала потешкотија во утврдувањето на завршната точка на титрацијата.

Потребни раствори:

1. 5% раствор на HgCl_2
2. Раствор од $\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ се раствара во $100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$, се користи пресно подготвен раствор.
3. Рајнхардова смеса: 35 g $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ се раствара во 500 cm^3 вода, се додава 60 cm^3 концентрирана H_2SO_4 и 65 cm^3 H_3PO_4 со густина $1,7 \text{ g/cm}^3$ (85%) и растворот се разредува до 500 cm^3 со вода.

Постапка:

Со пипета се земаат 20 cm^3 проба во чаша од 600 cm^3 . Се додава 10 cm^3 6 mol/dm^3 HCl (1:1) и растворот се загрева до вриење при што се обојува интензивно жолто. При постојано мешање на растворот се додава бавно капка по капка раствор на SnCl_2 до наполно обезбојување на растворот. По обезбојувањето се додава уште 1-2 капки од растворот SnCl_2 . Растворот се лади, се разредува со 100 cm^3 дестилирана вода и брзо се додава 10 cm^3 раствор од HgCl_2 . При тоа се добива постепено бел свилена талог од Hg_2Cl_2

Ако не се добие бел свиленаст талог значи дека не е додадено доволно SnCl_2 и редукцијата на целото количество Fe^{3+} нема да е извршена до крај. Појавата на сив талог значи дека е додадено многу голем вишок на SnCl_2 или растворот не бил доволно оладен или пак растворот на HgCl_2 не бил додаден брзо.

Откако ќе се констатира дека реакцијата е правилно изведена, се додава претходно приготвениот Рајнхардов реагенс.

Рајнхардовиот реагенс се приготвува така што во чаша од 600 cm^3 се додава 25 cm^3 Рајнхардов реагенс, 200 cm^3 дестилирана вода и од бирета се додава капка од растворот на KMnO_4 додека не се обои розово. По додавањето на Рајнхардовиот раствор се изведува титрацијата со додавање на капки од раствор на KMnO_4 , при постојано мешање на растворот, до појава на слабо розова боја која се задржува неколку минути.

Пресметувањето на количеството (mg) Fe^{3+} се изведува според формулата:

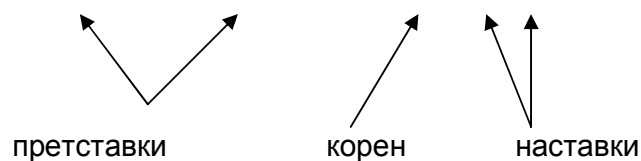


$$\frac{n(\text{Fe}^{2+})}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{10}{2} = 5 ; \quad n(\text{Fe}^{2+}) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5n[\text{c}(\text{KMnO}_4) \cdot \text{V}(\text{KMnO}_4)]$$

од каде се пресметува масата на Fe^{3+} :

$$m(\text{Fe}^{3+})/20 \text{ cm}^3 = 5[\text{c}(\text{KMnO}_4) \cdot \text{V}(\text{KMnO}_4) \cdot \text{M}(\text{Fe}^{3+})]$$



Правописни правила:

- меѓу цифри се пишува запирка
- меѓу цифра и буква се пишува тире
- одделните корени и наставки се пишуваат слеано (пр. 2,2,3-трихлорпентан)
- претставките во името се подредуваат по азбучен редослед (пр. 1-бромо-3-метил-2-нитро-4-хлоропентан)

Табела 1: Функционални групи, наредени по приоритет

Функционална група	Име и формула		Приоритет
1. Ониум-катјони	оксониум	=O ⁺	Највисок
	амониум	=N ⁺ =	↓
2. Киселини	карбоксилни	-COOH	↓
	сулфонски	-SO ₂ OH	↓
3. Производи на киселините	Анхидриди	-CO.O.CO-	↓
	Естери	-COOR	↓
	Ацил-халогениди	-CO.H	↓
	Амиди	-CO.NH ₂	↓
	Хидразици	-CO.NH.NH ₂	↓
	Амидини	-CO(=NH)NH ₂	↓
4. Нитрили(цијаниди) Изонитрили	-CN		↓
	-NC		↓
5. Алдехиди Тиоалдехиди	-CH=O		↓
	-CH=S		↓
6. Кетони Тиокетони	>C=O		↓
	>C=S		↓
7. Хидроксилни производи	Алкохоли	-OH	↓
	Феноли	-OH	↓
	Тиоалкохоли	-SH	↓
	Тиофеноли	-SH	↓
8. Амини Имини Хидразини	-NH ₂ , -NHR	-NR ₂	↓
	=NH, -N-R		↓
	-NHNH ₂	-NHNH-R	Најнизок

Табела 2: Супституенти, кои се означуваат само со претставки

Група	Претставка	Група	Претставка
- F	флуоро-	- NO ₂	нитро-
- Cl	хлоро-	- OR	R -окси-
- Br	бромо-		(пр. алкилокси-)

- J	јодо-	- SR	R-тио-
= N ₂	диазо-		(пр. алкилтио-)
- N ₃	азидо-	- R	алкил-
- N=O	нитрозо-	- Ar	арил-

Основни принципи на номенклатурата по IUPAC

Препораките на IUPAC, даваат два главни типови на номенклатура:

- а) супституциона-заместителна
- б) радикално-функционална

Табела 3: Примери за имиња на соединенија по двата типа номенклатури

Формула	Супституциона номенклатура	Радикално-функционална номенклатура
CH ₃ —OH	метанол	метил алкохол
CH ₃ —CO—CH ₂ CH ₃	бутанол	етилметил кетон
	бромбензен	фенилбромид
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	2-аминобутан	сес-бутиламин

Супституциона-заместителна

Согласно оваа номенклатура, соединенијата се разгледуваат како производи на заситени, незаситени или циклични јаглеродороди со неразгранета верига, во која водородните атоми се заменети со други атоми или групи.

Постапки за составување на името:

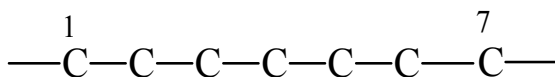
1. Избор на приоритетна група (според табела 1);
2. Избор на главна низа (најдолгата неразгранета јаглеродородна низа која вклучува максимален број двојни и тројни врски и за која е сврзана главната група, а ако станува збор за циклична структура, таа претставува главна низа) ;
3. Нумерирање на главната низа (кога има двојни и тројни врски, двојната е поприоритетна; јаглеродниот атом за кој е врзана главната група, треба да добие најмал број);
4. Именување на главната низа, се додава наставка за главната група, а сите останати групи се означуваат со претставки, наредени по азбучен ред;

5. Коренот на името на главната низа се добива од името на алканот со истиот број јаглеродни атоми така што кога нема двојни врски наставката е “ан”, а за двојна и тројна врска соодветно “ен” и “ин” со соодветен локант.

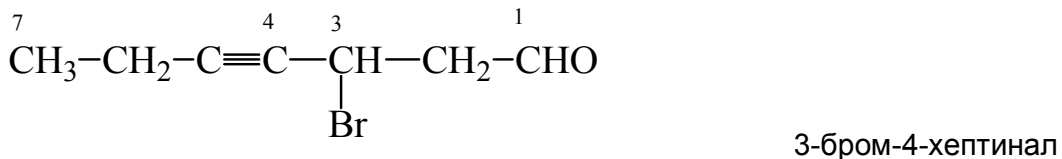
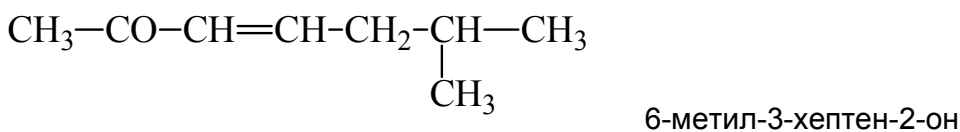
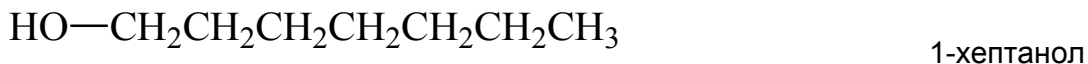
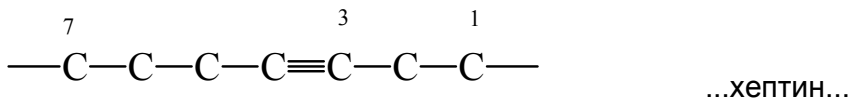
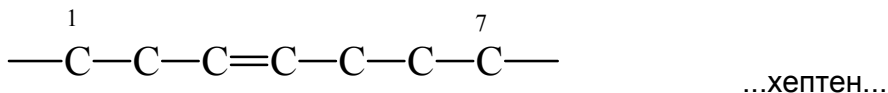
Табела 4: Најважни групи означени со претставки и наставки при користење на супституционата номенклатура

Класа органски соединенија	Формула	Со претставка	Со наставка
Катјони	/	-онио- -ониа-	-ониум
Карбоксилни Киселини	-COOH	карбокси-	карбоксилна к-на
	-(C)OOH		-ова- киселина
Сулфонски к-ни	-SO ₃ H	сулфо-	сулфонска к-на
Соли	-COO ⁻ M ⁺		метален..карбоксилат
	-(C)OO ⁻ M ⁺		метален..оат
Естери	-COOR	R -оксикарбонил	R-карбоксилат
	-(C)OOR		R..оат
Ацил- халогениди	-CO-H	халоформил	..карбонил-халогенид
	-(C)O-H		-оилхалогенид
Амиди	-CO-NH ₂	карбамоил-	-карбоксаמיד
	-(C)O-NH ₂		-амид
Нитрили	-CN	цијано-	-карбонитрил
	-(C)N		-нитрил
Алдехиди	-CHO	формил-	-карбалдехид
	-(C)HO	оксо-	-ал
Кетони	>C=O	оксо-	-он
Алкохоли	-OH	хидрокси-	-ол
Феноли			
Тиоли	-SH	меркапто-	-тиол
Амини	-NH ₂	амино-	-амин
Имини	=NH	имино-	-имин
Етери	-OR	R -окси	/
Сулфиди	-SR	R-тио	/

Примери за соединенија кои ги содржат овие низи:

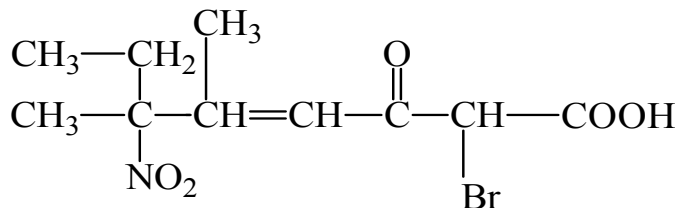


...хептан...



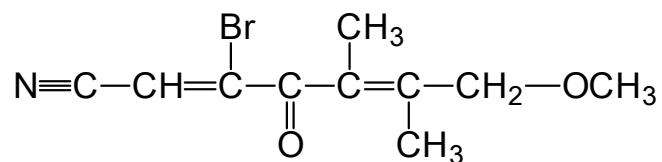
Примери за употреба на супституционата номенклатура:

1. Да се состави систематското име на следното соединение:



2-БРОМ-5,6-ДИМЕТИЛ-6-НИТРО-3-ОКСО-4-ОКТЕНСКА КИСЕЛИНА

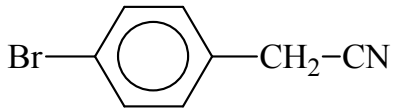
2. Да се напише структурна формула соодветна на следното име:
3-бром-5,6-диметил-7-метилокси-4-оксо-2,5-хептадиенонитрил



Особености на радикално-функционалната номенклатура

Во радикално-функционалната номенклатура последниот дел (вториот збор) ја покажува хемиската функција, а претходните делови-структурните делови на молекулата.

Во Табела 4 се дадени класите соединенија според опаѓачки приоритет. *Пример:* етилов алкохол, бутилхлорид, изопропилметилкетон, бензилцијанид... При присуство на повеќе функционални групи, најприоритетната се означува како функција, а останатите со претставки, на пример:



p-бромбензилцијанид

Ако функцијата претставува двовалентна група, како на пример $>C=O$, $-O-$, присоединетите кон неа две различни групи (радикали) се набројуваат по азбучен ред, а ако се еднакви се користи умножувачки префикс **ди-**.

Пример:

диетил етер – $C_2H_5-O-C_2H_5$

диметилсулфоксид – $CH_3-SO-CH_3$

Табела 4: Имиња на класа соединенија, користена во радикално-функционалната номенклатура

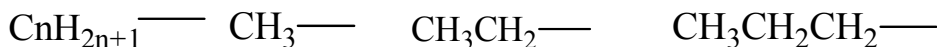
Група	Име
-CN, -NC	Цианид, изоцианид
$>C=O$	Кетон
$>C=S$	Тиокетон
-OH	Алкохол
-SH	Тиоалкохол
$-NH_2$	Амин
-O-	Етер
-S-	Сулфид
-SO-	Сулфоксид
-F, -Cl, -Br, -I	Флуорид, хлорид, бромид, јодид
$-N_3$	Азид

Номенклатура на радикалите

Имињата на јаглеродородните и другите едновалентни радикали се образуваат со наставката **-ил**. При тоа се заменуваат наставките –ан, -ен, и –ин соодветно со –ил, -енил или –инил (пр. метил, 2-бутенил)

Систематските имиња на двовалентните радикали се образуваат со наставката **-диил**.

Структури и имиња на некои од поважните радикали

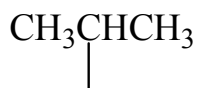


алкил

метил

етил

пропил



изопропил(2-пропил)
бутил)



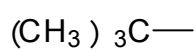
бутил



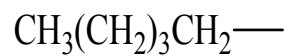
сек-бутил(2-



изобутил



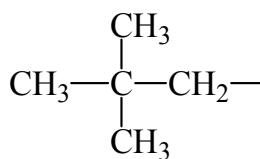
терц-бутил



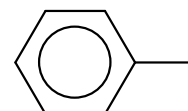
пентил



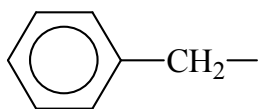
2-пентил



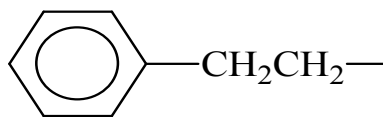
неопентил



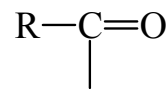
фенил



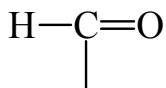
бензил



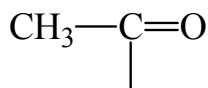
фенетил(2-фенилетил)



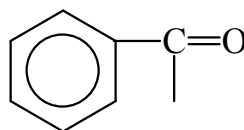
ацил



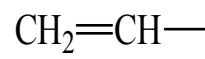
формил



ацетил (етаноил)



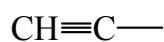
бензоил



винил



алил



етинил



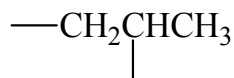
метилен



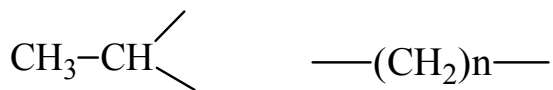
етилен



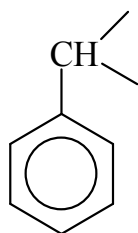
триметилен(1,3-пропандиил)



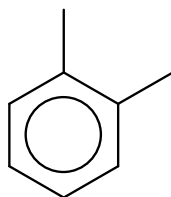
пропилен



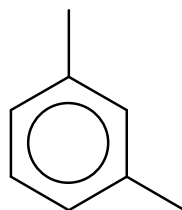
етилиден(1,3-етандиил) n...метилен



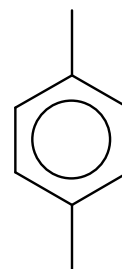
бензилиден



о-фенилен



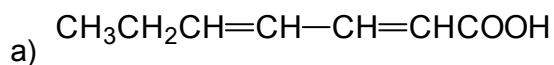
m-фенилен



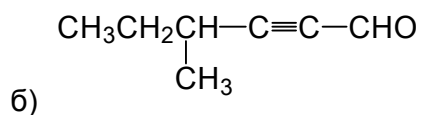
p-фенилен

Примери за решавање:

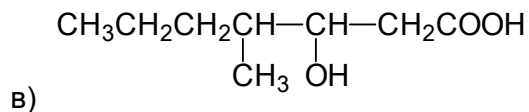
1.Именувајте ги соединенијата според IUPAC:



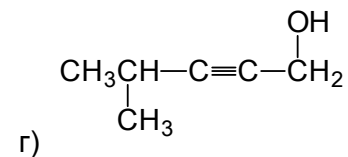
2,4-хептадиенкарбоксилна киселина



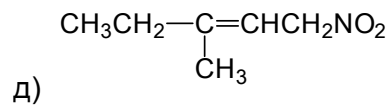
4-метил-2-хексинал



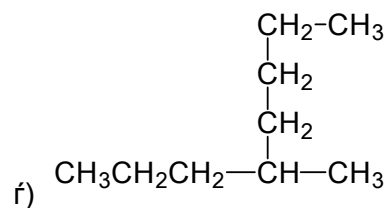
4-метил-3-хидроксихептанска киселина
(3-хидрокси-4-метилхептанска киселина)



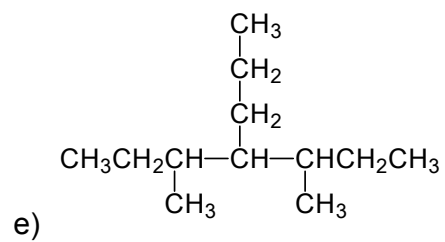
4-метил-2-пентинол



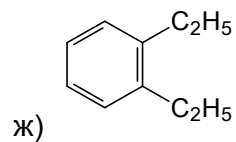
1-нитро-3-метил-2-пентен



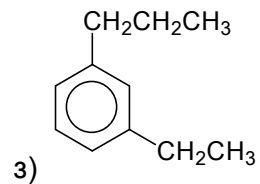
4-метилоктан



3,5-диметил-4-пропилхептан

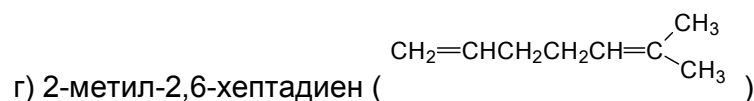
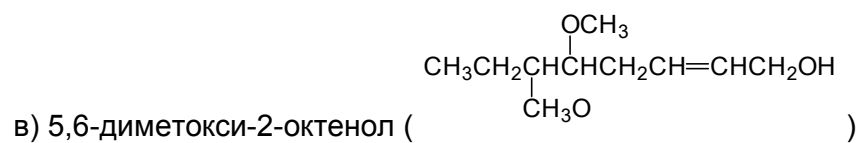
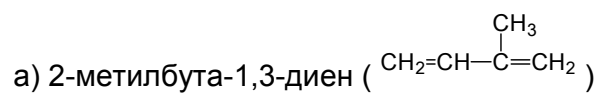


1,2-диетилбензен (о-диетилбензен)



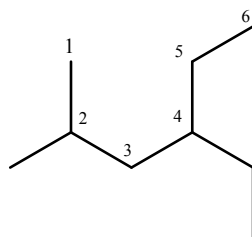
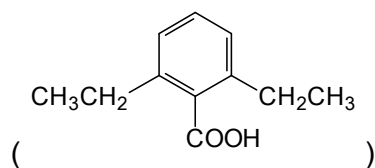
1-етил-3-пропилбензен (m-етилпропилбензен)

2. Напишете ја структурната формула на следни те соединенија:

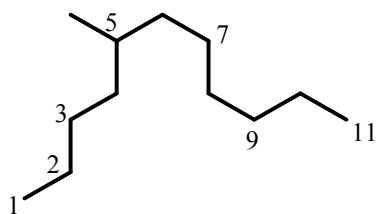


д) 2,6- диетилбензенкарбоксилна киселина

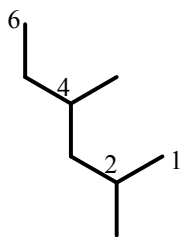
2,6-диетилбензоева к-на



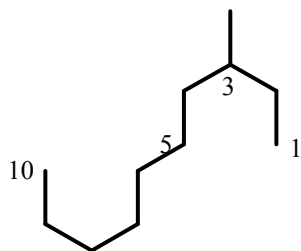
4-етил-2-метилхексан



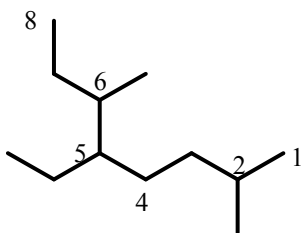
5-метилундекан



2,4-диметилхексан

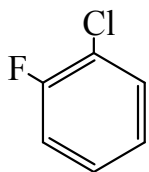


3-метилдекан



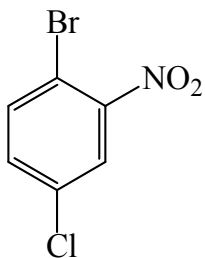
л)

5-етил-2,6-диметилостан



љ)

о-хлорофлуоробензен



м)

2-бромо-4-хлоронитроб