

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства та  
природокористування

Технічний коледж

**М.В. Яцков, С.С. Горницька,  
Є.М. Боярчук, Н.В. Нестерчук**

# **ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ**

*Навчальний посібник*

*Частина I*

**Рівне - 2014**

**УДК 542+543**

**Т 38**

*Затверджено вченою Національного університету водного господарства та природокористування  
(Протокол № 4 від 25.04.2014р.)*

**Рецензенти:**

**Клименко М. О.**, доктор сільськогосподарських наук, професор НУВГП (м.Рівне);

**Буденкова Н. М.**, кандидат хімічних наук, доцент НУВГП (м.Рівне);

**Колупаєв Б. С.**, доктор хімічних наук, професор Рівненського державного педагогічного університету;

**Войцешевський Б. Д.**, викладач-методист, старший викладач Технічного коледжу НУВГП (м.Рівне).

**Яцков М.В., Горницька С.С., Боярчук Є.М., Нестерчук Н.В.**

**Т 38** Техніка лабораторних робіт. Якісний аналіз: Навч. посіб. – Рівне: РВВ НУВГП, 2014.-Ч.1.- 322с.

Посібник написано згідно з Державним стандартом професійно-технічної освіти за професією «Лаборант хімічного аналізу» і включає такі розділи: «Теоретичні основи аналітичної хімії», «Техніка виконання лабораторних робіт», «Практикум з неорганічної хімії», «Якісний аналіз неорганічних речовин» та «Правила техніки безпеки, охорони праці та безпеки життєдіяльності під час роботи в хімічній лабораторії».

Запропонований посібник написано з врахуванням досвіду багатолітньої роботи співавторів з підготовки кваліфікованих робітників за професією «Лаборант хімічного аналізу». Посібник може бути корисним викладачам аналітичної хімії, студентам коледжів, ліцеїв, учням професійно-технічних навчальних закладів та лаборантам хімічного аналізу на виробництві.

**УДК 542+543**

**Т 38**

## Зміст

<b>Передмова</b> .....	7
<b>Вступ</b> .....	9
<b>Розділ I. Техніка виконання лабораторних робіт</b> .....	12
1.1. Правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка безпеки, охорона праці та безпеки життєдіяльності. ....	12
1.2. Хімічний посуд загального призначення .....	25
1.3. Хімічний посуд спеціального призначення .....	32
1.4. Мірний посуд .....	34
1.5. Фарфоровий посуд та посуд з інших матеріалів .....	40
1.6. Металева обладнання .....	42
1.7. Миття і сушіння хімічного посуду .....	43
1.8. Робота з лабораторним склом. ....	49
1.9. Корки та робота з ними. ....	52
1.10. Хімічні реактиви. Класифікація реактивів. ....	54
1.11. Робота з реактивами .....	56
1.12. Зберігання хімічних реактивів .....	57
1.13. Властивості найважливіших лабораторних реактивів. Техніка безпеки під час роботи з ними .....	64
1.14. Електронагрівальні прилади. Правила роботи з електроплитами закритого типу, колбонагрівачами, водяними, масляними та піщаними банями .....	69
1.15. Вимірювання температури плавлення, кипіння. ....	76
1.16. Визначення відносної вологості повітря .....	85
1.17. Зважування речовин на технічних терезах .....	87
1.18. Аналітичні терези .....	89
1.19. Фільтрування. Фільтруючі матеріали .....	98
1.20. Очищення технічної кухонної солі .....	104
1.21. Центрифугування .....	105
1.22. Дистиляція. Перегонка при атмосферному тиску .....	106
1.23. Вакуум-перегонка .....	111
1.24. Отримання дистильованої води .....	119
1.25. Сублімація або возгонка. Очищення технічного йоду ..	120
1.26. Екстракція. Екстрагування твердих речовин .....	120
1.27. Екстрагування рідин .....	121
1.28. Безперервна екстракція .....	124
1.29. Перекристалізація .....	127
1.30. Перекристалізація натрію нітрату .....	129

1.31. Сушіння твердих речовин . . . . .	131
1.32. Висушування рідин і газів . . . . .	135
1.33. Визначення густини рідин. . . . .	139
<b>Розділ II. Теоретичні основи аналітичної хімії.</b> . . . .	142
2.1. Аналітичні реакції: загальні положення . . . . .	142
2.2. Розчинення речовин та розчини. Основні поняття про розчини. Вплив різних факторів на розчинність речовин . . . .	144
2.3. Концентрація розчинів. Способи вираження складу розчинів. . . . .	147
2.4. Рівновага у розчинах електролітів . . . . .	152
2.4.1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації	152
2.4.2. Дисоціація кислот, основ, солей . . . . .	154
2.4.3. Реакції обміну між електролітами у розчині . . . . .	155
2.5. Закон діючих мас як теоретична основа хімічного аналізу . . . . .	157
2.5.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів. Хімічна рівновага. Константа рівноваги реакції . . . . .	157
2.5.2. Рівновага у розчинах слабких електролітів. Константа електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда . . . . .	159
2.5.3. Рівновага у водних розчинах слабких кислот та їх солей . . . . .	160
2.6. Застосування закону діючих мас до стану йонної рівноваги у насиченому розчині малорозчинної солі. . . .	161
2.6.1. Реакції осадження в хімічному аналізі . . . . .	161
2.6.2. Добуток розчинності . . . . .	162
2.6.3. Зміщення рівноваги в системі «осад-насичений розчин». . . . .	163
2.7. Дисоціація води. Водневий і гідроксильний показники . .	164
2.7.1. Йонний добуток води. Обчислення водневого і гідроксильного показників. . . . .	164
2.8. Буферні розчини та їх значення в хімічному аналізі . . . .	167
2.9. Гідроліз солей . . . . .	170
2.9.1. Реакції, що відбуваються при гідролізі солей . . . . .	170
2.9.2. Ступінь і константа гідролізу . . . . .	172
2.9.3. Зміщення рівноваги процесу гідролізу. Значення гідролізу в хімічному аналізі . . . . .	174

2.10. Рівновага у водних розчинах амфотерних електролітів	175
2.11. Рівновага у розчинах комплексних сполук. Дисоціація комплексних сполук. Константа нестійкості. Застосування комплексних сполук в хімічному аналізі	177
2.12. Гетерогенні дисперсні системи	183
2.12.1. Класифікація гетерогенних дисперсних систем	183
2.12.2. Будова та властивості колоїдних розчинів	184
2.13. Теоретичні основи окисно-відновних аналітичних реакцій	187
2.13.1. Окисно-відновні потенціали	189
2.13.2. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій	191
2.13.3. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій	192
2.13.4. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі	195
<b>Розділ III. Якісний аналіз</b>	197
3.1. Загальні положення	197
3.2. Техніка виконання аналітичних реакцій	199
3.3. Розподіл катіонів на аналітичні групи за кислотно-лужною класифікацією	206
3.4. Перша аналітична група катіонів ( $K^+$ , $Na^+$ , $NH_4^+$ )	206
3.5. Систематичний хід аналізу суміші катіонів першої аналітичної групи	210
3.6. Друга аналітична група катіонів ( $Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $Hg_2^{2+}$ )	211
3.7. Систематичний хід аналізу суміші катіонів другої аналітичної групи	215
3.8. Третя аналітична група катіонів ( $Ba^{2+}$ , $Sr^{2+}$ , $Ca^{2+}$ )	215
3.9. Систематичний хід аналізу суміші катіонів третьої аналітичної групи	219
3.10. Систематичний хід аналізу суміші катіонів першої, другої і третьої аналітичних груп	220
3.11. Четверта аналітична група катіонів ( $Zn^{2+}$ , $Al^{3+}$ , $Cr^{3+}$ , $Sn(IV)$ , $As(III)$ , $As(V)$ )	223
3.12. Систематичний хід аналізу суміші катіонів четвертої аналітичної групи	229
3.13. П'ята аналітична група катіонів ( $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Mn^{2+}$ , $Mg^{2+}$ , $Bi^{3+}$ , $Sb(III)$ , $Sb(V)$ )	230
3.14. Хід аналізу суміші катіонів п'ятої аналітичної групи	235
3.15. Шоста аналітична група катіонів ( $Cu^{2+}$ , $Hg^{2+}$ , $Cd^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$ )	237

3.16. Систематичний хід аналізу суміші катіонів шостої аналітичної групи . . . . .	240
3.17. Систематичний хід аналізу суміші катіонів четвертої, п'ятої та шостої аналітичних груп . . . . .	241
3.18. Аналіз суміші катіонів шести аналітичних груп: загальні положення . . . . .	243
3.19. Аналіз аніонів. Класифікація аніонів . . . . .	245
3.20. Перша аналітична група аніонів ( $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{SiO}_3^{2-}$ ) . . . . .	247
3.21. Друга аналітична група аніонів ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$ ) . . . . .	250
3.22. Третя аналітична група аніонів ( $\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) . . . . .	254
3.23. Аналіз суміші аніонів першої, другої та третьої аналітичних груп . . . . .	257
3.24. Систематичний аналіз речовини . . . . .	260
3.25. Аналіз металів та сплавів . . . . .	265
3.26. Аналіз органічних речовин . . . . .	267
<b>Розділ IV. Практикум з неорганічної хімії</b> . . . . .	276
4.1. Кисень, його добування та дослідження властивостей . . . . .	276
4.2. Водень, його добування та дослідження властивостей . . . . .	278
4.3. Добування оксидів, нерозчинних гідроксидів та дослідження їх властивостей . . . . .	280
4.4. Добування солей, кислот та дослідження їх властивостей . . . . .	284
4.5. Галогени, їх добування . . . . .	288
4.6. Добування металів з оксидів. Взаємодія металів з кислотами, водою, солями . . . . .	289
4.7. Електроліз розплавів солей. Збирання приладу для реалізації процесу електролізу розчинів . . . . .	294
<b>Додатки</b> . . . . .	301
<b>Література</b> . . . . .	322

## Передмова

Посібник написано з врахуванням досвіду багатолітньої роботи співавторів в галузі підготовки кваліфікованих робітників за професією «Лаборант хімічного аналізу».

Зміст посібника відповідає Державному стандарту підготовки лаборантів хімічного аналізу II-го, III-го, IV-го розрядів.

Основне завдання посібника – підготовка висококваліфікованого лаборанта хімічного аналізу, здатного працювати в усіх галузях господарського комплексу.

Багато хімічних лабораторій мають різне призначення, але незалежно від різних виробничих потреб основні операції виконуються одними і тими ж способами. Для проведення будь-якої операції з аналітичного контролю потрібно використати такі типові прийоми роботи, які дозволяють виконати поставлене завдання ефективно, з найменшими виробничими затратами.

Майбутній лаборант повинен мати не тільки хорошу теоретичну підготовку, але й оволодіти основними прийомами лабораторної практики: уміти працювати з хімічним посудом, реактивами, приладами, обладнанням, вивчити техніку виконання хімічними, фізико-хімічними, фізичними методами різноманітних аналізів. Тому робота в хімічній лабораторії, практичне засвоєння основ різних методів аналізу - найважливіша складова підготовки висококваліфікованих фахівців. Вивчення практичного курсу аналітичної хімії вимагає від учнів вміння зосередитись на детальному вивченні властивостей хімічних елементів та їх сполук, складу розчинів, засвоєнні теоретичних основ найважливіших хімічних перетворень, що є основою різноманітних методів аналізу. При виконанні лабораторних робіт з якісного та кількісного аналізу учні набувають навичок виконання найважливіших хімічних операцій.

У першій частині навчального посібника розглянуто техніку виконання лабораторних робіт, теоретичні основи аналітичної хімії, методи якісного аналізу та практикум з неорганічної хімії, що є фундаментом для підготовки лаборантів хімічного аналізу.

У посібнику представлено теоретичні основи аналітичної хімії, які студенти вивчають в тісному взаємозв'язку із загальною та неорганічною хімією. Зазначене сприяє закріпленню і розширенню знань учнів та студентів про загальні закономірності перебігу хімічних реакцій і наближує вивчення якісного і кількісного аналізу до сучасного рівня розвитку аналітичної хімії. У теоретичній

частині першого розділу висвітлюються основні розділи аналітичної хімії та їх практичне використання. В кінці кожної теми є перелік запитань для самоконтролю, відповіді на які допоможуть учням перевірити якість засвоєння матеріалу теми.

У практичній частині посібника подано систематичний аналіз катіонів за кислотно-лужною аналітичною системою. Висвітленню кожної аналітичної групи катіонів та аніонів закінчується контрольними завданнями, виконання яких дозволяє учням та студентам перевірити якість засвоєного матеріалу. Практична частина посібника охоплює великий набір характерних реакцій для виявлення всіх катіонів та аніонів.

У навчальному посібнику наведено детальні методики виконання лабораторних робіт, правила техніки безпеки, охорони праці та безпеку життєдіяльності під час роботи в лабораторії аналітичного контролю. Виконання лабораторного практикуму формує в майбутніх лаборантів хімічного аналізу необхідні знання, уміння та навички.



## Вступ

Роль хімії в діяльності людини - надзвичайно велика. Мабуть, не можна знайти таку галузь народного господарства, науки і техніки, яка б не мала відношення до хімії і хімічної промисловості. Завдяки хімії створені тисячі нових речовин, матеріалів і виробів з них. Без них неможливі успіхи в сільському господарстві, будівництві, космічній і ракетній промисловості, телебаченні, медицині, побуті тощо. Без хімічного аналізу не може функціонувати жодна галузь народного господарства. Щоденний хімічний аналіз сировини, напівпродуктів і готового продукту, контроль за ходом технологічного процесу виробництва, проблема охорони навколишнього середовища пов'язані з аналітичним контролем ступеня та характеру забруднення води і повітря. Біологія, медицина, сільське господарство потребують аналізів своїх специфічних об'єктів. Навіть гуманітарні науки не обходяться без хімічного аналізу. Зокрема, в археології результати хімічного аналізу предметів давнини є джерелом важливої інформації, що дозволяє зробити висновки про походження предметів і про їх вік.

**Предмет аналітичної хімії** – це методи визначення хімічного складу речовини. Аналітична хімія має такі три основні тематичні розділи: 1) *якісний аналіз*; мета якісного аналізу – виявити, які хімічні елементи, йони або хімічні сполуки містяться в досліджуваній речовині; 2) *кількісний аналіз*; завдання кількісного аналізу – визначити кількісні співвідношення між складовими частинами досліджуваної речовини, тобто визначити процентний вміст в речовині кожного елемента; 3) *фізико-хімічні методи*.

**Аналізом** називають процедуру отримання дослідним шляхом даних про хімічний склад речовини. В свою чергу, методом аналізу називають принципи, які покладені в основу аналізу речовини, тобто вид і природу енергії, яка викликає збурення хімічних часточок речовини.

Видатний геохімік академік О. Є. Ферсман писав, що нові методи кількісного і якісного аналізу часто мають більше значення, ніж гіпотези або теорії.

Методи аналізу в аналітичній хімії можна поділити на дві великі групи: 1) *хімічні методи*; 2) *фізико-хімічні методи аналізу*. Іноді виділяють окрему групу фізичних методів аналізу. Першим етапом визначення складу речовин за хімічним та фізико-хімічним методами аналізу є проведення хімічної реакції. Кінцевий етап визначення полягає

в спостереженні зовнішнього ефекту хімічної реакції (якісний аналіз) або кількісному вимірюванні однієї з фізико-хімічних властивостей продукту реакції (маси, інтенсивності забарвлення, об'єму тощо).

У загальному випадку хімічний аналіз складається з таких основних етапів: 1) відбір проби досліджуваної речовини; 2) переведення досліджуваної речовини у розчин; 3) відокремлення елементів, що визначаються, від інших та їх концентрування; 4) якісне виявлення і кількісне визначення; 5) обробка результатів вимірювання. Для відокремлення, концентрування та визначення хімічних елементів застосовуються хімічні реакції різних типів.

Так, в основі методів розділення і концентрування елементів лежать реакції осадження, комплексоутворення та окиснення — відновлення. Зокрема, розділення йонів на окремі аналітичні групи ґрунтується на реакціях осадження.

Для розділення йонів на окремі аналітичні групи можуть бути використані реакції комплексоутворення. Таким чином, йони Феруму відокремлюють від йонів Алюмінію, Хрому, Цинку, Кадмію, Мангану. На цих реакціях засновані фотометричні, гравіметричні і об'ємні методи кількісного визначення елементів.

Екстрагування може бути використане як для концентрування, так і для розділення елементів переведенням комплексної сполуки елемента з водного розчину в органічний розчинник, в якому розчинність цієї комплексної сполуки є значно більшою.

Для розділення і концентрування елементів можуть бути використані відповідні методи, які ґрунтуються на реакціях окиснення — відновлення. Один з них полягає у відновленні металами йонів інших металів, що містяться в розчині. Якраз багато методів кількісного визначення елементів також ґрунтується на реакціях окиснення - відновлення. Це насамперед класичні методи об'ємного аналізу — перманганатометрія, йодометрія, хроматометрія, електроваговий аналіз, каталітичні методи аналізу, полярографічний та кулонометричний методи тощо.

Для виявлення і визначення окремих йонів використовуються також реакції осадження. У кількісному аналізі реакції осадження — основа класичного гравіметричного (вагового) методу визначення елементів.

У якісному аналізі реакціями окиснення — відновлення виявляють велику кількість різних йонів (Мангану, Хрому, Меркурію, Стануму, Вісмуту тощо).

Кислотно-основні реакції є основою одного з найважливіших методів об'ємного аналізу — методу нейтралізації.

При застосуванні фізичних методів аналізу якісне виявлення або кількісне визначення складових частин речовини проводять спостереженням або вимірюванням її певних фізичних властивостей.

Базовий принцип, на якому ґрунтуються різноманітні методи аналітичної хімії, полягає у використанні кількісного зв'язку між хімічним складом і властивостями речовини.

Важливими завданнями аналітичної хімії є знаходження чіткої залежності між складом і властивостями речовин, в тому числі кількісне вираження цієї залежності; створення простих і надійних засобів та приладів для вимірювання властивостей досліджуваних матеріалів; розробка нових методів аналізу.

Перед аналітичною хімією стоїть чимало проблем. Одна з них — це розробка методів визначення дуже малих концентрацій речовин. Визначення мікрокількостей домішок має істотне значення для біології, медицини, охорони навколишнього середовища. Зокрема, у напівпровідникових матеріалах визначають елементи забруднюючі з вмістом  $1 \cdot 10^{-5}$  —  $1 \cdot 10^{-7}\%$ .

Друга проблема — розробка сучасних методів якісного виявлення і кількісного визначення ряду таких елементів, які використовуються в атомній енергетиці: Ніобію, Танталу, Цирконію, Гафнію, рідкісноземельних елементів.

Важливим у аналітичній хімії є точність аналізу, бо від цього залежить наукова істина.

Отже, аналітична хімія — це наукова дисципліна, яка тісно пов'язана з різними галузями хімічної науки і виробництва. Для її розвитку велике значення мали праці англійського вченого Р.Бойля, шведських учених Т. Бергмана, Й. Я. Берцеліуса, французького вченого А. Л. Лавуазьє, російських вчених В. М. Севергіна, М. О. Меншуткіна, Л. О. Чугаєва, українських вчених М. О. Тананаєва, А. К. Бабка, В. А. Назаренка, А. Т. Пилипенка, М. С. Полукетова, К. Б. Яцимірського, А. М. Голуба та інших.

Для того, щоб навчитись виконувати аналітичні дослідження, необхідно засвоїти теоретичні основи якісного і кількісного аналізу, оволодіти технікою лабораторних робіт та засвоїти правила використання різноманітного лабораторного обладнання.

# Розділ I. Техніка виконання лабораторних робіт

## 1.1. Правила роботи в хімічній лабораторії.

### Техніка безпеки. Охорона праці та безпеки життєдіяльності

Хімічні дослідження потребують застосування певних загальних безпечних прийомів роботи. Неправильне виконання лабораторних робіт може призвести до помилкових висновків, шкідливо вплинути на здоров'я працюючого та оточуючого персоналу. Нижче викладені загальні правила техніки безпеки, охорони праці та безпеки життєдіяльності під час роботи в хімічній лабораторії, а також викладені основні способи надання першої допомоги потерпілому при нещасних випадках.

#### Загальні вимоги:

- Хімічні досліди необхідно проводити в такому порядку, а також з такими кількостями і концентраціями речовин, які зазначені у відповідних інструкціях до проведення експериментів, досліджень.

Одночасно всі досліди, які призначені для проведення учнями, повинні бути попередньо виконані майстром (викладачем).

- Хімічні реактиви для дослідів учням видає майстер у таких кількостях, які необхідні для даного експерименту.

- Доступ учнів до місця зберігання хімічних реактивів повинен бути виключений.

- Під час виконання дослідів залишати робоче місце учням не дозволяється.

- Досліди, що супроводжуються виділенням шкідливих газів та парів, треба проводити лише у витяжній шафі зі справною діючою вентиляцією.

- Встановлене у витяжній шафі обладнання, в яких проводять дослідів з легкозаймистими або вибухонебезпечними речовинами, необхідно ізолювати з боку ступок шафи захисним екраном.

- Етикетки на склянках з рідкими реактивами слід закривати поліетиленовою липкою стрічкою або іншим прозорим матеріалом, що захищає етикетку від хімічної дії реактиву.

- Визначаючи речовину за запахом, необхідно легким рухом долоні над горлом посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно, не нахилиючись до посудини.

- Не дозволяється брати реактиви незахищеними руками. Для цього слід використовувати ложки, шпатель або совочки.

- Насипати або наливати реактиви необхідно на столі таким чином: сухі - над аркушем паперу, рідкі - над відповідною скляною посудиною. Просипаний або пролитий реактив не дозволяється зсипати або зливати назад у основну тару.

- Для нейтралізації пролитих на стіл чи підлогу кислот або лугів у лабораторії мають бути склянки із заздалегідь підготовленими нейтралізуючими відповідними розчинами (соди - для кислот та ацетатної кислоти - для лугів).

- Тверді відходи, які накопичуються у лабораторії, необхідно збирати в окрему тару і нейтралізувати у відповідних місцях, погоджених з органами санітарного і пожежного нагляду.

- Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штативу слід обережно.

- Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин не слід зазирати згори у посудину для запобігання травм внаслідок розбризкування нагрітої рідини.

- Не дозволяється залишати без нагляду запалені спиртівки, увімкнені електронагрівальні прилади.

- Після закінчення роботи треба негайно вимкнути електроприлади та перекрити водопровідні крани.

- Під час проведення практичних занять у лабораторії всі учні повинні бути безкоштовно забезпечені спецодягом і засобами індивідуального захисту (халатами, гумовими рукавицями) за нормами, що передбачені для працівників хімічних лабораторій відповідно до ДНАОП 0.00-4.26-96 "Положення про порядок забезпечення працівників спеціальним одягом, спеціальним взуттям та іншими засобами індивідуального захисту" і ДНАОП 0.05-3.03-81 "Типові галузеві норми безплатної видачі спецодягу, спецвзуття та інших засобів індивідуального захисту робітникам і службовцям різних професій та посад усіх галузей народного господарства і окремих виробництв". Відповідальність за забезпечення засобами індивідуального захисту учнів і працівників у лабораторії несе керівник навчального закладу.

- Спецодяг та інші засоби індивідуального захисту зберігаються в шафах у лабораторії, спеціально призначених для цієї мети.

- Прати спецодяг необхідно в пральнях централізовано за

направленням від навчального закладу, відповідальність за прання спецодягу покладається на особу, призначену керівником навчального закладу. Прати спецодяг учням не дозволяється.

- Використовувати спецодяг з іншою метою (зокрема, під час прибирання класних приміщень тощо), а також забирати додому учням не дозволяється.

### **Правила безпечної роботи з кислотами і лугами**

- Основні кількості кислот та інших агресивних речовин треба зберігати в спеціально призначеному приміщенні.

- Концентровані кислоти, а також амоніак необхідно обережно розливати під витяжкою, щоб запобігти травмам.

- Розливати кислоти та інші агресивні рідини з великих ємкостей у видаткові склянки слід за допомогою сифона з гумовою грушею, ручним насосом або ножною повітродувкою. Використовувати електричні повітродувки з цією метою не дозволяється.

- Переносити склянки ємкістю більш ніж 5 л з реактивами необхідно в плетених кошиках, ящиках або іншій тарі, що гарантує безпечне транспортування.

Переносити або навіть підіймати склянки з агресивними реактивами за шийку посудини не дозволяється.

- Доставлені у лаборантську реактиви розміщують у призначених для них місцях.

- Для одержання розчинів з концентрованих кислот необхідно лити кислоту у воду, а не навпаки, постійно перемішуючи. Розчинення концентрованої кислоти у воді (особливо сульфатної) супроводжується сильним нагріванням і розбризкуванням рідини, що може призвести до опіків.

- Для розбавлення концентрованих кислот, їх змішування, а також для змішування речовин, що супроводжуються виділенням теплоти, потрібно користуватися хімічним тонкостінним скляним або фарфоровим посудом.

- Щоб уникнути опіків порожнини рота, а також отруєння, забороняється набирати розчини кислот, лугів та інших агресивних рідин у піпетку ротом. Для засмокування цих речовин потрібно користуватися піпетками та гумовою грушею.

- Розчиняти луги слід у фарфоровому посуді, повільно додаючи до води невеликі порції лугу при безперервному перемішуванні.

Шматочки лугу можна брати тільки пінцетом або щипцями.

– Великі шматки їдких лугів потрібно розколювати на дрібні в спеціально відведеному місці.

– Під час всіх операцій з кислотами і лугами треба обов'язково застосовувати такі засоби індивідуального захисту: халат та гумовий фартух, гумові рукавиці, захисні окуляри тощо.

– Відпрацьовані кислоти і луги слід збирати в спеціально призначений посуд окремо і зливати в каналізацію тільки після нейтралізації.

– Розлиті кислоти або луги необхідно негайно засипати піском, нейтралізувати і після цього прибрати.

### **Правила безпечної роботи з металічним натрієм**

– Лужний метал натрій енергійно взаємодіє з водою, при цьому виділення водню супроводжується вибухом. Тому під час роботи з металічним натрієм слід бути особливо обережним.

– Не можна допускати, щоб натрій мав контакт з водою, вологими предметами, органічними сполуками, що містять хлор, твердим карбон(IV) оксидом (сухим льодом).

– Всі роботи з металічним натрієм треба виконувати на піддонах у витяжній шафі, використовуючи захисні окуляри і гумові рукавиці, віддалено від джерел води і тепла.

– Не дозволяється працювати з натрієм за вологості в приміщенні більшою ніж 60 %.

– Зберігати металічний натрій необхідно в скляній тарі, яка щільно закрита корком, під шаром зневодненого гасу, парафіну або трансформаторного мастила. Банки зберігаються в металевому ящику з піском.

– Виймати металічний натрій з тари, завантажувати його в апарати тощо треба лише сухим пінцетом або тигельними щипцями. Гас, парафін та трансформаторне мастило з поверхні металу витирають фільтрувальним папером.

– Різати металічний натрій потрібно на фільтрувальному папері сухим і гострим ножем. Первинне різання натрію треба виконувати під шаром трансформаторного мастила або гасу для зняття верхнього оксидного шару, оскільки внаслідок контакту оксидних сполук з чистим металом на відкритому повітрі може статися вибух.

– Відходи (обрізки) металічного натрію необхідно збирати в

окремі банки із зневодненим гасом для наступного знищення в той самий день. Не дозволяється нагромаджувати залишки натрію.

– Не дозволяється викидати залишки металічного натрію в каналізаційну раковину або тару для збирання сміття. Нейтралізація відходів натрію здійснюється наступним чином: відходи (обрізки) натрію необхідно знищувати в той самий день, коли вони одержані. Для цього обрізки натрію будь-яких розмірів загальною масою до 200 г розміщують в круглдонну колбу і заливають бензином так, щоб шар над верхнім шматочком металу був не менший ніж 0,05 м. Колбу закріплюють на штативі і забезпечують зворотним водяним холодильником. В середину колби через холодильник подають холодну воду. Об'єм разової порції становить близько 5 мл. Наступну порцію додають тоді, коли повністю прореагує попередня. Роль бензину і зворотного холодильника полягає в тому, щоб не допустити нагрівання рідини вище за кімнатну температуру. Колбу можна додатково охолоджувати ззовні за допомогою водяної бані. В цих умовах змінюється механізм взаємодії натрію з водою - кисень вже не бере участі в реакції, тому і тепловий ефект є відносно малим. Добавляння води припиняють тоді, коли розчиняться останні шматочки металу. Одержаний водний розчин натрій гідроксиду відокремлюють на ділільній лійці і використовують для будь-яких потреб.

– Прилади і посуд, в яких можливий залишок частинок металічного натрію, треба спочатку промити етиловим спиртом і тільки після цього, коли весь метал розчиниться в ньому, можна промивати водою.

– Для гасіння металічного натрію, що загорівся, треба користуватися порошковим вогнегасником, сухим піском або ковдрою. Не дозволяється застосовувати для гасіння лужних металів воду, пінні вогнегасники та карбон(IV)оксид (вуглекислоту).

### **Правила безпечної роботи з органічними речовинами**

На практичних заняттях в лабораторії використовуються органічні розчинники, які мають значну токсичність і утворюють з повітрям вибухонебезпечні суміші: ацетон, бензин, бензен, етиловий, бутиловий і метиловий спирти тощо.

За ступенем небезпечності розчинники, що застосовуються в кабінетах хімії, належать до трьох груп:



– розчинники, що зумовлюють здебільшого гострі отруєння з переважаючим явищем наркозу, - бензин, етиловий і бутиловий спирти, ацетон;

– більш токсичні розчинники, що спричиняють гострі отруєння - метиловий спирт (метанол) тощо;

– розчинники, що мають високу токсичність, крім гострих отруєнь, спричиняють стійкі зміни функцій кровоносних органів і нервової системи, - бензен тощо.

За ступенем пожежної безпеки більшість із зазначених розчинників належить до легкозаймистих.

Під час роботи з органічними розчинниками слід бути особливо обережним, а роботу треба виконувати обов'язково у витяжній шафі.

Прилад, у якому демонструють дослід, що пов'язаний з небезпекою вибуху, з боку учнів повинен бути захищений екраном з органічного скла. Експериментатор захищає очі окулярами або маскою з козирком з оргскла.

Перед початком роботи з легкозаймистими розчинниками всі пальники, що є у витяжній шафі, де виконується дослід, треба загасити, а електричні нагрівники - вимкнути.

Роботу, пов'язану з небезпекою загоряння, спалаху або вибуху, треба виконувати стоячи та у витяжній шафі.

Нагрівання і перегонку легкозаймистих і горючих органічних розчинників дозволяється виконувати лише на водяній або паровій бані, використовуючи електронагрівники.

Не дозволяється виливати в каналізацію органічні розчинники.

Відпрацьовані рідини потрібно збирати у призначену тару, що герметично закривається, і знищувати у відповідних місцях, погоджених з органами санітарного та пожежного нагляду.

Кількість розчинників, що є одночасно в лабораторії, не повинна перевищувати потреби для заняття, що проводиться.

Зберігати розчинники слід в товстостінному скляному посуді з притертим корком. Зберігати ці рідини в тонкостінному посуді не дозволяється.

Якщо в лабораторії розлита невелика кількість органічних розчинників (до 0,05 л), то треба загасити відкрите полум'я у всьому приміщенні і провітрити його.

У випадку аварії, коли розлиті органічні розчинники у

кількостях, більших за 0,05 л, необхідно:

- 1) негайно вивести учнів з приміщення;
- 2) загасити в приміщенні всі пальники і вимкнути електричні прилади;
- 3) відчинити вікна або кватирки і зачинити двері;
- 4) розливу рідину засипати піском або тирсою, за допомогою дерев'яного совка або двох дерев'яних дощочок зібрати в тару і знешкодити в той самий день;
- 5) провітрювання приміщення припинити тільки після того, як повністю зникне запах розлитого розчинника;
- 6) під час прибирання користуватися захисними окулярами та гумовими рукавицями.

### **Правила електробезпеки в лабораторії**

Поводження з електроприладами в лабораторії потребує великої обережності та безумовного виконання правил електробезпеки відповідно до ДНАОП 0.00-1.21-98 "Правила безпечної експлуатації електроустановок споживачів".

У лабораторії треба використовувати електронагрівачі закритого типу та інше електричне обладнання тільки заводського виготовлення. При експлуатації слід користуватися паспортом та інструкцією заводу-виготовлювача.

Усі електронагрівальні прилади повинні мати теплоізоляцію знизу і з боку стін. Для теплоізоляції можна використати керамічні плитки та інші негорючі матеріали з малою теплопровідністю.

Електроприлади, що перебувають в експлуатації, періодично оглядає особа, яка відповідальна за електрогосподарство; вона також перевіряє захисне заземлення, електропроводку і загальний стан електромережі. Якщо є порушення в стані електромережі, то подача струму до робочих місць не дозволяється. Виявлені пошкодження і порушення необхідно негайно усунути.

Подання струму через загальний розподільчий щит до робочих місць і вимикання його після закінчення робіт виконує лише майстер або особа, яка обслуговує електромережу навчального закладу.

Штепсельні розетки і встановлене обладнання можуть перебувати під напругою під час проведення дослідів. Після закінчення експерименту підведення електричної енергії негайно припиняється.

Шафи з розподільчими пристроями повинні бути замкнені на замок.

### **Правила користування витяжною шафою**

Витяжну шафу вмикають не пізніше ніж за 15 хв. до початку роботи.

Стулки витяжної шафи під час роботи мають бути максимально закритими з невеликим зазором для тяги. Відкривати їх дозволяється тільки на час використання встановлених у шафі приладів або в разі іншої потреби на необхідну висоту, яка є зручною для роботи, але не більшою як половина висоти отвору.

– Підняті стулки витяжної шафи під час роботи закріплюють за допомогою спеціальних пристроїв.

– Якщо витяжна шафа має кілька ступок, то ті з них, якими не користуються, повинні бути закритими. У разі порушення цього правила знижується ефективність вентиляції.

– Щоб запобігти проникненню шкідливих газів і пари з витяжної шафи до приміщення кабінету, вентиляцію треба відрегулювати так, щоб у шафі утворювалося невелике розрідження.

### **Правила роботи зі скляним лабораторним посудом та іншими виробами зі скла**

Під час роботи з приладом, виготовленим зі скла або з елементами скла, в умовах, коли є хоч невелика ймовірність аварії, необхідно обгородити весь прилад захисним екраном з оргскла, а найнебезпечніші ділянки приладу-металевою сіткою або металевим кожухом.

Під час збирання скляних приладів застосовувати підвищені зусилля не дозволяється. При монтуванні окремих частин зі скла необхідно захищати руки тканиною.

Щоб полегшити складання приладів, кінці скляних трубочок змочують водою, вазеліном або гліцерином.

Усі види механічної і термічної обробки скла слід виконувати з використанням захисних окулярів.

Щоб відрізати кусок скляної трубки або палички, необхідно зробити на ній надріз напилком або іншим інструментом, який ріже скло, після чого взяти трубку обома руками і легким натиском у напрямку, протилежному до надрізу, зламати її. Після розлому гострі кінці слід оплавити або обробити наждачним папером.

Якщо хімічні реактиви містяться в ампулах, необхідно обережно зробити надріз, як у випадку зі скляною паличкою, відламати шийку ампули, тримаючи ампулу над лотком або іншою посудиною. Потім обережно пересипати або перелити вміст ампули у заздалегідь заготовлену склянку (наприклад, бром чи йод необхідно тримати в склянці з темного скла).

Кінці скляних трубок і паличок, що застосовують для розмішування розчинів та інших лабораторних робіт, мають бути оплавлені.

Для змішування або розбавлення речовин, що супроводжуються виділенням теплоти, а також для нагрівання хімічних речовин слід використовувати фарфоровий або тонкостінний скляний посуд.

Пробірки, круглодонні колби, фарфорові чашки можна нагрівати на відкритому вогні, плоскодонні колби і стакани слід нагрівати тільки на металевому розсікачі полум'я.

Посудину з гарячою рідиною не можна закривати притертим корком доти, поки вона не охолоне.

Щоб відкрити туго закриту посудину, необхідно спочатку обережно постукати по периметру корка знизу догори дерев'яним молоточком або брусочком. Якщо це не допомагає, то потрібно обережно підігріти шийку посудини так, щоб не нагрілась вся посудина. Нагрівати можна рушником, змоченим гарячою водою, обгорнувши ним шийку посудини або над полум'ям спиртового пальника, обертаючи посудину навколо осі, не доторкуючись при цьому до полум'я. Не можна нагрівати посудину над відкритим полум'ям, якщо в посудині містяться легкозаймісті, вибухонебезпечні або отруйні речовини.

Великі хімічні стакани слід піднімати обома руками таким чином, щоб відігнуті краї (бортики) стакана спиралися на вказівний та великий пальці.

Прилади або окремі їх частини, що перебувають під вакуумом, слід захищати дротяним екраном (сіткою); під час роботи слід користуватися захисними окулярами.

Скляний посуд, який призначений для роботи під вакуумом, заздалегідь випробовують на максимальне розрідження. Перед випробуванням посудину потрібно обгорнути рушником або натягнути на неї металеву сітку. Такі самі заходи безпеки застосовують під час проведення фільтрування при розрідженні. Не

дозволяється застосовувати плоскодонний посуд (перегонну колбу, приймач) у вакуумних установках і приладах.

Тонкостінну посудину, закриваючи гумовим корком (наприклад, при промиванні), тримають за верхню частину шийки, а корок при цьому злегка повертають, захищаючи руки рушником.

Роботу з отруйними, вогне- та вибухонебезпечними речовинами, а також роботи під тиском або вакуумом слід виконувати в приладах і посуді з високоякісного термостійкого скла.

Нагриваючи рідину в пробірці або колбі, необхідно закріплювати їх таким чином, щоб отвір пробірки або шийка колби були направлені в напрямі від себе і сусідів по роботі; при цьому посуд наповнюють рідиною не більше ніж на третину об'єму. Протягом усього процесу нагрівання не дозволяється нахилитися над посудиною і зазирати в неї.

При нагріванні хімічних речовин у пробірці або колбі не дозволяється утримувати посуд руками. Зазначений посуд слід закріплювати в тримачі для пробірок або штативі (затискач повинен бути розміщений біля отвору пробірки).

Під час миття скляного посуду треба пам'ятати, що скло є крихке, легко ламається і тріскається від ударів, різкої зміни температури тощо.

### **Надання першої (долікарської) медичної допомоги потерпілим**

Під час проведення практичних занять у лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні і термічні опіки, нанесення травм скляними скалками тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано кваліфіковану допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. У разі необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

У лабораторії хімії повинна бути аптечка з набором медикаментів, а також інструкція щодо надання першої медичної допомоги.

#### ***Перша допомога у разі отруєнь:***

##### ***1) Отруєння карбон(II) оксидом.***

Ознаки отруєння: запаморочення голови, головний біль, слабкість, блювання, шум у вухах, судоми і втрата свідомості.  
Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря,

звільнити від одягу, який заважає диханню, давати вдихати кисень (чистий або з добавкою вуглекислоти, з масовою часткою 5%). Потерпілого потрібно тримати в теплі, зігрівати грілками або теплими компресами на руки та ноги. У разі потреби — забезпечити штучне дихання до прибуття лікаря.

2) *Отруєння дигідроген сульфідом (сірководнем).*

Ознаки отруєння: запаморочення, головний біль, нудота, загальна слабкість. У деяких випадках може настати раптова смерть внаслідок враження дихальних шляхів.

Перша допомога: треба забезпечити потерпілому доступ свіжого повітря, дати вдихати кисень з добавкою вуглекислоти з масовою часткою 5—7%.

3) *Отруєння оксидами Нітрогену.*

Ознаки отруєння: оксиди Нітрогену насамперед діють на слизову оболонку і дихальні шляхи, потім зумовлюють подразнення очей, сухість у горлі, кашель, іноді нудоту і блювання. Отруєння оксидами нітрогену особливо небезпечне для осіб, які страждають захворюваннями серцево-судинної системи.

Перша допомога: потерпілому дати дихати чистим киснем. У зв'язку з можливим набряком легень і порушенням кровообігу слід уникати будь-яких зусиль, потрібен повний спокій. Не допускати охолодження тіла.

4) *Отруєння хлором.*

Ознаки отруєння: подразнення верхніх дихальних шляхів, за тривалої дії кашель посилюється і може завершитися спазмом окремих ділянок дихальних шляхів, а потім припиняється дихання. Навіть за короткочасної дії хлору треба остерігатися гострого набряку легень.

Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря, звільнити від одягу, що заважає диханню. Дати дихати киснем або вдихати з ватки нашатирний спирт з етанолом, можна дати випити суспензію магній оксиду (10 г на склянку води). Покласти на руки та ноги потерпілого теплі компреси.

5) *Отруєння оксидами Сульфуру.*

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, кашель і чхання.

Перша допомога: потерпілого вивести на свіже повітря, вдихати з ватки нашатирний спирт з етанолом, застосувати інгаляцію з

розчином питної соди з масовою часткою натрій гідроген-карбонату 2%.

*6) Отруєння амоніаком (аміаком).*

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, слезотеча і запалення очей, сильний кашель, жар у горлі. Крім того, у потерпілого з'являються нудота і приступи задухи.

Перша допомога: при отруєнні через вживання рідини з амоніаком дати випити велику кількість води з додаванням до неї ацетатної кислоти, викликати блювання, дати молока, яєчний білок, при отруєнні внаслідок вдихання амоніаку вивести потерпілого на свіже повітря і дати вдихати з ватки пари розведеної ацетатної кислоти.

*7) Отруєння органічними рідинами.*

У разі потрапляння в організм через харчовий тракт отруйних органічних рідин: ацетону, формаліну, метанолу, аніліну тощо необхідно викликати блювання, а потім дати молока і яєчний білок.

*8) При отруєннях в інших випадках необхідно:*

– при отруєнні *сірковуглецем* потерпілого вивести на свіже повітря, давати вдихати нашатирний спирт, дати валідол, напоїти міцним солодким чаєм;

– при отруєнні *натрій фторидом* створити потерпілому повний спокій, поїти молоком з білком яйця або дати вапнякову воду;

– при отруєнні *сульфатною кислотою* дати проковтнути шматочок льоду і покласти лід на живіт, прополоскати рот розчином калій перманганату з масовою часткою речовини 2%, дати молока, яєчний білок, розчин крохмалю.

***Перша допомога при опіках***

Під час роботи в лабораторії найбільш ймовірними є термічні і хімічні опіки.

*При термічних опіках* першого ступеня уражене місце обробляють етиловим спиртом, після чого накладають суху стерильну пов'язку або чисту тканину і звертаються до дерматолога. Ні в якому разі не можна проколювати пухир, змочувати місця опіків водою, припікати їх розчином калій перманганату, йоду, застосовувати «народні засоби», оскільки вони тільки підсилюють опіки, сповільнюють загоєння ран. При важких опіках необхідно негайно відправити потерпілого до лікувального закладу.

*У разі хімічних опіків* уражену ділянку шкіри треба промити

великою кількістю прохолодної води протягом 15—20 хв, забороняється обробляти обпечені місця ватним тампоном, потім промивають розчином питної соди з масовою часткою натрій гідрогенкарбонату 2% (при потраплянні кислоти) або розчином ацетатної кислоти з масовою часткою речовини 1—2% (при потраплянні лугу), ополіскують водою і накладають марлеву пов'язку з риванолом або фурациліном.

При опіках під час роботи з металічним натрієм, а також фосфором необхідно ватним тампоном зняти з поверхні шкіри ці речовини, а потім промити великою кількістю води.

#### ***Перша допомога при опіках очей***

- При потраплянні в око будь-якої хімічної рідини необхідно ретельно промити його великою кількістю води.

- Опіки очей під час роботи в лабораторії найчастіше спричиняються кислотами і лугами. При опіках кислотою безпосередньо після опіку видно ділянку і важкість ураження. Спостерігається почервоніння і в подальшому — відторгнення омертвілої тканини.

- При опіках лугом не завжди видно відразу важкість ураження. Спостерігається почервоніння, кон'юнктиви, поблідніння рогівки, хворі не завжди звертаються до лікаря. Проте через 1—2 дні стан погіршується, рогівка мутніє і людина може втратити зір. Усе це трапляється внаслідок того, що при опіках кислота безпосередньо пошкоджує ті тканини, до яких дотикається. А луг просочується між клітинами і спричиняє руйнівну дію на саму тканину.

- При потраплянні в око кислоти найкраще відразу промити його чистою проточною водою, а потім накласти ватний тампон, змочений розчином натрій гідрогенкарбонату з масовою часткою 3%.

- Промивати очі при потраплянні лугу слід водою, а після цього — розчином борної кислоти з масовою часткою 2% (1 чайна ложка борної кислоти на склянку води). Після заключного промивання очей чистою водою під повіки вводять 2—3 краплі альбуніду з масовою часткою розчиненої речовини 30%.

- Промивати очі після опіку необхідно ретельно протягом 20—30 хв, а потім обов'язково звернутися до лікаря.

#### ***Перша допомога при пораненні***

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо — змазати пальці йодним



розчином. Доторкатися до рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

При незначних порізах рану обробляють йодним розчином і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому згортанню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом (етанолом); виймають скалки і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, то бруд видаляється лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодним розчином або розчином «бриліантової зелені», перев'язують і звертаються в медпункт.

При серйозному порізі і сильній кровотечі необхідно накласти джгут вище рани, покрити рану стерильною марлею і негайно викликати лікаря.

## **1.2. Хімічний посуд загального призначення**

У хімічних лабораторіях використовується різноманітний хімічний посуд і різні речі для подрібнення матеріалу, фільтрування, висушування, промивання, прожарювання тощо. Найбільш важливе значення має скляний посуд. Крім нього, застосовують також посуд з фарфору, кварцу, пластмас, платини, срібла та інших матеріалів. Набір посуду в лабораторії залежить від характеру виконуваної роботи, але деякі види хімічного посуду є невід'ємною частиною будь-якої лабораторії: склянки, пробірки, лійки, мірний посуд тощо.

Не все скло придатне для хімічних робіт. Кращим є жаростійке скло. Посуд з нього відрізняється малим коефіцієнтом розширення і великою хімічною стійкістю (гарячі розчини, особливо лужні, чинять руйнівну дію на скло).

При нагріванні всіх скляних виробів необхідно уникати різкої зміни температури. При нагріванні скляного посуду слід використовувати азбестову сітку; гарячий посуд ставлять тільки на лист азбесту.

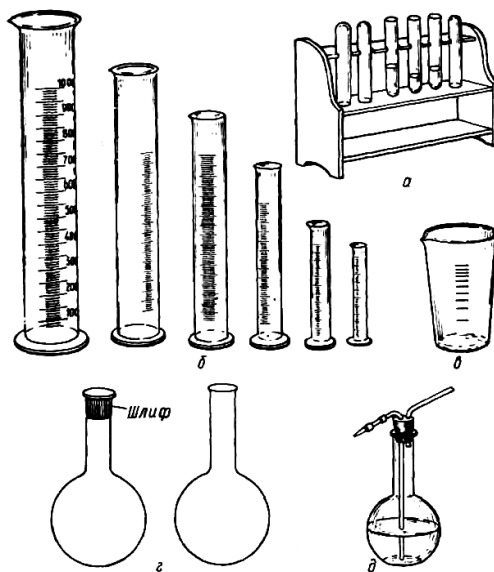
У деяких випадках замість скляного посуду застосовують посуд з плавленого кварцу. Кварц - дуже стійкий до різких трансформаційних змін температури і плавиться за температури

приблизно 1700°C. Але в такому посуді не можна нагрівати луги, оскільки карбонати лужних металів руйнують його. Посуд з кварцевого скла так само, як і з будь-якого скла, дуже легко б'ється, а вартість його є значно вищою за вартість скляного посуду, тому працювати з ним слід обережно.

Скляний хімічний посуд поділяється на такі групи:

- посуд загального призначення;
- посуд спеціального призначення;
- мірний посуд, який призначений для точного вимірювання об'ємів рідин, розчинів і газів.

У будь-якій хімічній лабораторії використовують пробірки, лійки, хімічні склянки, ділильні лійки, плоскодонні круглі колби, конічні колби тощо. (мал. 1).



**Мал. 1. Посуд загального призначення:**

а – пробірки; б – циліндри; в – хімічний стакан; г – круглодонні колби;  
д – промивалка.

**Пробірки** бувають прості і калібровані (мал.1). Пробірки являють собою скляну трубку, запаяну з одного кінця, яку використовують для різноманітних дослідів з невеликими кількостями речовин (переважно в якісному аналізі). Рідини в пробірку слід наливати стільки, щоб її об'єм

займав не більш ніж  $\frac{1}{2}$  об'єму пробірки. Змішування реактивів в пробірці проводять акуратно скляною паличкою або, тримаючи пробірку між великим і вказівним пальцем лівої руки за верхній кінець і притримуючи середнім пальцем, середнім пальцем правої руки наносять легкі удари по нижній частині пробірки.

На полум'ї пальника слід нагрівати верхню частину рідини в пробірці, одночасно роблячи плавні гвинтоподібні рухи рукою. При нагріванні нижньої частини пробірки може відбутися раптовий викид рідини, тому необхідно стежити за тим, щоб отвір пробірки був направлений в сторону від себе і від людей, що знаходяться поруч.

При нагріванні рідини з осадом варто частіше виносити пробірку з полум'я і обережно струшувати її.

**Хімічні склянки** (мал.1) використовують при виконанні найрізноманітніших робіт, особливо в аналітичних визначеннях. Вони являють собою тонкостінні циліндри різної місткості (50, 100, 200, 250, 500 і 1000 см<sup>3</sup>, рідше 2000 см<sup>3</sup>) з носиком і без нього. Їх не можна нагрівати на відкритому полум'ї газового пальника або відкритій спіралі електроплитки, а нагрівають тільки з використанням азбестової сітки або на водяній бані.

**Хімічні лійки** бувають різних розмірів і форм. Вони призначені для переливання рідин з однієї посудини в іншу, фільтрування, пересипання сипучих речовин (лійки з великим діаметром і коротким кінцем) тощо.

Для аналітичних робіт зручніше використовувати аналітичні лійки, що відрізняються від звичайних хімічних лійок довшим зрізаним кінцем, внутрішній діаметр якої у верхній частині є меншим, ніж у нижній частині.

Якщо при переливанні рідини з однієї посудини в іншу лійка щільно прилягає до стінок горловини посудини, її слід періодично піднімати, щоб рідина швидше переливалася. В цьому випадку зручно застосовувати дротовий трикутник, в який вставляють лійку. При переливанні не слід заповнювати лійку рідиною по вінця.

**Крапельні лійки** застосовують зазвичай при монтуванні пристроїв для деяких досліджень, коли необхідно вводити в реакційну масу будь-який розчин краплями або невеликими порціями. Вони бувають циліндричної і грушоподібної форми та мають у верхній частині отвір (для наливання розчину), що

закривається притертим корком, а в нижній частині – теж притертий кран. Кран крапельної лійки повинен легко повертатися, тому його змащують мастилом або вазеліном. Крапельні лійки бувають різного об'єму.

**Ділильні лійки** (мал.2) схожі на крапельні, але мають більш товсті стінки і коротший кінець. Вони мають циліндричну або конусну форму та бувають різного розміру. Застосовують ділильні лійки для поділу незмішуваних рідин, найчастіше органічних.



Мал. 2. Ділильна лійка



Мал. 3. Колби для відсмоктування:

*a* – колби Бунзена; *б* – колба Бунзена з лійкою Бюхнера

**Плоскодонні колби** застосовують для різних аналітичних визначень, а також для приготування та зберігання розчинів. Вони бувають різної ємкості. Їх так само, як і склянки, слід нагрівати на водяній бані або на полум'ї пальника, а також на електроплитці, використовуючи азбестовану сітку. Плоскодонні колби бувають зі звичайним відкритим горлом або з горлом, що має шліф.

**Промивалка** (мал. 1) - найпоширеніший в лабораторіях прилад для промивання осаду дистильованою водою (або будь-яким розчином). Промивалка складається з колби (в котру наливають дистильовану воду) з притертим корком, обладнаним двома трубками. Один кінець однієї з трубок доходить майже до дна колби, а інший – зігнутий під гострим кутом. Друга трубка входить в середину колби не більше ніж на 3-5 см, а її зовнішній кінець зігнутий під тупим кутом. При вдунанні повітря ротом через цю коротку трубку з відтягнутого кінця довгої трубки промивалки летить тонкий струмінь рідини, яку і направляють на фільтр з осадом. Промивають осад гарячою водою, для чого нагрівають

промивалку, користуючись азбестованою сіткою. При нагріванні корок з трубками піднімають таким чином, щоб він нещільно закривав колбу, для уникнення опіків у випадку викиду киплячої води з капілярного кінця трубки.

Промивалку можна зробити самому. Для цього використовують круглу плоскодонну колбу об'ємом 0,5-2 дм<sup>3</sup>, підбирають гумовий корок, просвердлюють два отвори в ньому, в які вставляють дві трубки, зігнувши відповідним чином їх кінці над полум'ям пальника.

**Конічні колби** можуть бути використані для різних робіт, але найчастіше в них проводять титрування розчинів. Вони бувають з притертим корком і без нього, зі звичайною шийкою і з носиком. Об'ємом вони бувають від 10 см<sup>3</sup> до 2 дм<sup>3</sup>. Ці колби не можна нагрівати на відкритому полум'ї пальника.

**Колби для відсмоктування** (Бунзена) - це товстостінні конічні колби (мал.3), у верхній частині яких є відросток для з'єднання з вакуум-насосом, що використовуються для швидкого фільтрування при розрідженні (зниженому тиску).

Для роботи з розрідженням слід використовувати тільки перевірену колбу Бунзена - без подряпин або тріщин, так як при створенні розрідження така колба може тріснути. Для відсмоктування колбу закривають гумовим корком, в який вставляють скляну трубку з витягнутим в капіляр одним кінцем, обгортають рушником і витримують під вакуумом не менше 15 хв. Необхідно стежити, щоб на столі не було дрібних шматочків металу або твердих речовин, які можуть спричинити подряпини на дні колби.

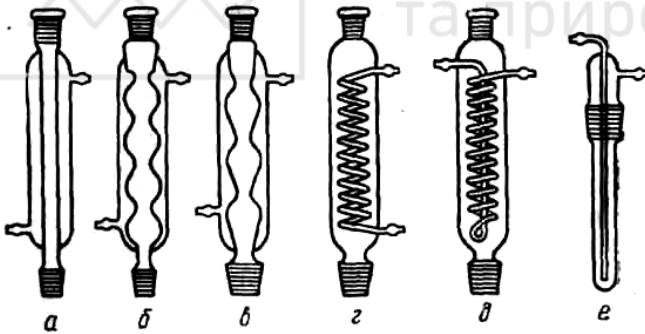
**Кристалізатори** - це плоскі циліндричні тонко- або товстостінні посудини різної ємкості і діаметра. У них проводять кристалізацію речовин, іноді ж у них проводять і випарювання, нагріваючи їх тільки на водяній бані.

**Холодильники** - це прилади, які використовуються для охолодження при кип'ятінні, перегонці або нагріванні різних речовин (мал. 4). Холодильник має дві частини: холодильну трубку різноманітної форми (форштос) та сорочку (муфту), через яку пропускають воду для охолодження парів, що надходять у холодильну трубку. Залежно від того, для яких робіт холодильники застосовують, їх поділяють на такі основні типи: прямі і зворотні.

При звичайній перегонці застосовують прямий холодильник

(Лібіха): в ньому пари охолоджуються в холодильній трубці, перетворюються в рідину, яка стікає в приймач.

При проведенні робіт, коли необхідно, щоб рідина, яка отримана після охолодження пари, знову стікала в реакційний посуд, використовують зворотні холодильники. Для збільшення поверхні охолодження холодильні трубки зворотних холодильників мають розширення кулястої або яйцеподібної форми або їх роблять у вигляді спіралі, «їжачка» тощо.

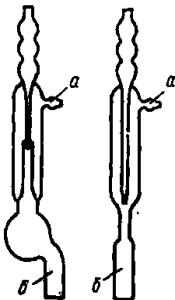


**Мал. 4. Холодильники з водяним охолодженням:**

*a* – холодильник Лібіха з прямою внутрішньою трубкою; *б, в* – кулькові холодильники; *г, д* – холодильники зі змієвиковим охолодженням; *е* – пальцевидний холодильник

При роботі з холодильниками слід дотримуватися наступних правил: вода для охолодження має надходити в сорочку холодильника тільки з нижнього опущеного відростку, а виходити - з верхнього відростку, і при цьому сорочка повинна бути повністю заповнена водою.

**Водострумніні вакуум-насоси (мал.5)** призначені для



**Мал. 5. Водострумніні насоси:**

*a* – патрубок для приєднання до крану;  
*б* – патрубок для спуску води в раковину

створення пониженого тиску (вакууму) в будь-якому посуді за допомогою струменя води. Їх приєднують до водопровідного крану товстостінною (вакуумною) гумовою трубкою і прив'язують м'яким дротом. Роботу вакуум-насоса перевіряють наступним чином: поступово відкриваючи водопровідний кран (до якого приєднаний насос), закривають пальцем отвір бічної трубки, до якої повинна приєднуватися посудина. Якщо палець присмоктується, то насос працює нормально.

При тривалій роботі насоса може накопичуватися бурий осад оксидів Феруму, що ускладнює роботу. Його слід видалити, наливаючи в бічний отвір 10%-ний розчин хлоридної кислоти, і після цього промити водою.

**Чашки, бюкси, склянки з тубусами.** Чашки широко застосовують для проведення хімічних та біологічних лабораторних робіт. Виготовляють наступні типи чашок: кристалізаційні циліндричні; випарювальні плоскодонні сферичні; біологічні (Коха) з кришками високі; біологічні (Петрі) з кришками (низькі).

*Бюкси* - це високі і низькі стаканчики з притертими кришками, які призначені для зважування та зберігання речовин при виконанні лабораторних робіт.

*Склянки з тубусом* застосовують у лабораторних установках для зберігання розчинів. Вони виготовляються різних форм та розмірів. Випускають такі склянки: з тубусами під гумовий корок і з краном; з тубусами із взаємозамінними конусами і з краном; з тубусами під гумовий корок.

**З'єднувальні елементи** - переходи, вигини, керни, муфти, затвори, насадки, алонжі - застосовуються при складанні різноманітних лабораторних приладів, апаратів та установок. Широко використовуються в приладах та апаратах сполучні крани різної форми і розмірів. Випускають такі стандартні крани: одноходові, двоходові з прохідними отворами під кутом  $30^\circ$ , триходові, серповидні з прохідними отворами під кутом  $120^\circ$ .

*Вигини* виготовляють таких типів під кутом  $75^\circ$  з двома кернами; під кутом  $75^\circ$  з кернами і муфтою; під кутом  $90^\circ$  з кернами і муфтою; під кутом  $105^\circ$  з кернами і муфтою.

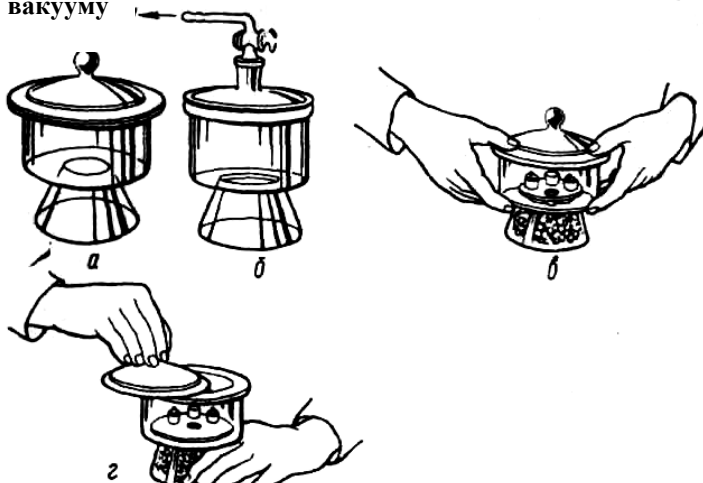
Алонжі виготовляються таких типів: зігнуті; вигнуті з відведенням; прямі з відведенням; у вигляді «павука».

### 1.3. Хімічний посуд спеціального призначення

**Ексикатори** (мал.6) - це товстостінні прилади, які призначені для повільного висушування речовин або зберігання гігроскопічних речовин. Вони складаються з корпусу і притертої скляної кришки. Нижню частину корпусу ексикатора заповнюють речовиною, що поглинає вологу, наприклад, шматками свіжопрожареного кальцій оксиду, прожареного кальцій хлориду, безводним алюміній оксидом, силікагелем, фосфор (V) оксидом.

Ексикатори бувають звичайні і вакуум-ексикатори. Останні мають кран на кришці або на бічній поверхні корпусу, через який приєднують ексикатор до вакуум-насоса. Шліф ексикатора повинен бути добре змащений вакуум-мастилом або тонким шаром вазеліну. Відкриваючи ексикатор, кришку слід зсувати в горизонтальному напрямку, а не піднімати догори. Так само при закриванні ексикатора кришку поступово насувають збоку. Переносячи ексикатор з місця на місце, необхідно підтримувати кришку великими пальцями обох рук, оскільки вона може легко зісковзнути і розбитися.

До вакууму



Мал. 6. Ексикатори:

*а* – звичайний; *б* – вакуумний; *в* – перенесення ексикатору; *г* – зняття кришки

Не можна залишати ексикатор відкритим, тому що наявна гігроскопічна речовина швидко набирає вологу з повітря і ексикатор стає непридатним для подальшої роботи.

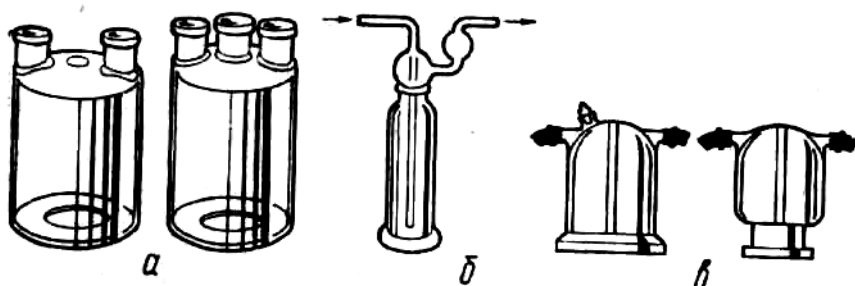


**Колби для перегонки (дистиляції)** - це спеціальні колби різного об'єму, які призначені для очищення рідин від розчинених у них твердих речовин шляхом перегонки, а також для фракційної перегонки.

*Колби Вюрца* - це круглодонні колби з довгим горлом, від якого відходить трубка, що з'єднується з холодильником. Колби Вюрца використовують для перегонки рідин за атмосферного тиску.

Для перегонки рідин під вакуумом використовують *колби Клайзена* - круглодонні колби з роздвоєним горлом для приєднання до холодильника і вакуум-насоса.

*Хлоркальцієві трубки* - пристрої для захисту розчинів і речовин від потрапляння вологи, пилу та газів, що містяться в повітрі. Поглинальні трубки мають кулясті розширення, куди поміщають гігроскопічну речовину (натронне вапно або прожарений хлористий



**Мал. 7. Промивні склянки:**

а – Вульфа; б – Дрекслея; в - Тищенко

кальцій). Хлоркальцієві трубки вставляють у корки бутлів з титрованими розчинами.

**Промивні склянки** застосовують зазвичай для промивання та очищення газів; їх можна використовувати також як запобіжники при роботі з вакуум-насосом. Розрізняють промивні склянки Вульфа, Дрекслея і Тищенко (мал. 7).

**Апарат Кіппа.** В лабораторній практиці для отримання, очищення і зберігання газів використовують апарат Кіппа. У ньому при взаємодії твердих речовин і рідин отримують: 1) водень - при дії хлоридної кислоти на цинк; 2) карбон (IV) оксид (вуглекислий газ) - дією хлоридної кислоти на мармур; 3) дигідроген сульфід (сірководень) - дією хлоридної кислоти на сульфіди тощо) (мал. 8).



**Мал. 8. Апарат Кіппа:**

*a* – лійка; *б* – середній шар;

*в* – нижня частина приладу;

*z* – тубус; *д* – кільце з отворами

Прилад складається з двох частин: посудини із звуженням у середній частині і шароподібної лійки, кінець якої на 1-2 см не доходить до дна посудини. Лійка вставляється в посудину на шліфі, що забезпечує герметичність приладу. Середня частина має тубус, який закритий корком з газовідвідною трубкою і краном. У нижній частині апарата є тубус, через який виливають відпрацьовану рідину. При зарядці апарата в середню частину приладу через тубус поміщають тверду речовину. Потім тубус закривають корком з газовідвідною трубкою і при відкритому крані вливають розчин кислоти в лійку.

При цьому кислота надходить у нижню частину приладу. Потім вона піднімається в середній шар і покриває тверду речовину – починається хімічна реакція, виділяється газ. Щоб припинити хімічну реакцію, закривають кран. Таким чином, після закриття крану кислота під тиском утвореного газу витісняється в нижню частину приладу й у лійку, реакція припиняється. Приведення апарата в дію здійснюється відкриттям крану. При цьому утворений газ виходить через газовідвідну трубку. Кислота взаємодіє з твердою речовиною, починається реакція. При розрядці апарата Кіппа кислоту виливають через нижній тубус, а тверду речовину виймають через верхній тубус.

#### 1.4. Мірний посуд

Для точного вимірювання об'ємів у кількісному аналізі застосовують бюретки, піпетки та мірні колби. Для наближеного вимірювання об'ємів використовують циліндри або мензурки.

**Мірні циліндри і мензурки** бувають різних об'ємів - від 10 до 2000 см<sup>3</sup>. На зовнішній стінці мірних циліндрів і мензурок нанесені поділки з цифрами, що вказують об'єм в см<sup>3</sup>. Рівень рідини потрібно вимірювати за меніском.

**Бюретки** (мал. 9) служать для титрування і є пристроями для вимірювання точних об'ємів рідин. Вони являють собою циліндричні трубки із звуженим кінцем, до якого за допомогою гумової трубки приєднують відтягнуту скляну трубочку. На вільну частину гумової трубки надягають металевий затискач, натискаючи на який двома пальцями, можна вилити рідину з бюретки. Іноді (замість затискача) в гумову трубку вставляють скляну кульку. Якщо злегка стиснути гумову трубку в тому місці, де міститься кулька, то між ним і трубкою утворюються вузькі канали, через які витікає рідина з бюретки.



Мал. 9. Бюретки:

- а – з металевим затискачем;
- б - зі скляною кулькою;
- в - зі скляним краном

Для титрування розчинами речовин, які руйнують гуму (наприклад, розчини йоду і калій перманганату), використовують бюретки зі скляними кранами.

Бюретки калібрують в кубічних сантиметрах (з точністю до  $0,1 \text{ см}^3$ ). Бюреткою можна відміряти об'єм розчину з точністю до  $0,03\text{--}0,05 \text{ см}^3$  (об'єм бюретки складової від 10 до  $100 \text{ см}^3$ , найбільш зручні бюретки - об'ємом  $25$  і  $50 \text{ см}^3$ ).

Перед заповненням бюретки робочим розчином її потрібно ретельно вимити. Необхідно особливо стежити, щоб на стінках бюретки не залишалось ні найменших слідів жиру, тому що при виливанні рідини з бюретки на стінках залишаються краплі, і відміряний об'єм виявиться неточним.

Для того, щоб не чекати, поки вимита бюретка висохне, її для видалення води двічі ополіскують невеликою кількістю робочого розчину. Необхідно уважно стежити, щоб в нижній звуженій частині бюретки не залишалось бульбашок повітря.

Щоб їх видалити, відкривають затискачі бюретки і дають рідині витікати сильним струменем в підставлену склянку. Для бюреток зі скляною кулькою потрібно перегнути догори нижню частину бюретки і випустити певну кількість рідини.

З бюреток зі скляним краном повітря випускають, зануливши кінчик бюретки у відповідний робочий розчин і прикривши кран, всмоктують трохи рідини через верхній отвір бюретки; потім її наповнюють як звичайно.

Поверхня рідини в бюретці являє собою ввігнуту площину, яку називають меніском. Відлік проводять таким чином, щоб очі вимірника знаходилися на одному рівні з меніском. Для того, щоб поверхню меніску було видно виразніше, позаду бюретки рекомендується розмістити відповідний екран, який обклеєний білим папером, нижня частина якого зафарбована чорною фарбою. Якщо рідина зафарбована, то відрахунок проводять за верхньою межею меніска бюретки. Якщо ж робоча рідина безбарвна або прозора, то відрахунок об'єму проводиться за нижнім краєм меніску (мал. 10).



**Мал. 10.** Екран для визначення об'єму розчину, вилитою з бюретки

Слід пам'ятати, що похибка відліку за бюреткою - одна з основних складових помилок при визначенні об'ємів робочих розчинів. Цю відповідальну операцію слід виконувати дуже ретельно. Виливати робочий розчин з бюретки необхідно не дуже швидко, тому що інакше він не встигатиме рівномірно стікати зі стінок бюретки та вимірювання об'єму буде неточним. З цієї ж причини відрахунок потрібно робити не раніше ніж через 30 секунд після закінчення титрування. Перед кожним титруванням потрібно обов'язково встановлювати об'єм робочого розчину в бюретці на нульовій відмітці.

Для отримання досить точних результатів титрування необхідно, щоб об'єм витраченого на титрування розчину не перевищував об'єму бюретки і в той же час не був занадто малий (тобто не менше  $10 \text{ см}^3$ ). Дійсно, в першому випадку довелося б бюретку наповнювати двічі, що спричинило б за собою подвоєння кількості відліків і значно знизило б точність визначення. У другому випадку неминучі похибки відліків становили б занадто велику частину від вимірюваної величини.

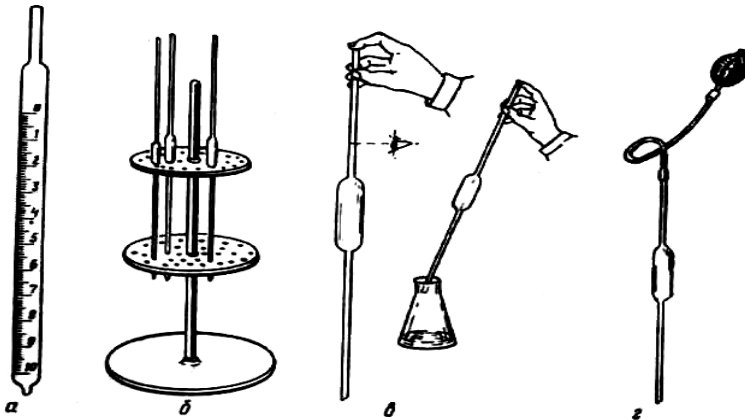
Наприклад, помилка у відліку на  $0,02 \text{ см}^3$  при загальному об'ємі вимірюваного розчину  $20 \text{ см}^3$  складає  $0,1\%$ , тоді як при об'ємі  $2 \text{ см}^3$  вона дорівнює вже  $1\%$ . Зазвичай, при титруванні намагаються брати такі об'єми і концентрації титрованого розчину, щоб на титрування

його витрачалося 20-30 см<sup>3</sup> відповідного робочого розчину.

При багаторазовому титруванні для зручності роботи бюретку, зазвичай, з'єднують безпосередньо з бутлем, який містить запасний робочий розчин. При цьому посудину з запасним розчином розміщують на полиці на такій висоті, щоб рівень рідини в бюретці був завжди нижчим від рівня рідини в посудині. Тому бюретку можна наповнити, відкриваючи кран на бічній трубці бюретки. Розчин можна вливати в бюретку і при нагнітанні повітря в склянку за допомогою приєднаної до неї гумової груші.

Існують бюретки для напівмікрометоду аналізу об'ємом 10 см<sup>3</sup>, а для мікрометоду – об'ємом 1-2 см<sup>3</sup>. Калібрування цих бюретоk відповідає кубічним сантиметрам, їх десятим і сотим часткам. При відліку «на око» оцінюються і тисячні частки кубічного сантиметра (бажано при цьому використовувати лупу).

**Піпетки** служать для точного відбору певних об'ємів рідин (мал. 11). Вони являють собою довгі вузькі трубки. Бувають піпетки прості і калібровані, що нагадують за формою бюретки і мають таку ж калібровку. У верхній вузькій частині піпетки Мора є кільцева



Мал. 11. Піпетки:

*a* – градуйована піпетка; *б* – штатив для піпеток; *в* – робота з піпеткою; *г* – піпетка з резиновою грушею

мітка, до якої піпетку наповнюють рідиною.

Піпетки Мора можуть бути об'ємом 100, 50, 25, 15, 10, 5 і 1 см<sup>3</sup>. Мікропіпетки бувають об'ємом від 1 до 5 см<sup>3</sup>; ними можна відміряти об'єм рідин з точністю від 0,01 до 0,005 см<sup>3</sup>.

Рідину набирають в просту піпетку, всмоктуючи грушею. Перед наповненням досліджуванним розчином піпетку ретельно промивають, щоб видалити жир та інші забруднення і двічі ополіскують досліджуванним розчином для видалення води. Опісля тримають верхню частину піпетки великим та середнім пальцями правої руки (мал. 11), глибоко занурюють нижній кінець піпетки в рідину і всмоктують в піпетку розчин так, щоб рівень рідини піднявся приблизно на 2 см вище від мітки. Після цього швидко закривають верхній отвір піпетки вказівним пальцем і послаблюють натиск таким чином, щоб рідина почала повільно опускатися до тих пір, поки нижній край меніска не торкнеться мітки; в цей момент палець знову притискають. Рівень прозорих рідин у піпетці відміряють за нижнім меніском, а непрозорих - за верхнім меніском (очі повинні перебувати на рівні мітки).

Піпетку переносять у заздалегідь приготовлений посуд і, тримаючи її вертикально, дають рідині витікти. Потім торкаються кінчиком піпетки до стінки посудини і чекають приблизно 15 с. Після цього виймають піпетку з посудини, не звертаючи уваги на краплю, що залишається, оскільки піпетки калібрують за витіканням. Видувати цю краплю не потрібно. Шкідливі та отруйні рідини набирати в піпетку ротом заборонено. Для цього треба використовувати гумову грушу. Після завершення роботи піпетки промивають і розміщують в спеціальному штативі для зберігання піпеток.

**Дозатори.** В даний час випускають різні дозатори, які призначені для дозування розчинів. Дозатори бувають різних модифікацій: ДАР-115 (дозатор агресивних рідин) - з об'ємами доз 0,1 -1,0 см<sup>3</sup> і 1-10 см<sup>3</sup>; ДАР-115-2 з об'ємами доз 10-100 см<sup>3</sup>. Дозатор має швидкозамінні шприци з плавним регулюванням дози в середині кожного діапазону. Призначений для дозування водних розчинів солей, лугів, кислот (сульфатна, хлоридна, нітратна з концентрацією до 50%), органічних розчинників (хлороформ, чотирихлористий вуглець, ізоаміловий спирт) та інших рідких реактивів. Дозування проводять вручну або здійснюють автоматичне дозування в стандартні ємкості.

Дозатор лабораторний автоматичний однокомпонентний ЛАДА-1КМУ призначений для дозування різних водних розчинів, у тому числі слабоагресивних. Ємкості, які здійснюють дозування,

подають до дозатора вручну. Цей дозатор має два такі діапазони доз: 0,5-5 і 5-100 см<sup>3</sup>

Шприц-дозатор ШД-111 призначений для відбору малих аліквот з отриманих витяжок ґрунтів, кормів і рослин, а також для автоматичного переносу їх в інші ємкості. Після видачі відібраної дози пристрій автоматично дозує розріджувач, який промиває шланг і забірну голку. Пристосований для відбору та дозування розчинів солей, кислот, лугів з концентрацією до 15%, органічних розчинників та інших рідин. Шприц-дозатор дозволяє регулювати дози відібраних рідин з інтервалом в 0,1 см<sup>3</sup>. Шприц-дозатор ШД-115 призначений для таких самих цілей, що і ШД-111; він має змінні шприци на 1-10 см<sup>3</sup> (ШД-115-1) і на 5-50 см<sup>3</sup> (ШД-115-2).

**Мірні колби** використовують для приготування титрованих розчинів, а також при розведенні досліджуваного розчину до визначеного об'єму.

Мірні колби (мал. 12) - це плоскодонні колби з довгим вузьким горлом, на яке нанесена кругова мітка (риска). На колбі витравлене число, яке вказує її об'єм в кубічних сантиметрах при певній температурі. Мірні колби бувають об'ємом від 50 до 1000 см<sup>3</sup> і рідше - до 2000 см<sup>3</sup>. Вони мають притертий скляний корок або ж пристосовані для закривання гумовим корком.

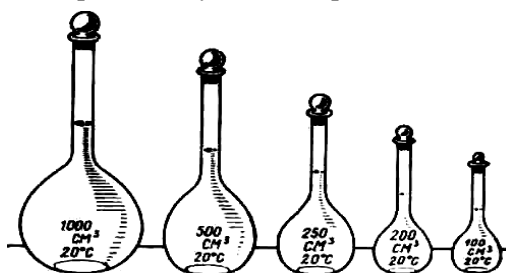


Рис. 12. Мірні колби

Мірна колба (як і будь-який вимірювальний посуд) повинна бути ретельно вимита, щоб при перемішуванні розчину не залишалися його краплі вище від мітки. При перемішуванні рідини в мірній колбі не можна тримати її за розширену частину, оскільки рідина в цьому випадку нагрівається від зіткнення з рукою, що впливає на точність вимірювання об'єму. Колбу слід тримати за горло великим і середнім пальцями правої руки, а вказівним пальцем

притримувати корок і перевертати колбу кілька разів (якщо колба об'ємом понад 0,5 дм<sup>3</sup>, то її слід підтримувати пальцями лівої руки за дно через чисту суху серветку).

Наповнюють мірну колбу спочатку через лійку, а перед міткою лійку прибирають і розчин доливають дуже обережно краплями, краще за допомогою піпетки до тих пір, поки нижній край меніска не торкнеться мітки. Очі спостерігача при цьому повинні бути на рівні мітки. Після доведення об'єму до мітки, колбу закривають корком і розчин ретельно перемішують.

Не дозволяється нагрівати розчини у мірних колбах. Так як мірні колби призначені для розведення визначеного об'єму розчину, то приливати їх досліджуванним розчином (як це робиться при роботі з піпетками і бюретками) не можна.

### **1.5. Фарфоровий посуд та посуд з інших матеріалів**

В даний час в лабораторіях застосовують посуд з нових матеріалів - прозорих пластмас. Найважливішою їх перевагою перед склом є хімічна стійкість до реактивів, у тому числі до флуоридної кислоти, а також достатня механічна міцність і легкість. Однак цей посуд не можна нагрівати за допомогою газових пальників або на електричній плитці. Зручна в роботі пластмасова промивалка, але в неї не можна наливати гарячу дистильовану воду. Для її виготовлення беруть будь-який пластмасовий посуд з нешироким горлом об'ємом 0,5-1 дм<sup>3</sup> і підбирають відповідний гумовий корок, в якому просвердлюють один отвір. В цей отвір вставляють вигнуту скляну трубку з відтягнутим кінцем. Тримаючи посудину в руці і натискаючи пальцями на її корпус, отримують сильний тонкий струмінь рідини.

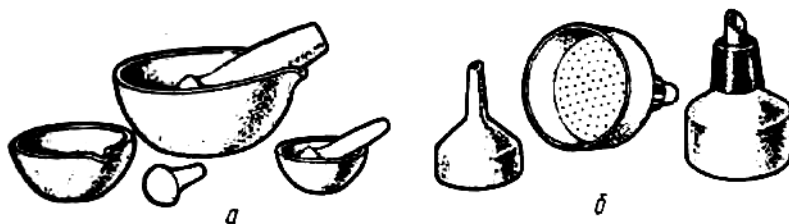
**Фарфоровий (порцеляновий) посуд.** Фарфоровий посуд (ступки з пестиками, лійки Бюхнера, тиглі, чашки, склянки тощо, див. мал. 13) витримує порівняно високу температуру, його можна нагрівати до 1200°C. Порцелянові вироби стійкі до дії лугів та інших реактивів. Однак при взаємодії речовин з лугами або карбонатами порцелянові тиглі частково руйнуються і продукти руйнування надалі потрапляють в досліджуваній розчин. У лабораторній практиці використовуються фарфорові тиглі, що застосовуються для прожарювання осадів. Вони достатньою мірою задовольняють вимоги, що ставляться для аналізів середньої



точності. Для більш точних аналізів необхідно використовувати платинові тиглі.

**Порцелянові чашки для випарювання** використовуються для нагрівання і випаровування рідин на водяній бані. Вони бувають різного діаметра - від 3 до 45 см. Чашки для випарювання невеликого об'єму рідини бувають глазуровані зсередини і ззовні, а у чашок більшого розміру є глазуровані вся внутрішня поверхня, а ззовні - тільки невелика верхня частина поверхні посуду.

**Ступки** (мал.13) застосовують для подрібнення не великих шматків речовини, твердість яких є меншою від порцеляни. Ступка складається з двох таких частин: власне ступки (в яку поміщають подрібнювану речовину) і товкачика.



**Мал. 13. Фарфоровий посуд:**

а – ступки з товкачиками; б – лійки Бюхнера

**Ложки, шпателі** застосовують в лабораторії для відбору реактиву, для зняття осадів з фільтрів тощо.

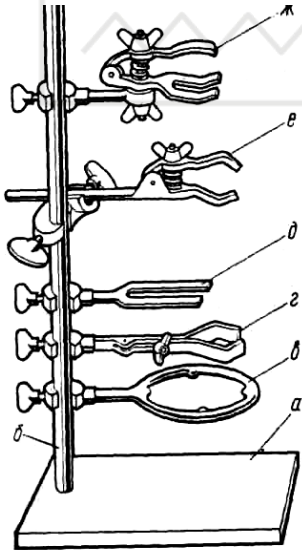
**Лійки Бюхнера** використовують для фільтрування рідин при зниженому тиску (мал.13).

Для робіт, пов'язаних з нагріванням при температурі, що перевищує 1200°C (коли не можна використовувати фарфоровий посуд), використовують вироби з таких високовогнетривких матеріалів: платини, графіту, нікелю, шамоту тощо. Багато з цих матеріалів витримують нагрівання до 1800 -3000°C. Незважаючи на велику стійкість платини, ряд речовин (хлор, бром, «царська горілка», суміш концентрованих нітратної і хлоридної кислот, їдкі луги) її руйнують. Платина утворює сплави зі свинцем, сурмою, миш'яком, оловом, сріблом, вісмутом, золотом тощо. Хімічні сполуки цих елементів у платиновому посуді нагрівати не можна. Через високу вартість посуду із зазначених матеріалів з ним слід працювати дуже акуратно.

## 1.6. Металеve обладнання

У процесі роботи в хімічній лабораторії використовують різноманітне металеве обладнання для встановлення і закріплення приладів, а саме для роботи з розжареними предметами, для утримання дрібних предметів тощо.

**Штативи** використовують для кріплення на них за допомогою муфт, лапок, кільця, вилок (мал. 14) різних приладів, холодильників, ділильних ліжок тощо.

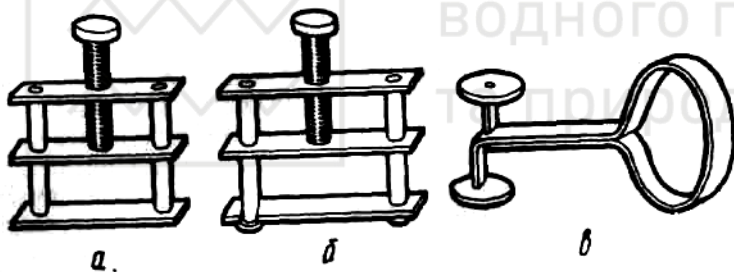


**Мал. 14. Металічне обладнання:**  
*а, б* – штатив; *в* – кільце; *г* – муфта;  
*д* – вилка; *ж* – лапки

**Триноги** застосовують як підставки для різних колб, приладів тощо. Поставивши на триніг азбестову сітку, проводять нагрівання на газовому пальнику або, встановивши фарфоровий трикутник, прожарювання речовини в тиглі.

**Тигельні щипці** застосовують для утримання гарячих тиглів при вийманні їх з муфельної печі або з порцелянових трикутників над пальником. Тигельні щипці кладуть на стіл так, щоб загнуті кінці були повернені вгору, для уникнення зіткнення з поверхнею стола.

**Затискачі** - це пристосування для затягування гумових трубок затискачів (мал. 15). Вони бувають двох видів: пружинні затискачі Мора і гвинтові затискачі - Гофмана. Для перекриття руху рідини в безкранових бюретках зручніше користуватися затискачем Мора, який дозволяє легко регулювати швидкість витікання розчину.



Мал. 15. Затискачі:  
а, б- гвинтові, в - пружинні

**Пінцети** - пристосування для захоплення дрібних предметів і речовин, які не можна брати руками. У залежності від призначення пінцети мають різну форму і розміри.

**Металеві ступки** призначені для подрібнення речовин, які не реагують з металом ступки. Вони бувають чавунні, сталеві, бронзові тощо.

### 1.7. Миття і сушіння хімічного посуду

Чистота посуду має для хімічного аналізу величезне значення. Тому в хімічних лабораторіях звертають особливу увагу на вміння добре мити посуд. Це дуже важливий розділ техніки аналітичних робіт. Посуд вважається абсолютно чистим, якщо на ньому не можна помітити будь-яких забруднень і вода стікає зі стінок посуду рівною плівкою, ніде не залишаючи крапель. Поява крапель спостерігається в тих випадках, коли поверхня скла забруднена жировими речовинами; присутність їх вкрай небажана, тому що осадки, що утворюються в результаті реакції, зазвичай, дуже щільно приливають до жирового шару, внаслідок чого перенесення їх на фільтр ускладнюється. Особливо шкідливим є забруднення жиром посуду для точного вимірювання об'ємів, оскільки при виливанні з них рідини частина її залишається на стінках посуду у вигляді

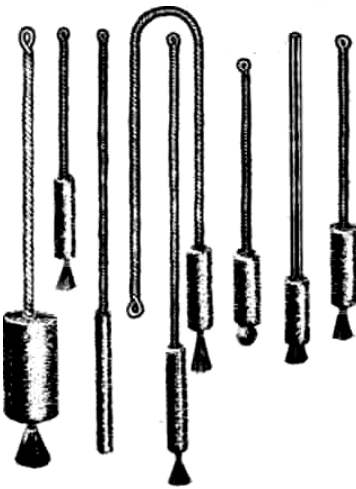
крапель і вимірювання об'єму стає неточним.

Миття посуду вимагає особливих навичок. Посуд слід мити відразу ж після виконання аналізів. Із забрудненого посуду спочатку видаляють залишки реактиву, а потім приступають до його миття. В раковину не можна виливати залишки, що містять цінні та шкідливі речовини (срібло, платину, рідкісні метали, ртуть тощо). Їх слід зливати тільки в спеціальний посуд. Забороняється зливати кислоти в раковину.

*Розрізняють механічні, фізичні та хімічні способи миття посуду.* Сутність перших двох способів полягає в тому, що забруднення видаляють щітками, йоршиками або ж використовують фізичні властивості забруднюючої речовини або властивості речовини, що застосовують для видалення забруднення.

*Хімічні методи ґрунтуються на використанні хімічних властивостей відповідних речовин вступати в реакцію із забруднювачами і руйнувати їх, переводячи у сполуки, що легко відмиваються водою.*

При будь-якому способі миття посуду необхідно враховувати, що при необережному поводженні з забрудненим посудом можна отримати опіки й отруєння. Тому потрібно знати, що було в посуді до його миття і при необхідності використовувати попереджувальні заходи для знешкодження забруднюючої речовини.



Мал. 16. Йоршики для миття посуду

заходи для знешкодження забруднюючої речовини.

**Механічні та фізичні методи очищення та миття посуду.** Посуд спочатку промивають холодною водопровідною водою, а потім гарячою водою. Плями, що не змиваються водою, можна вичистити спеціальними йоршиками, які бувають різного діаметру (мал. 16), або скляною паличкою, на нижній кінець якої вдягнутий шматок гумової трубки. Ні в якому разі не можна застосовувати для очищення посуду пісок, тому що він дряпає скло і при подальшому нагріванні посуд може луснути. Волосяними йоршиками слід

користуватися обережно, тому що на їх кінцях від тривалого вжитку оголюються залізні стержні, якими можна розбити посуд. Добре вимитий посуд ретельно ополіскують кілька разів гарячою водою, а потім 2-3 рази зсередини невеликою кількістю дистильованої води (5-10 см<sup>3</sup>).

Якщо ж бруд не видаляється йоршиками, то посуд промивають поверхневоактивними речовинами, а саме: застосовують 10-15%-вий розчин карбонату натрію (сода), різноманітних миючих речовин тощо. У посуд наливають миючий теплий розчин (приблизно на  $\frac{1}{4}$  його об'єму) і ретельно струшують, щоб вимивалася вся внутрішня поверхня. Краще поєднувати миття з механічним очищенням внутрішніх стінок йоршиками тощо. Після видалення миючого розчину багаторазово промивають посуд теплою водою, а також в обов'язковому порядку - 3-5%-вим розчином хлоридної кислоти. Потім посуд знову промивають водопровідною водою і в останню чергу - дистильованою водою. Якість миття перевіряють зазначеним вище способом.

**Миття органічними розчинниками.** Якщо посуд забруднений нерозчинними у воді органічними речовинами або смолами, то можна застосовувати для їх видалення органічні розчинники (етанол, ефір, бензин, бензол, дихлоретан тощо). З органічними розчинниками слід поводитися обережно, тому що багато з них є легкозаймистими. Крім того, їх пари можуть шкідливо діяти на організм людини. Використані розчинники потрібно збирати кожен окремо в склянку і періодично очищати шляхом відгонки. Регенерований (очищений) розчинник можна використовувати повторно.

**Хімічні методи очищення посуду.** Якщо зазначеними вище способами не вдається добре відмити посуд і на його внутрішніх стінках залишаються краплі домішок, то посуд відмивають так званою хромовою сумішшю, тобто сумішшю водного розчину калій дихромату з концентрованою сульфатною кислотою. Для приготування хромової суміші в фарфоровій склянці розчиняють 5-6 г калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$  в 10 см<sup>3</sup> води і в отриманий розчин обережно наливають 100 см<sup>3</sup> концентрованої сульфатної кислоти (але не навпаки). Наливають в посуд хромову суміш так, щоб вона накрила забруднену частину, і залишають її на деякий час (5 хв). Після цього хромову суміш слід злити назад у склянку; вона може

використовуватися повторно багато разів, поки її колір не зміниться і стане зеленим. Користуючись хромовою сумішшю, треба дотримуватися відповідних правил техніки безпеки та охорони праці. Якщо хромова суміш потрапила на руки або на тіло людини, то необхідно вражене місце негайно промити великою кількістю води, а потім - розчином питної соди  $\text{NaHCO}_3$ .

Замість хромової суміші можна застосовувати для миття посуду суміш рівних об'ємів 0,1 М розчину  $\text{KMnO}_4$  і концентрованої сульфатної кислоти. Використовують також лужний розчин  $\text{KMnO}_4$ , спиртові розчини  $\text{KOH}$  або  $\text{NaOH}$  тощо. Для очищення посуду від жиру найкраще застосовувати розчини їдких лугів.

Для миття посуду можна також використовувати таку окиснюючу суміш: розчин хлоридної (або ацетатної) кислоти і 3-6%-ий розчин пероксиду Гідрогену. Можна застосовувати як розбавлену, так і концентровану кислоту. Ця суміш діє дуже ефективно, особливо при невеликому підігріві.



Після закінчення обробки посуду зазначеними вище розчинами його слід ретельно промити водопровідною водою і в останню чергу - дистильованою водою так, щоб вона промила всі внутрішні стінки посуду.

Іноді для очищення посуду вдаються до його пропарювання. Для цього посуд надягають на трубку приладу, через яку в нього надходить пара з колби з кип'ячою водою (мал. 17).

Вода, що конденсується на стінках посуду, стікає через лійку назад в колбу. Пропарювання продовжувати до тих пір, поки на стінках посуду не буде помітно крапель домішок. При цій операції досягається не тільки ретельне очищення посуду, але і вилузування зі скла його розчинних складових частин. Паром, звичай, обробляють також посуд, що не був у користуванні. При митті хімічного посуду слід дотримуватися наступних основних правил:

**Мал. 17. Пристрій для пропарювання хімічного посуду**

1. Мити посуд слід відразу ж після його використання, в крайньому випадку - в кінці робочого дня. Не можна відкладати миття забрудненого посуду на наступний день.

2. При виборі способу миття необхідно враховувати такі властивості забруднень: розчинність у воді, у водних розчинах або в органічних розчинниках, здатних окислюватися.

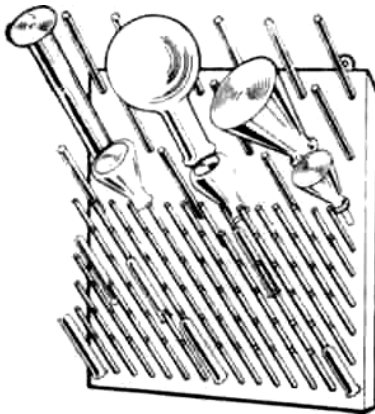
3. Якщо заздалегідь невідомо, якому методу миття слід надати перевагу, то починати треба з найбільш простого і доступного способу - миття гарячою або мильною водою. Вдаватися до використання більш потужних засобів - гарячих розчинників, концентрованих кислот і лугів, хромової суміші - треба тільки в тих випадках, коли забруднення не відмиваються водою.

4. При митті посуду треба обов'язково використовувати гумові рукавички, а у випадку агресивних рідин (особливо хромової суміші, концентрованих лугів тощо) - захисні окуляри або маску. Доручати миття посуду особам, які з ним не працювали, можна лише в тих випадках, коли в лабораторії використовують однотипні речовини, а забруднення є неагресивними, нетоксичними і легко усуваються будь-яким способом.

5. Посуд, який призначений для проведення особливо точних операцій і для аналітичних цілей, після миття водопровідною водою слід кілька разів промити дистильованою водою.

**Сушіння хімічного посуду.** Для раціональної організації роботи лаборанту завжди необхідний достатній запас чистого та сухого посуду. У цьому випадку не виникає необхідності в терміновому сушінні посуду.

Сушіння посуду на повітрі зручно проводити, використовуючи



Мал. 18. Дошка з нахиленими кілочками для сушіння посуду

спеціальні (розташовані зазвичай над раковинами) дошки з нахиленими кілочками (мал. 18). Кожного разу кілочки необхідно ретельно протирати. Не слід допускати, щоб посуд довго зберігався на кілочках, оскільки при цьому він неминуче припадає пилом.

Для прискорення сушіння, зазвичай, використовують сушильні шафи. Рекомендована температура сушіння -100-120°C. У сучасних сушильних шафах (з повітряним обдувом) посуд сохне за кілька хвилин.

Якщо терміново висушити необхідний для роботи посуд, то можна також його обдувати повітрям, краще підігрітим. Для цього всередину посуду вводять скляну трубку, яка з'єднана гумовим шлангом з трубопроводом стисненого повітря або з лабораторною повітродувкою. Для того, щоб посуд при цьому не покривався пилом, рекомендується пропускати повітря через відповідний фільтр - поглинальну склянку зі скляною ватою. Час сушіння можна значно скоротити, якщо перед продуванням повітрям посуд промити мінімальною кількістю ацетону.

Слід мати на увазі, що поверхня скла здатна адсорбувати невелику кількість вологи, яка не видаляється за допомогою зазначених способів сушіння. Для виконання робіт, пов'язаних із застосуванням абсолютно безводних речовин, посуд безпосередньо перед роботою необхідно ззовні прожарити в полум'ї пальника або прогріти в сушильній шафі при температурі до 200°C протягом години часу.

При зберіганні чистого сухого посуду важливо виключити можливість його забруднення. Тому після сушіння посуд необхідно зберігати у відповідних ящиках лабораторного столу або в шафі. Великий посуд, що не вміщається в лабораторному столі, слід обов'язково закривати корками, ватними тампонами або фільтрувальним папером.

### **Контрольні питання**

1. Який хімічний посуд є невід'ємною складовою частиною кожної лабораторії? З якого матеріалу виготовляється посуд?
2. На які групи за використанням поділяється хімічний посуд?
3. Перерахуйте посуд загального призначення. Для яких цілей він використовується?
4. Для яких цілей використовують крапельні й ділильні лійки, промивалки?
5. Яке призначення холодильників і вакуум-насосів?



6. Перерахуйте хімічний посуд спеціального призначення. Як правильно відкривати й закривати кришку ексикатора? Як треба його переносити з місця на місце?

7. Для яких цілей використовують колби, промивні склянки?

8. Розкажіть про призначення мірного посуду (бюреток, піпеток, мірних колб, циліндрів, мензурок).

9. Яким чином видаляють бульбашки повітря із заповнених бюреток (зі скляним краном, із затискачем)?

10. Як правильно здійснити відлік при користуванні бюреткою?

11. Як потрібно працювати з піпеткою? Візьміть у руки піпетку на 25 см<sup>3</sup> і кілька разів перенесіть цей об'єм будь-якої рідини у вимірювальний циліндр. Як правильно зберігають піпетки й бюретки?

12. Яке призначення мірних колб? Якого об'єму вони бувають? Як правильно треба заповнювати їх рідинами?

13. Перерахуйте хімічний посуд з інших матеріалів.

14. Яких правил варто дотримуватись при митті посуду? Які існують способи миття посуду?

15. У яких випадках необхідно проводити пропарювання посуду? Як потрібно його сушити?

## 1.8. Робота з лабораторним склом

Під час роботи в хімічній лабораторії часто виникає необхідність виконання простих складуваних операцій, пов'язаних з різанням та оплавленням скляних трубок, їх згинанням, витягуванням капілярів, запаюванням ампул тощо. Всі зазначені операції зі склом повинен вміти виконувати кожний.

Скло — складний багатокомпонентний матеріал, властивості якого залежать від кількісного складу оксидів, які входять до нього.

Скло характеризується значним температурним інтервалом розм'якшення, який дає змогу формувати з нього різні вироби.

Хімічну основу всіх видів лабораторного скла складають сіліцій діоксид, кальцій та натрій оксиди. Додатки інших оксидів (K<sub>2</sub>O, MgO, BaO, B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> тощо) деякою мірою змінюють властивості самого скла. Так, скло, яке містить кілька відсотків барій оксиду, має підвищену стійкість до розчинів кислот і лугів (скло № 29). Скло, яке поряд з натрій оксидом містить значну кількість калій оксиду, а також невеликі домішки ферум(III) оксиду (скло № 23), добре обробляється на складувальному пальнику, оскільки має великий інтервал температур розм'якшення. Однак таке скло, маючи підвищену стійкість до

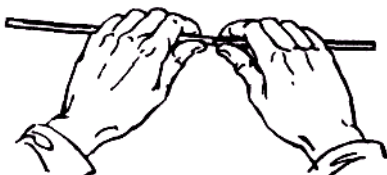
водних розчинів кислот, є менш стійким по відношенню до лугів.

Скло «пірекс», яке відрізняється високим вмістом сіліцій(IV) оксиду та невеликою кількістю оксидів лужних металів, має низький коефіцієнт термічного розширення й високу термостійкість.

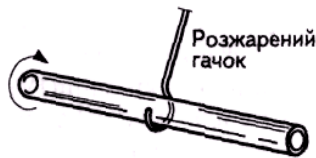
Кварцеве скло — це переплавлений чистий кремнезем з незначними (близько 0,01%) домішками  $Al_2O_3$ ,  $CaO$  та  $MgO$ . Воно вирізняється високою термостійкістю та інертністю до багатьох хімічних реагентів за винятком плавикової (флуороводневої) та фосфатної кислот.

Прозоре кварцеве скло добре пропускає ультрафіолетові промені. Широке впровадження кварцевого скла в практику обмежується трудномісткістю та енергоємністю його виготовлення та обробки. Кварцеве скло має високу температуру плавлення (більше  $2000^\circ C$ ) і починає розм'якшуватися лише після  $1650^\circ C$ . Велика в'язкість розплаву значною мірою ускладнює видалення з нього розчинених газів.

**Різання скляних трубок.** Трубки діаметром не більше як 20 - 25 мм ріжуть холодним способом. Для цього на трубці роблять надріз ножем з твердої інструментальної сталі, терпухом чи надфілем. При цьому мітку наносять не «пилянням», а надавлюванням ножем чи терпухом з одночасним повертанням трубки лівою рукою на кут, при якому довжина надрізу буде не менше як  $1/6$  її діаметра. Після надрізу трубку ламають, згинаючи її в напрямку, протилежному до мітки, розтягуючи її в сторони (мал. 19). Трубки діаметром більше як 25 мм ріжуть гарячим способом. Для цього на трубці роблять надріз. Якщо ж діаметр трубок становить 40 мм і вище, то водночас роблять три чи чотири надрізи по колу. Подальше різання роблять гарячим кінцем скляної палички у вигляді лопатки або гачком з дротину. Кінець скляної палички розігрівають у полум'ї пальника до розм'якшення, а потім прикладають її до мітки, пересуваючи по колу трубки, подовжуючи таким чином тріщину до з'єднання її з надрізом. При



Мал. 19. Положення рук при розламуванні надрізаної скляної трубки

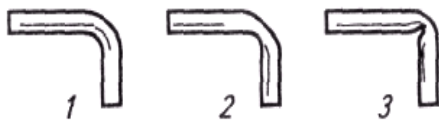


Мал. 20. Нарізання широких трубок гачком (напівкільцем)

круговій тріщині трубка ламається легко та рівно. Різання трубок гачком з дротини (мал. 20) здійснюють наступним чином. Розігрітий до червоного кольору гачок розміщують на підставку з азбесту та кладуть на нього трубку так, щоб мітка торкалася розігрітого металу. Потім лівою рукою виконують 2-3 швидких оберти трубки для рівномірного розігріву скла. Подальше обертання виконують повільно, до появи кругової тріщини.

**Оплавлення скляних трубок.** Гострі торці відрізаних трубок можуть стати причиною порізів, а також руйнування з'єднувальних пробок чи гумових трубок. Тому їх оплавлюють, вносячи у верхню частину полум'я пальника та повертаючи навколо осі до розм'якшення (появи жовтого забарвлення полум'я) й оплавлення гострих країв.

**Згинання скляних трубок.** Для згинання скляні трубки їх рівномірно прогривають по всій довжині. Для цього використовують насадку «хвіст ластівки» на газовому пальнику. Місце згину прогривають у верхній частині полум'я до розм'якшення, постійно притримуючи та повертаючи її обома руками. Коли скло розм'якшиться, трубку витягують з полум'я та злегка згинають.



Мал. 21. Зігнуті скляні трубки:  
1 - правильно; 2,3 - неправильно

Потім трубку знову вносять в полум'я, намагаючись розігріти у необхідному місці згину дещо сильніше. Після розм'якшення її виносять з полум'я, повертають зовнішньою стороною згину вниз і плавним рухом рук згинають, слідкуючи за тим, щоб кінці трубки містилися в одній площині. Правильний згин не повинен мати складок та звужень (мал. 21). Чим товстіші стінки скляної трубки, тим легше вона піддається згинанню.

**Розтягування розм'якшених скляних трубок і виготовлення капілярів.** Трубку беруть симетрично обома руками (долоні повернені до себе), прогривають деякий час спочатку біля полум'я, а



Мал. 22. Виготовлення капілярних трубок

потім поступово вводять її в найгарячішу його частину. Під час операції слідкують за рівномірністю кругового прогріву скла. Для цього трубку весь час повертають обома руками навколо своєї осі. В протилежному разі можливе «перекручування» та злипання трубки. Після розм'якшення прогрітої ділянки завдовжки 10-15 мм трубку виймають з полум'я та обережно «осаджують», зсуваючи кінці до середини. Завдяки цій операції добиваються деякого потовщення стінок трубки в місці розтягування, що в подальшому дасть змогу одержати довгий капіляр з потовщеними стінками.

Осаджену трубку знову нагрівають у полум'ї пальника до розм'якшення та, витягнувши з полум'я, повільно розтягують до необхідного розміру. Після охолодження трубку розрізають, а її кінці оплавлюють.

**Заплавлення скляних трубок невеликого діаметра.** Попередньо підігрітий кінець трубки вносять у верхню частину полум'я і при постійному прокручуванні підігрівають. Спочатку трубка розм'якшується, а потім її краї поступово зближуються до повного закриття та утворення потовщення. Однак одержаний потовщений кінець трубки при охолодженні дуже часто відпадає. Щоб уникнути цього, то після повного заплавлення дна трубку виймають з полум'я і обережно вдувають у неї повітря через холодний кінець, вирівнюючи дно та надаючи йому сферичної форми. Товщина правильно сформованого дна має дорівнювати товщині стінок трубки, і тільки в самому центрі може бути незначне потовщення.

### 1.9. Корки та робота з ними

Для оберігання речовин від випаровувань і забруднень більшість посуду закривають *скляними, гумовими* та іншими корками.

**Скляні корки.** Скляні притерті корки завжди складають частину посуду або приладу. Кожен скляний корок притертий до того шліфу, в який він вставлений. Для того, щоб корок легко повертався в шліфі, потрібно застосовувати вазелін або відповідні замазки залежно від того, в яких умовах буде використовуватися цей корок. При зберіганні скляних приладів і посуду зі скляними притертими корками між корком та шліфом потрібно покласти клаптик фільтрувального паперу так, щоб корок або скляний кран не

стикався зі шліфом.

До недоліків скляних корків слід віднести процес «заїдання». Заклинений корок відстукують дерев'яним молоточком або паличкою. Якщо це не допомагає, то нагрівають горловину посуду краще за все рушником, змоченим у гарячій воді, щоб горловина розширилася і звільнила холодний корок від защемлення.

Посуд, в якому знаходиться луг, не можна закривати притертим скляним корком.

**Каучукові корки** бувають різних розмірів та форми. Найбільш поширені конічні корки. Кожен новий корок перед застосуванням потрібно витерти чистим рушником, а вже потім приміряти до горловини склянки або банки. Іноді корок спочатку прошпарюють кип'ятком. В результаті цього він стає м'яким та чистим. Це особливо стосується корків, які вже були в користуванні. Підбираючи до посуду корок, завжди потрібно брати такий з них, який би важко входив в горловину або був би трішки більшим за діаметром. Корок в горловину посуду вставляють так, щоб він виступив на 1/3 своєї висоти.

Зазначеними корками не можна закривати посуд з концентрованими розчинами кислот та лугів, оскільки вони руйнують корок і розчини забруднюються продуктами руйнування. Потрібно також пам'ятати, що ці корки легко адсорбують різні хімічні сполуки, а тому недопустимо використовувати один і той же корок для закривання посуду з різними хімічними реактивами.

**Гумові корки** є різного розміру і використовуються в тому випадку, коли інші корки не придатні для робіт. Гумові корки дають можливість створювати повну герметизацію. Але гумовими корками не можна закривати посуд з органічними розчинниками, що діють на гуму, а також посуд з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами. Гумові корки не витримують довгого нагрівання вище за 150°C. Кожен новий корок потрібно витерти від тальку, а потім проварити в 3%-ному розчині технічної соди.

Гумові корки часто застосовують при збиранні різних приладів. В цих випадках їх доводиться просвердлювати таким чином, щоб вставити в отвір скляну трубку, термометр, холодильник тощо.

Свердла, що застосовуються для свердління гумових корків, повинні бути гострими. Свердлити гумовий корок потрібно зі сторони меншої основи. Спочатку на поверхні корку відмічають

місце, де повинен бути отвір. На це місце наносять краплю гліцерину або вазелінового масла, після чого розпочинають процес свердління. Свердлять корок в горизонтальному положенні, тримаючи його в лівій руці, а свердло - в правій руці; при цьому злегка надавлюють правою рукою на свердло та виконують напівоберти свердлом вправо та вліво. Якщо свердло ввійде в корок майже до основи, то корок ставлять на дощечку або твердий картон і тоді обережно досвердлюють відповідний отвір.

Просвердлений отвір повинен бути меншим, зазначене забезпечує герметичність між трубкою та корком.

Для закривання хімічного посуду застосовують корки, які виготовлені з *поліетилену* та *фторопласту*. Ці корки також мають велику хімічну стійкість до дії кислот та лугів, однак (як і гумові корки) набухають в деяких органічних розчинниках. Корки із поліпропілену є більш термостійкими. Поліпропіленовими корками не рекомендується закривати посуд, що містить стандартні розчини при тривалому їх зберіганні.

#### **Контрольні питання.**

1. Як правильно потрібно розрізати скляну трубку та зігнути її? Навіщо необхідно оплавляти кінці скляної трубки?
2. Як правильно потрібно підібрати корок для приладу? Які корки використовують у лабораторній практиці?
3. Яким чином можна підвищити якість та збільшити довговічність корків?
4. З яких матеріалів виготовляють корки? Які їх переваги та недоліки?
5. Як правильно просвердлити отвір у корку?

### **1.10. Хімічні реактиви. Класифікація реактивів**

Залежно від вмісту основної речовини та домішок для хімічних реактивів установлена наступна класифікація.

**1). «Чистий (ч)»** - нижчий рівень класифікації реактиву за його чистотою: а) вміст основної речовини повинен скласти - 98%, б) вміст домішок або леткого залишку -0,01-0,5%, в) вміст залишку після прожарювання - до 0,5%.

**2). «Чистий для аналізу (ч. д. а.)»** Ця класифікація характеризує аналітичне застосування реактиву. Вміст основної речовини - 99 %.

**3). «Хімічно чистий (х.ч.)»** - вищий ступінь чистоти реактиву: а) вміст окремих домішок -  $1 \cdot 10^{-3}$ - $1 \cdot 10^{-5}$ %, б) вміст нелеткого залишку 0,1%; в) вміст залишку після прожарювання 0,1%.

4) «**Особливо чисті речовини (о.ч.р.)**», що поділяються на:  
а) спектрально-чисті (о. сп. ч.), б) еталонної чистоти (о.е.ч.) і  
в) особливо чисті (ос.ч.).

Хімічні реактиви також розподіляються за сферою застосування на:  
а) індикатори; б) барвники для мікроскопії, хроматографії, кріоскопії,  
спектрального аналізу тощо.

Єдиної міжнародної класифікації хімічних реактивів і  
високочистих речовин не існує.

Відповідно до ДЕРЖСТАНДАРТУ 3885-73 "Реактиви і особливо  
чисті речовини, правила приймання, відбір проб, фасовка,  
упакування та маркування", реактиви (препарати) повинні бути  
герметично запаковані у відповідну тару, яка позначена  
стандартною етикеткою. Етикетка на тарі для реактиву кожного  
рівня класифікації має певний колір або на ній повинна бути  
відповідна кольорова смуга:

***Класифікація реактиву***

«Чистий»  
«Чистий для аналізу»  
«Хімічно чистий»  
«Особливо чистий»  
«Технічні»

***Колір смужки***

Зелений  
Синій  
Червоний  
Жовтий  
Коричневий

Якщо реактиви вогненебезпечні, отруйні або вибухонебезпечні чи  
мають інші специфічні властивості, то відповідно їх позначають  
кольоровими етикетками: "Вогненебезпечні" – червоного кольору;  
"Отруйні" - жовтого кольору; "Вибухонебезпечні" – блакитного  
кольору; "Захищати від води" – зеленого кольору.

За призначенням реактиви можна розділити на дві основні  
групи: 1) загального призначення; 2) спеціального призначення.

Реактиви загального призначення є в будь-якій лабораторії. До них  
відносять такі речовини: кислоти (хлоридна, сульфатна, нітратна,  
ацетатна), луги (натрій і калій гідроксиди), розчин амоніаку, гідроген  
пероксид, кальцій й барій оксид, ряд солей, переважно мінеральних,  
індикатори (фенолфталеїн, метиловий жовтогарячий, комбінований),  
каталізатори, а також деякі органічні розчинники (етиловий спирт,  
диетиловий ефір, тетрахлорометан, ацетон тощо.).

За агрегатним станом реактиви розділяють на тверді, рідкі й  
газоподібні.

### 1.11. Робота з реактивами

Багато реактивів надходять у лабораторію в тарі великих розмірів. *Відбір дрібних порцій речовин безпосередньо з барабанів, більших сулій тощо заборонений.*

Розфасовку твердих реактивів, які можуть подразнювати шкіру або слизові оболонки, варто проводити в рукавичках, захисних окулярах або в масці. Волосся треба збирати під косинку або шапочку, манжети й комір халата повинні щільно прилягати до тіла.

Після роботи з речовинами, що розпилюються, рекомендується прийняти душ, а спецодяг віддати в прання. Для захисту органів дихання від пилу і їдких парів використовують респіратори або протигази. Не можна замінювати респіратори марлевими пов'язками, тому що останні є недостатньо ефективними.

Розфасовку *агресивних* реактивів мають проводити не менше ніж два працівники. При цьому повинні бути присутні засоби дезинфекції (вода, розчин соди тощо). Речовини, що димлять, леткі рідини, а також тверді речовини, що порошать, розфасовують на відкритому повітрі або в спеціально вентильованих приміщеннях.

**Тверді реактиви** при зберіганні іноді злежуються, утворюючи щільні грудки. Тому, перш ніж взяти твердий реактив, закриту корком ємкість потрібно струснути, ударяючи її збоку долонею. Якщо ж реактив при цьому не розсипається, ємкість відкривають і злежану масу розпушують порцеляновим шпателем. Застосовувати для цієї мети металевий шпатель не дозволяється.

Перш ніж відібрати реактив з посуду, з горловини ємкості видаляють усе, що може потрапити в речовину, яку пересипають, і забруднити її (парафін, замазка, пил). Для видалення бруду посуд з реактивом витирають чистою вологою ганчіркою, а потім - сухим рушником.

Реактиви з ємкостей зручно відібрати порцеляновим чи пластмасовим шпателем або ж відсипати їх за допомогою лійки для сипучих речовин.

Для збереження чистоти реактивів у жодному разі не можна використовувати корки від ємкостей, які були у користуванні, збирати розсипану речовину й зсипати її назад у ту ж ємкість, діставати реактив забрудненим шпателем тощо.

Рідини рекомендується розливати за допомогою сифонів або під



невеликим натиском повітря. При роботі з рідкими кислотами потрібно пам'ятати, що вони можуть бути причиною важких опіків. Тому для роботи з кислотами обов'язково вдягають гумові чоботи і рукавички та довгий прогумований фартух. Для того, щоб рідина не розбризкувалася, її необхідно виливати рівномірним струменем.

Більші сулії з концентрованими кислотами й іншими рідинами повинні зберігатися в плетених кошиках. На кожній сулії обов'язково має бути етикетка, що вказує на вміст сулії. Іноді етикетки виготовляють на фанерних дощечках, прикріплених до горловини сулії й до кошика.

Концентровані розчини кислот і лугів для постійного користування зберігають у склянках об'ємом 1-2 дм<sup>3</sup>. Під таким посудом варто використовувати підставку зі скла або пластмаси, стійкої до кислот і лугів.

При переливанні кислот, що димлять (концентровані хлоридна або нітратна кислоти), вдягають респіратор або протигаз. Роботу краще виконувати під тягою.

Потрібно бути дуже обережним при перенесенні великих сулій з концентрованими розчинами кислот, лугів та інших речовин. Дозволяється їх переносити тільки вдвох, використовуючи спеціальні ноші або інші пристосування. Такі сулії варто ставити на підлогу тільки в кошиках.

Дуже обережно потрібно поводитися з лугами - їдким натром, концентрованим розчином амоніаку. Не можна відбирати руками шматки твердого луку. Для цього потрібно користуватися тигельними щипцями або вдягати тонкі гумові рукавички. Після контактування з лугами варто ретельно вимити руки водою.

Розчинення у воді їдких калію і натру супроводжується розігріванням суміші. Тому луги розчиняють не в скляному, а в порцеляновому посуді. Зазвичай, готуючи концентрований розчин, дають йому відстоятися й охолонути, а потім за допомогою сифона обережно переливають в інший посуд. Твердий луг дозволяється зважувати тільки в скляній або порцеляновій тарі.

При попаданні розчинів лугів на шкіру або одяг працівника уражене місце потрібно спочатку промити розведеним розчином кислоти, найкраще ацетатної, а потім - водою.

## 1.12. Зберігання хімічних реактивів

Умови зберігання реактивів визначаються їх властивостями. Враховуюче зазначене, всі реактиви можна розділити на наступні групи: 1) змінюють свої властивості під дією світла; 2) змінюють свої властивості під дією температури; 3) змінюють свої властивості внаслідок поглинання або втрати води; 4) змінюють свої властивості під дією газів з повітря; 5) леткі, вогненебезпечні, вибухонебезпечні.

Реактиви першої групи більш-менш швидко розкладаються під дією світла. Ступінь розкладання можна точно встановити за результатами відповідного аналізу, а в окремих випадках про розкладання можна судити за зовнішніми ознаками (за зміною кольору або за запахом). Реактиви цієї групи зберігають у спеціальній тарі з жовтогарячого скла, що затримує руйнуючі світлові промені. Іноді реактиви, які чутливі до світла, додатково захищають чорним папером. Речовини, що відносяться до цієї групи - солі срібла на світлі темніють, а йодисті солі жовтіють і виділяють характерний запах йоду.

До другої групи реактивів, що змінюють свої властивості під дією температури, відноситься ряд речовин, у тому числі формалін. Його варто зберігати за температури не нижче 9°C, тому що при більш низькій температурі виділяється білий осад (параформ).

Численна третя група реактивів, що змінюють свої властивості внаслідок поглинання або втрати води. Ряд солей (кристалогідрат натрій тетраборату  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , кристалогідрат цинк сульфату  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , кристалогідрат натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  тощо) легко втрачають кристалізаційну воду. Інші реактиви, наприклад, концентровані сульфатна і хлоридна кислоти, навпаки, енергійно поглинають пари води з повітря, тому при їх зберіганні необхідна ретельна герметизація тари. Такої ж герметизації вимагають реактиви четвертої групи, що змінюють свої властивості під дією газів з повітря. Сюди відносяться активні метали, їх оксиди й гідроксиди.

До п'ятої групи реактивів відносять ефір, бром, йод, розчин амоніаку, хлоридну й нітратну кислоти тощо. Їх зберігають у герметичному посуді у прохолодному місці.

*Всі ємкості з хімічними реактивами, якщо вони не використовуються негайно, повинні бути обладнані розбірливими етикетками, де вказані назва сполуки та їх формула.*

Забороняється: виправляти підписи на етикетках; наклеювати нові етикетки, поряд зі старими етикетками; наносити на тару

підписи, що легко змиваються. Помилкове використання реактивів, не за їх призначенням, - основна причина нещасних випадків.

Паперові етикетки доцільно підписувати олівцем або тушшю. Підпис, який зроблений чорнилом або хімічним олівцем, досить швидко блідніє під дією повітря й легко змивається. Для кращого зберігання етикетки рекомендується заклеювати прозорою клейкою стрічкою або покривати парафіном.

При зберіганні реактивів варто їх розташовувати в певному порядку у конкретних місцях, щоб завжди можна було знайти потрібну ємкість. Солі зручніше розташовувати за назвою катіонів за абеткою. Наприклад, на одній полиці розміщують ємкості з солями амонію, а вже всередині цієї групи розставляють реактиви за назвою аніонів: ацетати, карбонати, молібдати, нітрати, оксалати, роданіди, сульфати, фториди, хлориди тощо.

Всі наявні в лабораторії хімічні реактиви повинні бути згруповані у відповідному переліку, де кожному з наявних реактивів привласнюють відповідний номер та вказане його місце зберігання (шафа, полицка).

На полицках робочого столу всі ємкості повинні мати однаковий розмір. Етикетки на ємкостях повинні бути звернені у бік працюючого.

Рідкі реактиви зберігають окремо від твердих. Зберігають їх у лабораторіях, зазвичай, в склянках з притертими скляними корками (доцільно використовувати посуд з нормальними шліфами). Склянки для зберігання порошків, твердих речовин або дуже густих рідин мають широке горло. Склянки з вузьким горлом призначені, в основному, для рідин. Речовини, які взаємодіють зі склом (наприклад, фторидна кислота), зберігають у пластмасовому або металевому посуді; як виняток можна використати склянки, які покриті зсередини шаром парафіну. Лужні метали зберігають у склянках під шаром гасу, а білий фосфор - під шаром води.

*Речовини, що виділяють отруйні або подразнюючі пари (наприклад, бром, олеум, хлоридна та фторидна кислоти), зберігають на спеціально відведеній полиці у витяжній шафі.*

*Особливо отруйні речовини (наприклад, синільна кислота і її солі, миш'як і його сполуки, білий фосфор, багато алкалоїдів, деякі ефіри фосфатної кислоти) варто зберігати в спеціальних закритих шафах і видавати для роботи тільки відповідальним особам.*

Зберігати розчини лугів і тверді луги потрібно в закритому посуді (при зберіганні на відкритому повітрі луг поглинає вуглекислий газ, внаслідок чого покривається нальотом вуглекислої солі). Склянки з розчинами лугів не можна закривати скляними притертими корками.

Амоніак надходить у лабораторію, зазвичай, у вигляді 25%-ного водного розчину. Переливати розчини амоніаку з великих сулій у менші потрібно тільки під витяжкою або на відкритому повітрі і неодмінно в протигазі.

Наповнення піпеток розчинами кислот, лугів і різних шкідливих речовин здійснюють тільки за допомогою гумової груші або шприц-дозатором, тому що при набиранні ротом зазначені речовини можуть викликати опіки або отруєння.

Потрібно також бути обережним при роботі з органічними розчинниками - такими як спирти, ефіри, бензин, бензен, толуол, дихлоретан тощо. При постійному й тривалому вдиханні парів зазначених речовин може відбутися хронічне отруєння. Тому роботу з органічними розчинниками необхідно проводити тільки під витяжкою.

Неорганічні реактиви варто зберігати окремо від органічних речовин. Органічні реактиви загального призначення, які не являють собою пожежну небезпеку або небезпеку для здоров'я людини, при зберіганні розташовують також по групах за абеткою, наприклад, група амінів і їхніх солей, спиртів, органічних кислот тощо.

Не дозволяється спільне зберігання реактивів, здатних бурхливо взаємодіяти один з одним, наприклад, окисників і відновників, кислот і лугів. Особливо обережно потрібно зберігати наступні групи реактивів: 1) вибухові речовини; 2) горючі або зріджені гази (ацетилен, водень, суміш пропану-бутану тощо); 3) самозаймісті речовини (кальцій карбід, лужні метали, білий фосфор тощо); 4) легкозаймісті рідини (диетиловий ефір, ацетон, петролейний ефір, бензин, бензен тощо); 5) речовини, які здатні викликати загорання (калій перманганат, концентровані нітратна і сульфатна кислоти тощо); 6) сильні отрути (ряд солей синильної кислоти і ртуті, сполуки миш'яку, метанол тощо).

Загальні лабораторні запаси вогнебезпечних речовин повинні зберігатися таким чином, щоб їх можна було швидко винести з

приміщення і ліквідувати небезпеку пожежі. Незважаючи на те, що горіти або підтримувати горіння може більшість хімічних реактивів, найбільшу небезпеку в пожежному відношенні являють легкозаймисті речовини (ЛЗР), горючі речовини (ГР), горючі гази, речовини, які здатні самозайматися за певних умов, а також сильні окисники. ЛЗР і ГР займають серед вогнебезпечних речовин особливе місце, їх пари навіть при кімнатній температурі легко утворюють з повітрям вогнебезпечні і вибухові суміші. Максимальну обережність варто проявляти при роботі з диетиловим етером. Його пари є важчими за повітря і мають властивість "розтікатися" по поверхні столу. Тому наявність вогню, електроустаткування, що іскрить, розжарених предметів навіть на відстані 3-5 м від місця роботи з етером може викликати спалах. Запаси вогнебезпечних речовин у лабораторії повинні бути обмежені.

Безпечна робота із ЛЗР може бути забезпечена лише при дотриманні наступних правил.

1. *Забороняється працювати з вогнебезпечними речовинами поблизу включених пальників або електричних приладів.* ЛЗР можна нагрівати за допомогою пари або гарячої води (воду для бані необхідно нагрівати далеко від ЛЗР). Перед початком роботи з вогнебезпечними речовинами потрібно повідомити про це всіх працюючих у лабораторії.

2. *Не можна допускати попадання гарячих парів в атмосферу.* Забороняється проводити будь-які роботи з ЛЗР поза витяжною шафою. Щоб уникнути перегріву, варто користуватися водяними холодильниками. Необхідно уважно стежити, щоб ємкості з ЛЗР не перебували поруч з нагрітими предметами і щоб на них не попадало сонячне проміння. В свою чергу сушіння великих об'ємів ГР здійснюють під вакуумом.

3. Дуже важливо заздалегідь вжити всіх заходів, щоб мінімізувати наслідки можливих аварій. Роботи, які пов'язані із застосуванням великих кількостей ЛЗР, доцільно розділити на кілька проміжних операцій. Під прилади, що містять більше 0,5 дм<sup>3</sup> горючої рідини, необхідно підставляти кювету або піддон, щоб запобігти розливу рідини.

Такі рідини, як диетиловий естер або ацетон, забороняється зберігати в робочих кімнатах. Після завершення роботи залишки

значених речовин повинні бути винесені на склад ЛЗР або в спеціально відведене приміщення. Не дозволяється також використовувати для зберігання й перенесення ЛЗР тонкостінні скляні ємкості.

Якщо випадково розіллється значна кількість ГР, то необхідно негайно відключити електроенергію загальним рубильником, загасити вогонь, а місця проливу засипати піском, який потім зібрати й винести в місце зберігання відходів ЛЗР.

Кожне робоче приміщення має бути обладнане засобами для гасіння пожежі відповідно до існуючих норм. Обов'язковими є наявність сухого піску, азбестової ковдри, пінного й вуглекислотного вогнегасників.

Водою не можна гасити рідини, що не змішуються з нею, наприклад, бензин, бензен, толуен та інші вуглеводні, а також речовини, що бурхливо реагуючі з водою (лужні метали, карбід кальцію тощо).

Невеликі загорання легко ліквідувати, засипаючи їх піском, а також накриваючи азбестовою ковдрою або мокрою ганчіркою. Замість піску часто використовують сухі порошкові вогнегасники.

Кращий засіб для гасіння пожеж в хімічних лабораторіях - вуглекислотні вогнегасники. Вуглекислий газ не містить води та не заподіює шкоди устаткуванню. Вуглекислотні вогнегасники досить зручні та ефективні для гасіння будь-яких спалахів і пожеж на невеликій площі. Однак їх не можна використовувати при гасінні палаючого одягу на людині. У цьому випадку є незамінними азбестові полотна або ковдри.

Дуже важливо ліквідувати спалах на початку його виникнення. Якщо цього не вдається зробити в перші кілька секунд і горіння підсилюється, то варто негайно покликати на допомогу працюючих у приміщенні і викликати пожежну команду, не припиняючи боротьби з вогнем. Від ділянки загорання необхідно прибрати всі горючі матеріали, вимкнути електроенергію, газ, нагрівальні прилади.

При загорянні електричних приладів або проводів потрібно, в першу чергу, вимкнути електричну напругу загальним рубильником, потім загасити вогонь вуглекислотним вогнегасником або піском.

*Особливо обережно потрібно виконувати роботи з металічною*

*ртуттю*. Металічна ртуть і її сполуки є досить токсичними. Особливо небезпечними є пари металічної ртуті: надходячи в організм протягом тривалого часу навіть у незначних концентраціях, вони призводять до найтяжчих хронічних отруєнь. Небезпечні для здоров'я концентрації парів ртуті в повітрі робочих приміщень створюються, наприклад, при недостатньо ретельному збиранні випадково пролитої металічної ртуті. Недосвідчені працівники часто не надають цьому належного значення, тим часом дрібні краплі ртуті, потрапивши, наприклад, у щілини підлоги, на багато місяців отруюють атмосферу в лабораторії.

Початкові симптоми хронічного отруєння парами ртуті - підвищена збудливість, швидка стомлюваність, головні болі, розлади нервової системи. Наслідки хронічних ртутних отруєнь важко піддаються лікуванню. Гранично допустима концентрація (ГДК) парів ртуті в повітрі робочих приміщень складає  $0,01 \text{ мг/м}^3$ , а середньомісячна -  $0,05 \text{ мг/м}^3$ . Однак концентрація парів ртуті на рівні ГДК (і навіть нижча) при дії протягом декількох років все-таки призводять до хронічних отруєнь.

При прибиранні приміщення враховують, що металічна ртуть дуже рухлива, тому насамперед ретельно прибирають всі краплі ртуті, змітаючи їх волоссяним пензликом у маленькі кульки на гладкий папір, як у совок. Зібрану ртуть поміщають у товстостінні банки з водою.

*Не можна викидати ртуть у раковини або відра для сміття*. З різних отворів і щілин ртуть збирають за допомогою пластинок з чистого оцинкованого заліза, до яких легко прилипають дрібні кульки ртуті. Зберігають такі пластинки з наявною ртуттю в спеціальних банках під шаром води. Іноді для збору ртуті зручно використати відповідну пасту - суміш порошку піролізуиту й 5%-вого розчину  $\text{HCl}$  у співвідношенні 1:2.

При збиранні ртуті не можна обмежитися оглядом тільки доступних ділянок. Меблі та прилади, під які могли потрапити кульки ртуті, обов'язково переставляють та ретельно перевіряють підлогу на наявність кульок ртуті. Після того, як всі краплі ртуті будуть зібрані, всю заражену поверхню, особливо щілини й тріщини, обробляють за допомогою щітки, добре змоченої в 20%-ому водному розчині ферум (III) хлориду. При такій обробці ртуть переходить у дисперсний стан, а потім частково або повністю окиснюється. Після повного висихання поверхню ретельно

промивають мильною, а потім чистою водою. Крім розчину ферум (III) хлориду, можна використати 0,2%-ний розчин калій перманганату, підкиснений хлоридною кислотою з розрахунку 5 см<sup>3</sup> кислоти (густина - 1,19 г/см<sup>3</sup>) на 1 дм<sup>3</sup> розчину.

### 1.13. Властивості найважливіших лабораторних реактивів.

#### Техніка безпеки при роботі з реактивами

*Альдегід мурашиний (формальдегід) HCHO* має температуру кипіння 21°C. Його 30-40%-ний водний розчин називають формаліном; містить, крім формальдегіду, 5-15% метилового спирту. Формальдегід руйнує гумові трубки. *Формалін викликає на шкірі екзему. Формальдегід подразнює очі й дихальні шляхи.*

*Альдегід ацетатний (ацетальдегід) CH<sub>3</sub>CHO* має температуру кипіння 20,8°C. Він утворює з повітрям вибухову суміш (від 4 до 57% альдегіду за об'ємом). Пари ацетатного альдегіду подразнюють слизову оболонку дихальних шляхів і можуть викликати посилене серцебиття, а також розлад шлунку.

*Алюміній хлорид AlCl<sub>3</sub>* переганяється при температурі 180°C. Сухий препарат реагує з водою з вибухом. Алюміній хлорид подразнює шкіру.

*Натрій амід NaNH<sub>2</sub>* має температуру кипіння 33,5°C; при додаванні води розкладається з вибухом. У присутності повітря, вуглекислого газу й вологи він утворює речовини, які легко вибухають. Застарілий препарат натрій аміду може детонувати навіть при вийманні з банки. Для знищення залишків натрій аміду відповідну ємність заливають бензолом, толуолом або бензином, а потім повільно додають спирт.

*Амоніак NH<sub>3</sub>* має температуру кипіння 33,5°C. Насичений при 15°C, його водний розчин містить 35% амоніаку. Технічний 25%-ний його розчин (густина - 0,91 г/см<sup>3</sup>) містить в 1 дм<sup>3</sup> близько 227 г амоніаку.

Амоніак утворює з повітрям вибухову суміш (15,5-27% NH<sub>3</sub> за об'ємом). Газоподібний амоніак подразнює дихальні шляхи та очі. Для захисту від реактиву використовують респіратори і протигази.

Для надання першої допомоги потерпілого виводять на свіже повітря і дають йому вдихати водяну пару (інгаляція). Очі промивають протягом 15 хв. водою.

*Ангідрид ацетатний (CH<sub>3</sub>CO)<sub>2</sub>O* має температуру кипіння



139,6°C. Дуже сильно діє на шкіру навіть при короткочасному контакті. Ацетатний ангідрид - вогнебезпечний.

**Ацетон  $CH_3COCH_3$ .** Температура кипіння - 56,2°C. Ацетон змішується з водою, ефіром і спиртом у будь-яких співвідношеннях. Він - вогнебезпечний; з повітрям утворює вибухову суміш (1,6-15,3% ацетону за об'ємом).

**Бензен  $C_6H_6$ .** Температура кипіння - 80°C, температура плавлення - 5,5°C; густина - 1,50 г/см<sup>3</sup>. Бензен - вогнебезпечний, утворює з повітрям вибухову суміш (0,8-8,6% бензену за об'ємом). Він відноситься до шкідливих для здоров'я речовин; може всмоктуватися через шкіру.

**Бром  $Br_2$ .** Температура кипіння - 58°C; температура плавлення - 7,3°C; густина - 3,14 г/см<sup>3</sup>. Бром шкідливо діє на слизуваті оболонки, шкіру, дихальні шляхи. Рідкий бром навіть при короткочасній дії на шкіру викликає появу пухирів, а при більш тривалому контакті призводить до небезпечних виразок.

*При наданні першої допомоги* шкіру промивають спиртом, потім водою і в останню чергу - розведеним водним розчином соди. При подразненні дихальних шляхів потерпілого негайно виводять на свіже повітря і дають йому вдихати пари слабкого розчину амоніаку. У більш важких випадках дають вдихати кисень. Потерпілому викликають лікаря. *Не можна робити штучне дихання.*

**Гексан  $C_6H_{14}$ .** Температура кипіння - 68,7°C. Гексан - вогнебезпечний і утворює з повітрям вибухову суміш (1,1-8% гексану за об'ємом).

**Диметилсульфат  $(CH_3)_2SO_4$ .** Температура кипіння - 76°C. Диметилсульфат - дуже отруйний. Він попадає в організм як через легені (при вдиханні парів), так і через шкіру та викликає опіки, судоми й паралічі. Враження легенів стає помітним тільки через кілька годин.

*При наданні першої допомоги* вражені ділянки шкіри протирають розведеним розчином амоніаку. Одяг, на який потрапив диметилсульфат, необхідно негайно зняти.

**Калій** може самозайматися на повітрі, тому його варто подрібнювати під шаром інертного розчинника, вдягнувши захисні окуляри. Залишки калію обережно знищують третбутиловим спиртом. Якщо спирт при цьому загоряється, то посудину

закривають пластиною азбестового картону. Необхідно уникати потрапляння в калій води та нижчих спиртів.

**Кислота сульфатна  $H_2SO_4$ .** Безводна (100%), важка, безбарвна, масляниста рідина, нелетка, без запаху. Концентрована кислота  $W = 98\%$ , за звичайних умов має густину  $1,84 \text{ г/см}^3$ . Гігроскопічна, обуглює органічні речовини, сильний окисник, змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти. **При розбавленні концентрованої кислоти необхідно приливати кислоту у воду!**

При попаданні на шкіру концентрована  $H_2SO_4$  викликає сильні опіки; якщо це сталося, то необхідно швидко змити краплі кислоти великою кількістю води, після чого нейтралізувати розчином питної соди і знову змити водою.

**Кислота нітратна  $HNO_3$ .** Концентрована нітратна кислота містить 65-68%  $HNO_3$  (густина- $1,40-1,41 \text{ г/см}^3$ ), а нітратна кислота, що димить (густина- $1,52 \text{ г/см}^3$ ), у перерахуванні на оксиди Нітрогену містить понад 90%  $HNO_3$ . Пролиту нітратну кислоту не можна збирати легkozаймистими матеріалами (ганчірками, фільтрувальним папером). Її варто попередньо розбавити водою й нейтралізувати.

Нітратна кислота роз'їдає шкіру та одяг. При роботі з нею утворюються нітратні гази, які навіть у малих кількостях є дуже шкідливими. Симптоми отруєння (спочатку утруднене дихання) проявляються лише через кілька годин, тому після вдихання нітратних газів завжди необхідно негайно пройти огляд у лікаря.

Для захисту від впливу нітратних газів використовують респіратор або протигаз.

При наданні першої допомоги навіть при легких отруєннях потерпілого варто залишити лежати абсолютно спокійно. Доцільно давати потерпілому вдихати кисень, але забороняється виконувати штучне дихання.

**Хлоридна кислота  $HCl$ .** Насичена при  $15^\circ\text{C}$  хлоридна кислота містить 42,7% Гідроген хлориду; концентрована кислота (густина- $1,18 \text{ г/см}^3$ ) містить 37%  $HCl$ . Концентрована хлоридна кислота подразнює особливо очі і слизові оболонки.

Перша допомога при ушкодженні очей – їх промивання струменем води протягом приблизно 15 хв.

**Кислота ацетатна (крижана)  $CH_3COOH$ .** Температура кипіння -  $118^{\circ}C$ ; температура плавлення- $16,6^{\circ}C$ . Ацетатна кислота відноситься до шкідливих для здоров'я речовин. Суміш її парів з повітрям ( $\geq 4\%$  ацетатної кислоти за об'ємом) вибухає. Ацетатна кислота викликає на шкірі появу опіків.

При наданні першої допомоги ушкоджене місце промивають водою.

**Натрій.** Температура плавлення -  $97,7^{\circ}C$ ; густина -  $0,97 \text{ г/см}^3$ . При роботі з металічним натрієм варто вдягати захисні окуляри. Реакційні суміші, що містять металічний натрій, не можна нагрівати на водяній бані.

Знищують залишки металічного натрію, розчиняючи його невеликими порціями у великому об'ємі метилового спирту.

**Олеум  $H_2SO_4 \cdot SO_3$**  являє собою розчин сульфур(VI)оксиду в сульфатній кислоті. Олеум не можна розбавляти водою. Для його розведення використовують тільки концентровану сульфатну кислоту.

**Піридин  $C_5H_5N$**  має температуру кипіння -  $115,6^{\circ}C$ . Він відноситься до дуже шкідливих для здоров'я речовин; з повітрям утворює вибухову суміш (1,8-12,5% піридину за об'ємом). Піридин викликає шкірну екзему, вдихання його парів викликає нудоту, розлад нервової системи.

**Ртуть** має густину  $13,55 \text{ г/см}^3$ .

При наданні першої допомоги при отруєнні ртуттю потерпілому дають випити яєчний білок і викликають у нього блювоту.

**Дигідроген сульфід (Сірководень)  $H_2S$**  має температуру кипіння  $60,4^{\circ}C$ . Його отримують в апаратах Кіппа і з ферум сульфідом. З повітрям дигідрогенсульфід утворює вибухову суміш (4 - 46% дигідрогенсульфідом за об'ємом).

Отруєння навіть невеликою кількістю сірководню викликає нудоту, запаморочення, головний біль. Більші концентрації сірководню миттєво викликають втрату свідомості. Його запах можна відчувати лише в малих концентраціях, тому що відповідні нервові клітини швидко адаптуються. Для захисту від впливу сірководню використовують респіратори або протигази.

При наданні першої допомоги потерпілого виносять на свіже повітря й роблять йому штучне дихання.

**Спирт метиловий (метанол)  $CH_3OH$ .** Температура кипіння -

64,7°C; густина - 1,33 г/см<sup>3</sup>. Метиловий спирт - вогнебезпечний, утворює з повітрям вибухову суміш (5,5-36,5% метилового спирту за об'ємом) і відноситься до шкідливих для здоров'я речовин.

**Толуен C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>—CH<sub>3</sub>.** Температура кипіння - 110,8°C; густина - 1,50 г/см<sup>3</sup>.

Толуен - вогнебезпечний, утворює з повітрям вибухову суміш (1,27-7% толуену за об'ємом). Він може всмоктуватися через шкіру й відноситься до шкідливих для здоров'я речовин.

**Тетрахлорометан CCl<sub>4</sub>.** Температура кипіння - 76,8°C; густина - 1,46 г/см<sup>3</sup>. Тетрахлорометан не можна змішувати з металевим натрієм, щоб уникнути вибуху.

Тетрахлорометан відноситься до шкідливих для здоров'я речовин. Він подразнює слизові оболонки, викликає головні болі, втрату свідомості, судом, призводить до захворювання печінки.

**Етилен хлористий (дихлоретан) Cl—CH<sub>2</sub>—CH<sub>2</sub>—Cl.** Температура кипіння - 83,7°C; густина - 1,44 г/см<sup>3</sup>. Хлористий етилен утворює з повітрям вибухову суміш (6,2-15,9% хлористого етилену за об'ємом). Він відноситься до шкідливих для здоров'я речовин: викликає шкірну екзему, його пари викликають розлад зору. Не можна допускати зіткнення хлористого етилену з металевим натрієм, тому що може відбутися вибух.

**Етер диетиловий C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OC<sub>2</sub>H<sub>5</sub>.** Температура кипіння - 34,6°C; густина - 1,35 г/см<sup>3</sup>. Етер - вогнебезпечний, на повітрі утворює (під дією світла) легкозаймисті перекиси, з повітрям - вибухову суміш (1,2-51% етеру за об'ємом).

### **Контрольні питання**

1. Чому кожен працюючий у хімічній лабораторії повинен знати властивості реактивів?
2. Як класифікують реактиви за ступенем чистоти? Які реактиви застосовують для аналітичних робіт?
3. Які найбільш уживані реактиви загального призначення є в лабораторіях?
4. Як правильно проводити розфасовку твердих реактивів з великих ємкостей? Як правильно відбирати тверді реактиви зі склянок?
5. Яких правил варто дотримуватись для збереження чистоти реактивів?
6. Як потрібно зберігати великі ємкості з концентрованими кислотами, лугами, розчинниками? Яких умов необхідно дотримуватись при їхній розфасовці?

7. Як правильно готувати розчини їдкого калію і їдкого натрію? Чи можна зважувати тверді луги на папері? Що потрібно зробити, якщо луг потрапить на шкіру й одяг, просиплеться на стіл?

8. Чому не можна зберігати реактиви без етикетки?

9. Як потрібно зберігати легкоспалахуючі та отруйні суміші?

10. Чому не можна закривати склянки з лугами скляними притертими корками?

11. Чи можна зберігати разом тверді і рідкі реактиви?

12. Чому не можна випарювати на столі органічні розчинники?

13. Як зібрати пролиту концентровану сульфатну кислоту?

14. Яких запобіжних заходів варто дотримуватись при роботі з легкозаймистими (ЛЗР) та горючими рідинами (ГР)? Перерахуйте, які речовини відносяться до ЛЗР і ГР.

15. Якщо виникне пожежа, то який вогнегасник потрібно використати в лабораторному приміщенні? Як краще гасити палаючий одяг на людині?

16. Що потрібно зробити, якщо загорілися електричні прилади або проводка?

17. Чому потрібна особлива обережність при роботі з металевою ртуттю? Які симптоми отруєння при вдиханні парів ртуті?

18. Як потрібно організувати і проводити прибирання приміщення, якщо розбився термометр і ртуть пролилася на підлогу? Чим збирають видимі кульки ртуті? Як проводять обробку приміщення?

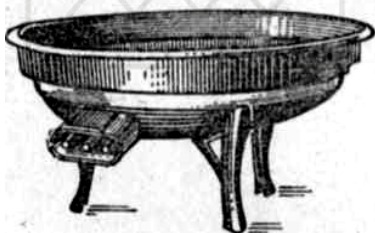
#### **1.14. Електронагрівальні прилади. Правила роботи з електроплитами закритого типу, колбонагрівачами, водяними, масляними та пісочними банями**

В хімічних лабораторіях для нагрівання використовують різні прилади: електричні плитки, пісочні і водяні бані, колбонагрівачі.

Хімічний посуд (колби, стакани тощо) на відкритому полум'ї нагрівати не можна, тому що скляний посуд при цьому може тріснути. Такий посуд нагрівають на азбестових сітках. Оскільки нагріванням на азбестових сітках важко підтримати визначену температуру, то їх можна замінити банями: масляними, повітряними, паровими, водяними, пісочними тощо. (мал. 23, 24).

**Водяні бані** слугують для тривалого нагрівання речовин у хімічному посуді (стаканах, колбах, чашках для випарювання тощо) при температурі не вище за 100°C. При цьому нагрівання можна проводити за допомогою гарячої води чи пари, в залежності від рівня води в бані та глибини занурення посуду.

**Пісочні бані.** Пісочні бані — це відкриті металічні ємкості (банки та сковороди), які заповнені сухим чистим піском. Нагріваються вони газовими пальниками і застосовуються для нагрівання хімічних речовин в різному посуді до температури 200...300°C. На даний час у лабораторії все частіше застосовують електроплитки із закритими нагрівальними елементами, які в ряді випадків застосовують замість пісочних бань.



Мал. 23. Електрична пісочна баня

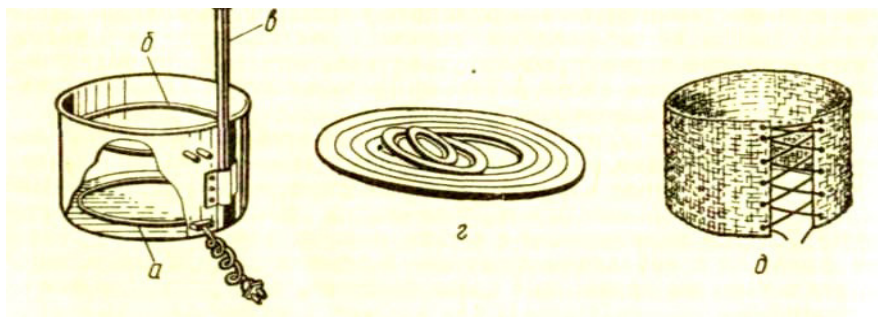


Мал. 24. Електрична повітряна баня

Електричні пісочні бані за формою нагадують плитки з бортом; вони застосовуються для нагрівання різних речовин до температури, яка перевищує 100°C. Нагрівальним середовищем служить дрібний просіяний і очищений пісок. Пісок, найкраще кварцевий, очищують прожарюванням під витяжною шафою. Посуд з речовиною, яку належить нагріти, ставлять в пісок таким чином, щоб він не торкався дном кераміки. Перевагою електричних пісочних бань є те, що вони дають можливість отримати відносно постійну температуру нагрівання. Недоліком є неможливість отримання високої температури (вище за 400°C) і дуже повільне нагрівання піску.

**Масляні бані.** Для нагрівання до високих температур застосовують електричні бані, які заповнені висококиплячими рідинами. Ці бані є незамінними в тих випадках, коли необхідно забезпечити рівномірне нагрівання й виключити можливість місцевих перегрівів.

Як теплоносії (високипючі рідини) у рідинних масляних банях (мал. 25) використовують: гліцерин, парафін, вазелінове мастило, циліндрові або компресорні мастила різних марок тощо. При використанні зазначених теплоносіїв у відкритих банях не слід піднімати температуру вище від граничної, при якій відбувається інтенсивне випаровування рідини або утворення диму. Для гліцерину зазначена гранична температура становить 180-200°C, для деяких циліндрових мастил - до 250°C. Нагрівання до високих температур необхідно проводити дуже обережно, найкраще - за допомогою закритих електронагрівачів і в жодному разі не на відкритому полум'ї. Роботу потрібно проводити під тягою. Обов'язковий запобіжний захід - наявність у запасі холодного теплоносія. Для усунення загоряння перегрітої масляної бані досить розбавити її зміст холодним мастилом. Не допускається нагрівання рідинних бань без контролю температури, при вимірюванні якої кулька термометра повинна перебувати приблизно посередині між дном бані й поверхнею рідини, і в жодному разі не повинна торкатися стінок бані. Термометр зручно підвішувати за допомогою



**Мал. 25. Масляна баня:**

*a* – масляна трубка з ніхромовою спіраллю; *б* – трубка для охолодження води; *в* – сталевий стержень для кріплення обігрівуючих посудин; *г* – кришка (набір кілець); *д* – азбестовий теплоізоляційний кожух.

гнучкого дроту.

Найбільш поширені в наш час рідини для бань - силіконові мастила. Вони хімічно інертні; деякі марки мастил витримують нагрівання до 350°C. На відміну від циліндрових і компресорних мастил, силіконові мастила прозорі і майже не темніють, що дозволяє візуально спостерігати нагрівання речовин при

використанні скляних бань.

Переваги бань із легкоплавкими сплавами, наприклад, зі сплавом бісмуту, свинцю, кадмію й олова (сплав Вуда), - висока теплопровідність, негорючість, чистота при роботі з ними, можливість досягнення високих температур. При роботі з банями, у яких теплоносіями служать метали, надягають захисні окуляри і полотняні рукавиці. Для запобігання окиснення рідких сплавів при температурі вище 300°C на поверхню металу іноді насипають шар злегка подрібненого вугілля. Для запобігання налипання металу на стінки колби останню корисно перед початком роботи закоптити в полум'ї пальника.

Для деяких цілей, коли необхідно строго підтримувати постійну температуру, використовують "пістолетну сушарку", де обігрів ведеться парами киплячих органічних розчинників. Вибір органічних розчинників досить широкий і забезпечує одержання будь-якої температури в інтервалі 40-320°C.

**Повітряна баня** з електричним нагрівом потрібна для нагрівання гарячим повітрям різного посуду в лабораторії. Баня складається з циліндричного гофрованого корпусу, прикріпленого на специфічному піддоні, має три фігурні ніжки.

В специфічному піддоні закріплена керамічна плитка, яка має пази, в яких лежать нагрівальні спіральні елементи.

На циліндричному корпусі розміщена кришка з набором металічних кілець і циліндричною заглушкою. Нагрівальний елемент бані поділений на дві паралельні секції, що дає можливість отримувати три ступені нагріву. З боку бані є захисний ковпачок, в якому знаходяться три штекери.

Вмикати прилад в розетку потрібно електричним шнуром з вилкою і трьома гільзами; одна із гільз має відмітку.

Для отримання максимальної температури гільза з відміткою вдягається на правий штекер, а дві інші гільзи вдягаються на інші два штекери.

Для отримання середнього нагріву гільза з відміткою вдягається на правий штекер, а одна із гільз одягається на один із інших штекерів, при цьому третя гільза і третій штекер залишаються вільними.



Для отримання мінімального нагріву гільза одягається на середній штекер, а одна із інших гільз одягається на лівий штекер, при цьому правий штекер і одна із гільз залишаються вільними.

При використанні повітряної бані посуд ставиться на комфорки резервуара, при цьому частина кілець виймається в залежності від розмірів посуду.

**Колбонагрівачі.** Для нагрівання круглодонних скляних колб в лабораторіях використовують електричні колбонагрівачі, вони вищі звичайних круглих плит і мають конусоподібну виймку всередині.



Мал. 26. Електричний колбонагрівач

На поверхні конуса розташована спіраль (мал. 26).

**Електричні плитки.** У лабораторіях, у яких немає газу, або в тих випадках, коли потрібно нагрівання, а користуватися пальниками не можна (наприклад, при перегонці займистих летких рідин), застосовують електричні плити. Електроплитки бувають різних розмірів, із відкритою або закритою спіраллю (мал. 27), Плитки з закритою спіраллю зручні і безпечні при

роботі з легкозаймистими і леткими речовинами.

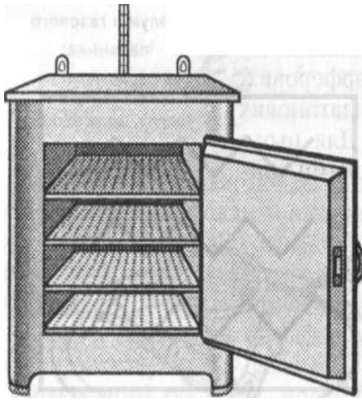
Вони мають поверх спіралі покриття - металеве, азбестове або талько-шамотне. Останні два є стійкішими до дії хімічних реагентів.

Плитки з відкритою спіраллю застосовують у тих випадках, коли немає небезпеки попадання на нагріту спіраль речовини. Вони зручні тим, що при перегоранні спіралі її легко можна замінити.

**Сушильна шафа.** Для визначення гігроскопічної та кристалізаційної води, а також для сушіння хімічного посуду використовують електричні сушильні шафи з автоматичним регулюванням температури від 50 до 220°C (мал. 28).



Рис. 27. Електричні плитки:  
а - закритого типу,  
б - із відкритою спіраллю



Сушильна шафа складається з прямокутного корпусу, підставки, робочої камери, в яку встановлено чотири з'ємні полицьки і прямокутних дверей.

У верхній частині корпусу є отвір для встановлення термометра і ковпачок, повертаючи який можна регулювати конвенцію повітря в робочій камері. На зовнішній поверхні робочої камери розміщений боковий нагрівальний елемент, задній

**Мал. 28.** Сушильна шафа

нагрівальний елемент розміщений в алюмінієвому човнику. Простір між

корпусом і робочою камерою заповнений теплоізоляцією (азбестом).

На передній стінці підставки розміщена сигнальна лампа, вимикач і ручка терморегулятора із шкалою. Сигнальна лампа контролює роботу реле. Зліва у верхній частині корпусу шафи є отвір, закритий кришкою до якого з середини підходить стержень терморегулятора.

В нижній частині робочої камери є отвір для притоку повітря по вентиляційній трубі.

На задню стінку підставки виведений шнур з вилкою для включення шафи і встановлений гвинт для заземлення корпусу.

#### *Порядок роботи:*

1. Встановити термометр, зачинити двері і ввімкнути шафу в мережу.

2. Повернути ручку терморегулятора за годинниковою стрілкою до позначки 5 і ввімкнути шафу. За 4-8°C до необхідної температури ручку термометра плавно повернути проти годинникової стрілки до тих пір, доки не згасне сигнальна лампа.

#### *Вказівки до роботи:*

1. Не можна вмикати шафу без заземлення.
2. Не можна працювати без термометра.
3. При ремонті шафи від'єднати її від мережі.
4. Не можна ставити в шафу легкоспалахуючі речовини (бензин, ефір).
5. Не нагрівати шафу вище 200°C.

6. Сушильна шафа встановлюється на теплоізоляційний матеріал.

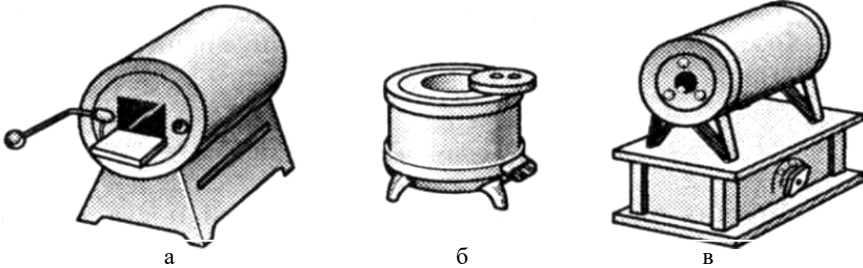
7. Не залишати ввімкнену шафу без нагляду.

**Муфельна піч.** Сплавлення проб, а також тривале прожарювання при температурі 700 - 1000°C та вище здійснюють в електричних муфельних печах різної конструкції (мал. 29).

Прожарюванням називають операцію нагрівання твердих речовин до високої температури (більше 400°C) з метою:

- звільнення від летких домішок;
- досягнення постійної маси;
- проведення реакцій, які протікають при високій температурі;
- озолення після попереднього спалювання органічних речовин.

Основним елементом печі є керамічний муфель з намотаним по його зовнішній поверхні нагрівним елементом.



**Мал. 29. Печі:**

а — муфельна; б — тигельна; в — трубчаста

Поверх нагрівного елемента нанесений шар керамічної обмазки.

Муфель закріплений в металевому корпусі, встановленому на підставці. Вільний простір між муфелем і корпусом заповнений теплоізоляційним матеріалом. На передній стінці підставки є перемикач восьмиступеневого регульованого реостату та сигнальна лампочка. Вмикання, вимикання, зміна температури здійснюється перемикачем. На задній стінці підставки печі встановлена фарфорова колодка з контактними тримачами-затискачами для під'єднання печі до мережі і гвинт-заземлення. Ввімкнення печі в мережу відбувається в положенні перемикача на мінімальному нагріві.

Для прожарювання чи нагрівання речовин в окислювальній, інертній чи відновній атмосфері застосовують трубчасті або інші

печі, через які під час роботи пропускають відповідний газ.

Для створення окислювальної атмосфери, як правило, використовують кисень. Інертне середовище створюють за допомогою аргону, азоту і рідше — гелію. Водень чи карбон(II) оксид застосовують для створення відновної атмосфери. Однак при цьому слід остерігатися, щоб за високих температур газу не взаємодіяли з речовиною, що досліджується.

Під час прожарювання чи нагрівання не можна брати незахищеними руками робочий посуд. Його слід обгортати тканиною чи вдягати кусочки розрізаної уздовж товстостінної гумової трубки, а також користуватися щипцями чи спеціальними затискачами.

### Контрольні питання

1. Які типи електричних приладів застосовують у лабораторіях?
2. У яких випадках використовують бані? Які теплоносії в них застосовують?
3. Чому масляні бані варто встановлювати у витяжній шафі?
4. Як правильно контролювати температуру в масляній, пісочній й іншій банях?

## 1.15. Вимірювання температури плавлення, кипіння

Багато хімічних процесів відбуваються при певній температурі, саме тому виникає необхідність в її вимірюванні. Чисті кристалічні речовини мають властивість плавитися лише при певних температурах, які є характеристиками чистоти речовин. Про чистоту речовини судять також за температурою кипіння (для рідких речовин).



Мал. 30. Термометр контактний

**Термометри.** Для вимірювання температури застосовують спеціальні прилади-термометри різних конструкцій і різного призначення (мал.30).

*Рідинний термометр* - прилад для вимірювання температури, дія якого базується на термічному розширенні рідини. В залежності від температурної області застосування, рідинні термометри заповнюють етиловим спиртом (від  $-80$  до  $+80^{\circ}\text{C}$ ), ртуттю (від  $-35$  до  $+750^{\circ}\text{C}$ ) і іншими рідинами (пентан, толуол та ін.) У хімічних лабораторіях

зустрічаються рідинні термометри для вимірювання температури від  $-80^{\circ}\text{C}$  і нижче до 50, 100, 150, 200, 250, 300, 360 або  $550^{\circ}\text{C}$ .

Також широко поширені *термометри, де використовується електрика*. До таких термометрів відносяться термометри опору, термоелектричні термометри або термопари, а також диференціальні термопари й оптичні пірометри.

*Термометр опору* або *болومتر* - прилад для вимірювання температури, дія якого полягає на зміні електричного опору металів і напівпровідників відповідно до зміни температури.

*Термопара* - термочутливий елемент в приладах для вимірювання температури, системах управління та контролю. Вона складається з двох послідовно з'єднаних (спаяних) між собою різнорідних провідників та (рідше) напівпровідників. При різних температурах в ланцюгу термопари виникає ЕРС, величина якої пов'язана з різницею температур «гарячого» і «холодного» контактів.

*Пірометри* - прилади для виміру температури непрозорих тіл, які мають властивість випромінювання в оптичному діапазоні спектру.

Для грубого вимірювання температури іноді застосовують *термохімічний спосіб*, який полягає в тому, що деякі речовини змінюють своє забарвлення тільки при певній температурі.

Однак найчастіше в хімічних лабораторіях використовують *ртутні термометри*. Зазвичай, вони бувають трубчасті і паличкові. *Трубчасті термометри* являють собою скляну трубку, у нижній частині якої є резервуар, наповнений ртуттю, з капіляром, що піднімається вгору. У трубці, зазвичай, розміщена фарфорова шкала з нанесеною калібровкою в градусах Цельсія.

*Паличкові термометри* зроблені із товстостінних трубок, у яких в центрі є капілярний канал, який переходить знизу в резервуар для ртуті. Шкала у цих термометрів нанесена на зовнішній стороні скляної трубки. Ртуть при нагріванні розширюється і піднімається по капіляру з резервуара вгору до певного рівня. Висота, на котру піднялася ртуть, показує температуру речовини.

Коли необхідно постійно контролювати температуру і кількість тепла, застосовують спеціальні регулюючі прилади, які відключають нагрівачі при досягненні потрібної температури. У лабораторіях, зазвичай, використовують прилад, що складається із контактного термометра і реле. У термометрі за допомогою обертового магніту переміщують контактну дротину і, таким

чином, встановлюють на термометрі необхідну температуру. Найточніше встановлення температури здійснюється самою контактною дротиною. При досягненні встановленої температури спрацьовує реле, вмикає приплив газу або вмикає електронагрівач. Якщо температура падає нижче встановленого значення, реле вмикає нагрівачі знову.

*Поводження з термометрами.* Рідинні термометри не можна нагрівати вище тієї температури, на яку вони розраховані і яка вказана на шкалі як гранична. Так, термометром, розрахованим для вимірювання температури до 200°C, не можна вимірювати температуру тіла, нагрітого до 250°C. Термометри, нагріті до температури вище граничної, лопаються або стають непридатними для подальшого користування.

Якщо термометр нагрівався часто і протягом тривалого часу може статися зсув точки нуля, і стовпчик ртуті тоді не опускається нижче 15-20°C. Такий термометр краще взагалі не використовувати або використовувати його при вимірюванні температур вище 100°C.

Час від часу термометри слід перевіряти хоча б шляхом порівняння з нормальним термометром, що має паспорт.

При швидкому охолодженні і при недбалому поводженні у термометра іноді відбувається розрив ртутного стовпчика. Такий термометр також використовувати не можна.

Після роботи термометру потрібно дати можливість повільно охолонути до кімнатної температури, потім слід його вимити, витерти й забрати в футляр.

З термометром слід поводитися дуже обережно. Ніколи не треба класти його на тверді предмети. Якщо термометри зберігають просто в ящиках столу, то під них обов'язково підкладають вату або якийсь м'який матеріал. На ящиках вказують, що відкривати їх треба дуже обережно, щоб не розбити термометри.

Забарвлення зовнішньої шкали паличкових термометрів поступово витирається і поділки стають слабко помітними. Такі термометри час від часу чорнять, натираючи шкалу термометра тонко подрібненим графітом або обпаленою пробкою. Для того, щоб нанесена сажа трималася довше, протирають шкалу 5-10%-ним розчином каніфолі або світлою смолою.

*Вимірювання температури плавлення.* Визначення температури плавлення - порівняно проста операція, що застосовується для

ідентифікації речовин і дозволяє також судити про чистоту випробуваних зразків.

*Температурою плавлення речовини називають температуру, при якій тверда речовина знаходиться в рівновазі з власним розплавом.* Чистим речовинам властива дуже різко виражена точка плавлення, визначення якої (з точністю до 0,01°C) можливо тільки шляхом вимірювання кривих плавлення. Незначні забруднення речовин іноді сильно знижують температуру їх плавлення; крім того, у цих випадках спостерігається значно більший (більше 1°C) інтервал плавлення речовин. Таке явище використовують для встановлення ідентичності двох речовин з однаковою температурою плавлення. Для цього ретельно змішують рівні кількості цих речовин. Якщо температура плавлення суміші («проба змішаного плавлення») залишається незмінною, то роблять висновок про ідентичність обох речовин. Якщо ж температура плавлення проби нижча за температуру плавлення вихідних речовин, то, отже, це дві різні речовини. Однак ізоморфні сполуки, різні навіть за своєю хімічною будовою, не виявляють зниження температури плавлення.

Найбільш поширений метод визначення температури плавлення речовин в запаяних з одного кінця скляних капілярах діаметром приблизно 1 мм і довжиною 70-90 мм. Капіляри виготовляють у складувних майстернях з тонкостінних скляних трубок діаметром 10-15 мм. Призначені для виготовлення капілярів трубки слід попередньо ретельно промити дистильованою водою і висушити. Зберігати готові капіляри необхідно в щільно закритих пробками пробірках, щоб вони не запилювались і не бруднилися.

Речовину, температуру плавлення якої потрібно визначити, підсушують до постійної маси, після чого невелику її порцію (приблизно 3-5 мг) ретельно розтирають у тонкий порошок. Далі відкритим кінцем капіляра зачерпують частину порошку і переводять його на дно капіляра легким струшуванням. Для ущільнення речовини в капілярі останній кидають кілька разів в скляну трубку завдовжки 60-80 см, вертикально встановлену на жорсткій підставці (на керамічній або мармуровій плитці).

При необхідності визначення температури плавлення без доступу повітря капіляр, витягнутий з відрізка скляної трубки, без відлому від трубки запаяють з одного кінця і набивають речовиною. Далі трубку приєднують до вакуумної лінії, капіляр відпаюють під вакуумом відразу або після заповнення системи

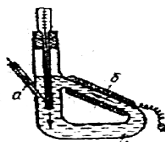
інертним газом.

Для визначення температури плавлення речовин в капілярах існує безліч різних приладів. Найбільш придатні ті, які забезпечують можливість рівномірного і повільного підвищення температури в широкому інтервалі. За швидкого нагрівання неминує виникають помилки внаслідок різної теплопровідності кульки термометра і капіляра з речовиною, їх різної маси, а також через неможливість миттєвого розплавлення речовини. Тому поблизу очікуваної температури плавлення необхідно підтримувати швидкість нагріву не більше  $1^{\circ}\text{C}$  за 1 хв., а під час плавлення -  $1^{\circ}\text{C}$  за 2-3 хв. При цьому відзначають температурний інтервал від початку злипання порошку в капілярі до зникнення останніх кристалів і освітлення прозорого розплаву. Якщо приблизне значення температури плавлення невідомо, готують відразу два капіляри з речовиною. Перший використовують для грубого визначення температури плавлення, яке проводять при швидкому нагріванні - приблизно на  $5^{\circ}\text{C}$  за 1 хв. в усьому, ймовірному інтервалі плавлення.

Кращими рідкими теплоносіями в даний час є висококиплячі силіконові масла, оскільки вони нетоксичні, неагресивні і дозволяють проводити нагрівання до  $350^{\circ}\text{C}$ .

З приладів з рідкими теплоносіями для визначення температури плавлення найбільшого поширення набули прилади, зображені на малюнках 31 і 32.

Конструкція приладу Тіле забезпечує рівномірну природну циркуляцію нагрітої рідини, що виключає виникнення конвекційних потоків, які могли б призвести до нерівномірності нагрівання. Нижня частина коліна обігривається на невеликому полум'ї спиртівки або (переважно) обмотується ніхромовою спіраллю, що вмикається в мережу через автотрансформатор.



**Мал. 31. Прилад Тіле для визначення температури плавлення речовини:**

а – капіляр з речовиною; б – ізольована електрична обмотка; в – рідкий теплоносій



**Мал. 32. Прилад для визначення температури плавлення речовини:**

а – капіляр з речовиною; б – лоркальцієва трубка; в – рідкий теплоносій



знаходиться на рівній відстані від стінок, приблизно посередині вертикальної ділянки - там, де рух рідини найбільш рівномірний. Капіляр з речовиною можна прикріплювати безпосередньо до термометра, наприклад, за допомогою гумового кільця, але зручніше вводити капіляр через бічну похилу трубку - це дозволяє легко його змінювати, не виймаючи термометра. Необхідно суворо слідкувати, щоб кінець капіляра з речовиною стикався з серединою ртутної кульки термометра.

Спостереження за плавленням ведуть через збільшувальне скло. *При визначенні температури цим способом обов'язково одягають захисні окуляри.* Температуру плавлення фіксують і записують в момент, коли речовина повністю розплавилася, утворивши прозорий розплав. Значення цієї величини отримують з точністю  $\pm 0,5^{\circ}\text{C}$ . Якщо речовина злегка забруднена, інтервал температури плавлення відраховують з моменту появи перших крапель рідкої фази до освітлення прозорого розплаву.

Визначити температуру плавлення в капілярі до  $50^{\circ}\text{C}$  нескладно. У цьому випадку таке визначення проводять у великій склянці з охолоджуючою сумішшю з сухого льоду з метиловим спиртом. Спочатку охолоджують речовину в капілярі до затвердіння, а потім при постійному перемішуванні дають вистигаючій суміші повільно нагріватися.

Ряд переваг перед скляними приладами мають масивні металеві, частіше мідні *блоки для визначення температури плавлення*, які нескладно виготовити в лабораторних майстернях. Блок може бути нагрітий до будь-якої необхідної температури за допомогою електричної обмотки, під'єднаної через автоматичний трансформатор. Рівномірність і плавність нагріву забезпечується високою теплопровідністю міді і великою масою блока. Необхідно, щоб кулька термометра і капіляр перебували в безпосередній близькості один від одного і не торкалися до стінок каналу. Капіляр прикріплюють до термометра або вводять через спеціальний канал. Для того, щоб всередину блока не потрапляло холодне повітря, отвори каналу для спостереження повинні бути закриті слюдою або скляними пластинками, а канали для вводу термометра і капіляра - волокнистим азбестом або скловатою. Зовні блок ретельно ізолюють.

Температуру плавлення очищеної речовини необхідно визначити після кожної стадії її очищення, наприклад, після кожної

перекристалізації. Якщо подальша перекристалізація вже не призводить до підвищення температури плавлення і остання співпадає з температурою плавлення, що наведена в літературі, речовина вважається цілком чистою.

Додатковим критерієм чистоти речовини може служити також температурний інтервал, в якому відбувається плавлення. Так, якщо чисті речовини повністю плавляться в межах  $0,5-1^{\circ}\text{C}$ , то сильно забруднені речовини не мають різкої температури плавлення і при нагріванні перетворюються в рідину поступово, в межах декількох градусів.

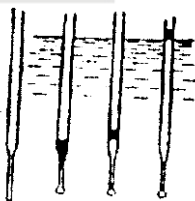
Слід зазначити, що визначення температури плавлення з метою попередньої ідентифікації речовин дає надійні результати лише в тих випадках, коли речовини плавляться без розкладання. Для того, щоб переконатися в стійкості сполук при плавленні, їм дають викристалізуватися і розплавляють ще раз. Якщо повторне плавлення відбувається при тій же температурі, то отримано правильний результат.

*Температура плавлення речовин не завжди є сталою величиною.* Вона в значній мірі залежить від умов її виявлення - швидкості нагрівання, кількості речовини, наявності кисню повітря і т. д. Практично розкладання речовини починається ще до того, як вона розплавиться. Продукти розкладу заважають точному встановленню точки плавлення основної речовини, внаслідок чого визначена температура плавлення виявляється нижче справжньої. При суворому дотриманні сталих умов визначення температури плавлення можна добитись задовільного відтворення результатів.

За допомогою вимірювання тільки температури плавлення не можна скласти кінцеве уявлення про чистоту випробуваного зразка або про ідентичність двох зразків. Для отримання більш надійного висновку потрібно використовувати дані елементного аналізу (порівнюючи результати відсоткового вмісту елементів, що входять в склад даної речовини з обчисленням за хімічними формулами вмістом тих самих елементів), а також різноманітних фізико - хімічних методів (тонкошарової хроматографії, ІК- спектроскопії і т.д.).

**Визначення температури кипіння.** Температура кипіння – температура, за якої тиск парів рідини дорівнює атмосферному. Температура кипіння речовин на відміну від температури плавлення дуже сильно залежить від тиску навколишнього середовища і її точне

визначення пов'язане зі значними труднощами. У більшості випадків температурою кипіння речовини вважають інтервал температури кипіння, що спостерігається при перегонці речовини. При цьому можуть виникнути помилки, пов'язані з перегрівом парів і недоліками приладу (наприклад, неправильне положення термометра), які спотворюють справжнє значення температури кипіння. Джерелом помилок служить також неправильне вимірювання тиску (наприклад, при помилкових свідченнях манометра на вакуумній установці). Тому в літературі часто для однієї і тієї ж речовини зустрічаються різні значення температури кипіння.



Мал. 33. Визначення температури кипіння речовини за методом Еліха



Мал. 34. Визначення температури кипіння речовини за методом Сиволобова

Вплив забруднень на температуру кипіння у великій мірі залежить від характеру домішок. Так, значного впливу надають залишки леткого розчинника. І навпаки, домішування речовин з тією ж температурою кипіння взагалі не змінює температуру кипіння. Більшою ж мірою незначні забруднення здійснюють на температуру кипіння набагато менший вплив, ніж на температуру плавлення. Отже, можна зробити висновок про те, що температура кипіння не може слугувати критерієм чистоти речовини.

Для визначення температури кипіння рідин існує багато приладів. У круглодонну колбу невеликого об'єму (приблизно 50 см<sup>3</sup>) з широким горлом (але можна застосовувати і плоскодонну того ж об'єму) вставляють пробку з двома отворами: один для термометра, а інший - для трубки, що сполучається із зворотним холодильником. Спочатку колбу і холодильник миють, висушують і тільки після цього монтують прилад на штативі. У колбу наливають приблизно  $\frac{1}{5}$  її об'єму рідину, температуру кипіння якої визначають. Резервуар термометра повинен знаходитися над рівнем рідини так, щоб він весь час був у її парів, але не торкався її поверхні. Якщо визначають температуру кипіння розчину, то резервуар

термометра опускають в рідину. Якщо температура кипіння рідини нижче 100°C, то прилад нагрівають на водяній бані з дотриманням усіх запобіжних заходів. Якщо ж температура кипіння рідини вище 100°C, колбу нагрівають над полум'ям спиртівки або на електричному колбонагрівачі. Спостереження за показами термометра слід починати з того моменту, коли рідина почне закипати, і продовжувати не менше 15 хв. За температуру кипіння приймають ту, яка встановиться як постійна, тобто коли ртутний стовпчик термометра більше не буде підніматися або опускатися. Одночасно потрібно відмітити барометричний тиск з барометра, оскільки температура кипіння залежить від атмосферного тиску. У довідниках, звичайно, наводиться температура кипіння рідини при нормальному тиску або ж зазначено, при якому тиску виходить приведена температура.

Для визначення температури кипіння термічно нестійких речовин, збирають спеціальний прилад: перегонну колбу в цьому випадку беруть самого маленького розміру. Для вимірювання температури за допомогою цих приладів потрібно значно більше речовини (щонайменше кілька мілілітрів).

Можна визначати температуру кипіння рідини в об'ємі декількох крапель, наприклад, методи Еміха або Сиволобова. Температуру кипіння за методом Еміха визначають у капілярі для визначення температури плавлення (мал. 32). Один з кінців капіляра попередньо витягують, причому довжина витягнутої частини повинна бути близько 2 см. Потім засмоктують туди краплину досліджуваної рідини і заплавлюють кінець капіляра таким чином, щоб в кінці його під рідиною знаходилася бульбашка повітря. При нагріванні в приладі для визначення температури плавлення ця бульбашка розширюється і піднімає краплю досліджуваної рідини. Коли досягається температура кипіння, ця крапля знаходиться на рівні рідини в нагрівальній бані.

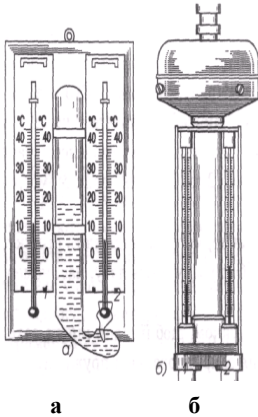
При визначенні температури кипіння за методом Сиволобова пробу речовини поміщають в скляну трубку діаметром приблизно 6 мм, в яку занурений відкритим кінцем вниз капіляр для визначення температури плавлення. Трубку з капіляром закріплюють за допомогою гумового кільця на термометрі приладу для визначення температури плавлення (мал.33). У міру наближення до температури кипіння з капілярної трубки починають виділятися бульбашки повітря. Температуру кипіння зчитують з

показів термометра в той момент, коли утворюється рівномірний ланцюжок бульбашок пари або коли вона обривається при охолодженні, а рідина починає засмоктуватися в капіляр (останнє можна помітити легше).

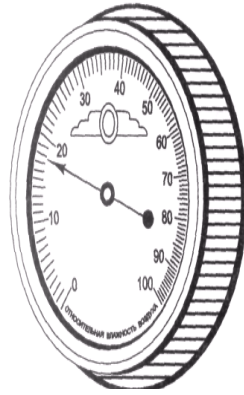
Точність методів визначення температури кипіння за Еміхом і Сиволобовим становить приблизно  $\pm 1-2^{\circ}\text{C}$ .

### 1.16. Визначення відносної вологості повітря

Відносну вологість повітря визначають за допомогою стаціонарного або аспіраційного психрометрів, гігрометрів і гігрографів. Психрометр (стаціонарний) має два однакові, ртутний або спиртовий, термометри, закріплені на одному штативі на відстані 4-5 см один від одного.



Мал. 35. Стаціонарний (а) та аспіраційний (б) психрометри



Мал. 36. Гігрометр MBK

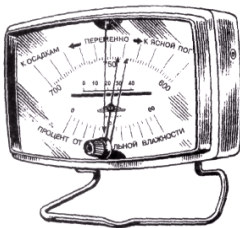
Резервуар одного з термометрів, що називається вологим, обгорнутий клаптиком тоненької тканини (батисту), кінець якої скручений і занурений у розширений кінець зігнутої трубки. Зігнуту трубку із закритим верхнім кінцем наповнюють дистильованою або кип'яченою водою. Відстань між рівнем води і нижнім кінцем резервуара термометра має бути 2-3 см.

Таблиця 1

Психрометрична таблиця для визначення відносної вологості повітря

Показання вологого термометра в °С	Різниця показників сухого і мокрого термометрів, °С.																
	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5	5,5	6	6,5	7	7,5	8
0	100	90	81	73	64	57	50	43	36	31	26	20	16	21	7	3	-
1	100	90	82	74	66	59	52	45	39	33	29	23	19	16	11	7	-
2	100	90	83	75	67	61	54	47	42	35	31	26	23	18	14	10	-
3	100	90	83	76	69	63	55	49	44	39	34	29	25	21	17	13	10
4	100	91	84	77	70	64	57	51	46	41	36	32	28	24	20	16	14
5	100	91	85	78	71	65	59	54	48	43	39	34	30	27	23	19	17
6	100	92	85	78	72	66	61	56	50	45	41	35	33	29	25	22	19
7	100	92	86	79	73	67	62	57	52	47	43	39	35	31	28	25	22
8	100	93	86	80	74	69	63	58	54	49	45	41	37	33	30	27	25
9	100	93	86	81	75	70	65	60	55	51	47	43	39	35	32	29	27
10	100	94	87	82	76	71	66	61	57	53	48	45	41	38	34	31	28
11	100	94	88	82	77	72	67	62	58	55	50	47	43	40	35	33	30
12	100	94	88	82	78	73	68	63	59	56	52	48	44	42	38	35	32
13	100	94	88	83	78	73	69	64	61	57	53	50	46	43	40	37	34
14	100	94	88	83	78	73	69	66	62	58	54	51	47	45	41	38	36
15	100	94	89	84	80	75	71	67	63	59	55	52	49	46	43	41	37
16	100	95	90	84	80	75	72	67	64	60	57	53	50	48	44	42	39
17	100	95	90	84	81	76	73	68	65	61	58	54	52	49	46	44	40
18	100	95	90	85	81	76	74	69	66	62	59	56	53	50	47	45	42
19	100	95	91	85	82	77	74	70	66	63	60	57	54	51	48	46	43
20	100	95	91	86	82	78	75	71	67	64	61	58	55	53	49	47	44
21	100	95	91	86	83	79	75	71	68	65	62	59	56	54	51	49	46
22	100	95	91	87	83	79	76	72	69	65	63	60	57	55	52	50	47
23	100	95	91	87	83	80	76	72	69	66	63	61	58	56	53	51	48
24	100	96	92	88	84	80	77	73	70	67	64	62	59	56	53	52	49
25	100	96	92	88	84	81	77	74	70	68	65	63	59	58	54	52	50

Внаслідок капілярності тканина, якою обгорнутий резервуар, постійно змочується, з її поверхні безперервно випаровується вода. У зв'язку з цим резервуар вологого термометра втрачає більше тепла, ніж резервуар сухого, і показники його будуть нижчі від показників сухого. Оскільки ступінь випаровування води залежить від вологості повітря, то чим сухіше повітря, тим більшою буде різниця між показниками сухого і вологого термометрів. Різницю показників обох термометрів беруть за основу розрахунків. На практиці відносну вологість визначають за таблицею, яка додається до кожного приладу або наноситься на штативі поряд з термометрами. Похибка показів відносної вологості порівняно з розрахунковими в межах  $\pm 5\%$ .

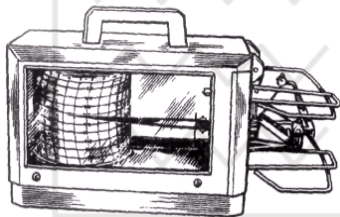


Мал. 37. Баротермогігрометр

Для визначення відносної вологості можна користуватись гігрометром.

Принцип дії гігрометра ґрунтується на властивості знежиреного людського волосся змінювати довжину при зміні вологості повітря.

Тривалі спостереження за відсноною вологістю повітря здійснюють за допомогою гігрографів (мал. 38).



Мал. 38. Гiґрограф

Вологосприймальна частина приладу - пучок знежирених волосин, натягнутих на рамі і закріплених з обох кінців.

Вiдносна вологiсть повітря залежатиме вiд змiни довжини волосин. Цi коливання через передавальний механiзм спричиняють перемiщення стрiлки з пером по дiаграмнiй паперовiй стрiчцi.

Для визначення барометричного тиску, температури і відсноної вологості повітря використовують комбiнований прилад — баротермогiґрометр — БМ-1 (мал. 37).

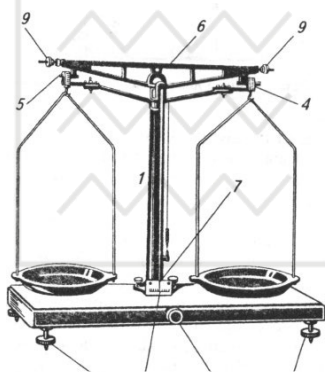
#### Контрольнi питання

1. Чому необхідно вимiрювати температуру рiдин, газiв, твердих речовин?
2. Які прилади використовують для вимiрювання температури ?
3. Який принцип роботи ртутних термометрiв?
4. Яких правил безпеки варто дотримуватись при роботi з ртутними термометрами?
5. Для чого визначають температуру плавлення ?
6. Яким методом можна визначити температуру плавлення?
7. Яких правил технiки безпеки варто дотримуватись при вимiрюваннi температури плавлення речовини?
8. З якою метою та яким способом вимiрюють температуру кипiння рiдин?

### 1.17. Зважування речовин на технiчних терезах

Зважування — один iз найпоширенiших прийомiв у хiмiї. Без нього неможливе проведення бiльшостi робiт експериментального характеру. Тому студенти повиннi засвоїти правила роботи з терезами, навчитися проводити зважування. Вiд правильного та акуратного виконання цих операцiй значною мiрою залежить термiн використання терезiв та достовiрнiсть результатiв.

На даний час у лабораторній практиці застосовують терези двох типів: *технохімічні*, які дають змогу зважувати речовини з точністю до 0,01 г, та *аналітичні*, що мають точність зважування до 0,0002 г. Аналітичні терези



Мал. 39. Технохімічні терези

застосовують здебільшого для аналітичних визначень.

Технохімічні терези мають набір різноважок, що розташовані в порядку зменшення маси у футлярі. Кожний такий набір має пінцет для зважування. Грамові гирки-важки у більшості випадків нікельовані, рідше — позолочені. Міліграмові гирки виготовлені з алюмінію і для зручності користування мають різну форму та загнутий край для взяття пінцетом.

Технохімічні терези (мал.39) встановлюють у лабораторії на столах з обов'язковою вертикальністю стійки 1, що досягається за допомогою регулювання ніжок-гвинтів 2. Технохімічні терези мають аретирний пристрій з ручкою 3, за допомогою якого (поворотом ручки 3 вправо до відкасу) здійснюється вмикання терезів (введення робочих призм у зіткнення з опорною площиною стійки та стременими внаслідок підняття коромисла 6). Працюючи з терезами, не слід забувати, що різноважки встановлюють та знімають після вимкнення аретиру.

Зважування завжди слід розпочинати зі врівноваження терезів, які з різних причин можуть бути невідрегульованими. Настроюють терези та встановлюють їх у рівноважне положення за допомогою важелів 9, здатних пересуватися гвинтонарізним стрижнем вправо та вліво. Правильним вважається встановлення, коли при ввімкненому аретирі стрілка 7 відхиляється вправо та вліво від нульового положення на однакову кількість поділок шкали 8. Тільки після врівноваження терезів слід приступати до зважування, помістивши предмет, що зважується, на ліву шальку терезів, а на праву — різноважки, починаючи з найбільшої за масою з наступним їх зменшенням. Якщо при зважуванні не вистачає дрібних різноважок, значить була порушена послідовність їх використання.

Зважувану речовину кладуть на тароване годинникове скло або



кружок фільтрувального паперу. Сипучі матеріали краще зважувати у тарованих бюксах, чашках, склянках тощо. Зважування вважається завершеним, якщо при ввімкненому аретирі стрілка терезів відхиляється вліво та вправо приблизно однаково (з точністю до однієї поділки).

Записують масу зваженої речовини, підсумовуючи різноважки від більшої до меншої. Після цього речовину та гирки з шальок терезів знімають.

При роботі з терезами слід виконувати такі вимоги:

- слідкувати за справністю та чистотою терезів;
- не класти зважувану речовину чи предмет безпосередньо на шальку терезів;
- не зважувати брудні, мокрі чи гарячі предмети;
- завжди навантажувати чи розвантажувати ваги тільки після вимкнення аретиру;
- аретир треба вмикати та вимикати повільно, без ривків, щоб запобігти різкому падінню призми на робочі поверхні;
- різноважки брати тільки пінцетом. Забороняється додавати та знімати речовину пінцетом — для цього використовують шпатель;
- виконуючи будь-яку роботу, користуватися одними і тими самими терезами та різноважками;
- закінчивши зважування, опустити аретир та розвантажити терези.

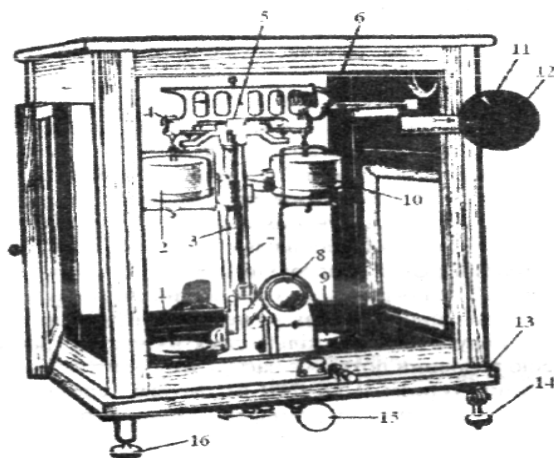
### 1.18. Аналітичні терези

*Аналітичні терези* - це найточніший і найнеобхідніший прилад для проведення кількісних визначень. Аналіз завжди починають зі взяття наважки, тобто відважування певної порції речовини, яку аналізують. Гравіметричне визначення закінчується також зважуванням. В аналітичних терезів різної конструкції граничне навантаження змінюється від 20 до 200г і погрішність зважування становить  $\pm 0,0001$ г. Точність звичайного аналізу не перевищує десятих частин відсотка.

*Аналітичні терези ВЛА-200 М.* Марка терезів означає, що ці терези лабораторні, аналітичні, демпферні, з вейтографом, з максимальним навантаженням 200 г. Головною робочою частиною терезів є коромисло. Посередині до коромисла прикріплена довга стрілка з мікрошкалою (8). Коромисло має посередині тригранну

агатову призму, повернуту одним своїм ребром униз (5). Цією призмою коромисло спирається на ретельно відполіровану агатову пластинку, закріплену вгорі колонки (3) терезів. На кінцях коромисла теж є тригранні агатові призми, повернуті одним ребром угору. На цих призмах розміщуються серги своїми агатовими площадками. На серги підвішуються на довгих дужках шальки (1, 9) терезів з демпферами (2, 10). Призми і опорні площадки виготовляють з агату, бо цей мінерал має дуже велику твердість, негігроскопічний, стійкий до стирання, дії водяної пари і хлору, дії пари гідроген фториду.

Точність роботи терезів залежить від того, наскільки добре відполіровані площадки для опори призм. Робочі ребра всіх трьох призм повинні знаходитися в горизонтальній площині, бути строго паралельними одне одному і перпендикулярними до площини коромисла. З часом від роботи терезів призми і поверхні робочих площадок поступово зношуються і точність роботи терезів знижується.



**Мал. 40. Демпферні терези:**

1,9 – шальки; 2,10 - демпфери; 3 – колонка; 4 – сідла; 5 – середня призма коромисла; 6 – ричаги; 7 – стрілка; 8 – оптична шкала; 11 – великий лімб; 12 – малий лімб; 13 – основа; 14, 16 – регульовані ніжки; 15 – аретир.

Аналітичні терези змонтовані на базисній дошці, яка зроблена з мармуру чи скла. Для захисту від пилу, повітряних потоків і т. п. терези поміщені в застклений футляр з двома боковими дверцятами і підйомною передньою стінкою.

Базисна дошка (13) тримається на двох установочних гвинтах і ніжці. Під них підкладаються металеві підставки з напівсферичними заглибленнями в центрі. За допомогою установочних гвинтів або регульованих ніжок (16) базисна дошка встановлюється в горизонтальне положення, яке перевіряють за водяним рівнем на ній.

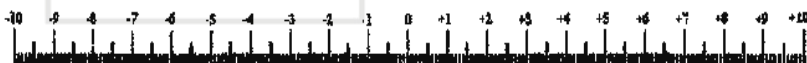
**Демпфери.** Демпфер (2, 10) - порожнистий алюмінієвий циліндр, зверху закритий кришкою, а знизу - відкритий. Він підвішений до серги і знаходиться над шалькою терезів (1,9). Цей циліндр входить у другий циліндр, більшого діаметра, відкритий зверху і закритий знизу. Циліндр закріплений нерухомо на колонці терезів. При опусканні плеча коромисла рухомий циліндр входить у нерухомий, повітря в циліндрі стискується і, виходячи через вузьку щілину між стінками циліндрів, гальмує рух коромисла. Одночасно на другому боці коромисла другий демпфер чинить протилежно напрямлену дію. В результаті такого гальмування коливання коромисла затухають.

#### **Пристосування для переміщення гир.**

На правій серзі перпендикулярно коромислу закріплена горизонтально планка, яка слугує для підвішення на неї дрібних гирок від 10 до 990 мг. Кожна гирка підвішена на спеціальному крючку. За допомогою системи ричагів (6) гирки навішуються на планку поворотом двох лімбів, які знаходяться зовні на правому боці футляра терезів. На великому (зовнішньому) лімбі нанесені поділки 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, які відповідають 0, 100, 200, 300, і т. д. мг. На малому (внутрішньому) лімбі нанесені цифри, які означають десятки мг - 0, 10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90 мг. Отже, при повороті великого лімба відбувається накладання чи зняття сотень міліграма, а при повороті малого лімба - накладання або зняття десятків міліграма. Поворот лімбів здійснюється незалежно один від одного.

**Вейтограф.** Лампа накалювання, яка вмикається і вимикається автоматично при відкриванні і закриванні аретира (13), освічує через металеву трубку прозору мікрошкалу, прикріплену до стрілки терезів. Шкалу називають мікрошкалою, бо її поділки дуже дрібні і побачити їх без збільшення не можна. Мікрошкала знаходиться у фокусі об'єктива. Промінь світла, пройшовши крізь мікрошкалу і об'єктив, а потім відбившись від двох дзеркал, попадає на матовий екран. На екрані з'являється збільшене зображення мікрошкали (мал. 41). Працюючий аналітик спостерігає не переміщення стрілки, а переміщення шкали відносно лінії, яка є на матовому екрані.

Мікрошкала вейтографа (8) вправо і вліво від нуля розділена на 10 великих поділок. Поділки пронумеровані вправо від +1 до +10, а вліво - від -1 до -10. Кожна велика поділка шкали розбита на 10 малих поділок: ціна поділки дорівнює 0,1 мг (0,0001 г). Чутливість терезів відрегульована таким чином, щоб за навантаження однієї шальки терезів 10 мг стрілка мікрошкали відхилялась від нульової точки точно на десять поділок. Точність відліку за шкалою дорівнює 0,1 мг. Точність роботи терезів становить 0,1 мг. Для включення освітлювача в мережу змінного струму до терезів додається трансформатор, який понижує напругу від 220 чи 170 до 6 В.



Мал. 41. Мікрошкала вейтографа

**Аретир.** Для зменшення зносу головних робочих частин терези наділені аретиром. Аретир піднімає коромисло терезів і знімає навантаження з призм. При цьому серги, на яких підвішені шальки терезів з демферами, теж піднімаються спеціальними тарілочками і утримуються від розкачування. У неробочому стані терези завжди повинні бути аретованими, тобто аретир повинен бути опущеним.

Поворотний стержень аретиру, який закінчується диском, прикріплений до нижньої поверхні базисної дошки; з ним зв'язане включення вейтографа. Повертати його необхідно плавно, обережно, так як робочі частини терезів сильно зношуються від поштовхів і різних рухів.

**Гирі.** До терезів додається комплект гир, поміщений у спеціальний футляр у певній послідовності. Набір гир найчастіше включає такі гирі: 100, 50,20,20,10,5, 2,2,1 г. Гирі виготовлені з латуні і електролітно покриті зверху тонким шаром золота або платини (гирі 1-го класу), нікелю або хрому для захисту від корозії. До набору додається пінцет, яким і необхідно брати гирі для користування.

Всі зважування при виконанні аналізу повинні проводитися на одних і тих терезах з використанням одного й того ж комплекту гир. Це необхідно тому, що поправки до гир у різних наборах різні за величиною і за знаком, і тому при зважуванні на різних терезах і з різними гирками можлива видима різниця в результатах зважування одного й того ж предмета.

**Встановлення терезів і правила поводження з ними.** На аналітичні терези мають шкідливий вплив: механічні коливання, різкі зміни температури, забрудненість повітря парами і газами, які викликають корозію металів (наприклад, пари кислот, лугів, хлор, гідрогенсульфід та ін). Для усунення шкідливого впливу цих факторів терези встановлюють в окремому приміщенні - гравіметричній (ваговій) кімнаті, призначення якої лише для виконання зважувань. Для усунення впливу механічних коливань терези розміщують на спеціальних столиках, закріплених за допомогою металевих кронштейнів на капітальних стінах. Якщо ж капітальній стіні передаються коливання двигунів великої потужності, електромоторів, пресів, молотів, потягів, які проходять мимо будинку і т. п., то терези встановлюють на м'якій гумові амортизуючі підкладки.

Дошка столу для терезів виготовляється з дерева твердої породи або з мрамру. Кожні терези встановлюються на окремому столику. Не можна розміщувати аналітичні терези близько опалювальної системи, не можна допускати, щоб на терези падало пряме сонячне світло. Гравіметрична кімната повинна бути захищена від проникнення шкідливих парів і газів.

**Правила поводження з аналітичними терезами.** Аналітичні терези - це точний фізичний прилад, який вимагає обережного поводження і доброго догляду. Щоб терези довго працювали, слід строго дотримуватися нижче вказаних правил.

1. Перед зважуванням необхідно перевірити стан терезів, шматочком бархату, замші чи м'якою щіточкою зняти пил з шальок і встановити нульову точку.

2. Ніколи не треба навантажувати терези більше встановленого навантаження. Якщо маса предмета сумнівна, то його необхідно попередньо зважити на технохімічних терезах.

3. Перш ніж ставити предмет на шальку терезів, необхідно переконатися, що немає забруднення на його зовнішній поверхні. Не можна ставити на шальки забруднені або вологі предмети, не можна розсипати і розливати нічого всередині шафи терезів.

4. Не зршувати терези з того місця, на якому вони стоять, при відкритому аретирі до терезів не можна доторкатися.

5. Ставити предмети чи гирі на шальки терезів або знімати їх можна лише після попереднього аретування терезів. Повертати аретир необхідно повільно і обережно.

6. На шальки терезів не можна ставити гарячі або холодні предмети. Предмет, який зважують, повинен охолотитися або нагрітися до температури терезів.

7. Не можна класти зважувані предмети безпосередньо на шальку терезів, зважувати на листку паперу і т.п. Зважування речовин необхідно виконувати у спеціальному посуді - в тиглі, на годинниковому склі, у бюксі, човнику, пробірочці, чашечці тощо.

8. При зважуванні необхідно користуватися лише боковими дверцями терезів, передні дверці повинні бути весь час закритими.

9. Гирі необхідно брати лише пінцетом і ставити на праву шальку терезів, а предмет, який зважують, класти на ліву шальку. Гирі можуть знаходитися тільки у футлярі у своєму гнізді або на шальці терезів.

10. Результати зважування необхідно записувати за порожніми гніздами у футлярі комплекту гир, перевіряючи потім при перенесенні в нього гир.

11. Зважувати речовини, які гігроскопічні, леткі або виділяють їдку пару, можна лише в герметично закритому посуді (наприклад, у бюксі).

12. Всі зважування виконувати на одних і тих же терезах, користуючись одними й тими гирками.

13. Після закінчення зважування терези необхідно аретирувати (аретир опустити), дверці закрити, малий і великий лімби поставити на нульове положення, освітлювач вимкнути за допомогою штепсельної вилки.

14. Не можна спиратися на столик, на якому стоять терези, перешкоджати працюючому на терезах сторонніми розмовами. У випадку будь-якої неполадки терезів необхідно звернутися до лаборанта.

**Зважування на аналітичних терезах ВЛА-200 М.** Терези вмикають в освітлювальну мережу змінного струму (220 В) за допомогою штепсельної вилки через трансформатор. Не відкриваючи дверець шафи терезів, при нульовому положенні лімбів плавно повертають диск аретира до кінця. При цьому лампа освітлювача вмикається і на екрані вейтографа з'являється зображення мікрошкали. Коливання стрілки швидко зупиняється, нуль шкали повинен збігтися з вертикальною лінією на екрані. Якщо такого збігу не відбулося, необхідно поворотом головки коректора сумістити лінію з нулем мікрошкали. Після цього, відкриваючи і закриваючи аретир, переконуються, що стрілка зупиняється на нулю, збігаючись з вказівником вейтографа. Вся ця операція називається встановленням точки нуля.

На середину лівої шальки терезів поміщають предмет, який зважують. На середину правої шальки за допомогою пінцета поміщають гирку, попередньо допускаючи, що маса її важча за зважуваний предмет, і плавно привідкривають аретир, щоб було видно невелике відхилення стрілки. Якщо мікрошкала при цьому переміщується на екрані вправо, то це означає, що гирка переважає. У цьому випадку закривають аретир і замість неї ставлять меншу за порядком гирку і знову опускають аретир. Так продовжують до тих пір, поки не знайдуть масу з точністю до 1 г (бажано дещо менше 1 г).

Далі накладають дрібні кільцеві гирки поворотом великого лімба. Для цього при закритому аретирі повертають лімб проти годинникової стрілки через одну поділку, встановлюючи цифри лімба навпроти стрілки - вказівника міліграмів. Лімб можна повертати в будь-якому напрямі. Після кожного накладання кільцевих гир відкривають аретир і спостерігають відхилення стрілки. Якщо навантаження виявилось великим, лімб повертають на одну поділку у зворотному напрямі. Потім накладають гирі за допомогою малого лімба точно в такому ж порядку, як і великим лімбом. Накладають і знімають кільцеві гирки плавним поворотом лімбів при закритому аретирі.

Дрібні гирки накладають до тих пір, доки відхилення стрілки не перестануть виходити за цифру (+10) або (-10) мікрошкали. Після цього чекають повного зупинення стрілки. На світловому екрані виконують відлік за мікрошкалою і записують результат зважувань. Великі поділки мікрошкали відповідають третьому, а дрібні - четвертому знаку після коми. Відлік за шкалою зі знаком «+» додають, а зі знаком «-» - віднімають при підсумовуванні результатів зважування.

*Приклад.* При зважуванні тигля стан рівноваги був досягнутий при наступних гирках і показах мікрошкали. На праву шальку терезів було поміщено 6 г, покази великого лімба 7, покази малого лімба 40, на екрані мікрошкали була велика поділка 5 і після неї ще 8 малих поділок.

Тоді маса тигля дорівнює:

$$6,0000 \text{ г} + 0,7000 \text{ г} + 0,0400 \text{ г} + 0,0050 \text{ г} + 0,0008 \text{ г} = 6,7458 \text{ г}$$

Якщо ж з тими самими гирками і показами лімбів відлік за мікрошкалою дорівнював -0,0026, то маса тигля буде дорівнювати:

$$6,0000 \text{ г} + 0,7000 \text{ г} + 0,0400 \text{ г} - 0,0026 \text{ г} = 6,7374 \text{ г},$$

тобто віднімають покази мікрошкали.

Після закінчення роботи з терезами при закритому аретирі обидва лімби приводять у нульове положення, приймають гирі з шальок

терезів у футляр, знімають предмет, який зважували, і перевіряють нульову точку ненавантажених терезів. Якщо вказівник екрану не збігається з нулем мікрошкали, необхідно за допомогою коректора досягти збігу їх і знову зважити предмет.

**Догляд за терезами і набором гир.** Після закінчення роботи шальки терезів знімають і протирають шматочком замші чи бархату. Знявши шальки, протирають базисну дошку, видаляючи пил, просипані порошки, потім надягають шальки на свої місця. На футляр терезів надягають чохол із щільної тканини. Один раз на тиждень шальки протирають шматочком замші чи бархату, змочених етанолом. Один раз на тиждень всі гирі виймають зі своїх гнізд, ставлять на скляну пластинку і протирають шматочком бархату чи замші, змочених етанолом. Гнізда футляра чистять щіткою.

При правильному поводженні і користуванні терезами один раз на рік запрошують вагового майстра для огляду і перевірки терезів. Майстер повинен провести профілактичний ремонт, чистку, перевірку регулювання і чутливості терезів.

**Чутливість, стійкість і точність терезів. Нульова точка.** Збіг риски екрану з нульовою поділкою мікрошкали стрілки терезів після зупинення коливань називається нульовою точкою, якщо терези ненавантажені. У випадку навантажених терезів збіг називається точкою рівноваги. При зважуванні, звичайно, добиваються збігу обох указаних точок, так як це говорить про рівність навантажень на обидві шальки терезів.

**Чутливість терезів** визначається за відхиленням стрілки від нульової точки при збільшенні навантаження на 1 мг. Чим більше відхилення стрілки при цьому, тим більша чутливість терезів. Звичайно, нормальна чутливість дорівнює 0,3 мг на одну поділку шкали при навантаженні до 10 г. Зі збільшенням навантаження чутливість понижується і при 100 г становить 0,5 мг на одну поділку шкали.

**Стійкість терезів.** Під стійкістю терезів розуміють здатність коромисла терезів, виведеного зі стану рівноваги, знову повертатись у стан рівноваги. При повторному зважуванні одного і того ж предмета з невідомою масою терези повинні давати одні і ті ж покази. Для збереження стійкої рівноваги центр ваги терезів повинен знаходитись нижче їх точки опори. Чим він буде нижче, тим стійкішими будуть терези, але зате вони будуть менш



чутливими. Положення центра ваги може змінюватись за допомогою балансирної гайки, яка знаходиться на стрілці.

**Точність і правильність терезів.** Під точністю терезів розуміють величину розходжень у результатах зважувань одного й того ж предмета. Чим менша різниця в результатах повторних зважувань, тим точніше працюють терези. Точність аналітичних терезів дорівнює 0,0001 г. Це значить, що результат другого зважування одного й того ж предмета не повинен відрізнятись від першого зважування більше, ніж на 0,0002 г.

Під правильністю терезів розуміють значення розходжень між результатом зважування і істинною масою тіла.

Для отримання правильних результатів зважування необхідно:

- 1) щоб плечі коромисла терезів були рівними між собою (відстані між призмою і ребрами обох бокових призм);
- 2) щоб маси обох плечей коромисла разом з чашками були однаковими.

### **Техніка взяття точної наважки**

**Перший спосіб.** Спочатку точно зважують порожнє годинникове скло (або бюкс), після чого поміщають на нього потрібну кількість аналізуючої речовини й знову точно зважують скло з речовиною. Обчислена різниця обох зважувань показує величину взятої наважки. Після зважування речовину обережно пересипають у склянку. Для цього годинникове скло або бюкс нахилиють над ним, змиваючи крупинки, що залишилися, речовини струменем дистильованої води із промивалки.

**Другий спосіб.** Помістивши на годинникове скло (бюкс) потрібну кількість аналізуючої речовини, точно зважують скло (бюкс) з речовиною. Після цього наважку обережно пересипають у склянку, а скло (бюкс) з крупинками, що залишилися, речовини знову зважують. За різницею обох зважувань знаходять взятую наважку. Цей спосіб особливо зручний тоді, коли потрібно взяти кілька наважок тієї самої речовини.

Найчастіше в лабораторіях використовують терези аналітичні, демпферні, електричні, за допомогою яких можна швидко і точно зважити необхідну кількість речовини.

### **Контрольні питання**

1. Які терези використовують у хімічних лабораторіях? Для яких цілей?
2. Будова технохімічних терезів. Які правила користування терезами,

різновагами?

3. Для чого призначені аналітичні терези? Які групи аналітичних терезів використовують у лабораторній практиці?

4. Будова аналітичних терезів. Правила зважування.

5. Якими способами можна взяти точну наважку?

### 1.19. Фільтрування. Фільтруючі матеріали

**Фільтрування** – це процес відділення дрібних частинок твердих речовин від рідини шляхом пропускання через пористі матеріали – фільтри.

Фільтрування проводиться з різною швидкістю, яка характеризується об'ємом рідини, яка протікає через певну поверхню за одну хвилину. Швидкість фільтрування прямопропорційна площі фільтруючої поверхні.

Рідина, яка стікає з фільтрувального паперу, називається *фільтратом*. Якщо фільтрат мутний, це означає, що фільтр підібраний неправильно (його пори менші, ніж дрібні частинки осаду), або вказує на нецілісність фільтрувального паперу.

Швидкість фільтрування залежить також від в'язкості рідини, температури, розміру і характеру частинок твердої речовини, яка повинна бути відділена від рідини.

Основною рушійною силою процесу фільтрування є різниця тисків по обидві сторони фільтра.

Для інтенсифікації процесу фільтрування проводять фільтрування із застосуванням вакууму.

Успіх фільтрування визначається правильним вибором фільтруючого матеріалу. Він повинен відповідати таким вимогам: бути хімічно інертним по відношенню до компонентів суспензії і забезпечувати повне і швидке відділення твердих частинок від рідкої фази. Фільтруючі матеріали можуть бути зернистими, наприклад, кварцевий пісок; пористими, наприклад, папір, пластинки з пресованого скла, керамічні фільтри; волокнистими, наприклад, вата, синтетичні волокна, шерсть і різні тканини.

Вибір фільтруючого матеріалу залежить як від вимог до чистоти розчину, так і від його властивостей. Так, концентровані луги і кислоти не можна фільтрувати через фільтрувальний папір.

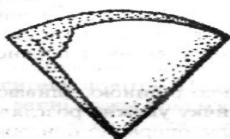
**Фільтрувальний папір** застосовується для розділення нейтральних суспензій при температурі до 100°C. При кімнатній температурі можна фільтрувати розбавлені розчини кислот і лугів,

які мають концентрацію до 10%. Паперові фільтри стійкі до дії органічних розчинників.

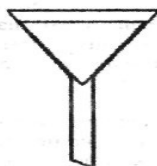
В гравіметричному аналізі для фільтрування застосовують беззолні фільтри, тобто очищені від мінеральних речовин промиванням хлоридною і фторидною кислотами. При спалюванні їх залишається незначна кількість золи, маса якої вказана на обкладинці пачки фільтрів. Зазвичай, маса така мала, що нею нехтують. Беззолні фільтри бувають різної щільності.

Кожна пачка фільтрів в залежності від щільності має різного кольору стрічку: *червона стрічка* – відповідає швидкофільтруючим фільтрам для грубих осадів; *біла або жовта стрічки* – паперу середньої щільності; *синя або зелена стрічки* – щільним фільтрам для тонких осадів. Для фільтрування аморфних осадів застосовуються найбільш щільні – баритові фільтри.

*Лійки з пористою скляною пластинкою* застосовуються для фільтрування будь-яких рідин за виключенням плавикової кислоти, гарячої фосфатної кислоти і гарячих концентрованих розчинів лугів.



Мал. 42. Правильно складений паперовий фільтр

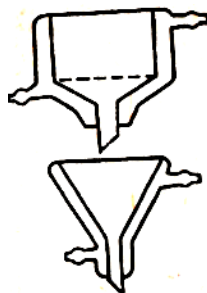


Мал. 43. Правильно вкладений у лійку фільтр

Замість скляних фільтруючих лійок іноді застосовують *тиглі Гуча*, в яких фільтром є шар волокнистого азбесту, розміщеного на сітці дна тигля.

Для фільтрування також застосовують *фарфорові тиглі з пористим дном*, якими користуються так само, як і скляними фільтруючими тиглями. На відміну від скляних тиглів фарфорові тиглі витримують нагрівання до дуже високих температур.

Для фільтрування агресивних і горючих рідин і газів рекомендують фільтри із



Мал. 44. Лійка з подвійними стінками

склотканини.

Фільтрування можна проводити різними способами. Вибір способу фільтрування залежить від характеру рідин, які фільтруються і властивостей відокремлюваних осадів. Фільтрування без застосування надлишкового тиску над фільтром або розрідження під фільтром застосовується переважно з метою отримання прозорого фільтрату і рідше - для збирання осаду.

*Фільтрування при охолодженні.* Якщо рідини легко фільтруються, можна користуватися звичайними лійками, оскільки суспензія не затримується довго на фільтрі і не встигає нагрітися. Водні розчини також можна фільтрувати без спеціальних пристосувань, помістивши на фільтр шматочки чистого льоду. Шар твердого вуглекислого газу, поміщений на фільтр, дозволяє фільтрувати деякі сильно охолоджені органічні розчинники, наприклад, ацетон, спирт, хлороформ і т.д., однак при цьому варто враховувати можливість спінювання рідини від пухирців вуглекислого газу.

Для холодного фільтрування найбільш зручні лійки з подвійними стінками (мал 44), у проміжок яких можна подавати холодну воду або спеціально охолоджений сольовий розчин.

У тих випадках, коли потрібно фільтрувати гарячі розчини, проводять *гаряче фільтрування* (таке фільтрування необхідне майже при кожній перекристалізації). Для гарячого фільтрування використовують спеціальні лійки. Ці лійки можуть бути з водяним обігрівом; у них вода нагрівається перед фільтруванням на відкритому полум'ї газового пальника або вони обмотуються шлангом для парового обігріву. Можуть бути використані також лійки Бюхнера, що обігріваються паром.

У лійку для гарячого фільтрування вставляють скляну лійку з паперовим фільтром, а потім бічний відросток нагрівають над полум'ям газового пальника до кипіння води. Таким чином, при фільтруванні увесь час підтримується висока температура, і фільтрувальний розчин не остигає.

Крім цього, застосовують лійки з електрообігрівом. Вони зручніші, особливо при роботі з вогнебезпечними речовинами.

*Фільтрування при звичайному тиску.* У лабораторній практиці найчастіше використовують фільтри, виготовлені з фільтрувального паперу. Ці фільтри бувають двох типів: звичайні і складчасті.

Фільтрувальний папір нарізають квадратними листочками. Для приготування фільтра з такого листочка його складають навпіл і потім ще раз навпіл так, щоб лінії згину були перпендикулярні один до одного. При цьому виходить вчетверо менший квадрат, який обрізають по дузі окружності так, щоб вийшов сектор. Потім, відокремлюючи в отриманому секторі один шар паперу від трьох інших, отримують конус, який вставляють у лійку (мал. 42, 43). Цей паперовий конус повинен щільно прилягати до стінок лійки всією своєю поверхнею. Якщо цього не спостерігається, то, зміщаючи відносно один одного шари фільтрувального паперу, відповідно збільшують або зменшують основу конуса. Коли конус буде точно відповідати розмірам лійки, його вкладають у неї і, змочивши дистильованою водою, обережно притискають до скла. При цьому потрібно добитися, щоб між фільтром і лійкою не залишалось пухирців повітря. Якщо всі ці вимоги дотримані, при фільтруванні трубка лійки повністю заповнюється рідиною, яка всією своєю масою тягне рідину, що знаходиться на фільтрі, завдяки чому фільтрування значно прискорюється. Навпаки, якщо фільтр вкладений нещільно, пухирці повітря, що залишились у трубці, сильно сповільнюють рух рідини по ній.

Лійку з фільтром розміщують в кільці штатива, підставивши під неї чисту склянку чи колбу так, щоб зрізаний кінець трубки торкався стінки склянки. Тим самим не дають розбризкуватись рідині при фільтруванні (мал 45).



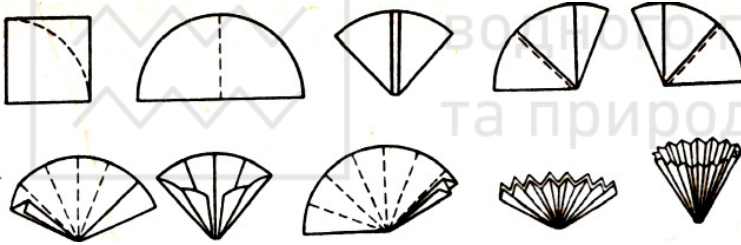
Мал. 45. Фільтрування

Для того, щоб при фільтруванні пори фільтра по можливості довше не забивалися частками осаду, рідину попередньо декантують, тобто обережно зливають на фільтр, намагаючись не скаламутити осаду. Цю операцію проводять тільки за допомогою скляної палички. Паличку варто тримати вертикально, при цьому носик склянки повинен торкатися її. Нижній кінець палички необхідно тримати, не торкаючись паперу на середині фільтра, близько від тієї частини поверхні, де він складається із трьох шарів. У міру наповнення фільтра паличку піднімають так, щоб вона не торкалася рідини.

Фільтр не можна заповнювати рідиною до країв. Рівень її

повинен бути на 5 мм нижче країв фільтра.

Переносючи у склянку скляну паличку, ретельно стежать за тим, щоб не втратити краплю, що висить на її кінці. Паличка повинна перебувати або над фільтром, або в склянці. Класти паличку на стіл не можна, тому що при цьому будуть втрачені частинки осаду, що залишилися на ній.



Мал. 46. Виготовлення складчатого фільтра

Для прискорення фільтрування застосовують складчасті фільтри (мал 46). Їх готують у такий спосіб: фільтрувальний папір, складений вчетверо й обрізаний півколом (як для звичайного фільтра), складають навпіл і ще раз навпіл. Потім розгортають фільтр до половини взятого листка й, починаючи від одного із країв, складають фільтр по частинках, що намітилися, роблячи поперемінно одну складку до себе, іншу - від себе. Ретельно спресувавши складений фільтр рукою, його розгортають і вставляють у лійку (мал 47).

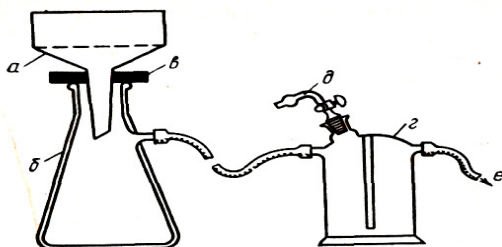


Мал. 47. Складчатий паперовий фільтр, вкладений в хімічну лійку

Для прискорення процесу фільтрування часто застосовують фільтрування з відсмоктуванням (при зниженому тиску). Відсмоктування сприяє більш повному відділенню осаду від рідини та полегшує процес промивання твердого продукту.

Не рекомендується фільтрувати під вакуумом леткі рідини, оскільки вони закипають при сильному розрідженні навіть при кімнатній температурі. Неприпустимо фільтрувати в гарячому виді з відсмоктуванням концентровані розчини. Гаряче фільтрування можна застосовувати для рідин, які важко фільтруються (типу гліцерину).

Найпростіший прилад для фільтрування під вакуумом складається зі скляної або порцелянової лійки з перфорованою (дірчастою) перегородкою - лійки Бюхнера й спеціальної конічної колби з бічним відводом - колби Бунзена (мал 48). Перевагами володіють лійки з впаяними пластинками з пористого скла - лійки Шотта. Перед початком фільтрування в лійку поміщають круглий фільтр із паперу або іншого фільтруючого матеріалу. Необхідно, щоб діаметр фільтра дорівнював діаметру перегородки. Фільтр повинен лягати без складок і закривати всі отвори. Фільтруючу лійку вставляють за допомогою гумового кільця в горло колби для відсмоктування, бічний відросток якої приєднують до водострумного або іншого вакуум-насоса через запобіжну склянку. Внаслідок вакууму, що створюється в колбі, атмосферний тиск проштовхує рідину через пори скляного фільтра, а осад затримується на пластинці.



**Мал. 48. Прилад для фільтрування з відсмоктуванням:**

а – лійка Бюхнера; б – колба Бунзена; в – кільце із вакуумної гуми; г – запобіжна склянка; д – кран для спуску повітря; е – відвід до водострумного насоса

Призначення запобіжної ємкості - затримувати фільтрат при випадковому викиді його з колби, а також перешкоджати попаданню води з водострумного насоса у фільтрат. Зручні запобіжні посудини - трьохгорла склянка Вульфа, у центральне горло якої вставлений кран для зниження вакууму або склянка Тищенко для рідин.

Перед вмиканням вакуумного насоса варто змочити фільтр чистим розчинником. Суспензію можна виливати на фільтр, тільки переконавшись у тім, що він щільно прилягає до перегородки. При цьому чути характерний шиплячий звук. У випадку відсмоктування повітря, про що свідчить свистячий звук, притискають фільтр скляною паличкою. По мірі відфільтрування рідину доливають у

лійку, не переповнюючи її при цьому. Об'єм лійки повинен бути підібраний так, щоб осад заповнював не більш ніж її половину.

При фільтруванні осадів з неоднорідними за розмірами частинками рекомендується першу порцію суспензії виливати в лійку при вимненому вакуум-наосі. Достатньо нетривалого відстоювання, щоб на фільтруючу перегородку осів шар більших частинок. Надалі при створенні розрідження в приймачі цей шар буде відігравати роль додаткового фільтра, запобігаючи закупорюванню пор фільтруючого матеріалу більш дрібними частками.

### 1.20. Очищення технічної кухонної солі

У склянці об'ємом 100—125 *мл* нагрівають до кипіння 50 *мл* дистильованої води і при перемішуванні склянкою паличкою присипають 10 *г* порошку кухонної солі. До утвореного розчину додають краплями 25%-ний розчин  $\text{BaCl}_2$  до припинення утворення осаду. Тоді, додержуючись правил фільтрування, розчин фільтрують через беззольний фільтр у склянку. В зібраний фільтрат додають 1 - 2 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$  для перевірки відсутності йонів  $\text{SO}_4^{2-}$  (так завжди перевіряють повноту осадження того іона, який осаджують даним реактивом). Якщо осад утворюватиметься, то додають ще розчин  $\text{BaCl}_2$  до припинення утворення осаду, і осад знову відфільтровують.

Після повного осадження йонів  $\text{SO}_4^{2-}$  фільтрат нагрівають до кипіння і додають 16%-ний розчин  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  до лужної реакції (торкаються склянкою паличкою, змоченою досліджуваним розчином, до фенолфталеїнового папірця). Осаду дають відстоятися, відфільтровують його і до фільтрату краплями додають, перемішуючи, розчин хлоридної кислоти до кислої реакції (синій лакмусовий папірець червоніє), а потім додають ще 1 - 2 краплі кислоти.

Фільтрат, що утворився, виливають у кварцову чашку (краще платинову), яку ставлять на водяну баню, і випарюють до утворення рідкої кашки. Після охолодження вміст чашки переносять, згортаючи чистою склянкою паличкою, на змочений дистильованою водою беззольний фільтр, вкладений в лійку. Коли розчин повністю відфільтрується, кристали на фільтрі двічі промивають невеликими порціями холодної дистильованої води.



Нову порцію води додають тільки після припинення фільтрування від додавання першої порції води.

Добутий кристалічний NaCl разом з фільтром і лійкою вміщують у сушильну шафу, просунувши трубку лійки в отвір сітки. Зверху лійку накривають фільтрувальним папером, щоб уникнути забруднення пилом. Сушать при 105—120°C протягом 40-50хв. Після просушування кристали NaCl зсипають у просушений і зважений бюкс.

Міцно прилиплі до поверхні фільтра кристали NaCl відривати не треба.

Бюкс з NaCl зважують і обчислюють відсотковий вихід солі відносно кількості, яку було взято для очищення.

Добутий таким способом NaCl може містити тільки воду, захоплену механічно під час росту кристалів. Щоб повністю звільнитися від такої води, хлорид натрію прожарюють при 500-600°C.

### 1.21. Центрифугування

Якщо необхідно без втрат відокремити малі кількості речовини від рідини, у лабораторіях замість фільтрування застосовують центрифугування. У лабораторній практиці використовують центрифуги двох типів: фільтруючі, призначені для інтенсифікації процесу фільтрування, і склянкові, які застосовуються для прискорення осідання завислих часток в рідкій фазі речовини.

Зазвичай, в лабораторіях застосовують седиментаційні центрифуги із частотою обертання 2000-3000 об/хв.

Застосування центрифуги засноване на використанні відцентрової сили. При швидкому обертанні (центрифугуванні) завислі в рідині частинки твердої речовини під дією відцентрової сили, що розвивається при обертанні, відкидаються від центра й збираються на дні посудини. У більшості випадків центрифуги мають від 4 до 20 гнізд. У ці гнізда вставляють центрифужні (але не звичайні лабораторні) пробірки із суспензією. Пробірки в центрифугі розташовують попарно й симетрично одна проти одної, попередньо таруючи їх до рівної маси шляхом переливання вмісту з однієї пробірки в іншу. Якщо немає ваг із пристосуванням для кріплення пробірок, то варто зробити самому на кожній чашці технічних ваг петлі із двох відрізків мідного дроту (однакової

маси) для втримання пробірок. Ці петлі прикріплюють до гачка на каркасі ваг або до самого каркаса. Одну пробірку із суспензією, що підлягає центрифугуванню, поміщають у петлю на лівій чашці ваг. На праву чашку ваг установлюють у петлі другу пробірку із суспензією, заздалегідь взявши трохи менший об'єм, тому що для врівноважування рідини зручніше додавати її по краплях, ніж відливати. Коли маса пробірок буде однаковою, їх знімають із ваг і поміщають у гнізда центрифуги. *Не можна працювати з неврівноваженими й не симетрично розташованими пробірками, тому що можна вивести з ладу центрифугу.*

Якщо після центрифугування осад досить міцно втримується на дні пробірки, то рідину, що перебуває поверх нього, зливають, осад змішують з невеликим об'ємом розчинника й повторно центрифугують.

При центрифугуванні в малих центрифугах точне тарування пробірок зайве. Після центрифугування більшу частину розчинника видаляють шматочком фільтрувального паперу. Для видалення залишків розчинника центрифужну пробірку можна приєднати до вакуумного насоса і обережно провести відсмоктування.

## 1.22. Дистиляція.

### Перегонка при атмосферному тиску

При нагріванні рідини підвищується її температура, тиск насиченої пари. Підвищення температури і тиску відбувається доти, поки тиск пари не стане рівним зовнішньому (атмосферному) тиску. При цьому температура досягне деякого певного значення (температури кипіння) і рідина закипить. Якщо взяти ряд хімічно чистих рідин, наприклад, толуол, воду, спирт, ефір, крім густини, розходження між ними може бути встановлене також і за температурою кипіння. Якщо нагрівати всі ці чотири рідини в однакових умовах, то раніше всіх закипає ефір, потім спирт, потім вода і, нарешті, толуол. Кожна рідина кипить при певній температурі: ефір - при 34,5°C, спирт - при 78°C, вода - при 100°C, температура кипіння толуолу - 111°C.

Коли починається кипіння, підвищення температури рідини припиняється, незважаючи на те, що нагрівання триває.

Визначення температури кипіння може служити для визначення чистоти речовини.

На температуру кипіння рідини насамперед впливає тиск. Якщо тиск змінюється, то змінюється і температура кипіння. Тому, коли говорять про нормальну температуру кипіння рідини, мають на увазі ту температуру, при якій рідина кипить, перебуваючи під нормальним тиском (одна атмосфера або 760 мм рт. ст.). При зменшенні зовнішнього тиску зменшується і температура кипіння рідини. Навпаки, якщо тиск збільшується, температура кипіння підвищується.

Цією властивістю - зміною температури кипіння при зменшенні тиску - користуються дуже часто, особливо в лабораторії.

Деякі речовини при нагріванні їх до температури кипіння при нормальному тиску розкладаються. Тому, якщо такі речовини потрібно перегнати (наприклад, для очищення), то застосовують перегонку під зменшеним тиском, так названу вакуум-перегонку. При зменшенні тиску рідина закипає при більш низькій температурі й таким шляхом вдається перегнати рідину без її розкладання. У хімічних довідниках завжди вказують, при якій температурі й при якому тиску рідина кипить. Якщо, наприклад, у довіднику зазначено 118714 - це значить, що дана рідина при тиску 714 мм рт. ст. кипить при 118°C.

Великий вплив на характер кипіння рідини має розчинене у ній повітря. Ще близько 170 років тому фізик Де-Люк висловив припущення, що кипіння рідини відбувається тому, що пухирці пари утворюються навколо дрібних пухирців повітря, розчиненого в рідині. Якщо ці пухирці видалити тим або іншим шляхом, то воду можна нагріти до 130°C при звичайному тиску й вона не закипить. Але досить ввести пухирець повітря - і вода відразу закипає. Це дуже добре помітно на дистильованій воді. Нагріти дистильовану воду до кипіння набагато важче, ніж звичайну. Але якщо її перед нагріванням збовтати, то кипіння відбувається легше. Точно так само, якщо у воду, з якої вилучене повітря, при нагріванні внести яке-небудь пористе тверде тіло, наприклад, пемзу або шматочок неглазурованої порцеляни, з поверхні їх негайно ж починається утворення пухирців пари й кипіння буде відбуватися при відповідній температурі. Це пояснюється тим, що на поверхні цих твердих тіл перебуває шар повітря.

Такі тверді тіла, що вводять для полегшення кипіння, називають «кипіли». Їх використовують тільки один раз, і для кожної

перегонки варто брати свіжі «кипіли». Кращим способом попередження викидів при кипінні є введення в горло колби для перегонки (вище рівня рідини) скляної вати.

Краще застосовувати просто механічне перемішування, що легше й зручніше за все проводити за допомогою магнітної мішалки.

При перегонці у вакуумі найкращим прийомом попередження викидів є пропущення через рідину інертного газу у вигляді дрібних пухирців.

Крім того, для запобігання викидів, що супроводжують кипіння, було запропоновано вносити в рідину диски зі спресованого скляного волокна. Вони не забруднюють розчин і, рухаючись швидко під дією конвекційних струмів, запобігають утворенню перегрітих ділянок, біля яких утвориться раптове скипання, що викликає викиди.

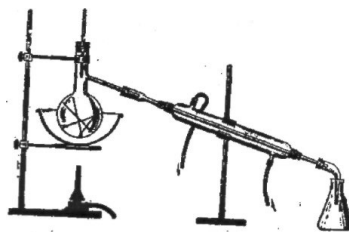
Для запобігання перегріву і, пов'язаної із цим затримки кипіння, використовують також принцип перегріву в малому об'ємі. На дно склянки поміщають годинникове скло опуклістю догори, а в круглодонну колбу - також годинникове скло опуклістю донизу або диск. Між дном посудини й годинниковим склом або диском утворюється отвір, і кипіння відбувається в цьому отворі.

Якщо рідину нагрівати до кипіння й відводити пари, що утворюються по трубці, то при охолодженні їх на стінках почнеться утворення крапель рідини. Цими властивостями рідини - кипіти з утворенням парів - і здатністю їх при охолодженні конденсуватися, користуються для очищення рідин, застосовуючи процес дистиляції або перегонки.

Перегонка є одним із способів очищення з метою одержання хімічно чистої речовини.

Розрізняють три способи перегонки рідини: під звичайним тиском, під зменшеним тиском і з водяною парою.

**Перегонка під звичайним тиском.** У тих випадках, коли нагрівання не супроводжується розкладанням речовини або рідин, що переганяється, має не



Мал. 49. Пристрій для перегонки

надто високу температуру кипіння, для очищення користуються перегонкою під звичайним тиском. Для цієї мети збирають прилад, який складається з колби Вюрца, холодильника та приймача (мал. 49).

Колбу Вюрца вибирають таких розмірів, щоб рідина займала не більше 2/3 об'єму колби. В колбу вставляють термометр, приєднують до холодильника і закріплюють лапкою на штативі. Колбу нагрівають на водяній або іншій бані або ж ставлять на кільце з азбестовою сіткою, якщо рідину можна нагрівати на пальнику. Можна використовувати колбонагрівач.

Відвідна трубка колби повинна входити у форштос холодильника не менш ніж на 4-5 см (рахуючи від корка). Переконавшись у надійному з'єднанні колби з холодильником і міцності кріплення колби, у горло її вставляють лійку таких розмірів, щоб нижній кінець був на 2-3 см нижче відвідної трубки, вливають рідину, яку переганятимуть, і закривають горло корком з термометром.

Коли весь прилад зібраний, ретельно перевіряють, чи добре підібрані пробки й чи правильно розташований термометр. Тільки тоді підставляють приймач для дистилату й починають нагрівання. При перегонці потрібно прагнути до того, щоб не було сильно вируючого кипіння, так як краплі рідини можуть потрапити у відвідну трубку та забруднити дистилат. Для створення рівномірного кипіння в колбу кидають кілька скляних капілярів, запаяних з одного кінця. Приймачем можуть служити хімічні склянки, конічні колби та інший посуд.

Іноді одна перегонка, навіть фракційна, не дає потрібного очищення продукту. У таких випадках часто сполучають перегонку з якою-небудь хімічною обробкою. Наприклад, в естері можуть бути як домішки органічні кислоти (ацетатна, форміатна), альдегіди, перекисні й ненасичені сполуки. Найбільш простим способом очищення естеру від всіх цих забруднень, навіть якщо вони присутні одночасно, є наступний. До 500мл естеру, що містить домішки, додають 30мл водного 12,5% розчину  $\text{AgNO}_3$  і потім 50мл водного 4% (1н.) розчину  $\text{NaOH}$ . Суміш енергійно перемішують струшуванням протягом 5-10хв. Після цього дають естеру відстоятися й відокремлюють водний шар. Роботу потрібно проводити в ділянній лійці. Очищений у такий спосіб естер піддають перегонці.

Точно таким же чином можна очистити й багато інших органічних рідин, крім тих, які можуть дисоціювати із утворенням йонів хлору.

Одним із цікавих і простих способів очищення естеру від перекисних сполук є адсорбційне фільтрування його через колонку, заповнену  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Розглянемо випадок очищення технічного ацетону, що містить (крім води) багато різних домішок. Попередньо ацетон висушують прожареним кальцій хлоридом протягом 24 годин, після чого відфільтровують і переливають у колбу Вюрца відповідних розмірів або в круглодонну колбу, з'єднану з дефлегматором. Потім додають кристалічний калій перманганат з розрахунку 8-10 мг на 1 л та 1,5-2 мг натрій карбонату, кладуть у колбу капіляри й починають перегонку на водяній бані, дотримуючись тих запобіжних заходів, про які говорилося вище.

Якщо потрібно одержати сухий ацетон, до приймача підбирають гумову пробку із двома отворами: одна - для хлоркальцієвої трубки, інша - для звуженого кінця алонжа, що у цьому випадку приєднують на гумовій пробці до холодильника. У приймач кладуть невелику кількість прожареного  $\text{CaCl}_2$ . Такий пристрій достатньо оберегає ацетон від поглинання води з повітря. Додатком  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  досягають (у результаті окиснення) руйнування всіх домішок, наявних в ацетоні, а наявність в приймачі  $\text{CaCl}_2$  поглинає воду, що утвориться при окисненні.

*Про перегонку під звичайним тиском необхідно запам'ятати наступне:*

1. Прилад для перегонки повинен бути зібраний правильно, красиво й акуратно. У місцях з'єднань не повинно бути щілин.

2. Нагрівання вогнебезпечних рідин треба вести без вогню, на попередньо нагрітій водяній або іншій бані.

3. Термометр повинен бути поміщений уздовж осі горла колби Вюрца й не торкатися стінок її; резервуар термометра повинен перебувати на одному рівні з відповідною трубкою або трохи нижче її.

4. У колбу треба кинути 2-3 капіляри або які-небудь інші «кипільки».

При звичайному тиску можна переганяти тільки ті речовини, які при нагріванні не змінюються і не розкладаються.

### **1.23. Вакуум-перегонка**

Вакуум-перегонку застосовують у тих випадках, коли рідина за нормальних умов має занадто високу температуру кипіння або коли вона при нагріванні до високої температури піддається розкладанню або зміні.

Розрізняють два основних методи перегонки під зменшеним тиском:

а) перегонка при помірному вакуумі;

б) перегонка при високому вакуумі, застосовувана для перегонки органічних речовин, що мають молекулярну масу до 1200 або для низькомолекулярних термічно нестійких речовин.

Зменшення температури кипіння рідини а, отже, перегонка під зменшеним тиском сприяє збереженню хімічної індивідуальності речовини, що переганяється. Чим нижче вакуум у приладі, тим більше впевненості в тім, що відокремлювана речовина не буде змінюватися хімічно, і тим нижча температура, при якій вона буде переганятися.

Є багато органічних речовин, які киплять близько 350°C при 760 мм рт. ст. з розкладанням, але переганяються без зміни при 160-210°C і 10 мм рт. ст., або від 100 до 130°C при 0,01 мм рт. ст., або ж від 40 до 60°C при 0,0001 мм рт. ст.

Вакуум можна створити за допомогою водоструменевого насоса або ж за допомогою спеціальних вакуум-насосів, що створюють високе розрідження.

Головною вимогою при проведенні вакуум-перегонки є повна герметичність апарата. Тому найзручніше застосовувати прилади, зібрані на шліфах.

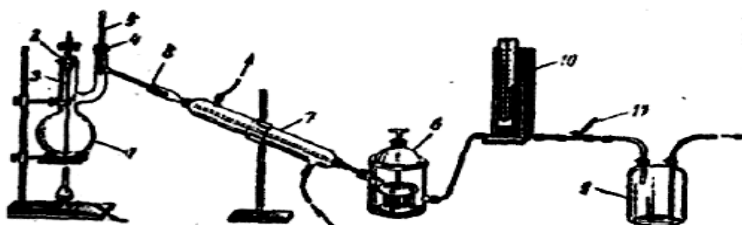
**Перегонка при помірному вакуумі.** Помірний вакуум може бути досягнутий при використанні звичайного лабораторного водоструменевого насоса. Прилад для перегонки під вакуумом складається з колби Клайзена з капіляром і термометром; холодильника; приймача; манометра; скляного крана й запобіжної склянки Вульфа (між насосом і манометром) (мал. 50).

Для з'єднання застосовують спеціальні вакуумні гумові трубки, які відрізняються від звичайних тим, що мають більш товсті (2 - 13 мм) стінки. Найчастіше в таких приладах застосовують гумові пробки, їх корисно злегка змазувати касторовим маслом. Для перегонки при високих температурах, коли гумові пробки можуть піддаватися термічному розкладанню, краще користуватися пробками із

силіконового каучуку або скляних шліфів, змащених силіконовим маслом. При надяганні гумових вакуумних трубок на скляні варто їх змащувати мастилом, тому що інакше можна зламати або трубку, або прилад (коли гумову вакуумну трубку приєднують до нього). Для змащення часто застосовують гліцерин, вазелінове масло та інші. Однак набагато зручніше користуватися силіконовим маслом, тому що при вживанні його гума не прилипає ні до скла, ні до металу навіть при тривалому нагріванні до 100°C.

**Фракційною або дробовою перегонкою** називають такий спосіб ведення її, коли із суміші рідин з різними температурами кипіння виділяються деякі компоненти.

Дробову перегонку ведуть обов'язково із застосуванням



**Мал. 50. Прилад для перегонки під вакуумом:**

1 – колба Клайзена або Арбузова; 2, 4, 6 – пробки; 3 – капіляр; 5 – термометр; 7 – холодильник; 8 – приймач; 9 – запобіжна склянка; 10 – манометр; 11 – триходовий кран.

дефлегматора. До круглодонної колби відповідного об'єму підбирають корок, у якому просвердлюють отвір для дефлегматора. Потім до дефлегматора підбирають корок для термометра і до холодильника - для відповідної трубки дефлегматора. Той або інший дефлегматор вибирають із урахуванням властивостей рідин, що утворюють суміш. Дефлегматор вставляють у колбу, поставлену на баню або на азбестову сітку, прикріплену лапкою до штатива. За допомогою іншої лапки дефлегматор також прикріплюють до штатива, потім його з'єднують із холодильником і вже після цього вставляють у дефлегматор пробку з термометром.

Замість дефлегматорів краще користуватися колонками повної конденсації, що дають можливість проводити більш точний поділ рідин за температурами кипіння.

Рідину, що підлягає фракціонуванню (дробовій перегонці), наливають у колбу, або перед тим, як вставляють дефлегматор, або через дефлегматор після того, як останній з'єднаний з холодильником. Перш



ніж приступити до перегонки, необхідно підготувати потрібну кількість приймачів, поставивши на кожному з них восковим олівцем номер, потім підставляють приймачі в порядку черговості. Одночасно варто вести запис тих температур, у межах яких збиралася дана фракція, наприклад:

Фракція №1 .....	80-82°C
№2 .....	82-84°C
№3 .....	84-36°C і т.д.

Якщо при перегонці зауважуються які-небудь особливості, їх також потрібно відзначати в зошиті проти номера фракції.

Фракція №1 .....	80-82°C	..... 25 мл
№3 .....	82-84°C	..... 32 мл і т.д.

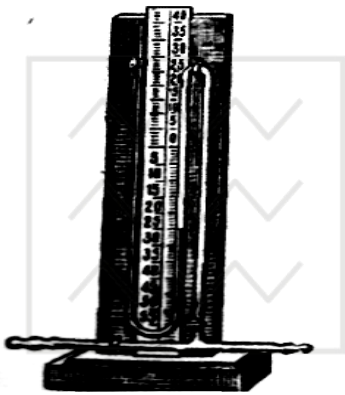
У деяких випадках спочатку проводять грубе фракціонування, коли окремі фракції збирають у межах 5-10°C, а потім ці фракції розганяють окремо, але вже в більш вузьких температурних межах.

Метод фракційної перегонки є досить клопітким і його застосовують, головним чином, при точних роботах.

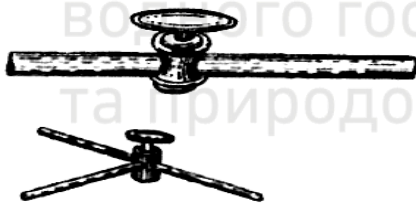
Потрібно відзначити, що не всі суміші рідин, які відрізняються один від одного температурами кипіння, можна розділити дробовою перегонкою. Якщо, наприклад, є суміш, що складається із 7 частин етилового спирту та 93 частин бензену, температура кипіння суміші буде 60°C, незважаючи на те, що спирт кипить при 78°C, а бензин - при 80°C.

Бувають суміші, які мають і більш високу температуру кипіння, чим кожна з утворюючих їх речовин. Наприклад, вода кипить при 100°C і гідроген хлорид при - 84°C. Суміш же їх, яка утворить хлоридну кислоту та містить 20,2% гідроген хлориду, кипить при 110°C (при тиску 760 мм рт. ст.). Ці суміші не можна розділити перегонкою, і вони одержали назву неподільно киплячих сумішей або азеотропних сумішей.

Такі суміші в лабораторній практиці зустрічаються досить часто; у спеціальних довідниках є таблиці подвійних і потрібних азеотропних сумішей із вказівкою температур кипіння сумішей та їхнього відсоткового складу.



Мал. 51. Манометр ртутний



Мал. 52. Крани двох- і трихтодовий

При роботі з великими кількостями диетилового етеру потрібно пам'ятати, що етер може містити перекисні сполуки; останні при відгонці етеру залишаються на дні колби і при нагромадженні можуть призвести до вибуху.

Кількість перекисних сполук в етері може бути різною. Присутність їх можна виявити за утворенням коричневого забарвлення при змішуванні йод-калій крохмального розчину з етером.

Для відділення перекисних сполук в етер додають підкислений розчин  $\text{FeSO}_4$  і залишають стояти протягом доби, потім етер відокремлюють і переганяють над розчином  $\text{FeSO}_4$  і  $\text{NaOH}$ , взятих в еквівалентному співвідношенні компонентів.

Приймач, застосовуваний при вакуум-перегонці, являє собою або круглодонну колбу з декількома відростками, до яких приєднують на гумових пробках інші круглодонні колби, або ж широкую трубку з декількома відростками, до яких також приєднують колби. Біля верхнього кінця приймача є вигнута трубка, яка служить для з'єднання з насосом. Через цю трубку повітря відсмоктують із приладу.

При перегонці без фракціонування можна застосовувати колбу Вюрца. У цьому випадку холодильник вставляють у горло колби Вюрца так, щоб кінець його був нижче бічної відвідної трубки, до якої приєднують манометр і вакуум-насос. Потрібно брати

приймачі з можливо меншою кількістю з'єднань, прагнучи, де це можна, пробки замінити скляними шліфами.

Для вимірювання розрідження при вакуум-перегонці служить ртутний манометр, який включають у прилад між приймачем і запобіжною склянкою водоструминного насоса (мал. 48). Ртутний манометр являє собою дві вигнуту скляну трубку, один кінець якої запаятий, а інший - відкритий; запаяна трубка з'єднана з відкритим коліном капіляра. Відкритий кінець манометра часто має вигляд трійника. Один кінець цього трійника приєднують до приладу, а інший - через скляний кран, краще триходовий (мал. 49), до запобіжної склянки насоса. У тих випадках, коли манометр не має трійника, відкритий кінець його приєднують до кінця скляного трійника, інші кінці якого з'єднують із приладом і насосом.

Неодмінною умовою правильної роботи ртутного манометра та одержання правильних результатів є відсутність у запаяному коліні яких би то не було слідів повітря та механічних забруднень. Новий манометр потрібно уважно оглянути. Якщо в ньому буде виявлений пухирець повітря, його необхідно видалити. Це легше всього зробити в такий спосіб.

З'єднують манометр із вакуум-насосом (наприклад, водоструминним) і кладуть перший так, щоб капіляр був трохи вище, ніж запаятий кінець коліна. Потім починають відкачувати повітря, прагнучи одержати як можна більше розрідження. Потім дуже повільно й обережно приводять манометр у нормальне положення. Через якийсь час ртуть відірветься від запаяного кінця, пухирець же виштовхнеться і ртуть в обох колінах з'єднається. Іноді таку операцію доводиться повторювати кілька разів, перш ніж вдається видалити пухирець.

Дуже уважно потрібно оглядати все, щоб працювати з манометрами, тому що іноді в капіляр або запаяне коліно разом із ртуттю пробиваються і пухирці повітря. Це трапляється при необережній роботі, коли закінчується перегонка, відразу повністю відкривши кран в апарат, впускають повітря. При виявленні пухирців повітря в манометрі, що працював, його відокремлюють від підставки та прагнуть видалити повітря за описаним вище способом. Якщо пухирець повітря таким шляхом не вийде, то це вказує на забруднення внутрішніх стінок манометра. Тоді потрібно розкрити запаяне коліно, добре промити та вичистити манометр,

знову запаяти його і тільки після цього заповнювати ртуттю, яку варто також попередньо ретельно очистити. Наповнення манометра ртуттю є дуже важкою операцією і її краще доручати фахівцеві.

Манометр має рухливу шкалу, посередині якої перебуває нуль, а від нього нагору і вниз ідуть поділki. Ця шкала служить для виміру тиску в міліметрах ртутного стовпа. Нульову поділку ставлять на рівні ртуті у відкритому коліні, і число, що показує проти рівня в іншому коліні (запаяному), показує тиск у приладі.

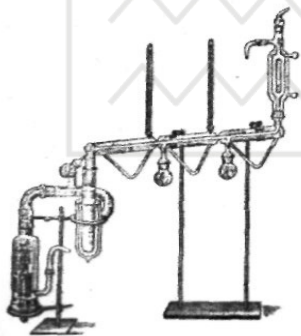
Коли прилад для вакуум-перегонки зібраний на пробках, а не на шліфах, необхідно перевірити його герметичність, тобто подивитися, чи створюється в приладі потрібне розрідження. Якщо розрідження не досягається, перевіряють всі місця з'єднань, більш щільно вставляють корки, більш глибоко надягають гумові трубки й т.д. Якщо ж і це не допомагає, то, як надзвичайний захід можна рекомендувати змащувати з'єднання.

Змащувати можна вазеліном або заливати парафіном, лаками й т.д. Гарні результати дає замазка, що складається з 70 ч. вазеліну й 30 ч. парафіну. Обидві речовини змішують при нагріванні, і остиглу замазку застосовують для роботи. Можна використовувати також сплав воску з каніфоллю, що використовується тільки в розплавленому вигляді. Співвідношення між воском і каніфоллю складає 1:1, але його можна замінити за бажанням.

Коли перегонка закінчена, насамперед припиняють нагрівання. Потім закривають скляний кран, що йде до насоса. Після цього трохи відкривають гвинтовий затиск, що затискає гумову трубку на капілярній трубці колби Клайзена, і дають повітрю проникнути всередину приладу. Силу просмоктування повітря контролюють за надходженням його в колбу Клайзена та за манометром, причому ртуть повинна повільно переходити з відкритого коліна в закрите. Якщо впустити відразу багато повітря, ртуть може пробити запаяне коліно, і манометр вийде з ладу; крім того, можливе розбризкування залишків рідини в перегінній колбі та забруднення ними дистилляту. Коли надходження повітря повністю припиниться та манометр прийде у своє нормальне положення, можна приступити до розбирання апарата. Насамперед віднімають приймач, потім колбу Клайзена. З колби обережно виймають спочатку термометр, а потім капіляр.

Для створення вакууму, крім водоструминного насоса, іноді

застосовують масляні вакуум-насоси. За допомогою цих насосів можна одержати більш високий ступінь розрідження в порівнянні з розрідженням, створюваним водоструминними насосами. Вони працюють від мотора, займають мало місця та зручні в обігу. Потрібно тільки стежити за тим, щоб у них завжди було масло, і час від часу перевіряти їх.



Мал. 53. Випарник для молекулярної перегонки

При роботі з органічними речовинами пари їх неминуче поглинаються маслом і забруднюють його, тому необхідно періодично міняти масло. Частота зміни масла залежить від того, як довго працює насос. Якщо робота проводиться щоденно протягом довгого часу, масло міняють приблизно через кожні 15-20 днів. Якщо ж робота проводиться рідко або щодня, але недовго, то міняти масло можна через 1,5-2 місяці. Доцільно перед насосом поставити поглинальні стовпчики з активованим вугіллям і натронним вапном. Поглиначі варто міняти в міру необхідності; масло при

цьому зберігається чистим значно довше.

Ці масляні вакуум-насоси можна застосовувати також і при фільтруванні.

**Перегонка при високому вакуумі (молекулярна або пряма перегонка)** (мал. 53). Звичайна вакуум-перегонка, коли розрідження створюється водоструминним насосом, відбувається при відносно невисокому вакуумі, порядку 5-10 мм рт. ст. Однак є багато речовин, перегонка яких протікає з розкладанням навіть при такому вакуумі. У цих випадках застосовують молекулярну перегонку. Вона являє собою процес поділу переважно рідких сумішей шляхом вільного випаровування у вакуумі порядку 103-104 мм рт. ст. при температурі, значно нижче їхньої температури розкладання. Зазначений процес проводиться, якщо поверхні випаровування й конденсації розташовані на відстані, меншій довжини вільного пробігу молекул речовини, що переганяється (20-30 мм).

Метод молекулярної або прямої перегонки особливо важливий при роботі з висококиплячими речовинами, чутливими до нагрівання, тобто термічно нестійкими, що легко розкладаються ще

до досягнення температури кипіння. Для перегонки неорганічних речовин цей метод використовується рідко. Молекулярна перегонка дозволяє здійснювати тільки два процеси: очищення речовин і відділення їх від нелетких домішок смолистого характеру.

Для проведення зазначеної перегонки запропоновано багато різних апаратів як одноступінчастих, так і багаступінчастих. В основі роботи багатьох приладів для молекулярної перегонки лежить принцип плівкового випару: речовина, що очищається, надходить у вигляді плівки товщиною від 0,1 до 1 мм. Такий прийом найбільш удалий. Випар з поверхні плівки, як уже вказувалося, відбувається швидше, ніж з маси, і перебуває у зворотній залежності від товщини плівки. Крім того, плівку, якщо буде потреба, легше нагортати і витримувати при потрібній температурі. Отримані фракції можна піддати повторній перегонці з метою одержання більш ретельно очищеного продукту. Вакуум порядку  $10^3 - 10^5$  мм рт. ст. досягається за допомогою двоступінчастого масляно-дифузійного насоса, що становить частину приладу і приєднується до масляно-повітряного насоса, бажано також двоступінчастого. Масляно-дифузійний насос має пристосування для нагрівання електрикою.

Продуктивність установок або приладів для молекулярної або прямої перегонки рідко буває вище  $10-20$  см<sup>3</sup>/г.

Одним із вдалих приладів для молекулярної перегонки є випарник. При роботі з будь-яким приладом для молекулярної перегонки насамперед варто звільнити речовину, яку переганяють, від розчинених у ній газів і легколетких речовин. Якщо цього не зробити, може відбутися вспінення, що затруднить перегонку або зробить її зовсім неможливою. У деяких установках пристосування для розподілу газу сконструйовано на зразок теплообмінника, у який вводять речовину через крапельну лійку або капіляр.

*Про перегонку під вакуумом потрібно пам'ятати наступне:*

*1. Збираючи прилад, треба добре підібрати пробки, обов'язково зумові. Переконавшись, що прилад зібраний правильно, треба вимити окремі частини його (колбу, холодильник і приймачі), ретельно висушити й знову зібрати.*

*2. Перш ніж нагрівати колбу Клайзена, варто перевірити, яке розрідження виходить при роботі вакуум-насоса. Якщо буде помічено, що ртуть у запаяному коліні манометра не опускається або не вдається досягти потрібного розрідження, перевіряють*

місця з'єднань і ущільнюють ті з них, через які проходить повітря.

3. Температуру треба піднімати повільно. Чим повільніше йде перегонка, тим краще. У приймач повинно крапати не більше однієї краплі за секунду, краще - навіть рідше.

4. Після закінчення перегонки вимкнути прилад від вакуум-насоса. Потім дуже обережно і якнайповільніше впускають повітря. При цьому треба спостерігати за манометром. Ртуть у лівому коліні повинна підніматися повільно.

Коли вона заповнить все коліно, повітря можна впускати сміливіше, але не відразу.

5. При розбиранні приладу насамперед відокремлюють приймач, а потім колбу Клайзена; з останньої відразу ж виймають термометр і капіляр.

6. При фракційній перегонці не можна плутати фракції.

7. Якщо робота ведеться з дефлегматором, треба бути обережним, щоб не зламати його.

8. За роботою масляного вакуум-насоса потрібно постійно стежити.

#### **1.24. Отримання дистильованої води**

Дистилятор служить для отримання дистильованої води. Принцип роботи оснований на конденсації водяної пари.

Основна частина апарата - дистилятор і електрощит. Дистилятор складається із випарювача, електронагрівачів, датчика рівня, урівнювача.

Випарювач патрубком сполучений із конденсатором, який складається з двох камер: внутрішньої та зовнішньої. Між камерами весь час протікає водопровідна вода, яка охолоджує внутрішню камеру.

У випарювачі вода нагрівається електронагрівачами до кипіння. Утворена пара поступає у внутрішню камеру, конденсується і витікає у вигляді дистилату через ніпель.

На початку роботи водопровідна вода, яка безперервно поступає через ніпель, заповнює конденсатор і по зливній трубці через урівнювач заповнює випарювач до встановленого рівня. По мірі википання вода буде поступати у випарювач частково, основна її частина, проходячи через конденсатор, буде зливатися по зливній трубці в урівнювач і далі через ніпель у каналізацію. Урівнювач

призначений для постійного підтримування необхідного рівня води у випарювачі.

Апарат має автоматичний пристрій - датчик рівня, який запобігає перегорянню електронагрівачів у випадку пониження рівня води нижче допустимого. Зверху випарювач захищений кожухом.

Щоб запобігти підвищенню тиску у випарювачі, в стінку конденсатора впаяна трубка, через яку виходить залишок пари.

#### *Техніка безпеки*

1. Перед роботою перевірити правильність зборки апарата, заземлення.
2. Не можна вмикати пристрій у освітлювальну мережу.
3. При будь-якій несправності апарат від'єднати від електромережі.

### **1.25. Сублімація. Очищення технічного йоду**

*Сублімація* являє собою операцію, при якій в нагрівачій частині приладу кристалічна речовина випаровується, а потім, міняючи рідку фазу, конденсується з утворенням кристалів в охолоджуючій частині. Возгонка відбувається при температурі нижчій, ніж температура плавлення речовини, а також нижчій температури кипіння.

Сублімацію можна проводити як при звичайному атмосферному тиску, так і пониженому тиску (вакуум-сублімація).

До речовин, які можна очистити сублімацією, відносяться: йод, сірка, арсен(V) оксид, амоній хлорид.

В лабораторії найчастіше сублімується йод. Йод перед сублімацією змішують з KI і CaO та ретельно розтирають. Змішують 6 масових частин йоду, 1 частину KI та 2 частини CaO.

### **1.26. Екстракція. Екстрагування твердих речовин**

*Екстракція* (екстрагування) - це процес повного або часткового поділу суміші рідких або твердих речовин за допомогою розчинника (екстрагента), у якому складові частини суміші неоднаково розчинні. Цей процес є одним з методів поділу речовин. Екстрагувати можна як тверді тіла, так і рідкі, що являють собою розчин якої-небудь речовини або суміш, яку важко розділити, а також різні сполуки з рослинного матеріалу. Екстрагування дозволяє з мінімальними втратами виділяти потрібні речовини із складних сумішей навіть у тих випадках, коли застосування інших методів не дає результату через незначний вміст цільового продукту в суміші. Зазвичай, екстрагування передуює кристалізації, перегонці



або іншим способам очищення, але іноді воно дозволяє відразу одержати чистий продукт.

Як розчинник застосовують різні речовини. Вода може служити для вилучення із суміші тих твердих речовин, які розчинні в ній. Різні органічні розчинники (диетиловий етер, етиловий спирт, бензен, хлороформ, тетрахлорометан, бензин та ін.) частіше використовують у лабораторній практиці для екстракції органічних сполук, але нерідко і неорганічних речовин.

Екстрагування можна проводити з використанням як простих пристосувань - склянок, ділительних лійок, так і автоматично працюючих приладів, що складаються з колби для відгонки, екстракційної насадки та зворотнього холодильника.

Тверді речовини перед екстракцією тонко подрібнюють, поміщають у склянку та заливають водою. Вміст склянки перемішують склянкою паличкою і залишають стояти на деякий час, щоб дати добре осісти осад. Коли рідина над осадом стане прозорою, її обережно зливають по скляній паличці або за допомогою сифона, а масу, що залишилася в склянці, знову заливають водою. Для більш повної екстракції треба описану операцію, як правило, повторювати доти, поки не буде закінчено вилучення потрібної речовини. Якщо речовина, яку вилучають, забарвлена, то про закінчення екстракції судять за зникненням кольору водної витяжки або ж проводять пробу останньої витяжки якою-небудь характерною реакцією.

Замість води іноді використовують розчини лугів або кислот, якщо екстрагуєча речовина розчиняється в них.

При екстрагуванні важкорозчинних речовин не слід використовувати відразу весь об'єм розчинника. Найбільш повного вилучення можна домогтися, обробляючи суміш кілька разів невеликими порціями екстрагента (розчинника).

### **1.27. Екстрагування рідин**

Екстракція речовин з розчинів (здебільшого з водних) є дуже важливою і однією з основних операцій у лабораторній практиці. Ефективність вилучення залежить від того, наскільки вдало обраний розчинник, що повинен задовольняти таким вимогам: 1) не змішуватися з водою і якнайменше в ній розчинятися; 2) добре розчиняти цільовий продукт і погано - домішки, якщо вони

присутні в розчині (або навпаки: погано - продукт, добре - домішки); 3) легко відділятися з витяжки або забезпечувати просте виділення екстрагуючої речовини.

Для вилучення речовин, погано розчинних у воді, екстрагент вибирають із неполярних розчинників, таких як бензин, циклогексан, тетрахлорометан і т.д. Речовини, що мають середню розчинність у воді, вилучають бенzenом, хлороформом, дихлоретаном, хлористим метиленом, естерами. Успішне екстрагування добре розчинних у воді сполук може бути здійснено розчинниками з високою розчинною здатністю - етилацетатом, бутилацетатом, бутиловим спиртом і т.д. Часто суміші розчинників мають більш високу екстракційну здатність, чим чисті розчинники окремо.

Ефективність і повнота вилучення можуть бути підвищені також шляхом зменшення розчинності цільового продукту у водному шарі. Один з таких прийомів, названий висалюванням, полягає в насиченні вихідного розчину нейтральною неорганічною сіллю, наприклад, натрій хлоридом. У деяких випадках висалювання дозволяє в кілька разів скоротити витрату розчинника, що зменшує трудоемність як самого вилучення, так і наступного виділення продукту. При екстрагуванні добре розчинних у воді сполук висалювання - необхідна операція.

Екстрагуємість цільового компонента може бути поліпшена й іншим шляхом - підвищенням його розчинності у розчиннику. Більшість неорганічних солей не розчиняється в органічних рідинах, але після обробки їхніх водних розчинів відповідними комплексоутворювачами вони добре екстрагуються багатьма органічними розчинниками. Метод забезпечує високу вибірковість вилучення і широко застосовується, наприклад, в аналітичній хімії, у хімії рідких елементів. Так, солі феруму нерозчинні в більшості органічних розчинників, але з 6М розчину хлоридної кислоти тривалентне залізо легко екстрагується диетиловим етером, тому що в такому розчині воно утворює розчинну в етері комплексу сполуку складу  $H[FeCl_4]$ .

Вилучення речовин з розчинів або суспензій проводять струшуванням у ділильній лійці. Її закріплюють у штативі, використовуючи два кільця. Нижнє кільце повинно бути таким, щоб у нього входила тільки зливна частина лійки із краном, а корпус лійки тільки опирався на неї. Верхню частину лійки підтримує

кільце певного розміру, через яке проходить корпус лійки. Це кільце можна замінити і лапкою.

Зливний кран лійки і корок лійки обережно змащують підходящим мастилом, щоб вони легко поверталися. Потім виймають корок з горла ділильної лійки і вставляють у нього звичайну скляну лійку. Через неї наливають біля 1/3 об'єму ділильної лійки екстрагуючої рідини і 1/4 об'єму обраного органічного розчинника. Ділильна лійка повинна бути заповнена не більше ніж на 2/3 об'єму. Лійку закривають корком і виймають зі штатива, притримуючи правою рукою корок, а лівою – кран ділильної лійки, плавними рухами обережно перевертають її. Потім ділильну лійку перевертають краном догори та, обережно відкриваючи кран, випускають пари, що утворюються. Струшування і періодичне випускання парів продовжують доти, поки газовий простір над рідиною в ділильній лійці не буде насичено парами розчинника і тиск не перестане мінятися. Після цього переходять до подальшого струшування протягом 1-2 хв. Не слід енергійно трясти лійку, тому що це може призвести до утворення важкорозчинних емульсій.

*При роботі із сильноокислими, лужними або подразнюючими речовинами необхідно надягати захисні окуляри. Якщо розчинник вогнебезпечний, варто вимкнути близько розташовані пальники з відкритим полум'ям.*

Після струшування лійку закріплюють у штативі для відстоювання рідини, у результаті чого утвориться два шари. Якщо густина розчинника більша, ніж густина водного розчину, при відстоюванні він збирається знизу під водним шаром. У сумнівних випадках треба уточнити, який із двох шарів являє собою водну фазу; для цього відбирають декілька крапель однієї з фаз і додають їх у пробірку з водою. При відносно високій розчинності екстрагуючої речовини у воді водний шар можна наситити амоній сульфатом або кухонною сіллю. Зручніше застосовувати більш важкі розчинники.

У результаті відстоювання відбувається різкий поділ шарів розчинника і водного розчину; після закінчення його проводять поділ рідин. Для цього підставляють під зливну частину ділильної лійки який-небудь приймач (склянку, колбу) і, відкривши спускний кран, повільно зливають нижній шар рідини. Коли верхній шар

рідини заповнить канал крану, його закривають; верхній шар завжди виливають через верхній отвір. Якщо ж розчинник був у нижньому шарі, то зливати верхній водний шар не треба. До нього додають нову порцію розчинника й знову повторюють операцію. Речовини, погано розчинні у воді, екстрагують двома - чотирма порціями розчинника. Для добре розчинних у воді сполук екстракцію потрібно повторювати багато разів. У подібних випадках краще використати безперервну екстракцію. Для того, щоб визначити, чи закінчений процес екстракції, невелику кількість останньої порції (екстракту) висушують, випаровуючи розчинник на годинному склі. Закінчення екстракції забарвлених речовин визначають за припиненням фарбування екстрагуючого розчинника.

Коли екстрагування буде закінчено, ділильну лійку звільняють від рідин, добре миють і висушують, при цьому кран і корок виймають. У неробочому положенні між притертими частинами (крана й корка) і шліфом варто класти шматочки фільтрувального паперу. Іноді кран і корок прив'язують до ділильної лійки.

Екстракт, тобто рідину, отриману при екстрагуванні, як правило, варто очищати також від сторонніх речовин, найчастіше кислот або основ, захоплених розчинником при екстракції. Для цього екстракт промивають шляхом струшування його спочатку кілька разів з розведеним водним розчином лугу (зазвичай, натрій гідрогенкарбонатом) або кислоти, а потім кілька разів з водою.

*Завжди варто звертати увагу на те, щоб при промиванні екстракту содою може виділятися вуглекислий газ і тиск у ділильній лійці може підвищитися, тому газ, що виділяється, потрібно обережно випускати через пробку.*

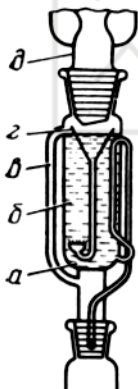
Після закінчення екстракт висушують за допомогою водопоглинаючих засобів, а розчинник відганяють.

### **1.28. Безперервна екстракція**

За допомогою екстрактора безперервної дії можна вилучати речовину з рідини невеликим об'ємом розчинника. У хімічній лабораторії дуже часто використовують апарат для екстрагування, зображений на малюнку 54. Він складається з таких частин: колби, з якої випаровується розчинник; екстрактора, куди поміщають патрон або пакетик з речовиною, яку потрібно екстрагувати, і де вона піддається впливу розчинника; зворотного холодильника, у якому

пари розчинника згущуються й надходять назад в екстрактор, а потім у колбу.

Наважку твердої речовини поміщають у патрон із знежиреного фільтрувального паперу. Патрон повинен бути такого розміру, щоб при встановленні в екстрактор його кінець був не менше ніж на 1 см нижче рівня вигину сифонної трубки. Для того, щоб приготувати патрон, фільтрувальний папір 2 рази огортають навколо скляної пробірки або гладкої дерев'яної палички й знизу зав'язують знежиреною ниткою. У готовий патрон беруть наважку подрібненої речовини, яку орієнтовно зважують на технохімічних вагах і поміщають у сушильну шафу для висушування на 1 год. при температурі 100-105°C. Після висушування пакетики охолоджують в ексикаторі протягом 10-15 хв. і зважують на аналітичних терезах. Подрібнювати речовину необхідно для того, щоб полегшити взаємодію між аналізуючим матеріалом і розчинником. Вміст вологи в аналізуючій речовині неприпустимий тому, що вона є гарним розчинником багатьох сполук і через неї можуть



**Мал. 54. Апарат для екстрагування розчинів більш легким розчинником, виготовлений з апарата Соклетта:**

а - екстрагуючий розчин; б - екстракт;  
в - трубка для підйому пари і стікання екстракту; г - лійка з довгою трубкою й барботером; д - зворотний холодильник.

бути неточні результати аналізів.

Коли патрон поміщений в екстрактор, останній з'єднують із колбою й наливають у нього стільки розчинника, щоб рівень його був трохи вище, ніж дуга

сифона для зливання розчинника з екстрактора в колбу. Якщо розчинник переливається в колбу, тоді додають ще такий же об'єм розчинника, і колба наповнюється приблизно наполовину свого об'єму. Потім до екстрактора присдують зворотний кульковий холодильник і подають воду. Через нижню трубку холодильника вода заповнює його, а з верхньої - виливається.

Зверху кінець холодильника закривають хлоркальцієвою скляною трубкою, що з'єднується з ним каучуковою пробкою. У хлоркальцієвій трубці є кулькове розширення, де на корку з вати міститься кальцій хлориду. Це запобігає поглинанню розчинником парів води з повітря, а отже, і попаданню вологи в розчинник.

Нааявність трубки із кальцій хлоридом скорочує втрати розчинника внаслідок випаровування.

Коли монтаж приладу закінчений, починають нагрівати колбу. Якщо застосовують розчинник з температурою кипіння нижче 100°C, нагрівання проводять на водяній бані. Якщо ж розчинник кипить при температурі вище 100°C, колбу нагрівають на електричній плитці із закритою спіраллю, покритою азбестом. Необхідно пам'ятати, що розчинник і його пари надзвичайно легко спалахуючі. Щоб уникнути пожежі, не допускається застосування газових й інших пальників, а також взагалі робота з вогнем у лабораторії. Якщо немає електричних нагрівальних приладів, колбу занурюють у водяну баню, у якій температуру підтримують постійною, міняючи гарячу воду, нагріту до температури близько 45-50°C в іншому приміщенні.

Пари розчинника, випаровуючись із колби, через широкий отвір надходять в екстрактор і згущаються в холодильнику, звідки, капаючи, розчинник постійно змочує патрон з речовиною доти, поки рівень рідини в екстракторі не досягне перегину сифона; тоді розчинник разом з вилученими їм речовинами переллється назад у колбу. З колби розчинник знову випаровується, а суміш, яку вилучають, залишається. За 1 год. проходить від 10 до 20 зливань розчинника з екстрактора. При такій інтенсивності роботи апарата екстрагування ведуть від 4-6 до 10 - 12 год., а іноді й до 24 год.

Про кінець екстракції можна судити за різними ознаками. Якщо рідина, що вилучається, зафарбована, екстрагування ведуть доти, поки через сифон не буде стікати прозора, безбарвна рідина. Якщо ж екстрагуюча речовина безбарвна, то доводиться збільшувати тривалість операції, з огляду на розчинність екстрагуючої речовини в розчиннику.

Коли закінчується екстрагування, дають екстракту стекти через сифон ще 1-2 рази й вимикають нагрівальний прилад. Потім припиняють подачу води й знімають холодильник. Обережно відокремлюють від колби екстрактор і зливають із нього в колбу залишки рідини, повертаючи екстрактор навколо своєї осі та одночасно нахилиючи його. Після цього переливають екстракт в іншу колбу для відгону розчинника або ж відганяють розчинник з колби апарата Сокслета. Для цього колбу апарата з'єднують із звичайним холодильником (Лібиха) і подають у нього воду. Кінець холодильника з'єднують за допомогою корка із приймальною колбочкою; корок повинен мати два отвори: в один вставляється

трубка холодильника, в іншій - скляна трубка із кальцій хлоридом. Потім колбу ставлять на електричний нагрівальний прилад (у водяну баню з температурою 60-70°C) і видаляють весь розчинник. Остаточо позбуваються від розчинника шляхом висушування у вакуум-термостаті або струмені інертного газу, або іншим способом.

У хімічних лабораторіях найчастіше монтують батареї, що складаються з 3-6 апаратів Сокслета. Для них використовують переважно водяні бані з електрообігріванням, що мають кілька гнізд і штатив, що проходить через центр бані.

Для екстрагування потрібно застосовувати тільки чистий розчинник, інакше у вилучену речовину можна внести забруднення. При екстрагуванні твердих речовин неминучі втрати застосовуваного розчинника. Він просочує тверду речовину, а потім виділяється з ним з екстрактора. Крім того, частина розчинника, особливо легколеткого і з низькою температурою кипіння, випаровується через холодильник. Тому при тривалому екстрагуванні в апарат Сокслета доводиться доливати деякий об'єм свіжого розчинника, дотримуючись при цьому всіх запобіжних заходів. Додавати розчинник можна, не розбираючи апарат. Для цього виключають обігрів, у холодильну трубку вставляють лійку і через неї обережно додають розчинник. Нагрівання можна продовжувати тільки після того, як буде доданий розчинник і вийнята лійка із трубки холодильника.

### **1.29. Перекристалізація**

Розчинність речовини у воді та інших розчинниках є їх індивідуальною властивістю. Одні речовини розчиняються добре, інші - гірше. Як правило, розчинність більшості неорганічних речовин у воді при нагріванні збільшується.

Охолодження насичених гарячих розчинів призводить до виділення з них деякої кількості кристалів розчиненої речовини. Чим вища концентрація розчиненої речовини у гарячому насиченому розчині, тим більше його виділяється при охолодженні.

Різна розчинність речовин у воді та різний характер її залежності від температури покладені в основу процесу перекристалізації, суть якого полягає у розчиненні речовини та його подальшій кристалізації. Чим нижча температура

кристалізації, тим більша кількість осаду виділяється в тверду фазу. Якщо у насиченому гарячому розчині є механічні нерозчинні домішки, його фільтрують через лійку для гарячого фільтрування.

При кристалізації розчину, що містить кілька речовин, можна досягти їх розділення. Пояснюється це різним характером розчинності речовин, що розділяються, залежно від температури. В певному температурному інтервалі розчин буде насиченим відносно однієї та ненасиченим відносно іншої речовини, які знаходяться у розчині. Це призводить до виділення з розчину тільки однієї речовини, тоді як інша при цьому залишиться у маточному розчині.

Температурний інтервал кристалізації та повнота розділення залежать як від розчинності речовин, що розділяються, так і від їх співвідношення у вихідній суміші. Якщо суміш двох речовин містить незначну кількість однієї з них, розділення можна здійснити за допомогою одноразового процесу перекристалізації. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірні кількості речовин, що розділяються, процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Повільне охолодження розчинів, що кристалізуються, призводить до одержання крупних кристалів речовини, які дуже часто забруднені вкрапленнями маточного розчину, що містять домішки. Водночас дрібні кристали, які осаджуються при швидкому охолодженні розчину, домішок не мають.

Для швидкого охолодження посуд з речовиною, що кристалізується, ставлять у холодну воду чи у кристалізатор із кригою. Якщо речовина, що кристалізується, схильна до перенасичення, у маточний розчин вносять «затравку», тобто центри кристалізації у вигляді кількох дрібних кристаликів тієї самої речовини.

Кристалізацію можна також спричинити тертям скляної палички об стінки склянки.

Після закінчення кристалізації виділені кристали відокремлюють від маточного розчину фільтруванням на лійці Бюхнера, промивають та сушать. Промиті кристали спочатку віджимають між листками фільтрувального паперу або в чашці Петрі та сушать на повітрі, в сушильній шафі чи в ексикаторі з



різними осушувачами.

Вибір способу сушіння та осушувача залежить від властивостей речовини. У деяких випадках маточні розчини після кристалізації частково випаровують, одержуючи додаткову кількість речовини. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірну кількість речовин, що розділяються, для одержання позитивних результатів процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Щоб уникнути пожежі під час перекристалізації із застосуванням легкоспалахуючих органічних розчинників, суворо дотримуються правил протипожежної безпеки.

Для охолодження розчинів та перекристалізації нижче  $0^{\circ}\text{C}$  користуються різними охолоджувальними сумішами. Найчастіше застосовують суміші, що містять сніг або потовчений лід у поєднанні з різними речовинами. Так, суміш, що складається з трьох частин снігу та однієї частини  $\text{NaCl}$ , знижує температуру до  $-21^{\circ}\text{C}$ . Приблизно такі самі властивості має суміш із рівних частин снігу та  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Суміш 1,5 частини  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  з однією частиною снігу може дати температуру  $-55^{\circ}\text{C}$ . Змішуванням сухого льоду з діетиловим ефіром чи ацетоном можна досягти температури  $-78^{\circ}\text{C}$ .

### **1.30. Перекристалізація натрій нітрату**

Нагрівають до кипіння у склянці 25 *мл* дистильованої води і, перемішуючи склянкою паличкою, розчиняють в ній 45 *г* селітри. Добутий розчин швидко відфільтровують через складчастий фільтр. Фільтрат збирають у чисту склянку, до половини занурену в холодну воду. Для утворення дрібних кристалів фільтрат перемішують склянкою паличкою.

Виділені кристали відфільтровують і на фільтрі промивають холодною водою, беручи таку її кількість, щоб вода тільки вкрила кристали. Другу порцію води приливають після припинення капання фільтрату від приливання першої порції.

Фільтр знімають з лійки, розгортають і відривають частину, яка не вкрита кристалами. Потім фільтр з кристалами опускають у склянку з киплячою водою (води, як і для першого розчинення, беруть 25 *мл*). Після розчинення кристалів розчин швидко фільтрують і кристалізують натрій нітрат, кристали переносять на фільтр-ліжку Бюхнера, фільтрують під вакуумом і промивають так само, як

промивали при першій кристалізації. Фільтр з кристалами знімають з лійки і стискають між аркушами фільтрувального паперу, видаляючи не відфільтровану рідину. Потім кристали зсипають з фільтра на сухий фільтрувальний папір і висушують при 50-60°C у сушильній шафі, прикривши кристали зверху фільтром.

### **Контрольні питання.**

1. Що таке фільтрування?
2. Від чого залежить швидкість фільтрування? Чи можна збільшити швидкість фільтрування за рахунок збільшення розмірів фільтра?
3. Яким вимогам повинні відповідати фільтруючі матеріали? Які бувають фільтруючі матеріали?
4. Які фільтри використовують в лабораторній практиці? Чим відрізняються вони між собою?
5. Які способи фільтрування використовують найчастіше в лабораторіях?
6. Як правильно вставити фільтр у лійку? Чому необхідно користуватися скляною паличкою при зливанні суспензії на фільтр? Чи можна класти паличку на стіл під час роботи? Як готують складчасті фільтри?
7. Які фільтри використовують при фільтруванні під вакуумом? Як зібрати установку для вакуум-фільтрації?
8. Для чого використовують центрифугування?
9. Якої вимоги потрібно дотримуватись при роботі із центрифугою?
10. Які переваги перегонки в порівнянні з перекристалізацією при очищенні речовин?
11. Чи всі суміші можна розділяти простою перегонкою? Що таке азеотропні суміші?
12. Який процес називається дистиляцією? Де його використовують і для яких цілей?
13. Яким чином забезпечується рівномірне кипіння рідини у колбі для відгонки? Як правильно приготувати капіляри? Якого розміру вони повинні бути і як їх опускати в колбу?
14. Що таке сублимація? Для чого використовують цей процес?
15. На чому заснована сутність перекристалізації?
16. Які етапи містить процес перекристалізації?
17. Як правильно вибрати розчинник?
18. Як охолоджують відфільтрований розчин? Чому прагнуть одержати кристали не занадто дрібні й не дуже великі?
19. Яким способом можна забезпечити стимулювання утворення кристалів?
20. Які охолоджуючі суміші можна використовувати в лабораторіях?

### 1.31. Висушування твердих речовин

Для аналітичного дослідження тверді речовини повинні бути звільнені від слідів води та органічних розчинників. При виборі раціонального способу висушування необхідно враховувати такі фактори, як реакційна здатність речовин, їхня стійкість до підвищеної температури і окислювання, гігроскопічність, дисперсність, міцність зв'язку з водою, бажана ступінь висушування та ін.

Як правило, висушування твердих речовин - довготривалий процес. У той же час за допомогою нескладної попередньої обробки висушуваних речовин вдається в окремих випадках скоротити загальний час операції в кілька десятків разів.

Для видалення надлишку розчинника сирий продукт ретельно віджимають між аркушами фільтрувального паперу.

Якщо речовину необхідно звільнити від води, її промивають кілька разів невеликим об'ємом спирту або ацетону на лійці Бюхнера. При високій температурі вуглеводні відмивають гексаном, ефіром, метилхлоридом та ін. Важливо, щоб легкий розчинник добре змішувався з водою і не вступав у взаємодію з речовиною, яку сушать, та не розчиняв її. Наступне сушіння видалення рідини, яка кипить при низькій температурі, відбуваються швидше. При промиванні легким розчинником речовина піддається додатковому очищенню.

Для збільшення поверхні випарювання великі грудки речовини, що висушуються, подрібнюють і рівномірно розподіляють більш пухким і тонким шаром.

У тих випадках, коли висушуваний продукт негігроскопічний, легко віддає вологу, не схильний до окислювання, його можна сушити на відкритому повітрі. Залежно від властивостей речовини, його маси, вихідної вологості та інших факторів природне сушіння триває від декількох годин до декількох днів. Тому сушіння на відкритому повітрі рекомендується, коли час процесу не має значення. Варто також врахувати, що «повітряно-сухий» продукт завжди містить деяку кількість вологи.

При сушінні на відкритому повітрі речовину висипають на аркуш чистого фільтрувального паперу не дуже товстим шаром, розпушують його порцеляновим шпателем, закривають іншим аркушем чистого фільтрувального паперу й залишають на тривалий строк. При висушуванні на повітрі речовину потрібно час від часу

перемішувати порцеляновим шпателем. Необхідно стежити за тим, щоб речовина не забруднювалася пилом. Для прискорення висушування над розпушеною речовиною можна продувати повітря вентилятором, направляючи його струмінь паралельно над висушуваною речовиною.

Невелику масу речовини зручно сушити, пропускаючи повітря через шар продукту на установці для фільтрування. Цей нескладний прийом дозволяє в деяких випадках скоротити час проведення сушіння до декількох хвилин. Речовину в лійці Бюхнера ущільнюють і прикривають шаром фільтрувального паперу для захисту від пилу. Не рекомендується пропускати повітря при звільненні від летких розчинників - ефіру, ацетону й ін. При випарюванні таких розчинників речовина сильно охолоджується, і на ній інтенсивно конденсується волога повітря. Гігроскопічні речовини найкраще сушити в ексикаторах. Осушувану речовину в широкій відкритій посудині, наприклад, у чашці Петрі, ставлять на порцелянову вкладку ексикатора, нижня частина якої заповнена водовбирною речовиною - кальцій хлоридом, безводним алюміній оксидом, концентрованою сульфатною кислотою, фосфор (V) оксидом. Силікагель добре адсорбує залишки парів розчинників і тому також зручний для наповнення ексикаторів. В ексикатори часто поміщають чашечки з КОН для поглинання газів.

З метою економії осушувача речовину рекомендується спершу підсушити на повітрі, а вже для остаточного сушіння помістити його в ексикатор. Якщо для сушіння речовин, які легко віддають вологу, ексикатор заряджають кальцій хлоридом або концентрованою сульфатною кислотою, то для повного зневоднювання гігроскопічних сполук використовують більш ефективні осушувачі – фосфор (V) оксид, цеоліти й ін. Спосіб висушування в ексикаторі - самий безпечний, однак він тривалий. Є ексикатори з електрообігріванням, що дозволяє регулювати температуру.

**Сушіння у вакуум-ексикаторі.** Застосування вакууму - широко розповсюджений метод інтенсифікації процесу сушіння твердих речовин у хімічних лабораторіях. Навіть невелике розрідження, створюване, наприклад, водострумним насосом, збільшує швидкість випару води в кілька десятків разів. Цей метод досить простий і зручний, він забезпечує повне видалення вологи навіть із

речовин, які важко висушуються, застосовується практично для сушіння будь-яких хімічних сполук, у тому числі сильно гігроскопічних, які схильні до окиснювання і розкладаються при нагріванні.

Для сушіння речовин, зазвичай, поєднують застосування вакууму та осушувачів, використовуючи вакуум-ексикатори. Речовину, яку висушують, та поглинач розміщують в ексикаторі, як і при сушінні без вакууму. Плоский шліф ексикатора змащують і закривають кришкою, що має вакуумний кран. Відвід крана за допомогою гумового шланга приєднують до водострумного насоса через запобіжну склянку. *Після досягнення максимального вакууму кран ексикатора варто закрити, щоб пари води з водострумного насоса не проникнули в ексикатор.*

У процесі сушіння необхідно зрідка вмикати насос, щоб запобігти розрідженню в системі.

*Перед вмиканням насоса екстракт необхідно обгорнути рушником. Водострумний насос дозволяється приєднувати до приладу тільки через запобіжну склянку (склянка Вульфа), щоб уникнути перекидання води з насоса в прилад (наприклад, при раптовому падінні тиску води у водопроводі). Перед вимиканням водострумного насоса необхідно впустити повітря у вакуумну систему через кран на склянці Вульфа.*

Не можна застосовувати сульфатну кислоту як осушувач для висушування у вакуумі.

**Висушування при нагріванні й звичайному тиску.** Висушування речовини після перекристалізації при нагріванні проводять у відкритих чашках для випарювання, на сковородах, листах, у сушильних шафах. Нагрівання від 20 до 40°C збільшує швидкість випарювання води в 3 рази, від 20 до 60°C - в 9 разів, а від 20 до 80°C - в 20 разів. Воно дозволяє видалити не тільки вільну, але й зв'язану, наприклад, що входить до складу кристалогідратів, вологу, що не видаляється при використанні інших способів сушіння. За допомогою нагрівання регенерують багато осушувачів - кальцій хлорид, силікагель, алюміній оксид, цеоліти та ін. Більше того, при підвищеній температурі деякі речовини здатні відщепляти воду. Так, гідроксиди багатьох металів, наприклад, магнію й алюмінію при нагріванні утворюють відповідні оксиди і воду.

У той же час перевищення допустимої температури висушування

нерідко призводить у лабораторній практиці до непоправного псування висушуваних продуктів. Успішне проведення сушіння при нагріванні можливо лише при дотриманні таких правил:

1. При виборі температурного режиму сушіння варто враховувати можливість сублімації, розкладання або окиснення речовини при підвищеній температурі. Максимальна температура сушіння повинна бути на 30-40°C нижче температури плавлення речовини. Оскільки температура плавлення вологих хімічних сполук різко знижується, у процесі сушіння температуру варто підвищувати поступово, у міру видалення вологи.

2. Не можна застосовувати нагрівання для сушіння речовин, властивості яких вивчені недостатньо.

3. Категорично забороняється використовувати для сушіння нагрівальні прилади з відкритою спіраллю, відкрите полум'я та інші джерела з нерегульованим тепловим потоком.

4. Речовину під час сушіння рекомендується періодично перемішувати, подрібнюючи грудки, що утворюються.

5. Речовини, схильні до окиснювання, варто сушити при нагріванні у вакуумі або із застосуванням інертного газу.

Висушування при нагріванні й атмосферному тиску, зазвичай, проводять у сушильних шафах. Цей метод можна рекомендувати тільки для висушування хімічно стійких речовин з порівняно високою температурою плавлення. Більшість сучасних хімічних лабораторій обладнані сушильними шафами з терморегуляторами. Шафи з газовим обігрівом або без автоматичного регулювання температури не можна використовувати для висушування хімічних речовин. *При звільненні від органічних розчинників шафу поміщають під витяжку.* Сушильна шафа з терморегулятором дозволяє проводити висушування при заданій температурі, сталість якої підтримують в межах  $\pm 2^\circ\text{C}$ . В електричних сушильних шафах з терморегулятором можна змінювати температуру від 50 до 250°C.

Речовину, призначену для висушування, поміщають у бюкс, кювету, порцелянову чашку або просто насипають на чистий папір, ставлять на верхню полицю шафи й висушують при нагріванні в межах зазначених температур.

**Висушування у вакуумі.** Деякі речовини не витримують нагрівання та розкладаються або змінюють свій склад під впливом високої температури. Видаляти розчинники з таких речовин

шляхом нагрівання не можна, тому висушування їх проводять у вакуумі. Для цих цілей використовують вакуум-сушильні шафи, які дають можливість здійснювати сушіння при порівняно низьких температурах.

Вакуум-сушильні шафи мають манометр і термометр. Дверцята шафи мають герметичну прокладку і закриваються за допомогою гвинтів. Речовину, яку висушують, розсипають тонким шаром на дні кристалізатора або кювети і поміщають на полицю шафи. Потім закривають дверцята шафи, прикручують гвинти і під'єднують шафу до вакуум-насоса. Коли в сушильній шафі буде необхідне розрідження, кран, що з'єднує шафу з вакуум-насосом, закривають. Якщо потрібно, вмикають обігрів, температура при цьому контролюється термометром. Через оглядове вікно, що перебуває у дверцятах шафи, можна спостерігати, як протікає висушування.

Після закінчення роботи в прилад обережно впускають повітря. Як тільки в шафі встановиться тиск, однаковий із зовнішнім, можна відкрити дверцята і дістати висушувану речовину.

**Висушування за допомогою ламп інфрачервоного випромінювання.** Такий спосіб сушіння - найбільш швидкий. Речовину, призначену для висушування, розрівнюють тонким шаром на дні кювети або кристалізатора і поміщають під рефлектор. Для регулювання температури висушування змінюють відстань від лампи інфрачервоного випромінювання до шару висушуваної речовини. Температуру в освітленому місці контролюють термометром.

**Визначення закінчення сушіння.** Практика показує, що деякі речовини, що здаються зовсім сухими, можуть містити до 40% вологи. Тому візуально визначити кінець висушування не можна. Зазвичай, методом контролю служить висушування до постійної маси. Для цього порцію висушеної речовини зважують і продовжують її досушувати ще, при цьому тривалість досушування повинна становити 15-20% часу основного висушування, після чого речовину зважують вдруге. Якщо результати двох послідовних зважувань збігаються, висушування вважають закінченим, в іншому випадку - операцію повторюють.

### 1.32. Висушування рідин і газів

При висушуванні рідин і газів успіх багато в чому визначається

правильним вибором осушувача. Осушувач повинен відповідати таким властивостям та якостям: 1) бути хімічно інертним щодо осушувачого розчинника, а при висушуванні розчинів - і до розчинних компонентів; 2) забезпечувати швидке та повне видалення вологи; поглинати значну кількість води щодо своєї маси; 3) бути доступним і дешевим.

**Висушування органічних рідин.** В аналітичній лабораторії часто застосовують органічні розчинники, абсолютно вільні від присутності води. Вода, що утримується в органічному розчиннику, може утворювати кристалогідрати з речовиною, що висушується, вступати з нею в хімічну реакцію або ж поглинатися.

Для висушування органічної рідини подрібнений осушувач вносять у посудину із цією рідиною, щільно його закривають корком й періодично струшують. При великому вмісті вологи в рідині доцільно процес висушування вести поступово. Для цього свіжий осушувач невеликими порціями додають до рідини, зливої (декантацією) з відпрацьованого осушувача, доки осушувач не перестане поглинати воду (при цьому кальцій хлорид не розпливається, купрум сульфат залишається безбарвним, фосфор (V) оксид не зліпається).

Іноді зневоднювання проводять одночасно з нагріванням. Для цього в посудину з висушуваною рідиною і осушувачем вставляють зворотний холодильник й поміщають на водяну баню. Так висушують, наприклад, спирт, використовуючи безводний купрум (II) сульфат або кальцій оксид. Тривалість нагрівання залежить від об'єму висушуваної рідини і вмісту в ній вологи.

Купрум (II) сульфат для зневоднення спочатку нагрівають, а потім прожарюють на емальованому листі. Безводна сіль має злегка жовтуватий колір, при зволоженні вона синіє. Зберігають всі обезводнені речовини, як і прожарені безводні солі, у посудинах, що щільно закриваються.

Застосовують для висушування рідин і металевий натрій. Однак його не використовують, якщо у висушуваної рідини утримується багато води; він може бути застосований тільки для видалення слідів води, що залишається в рідині після висушування іншими способами. При роботі з металевим натрієм виймають шматок його з гасу пінцетом (*надягнувши захисні окуляри*) та швидко обтирають фільтрувальним папером. Руками брати натрій не можна, тому що



він викликає хімічний опік. Взятий шматок натрію очищають гострим ножем від покриваючої кірки, оголюють чистий метал і швидко подрібнюють на шматочки розміром не більше 2 мм. Ці шматочки поміщають у посудину з попередньо перегнаною рідиною, залишають її з металевим натрієм на ніч, після чого рідину відганяють над металевим натрієм, тобто не зливають рідину перед перегонкою. Коли рідина буде відігнана, залишки металевого натрію висипають у ту ж банку з гасом, де він зберігався.

Ніж після роботи з металевим натрієм варто протерти спочатку ваткою, змоченою спиртом, а потім промити водою.

*Металевий натрій не можна викидати в сміттєвий кошик або у водопровідну раковину, тому що це може призвести до вибуху.*

Для висушування рідин використовують також адсорбенти, з яких найчастіше застосовують активованій алюміній оксид ( $Al_2O_3$ ). Висушувану рідину пропускають через наповнену активованим алюміній оксидом трубку, що має внизу кран. Таким прийомом видалити всю воду не вдасться, а адсорбент після одного використання викидають.

**Висушування газів.** Висушувати можна не тільки тверді кристалічні речовини і органічні рідини, але і гази. Відділення пари води або органічних рідин у газах проводять різними способами. Висушування газів твердими осушувачами проводять в осушувальних колонках.

З адсорбентів часто застосовують алюміній оксид, силікагель і т.д. Хлоркальцієві трубки і поглинальні стовпчики Фрезеніуса застосовують для висушування повітря, які заповнюють крупногранульованим кальцій хлоридом або ангідроном, що є найбільш надійним поглиначем парів води. Для поглинання з повітря вуглекислого газу використовують частіше аксаріт, ніж тверді луѓи. Для запобігання злежування в процесі висушування такі аморфні осушувачі, як фосфор (V) оксид, попередньо змішують із азбестовим або скляним волокном.

Для поглинання домішок у газах (не тільки парів води, але і парів органічних речовин) застосовують також газопромивачі, у яких поглиначами є рідини. У більшості випадків як рідкий осушувач використовують концентровану сульфатну кислоту, яку наливають у промивні склянки Вульфа, Дрекселя або Тищенко. При цьому обов'язково встановлюють запобіжні склянки й закріплюють

газові трубки. У промивні склянки рідкий осушувач наливають не більше 1/4 їх об'єму. Зазвичай, встановлюють кілька поглиначів, з'єднаних послідовно. Це продовжує шлях проходження газу, і він краще очищається від парів води й органічних розчинників.

*Найчастіше застосовувані в хімічних лабораторіях осушувачі газів, вибір яких багато в чому залежить від властивостей газів:*

<i>Газ</i>	<i>Речовини, що використовують для висушування</i>
Кисень	Концентрована сульфатна кислота, Фосфор (V) оксид
Водень	Концентрована сульфатна кислота
Азот	
Карбон (IV) оксид	Концентрована сульфатна кислота, Фосфор (V) оксид
Хлор	Концентрована сульфатна кислота, кальцій хлорид
Гідроген хлорид	Концентрована сульфатна кислота.
Дигідрогенсульфід	Фосфор (V) оксид, кальцій хлорид.

### **Контрольні питання**

1. Які фактори варто враховувати при виборі раціонального способу сушіння речовини?

2. Які продукти можна висушувати на відкритому повітрі?

3. Як проводять сушіння речовини на відкритому повітрі? Чи можна прискорити цей процес?

4. Як варто сушити гігроскопічні речовини?

5. Які водовбирні засоби використовують при висушуванні гігроскопічних речовин? Від чого залежить їхній вибір?

6. Як проводять сушіння у вакуум-ексикаторі? Яких правил техніки безпеки варто дотримуватись при роботі з вакуум-ексикатором?

7. Яких правил варто дотримуватись при сушінні речовин при нагріванні? Які переваги цього методу висушування?

8. Які прилади використовують для висушування при нагріванні?

9. Для чого використовують висушування при зменшеному тиску? Які прилади застосовують для цих цілей?

10. Як встановлюють кінець висушування?

11. Яким вимогам повинен відповідати осушувач для рідин і газів?

12. У яких випадках використовують металевий натрій? Які запобіжні заходи варто дотримуватись при роботі з ним?

### 1.33. Визначення маси та густини рідин

Визначення маси рідин, крім безпосереднього зважування, можна проводити з відомою погрішністю об'ємним методом - за допомогою піпеток, бюреток, мірних циліндрів, колб, мензурок та іншого посуду за формулою:

$$m = V \cdot d$$

де  $m$  - маса рідини, г;  $V$  - об'єм,  $\text{см}^3$ ;  $d$  - густина рідини,  $\text{г}/\text{см}^3$ .

Під густиною варто розуміти величину, обумовлену відношенням маси тіла до його об'єму. Розмірність густини виражається в системі СІ в  $\text{кг}/\text{м}^3$ ,  $\text{г}/\text{см}^3$  і т.д.

На практиці часто визначають відносну густина. Під нею варто розуміти безрозмірну величину, що являє собою відношення маси тіла до маси води, взятої в тому ж об'ємі, при температурі води, рівній температурі тіла.

Густина є однією з найважливіших характеристик речовини. Усілякі домішки до речовини змінюють її густина, тому за величиною останньої судять про чистоту речовини. Визначивши густина, можна довідатися про концентрацію речовини в розчині.

Густина рідин і розчинів знаходять у довідкових таблицях або визначають в лабораторії. У практиці аналітичних робіт найбільшого поширення отримали два методи визначення густини: 1) визначення ступеня занурення ареометра в рідину; 2) зважування рідини в посудині відомого об'єму.

#### **Визначення густини рідин за допомогою ареометра.**

Визначення густини рідин за допомогою ареометра найбільш простий і швидкий спосіб. *Ареометр* являє собою скляну трубку, у нижній частині якої є розширення, заповнене свинцевим дробом або ртуттю. У середині трубки є шкала з поділками, що показує значення густини. Іноді ареометр з'єднаний з термометром. Він показує, при якій температурі вимірюють густина. Значення густини залежить від температури (з підвищенням температури густина зменшується, а зі зниженням - збільшується). Якщо густина вимірюється не при  $20^\circ\text{C}$ , необхідно вводити поправки.

Для вимірювання температури рідини використовують термометр із ціною поділки  $0,5^\circ\text{C}$ . Неточність у вимірюванні температури в  $1^\circ\text{C}$  дає помилку в значенні густини до  $0,1\%$ . Шкала

ареометра проградуєвана безпосередньо в одиницях густини. Значення густини рідини зчитують по шкалі, що перебуває на одному рівні з меніском рідини. Достатня для більшості практичних цілей точність може бути досягнута при використанні набору з 19 ареометрів для визначення густини рідин легших й важчих за воду. Ціна поділки таких ареометрів  $0,001 \text{ г/см}^3$ , а весь набір охоплює інтервал густин від  $0,700$  до  $1,840 \text{ г/см}^3$ .

Для визначення густини ареометром у скляний мірний циліндр (можна без поділок) об'ємом не менш  $250 \text{ см}^3$  наливають досліджуваний розчин, попередньо витриманий у термостаті для приведення до стандартної температури ( $20^\circ\text{C}$ ). Ареометр обережно опускають у рідину, притримуючи рукою доти, поки не стане очевидним, що він плаває. Він не повинен торкатися стінок циліндра, а повинен перебувати в центрі циліндра. Коли прилад не коливається, проводять відлік за шкалою, що перебуває на рівні з верхнім меніском рідини. Ще раз уточнюють температуру, записують у журналі значення густини, виймають ареометр із рідини, обмивають його водою, обережно обтирають сухим рушником і переносять у футляр.

В ареометрів для рідин, густини яких менші за густину води, найбільше значення густини дорівнює  $1,000$  і перебуває в нижній частині шкали. Найменше значення густини перебуває у верхній частині шкали.

В ареометрів для рідин із густиною більшою ніж густина води, найменше значення густини ( $1,000$ ) перебуває у верхній частині шкали. Ареометр занурюється в рідину тим глибше, чим менша її густина.

З ареометрами варто поводитися дуже обережно. Якщо футлярів для зберігання немає, тоді зберігають їх у коробках у спеціально відведеному ящику стола: у коробки поміщають товстий шар вати, а на нього кладуть ареометри.

**Визначення густини рідин за допомогою пікнометрів.** У тих випадках, коли об'єм рідини, яка перебуває в розпорядженні експериментатора, занадто малий, її густину визначають за допомогою *піднометрів* - невеликих (об'ємом від  $1$  до  $100 \text{ см}^3$ ) мірних колб.

На кожен робочий пікнометр повинен бути нанесений титановим олівцем номер і заведена індивідуальна картка, у яку заносять його

точну масу (зважують чистий сухий пікнометр разом із корком на аналітичних вагах) і значення водної константи. Водна константа - це маса води в об'ємі пікнометра, приведена до маси води при 4°C (температура, при якій густина води дорівнює 1 г/см<sup>3</sup>).

Для визначення водної константи нового пікнометра його ретельно миють і заповнюють попередньо кип'яченою (для видалення розчиненого повітря) дистильованою водою трохи вище мітки. Наповнений пікнометр витримують протягом 20 хв. у термостаті при 20°C, після чого за допомогою капіляра або тонких смужок фільтрувального паперу відбирають зайву воду, доводячи її рівень до мітки пікнометра (відлік ведуть по нижньому краю меніска). Верхню частину пікнометра вище мітки й шліф протирають насухо шматочком фільтрувального паперу, закривають пікнометр корком, ретельно витирають його зовні й зважують на аналітичних вагах. За різницею маси пікнометра з водою і маси сухого пікнометра одержують масу води об'єму пікнометра при 20°C. Частка від відношення отриманого значення до 0,9982 г (маса 1 см<sup>3</sup> води при 20°C) і є водна константа пікнометра.

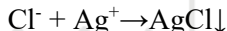
Перед визначенням густини досліджуваного розчину пікнометр ретельно миють і просушують. Підготовлений пікнометр зважують разом із корком на аналітичних вагах з точністю до четвертого знака після коми й перевіряють масу пікнометра за індивідуальною карткою. Потім заповнюють посудину досліджуваною рідиною трішки вище мітки, поміщають у термостат при 20°C на 20 хв. і проводять ті ж операції з пікнометром, що й при визначенні водної константи.

Для обчислення відносної густини речовини ( $d$ ) масу рідини об'ємом даного пікнометра ділять на величину його водної константи.

## Розділ II. Теоретичні основи аналітичної хімії

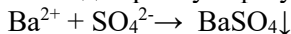
### 2.1. Загальні положення. Аналітичні реакції

**Напрямок хімічних реакцій.** У хімічному аналізі використовують багато реакцій, відомих з неорганічної та органічної хімії. Наприклад, для виявлення в розчині хлорид-йону додають розчин аргентум нітрату. Поява білого осаду вказує на присутність хлорид-йона:

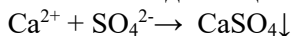


$\text{AgNO}_3$  є реактивом на хлорид-йон.

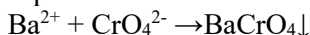
Щоб виявити в розчині йон  $\text{Ba}^{2+}$ , додають сульфатну кислоту, і утвориться білий осад барій сульфату:



Але якщо в розчині поряд з йонами барію присутні йони  $\text{Ca}^{2+}$ , то утвориться також білий осад кальцій сульфату:



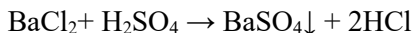
Тому реакцію із сульфатною кислотою не можна вважати характерною аналітичною реакцією на йон барію. Такою реакцією є реакція із калій хроматом:



Барій хромат жовтого кольору, що утвориться, випадає в осад. Кальцій хромат в осад не випадає.

Наявність кислоти в розчині легко визначають за допомогою індикаторів.

Кількісне визначення вмісту сульфатної кислоти в розчині, особливо в суміші з іншими кислотами, ґрунтується на аналітичній реакції взаємодії з  $\text{Ba}^{2+}$ . До аналізуючого розчину додають барій хлорид:



У кислому середовищі барій сульфат осаджується кількісно; його можна відфільтрувати, промити, висушити, прокалити, зважити, після чого розрахувати вміст сульфату в аналізуючому розчині. До реакцій, які використовуються у хімічному аналізі, ставляться певні вимоги. Найважливіші з них:

- вибірковість або селективність, протікання реакції в одному напрямку, відсутність побічних реакцій;
- повнота протікання реакції;
- якнайбільша швидкість протікання реакції;

- можливість візуального виявлення ефекту реакції за зміною кольору розчину, виділення газу, утворення осаду.

Остання вимога, якій раніше надавалося велике значення в якісному аналізі, втрачає свою важливість у міру розвитку фізико-хімічних (інструментальних) методів аналізу.

В хімічному аналізі часто мають справу із складними сумішами, які попередньо розділяють на складові частини, щоб забрати домішки, що заважають аналізу, і підвищити селективність хімічної реакції. Використовують необоротні реакції або штучно створюють такі умови, щоб реакція протікала до кінця.

При виконанні аналізу потрібно строго дотримуватися заданих умов - температурний режим, швидкість і порядок додавання реактивів, послідовність аналітичних операцій і т.п. Це дасть можливість одержати правильний результат аналізу.

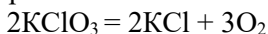
### **Оборотні і необоротні реакції.**

Всі хімічні реакції можна розділити на необоротні та оборотні.

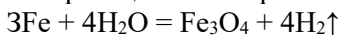
При взаємодії цинку з концентрованою нітратною кислотою протікає реакція:



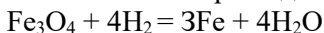
Якщо взято надлишок нітратної кислоти, то реакція закінчиться, коли розчиниться весь узятий цинк. Якщо ж спробувати провести реакцію у зворотному напрямку, пропускаючи диоксид нітрогену через розчин  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ , то утворення вихідних  $\text{HNO}_3$  і цинку не відбудеться. Ця реакція **необоротна**. Також необоротна реакція розкладання бертолетової солі:



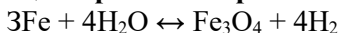
Інакше протікає реакція між нагрітим залізом і водяною парою:



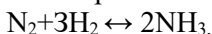
Якщо при тій же температурі пропустити водень над  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , утворяться металеве залізо й пари води:



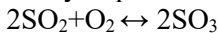
Таким чином, тут одночасно протікають дві протилежно спрямовані реакції - **пряма й зворотна**. Сумарне рівняння реакції:



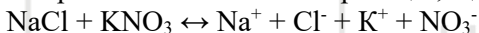
Знак  $\leftrightarrow$  показує, що реакція може протікати в обох напрямках. Це оборотна реакція. Оборотними є багато реакцій, які використовуються в промисловості, наприклад, синтез аміаку:



або у виробництві сульфатної кислоти:



Оборотні й багато йонних реакцій, що протікають у розчинах:



Оборотні реакції протікають не до кінця, тому що продукти реакції в міру їхнього нагромадження взаємодіють між собою з утворенням вихідних речовин.

### **Контрольні питання**

1. Яку реакцію називають прямою, зворотною?
2. Які реакції називають оборотними, необоротними?
3. Чи буде оборотною реакція між цинком і хлоридною кислотою?
4. Які фактори впливають на хімічні реакції?
5. Які вимоги ставляться до реакцій в хімічному аналізі?
6. Наведіть приклади оборотних реакцій.

## **2.2. Розчинення речовин та розчини.**

### **Основні поняття про розчини. Вплив різних факторів на розчинність речовин**

Значення розчинів у житті людини важко переоцінити. Адже хімік і агроном, біолог та інженер кожний день мають справу з різними розчинами.

Процеси засвоєння їжі живими організмами пов'язані з переведенням харчових продуктів у розчини. Багато виробництв використовують розчини. Усі найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа) — розчини. Для хімічного аналізу використовують розчини різних речовин. Що ж таке розчин?

**Розчином називається гомогенна система, що складається з двох або більше компонентів і продуктів їх взаємодії.**

За агрегатним станом розчини поділяють на газоподібні (повітря), рідкі (розчини речовин у воді) і тверді (сплав золота із сріблом). Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, бо в них відбувається більшість реакцій.

Розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, в якому ці речовини рівномірно розподіляються у вигляді молекул або йонів. Компонент, агрегатний стан якого не змінюється при утворенні розчину, прийнято вважати розчинником.

У випадку утворення розчинів при змішуванні газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою під розчинником треба розуміти компонент, кількість якого переважає.



**Процес переходу речовини, що розчиняється, в товщу розчинника називається розчиненням.**

Розчинення відбувається за законами дифузії. Швидкість переходу розчиненої речовини у розчин тим більша, чим більші ступінь подрібнення, температура, а для газів - і тиск. Розчинення не є результатом простого механічного змішування, воно супроводжується виділенням або вбиранням теплоти та зміною об'єму, тобто відбувається хімічна взаємодія розчиненої речовини з розчинником. Цей факт було встановлено у 80-ті роки XIX ст. Д. І. Менделєєвим, який розробив *гідратну теорію*, згідно з якою при утворенні розчинів відбуваються не тільки фізичні, а й хімічні процеси.

*Гомогенна система* — це система, що складається з однієї фази і не має поверхні розділення.

При розчиненні частинки речовини, що розчиняються, утворюють з молекулами розчинника відносно нестійкі сполуки, які часто мають змінний склад і називаються *сольватами (гідратами)*, якщо розчинником є вода).

Процес розчинення речовини тривав би до повного розчинення будь-якої її кількості, коли б одночасно не відбувався зворотний процес — *кристалізація*. Молекули, що перейшли у розчин, знову притягуються до поверхні ще не розчиненої речовини і входять до складу її кристалів. Чим більша концентрація розчину, тим швидше виділяються молекули з розчину. Розчинення відбувається доти, поки не встановиться *динамічна рівновага*, коли за одиницю часу стільки молекул розчиняється, скільки їх виділяється з розчину.

**Розчин, що перебуває у рівновазі з речовиною, яка розчиняється, називається насиченим, тобто це розчин, в якому розчинена речовина за даної температури уже більше не розчиняється.**

Насиченими розчинами користуються рідко, частіше використовують ненасичені.

**Ненасичений розчин — це розчин, у якому розчинена речовина за даної температури ще може розчинятися.**

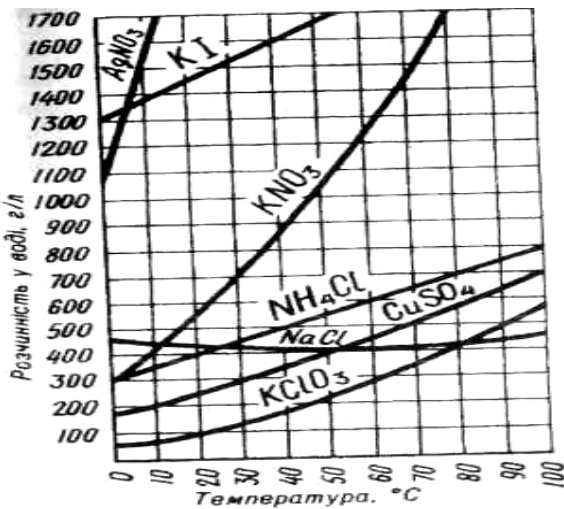
Розчинність речовин вимірюється в кілограмах на кубічний метр або в грамах на літр ( $\text{кг}/\text{м}^3$  або  $\text{г}/\text{л}$ ).

Розчинність речовин різна. У деяких речовин вона настільки мала, що їх називають практично нерозчинними. Наприклад, у 1000 мл води розчиняється лише  $1,5 \cdot 10^{-3}$  г аргентум хлориду, тобто

розчинність становить 0,0015 г/л.

На розчинність речовин впливає температура. Здебільшого з підвищенням температури тверді речовини краще розчиняються, а гази, як правило, гірше. Рідини займають проміжне становище. Рідко зустрічаються такі кристалічні речовини, розчинність яких з підвищенням температури падає. До них належить гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Підвищення температури, починаючи з  $35^\circ\text{C}$ , знижує розчинність гіпсу у воді.

На малюнку 52 зображено залежність розчинності деяких солей у воді від температури. Як видно з кривих розчинності, з підвищенням температури розчинність більшості солей зростає. Розчинність натрій хлориду мало змінюється з підвищенням температури.



Мал. 52. Залежність розчинності деяких солей у воді від температури

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску, бо при розчиненні їх у воді об'єм системи змінюється дуже мало.

Взаємна розчинність рідин з підвищенням температури збільшується доти, поки не буде досягнуто такої температури, за якої обидві рідини змішуються у будь-яких пропорціях. Це стосується обмеженої розчинності рідин (дітиловий етер з водою тощо).

Температура, за якої обмежена взаємна розчинність рідин

**переходить у необмежену, називається критичною температурою.**

Взаємна розчинність рідин мало залежить від тиску і помітно зростає лише при дуже високих тисках.

На розчинність газів у воді значною мірою впливає температура. Процес розчинення газів у воді *екзотермічний*, тобто з підвищенням температури розчинність газів зменшується.

Тиск найпомітніше впливає на розчинність газів: маса газу, що розчиняється при сталій температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна тиску газу.

#### **Контрольні питання**

1. Що таке розчин?
2. Як поділяють розчини за агрегатним станом?
3. Що таке розчинник, розчинена речовина?
4. Який процес називається розчиненням? Поясніть суть процесу розчинення.
5. Який розчин називається насиченим, ненасиченим?
6. Які речовини вважають добре розчинними, малорозчинними, практично нерозчинними?
7. На розчинність яких речовин впливає тиск?

### **2.3. Концентрація розчинів. Способи вираження складу розчинів**

Основним параметром стану розчину, крім температури і тиску, є склад розчину. Склад розчину може бути виражений як *концентрацією*, так і *часткою* розчиненої речовини. Згідно з рекомендацією IUPAC, **концентрацією (не розчину, а розчиненої речовини) називають відношення кількості речовини або її маси до об'єму розчину.**

Концентрацію виражають у моль/л або г/л.

Ви вже вмієте обчислювати масову частку розчиненої речовини в розчині. Згадаємо, що масова частка — це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5, або 50 %) і позначають літерою *w* (дубль ве). Наприклад, масова частка натрій хлориду у воді становить 0,05, або 5 %. Це означає, що в 100 г розчину міститься 5 г натрій хлориду та 95 г води.

**Молярна концентрація — це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.**

Молярну концентрацію розчину найчастіше виражають числом

молей розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л) і позначають літерою *M*. Наприклад, 1 *M* водний розчин натрій хлориду містить в 1 л розчину 1 моль NaCl, тобто 58,5 г NaCl ( $M_r(\text{NaCl}) = 58,5$ ,  $M = 58,5$  г/моль), а 0,1 *M* (децимолярний), 0,01 *M* (сантимолярний), 0,001 *M* (мілімолярний) — відповідно 5,85 г (0,1 моль), 0,585 г (0,01 моль) та 0,0585 г (0,001 моль) натрій хлориду в 1 л розчину.

У хімічному аналізі, зокрема в титриметрії, користуються такими способами вираження складу розчинів, як *молярна концентрація еквівалента речовини* та *титр*.

**Молярна концентрація еквівалента речовини** — це відношення кількості еквівалента речовини до об'єму розчину.

Молярну концентрацію еквівалента виражають у моль/л, скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалента речовини позначають як *n* (без крапки та лапок). У розрахункових формулах молярну концентрацію еквівалента речовини *V* позначають  $C_{\text{екв}(B)}$ .

*Еквівалентом елемента* називають таку його кількість, яка сполучається з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

**Приклад 1.** У сполуках HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> еквівалент Хлору, Сульфуру, Нітрогену, Карбону дорівнює відповідно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль, 1/4 моль.

Маса одного еквівалента називається *молярною масою еквівалента*. У наведеному вище прикладі молярні маси еквівалентів Хлору, Сульфуру, Нітрогену, Карбону відповідно дорівнюють 35,45 г/моль,  $32:2=16$  г/моль,  $14:3 = 4,67$  г/моль,  $12:4 = 3$  г/моль.

Поняття еквівалент та молярна маса еквівалента поширюється також на складні речовини.

*Еквівалентом складної речовини* називається така її кількість, яка реагує без залишку з одним еквівалентом Гідрогену або з одним еквівалентом будь-якої речовини.

*Молярну масу еквівалента речовини обчислюють, виходячи з її молярної маси.* Молярна маса еквівалента кислоти дорівнює її молярній масі, поділеній на основність кислоти. Молярна маса еквівалента основи дорівнює її молярній масі, поділеній на валентність металу, який утворює основу. Молярна маса еквівалента солі дорівнює її молярній масі, поділеній на добуток

валентності металу на кількість його атомів у молекулі.

**Приклад 2:**

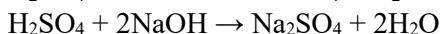
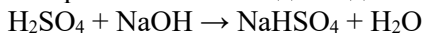
$\text{HNO}_3$ . Молярна маса = 63 г/моль, молярна маса еквівалента =  $63 : 1 = 63$  г/моль.

$\text{H}_2\text{SO}_4$ . Молярна маса = 98 г/моль, молярна маса еквівалента =  $98 : 2 = 49$  г/моль.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Молярна маса = 74 г/моль, молярна маса еквівалента =  $74 : 2 = 37$  г/моль.

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Молярна маса = 392 г/моль, молярна маса еквівалента =  $392 : (2 \cdot 3) = 65,34$  г/моль.

Якщо один елемент з іншим утворює не одну, а кілька сполук, то його еквівалент у цих сполуках буде різним. Отже, еквівалент не є сталою величиною. Проте в усіх цих випадках різні еквіваленти того самого елемента відносяться між собою, як невеликі цілі числа. Подібно до елементів хімічні сполуки можуть мати кілька різних еквівалентів та молярних мас еквівалентів. Наприклад, сульфатна кислота з їдким натром може взаємодіяти двояко:



У першому випадку молярна маса еквівалента сульфатної кислоти дорівнює 98 г/моль, бо в реакцію вступає така її кількість, яка відповідає 1 моль атомів Гідрогену. У другому — молярна маса еквівалента дорівнює 49 г/моль, тому що сульфатна кислота реагує з такою масою, яка відповідає 2 моль атомів Гідрогену.

Зрозуміло, що чим концентрованіший розчин ми маємо, тим менший його об'єм треба взяти для того, щоб він містив таку саму кількість розчиненої речовини, яка міститься у певному об'ємі більш розбавленого розчину. Таким чином, між об'ємом розчину і його молярною концентрацією еквівалента існує обернена пропорційність:

$$\frac{V_{(1)}}{V_{(2)}} = \frac{C_{ек(2)}}{C_{ек(1)}}, \text{ або } C_{ек(1)} \cdot V_{(1)} = C_{ек(2)} \cdot V_{(2)}$$

На основі цієї залежності можна робити обчислення не тільки об'ємів розчинів, потрібних для проведення реакцій, а й за об'ємами затрачених на реакцію розчинів знаходити їхні молярні концентрації еквівалентів.

**Приклад 3.** На нейтралізацію 20 мл розчину сульфатної кислоти витрачено 12 мл 0,1 н розчину лугу. Визначити молярну концентрацію

еквівалента сульфатної кислоти в розчині.

Враховуючи, що між об'ємами розчинів і молярними концентраціями еквівалентів реагуючих речовин існує обернена пропорційність, дістанемо:

$$\frac{C_{ек(1)}}{C_{ек(x)}} = \frac{V_{(x)}}{V_{(1)}}, \text{ звідки } C_{ек(x)} = \frac{V_{(1)} \cdot C_{ек(1)}}{V_{(x)}},$$

де  $C_{ек(1)}$  і  $V_{(1)}$  — відповідно відома молярна концентрація еквівалента і об'єм лугу, що витрачений на нейтралізацію кислоти,  $V_{(x)}$  — об'єм сульфатної кислоти. Отже,

$$C_{ек(x)} = \frac{12 \cdot 0,1}{20} = 0,06 \text{ н.}$$

Кількісний склад розчину зручно виражати за допомогою «титру».

**Титром називають концентрацію стандартного розчину, що дорівнює масі речовини, яка міститься в 1 мл розчину.**

Якщо в 1 л 1 н розчину сульфатної кислоти міститься 49,04 г  $H_2SO_4$ , то титр цього розчину становить:

$$\rho_{H_2SO_4} = \frac{49,04}{1000} = 0,04904 \text{ г/мл.}$$

У лабораторії аналітичної хімії найчастіше застосовуються розчини хлоридної, сульфатної, нітратної кислот і їдкого натру. Отже, розглянемо, як роблять обчислення, пов'язані з виготовленням розчинів різної концентрації.

**Приклад 4.** Потрібно виготовити 0,1 н розчин хлоридної кислоти об'ємом 1л, виходячи з концентрованого або неконцентрованого розчину. Ареометром визначають густину кислоти, за якою у довіднику знаходять масову частку хлоридної кислоти. Так, масова частка хлороводню у концентрованій хлоридній кислоті (густина 1,19 г/мл) становить 37,5 %. Обчислюють масу гідроген хлориду в грамах, потрібну для виготовлення 0,1 н розчину об'ємом 1 л; молярна маса еквівалента гідроген хлориду дорівнює:  $M(HCl) : 1=36,5:1=36,5$  г/моль. 0,1 молярної маси еквівалента становить 3,65 г.

Виходячи з пропорції, обчислюють, у якій масі концентрованої хлоридної кислоти міститься гідроген хлорид масою 3,65 г:

У хлоридній кислоті масою 100 г міститься 37,5 г HCl.

У хлоридній кислоті масою  $x$  г міститься 3,65 г

$$x = \frac{100г \cdot 3,65г}{37,5г} = 9,73 \text{ г.}$$

Концентровану хлоридну кислоту на аналітичних терезах не зважують, бо вона легка, краще відміряти певний об'єм концентрованої хлоридної

кислоти:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{9,73\text{г}}{1,19\text{г/мл}} = 8,2 \text{ мл.}$$

Отже, мірним циліндром відміряють концентровану хлоридну кислоту об'ємом 8,2 мл, переносять у мірну колбу і розводять водою до об'єму 1 л. Точний вміст HCl у виготовленому розчині встановлюють титруванням розчином бури відомої концентрації (див. метод нейтралізації).

**Приклад 5.** Виготовити 0,1 н розчин натрій гідроксиду об'ємом 1 л. Спочатку готують приблизно 40 %-вий розчин лугу. Технічний натрій гідроксид містить домішки (NaCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> тощо), тому виготовити розчин з точним вмістом NaOH з його наважки неможливо. Розраховану масу натрій гідроксиду зважують на технічних терезах, вміщують у склянку і доливають потрібну кількість води. Виготовлений розчин повинен протягом кількох днів відстоятися. Відстояний розчин переливають у посудину, яку герметично закривають, і з нього виготовляють розчини лугу з різним вмістом NaOH. Для цього ареометром визначають густину концентрованого розчину лугу, а за довідковою таблицею — масову частку NaOH. Наприклад, виміряна густина розчину NaOH дорівнює 1,405 г/мл, тоді масова частка NaOH (за довідковою таблицею) — 37%. Враховуючи, що молярна маса еквівалента їдкого натру дорівнює 40 г/моль, для виготовлення 0,1 н розчину об'ємом 1 л потрібно взяти 40 г/моль · 0,1 моль/л = 4 г/л NaOH.

Обчислюють, у якій масі 37 %-вого розчину міститься NaOH масою 4 г:

$$X = \frac{100\text{г} \cdot 4\text{г}}{37\text{г}} = 10,9\text{г.}$$

Рідини краще відміряти циліндром, ніж зважувати; погрібний об'єм обчислюють за густиною:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{10,9\text{г}}{1,405\text{г/мл}} = 7,04 \text{ мл.}$$

Таким чином, для виготовлення 0,1 н розчину натрій гідроксиду об'ємом 1 л відміряють циліндром концентрований розчин лугу об'ємом 7 мл, переливають його у мірну колбу об'ємом 1л, об'єм рідини доводять дистильованою водою до риски. Точний вміст NaOH у виготовленому розчині встановлюють титруванням розчином оксалатної кислоти відомої концентрації.

Точні розчини можна виготовити з *фіксаналів*.

**Фіксанал** — це точно відважена маса реактиву або його розчину в скляній ампулі.

На заводах виготовляють фіксанали багатьох речовин, ось деякі з них: NaOH, KOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·5H<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>,

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Висока точність 0,1 н або 0,01 н розчинів забезпечується кількісним перенесенням вмісту ампули в мірну колбу.

### **Контрольні питання**

1. Які ви знаєте способи вираження складу розчинів?
2. Якими способами вираження складу розчинів найзручніше користуватися в хімічному аналізі і чому?
3. Які розчини називаються 1 н, 0,1 н, 0,01 н?
4. Дайте визначення еквівалента та молярної маси еквівалента речовини.
5. Що таке титр розчину?
6. Обчисліть молярні маси еквівалентів речовин, формули яких:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .
7. Яку кількість концентрованої сульфатної кислоти ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ; 96 %) необхідно взяти для приготування 2 л 0,5 н розчину?

## **2.4. Рівновага у розчинах електролітів.**

### **2.4.1 Основні положення теорії електролітичної дисоціації**

Вам уже відомо, що залежно від типу хімічного зв'язку між атомами у речовинах, їхні розчини і розплави можуть проводити або не проводити електричний струм.

**Речовини, розчини і розплави яких проводять електричний струм, називаються електролітами.**

До електролітів належать солі, основи, кислоти, кристалічні ґратки яких побудовані з йонів. Речовини з ковалентним типом зв'язку між атомами не є електролітами.

Аналітичні дослідження проводяться переважно з розчинами електролітів, тому дисоціацію речовин у розчинах розглянемо докладніше.

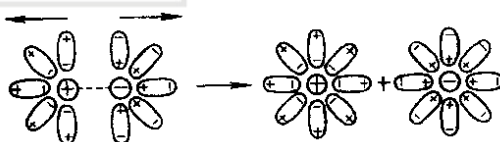
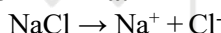
В основі теорії електролітичної дисоціації лежить припущення: молекули електролітів дисоціюють, тобто розпадаються на йони — позитивно і негативно заряджені частинки. Якщо пропустити електричний струм крізь розчин електроліту, то катіони (позитивно заряджені частинки) рухаються до катода - негативно зарядженого електрода, а аніони — до позитивно зарядженого електрода — анода.

У результаті дисоціації утворюються не йони, а сполучення йонів з молекулами розчинника - гідратовані йони. Наприклад, йон Гідрогену завжди зв'язаний у розчині з однією молекулою води,



утворюючи йон гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$ . В рівняннях електролітичної дисоціації для спрощення здебільшого пишуть тільки формули йонів.

Молекули води полярні. Кожний йон електроліту притягує до себе молекули води, які оточують його оболонкою і, таким чином, відтягують йони один від одного; зв'язок між ними при цьому настільки послаблюється, що вони починають поводити себе як самостійні частинки. Отже, **електролітична дисоціація** — це розпад молекул електроліту на йони під впливом молекул полярного розчинника.



Мал. 53. Схема дисоціації молекули електроліту під впливом молекул води

Поряд з йонізацією відбувається процес асоціації йонів:  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$ , тобто процес дисоціації є оборотним процесом.

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації ( $\alpha$ ).

Ступінь дисоціації  $\alpha$  дорівнює відношенню кількості молекул, що розпались на йони, до загальної кількості молекул електроліту.

Ступінь дисоціації виражається дробовим числом або у відсотках і змінюється від 0 до 1 (0—100 %). Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини, розчинника, в якому розчинений електроліт, температури і концентрації розчиненої речовини.

За величиною ступеня дисоціації всі електроліти поділяють на сильні, середні та слабкі. Слабкими називають електроліти, якщо їхній ступінь дисоціації в 0,1 н розчині менше 3%, сильними - якщо ступінь дисоціації в 0,1 н розчині більше 30%. До сильних електролітів належать майже всі розчинні солі, луки (крім  $\text{NH}_4\text{OH}$ ), деякі кислоти ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ); до слабких — нерозчинні основи, амфотерні гідроксиди, чимало кислот ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ). Електролітами середньої сили є деякі органічні і неорганічні кислоти (оксалатна  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , форміатна  $\text{HCOOH}$ ,

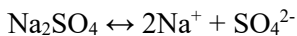
сульфітна  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ортофосфатна  $\text{H}_3\text{PO}_4$  за першою стадією дисоціації).

З розбавленням розчину, тобто із зменшенням концентрації електроліту, ступінь дисоціації його збільшується, бо при цьому йони віддаляються один від одного і можливість зв'язування їх у молекули зменшується. Сильні електроліти, якщо розчин більш розбавлений, ніж 0,001 н, майже повністю дисоціюють, тобто  $\alpha$  практично стає рівним 1.

Досі ми розглядали дисоціацію тільки у водних розчинах. Але, крім води, є й інші розчинники, наприклад, формиатна кислота, спирт, ацетон, в яких теж відбувається дисоціація електролітів, хоч і значно меншою мірою. Такі розчинники називаються *йонізуючими*. Їх молекули, як і молекули води, відзначаються полярністю. Про йонізуючу здатність різних розчинників судять за їхньою *діелектричною проникністю*.

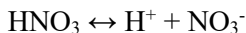
#### 2.4.2 Дисоціація солей, кислот, основ

*Соли — сильні електроліти і дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку:*

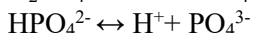
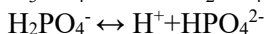
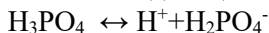


Кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку. Отже, згідно з теорією електролітичної дисоціації, **кислоти — це електроліти, які дисоціюють у водному розчині з утворенням тільки одного виду катіонів — йонів Гідрогену.**

Наявність у розчині йонів Гідрогену (протонів) зумовлює загальні властивості кислот. Дисоціація сильних кислот відбувається так:



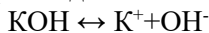
Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад:



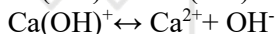
Дисоціація за першим ступенем відбувається завжди сильніше, ніж за другим.

Основи у водних розчинах дисоціюють з утворенням гідроксид-йонів і катіонів металу. Отже, **основами називаються електроліти, які під час дисоціації утворюють лише один вид**

### аніонів — гідроксид-йони:



Багатокислотні основи, як і багатоосновні кислоти, дисоціюють ступінчасто:



Наявні в розчинах основ йони  $\text{OH}^-$  зумовлюють загальні властивості основ.

Дисоціація кислих солей відбувається практично повністю за схемою:

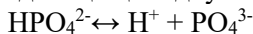


тобто вони дисоціюють на катіон металу та аніон кислого кислотного залишку.

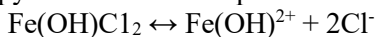
Незначна частина дигідрогенфосфат-йона може відщеплювати йони Гідрогену:



Третя стадія дисоціації відбувається надзвичайно малою мірою:



Процес дисоціації основних солей відбувається подібно дисоціації кислих солей. На першій стадії сіль практично повністю розпадається на гідроксокатіони металу та аніони кислотного залишку. Гідроксокатіони здатні дисоціювати на катіони металу та гідроксильні групи незначною мірою:



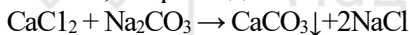
Згідно з теорією електролітичної дисоціації, загальні властивості кислот зумовлені наявністю у їхніх розчинах йонів Гідрогену, а загальні властивості основ — гідроксид йонів. Однак теорію електролітичної дисоціації не можна застосувати до всіх відомих хімічних реакцій, які відбуваються за участю кислот і основ. Так, кислоти та основи можуть реагувати між собою, не будучи дисоційованими на йони (наприклад, гідроген хлорид з безводними лугами). Відомі також речовини, які проявляють властивості основ, хоча й не мають у своєму складі гідроксильних груп (взаємодія амоніаку з гідроген хлоридом).

### 2.4.3 Реакції обміну між електролітами у розчині

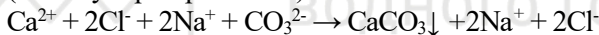
Реакція між електролітами, звичайно, зводиться до взаємодії між

йонами, яка відбувається тільки тоді, коли продукт реакції являє собою важкорозчинну речовину або слабкий електроліт, чи летку сполуку, яка може звільнитися з розчину.

Хімічні реакції між електролітами можна зображати молекулярними та йонними рівняннями, наприклад:

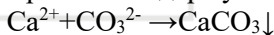


(молекулярне рівняння)



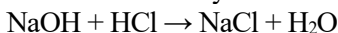
(повне йонне рівняння)

Після скорочення йонів, що не беруть участі у реакції, у лівій та правій частинах рівняння одержують йонне рівняння:

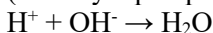


(скорочене йонне рівняння)

В йонних рівняннях формули важкорозчинних сполук і слабких електролітів записують у молекулярній формі. Наприклад, нейтралізація сильної кислоти лугом:



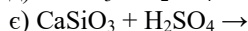
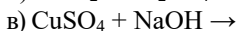
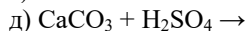
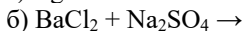
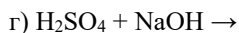
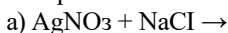
(молекулярне рівняння)



(скорочене йонне рівняння).

### Контрольні питання

1. Які речовини називаються електролітами? Наведіть приклади електролітів.
2. Що таке електролітична дисоціація?
3. Що є кількісною характеристикою електролітичної дисоціації?
4. Як змінюється величина ступеня дисоціації залежно від природи електроліту? Як це пов'язано з типом хімічного зв'язку в сполуках?
5. Які електроліти називаються сильними, середніми, слабкими? Наведіть приклади електролітів різної сили.
6. Як впливає на електролітичну дисоціацію природа розчинника та концентрація розчину?
7. Напишіть рівняння дисоціації таких сполук:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ .
8. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах між такими речовинами:



## 2.5. Закон дії мас як теоретична основа хімічного аналізу.

### 2.5.1 Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів. Хімічна рівновага. Константа рівноваги реакції

Реакції утворення і розпаду молекул характеризуються певною швидкістю. Учення про швидкість хімічних реакцій і залежність швидкості від впливу різних факторів називають хімічною кінетикою. Під швидкістю реакції розуміють зміну концентрації реагуючих речовин за одиницю часу, тобто:

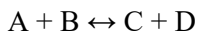
$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

де  $C_2$  і  $C_1$  — відповідно початкова і кінцева концентрації, а  $t_2$  і  $t_1$ , — кінець і початок спостереження. Концентрацію здебільшого виражають у молях на літр (моль/л), а час — у секундах (с).

На швидкість хімічних реакцій впливають різні фактори: природа і концентрація реагуючих речовин, температура, наявність каталізаторів.

Вплив концентрації на швидкість хімічних реакцій визначається **законом дії мас**, який відкрили російський вчений М. М. Бекетов (1865) і норвезькі вчені К. Гульдберг і І. Вааге (1867). Це один із фундаментальних законів хімії, що встановлює кількісні співвідношення між концентраціями реагуючих речовин для оборотних хімічних реакцій у стані рівноваги. Практично всі реакції виявлення кількісного визначення йонів підпорядковуються цьому закону.

Зміст закону дії мас розглянемо на прикладі оборотної хімічної реакції:



На початку реакції в системі перебувають тільки речовини А і В, взаємодія між якими відбувається лише під час зіткнення. Ймовірність зіткнень пропорційна концентрації речовин, тому і швидкість прямої реакції зростатиме зі збільшенням концентрацій речовин А і В, тобто пропорційна добутку цих концентрацій:

$$v_1 = K_1 \cdot [A] \cdot [B],$$

де  $[A]$  і  $[B]$  — концентрації речовин А і В;  $K_1$  — коефіцієнт пропорційності зі сталим значенням, який називається *константою швидкості*.

**Константа швидкості** — це швидкість хімічної реакції, коли

концентрації реагуючих речовин дорівнюють одиниці (1 моль/л).

З часом швидкість прямої реакції зменшується, бо під час взаємодії речовин А і В зменшуються їхні концентрації. Концентрації ж речовин С і D у процесі реакції збільшуються, відповідно збільшується і швидкість зворотної реакції. Швидкість зворотної реакції визначається добутком концентрацій речовин С і D:

$$v_2 = K_2 \cdot [C] \cdot [D]$$

Під час реакції повинен настати такий момент, коли швидкості прямої і зворотної реакцій зрівняються:  $v_1 = v_2$ .

З цього моменту концентрації речовин А, В, С і D перестають змінюватися і встановлюється стан *хімічної рівноваги*, який характеризується рівнянням:

$$K_1 \cdot [A] \cdot [B] = K_2 \cdot [C] \cdot [D]$$

або

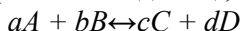
$$\frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{K_1}{K_2} = K$$

Це рівняння є математичним виразом закону дії мас.

**Величина К називається константою рівноваги хімічної реакції.**

У стані хімічної рівноваги концентрації речовин не змінюються, але це не означає, що хімічна реакція припиняється, відбуваються пряма і зворотна реакції, яка кількість речовин D і С утворюється за одиницю часу, така сама розпадається за такий самий час, утворюючи речовини А і В.

Коли у відповідному рівнянні реакції коефіцієнти реагуючих речовин не дорівнюють одиниці,



математичний вираз закону дії мас має вигляд:

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

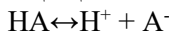
Виходячи із закону дії мас, можна змістити стан хімічної рівноваги в потрібному напрямі, що має велике значення в хімічному аналізі та хімічній технології. Розглянемо це на прикладі. Припустимо, що за умовами роботи речовину В потрібно повністю перевести у продукт реакції, а реакція між речовинами А і В до

кінця не відбувається. З математичного виразу закону дії мас видно, що цього можна досягти або збільшенням концентрації речовини А, або виведенням зі сфери реакції одного з продуктів, наприклад, речовини D.

### 2.5.2 Рівновага у розчинах слабких електролітів. Константа електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда

Застосуємо закон дії мас до електролітичної дисоціації слабких електролітів.

Вплив концентрації на ступінь електролітичної дисоціації слабких електролітів має найбільше практичне значення. Розглянемо дисоціацію слабого електроліту:



Процес дисоціації — оборотний, до нього можна застосувати закон дії мас. Тоді константа електролітичної дисоціації має вигляд:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (1)$$

Якщо загальна концентрація електроліту  $C$ , ступінь дисоціації  $\alpha$ , тоді концентрація недисоційованих молекул дорівнюватиме  $C - \alpha C$ , а концентрація катіонів і аніонів, що утворилися під час дисоціації,  $\alpha C$ . Отже,

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C^2}{C - \alpha C} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \quad (2)$$

**Константа  $K$  називається константою дисоціації, а рівняння (2) — математичний вираз закону розведення Оствальда.**

Для більшості слабких електролітів ступінь дисоціації не більший 1 %, тому рівняння (2) можна спростити (порівняно з одиницею  $\alpha$  є дуже незначною величиною):

$$K = \alpha^2 C \quad (3)$$

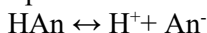
Рівняння (3) виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації: між цими величинами існує обернена залежність — зі збільшенням концентрації ступінь дисоціації зменшується. Це рівняння дає можливість оцінити вплив однойменних йонів на дисоціацію слабких електролітів, що використовується в хімічному аналізі для збільшення або зменшення концентрації йонів Гідрогену або гідроксид-йонів. З

рівняння константи дисоціації слабкої кислоти (1) видно, що зі збільшенням концентрації аніона  $A^-$ , наприклад, в 100 раз (введенням у розчин добре дисоційованої солі з однойменним аніоном) концентрація йонів Гідрогену зменшиться також майже у 100 раз, бо константа дисоціації кислоти  $K$  — величина стала, а концентрація недисоційованих молекул кислоти не може значно збільшитись від введення однойменних йонів.

### 2.5.3. Рівновага у водних розчинах слабких кислот та їх солей

Слабкі кислоти у водних розчинах дисоціюють неповністю, частково.

При дисоціації слабкої одноосновної кислоти  $HAn$  встановлюється рівновага



Константа рівноваги цієї реакції - константа дисоціації - виражається відношенням добутку концентрацій йонів до концентрації недисоційованих молекул:

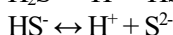
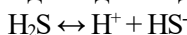
$$K = \frac{[H^+][An^-]}{[HAn]}$$

Для слабкої кислоти концентрація йонів  $H^+$  та  $An^-$  дуже мала, і концентрацію недисоційованих молекул  $HAn$  можна прирівняти до вихідної концентрації кислоти  $C_{\text{кисл}}$ , тобто  $[HAn] = C_{\text{кисл}}$ . Для одноосновної кислоти  $[H^+] = [An^-]$ . Підставивши ці значення у вразі константи дисоціації, одержимо:

$$K = \frac{[H^+]^2}{C_{\text{кисл}}}, \text{ звідки } [H^+] = \sqrt{KC_{\text{кисл}}}.$$

Отже, концентрація йонів гідрогену в розчині слабкої одноосновної кислоти залежить від концентрації кислоти й константи її дисоціації.

У слабких двоосновних кислот існують дві константи дисоціації, що відповідають двом ступеням дисоціації, наприклад:



$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}, K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$$



Як правило,  $K_1$  значно вище  $K_2$  і концентрація йонів у розчинах таких кислот визначається, звичайно, першим ступенем дисоціації.

У хімічному аналізі часто мають справу з розчином, де поряд зі слабкою кислотою  $\text{HAn}$  є присутнім її сіль  $\text{MeAn}$ . У цьому випадку дисоціація кислоти протікає в присутності однойменного іона  $\text{An}^-$ , що утвориться із солі. Оскільки кислота - слабкий електроліт, а сіль - електроліт сильний у розчині повністю дисоційована концентрація аніона  $[\text{An}^-]$ , тому у розчині практично визначається тільки концентрацією солі  $C_{\text{солі}}$ .

Приймаючи, як у попередньому випадку, що  $[\text{HAn}] = C_{\text{кисл}}$ , і підставивши ці значення у вираз константи, одержимо:

$$K_{\text{кисл}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{HAn}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл}}}, \text{ звідки } [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{кисл}} C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$$

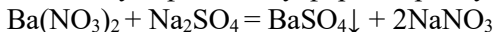
Отже, концентрація йонів Гідрогену в розчині слабкої одноосновної кислоти в присутності її солі залежить від концентрації кислоти і солі та константи дисоціації кислоти.

Додавання до розчину слабкої кислоти солі з однойменним йоном зміщує рівновагу дисоціації  $\text{HAn} \leftrightarrow [\text{H}^+] + [\text{An}^-]$  в бік утворення  $\text{HAn}$  і приводить до зменшення концентрації  $\text{H}^+$  у розчині.

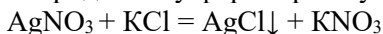
## 2.6. Застосування закону діючих мас до стану йонної рівноваги у насиченому розчині малорозчинної солі. Добуток розчинності

### 2.6.1 Реакції осадження в хімічному аналізі

Багато аналітичних реакцій, що протікають у розчинах, завершуються утворенням осаду. Виділення речовини у вигляді осаду - один з найважливіших методів хімічного аналізу. Звичайне утворення осаду відбувається в результаті обмінної реакції, наприклад, осадження сульфат-йона у формі барій сульфату:



або осадження хлорид-йона у формі аргентум хлориду:



Залежно від властивостей речовин та умов осадження (температура, концентрація, рН середовища та ін.) осад може мати кристалічну або аморфну структуру. У кристалічних осадах сполука випадає з розчину у формі кристалів певної будови, добре помітних під мікроскопом, а іноді й неозброєним оком. Осади аморфних

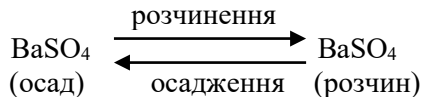
речовин не містять часток певної структури.

Кристалічні осади швидко осаджуються, легко фільтруються й промиваються. Аморфні осади випадають у вигляді хлопчатоподібних мас, які важко піддаються фільтрації й промиванню. Прикладом кристалічного осаду може служити осад барій сульфату, прикладом аморфного – аргентум хлориду.

Шляхом осадження виявляють присутність у розчині індивідуальних речовин (багато речовин утворюють кольорові осади), розділяють катіони та аніони, видаляють із розчину речовини, що заважають аналізу, виділяють окремі компоненти сумішей для кількісного визначення. У багатьох випадках потрібно, щоб речовина випадала в осад кількісно, а для цього осад повинен мати дуже низьку розчинність.

### 2.6.2. Добуток розчинності

Зовсім нерозчинних речовин у природі не існує, і одночасно з утворенням осаду протікає зворотний процес -розчинення. Між осадом і насиченим розчином встановлюється рівновага:



У насиченому розчині над осадом встановлюється рівновага електролітичної дисоціації:



Застосовуючи до цієї рівноваги закон дії мас, одержимо:

$$\frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} = K$$

$$\text{або} \\ [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K \cdot [\text{BaSO}_4]$$

У насиченому розчині при даній температурі концентрація барій сульфату постійна, отже, права частина рівняння і добуток концентрації йонів  $[\text{Ba}^{2+}]$  та  $[\text{SO}_4^{2-}]$  теж постійні.

**При встановленій рівновазі в насиченому розчині важкорозчинного електроліту добуток концентрацій його йонів при даній температурі і тиску є величина стала.**

Цю постійну називають **добутком розчинності** і позначають ДР. Наприклад, для барій сульфату:

$$D_{P_{BaSO_4}} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

для аргентум хлориду:

$$[Ag^+][Cl^-] = D_{P_{AgCl}}$$

У розчині важкорозчинного електроліту добуток концентрацій йонів електроліту характеризує його здатність до розчинення або до утворення осаду.

Якщо добуток концентрацій йонів менше добутку розчинності, то розчин ненасичений; якщо вони рівні, то розчин насичений, але осад ще не випадає; якщо добуток концентрацій йонів більший, ніж добуток розчинності, то випадає осад. Наприклад:

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] < D_{P_{BaSO_4}} \dots \dots \text{розчин ненасичений, осад не випадає;}$$

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = D_{P_{BaSO_4}} \dots \dots \text{розчин насичений, осад не випадає;}$$

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] > D_{P_{BaSO_4}} \dots \dots \text{розчин перенасичений, осад випадає.}$$

Знаючи величину добутку розчинності тієї або іншої речовини, можна обчислити його розчинність; знаючи розчинність електроліту, можна обчислити добуток розчинності.

**Приклад 1.** Обчислити розчинність цинк карбонату при 25°C; добуток розчинності  $ZnCO_3$   $D_{P_{ZnCO_3}} = 9,98 \cdot 10^{-11}$ .

Розв'язок. У насиченому водному розчині  $ZnCO_3$  установлюється рівновага  $ZnCO_3 \leftrightarrow Zn^{2+} + CO_3^{2-}$ , отже,  $[Zn^{2+}][CO_3^{2-}] = 9,98 \cdot 10^{-11}$ . Звідси обчислюємо розчинність  $P_{ZnCO_3}$  (моль/л):

$$P_{ZnCO_3} = \sqrt{9,98 \cdot 10^{-11}} = 1 \cdot 10^{-5}$$

$$M_r ZnCO_3 = 125,38; \text{ розчинність (г/л): } 125,38 \cdot 1 \cdot 10^{-5} = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

### 2.6.3 Зміщення рівноваги в системі «осад - насичений розчин»

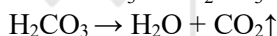
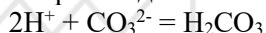
Розчинність осаду залежить від добутку концентрацій його йонів. Якщо вона дорівнює добутку розчинності, то між осадом і насиченим розчином встановлюється рівновага.

Додавання до розчину надлишку одного з йонів порушує цю рівновагу, зміщує його в бік утворення осаду. Якщо до насиченого розчину барію сульфату, що перебуває в рівновазі з осадом, додати розчин барій хлориду, концентрація йонів  $Ba^{2+}$  зростає, рівновага зміститься в напрямку утворення осаду  $BaSO_4$  і осадження буде тривати доти, поки добуток концентрацій йонів  $Ba^{2+}$  і  $SO_4^{2-}$  не стане рівним добутку розчинності  $BaSO_4$ . Таким шляхом підвищують повноту осадження сульфат-йонів.

Якщо ж додавання реагенту приводить до зниження

концентрації йонів, що перебувають у рівновазі з осадою, рівновага зміститься в бік розчинення осаду. Наприклад, додавання амоніаку до системи  $\text{AgCl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$  приводить до розчинення осаду, тому що йон Аргентуму зв'язується в комплекс і концентрація  $\text{Ag}^+$  знижується.

Додавання кислоти до системи  $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$  також підвищує розчинність осаду. Йони  $\text{CO}_3^{2-}$ , що перебувають у розчині, зв'язуються з йонами  $\text{H}^+$  у малодисоційовану карбонатну кислоту, що легко розкладається з виділенням  $\text{CO}_2$ :



У результаті йон  $\text{CO}_3^{2-}$  практично виводиться з розчину і рівновага зміщується в бік розчинення осаду  $\text{CaCO}_3$ .

Присутність у розчині сторонніх електролітів також може збільшити розчинність осаду. Це явище називається **солевим ефектом**. Його причина полягає в тому, що сторонні йони оточують йони електроліту й заважають їхній взаємодії з утворенням осаду. Присутність у розчині органічного розчинника (спирту, ацетону) знижує розчинність більшості солей.

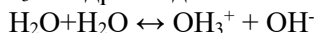
### Контрольні питання

1. Що називають добутком розчинності? Як його виражають?
2. Як збільшити повноту осадження речовини?
3. Як підвищити розчинність осаду?
4. Яке явище називається солевим ефектом?

## 2.7. Дисоціація води. Водневий і гідроксильний показники

### 2.7.1 Йонний добуток води. Обчислення водневого і гідроксильного показників

Навіть чиста вода, що не містить домішок, має деяку електропровідність, тому що молекули її дисоціюють на йони. Згідно сучасних теорій дисоціація протікає з утворенням йона гідроксонію  $\text{OH}_3^+$  і гідроксид-йона  $\text{OH}^-$ :



Для хімічного аналізу припустима більш проста схема, якої ми будемо дотримуватися надалі:



Константа рівноваги цієї оборотної реакції:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

В 1 л води міститься:  $1000 : 18 = 55,5$  моль води, тобто  $[H_2O] = 55,5$  моль/л. Дисоціює на йони дуже невелике число молекул води - одна з 550 мільйонів. Тому концентрації йонів  $H^+$  і  $OH^-$  у воді мізерно малі -  $10^{-7}$  г-йон/л.

Якщо до води додати кислоти або лугу, тобто вводяться додатково йони  $H^+$  або  $OH^-$ , рівновага зміщується в напрямку утворення молекул води, тобто в напрямку зворотної реакції. Отже, і в нейтральній воді, і в розведених розчинах кислот і лугів концентрація недисоційованих молекул води практично постійна і добуток  $K [H_2O]$  - величина постійна, що дорівнює добутку концентрацій  $[H^+]$  на  $[OH^-]$ , яку називають йонним добутком води і позначають  $K_{H_2O}$ .

$$[H^+][OH^-] = K_{H_2O}$$

Йонний добуток води при даній температурі є величина стала не тільки для води, але і для розведених водних розчинів будь-яких речовин. З підвищенням температури  $K_{H_2O}$  збільшується, зі зниженням - зменшується. Звідси:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

У чистій воді і у нейтральних водних розчинах концентрації йонів  $H^+$  і  $OH^-$  рівні, звідки  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль-йон/л.

При додаванні до води кислоти зростає концентрація йонів Гідрогену й знижується концентрація гідроксид-йонів за рахунок утворення недисоційованих молекул води. Добуток концентрацій  $[H^+][OH^-]$  залишається незмінним, рівним  $10^{-14}$ .

Аналогічно додавання лугу приводить до підвищення концентрації гідроксид-йонів і зниженню концентрації  $H^+$ .

Отже,

у нейтральному розчині  $[H^+] = 10^{-7}$  моль-йон/л,

у кислому розчині  $[H^+] > 10^{-7}$  моль-йон/л,

у лужному розчині  $[H^+] < 10^{-7}$  моль-йон/л.

Йонний добуток води дозволяє для будь-якого водного розчину знайти концентрацію  $H^+$  при відомій концентрації  $OH^-$ , і навпаки.

**Приклад 1.** Обчислити концентрацію  $H^+$  у водному розчині, якщо  $[OH^-]$  дорівнює  $2 \cdot 10^{-4}$  моль-йон/л.

Розв'язок:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}; [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-4}}$$

$$[H^+] = 5 \cdot 10^{-9} \text{ г-йон/л.}$$

Відповідь:  $5 \cdot 10^{-9}$  г-йон/л.

Виразити кислотність розчину через концентрацію йонів Гідрогену незручно, тому що доводиться оперувати або негативними показниками ступеня, або довгими десятковими дробами. Наприклад, концентрація йонів  $H^+$  у нейтральному розчині  $0,0000001$ , або  $10^{-7}$  моль-йон/л.

Тому для вираження концентрації йонів Гідрогену використовують *водневий показник, який позначають - рН. Він являє собою від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену:*

$$pH = -\lg [H^+]$$

Для нейтрального розчину  $[H^+] = 10^{-7}$  моль-йон/л, отже,  $pH = -\lg \cdot 10^{-7} = -(-7 \lg \cdot 10) = 7$ . Аналогічно для  $[H^+] = 10^{-4}$  моль-йон/л  $pH = -\lg \cdot 10^{-4} = -(-4 \lg \cdot 10) = 4$ .

Знаючи концентрацію водневих йонів, легко обчислити рН, а знаючи рН, легко обчислити  $[H^+]$ .

**Приклад 2.** Обчислити концентрацію йонів Гідрогену в розчині, якщо рН дорівнює 5,15.

Розв'язок:  $pH = -\lg[H^+] = 5,15; \lg[H^+] = -5,15 = \bar{6},85$ .

За таблицею антилогарифмів знаходимо число, що відповідає цьому логарифму:  $0,000007079$ , або  $7,08 \cdot 10^{-6}$ . Отже,  $[H^+] = 7,08 \cdot 10^{-6}$  г-йон/л.

Зниженню кислотності розчину, тобто зниженню концентрації йонів Гідрогену, відповідає підвищення значення рН:

$[H^+]$ , г-йон/л	$10^{-1}$	$10^{-3}$	$10^{-5}$	$10^{-7}$	$10^{-9}$	$10^{-11}$	$10^{-13}$	$10^{-14}$
рН	1	3	5	7	9	11	13	14

Чим вище значення рН, тим сильніше виражена лужність розчину, тому що при зниженні  $[H^+]$  росте  $[OH^-]$  відповідно до рівняння йонного добутку води.

*Гідроксидний показник  $pOH = -\lg [OH^-]$  – від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів гідроксиду  $OH^-$ .*

$$pH + pOH = 14.$$

Знаючи рОН, можна обчислити рН,  $[H^+]$  і  $[OH^-]$ .

**Приклад 3.** Обчислити  $[H^+]$ ,  $[OH^-]$ , якщо рОН розчину дорівнює 5,25.

Розв'язок:  $pOH = 5,25; \lg[OH^-] = -5,25 = \bar{6},75$ .

За таблицями антилогарифмів знаходимо концентрацію гідроксид-

йонів: 0,000005623, звідси

$$[\text{OH}^-] = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ моль-йон/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-6}} = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль-йон/л}.$$

Концентрація йонів Гідрогену в багатьох випадках обумовлює напрямок та оптимальні умови протікання хімічних реакцій. Контроль цього показника при виконанні різних аналітичних реакцій має величезне значення в хімічному аналізі. Нижче показана залежність між значенням рН і характером розчину:

кислий	нейтральний	лужний
розчин	розчин	розчин
рН < 7	рН = 7	рН > 7

### Контрольні питання

1. Чому воду відносять до амфолітів?
2. Напишіть вираз константи дисоціації води.
3. Що таке йонний добуток води? Як змінюється його значення з підвищенням температури?
4. Що таке рН розчину? Яким значенням рН характеризується нейтральне, кисле та лужне середовище?
5. Якими методами можна визначити рН різних об'єктів?
6. Які речовини належать до кислотно-основних індикаторів?
7. Яке значення рН різних розчинів у біології, хімії, медицині?
8. Обчисліть рН 0,001 М розчину HCl, за умови, що  $\alpha \rightarrow 1$ .
9. Обчисліть рН 0,001 М розчину NaOH, за умови, що  $\alpha \rightarrow 1$

## 2.8. Буферні розчини і їх значення в хімічному аналізі

У хімії, біології, медицині, у промисловому виробництві ті чи інші процеси дуже часто відбуваються при постійних значеннях рН, а під час реакцій йони Гідрогену можуть утворюватися або виділятися. Щоб процес відбувався при сталому значенні рН, у розчин вводять так звані буферні суміші, які вбирають йони Гідрогену або гідроксид-йони, і значення рН розчину практично не змінюється.

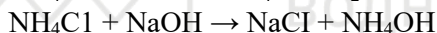
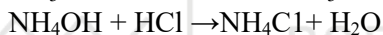
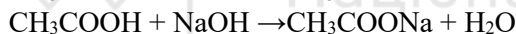
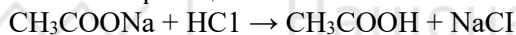
**Буферними розчинами називають розчини, які здатні зберігати постійне значення рН при додаванні сильних кислот, основ і при розведенні.**

Буферні розчини являють собою суміші слабкої кислоти або слабкої основи та її солі, суміш кислоти та середньої солей.

Наприклад, суміш ацетатної кислоти і натрій ацетату

( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ ), суміш амоній гідроксиду і амоній хлориду ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ).

При додаванні до цих сумішей сильної кислоти або сильної основи відбуваються такі реакції:



Отже, під час дії на буферний розчин сильної кислоти або сильної основи змінюється концентрація слабкої кислоти або слабкої основи, проте рН розчину практично не змінюється. Це пояснюється тим, що слабка кислота або слабка основа мало дисоціює, а за наявності однойменних йонів її солі дисоціація відбувається ще меншою мірою. Таким чином, рН буферної суміші під впливом сильної основи або сильної кислоти практично не змінюється. Не змінюється рН буферної суміші і при розведенні, тому що залежить лише від співвідношення концентрації солі та кислоти. Це видно з формули, яку використовують для обчислення рН буферної суміші:

$$pH = pK_{к-ти} + \lg \frac{C_{соли}}{C_{к-ти}}, \text{ де } pK_{к-ти} = -\lg K_{к-ти}$$

Для буферної суміші, що складається із слабкої основи та її солі, формула для обчислення рН буде:

$$pOH = pK_{основи} + \lg \frac{C_{соли}}{C_{основи}},$$

$$\text{де, } pK_{основи} = -\lg K_{основи}$$

Буферні розчини часто використовують в якісному та кількісному аналізах, коли потрібно провести реакцію при певному значенні рН.

Так, коли за допомогою калій дихромату виявляють йони Барію в середовищі ацетатної кислоти за наявності йонів Стронцію, відбувається така реакція:



У результаті реакції утворюється жовтий осад барій хромату, який розчиняється в кислоті. Ось чому виділення йонів Гідрогену під час реакції — явище небажане. Щоб реакція відбулася до кінця, розчин потрібно нейтралізувати. Використати для цього розчин



лугу не можна, бо в лужному середовищі осаджуватиметься стронцій хромат, тому йони Гідрогену, що виділяються в результаті реакції, зв'язують добавлянням розчину натрій ацетату. Утворюється буферна суміш ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ ), яка має рН близько 5. При цьому значенні рН Стронцій залишається в розчині, йони Барію повністю осаджуються.

Таблиця 3.

**Буферні розчини, які використовуються в хімічному аналізі**

Склад буферної суміші (при молярному відношенні 1:1)	Назва суміші	рН
Суміш форміатної кислоти $\text{HCOOH}$ і натрій форміату $\text{HCOONa}$	Форміатна суміш	3,8
Суміш ацетатної кислоти $\text{CH}_3\text{COOH}$ і натрій ацетату $\text{CH}_3\text{COONa}$	Ацетатна суміш	4,7
Суміш натрій дигідрогенфосфату $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ і натрій гідрогенфосфату $\text{NaH}_2\text{PO}_4$	Фосфатна суміш	6,6
Суміш амоніаку і амоній хлориду $\text{NH}_4\text{Cl}$	Амонійна суміш	9,25

Буферні розчини також використовують у кількісному аналізі при титруванні слабких основ і слабких кислот. У цьому разі наприкінці титрування утворюються солі слабких кислот або основ і трохи вільної кислоти або основи, тому, щоб правильно вибрати індикатор, потрібно враховувати утворення буферної суміші і, виходячи із цього, обчислювати рН у точці еквівалентності.

*Кожний буферний розчин має певну буферну ємність — здатність розчину зберігати сталу величину рН при додаванні кислот або лугів. Вона визначається кількістю еквівалентів кислоти (або лугу), яку треба додати, щоб величина рН 1 л буферного розчину змінилася на одиницю.*

**Контрольні питання**

1. Які розчини називають буферними?
2. Наведіть приклади буферних сумішей.
3. Як впливають на величину рН буферної суміші, що складається з ацетатної кислоти та її натрієвої солі, невеликі кількості сильної кислоти?
4. Як впливають на величину рН буферної суміші, що складається з

амоній гідроксиду та амоній хлориду, невеликі кількості луку?

5. Чому розведення водою буферної суміші не змінює рН розчину?

6. Наведіть приклади застосування буферних сумішей в хімічній промисловості.

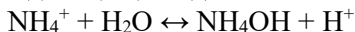
## 2.9. Гідроліз солей.

### 2.9.1 Реакції, що відбуваються при гідролізі солей

*Реакція обміну речовини з водою називається гідролізом.*

Гідролізувати можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, естери, жири тощо.

В аналітичній хімії найчастіше доводиться мати справу з гідролізом солей, тобто з обмінною взаємодією йонів солі з молекулами води, внаслідок чого зміщується рівновага електролітичної дисоціації води.



**Хімічну реакцію між йонами солі і молекулами води, в результаті якої утворюється малодисоційована сполука (кислота, основа), називають гідролізом.**

Всі солі можна поділити на чотири типи залежно від характеру взаємодії з водою:

1) солі сильних кислот і сильних основ (наприклад, натрій хлорид);

2) солі слабких кислот і сильних основ (наприклад, натрій ацетат);

3) солі слабких основ і сильних кислот (наприклад, купрум(II) хлорид);

4) солі слабких кислот і слабких основ (наприклад, амоній ацетат).

*1. Солі, що складаються з аніонів сильних кислот та катіонів сильних основ ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$  та ін.) при розчиненні у воді не гідролізують.*

Вони дисоціюють на катіони сильної основи і аніони сильної кислоти:

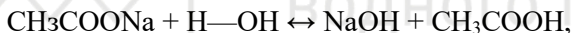


Ці йони не мають спорідненості з йонами Гідрогену або гідроксид-йонами. Під час розчинення таких солей у воді рН розчину не змінюється, реакція розчину залишається нейтральною.

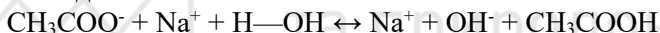
*2. Солі, утворені аніонами слабких кислот і катіонами сильних основ, легко гідролізують, в результаті чого утворюються вільні*

*гідроксид-йони.*

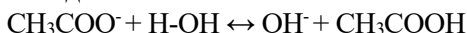
Розчини таких солей мають слабколужну реакцію. За величиною рН можна зробити висновок про ступінь гідролізу. Під час гідролізу цих солей солі одноосновних кислот розкладаються з утворенням кислоти, а солі багатоосновних кислот утворюють кислі солі. Наприклад, гідроліз натрій ацетату відбувається за таким рівнянням:



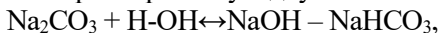
або в йонному вигляді:



Після скорочення йонів  $\text{Na}^+$  в обох частинах рівняння воно матиме такий вигляд:



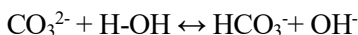
Отже, йони  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , як йони слабкої кислоти, взаємодіють з водою, відтягуючи від неї йон Гідрогену, і утворюють малодисоційовану ацетатну кислоту, збільшуючи цим концентрацію гідроксид-йонів. Це й зумовлює гідроліз натрій ацетату і лужність розчину. Гідроліз натрій карбонату відбувається за таким рівнянням:



в йонному вигляді:



тобто

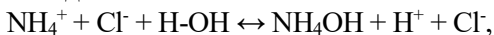


**Отже, рН водного розчину солі слабкої кислоти і сильної основи буде більше 7, тобто середовище лужне.**

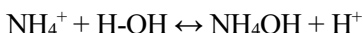
3. Солі, що складаються з катіонів слабких основ і аніонів сильних кислот, гідролізують з утворенням основ (однокислотних) або основних солей. Наприклад, амоній хлорид гідролізує за такою схемою:



або в йонному вигляді:



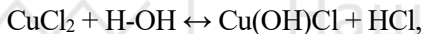
тобто



Причиною гідролізу є наявність у розчині катіонів слабкої основи, які мають велике споріднення з гідроксид-йонами. Під час реакції утворюється слабка основа і вивільнюються йони Гідрогену, які й зумовлюють кислу реакцію розчину: рН розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде тим меншим, чим слабша основа і більша

концентрація солі.

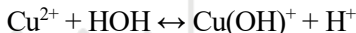
У випадку багатовалентних катіонів гідроліз солей майже повністю припиняється на перших стадіях з утворенням основних солей. Наприклад:



тобто



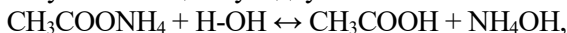
або



Отже, *pH водного розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде менше 7, тобто середовище кисле.*

4. Для солей слабких кислот і слабких основ характерний двосторонній гідроліз: з водою реагують і катіони, і аніони солі.

Реакція гідролізу амоній ацетату відбувається за такою схемою:



в йонному вигляді:



*Отже, катіони і аніони реагують з водою. Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти і основи, які утворились.*

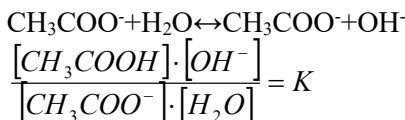
Амоній ацетат має нейтральну реакцію, тому що ацетатна кислота і амоній гідроксид дисоціюють майже однаково.

Отже, характерною особливістю солей цього типу є те, що концентрація йонів Гідрогену не вказує на величину ступеня гідролізу. Вона може бути досить великою, а середовище при цьому нейтральне.

Явище гідролізу – процес оборотний. З кількісного боку гідроліз сполук оцінюють за допомогою ступеня і константи гідролізу.

### 2.9.2 Ступінь і константа гідролізу

До реакції гідролізу, як до будь-якої оборотної реакції, застосуємо закон дії мас. Константа рівноваги для розглянутої реакції виражається так:



Концентрацію води в розведеному водному розчині вважають постійною, і її значення  $[\text{H}_2\text{O}]$  можна перенести в праву частину рівняння:

$$\frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K[H_2O] = K_{гидр}$$

У загальному вигляді  $K_{гидр} = \frac{[HAn][OH^-]}{[An^-]}$ .

Використовуючи виведені раніше вирази йонного добутку води  $K_{H_2O}$  і константи дисоціації слабкої кислоти  $K_{кисл}$ , виконавши ряд перетворень, одержуємо:

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кисл}}$$

Аналогічно для гідролізу солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою,

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{осн}}$$

Інша величина, що характеризує процес гідролізу, - це **ступінь гідролізу**.

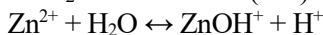
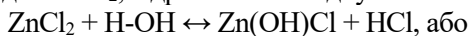
$$\alpha_{гидр} = \frac{C_{гидр}}{C_{заг}}$$

**Ступінь гідролізу – це відношення концентрації гідролізованої частини солі до її загальної концентрації.**

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину.

З розведенням і підвищенням температури розчину гідроліз посилюється. Повніше характеризує гідроліз константа гідролізу, яка є константою рівноваги, для реакції гідролізу.

Наприклад, для  $ZnCl_2$ , гідроліз якого відбувається за рівнянням:



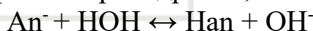
Згідно із законом дії мас можна записати константу гідролізу в такому вигляді:

$$K_{гидр} = \frac{[ZnOH^+] \cdot [H^+]}{[Zn^{2+}] \cdot [H_2O]}$$

### 2.9.3 Зміщення рівноваги процесу гідролізу. Значення гідролізу в хімічному аналізі

У деяких хімічних аналізах потрібно послабити або підсилити гідроліз солі. Виходячи з оборотності реакції гідролізу, цього можна досягти такими способами: зміною концентрації розчину солі, додаванням до розчину кислоти або лугу. Розведення розчину солі (тобто зниження концентрації), як правило, приводить до підвищення ступеня гідролізу.

Щоб підсилити гідроліз солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою, потрібно додати кислоту, що зв'яже гідроксид-йони, що утворюються при гідролізі, і змістить рівновагу вправо:



Додавання лугу сповільнить реакцію гідролізу.

Зворотна картина спостерігається для солей слабкої основи та сильної кислоти. У цьому випадку додавання кислот сповільнить гідроліз, а додавання лугу - прискорить. Підвищення температури сприяє посиленню гідролізу, тому що дисоціація води на йони помітно зростає з підвищенням температури; чим більше в розчині йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , тим швидше відбувається гідроліз.

Реакції гідролізу широко використовуються в хімічному аналізі, зокрема як характерні реакції в якісному аналізі, для підтримки необхідного значення рН у реакціях осадження та інше. Для виявлення солей амонію використовують їхню здатність гідролізуватися з утворенням вільного амоніаку.

#### Контрольні запитання

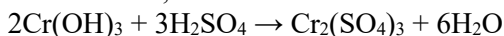
1. Яка реакція називається реакцією гідролізу?
2. Які речовини піддаються гідролізу?
3. Які солі вступають у реакцію обміну з водою? Як називається така реакція?
4. Чому змінюється рН води під час розчинення у ній солі слабкої основи і сильної кислоти?
5. Як змінюється рН води під час розчинення у ній солі слабкої кислоти і сильної основи?
6. Напишіть рівняння реакцій гідролізу таких солей:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Як змінюється рН середовища в кожному конкретному випадку?
7. Які з наведених солей гідролізують:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ?

## 2.10. Рівновага у водних розчинах амфотерних електролітів

Поряд з кислотами й основами існують сполуки, здатні дисоціювати, відщеплюючи одночасно йони Гідрогену і гідроксид-йони. Такі сполуки називаються *амфолітами*. До них належать амфотерні гідроксиди, які погано розчиняються у воді. Вони, як правило, погано дисоціюють і за кислотною, і за основною схемами. Якщо формулу амфотерного гідроксиду записати в загальному вигляді  $M(OH)_x$ , то дисоціацію розчиненої частини гідроксиду за типом основи та кислоти можна показати так:

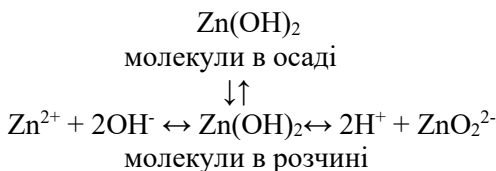


Типовим амфолітом є вода. Амфотерні гідроксиди можуть взаємодіяти як з кислотами, так і з основами:



За складом амфотерні гідроксиди нагадують основи і тому їх називають за тим самим принципом, що й основи:  $Sn(OH)_2$  — станум (II) гідроксид;  $Cr(OH)_3$  — хром (III) гідроксид.

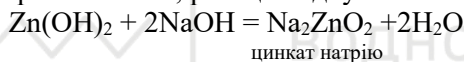
Амфотерні властивості сполук можна пояснити за теорією електролітичної дисоціації. Відомо, що амфотерні гідроксиди погано розчиняються у воді. У їх насичених розчинах між молекулами осаду, молекулами в розчині та йонами, які утворилися в результаті дисоціації молекул амфотерного гідроксиду, встановлюється стан динамічної рівноваги. Схематично це можна показати так:



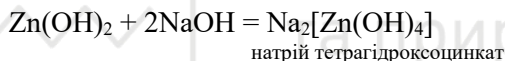
Якщо в розчин додати кислоту, це призведе до зміщення рівноваги. Вона зміщується внаслідок того, що йони Гідрогену зв'язуватимуть гідроксид-йони, утворюючи воду, і нові молекули  $Zn(OH)_2$  почнуть дисоціювати з утворенням нових йонів  $Zn^{2+}$  і  $OH^-$ . Зменшення концентрації молекул у розчині порушує стан рівноваги з осадом — осад розчиняється. Якщо додати достатню кількість кислоти, осад може розчинитися повністю.

Рівновага зміщується і тоді, коли добавляють луг. Це відбувається внаслідок зв'язування гідроксид-йонами луку йонів

Гідрогену, утворених у результаті дисоціації амфотерного гідроксиду за типом кислоти. Зміщення рівноваги призведе до дисоціації нових молекул  $Zn(OH)_2$  за типом кислоти, а це, в свою чергу, до зміщення рівноваги між осадом і молекулами цинк гідроксиду в розчині. Якщо кількість лугу достатня, осад  $Zn(OH)_2$  може повністю розчинитися; реакція відбувається за такою схемою:

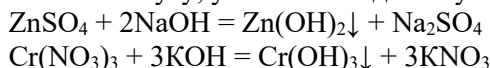


А точніше



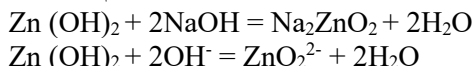
Властивість амфотерних гідроксидів дисоціювати незначною мірою одночасно на йони Гідрогену і гідроксид-йони пов'язана з майже однаковими за величиною силами зв'язку йона Оксигену з йоном Гідрогену та йоном елемента, що утворює амфотерний гідроксид. Тому частина молекул дисоціює за типом кислоти, а частина — за типом основи.

Амфотерні гідроксиди добувають взаємодією солей з еквівалентною кількістю лугу, уникаючи надлишку останнього:



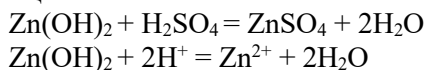
Амфотерні властивості гідроксидів цинку, хрому, алюмінію використовуються в якісному аналізі під час виявлення відповідних катіонів четвертої аналітичної групи за кислотно-лужною класифікацією.

Розглянемо ці властивості на прикладі цинк гідроксиду. Його кислотні властивості проявляються в тім, що він легко розчиняється в лугах з утворенням цинкатів:



Тут він реагує як кислота  $H_2ZnO_2$ , яка дисоціює на йони  $H^+$  і  $ZnO_2^{2-}$ .

При взаємодії з кислотами проявляються основні властивості цинк гідроксиду. Він розчиняється в кислотах з утворенням цинкових солей цих кислот:

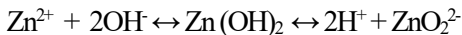


Тут він реагує як основа, яка дисоціює на йони  $Zn^{2+}$  і  $OH^-$ .

Дисоціацію цинку гідроксиду можна представити наступною



схемою:



Відповідно до цього існують дві константи рівноваги - для дисоціації за типом основи (рівновага 1):

$$K_{\text{осн}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Zn}(\text{OH})_2]} = 1.5 \cdot 10^{-9}$$

і за типом кислоти (рівновага 2):

$$K_{\text{кисл}} = \frac{[\text{H}^+]^2 [\text{ZnO}_2^{2-}]}{[\text{Zn}(\text{OH})_2]} = 7.1 \cdot 10^{-12}$$

Перша константа більша, ніж друга:  $K_{\text{осн}} > K_{\text{кисл}}$ . Отже, у цинку гідроксиду кислотні властивості виражені слабкіше, ніж основні.

При додаванні кислоти гідроксид-йони зв'язуються з утворенням води, рівновага 1 порушується й цинк гідроксид дисоціює як основа. Навпаки, при додаванні лугу зв'язуються йони  $\text{H}^+$ ; це порушує рівновагу 2, і цинку гідроксид дисоціює як кислота.

Амфотерність широко використовується в хімічному аналізі. При якісному аналізі катіонів за кислотно-основною класифікацією амфотерні катіони становлять особливу аналітичну групу.

### Контрольні питання

1. Які сполуки називаються амфолітами?
2. Наведіть приклади амфотерних оксидів та амфотерних гідроксидів.
3. Як взаємодіють з водою амфотерні оксиди та амфотерні гідроксиди?
4. Напишіть рівняння дисоціації гідроксидів цинку, хрому, алюмінію за типом кислоти та за типом основи.
5. Які, на ваш погляд, елементи періодичної системи Д. І. Менделєєва можуть утворювати амфотерні оксиди та гідроксиди?
6. Назвіть способи добування амфотерних гідроксидів.
7. Напишіть рівняння реакцій:
  - а)  $\text{ZnO} + \text{NaOH} \rightarrow$
  - б)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
  - г)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
  - д)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - е)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
  - ж)  $\text{ZnO} + \text{CaO} \rightarrow$

### 2.11. Рівновага у розчинах комплексних сполук. Дисоціація комплексних сполук. Константа нестійкості. Застосування комплексних сполук в хімічному аналізі

Серед неорганічних сполук — більшість комплексних або

координаційних.

**Комплексними називають сполуки, що утворюють у твердому стані кристалічні ґратки, вузли яких містять комплексні йони, що зберігаються і в розчині.**

Атом (йон) металу, який приєднує до себе протилежно заряджені йони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний йон, називається *атомом-комплексоутворювачем* або *центральною атомом*. А протилежно заряджені йони або молекули, які безпосередньо з ним зв'язані, називаються *адендами* або *лігандами*. Останні розміщуються навколо центрального йона по-різному, залежно від величини його координаційного числа: або по вершинах квадрата (координаційне число 4), або по кутах октаедра (координаційне число 6), або по кутах куба (координаційне число 8). Значення координаційного числа 2, 3, 8, 9, 10 йона металу зустрічаються рідко. Деякі ліганди займають не одне, а два, три або більшу кількість місць у безпосередній близькості до йона-комплексоутворювача (бі-, три- та полідентатні ліганди). Наприклад, етилендіамін займає два місця, а етилендіамінтетраацетатна кислова (ЕДТА) — шість. Кількість місць, яке займає один ліганд, називають *координаційною ємністю*.

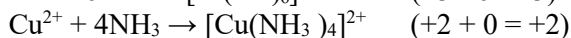
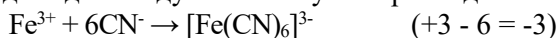
Отже, визначення координаційного числа як числа йонів або нейтральних молекул, координованих навколо центрального йона, не точне.

**Координаційним числом називають кількість хімічних зв'язків, які йон-комплексоутворювач надає для приєднання лігандів.**

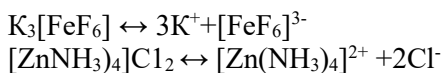
Центральний атом комплексу та координовані групи утворюють так звану *внутрішню сферу*, а протиіони комплексу — *зовнішню*.

Щоб відрізнити прості йони від комплексних, при написанні формул комплексів складні йони беруть у квадратні дужки.

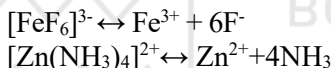
Заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів простих йонів, що його складають. На величину заряду комплексного йона не впливають електронейтральні молекули, якщо вони входять до складу комплексу. Наприклад:



У водних розчинах комплексні сполуки дисоціюють за типом дисоціації сильних електролітів на зовнішню і внутрішню сфери:



Це означає, що йони Калію та йони Хлору можна дуже легко осадити реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі. Осадити йони Флуору і видалити молекули аміаку значно важче. Це пояснюється тим, що дисоціація комплексних йонів відбувається незначною мірою:



Їх дисоціація підлягає закону дії мас і кількісно оцінюється константою нестійкості або її оберненою величиною — константою стійкості  $K_{cm} = 1/K_{нест.}$

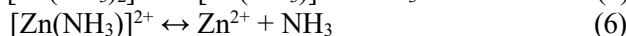
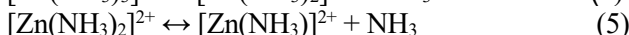
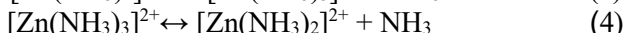
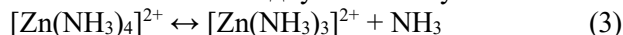
**Константа рівноваги реакції дисоціації комплексних йонів називається константою нестійкості комплексу:**

$$K_{[FeF_6]^{3-}} = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [F^-]^6}{[[FeF_6]^{3-}]} \quad (1)$$

$$K_{[Zn(NH_3)_4]^{2+}} = \frac{[Zn^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[[Zn(NH_3)_4]^{2+}]} \quad (2)$$

Константа нестійкості комплексу залежить від природи комплексу і температури. Якщо температура постійна, ця величина стала для даної сполуки і не залежить від концентрації. Чим більша величина константи нестійкості комплексу, тим легше цей комплекс розпадається на йони у водних розчинах. Стійкі комплекси характеризуються незначною величиною константи нестійкості ( $K < 1 \cdot 10^{-5}$ ); комплекси з константами нестійкості  $1 \cdot 10^{-1} — 1 \cdot 10^{-5}$  можна віднести до комплексів проміжної стійкості; малостійкі комплекси мають  $K > 1 \cdot 10^{-1}$ .

Дисоціація комплексних йонів відбувається ступінчато:



Кожному рівнянню дисоціації (3-6) відповідає своя константа нестійкості (ступінчаста константа нестійкості):

$$K_1 = \frac{[Zn^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Zn(NH_3)^{2+}]}; \quad K_2 = \frac{[Zn(NH_3)^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Zn(NH_3)_2^{2+}]};$$

$$K_3 = \frac{[Zn(NH_3)_2^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Zn(NH_3)_3^{2+}]}; \quad K_4 = \frac{[Zn(NH_3)_3^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Zn(NH_3)_4^{2+}]};$$

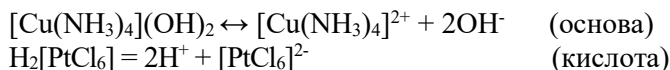
$K_1 < K_2 < K_3 < K_4$  (перша молекула амоніаку відривається від комплексного йона найлегше, друга — важче, остання — найважче).

Константа нестійкості, виражена рівнянням (2), є константою дисоціації комплексу і дорівнює добутку всіх ступінчастих констант:  $K_{[Zn(NH_3)_4]^{2+}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4$ .

Комплексні сполуки з неорганічними лігандами широко використовуються в якісному аналізі, фотокolorиметрії, в об'ємному аналізі, а також для зв'язування сторонніх йонів. Найчастіше використовують такі комплекси, як аміакати, галогеніди, ціаніди, тіоціанати (роданіди).

Між йонами внутрішньої і зовнішньої сфер існує йонний зв'язок. Хімічний зв'язок між центральним атомом і лігандами — ковалентний, утворений за обмінним і донорно-акцепторним механізмами.

Комплексні сполуки можуть бути не тільки солями, а й основами і кислотами. Такі основи і кислоти переважно ведуть себе як сильні електроліти:



Назву комплексних сполук з комплексними аніонами починають з назви аніона. Назви комплексних аніонів складаються з грецького числівника, яким позначають число лігандів, назви лігандів ( $NO_2^-$  - нітро,  $Cl^-$  — хлоро,  $O^{2-}$  — окси,  $OH^-$  — гідроксо,  $NH_3$  — амін). Називають аніони, додаючи до їхньої латинської назви закінчення «о» (в алфавітному порядку), потім нейтральні ліганди, воду (аква). Називають комплексоутворювач, використовуючи корінь його латинської назви і закінчення «ат», після чого римськими цифрами позначають ступінь окиснення комплексоутворювача. Після позначення складу внутрішньої сфери називають катіони зовнішньої сфери. Наприклад, назви сполук з комплексними аніонами:  $K_3[Fe(CN)_6]$  — гексаціаноферат (III) калію;  $K_2[PtCl_6]$  — гексахлороплатинат (IV) калію;  $K_4[Fe(CN)_6]$  —

гексацианоферат (II) калію;  $K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$  - тетрагітродіамінкобальтат (III) калію.

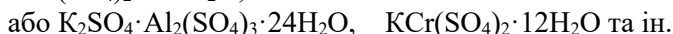
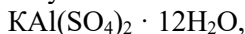
Назву комплексних сполук з комплексними катіонами починають теж з назви аніона, а потім називають комплексний катіон. Його назва складається з грецького чисельника (число лігандів), назви лігандів із закінченням «о» (у алфавітному порядку) і назви атома-комплексоутворювача з позначенням його ступеня окиснення.

Назви сполук з комплексним катіоном:

$[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$  —дихлоротетраамінкобальту (III) хлорид;

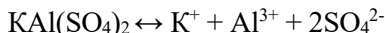
$[Co(NH_3)_6]Cl_3$  —гексамін кобальт (III) хлорид.

До комплексних солей дуже подібні так звані подвійні солі, до яких належать галуни:

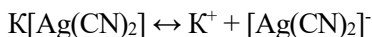


**Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті йони, що входили до складу сполук, з яких утворено складну сіль, і при цьому ніяких інших йонів з новими властивостями не утворюють, називаються подвійними солями.**

Наприклад:  $NaKSO_4 \leftrightarrow Na^+ + K^+ + SO_4^{2-}$



Комплексні солі, як зазначалось, дисоціюють з утворенням складних комплексних йонів:



Велике значення в хімічному аналізі мають комплексні сполуки з органічними лігандами. Органічні реактиви, взаємодіючи з неорганічними йонами, утворюють комплекси за рахунок електровалентних (Гідроген органічного реактиву заміщується на метал) і координаційних зв'язків. Отже, органічна сполука може бути аналітичним реактивом тільки тоді, коли до її складу входять *солетвірні групи* ( $-COOH$ ,  $-OH$ ,  $=C-SH$ ), у яких Гідроген може заміщуватися на метал, і *комплексотвірні групи*, у яких виникають координаційні зв'язки з металом.

У цих випадках молекули реактиву приєднуються до центрального йона-металу не одним, а кількома зв'язками, створюючи конфігурацію, подібну до клішні рака, тому такі комплекси називаються *клішнеподібними* або *хелатними*.

**Внутрішньокмплесними називаються сполуки, в яких йон металу**

зв'язаний головним і додатковим (побічними валентностями за Вернером) зв'язками з однією і тією самою молекулою ліганду.

У цих комплексах метал з реактивом утворює один або кілька циклів. Утворення циклів збільшує стійкість комплексів.

Комплексні сполуки з неорганічними й органічними лігандами в хімічному аналізі застосовуються для: 1) гравіметричних визначень; 2) об'ємного комплексометричного визначення; 3) колориметричного визначення йонів; 4) зв'язування сторонніх йонів; 5) розчинення осадів.

Прикладом гравіметричного визначення може бути визначення Ніколу за допомогою диметилгліоксиму. Червоний осад диметилгліоксимату ніколу являє собою комплексну сполуку складу  $[(\text{CH}_3)_2\text{C}_2\text{N}(\text{OH})\text{NO}]_2\text{Ni}$ . Диметилгліоксим (реактив Чугаєва) — основний реактив для виявлення, відокремлення та кількісного визначення Ніколу.

Колориметричне визначення Феруму (III) у вигляді забарвлених тіоціанатного або сульфосалцилатного комплексів - приклад застосування комплексних сполук у колориметричному аналізі.

Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їхня здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції. Механізм майже усіх каталітичних реакцій ґрунтується на утворенні проміжних активних комплексів.

Деякі комплексні сполуки металів з органічними аміносполуками є біологічними каталізаторами-ферментами. Це гемоглобін крові, хлорофіл, вітамін  $\text{B}_{12}$ .

### Контрольні питання

1. Які сполуки називаються комплексними?
2. Дайте визначення таким поняттям:
  - 1) атом-комплексоутворювач;
  - 2) ліганд;
  - 3) координаційне число;
  - 4) координаційна ємність.
3. Напишіть рівняння дисоціації таких комплексних сполук:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ .
4. Напишіть рівняння дисоціації та вирази констант нестійкості таких комплексних йонів:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{AuCl}_4]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .
5. Назвіть такі комплексні сполуки:  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
6. Чим відрізняються комплексні солі від подвійних?

## 2.12. Гетерогенні дисперсні системи.

### 2.12.1 Класифікація гетерогенних систем

Систему, утворену з частинок роздрібненої речовини, розподілених у навколишньому середовищі, називають *дисперсною*.

Існують системи, в яких роздрібнені (дисперговані) речовини і середовище, в якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш.

**Дисперговані речовини таких систем називають дисперсною фазою, а середовище, в якому вони розміщені — дисперсійним середовищем.**

Властивості рідких дисперсних систем залежать від ступеня подрібненості (дисперсності) дисперсної фази. Залежно від розмірів дисперсної фази розрізняють: 1) істинні розчини; 2) грубодисперсні системи; 3) колоїдні розчини.

**Істинними розчинами називаються дисперсні системи, в яких тверда речовина рівномірно розподілена у вигляді молекул або йонів серед молекул розчинника.**

Розчинена речовина і розчинник в істинних розчинах утворюють єдину рідку фазу, в якій немає поверхні поділу між дисперсною фазою і дисперсним середовищем. Однією з характерних особливостей істинних розчинів є те, що механічним способом не можна відокремити речовину від розчинника.

**Грубодисперсними називаються рідкі дисперсні системи, в яких розміри частинок дисперсної фази більші за 100 нм і перебувають у змуленому стані у рідині.**

До грубодисперсних систем належать суспензії і емульсії.

**Суспензії — це рідини, в яких наявні змулені частинки твердої речовини.**

**Емульсії — рідини, в яких у змуленому стані перебувають найдрібніші краплинки іншої рідини.**

Звичайне молоко являє собою емульсію.

Суспензії характеризуються тим, що тверді частинки з часом осідають у вигляді осаду. Утворення суспензій з кристалічних або аморфних частинок, які швидко осідають, часто використовують як характерну реакцію для виявлення йонів. Утворення таких осадів має значення і для розділення катіонів різних аналітичних груп.

**Колоїдні системи характеризуються розміром частинок дисперсної фази в межах від 1 до 100 нм. Ці системи ще називають золями, а для рідких середовищ — колоїдними**

## **розчинами.**

Залежно від речовини середовища розрізняють: *гідрозолі, аерозолі* тощо.

Залежно від міцності зв'язку дисперсної фази із дисперсійним середовищем колоїдні системи поділяють на: *ліофільні* (колоїдні частинки доволі енергійно взаємодіють із середовищем) і *ліофобні* (частинки практично не взаємодіють із середовищем). Коли середовищем є вода, ліофільні системи називають *гідрофільними*, а ліофобні — *гідрофобними*. До ліофобних колоїдів належать металічні золі, золі сульфідів металів і інших солей. До ліофільних — золі білкових речовин, клей, крохмаль, каучук і деякі інші.

Колоїдні розчини відрізняються від суспензій значною стійкістю. Вона зумовлена двома основними причинами: електричним зарядом колоїдних частинок і наявністю сольватної оболонки з молекул розчинника.

Утворення колоїдної системи може відбуватися сполученням (*агрегацією*) окремих молекул, атомів чи йонів або *диспергуванням* речовини до досягнення розміру колоїдних частинок. При добуванні колоїдів використовують як хімічні, так і фізичні методи: окисно-відновні реакції, гідроліз, механічне та електричне розпорошення та ін. Для утворення колоїдного стану системи потрібно досягти не тільки певної межі подрібнення речовини, а й забезпечити відповідні умови для збереження цієї подрібненості. Стабілізаторами можуть бути електроліти, дисперсійне середовище.

### **2.12.2 Будова та властивості колоїдних розчинів**

Колоїдні частинки перебувають у постійному броунівському русі, що забезпечує рівномірність їх розподілу в об'ємі колоїдного розчину.

Для вивчення колоїдних систем широко використовується явище *електрофорезу*. Суть його полягає в тому, що під час пропускання постійного електричного струму між електродами, зануреними в колоїдний розчин, колоїдні частинки переміщуються до одного з електродів — позитивного або негативного.

Дослідження показали, що знак зарядів частинок залежить від природи дисперсної фази і дисперсійного середовища. Електричний заряд колоїдних частинок виникає внаслідок адсорбції з розчину позитивно або негативно заряджених йонів. Навколо частинок



утворюється подвійний електричний шар, внутрішню оболонку якого утворюють адсорбовані йони, зовнішню — йони протилежного заряду, які є у розчині. Електростатичне відштовхування частинок, що мають заряди однакового знака, заважають їм злипатися і випадати з розчину у вигляді осаду.

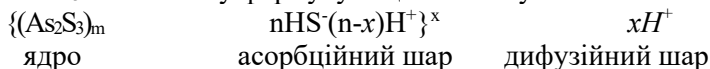
Колоїдні частинки практично нерозчинних солей, сульфуровмісних сполук, гідроксидів металів у воді мають властивість адсорбувати на своїй поверхні йони переважно одного знака. Наприклад, колоїдні частинки ферум (III) гідроксиду —  $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m$  (де  $m$  — кількість молекул  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , яка утворює колоїдну частинку) адсорбують на своїй поверхні переважно йони  $\text{Fe}^{3+}$ . Колоїдні частинки арсен (III) сульфїду  $[\text{As}_2\text{S}_3]_m$  адсорбують на своїй поверхні переважно йони  $\text{HS}^-$ . Таким чином, на поверхні з'єднаних молекул  $\text{As}_2\text{S}_3$  утворюється подвійний електричний шар: на поверхні частинок — адсорбовані аніони  $\text{HS}^-$ , у зовнішньому оточенні — йони Гідрогену або інші катіони, наявні у розчині.

Внаслідок того, що колоїдні часточки однойменно заряджені, вони відштовхуються, і тому колоїдні розчини стійкі.

Знаючи електричні властивості колоїдних систем, можна скласти схему будови частинок ліофобного колоїду. В центрі колоїдної частинки розміщене ядро, яке складається з міцно зв'язаних між собою молекул або йонів речовини дисперсної фази. Поверхня ядра вкрита адсорбційним шаром, в якому розміщені адсорбовані йони в надлишку якогось одного знака заряду. Ядро разом з адсорбційним шаром називають *гранулою*.

Навколо гранули в дисперсійному середовищі можна виділити *дифузійний шар*, в якому розміщуються гідратовані протийони до йонів адсорбційного шару. Гранулу з навколишнім дифузійним шаром називають *міцелюю*.

Будову міцели ліофобного колоїду можна записувати схематичною формулою. Наприклад, для колоїду арсен(III) сульфїду  $\text{As}_2\text{S}_3$  схематичну формулу міцели записують так:



Для цієї системи стабілізатором є йони  $\text{HS}^-$ .

Ліофобні колоїдні системи виявляють тенденцію до взаємодії частинок між собою з утворенням більш складних частинок. Процес збільшення частинок дисперсної фази золю називають *коагуляцією*.

Коагуляція може відбуватися в результаті різних факторів: введення електролітів, неелектролітів, зниження температури, кип'ятіння, дії сонячного проміння, перемішування тощо. Якщо під час коагуляції розмір частинок, які утворюються, перебільшує граничний розмір колоїдних міцел, то колоїдна система руйнується, і замість неї утворюється грубодисперсна система. Особливо чутливі колоїдні системи до коагуляції, якщо на них діяти електролітами. Коагуляція призводить до поступового осідання частинок і виділення їх із розчину у вигляді осаду. Цей процес називається *седиментацією*.

Ліофільні колоїди надзвичайно стійкі за рахунок того, що сольватна оболонка міцел заважає їм злипатися. Коагуляція ліофільних золей може відбутися тільки завдяки введенню великої кількості електроліту. Йони електроліту частково віднімають молекули розчинника від частинок ліофільного золю. Частинки з'єднуються між собою і утворюють тверду нерозчинну речовину — *гель*. Гелі можуть переходити знову в золь. Зворотний процес переходу геля в золь називається *пептизацією*. Прикладом ліофільного золя є золь силікатної кислоти. Молекули з'єднуються між собою у великі агрегати, які сольватуються молекулами води і залишаються у колоїдному розчині.

Здатність утворювати ліофільні колоїди характерна для станатної кислоти, желатину, крохмалю та ін. Частинки ліофільного золю, хоч і мають сольватну оболонку, адсорбують на своїй поверхні йони електроліту, що є в розчині і несуть електричний заряд, — цим також зумовлена висока стійкість ліофільних золей.

Ліофобні золі мають меншу стійкість порівняно з ліофільними. Негативно заряджені ліофобні золі коагулюють при добавлянні електролітів тим краще, чим більший заряд катіонів електроліту. Для коагуляції позитивно заряджених золей краще використовувати електроліти з високозарядженими аніонами.

Важливою ознакою колоїдного стану є *ефект Тіндаля* — розсіювання світла міцелами колоїду. Внаслідок розсіювання світла колоїдні частинки під час спостереження в ультрамікроскоп мають вигляд світних крапок, які перебувають у безперервному броунівському русі.

Проводячи реакції на виявлення та кількісне визначення різних йонів, з метою уникнення можливості утворення колоїдних розчинів, під час промивання осадів часто до промивної води

добавляють розчин електроліту (але цей розчин не повинен заважати проведенню аналізу). Так, під час осадження окремих груп катіонів у вигляді сульфідів, гідроксидів добавляють  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Деякі речовини утворюють колоїдні розчини в результаті їхньої взаємодії з молекулами води. До них належать органічні речовини (білки, крохмаль, желатин), деякі нерозчинні гідроксиди металів і солі. Внаслідок взаємодії випадають об'ємні драглисті осади з великим вмістом води, що утруднює фільтрування. Щоб частинки осаду стали більшими, розчин з осадом кип'ятять.

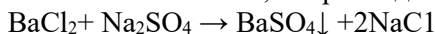
Утворення нерозчинного осаду під час коагуляції іноді призводить до небажаного *співосадження* таких йонів, які повинні залишатися в розчині. Це явище може стати причиною помилок в аналізі. Так, під час осадження ферум (III) гідроксиду натрій гідроксидом можуть випадати в осад хром (III) гідроксиду та алюмінію, хоч їхні гідроксиди амфотерні і добре розчинні в лугах. Щоб уникнути співосадження, підбирають відповідні умови для аналізу, за яких співосадження йонів зводиться до мінімуму.

### Контрольні питання

1. Яку систему називають дисперсною? З чого вона складається?
2. Які розчини називають істинними? Назвіть характерні особливості істинних розчинів.
3. Які системи називають грубодисперсними?
4. Які розчини називають колоїдними? Назвіть особливості колоїдних розчинів.
5. Чим відрізняються ліофобні колоїдні розчини від ліофільних?
6. Як можна пояснити стійкість ліофобних та ліофільних розчинів?
7. Що таке коагуляція? Які фактори можуть викликати коагуляцію?
8. Який процес називається седиментацією?
9. Наведіть приклади колоїдних розчинів.

## 2.13. Теоретичні основи окисно-відновних аналітичних реакцій

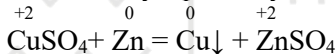
Хімічні реакції класифікують за зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин і продуктів реакції. До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів, наприклад:



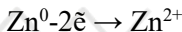
До другої — реакції, в яких ступінь окиснення елементів реагуючих речовин і продуктів реакції змінюється. Такі реакції

називають окисно-відновними.

Зміна ступеня окиснення атомів елементів пов'язана з тим, що валентні електрони від одних атомів або йонів переходять до інших або зміщуються. Прикладом окисно-відновних реакцій може бути реакція витиснення металу з розчину його солі іншим металом:



Металічний цинк виступає в ролі відновника, бо його атоми переходять у стан позитивного йона



і передають свої валентні електрони йону Купруму (II)



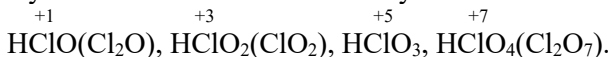
Отже, йони Купруму виступають у ролі окисника.

При складанні рівняння окисно-відновної реакції необхідно знати хімічні формули реагентів і продуктів реакції. Продукти реакції визначають дослідним шляхом: в деяких випадках їх можна передбачити, беручи до уваги властивості вихідних речовин. Якщо реакція відбувається в розчині, то в ній може брати участь вода.

Відомо два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: електронного балансу і йонно-електронний. Основою обох методів є те, що в окисно-відновних процесах загальна кількість електронів, що віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднує окисник.

**Речовини, до складу яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, тобто знижувати свій ступінь окиснення, називають окисниками.**

До окисників відносять прості речовини: кисень, вільні галогени, сірку, бо вони мають велику електронегативність. Окисниками є різні сполуки галогенів з позитивними ступенями окиснення, такі, як



До активних окисників належать також нітратна кислота, концентрована сульфатна кислота, солі металів з вищими ступенями

окиснення ( $\overset{+7}{\text{KMnO}_4}$ ,  $\overset{+6}{\text{Na}_2\text{MnO}_4}$ ,  $\overset{+6}{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ ,  $\overset{+3}{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$ , пероксиди  $\overset{-1}{\text{Na}_2\text{O}_2}$ ,  $\overset{-1/2}{\text{KO}_2}$ , оксиди металів з вищими ступенями окиснення ( $\overset{+4}{\text{PbO}_2}$ ,  $\overset{+4}{\text{MnO}_2}$ ,  $\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$ ,  $\overset{+6}{\text{CrO}_3}$  тощо).

**Речовини, що містять у своєму складі атоми, здатні віддавати**

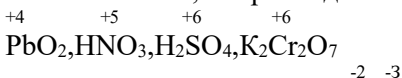
електрони і підвищувати свій ступінь окиснення, називають відновниками.

До відновників належать вільні метали, бо вони здатні лише віддавати електрони. Чим активніший метал, тим він і активніший відновник. Із сполук металів відновниками будуть ті, в яких той чи інший метал проявляє нижчий ступінь окиснення.

Так, у ролі відновників можуть виступати  $\overset{+2}{\text{FeSO}}_4, \overset{+1}{\text{CuCl}}, \overset{+2}{\text{SnCl}}_2$  та ін.

Відновниками можуть бути галогеноводні та галогеніди, в яких ступінь окиснення галогенів  $-1$ .

Речовини, що містять у своєму складі елементи з максимальним або мінімальним ступенями окиснення, можуть бути відповідно лише окисниками, наприклад:



або тільки відновниками:  $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}, \overset{-3}{\text{NH}_3}$ .

*Речовини, що містять у своєму складі елементи з проміжним ступенем окиснення, можуть бути як окисниками, так і відновниками, наприклад:  $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2$ .*

Окиснення завжди супроводжується відновленням. Один процес не може відбуватися без другого, тому що вони пов'язані лише з переміщенням матеріальних частинок — електронів, а не знищенням або створенням останніх. Ось чому в рівняннях окисно-відновних реакцій необхідно зрівнювати кількості відданих і приєднаних електронів за допомогою коефіцієнтів біля реагуючих атомів або йонів.

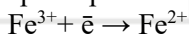
Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно встановити ступінь окиснення кожного елемента, що входить до складу реагуючих сполук і продуктів реакції.

Визначивши ступені окиснення, слід виділити ті атоми або йони, ступінь окиснення яких змінюється; зазначити окисник і відновник (якщо необхідно, то і середовище). Потім потрібно підібрати коефіцієнти в рівнянні реакції так, щоб загальна кількість відданих електронів дорівнювала загальній кількості приєднаних.

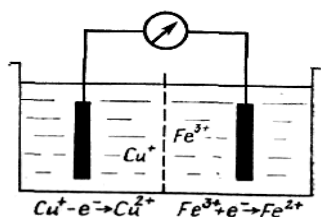
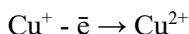
### 2.13.1 Окисно-відновні потенціали

Окисні та відновні властивості речовини залежать від того, наскільки легко атоми або йони, що входять у його склад, віддають або приймають електрони.

Здатність речовин приймати або віддавати електрони вимірюється їхнім окисно-відновним потенціалом. Його величина визначається експериментально за допомогою схеми гальванічного елемента. Схема найпростішого гальванічного елемента показана на мал. 54. Прямокутна посудина розділена на два осередки напівпроникною перегородкою. В посудини опущені електроди - платинові пластинки, з'єднані поза посудиною провідником. В одну посудину поміщений розчин солі тривалентного Феруму (наприклад,  $\text{FeCl}_3$ ), в іншу - розчин солі одновалентного Купруму ( $\text{CuCl}$ ). У цій системі  $\text{Fe}^{3+}$  служить окисником - приймаючи один електрон, він перетворюється в  $\text{Fe}^{2+}$ :



Відновником є йон  $\text{Cu}^+$ ; віддаючи електрон, він перетворюється в  $\text{Cu}^{2+}$ :



Мал. 54. Схема найпростішого гальванічного елемента

Перехід електронів від відновника до окисника відбувається не безпосередньо, а через платинові пластинки й з'єднуючий їхній провідник. Між електродами виникає різниця потенціалів, а в зовнішньому ланцюзі - електричний струм, який можна зареєструвати гальванометром. Електрони рухаються по провіднику від відновника до окисника. Відповідно до цього перший електрод вважається позитивним, а другий - негативним.

Потенціали виникають на електродах як результат окисно-відновного перетворення:  $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ . Кожна окисно-відновна пара -  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ ,  $\text{I}_2/2\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}/\text{S}^0$  і т.д. має свій окисно-відновний потенціал. Його не можна виміряти безпосередньо. Вдається виміряти тільки різницю потенціалів, що виникають на електродах. Щоб можна було порівнювати між собою потенціали різних пар та оцінювати окисні й відновні властивості різних речовин, вимірювання ведуть відносно стандартного електродного потенціалу. Цей електрод являє собою спеціально оброблену платинову пластинку, занурену в 1 н. розчин кислоти, через яку пропускають газоподібний водень. Потенціал окисно-відновної пари такого електрода  $\text{H}_2/2\text{H}^+$  умовно прирівнюють до

нуля і з ним порівнюють потенціали інших електродів.

У кожній окисно-відновній системі реагенти присутні і в окисненій, і у відновленій формі ( $\text{Fe}^{3+}$  і  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$  і  $\text{Cu}^{2+}$  і т.д.), причому співвідношення між ними змінюється. Величина потенціалу окисно-відновної пари виражається рівнянням Нернста:

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{\text{окисн.}}}{C_{\text{відновн.}}},$$

де  $E_0$  - стандартний (нормальний) електродний потенціал, виражений у вольтах (В);  $R$  - універсальна газова постійна, рівна 8,31 Дж/(моль);  $T$  - абсолютна температура, К;  $n$  - число електронів, що беруть участь у реакції;  $F$  - число Фарадея ( $9,65 \cdot 10^4$  Кл/моль). Після підстановки цих значень і переходу до десяткових логарифмів одержуємо (при  $25^\circ\text{C}$ ):

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{окисн.}}}{C_{\text{відновн.}}}.$$

Якщо концентрації окисненої й відновленої форм рівні, то рівняння Нернста прийме вид  $E = E_0$ , тобто окисно-відновний потенціал системи стане рівним стандартному потенціалу. Отже, стандартний (нормальний) потенціал системи - це електродний потенціал, виміряний при рівності концентрацій окисненої й відновленої форм. Наприклад:  $[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Fe}^{2+}]$  для системи  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ;  $G_{[\text{Cu}^+]} = [\text{Cu}^{2+}]$  для системи  $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$  і т.д.

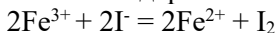
Стандартні (нормальні) електродні потенціали дозволяють кількісно оцінити активність окисників і відновників в окисно-відновних реакціях. Ці потенціали визначені для дуже великої кількості окисно-відновних пар.

### 2.13.2 Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій

За величинами стандартних потенціалів можна визначити напрямок окисно-відновної реакції. Чим вище стандартний потенціал, тим сильніше проявляються окисні властивості. Чим більше розходження стандартних потенціалів окисно-відновних пар, що беруть участь у реакції, тим більш ймовірність протікання такої реакції. При цьому пар з більшим потенціалом буде відігравати роль окисника, пара з меншим потенціалом - відновника.

Наприклад, щоб визначити можливість реакції між калій йодидом і ферум (III) хлоридом, потрібно виділити окисно-відновні

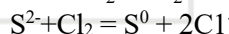
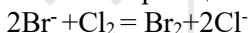
пари та зрівняти їхні стандартні потенціали:



За таблицями знаходимо: для пари  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$   $E_0' = 0,77$  В; для пари  $\text{I}_2/2\text{I}^-$   $E_0'' = 0,54$  В.

$E_0' > E_0''$ ; отже, реакція піде у бік окиснення йодид-йона, причому  $\text{Fe}^{3+}$  буде окисником.

Якщо в розчині присутні трохи відновників та окисників, то в першу чергу піде та реакція, якій відповідає найбільша різниця потенціалів. Наприклад, при додаванні хлорної води до розчину, що містить бромід- і сульфід-йони, можливі такі реакції:



За таблицями знаходимо: для пари  $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$   $E_0' = 1,087$  В, для пари  $\text{S}/\text{S}^{2-}$   $E_0'' = -0,48$  В, для пари  $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$   $E_0''' = 1,36$  В. У хлору найвищий окисно-відновний потенціал, і він буде окиснювати інші йони. Послідовність реакцій залежить від різниці потенціалів:

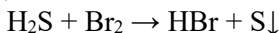
$$E_0''' - E_0' = 1,36 - 1,087 = 0,273 \text{ В,}$$

$$E_0''' - E_0'' = 1,36 - (-0,48) = 1,84 \text{ В.}$$

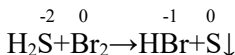
Спочатку піде реакція із сульфід-йонами. Тільки після її завершення будуть окиснюватися бромід-йони.

### 2.13.3 Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

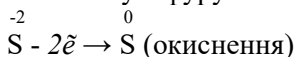
Простим прикладом окисно-відновної реакції може бути взаємодія гідрогенсульфіду з бромною водою, в результаті якої утворюється вільна сірка і бромоводень. Спочатку записують схему рівняння реакції:



Визначають ступені окиснення атомів елементів до реакції і після неї: зміна ступеня окиснення відбувається у Бром у і Сульфур у:



Ступінь окиснення Сульфур у змінюється від  $-2$  до  $0$ , тобто:

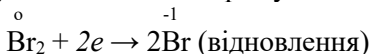


**Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається окисненням.**

Електрони, що віддає Сульфур, приєднують атоми Бром у:

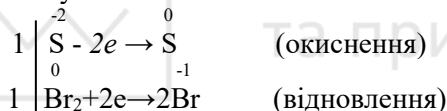


ступінь окиснення Броду змінюється від 0 до -1.



**Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається відновленням.**

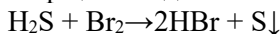
Підбирають стехіометричні коефіцієнти для сполук, атоми яких змінюють ступені окиснення. Для даної реакції баланс «електронного обміну» такий:



Враховуючи те, що кількість втрачених відновником електронів повинна дорівнювати кількості електронів, яку приєднує окисник, знаходять спільний множник для двох електронно-йонних рівнянь. Для даного випадку цей спільний множник дорівнює 2.

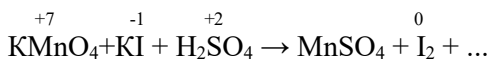
Отже, з однією молекулою  $\text{H}_2\text{S}$  в реакцію вступає одна молекула броду.

Знайдений коефіцієнт підставляють у схему реакції:



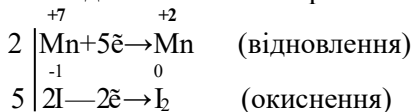
Розглянуте рівняння реакції є найпростішим прикладом окисно-відновного процесу. Тепер можна перейти до складніших окисно-відновних реакцій.

**Приклад.** Взаємодія калій перманганату з калій йодидом за наявності сульфатної кислоти призводить до знебарвлення малинового розчину і виділення йоду. Ця реакція відбувається за схемою:



Встановлюють, що ступінь окиснення Мангану змінився від + 7 до + 2, а Йоду від -1 до 0, тобто Манган відновився (калій перманганат — окисник), а Йод окиснився (калій йодид — відновник).

Щоб обчислити найважливіші коефіцієнти (перед окисником і відновником), необхідно скласти електронний баланс рівняння:



Оскільки кількість втрачених Йодом електронів повинна дорівнювати кількості електронів, що приєднує Манган, знаходять спільний множник для цих двох рівнянь. Рівність втрачених і приєднаних електронів буде тоді, коли 10 йодид-іонів віддадуть 10 електронів, а два йони Мангану приєднають 10 електронів.

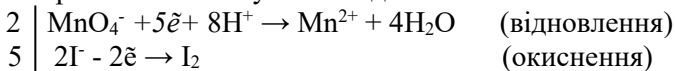
Отже, множники 2 і 5 визначають коефіцієнти відповідно біля Мангану та Йоду в рівнянні окисно-відновної реакції; ці коефіцієнти можуть бути перенесені в молекулярне рівняння як основні. Розглянуту реакцію можна записати так:



Нарешті, треба обчислити другорядні коефіцієнти, тобто ті, що стоять біля сполук з елементами, які не змінюють свої ступені окиснення. Треба врахувати кількість іонів  $\text{K}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ , Оксиген та йони Гідрогену. Сульфат-іони потрібні для зв'язування не тільки йона  $\text{Mn}^{2+}$ , а й Калію, йони Гідрогену зв'язують усі вісім атомів Оксигену у молекули води. Отже, рівняння матиме такий остаточний вигляд:

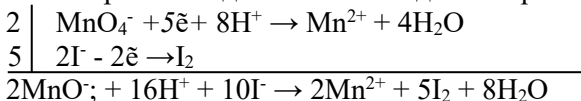


Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій краще застосовувати йонно-електронний метод; він більш правильно відображає суть процесу. Так, для розглянутої реакції йонно-електронні рівняння матимуть вигляд:



Перше рівняння процесу («напівреакції») відновлення перманганат-йона показує, що під час перетворення йона  $\text{MnO}_4^-$  в катіон  $\text{Mn}^{2+}$  чотири атоми Оксигену, що звільнились, мають зв'язатися в чотири молекули води. Для цього і потрібні вісім іонів Гідрогену. Друге рівняння процесу («напівреакції») окиснення Йоду показує, що цей процес відбувається без участі іонів Гідрогену.

Знаходять спільний множник для цих двох йонно-електронних рівнянь (двох «напівреакцій»), додають рівняння процесів відновлення і окиснення, враховуючи множники 2 і 5; одержують сумарне йонне рівняння даної окисно-відновної реакції:



Одержане рівняння реакції можна подати тепер і в молекулярній

формі:



На процес окиснення-відновлення дуже впливають концентрації окисника й відновника. Збільшення концентрації окисника або зменшення концентрації відновника збільшує окиснювальну дію окисника.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу іноді залежить від середовища. Наприклад, у кислому середовищі сильний окисник перманганат-йон  $\text{MnO}_4^-$  відновлюється до  $\text{Mn}^{2+}$ , у лужному середовищі йони Мангану  $\text{Mn}^{2+}$  легше стають відновниками,

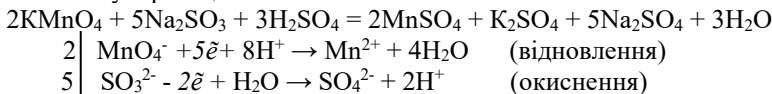
окиснюючись до  $\text{Mn}^{+4}$  (іноді до  $\text{Mn}^{+6}$ ). У нейтральному і слабколужному середовищах окиснення і відновлення сполук Мангану приводить до утворення манган (IV) оксиду. У сильнолужному середовищі сполуки Мангану окиснюються та відновлюються до манганат-йона ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ).

На практиці часто доводиться обчислювати еквівалент речовин не тільки за реакціями обміну, а й за окисно-відновними. Треба вміти визначити еквівалент відновника й окисника.

**Еквівалент речовини в окисно-відновних реакціях — це кількість речовини, що віддає або приєднує один електрон.**

**Молярна маса еквівалента речовини в реакціях окиснення — відновлення дорівнює молярній масі цієї речовини, поділеній на кількість електронів, які приєднує окисник або віддає відновник.**

Наприклад, потрібно знайти молярну масу еквівалента калій перманганату в реакції:



У цій реакції перманганат-йон відновлюється, приєднуючи 5 електронів, тому:

$$Mek(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,6}{5} = 31,6 \text{ г/моль}$$

#### 2.13.4 Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі

Окисно-відновні реакції широко застосовуються в хімічному аналізі для поділу йонів у ході систематичного аналізу та для відкриття йонів. Ряд методів у кількісному аналізі також оснований

на цих реакціях, наприклад: **перманганатометрія**, де як окисник використовують калій перманганат, у якому перманганат-йон відновлюється у дво- або чотиривалентний марганець; **йодометрія**, основана на взаємних окисно-відновних перетвореннях йоду і йодид-йона; **ванадометрія**, де для відновлення використовують солі двовалентного ванадію; **броматометрія**, основана на відновленні бромат-йона до бромід-йона; **хроматометрія**, основана на відновленні дихромат-йона в тривалентний хром; **цериметрія**, що використовує реакцію відновлення чотиривалентного церію в тривалентний.

На реакціях окиснення-відновлення засновані такі фізико-хімічні методи аналізу, як: потенціометрія, полярографія та деякі інші.

### **Контрольні питання**

1. Які реакції відносять до окисно-відновних?
2. Які речовини є окисниками?
3. Напишіть такі рівняння окисно-відновних реакцій:
  - а)  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - б)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - в)  $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
  - г)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - д)  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
  - е)  $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
  - є)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
  - ж)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
  - з)  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$

## Розділ III. Якісний аналіз

### 3.1. Загальні положення

Для виявлення та ідентифікації речовин можна скористатися різними хімічними, фізико-хімічними та фізичними методами. В даному курсі розглядаються переважно хімічні методи: на речовину, яку аналізують, діють різними аналітичними реагентами так, щоб одержати нові речовини, які можна легко розпізнати (ідентифікувати) і визначити склад. Інакше кажучи, хімічні методи якісного аналізу зводяться до вивчення реакцій речовини, яку аналізують, з певними реагентами. Такі реакції називаються аналітичними і їх поділяють на реакції виявлення (ідентифікації) та розділення (відділення). Мета реакцій виявлення - встановити присутність того чи іншого йона в розчині. Якщо одні йони заважають виявленню інших (присутніх у суміші), то їх слід розділити і тоді використовують реакції розділення (відділення).

Основні вимоги до аналітичних реакцій - чутливість і селективність. Важливими є також простота виконання, помітний аналітичний сигнал, добра відтворюваність.

*Чутливість* аналітичної реакції найчастіше характеризують такими параметрами:

$m$  - відкриваний мінімум (найменша кількість (маса) речовини, яку можна виявити даною реакцією); мікрограм, мкг ( $1 \text{ мкг} = 10^{-6} \text{ г}$ ), нанограм, нг ( $1 \text{ нг} = 10^{-9} \text{ г}$ ), пікограм, пг ( $1 \text{ пг} = 10^{-12} \text{ г}$ ).

$V$  - граничне розведення (число мілілітрів розчину, що містить 1 г речовини, при якому дану речовину ще можна виявити)

$C_{\min}$  - мінімальна концентрація речовини, при якій ще спостерігається ефект аналітичної реакції виявлення, г/см<sup>3</sup>, г/мл.

Знаючи один із способів вираження чутливості, можна вирахувати інші:

$$m = C_{\min} \cdot V \cdot 10^6,$$

де  $V$  - найменший об'єм досліджуваного розчину; см<sup>3</sup>.

Проте для повної характеристики чутливості реакції слід враховувати дуже велику кількість факторів (концентрації та об'єми розчинів реагентів та компонентів, які визначають, кислотність середовища, температуру, йонну силу розчину, наявність і концентрацію сторонніх йонів та ін.).

Методи аналізу залежно від кількості досліджуваної речовини,

об'єму розчину і техніки виконання класифікують так :

Таблиця 4

### Класифікація методів аналізу

Назва (прийнята раніше рекомендована IUPAC)	Маса досліджуваної речовини, г	Об'єм досліджуваної речовини, см <sup>3</sup>
Макро-(Грам)-метод	1-10	10-100
Напівмікро-(Сантиграм)- метод	0,05-0,50	1-10
Мікро-(Міліграм)-метод	$10^{-6}$ - $10^{-3}$	$10^{-4}$ - $10^{-1}$
Ультрамікро-(Мікрограм)- метод	$10^{-4}$ - $10^{-6}$	$10^{-6}$ - $10^{-4}$
Субмікро-(Нанограм)- метод	$10^{-12}$ - $10^{-9}$	$10^{-10}$ - $10^{-6}$
Субультрамікро- (Пікограм)-метод	$\leq 10^{-12}$	-

Крім того, речовини, що входять до складу зразка, що аналізується, залежно від їх вмісту, ділять на макро- (> 0,01 %) та мікро- (< 0,01 %) компоненти.

Селективність реакції визначається загальним числом йонів, які здатні давати схожий аналітичний ефект з одним і тим же реагентом. Чим із меншим числом йонів взаємодіє реагент, тим вищою вважається його селективність. Реакції, в яких реагент взаємодіє лише з одним йоном, називають специфічними. На жаль, таких реакцій дуже мало. Але, застосовуючи різні прийоми, селективність реакцій можна суттєво збільшити й наблизити їх до специфічних. Якщо це зробити не вдається, то для відділення сторонніх йонів від визначаючих (чи навпаки) слід використовувати реакції розділення (відділення). Основна вимога до таких реакцій - селективність і ефективність (повнота розділення).

Складність досліджуваної суміші та наявність селективних реакцій виявлення йонів визначають два можливі принципи побудови якісного аналізу: дрібний та систематичний. При дрібному аналізі кожний йон відкривають в окремій порції розчину на фоні інших супутніх компонентів. Реакції виявлення проводять з такими реагентами і за таких умов, коли з реактивом взаємодіє лише один із компонентів суміші - той, присутність якого виявляють. У даному методі аналізу супутні компоненти не відділяються, але допускається їх маскування введенням спеціальних (маскуючих)

реагентів.

Систематичний аналіз побудований на послідовному застосуванні реагентів, за допомогою яких досліджувана суміш розділяється на групи аж доти, доки не залишаються компоненти, що не заважають виявленню один одному.

Кожен із принципів якісного аналізу має свої переваги та недоліки. Так, дробний аналіз набагато простіший, швидший, але передбачає попередні відомості про складність досліджуваного об'єкта, можливу присутність того чи іншого йона. Дослідник, що проводить аналіз цим способом, повинен досконало знати властивості визначуваних речовин, можливості реакції виявлення, мати певні навички експериментальної роботи, а інколи - і хімічну інтуїцію. Систематичний аналіз здебільшого значно складніший і довготриваліший; він вимагає непростих попередніх операцій розділення (відділення) компонентів досліджуваної суміші. Результати, отримані таким чином, гарантують правильність аналізу (при умові виконання всіх рекомендованих процедур). Рекомендовані схеми виконання якісного аналізу сумішей йонів наводяться нижче.

### **3.2. Техніка виконання аналітичних реакцій виявлення**

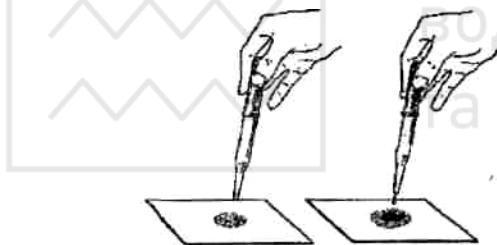
Мета реакцій виявлення - встановити присутність того чи іншого йона в зразку. Аналітичні реакції виявлення можна проводити з речовинами, що перебувають у твердому, рідкому, рідше - газоподібному стані. В першому випадку говорять про аналіз «сухим шляхом», який проводять пірохімічним методом (забарвлення полум'я чи утворення забарвлених перлів). Реакції з речовинами у розчиненому стані (аналіз «мокрим шляхом») зручніші і використовуються набагато частіше. Це можуть бути будь-які перетворення, що супроводжуються зміною фізичних властивостей речовин, які можна фіксувати або візуально, або за допомогою якогось приладу (спектральний, люмінесцентний аналіз).

*Реакції виявлення, що проявляються у зміні, появі чи зникненні кольору називаються якісними.*

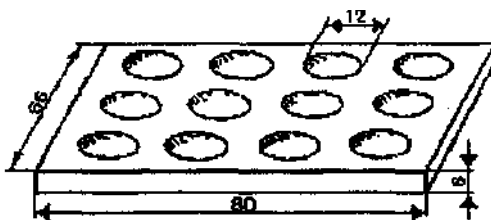
За технікою виконання ці реакції можна провести в пробірці, на папері чи на пластинці.

У пробірку вносять невеликий об'єм (до 1 мл) розчину досліджуваної речовини піпеткою, не торкаючись при цьому стінок

пробірки. При необхідності створюють кисле чи лужне середовище, а тоді добавляють рівний об'єм розчину реагенту. Вміст пробірок перемішують (обережним струшуванням або скляною паличкою). Спостерігають аналітичний ефект (наприклад, зміни, появи чи зникнення кольору), за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначаючого компонента.



Мал. 55. Техніка виконання реакцій на папері



Мал. 56. Пластинка для виконання краплинних реакцій

Досліджувану речовину набирають капіляром і наносять на *фільтрувальний папір* легким дотиком кінчика капіляра. Тоді таким же чином наносять розчин реагенту. Спостерігають аналітичний ефект зміни, появи чи зникнення кольору, за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначаючого компонента.

У заглиблення *пластинки* поміщають 1-3 краплі розчину досліджуваної речовини піпеткою, а тоді добавляють близький об'єм розчину реагенту. Спостерігають аналітичний ефект зміни, появи чи зникнення кольору, за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначаючого компонента.

#### **Реакції виявлення, що проявляються у появі осаду**

Такі реакції найзручніше проводити в пробірці. Для цього в



пробірку вносять невеликий об'єм (до 1 мл) розчину досліджуваної речовини піпеткою, не торкаючись при цьому стінок пробірки. При необхідності створюють кисле чи лужне середовище, а тоді добавляють рівний об'єм розчину реагенту.

Спостерігають аналітичний ефект появи мути чи осаду, за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента. При необхідності суміш переносять у центрифужну пробірку, останню ставлять у гніздо центрифуги і центрифугують протягом 1-3 хвилин (не забути зрівноважити іншою пробіркою з відповідним об'ємом води!). Після повної зупинки центрифуги пробірку виймають, розчин над осадом зливають, осад промивають і досліджують (колір, розчинність тощо).

**Реакції з виділенням газу.** Такі реакції проводять у пробірці або газовій камері.

У пробірку вносять невеликий об'єм (до 1 мл) розчину досліджуваної речовини піпеткою, не торкаючись при цьому стінок пробірки. Тоді добавляють рівний об'єм розчину реагенту і спостерігають аналітичний ефект (виділення газу). Ідентифікацію газу проводять за його фізичними (колір, запах) чи хімічними властивостями. В останньому випадку пробірку закривають пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з розчином відповідного реагенту. В деяких випадках наносять розчин реагенту на фільтрувальний папір, який підносять до отвору пробірки.

Іноді зручніше такі реакції проводити в газовій камері. Складають газову камеру з двох однакових скляних посудин (чашки Петрі, годинникові скельця). На внутрішню частину однієї посудини ставлять папірці, змочені розчином реагенту (або індикаторні папірці). На нижню частину другої посудини вносять розчини досліджуваної речовини та реагенту. Складають камеру і спостерігають аналітичний ефект на фільтрувальному (чи індикаторному) папері.

**Мікрокристалоскопічна реакція.** По одній краплі розчинів досліджуваної речовини та реагенту наносять на предметне скло за допомогою піпеток чи скляних паличок. Тоді краплі з'єднують, не перемішуючи, скляною паличкою і через кілька хвилин спостерігають під мікроскопом аналітичний ефект (форму та колір утворених кристалів осаду).

**Екстракційна реакція.** Такі реакції найзручніше проводити в

пробіріці з пришліфованою пробкою чи ділильній лійці. Для цього вносять невеликий об'єм розчину досліджуваної речовини піпеткою і, при необхідності, створюють кисле чи лужне середовище. Тоді додають близький об'єм розчину реагенту і суміш перемішують. Після цього доливають органічного розчинника (екстрагента), закривають посудину пробкою і струшують. Фіксують зміну кольору однієї з фаз. При необхідності фази розділяють у ділильній лійці.



Мал.57. Ділильна лійка

**Розтирання сухих речовин.** У фарфоровий тигель (можна скористатись також фарфоровими чашкою чи пластинкою) поміщають кілька кристалів досліджуваної

Таблиця 5  
Виявлення йонів методом розтирання порошку

Іон	Реактив	Продукт реакції	Колір
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{NH}_4\text{SCN}$	$\text{Fe}(\text{NCS})_3$	Червоний
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{CdS}$	Жовтий
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{KI}$	$\text{HgI}_2$	Оранжевий
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{BaCrO}_4$	Жовтий
$\text{Br}^-$	$\text{AgNO}_3$	$\text{AgBr}$	Жовтий
$\text{I}^-$	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	$\text{HgI}_2$	Оранжевий

речовини і реагенту, а тоді добре розтирають суміш у фарфоровій ступці. Спостерігають появу чи зміну кольору суміші і роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента в досліджуваній речовині.

**Метод забарвлення полум'я.** Платинову чи ніхромову дротинку зі спіраллю опускають в концентровану хлоридну кислоту і прожарюють в полум'ї пальника. Тоді на петлю розжареної дротинки поміщають порошок аналізованої речовини і вносять її у малозабарвлене (аналітичне) полум'я пальника (спиртівки). Фіксують зміну забарвлення полум'я, за яким судять про присутність (відсутність) визначуваного компонента в досліджуваній речовині.



Мал. 58. Дротина для дослідження речовин методом забарвлення полум'я

**Метод забарвлення перлів.** Платинову чи нікелову дротину зі спіраллю опускають в розчин концентрованої хлоридної кислоти і

Таблиця 7

Виявлення речовин за їх здатністю забарвлювати полум'я

Елемент	Забарвлення полум'я	Елемент	Забарвлення полум'я
Li	Карміново-червоне	Ba	Жовто-зелене
Na	Жовте	Cu	Зелене
K	Фіалкове	Bi	Зелене
Ca	Цегляно-червоне	Pb	Блакитне
Sr	Карміново-червоне	As	Блакитне

Таблиця 7

Колір перлів сполук деяких елементів наводиться в табл. 8.

Таблиця 8

Колір перлів сполук деяких елементів

Елемент	Гарячий перл	Холодний перл
Cu	Зелений	Блакитний
Co	Блакитний	Блакитний
Fe	Жовтий	Жовто-червоний
Sr	Зелений	Зелений
Ni	Жовтий	Коричневий
Mn	Фіалковий	Фіалковий
Bi, Sb	Жовтий	Безбарвний

прожарюють у полум'ї пальника. Тоді на петлю розжареної дротинки поміщають небагато сухої бури (можна гідрогенфосфату натрію-амонію) і визначуваної речовини і нагрівають у полум'ї пальника (спиртівки) до розплавлення й утворення склоподібної маси (перла). Фіксують колір перла й роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента в досліджуваній речовині.

**Техніка виконання операцій розділення речовин.** Чимало реакцій виявлення речовин є недостатньо селективними і тому

малопродатними, особливо при необхідності аналізу складних сумішей речовин. В багатьох випадках цьому можна зарадити використанням маскуючих агентів - речовин, що зв'язують сторонні компоненти в комплексні сполуки, які не заважають аналізу. Проте цього вдається досягти далеко не завжди. В таких випадках перед проведенням реакцій виявлення доводиться проводити попереднє розділення компонентів досліджуваної речовини (відділення сторонніх компонентів чи компонентів, які визначають). Одним із випадків розділення можна вважати концентрування. Фізико-хімічні принципи, що лежать в основі обох методів, ідентичні. У загальному випадку після концентрування досягається зменшення межі виявлення. Метою ж розділення є спрощення методів визначення вмісту аналізуючих речовин. Класифікація методів розділення та концентрування за фазовим станом наводиться в табл. 5. Найбільш поширеними в якісному аналізі є методи осадження, випаровування, екстракції, сорбції.

Розділення речовин методом *осадження* (співосадження) проводять у пробірках - звичайних чи центрифужних, в які поміщають розчин досліджуваної суміші та реагенту. При необхідності створюють кислотність середовища чи нагрівають суміш на водяній бані.

**Обов'язково перевіряють повноту осадження!** Для цього в пробірку з фільтратом (після відділення осаду центрифугуванням) додають краплю реагенту-осаджувача. При утворенні мути додають ще розчин реагенту, перемішують, центрифугують і знову перевіряють повноту осадження. Відділення осаду здійснюють центрифугуванням чи фільтруванням.

**Центрифугування.** У гнізда центрифуги (мал. 59) поміщають парне число центрифужних пробірок (одну проти одної), із приблизно однаковим об'ємом розчинів. Якщо відділяють розчин від осаду в одній пробірці, то в другу наливають такий же об'єм води. Закривають центрифугу кришкою і включають на 1-3 хвилини. Після повної зупинки виймають пробірку й обережно зливають фільтрат, відділяючи його від осаду.



Мал. 59. Центрифуга

**Категорично забороняється зупиняти центрифугу рукою чи якимось предметом!**

Для розділення речовин методом *екстракції* найзручніше скористатися ділильною лійкою. Для цього вносять розчин досліджуваної речовини, додають рівний об'єм розчину реагенту і суміш перемішують. Після цього доливають органічного розчинника (екстрагенту), закривають посудину пробкою і струшують. Після встановлення рівноваги фази розділяють у ділильній лійці. (Внизу завжди буде фаза з більшою густиною!).

**Фільтрування** можна проводити різними способами:

1. Кружок фільтрувального паперу складають вчетверо й обрізують ножицями, щоб складений фільтр не доходив до країв лійки на кілька міліметрів. Один шар відділяють від інших і отриманий таким чином конус вкладають у скляну лійку. Змочивши фільтр дистильованою водою, притискають його до стінок лійки, тоді вливають суміш, що потребує розділення, і фільтрують. Для прискорення фільтрування можна скористатися насосом.

2. Фільтрування через вату. В нижній кінець піпетки вставляють вату і набирають розчин, затримуючи осад на ваті.

**Промивання і розчинення осадів.** Відділений від розчину осад, який потребує подальшого дослідження, добре промивають на фільтрі водою чи розчином якогось реагенту. Зручно для цього скористатись промивалкою. При центрифугуванні фільтрат відділяють обережним зливанням із пробірки, а до осаду додають води чи розчину потрібного реагенту. Добре перемішують скляною паличкою і знову центрифугують. Таку операцію повторюють кілька разів.

Осад розчиняють на фільтрі чи в центрифужній пробірці, додаючи краплями розчинник і помішують скляною паличкою (у пробірці).

Для розділення речовин методом *випаровування* їх розчини в пробірках нагрівають на водяній бані (але не на відкритому вогні). Зручно скористатись склянкою, а також фарфоровими тиглем чи чашкою, які можна нагрівати на електроплитці, повітряній чи піщаній бані. Залишок після випаровування розчиняють і аналізують. **Обов'язково перевіряють повноту розділення речовин!**

### **3.3. Розподіл катіонів на аналітичні групи за кислотно-лужною**

### класифікацією

Для зручності проведення аналізу катіони поділяють на окремі аналітичні групи. *Аналітична група — це група катіонів, яка з певним реактивом (за певних умов) дає подібні аналітичні реакції.* Відомі дві класифікації: *сульфідна та кислотно-лужна.*

Сульфідна класифікація ґрунтується на неоднаковій розчинності карбонатів і сульфідів металів.

За кислотно-лужною класифікацією катіони розподіляються на групи щодо їх відношення до сульфатної, хлоридної кислот, їдких лугів та до амоніаку.

Аналіз катіонів із застосуванням гідрогенсульфіду (за сульфідною класифікацією) має ряд недоліків, найголовнішим з яких є робота із гідрогенсульфідом, що шкідливо для здоров'я; роботу треба виконувати в лабораторії, устаткованій доброю витяжною системою. Виходячи з цього, краще аналіз катіонів проводити за кислотно-лужною класифікацією.

Перша група катіонів ( $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$ ) не має групового реактиву; катіони цієї групи не осаджуються ні мінеральними кислотами, ні лугами.

Катіони другої групи ( $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $[Hg_2]^{2+}$ ) осаджуються хлоридною кислотою.

Катіони третьої групи ( $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ) осаджуються сульфатною кислотою.

Четверту групу утворюють катіони ( $Zn^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Sn$  (IV),  $As$  (III),  $As$  (V)), які не випадають в осад при добавлянні надлишку лугу.

Катіони п'ятої групи ( $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Bi^{3+}$ ,  $Sb$  (III),  $Sb$  (V)) осаджуються розчином лугу.

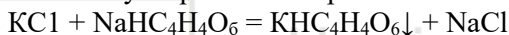
Шосту групу утворюють катіони ( $Hg^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ), що утворюють гідроксиди, розчинні в надлишку 25 %-вого розчину амоніаку (утворюються аміакати).

#### 3.4. Перша аналітична група катіонів ( $K^+$ , $Na^+$ , $NH_4^+$ )

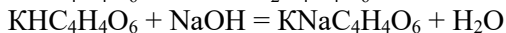
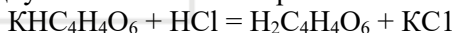
До першої групи катіонів відносять катіони Калію, Натрію, амонію. Вони характеризуються тим, що майже усі їхні солі добре розчинні у воді: у водному розчині катіони Натрію, Калію, амонію безбарвні. Групового реактиву катіони першої групи не мають. В аналізі катіонів першої групи як характерні реактиви використовують комплексні солі (натрій гекса-нітрокобальтат (III))

та гідрогенсолі (натрій гідрогентартрат).

**Реакції катіона  $K^+$ .** 1. Натрій гідрогентартрат  $NaHC_4H_4O_6$  з розчинами солей Калію утворює білий кристалічний осад:



Утворений осад — кисла сіль тартратної кислоти; сама  $H_2C_4H_4O_6$ , її середні солі ( $K_2C_4H_4O_6$ ,  $Na_2C_4H_4O_6$ ,  $(NH_4)_2C_4H_4O_6$ ), подвійна сіль  $KNaC_4H_4O_6$ , а також натрій гідрогентартрат  $NaHC_4H_4O_6$  добре розчинні у воді. Калій гідрогентартрат  $KHC_4H_4O_6$  і амоній  $NH_4HC_4H_4O_6$  — малорозчинні сполуки. Під час дії сильної кислоти або луку калій гідрогентартрат розчиняється. Реакції розчинення відбуваються за такими рівняннями:

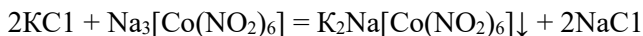


Слід пам'ятати, що калій гідрогентартрат розчиняється під час нагрівання розчину, реакція його утворення відбувається в концентрованих розчинах йонів  $K^+$ . Тому при виявленні йонів  $K^+$  за допомогою натрій гідрогентартрату треба додержуватись таких умов: а) реакцію проводити в слабкокислому середовищі; б) концентрація йонів  $K^+$  повинна бути достатньо високою; в) реакцію потрібно проводити при охолодженні, у відсутності йонів  $NH_4^+$ .

**Дослід.** До 1 мл розчину солі калію доливають 1 мл 1 М розчину  $NaHC_4H_4O_6$ .

Осад утворюється не відразу: щоб почалась кристалізація утвореного пересиченого розчину, треба скляною паличкою потерти стінки пробірки. Впевнюються, що осад кристалічний, і досліджують, як впливають кислоти ( $HCl$ ) та луки ( $NaOH$ ) на розчинність гідрогентартрату калію.

2. Комплексна сіль натрій гексанітрокобальтат (III) (розчин реактиву – натрій гексанітрокобальтату (III) – готують так: розчиняють 30 г кобальту (II) нітрату ( $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ) у 60 мл води. Окремо в 100 мл води розчиняють 50 г натрій нітрату. Обидва розчини змішують і додають до суміші 10 мл розчину безводної ацетатної кислоти. Суміш відстоюють протягом доби, відфільтровують і зберігають у склянках з темного скла (не довше двох тижнів).  $Na_3[Co(NO_2)_6]$  з катіонами  $K^+$  утворює жовтий дрібнокристалічний осад подвійної комплексної солі  $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ :



Наявність лугів заважає реакції, тому що луги розкладають реактив з утворенням темно-бурого осаду  $\text{Co}(\text{OH})_3$ :



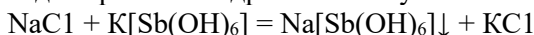
Катіон  $\text{NH}_4^+$  утворює такий самий осад з реактивом, як і катіон  $\text{K}^+$ . Утворенню подвійної солі  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  заважають і сильні кислоти, тому реакцію виявлення йонів  $\text{K}^+$  за допомогою натрій гексанітрокобальтату (III) треба проводити за таких умов: а) у слабкокислому середовищі; б) у відсутності катіона амонію; в) у більш-менш концентрованих розчинах йонів  $\text{K}^+$ .

**Дослід.** До 1 мл розчину солі Калію, в якому немає йонів амонію, додають 2 н розчин ацетатної кислоти до кислої реакції і кілька крапель (2-3) розчину натрій гексанітрокобальтату (III). Випадання жовтого осаду — ознака наявності йонів Калію. Осад досліджують на вплив лугу, сильної кислоти, нагрівання.

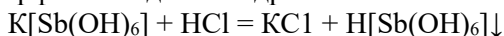
3. Забарвлення полум'я. Солі Калію забарвлюють безбарвне полум'я газового пальника у фіолетовий колір.

**Дослід.** Платиновий (або сталевий) дріт вміщують у розчин солі Калію і переносять його в полум'я пальника. Блідо-фіолетове забарвлення полум'я свідчить про наявність йонів Калію.

**Реакції катіона  $\text{Na}^+$ .** 1. Комплексна сіль калій гексагідроксостибат  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$  з розчинами солей Натрію у нейтральному або слабколужному середовищі утворює білий кристалічний осад натрій гексагідроксостибату:



Осад натрій гексагідроксостибату у кислому середовищі не утворюється, бо реактив  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$  розкладається кислотами, утворюючи аморфний осад гексагідроксостибатної кислоти:



Солі амонію також заважають проведенню реакції, бо вони гідролізують, утворюючи йони Гідрогену:



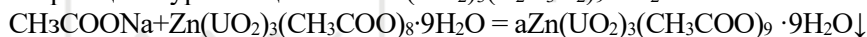
Під час проведення цієї реакції потрібно додержувати таких умов: а) концентрація солі Натрію в розчині повинна бути досить високою (розведені розчини концентрують випарюванням); б) реакцію проводять на холоді; в) солі амонію повинні бути відсутніми; г) реакцію треба проводити в нейтральному або слабколужному середовищі.

**Дослід.** До 1 мл нейтрального або слабколужного розчину солі Натрію додають 1 мл розчину  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$  і скляною паличкою



туть об стінки пробірки. Випадання кристалічного осаду свідчить про наявність йонів  $\text{Na}^+$ . Досліджують розчинність осаду в кислотах і під час нагрівання.

2. Цинк-уранілацетат  $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3 \cdot (\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_8$  є подвійною сіллю Цинку та катіона уранілу  $\text{UO}_2^{2+}$  з ацетатною кислотою. У нейтральному або слабкокислому середовищі (ацетокиислому) з солями Натрію він утворює зеленувато-жовтий кристалічний осад натрій-цинк-уранілацетат  $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_9 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ :



**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину (якщо розчин кислий — нейтралізують амоніаком, надлишок амоніаку — ацетатною кислотою) додають 2 мл розчину цинк-ураніл-ацетату і туть стінки пробірки скляною паличкою. Випадання кристалічного зеленувато-жовтого осаду свідчить про наявність йонів  $\text{Na}^+$ .

3. Забарвлення полум'я. Солі Натрію забарвлюють безбарвне полум'я газового пальника в жовтий колір. Ця реакція дуже чутлива і характерна для Натрію.

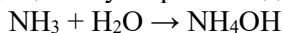
**Дослід.** Платинову дротинку вміщують у досліджуваній розчин або в суху речовину і потім вносять у полум'я.

Забарвлення полум'я в жовтий колір свідчить про наявність йонів  $\text{Na}^+$ .

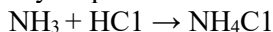
**Реакції катіона  $\text{NH}_4^+$ .** 1. Їдкі луги при нагріванні з розчинами солей амонію виділяють амоніак



Амоніак можна виявити за запахом і відповідними реакціями. Червоний лакмусовий папірець, змочений водою, синіє у парі амоніаку, тому що він утворює з водою луг:



Амоніак можна виявити і за допомогою скляної палички, змоченої концентрованою хлоридною кислотою: з'являється білий «дим» внаслідок утворення амоній хлориду:



**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину додають 1 мл 2 н розчину натрій гідроксиду. На пробірку зверху кладуть змочений водою лакмусовий папірець і нагрівають пробірку. За наявності йонів  $\text{NH}_4^+$  лакмусовий папірець посиніє. Можна виявити йони амонію і за появою білого «димув» при піднесенні до отвору пробірки скляної палички, змоченої концентрованою хлоридною

кислотою.

2. Реактив Несслера (суміш комплексної солі  $K_2[HgI_4]$  з  $KOH$ ) утворює з катіоном амонію червоно-бурий осад дийододимеркурамонію  $NH_2Hg_2I_3$ :



Реакція дуже чутлива і може бути використана для виявлення навіть «слідів» йонів  $NH_4^+$ .

Умови проведення досліду: а) необхідно брати надлишок реактиву Несслера, тому що осад розчиняється в солях амонію; б) виявленню йонів  $NH_4^+$  заважають катіони  $Fe^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$  та ін.

### Контрольні запитання

1. Напишіть рівняння реакції виявлення катіона Калію за допомогою натрій гідрогентартрату. Які солі називаються кислими?

2. Чому реакцію виявлення йонів  $K^+$  за допомогою натрію гідрогентартрату треба проводити: а) в слабкокислому середовищі; б) при відсутності йонів амонію?

3. Напишіть рівняння реакції виявлення катіона  $K^+$  за допомогою реактиву натрій гексанітрокобальтату (III). Чому наявність лугів заважає реакції? Як впливають сильні кислоти на перебіг реакції?

4. Напишіть рівняння реакції виявлення катіона  $Na^+$  за допомогою калій гексагідроксостибату. Чому реакцію необхідно проводити в нейтральному або слабколужному середовищі? Як впливає наявність йонів  $NH_4^+$  на реакцію?

5. Напишіть рівняння реакції виявлення катіона  $Na^+$  за допомогою цинкураніацетату. До якого класу неорганічних сполук належить цей реактив?

6. У який колір забарвлюють полум'я солі Калію та солі Натрію?

7. За допомогою яких реакцій можна виявити катіон  $NH_4^+$ ?

### 3.5. Систематичний хід аналізу суміші катіонів першої аналітичної групи

**Хід роботи:** Досліджуваний розчин суміші катіонів поділяють на три рівні частини. Для аналізу беруть одну частину розчину, другу використовують при потребі для перевірки правильності результатів, третю залишають як контрольну.

Спочатку виявляють наявність йонів амонію  $NH_4^+$ . Для цього в окрему пробірку відливають 1-2 мл досліджуваного розчину і проводять реакцію з  $NaOH$ , характерну для йонів  $NH_4^+$ .

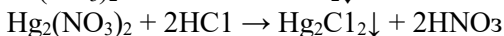
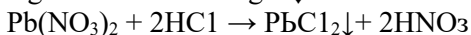
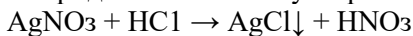
Якщо йони  $NH_4^+$  виявлені, то перед тим, як виявляти катіони

Калію, катіони амонію потрібно видалити. Відливають 2-3 мл досліджуваного розчину в фарфорову чашку, випарюють з нього воду, і сухий залишок прожарюють до припинення виділення білого диму (солей амонію). Після прожарювання чашку охолоджують, приливають 1-2 мл води, розчиняють твердий залишок і фільтрують. Добутий фільтрат розливають у дві пробірки. В одній пробірці виявляють катіон  $K^+$  (краще це зробити за допомогою натрій гексанітрокобальтату (III)), а в другій — катіон  $Na$  (за допомогою калій гексагідроксостибату чи цинк-уранілацетату).

Якщо в досліджуваному розчині йонів  $NH_4^+$  не виявлено, то катіони  $K^+$  і  $Na^+$  виявляють характерними реакціями безпосередньо в окремих порціях розчину.

### 3.6. Друга аналітична група катіонів ( $Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $Hg^{2+}$ )

До другої аналітичної групи відносять катіони  $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ , які при взаємодії з хлоридною кислотою утворюють осади:



Таким чином, катіони другої аналітичної групи можна відокремити хлоридною кислотою від катіонів усіх інших аналітичних груп.

Розчинність хлоридів катіонів другої аналітичної групи різна: розчинність п्लомбум (II) хлориду значно більша розчинності аргентум хлориду і меркурій (I) хлориду. (Розчинність  $PbCl_2$  за температури  $20^\circ C$  - 11,0 г/л,  $AgCl$  -  $1,8 \cdot 10^{-3}$  г/л,  $Hg_2Cl_2$  —  $2,0 \cdot 10^{-4}$  г/л). Крім цього, за нагрівання розчину до  $100^\circ C$  розчинність п्लомбум (II) хлориду зростає у три рази (розчинність аргентум хлориду та меркурій (I) хлориду не змінюється), цю властивість використовують для відокремлення катіона  $Pb^{2+}$  від  $Ag^+$  і  $Hg^{2+}$ .

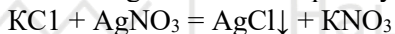
Аргентум хлорид добре розчиняється в розчині амоніаку з утворенням комплексної солі.

Меркурій (I) хлорид під час взаємодії з розчином амоніаку утворює димеркуроамоній хлорид, який розкладається на малорозчинний меркуроамоній білого кольору і металічну ртуть чорного кольору за таким рівнянням реакції:



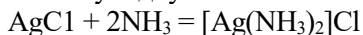
Реакції взаємодії аргентум хлориду та меркурій(І)хлориду з амоніаком дають можливість відокремити катіон  $\text{Hg}_2^{2+}$  від катіона  $\text{Ag}^+$ .

**Реакції катіона  $\text{Ag}^+$ .** 1. Хлоридна кислота і розчинні хлориди утворюють з катіоном  $\text{Ag}^+$  білий осад аргентум хлориду:

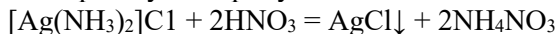


Аргентум хлорид не розчиняється у розведених кислотах ( $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), легко розчиняється в розчинах амоніаку, амоній карбонату, калій ціаніду, натрій тіосульфату. При нагріванні аргентум хлорид розчиняється в концентрованих розчинах хлоридів лужних металів і в концентрованій хлоридній кислоті з утворенням комплексних йонів  $[\text{AgCl}_3]^{2-}$ .

Реакція розчинення аргентум хлориду в амоніаку з утворенням комплексного аміаку відбувається за таким рівнянням:

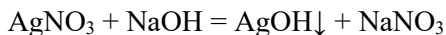


Якщо до утвореного аміачного розчину додати кислоту, то знову випадає осад аргентум хлориду:

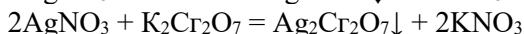
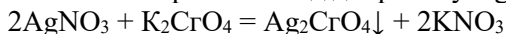


**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину доливають 1 мл розведеної хлоридної кислоти (2н), утвореному осадку дають відстоятися 1-2 хв, рідину над осадом зливають і додають краплями амоніак до повного розчинення осадку і появи запаху амоніаку. Прозорий амоніачний розчин підкислюють 2н розчином  $\text{HNO}_3$ . За наявності йонів  $\text{Ag}^+$  випадає білий осад аргентум хлориду.

2. Їдкі луги утворюють з катіоном  $\text{Ag}^+$  білий осад аргентум гідроксиду  $\text{AgOH}$ , який швидко розкладається з утворенням бурого осадку  $\text{Ag}_2\text{O}$ :



3. Калій хромат  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  і калій дихромат  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  утворюють з катіоном Аргентуму відповідно цеглисто-червоний осад аргентум хромату  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  і темно-червоний осад дихромату  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :

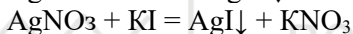
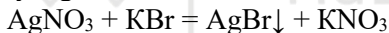


Утворені осадки добре розчиняються в нітратній кислоті й амоніаку, погано — в ацетатній кислоті.

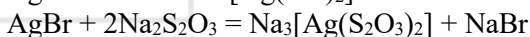
**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину додають 1 мл розчину калій хромату. Випадання темно-червоного осадку, нерозчинного в ацетатній кислоті, свідчить про наявність катіонів

Ag<sup>+</sup>. Досліджують розчинність осаду в амоніаку та нітратній кислоті.

4. Калій бромід та калій йодид утворюють з Ag<sup>+</sup> відповідно блідо-жовтуватий осад аргентум бромід AgBr та жовтий осад аргентум йодиду AgI:

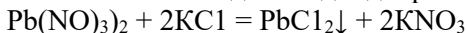


Аргентум бромід не розчиняється у розбавленій кислоті, погано розчиняється в амоніаку, добре розчиняється в калій ціаніді та натрій тіосульфаті з утворенням комплексних солей:



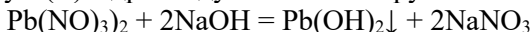
На відміну від аргентум хлориду аргентум йодид практично не розчиняється в амоніаку і добре розчиняється у калій ціаніді та натрій тіосульфаті з утворенням комплексних сполук.

**Реакції катіона Pb<sup>2+</sup>.** 1. Хлоридна кислота і розчинні хлориди утворюють з катіоном Pb<sup>2+</sup> білий осад плюмбум(II) хлориду PbCl<sub>2</sub>, який погано розчиняється в холодній воді і добре в гарячій:

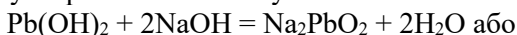


Плюмбум (II) хлорид гірше розчиняється у розбавленій хлоридній кислоті або в розчині натрій хлориду (дія однойменного йона), ніж у воді.

2. Їдкі луги в еквівалентній кількості осаджують йон Pb<sup>2+</sup> у вигляді плюмбум (II) гідроксиду білого кольору:

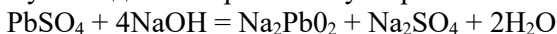


Під час дії надлишку лугу плюмбум гідроксид (як амфотерний) розчиняється з утворенням плюмбіту:

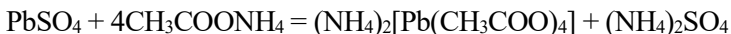


Плюмбум (II) гідроксид добре розчиняється в нітратній кислоті.

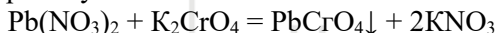
3. Сульфатна кислота і розчинні сульфати осаджують катіон Pb<sup>2+</sup> у вигляді білого осаду PbSO<sub>4</sub>, який не розчиняється у розбавленій сульфатній кислоті. Плюмбум (II) сульфат легко розчиняється в лугах під час нагрівання з утворенням плюмбітів:



У гарячих концентрованих розчинах амоній ацетату (амоній тартрату) PbSO<sub>4</sub> розчиняється з утворенням комплексної сполуки амоній тетраацетоплюмбату:

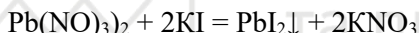


4. Калій хромат  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  утворює з катіоном  $\text{Pb}^{2+}$  жовтий осад плюмбум (II) хромату:

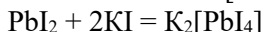


Осад плюмбум (II) хромату добре розчиняється в їдких лугах (з утворенням плюмбітів), погано розчиняється у розбавленій нітратній кислоті і не розчиняється у воді.

5. Калій йодид  $\text{KI}$  з катіоном  $\text{Pb}^{2+}$  утворює жовтий осад плюмбум (II) йодиду:

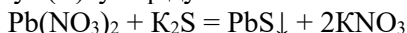


Плюмбум (II) йодид розчиняється в надлишку калій йодиду з утворенням комплексної солі  $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$ :



Плюмбум (II) йодид розчиняється у гарячій воді. Після охолодження він знову випадає в осад у вигляді золотистих кристалів. Цією реакцією виявляють йон  $\text{Pb}^{2+}$  за наявності катіонів усіх аналітичних груп.

6. Калій сульфід (сірководень) осаджує катіон  $\text{Pb}^{2+}$  з нейтрального, лужного або слабкокислого розчинів у вигляді чорного плюмбум(II)сульфіду:



Плюмбум (II) сульфід не розчиняється у розбавлених кислотах ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), їдких лугах і сульфідах лужних металів. Він легко розчиняється у гарячій розбавленій нітратній кислоті за таким рівнянням:



### Контрольні питання

1. Напишіть рівняння реакцій взаємодії катіонів другої аналітичної групи із хлоридною кислотою. Як можна розділити ці хлориди?
2. Напишіть рівняння реакцій взаємодії катіонів  $\text{Ag}^+$  та  $\text{Pb}^{2+}$  з їдким лугом. До якого класу неорганічних сполук належать утворені гідроксиди?
3. Чому аргентум хлорид добре розчиняється у розчині амоніаку, а аргентум бромід погано?
4. Яка реакція виявлення катіона  $\text{Ag}^+$ , на ваш погляд, найбільш чутлива? Назвіть найбільш чутливу реакцію виявлення катіона  $\text{Pb}^{2+}$ .

## 3.7. Систематичний хід аналізу суміші катіонів другої аналітичної групи

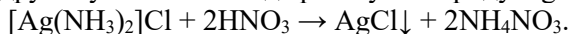
Немає ні одного реактиву, яким би можна було виявити той чи інший катіон другої аналітичної групи за наявності інших катіонів. Тому для аналізу катіонів другої аналітичної групи необхідно поступово виділити кожний катіон із суміші, а потім його виявляти.

**Хід роботи.** У конічну колбу вміщують досліджуваний розчин, додають 2 н розчин хлоридної кислоти. Утворений осад хлоридів центрифугують і промивають холодною водою. Центрифугат та промивні води не використовують. Промитий осад обробляють гарячою водою: п्लомбум (II) хлорид переходить у розчин, а аргентум хлорид і меркурій (I) хлорид залишаються в осаді.

У центрифугаті відкривають катіон  $Pb^{2+}$ , краще це зробити за допомогою калію йодиду. За наявності йона  $Pb^{2+}$  утворюється жовтий осад  $PbI_2$ , який під час нагрівання розчиняється, а під час охолодження знову випадає у вигляді золотистих кристалів.

В осаді виявляють катіони  $Ag^+$  та  $[Hg_2]^{2+}$ . Для цього до осаду приливають краплями розчин амоніаку. Якщо наявні катіони  $[Hg_2]^{2+}$ , то осад почорніє. Аргентум хлорид під дією амоніаку переходить у розчин у вигляді комплексного аміаку  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ , а сіль  $[HgNH_2]Cl$  і ртуть залишаються в осаді. Осад відокремлюють.

Центрифугат розділяють на дві частини, до однієї з них додають калій йодид, до іншої — нітратну кислоту. За наявності йонів  $Ag^+$  у першому випадку утворюється жовтий осад аргентум йодиду  $AgI$ , у другому — білий осад аргентум хлориду  $AgCl$ .



### 3.8. Третя аналітична група катіонів ( $Ba^{2+}$ , $Sr^{2+}$ , $Ca^{2+}$ )

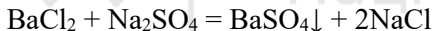
Розведена сульфатна кислота може бути груповим реактивом на катіони третьої аналітичної групи: йон  $SO_4^{2-}$  утворює з катіонами  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  білі осад. З підвищенням температури розчинність солей  $BaSO_4$ ,  $SrSO_4$ ,  $CaSO_4$  змінюється мало. Розчинність сульфатів зменшується в ряду від кальцію, стронцію до барію.

Натрій карбонат (або амоній) осаджує з нейтральних розчинів катіони  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  у вигляді білих карбонатів, які добре розчиняються у мінеральних кислотах.

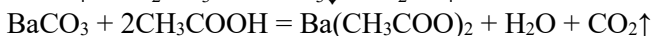
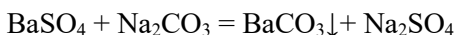
Усі катіони третьої аналітичної групи двовалентні і безбарвні, їхні солі можуть бути забарвленими лише тоді, коли вони утворені забарвленими аніонами.

**Реакції катіона  $Ba^{2+}$ .** Для виявлення йонів барію використовують реакції утворення важкорозчинних сполук:

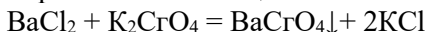
1. Сульфатна кислота і розчинні сульфати утворюють з йонами  $Ba^{2+}$  білий дрібнокристалічний осад  $BaSO_4$ , який практично не розчиняється у воді:



Реакція утворення барій сульфату дуже чутлива, але виявленню йона  $Ba^{2+}$  заважають йони  $Sr^{2+}$  і  $Ca^{2+}$ , які теж утворюють малорозчинні сульфати. Барій сульфат не розчиняється у розбавлених кислотах і лугах, ця сіль помітно розчиняється в концентрованій сульфатній кислоті з утворенням барій гідрогенсульфату  $Ba(HSO_4)_2$ . Барій сульфат переводять у розчин нагріванням його з насиченим розчином натрій карбонату, в результаті чого утворюється барій карбонат, який розчиняють у ацетатній кислоті:

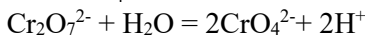


2. Калій хромат утворює з катіонами  $Ba^{2+}$  жовтий осад барій хромату, який не розчиняється в ацетатній кислоті:

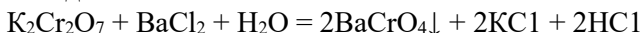


Аналогічний осад калій хромат утворює з йонами  $Sr^{2+}$  та  $Ca^{2+}$ , але жовті осади стронцій хромату і кальцій хромату на відміну від  $BaCrO_4$  розчиняються в ацетатній кислоті.

3. Калій дихромат з йонами  $Ba^{2+}$  утворює жовтий осад барій хромату  $BaCrO_4$ . Утворення хромату можна пояснити тим, що в розчині  $K_2Cr_2O_7$ , крім йонів  $Cr_2O_7^{2-}$ , в результаті реакції гідролізу утворюються йони  $CrO_4^{2-}$ :



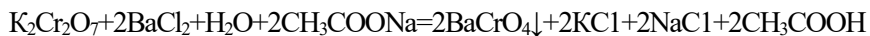
Барій хромат гірше розчиняється, ніж  $BaCr_2O_7$ , і саме тому випадає в осад  $BaCrO_4$ , а не  $BaCr_2O_7$ . Загальне рівняння реакції матиме такий вигляд:



З рівняння видно, що в процесі реакції утворюється сильна кислота; осад  $BaCrO_4$  розчиняється в сильних кислотах, тому реакція не доходить до кінця. Щоб досягти повноти осадження Барію, до розчину додають, крім  $K_2Cr_2O_7$ , натрій ацетат. Сильна кислота ( $HCl$ ) замінюється слабкою ( $CH_3COOH$ ), в якій барій хромат не розчиняється. Отже, рівняння реакції можна записати



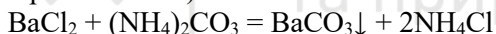
так:



Ця реакція є характерною для виявлення йонів  $\text{Ba}^{2+}$ .

**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину додають розчин натрій ацетату, поки оранжевий колір розчину (над осадом) не зміниться на жовтий. За наявності йонів  $\text{Ba}^{2+}$  випадає жовтий осад, нерозчинний у ацетатній кислоті.

4. Натрій карбонат (амоній) осаджує з нейтральних або лужних розчинів солей Барію білий аморфний осад  $\text{BaCO}_3$  (під час кип'ятіння стає кристалічним):



Барій карбонат розчиняється у мінеральних (крім  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) і ацетатній кислотах.

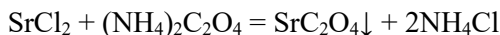
5. Забарвлення полум'я. Леткі солі Барію забарвлюють безбарвне полум'я в жовто-зелений колір.

**Реакції катіона  $\text{Sr}^{2+}$ .** 1. Сульфатна кислота і розчинні сульфати осаджують йони Стронцію у вигляді білого кристалічного осаду  $\text{SrSO}_4$ , який погано розчиняється в кислотах. Його можна перевести в карбонат, а потім розчинити так само, як і  $\text{BaSO}_4$ .

2. Гіпсова вода утворює з катіоном  $\text{Sr}^{2+}$  осад стронцій сульфату, тому що розчинність гіпсу значно більша, ніж розчинність стронцій сульфату. Гіпсова вода є характерним реактивом для виявлення йонів  $\text{Sr}^{2+}$ , але цій реакції заважають йони Барію, тому їх відокремлюють за допомогою калій дихромату.

**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину додають біля 1 мл гіпсової води, нагрівають на водяній бані і спостерігають утворення осаду. При проведенні досліду обов'язково потрібно додержуватись таких умов: а) реакцію з гіпсовою водою проводять лише за відсутності йонів  $\text{Ba}^{2+}$ ; б) нагрівання не прискорює випадання осаду; в) осад  $\text{SrSO}_4$  з'являється не відразу, тому суміш повинна постояти 10—15 хв.

3. Амоній оксалат  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює з катіоном  $\text{Sr}^{2+}$  осад білого кольору:

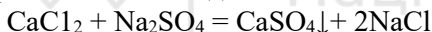


Стронцій оксалат добре розчиняється в мінеральних і ацетатній кислотах.

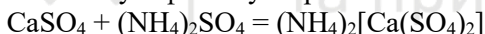
4. Забарвлення полум'я. Леткі солі Стронцію забарвлюють безбарвне полум'я в карміново-червоний колір.

Платинову дротинку занурюють спочатку в хлоридну кислоту, потім у досліджуваній розчин і вносять у полум'я.

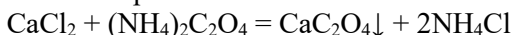
**Реакції катіона  $\text{Ca}^{2+}$ .** 1. Сульфатна кислота і розчинні сульфати осаджують катіон  $\text{Ca}^{2+}$  тільки з концентрованих розчинів солей Кальцію, утворюючи білий осад  $\text{CaSO}_4$ :



Кальцій сульфат краще розчиняється в кислотах, ніж стронцій сульфат та барій сульфат. На відміну від катіонів  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$  гіпсова вода з розчинами солей Кальцію осаду не утворює. Кальцій сульфат розчиняється в амоній сульфаті з утворенням комплексної солі:



2. Амоній оксалат  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює з катіоном  $\text{Ca}^{2+}$  білий кристалічний осад, який розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в ацетатній кислоті. Реакція утворення кальцій оксалату відбувається за рівнянням:



Ця реакція важлива для виявлення йонів  $\text{Ca}^{2+}$ . Її проведенню заважають йони  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$ , тому необхідно додержуватись таких умов: а) осадження краще проводити спочатку при  $\text{pH} = 6-7$ , а потім при  $\text{pH} = 7-8$ ; б) йони  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$  повинні бути відсутніми. Розчинність оксалатів зменшується від оксалату барію, стронцію до кальцію. Усі оксалати розчиняються у мінеральних кислотах; кальцій оксалат не розчиняється в ацетатній кислоті, барій оксалат і стронцій оксалат розчиняються.

**Дослід.** У три пробірки наливають відповідно по 1 мл розчинів: у першу — барій хлориду, у другу — стронцій хлориду, у третю — кальцій хлориду. В кожен пробірку наливають по 1 мл розчину амоній оксалату. Спостерігають випадання білих кристалічних осадів в усіх трьох пробірках. Досліджують осадки оксалатів на розчинність в ацетатній та мінеральних кислотах.

3. Мікрокристалоскопічна реакція. На предметному склі до краплі розчину солі Кальцію додають краплю розбавленої сульфатної кислоти і спостерігають під мікроскопом утворення кристалів гіпсу  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , які мають форму голок.

4. Забарвлення полум'я. Леткі солі Кальцію забарвлюють безбарвне полум'я в цегляно-червоний колір.

#### **Контрольні питання**

1. У якій послідовності змінюється розчинність у воді сульфатів катіонів третьої аналітичної групи?

2. Який ви знаєте спосіб переведення у розчин барій, стронцій, кальцій сульфатів?
3. Чому під час дії калій дихромату на катіони випадає осад барій хромату, а не дихромату?
4. Поясніть, чому барію карбонат не розчиняється у сульфатній кислоті.

### 3.9. Систематичний хід аналізу суміші катіонів третьої аналітичної групи

**Хід роботи.** З досліджуваного розчину суміші катіонів третьої аналітичної групи відокремлюють катіон  $Ba^{2+}$  від катіонів  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ , додаваючи ацетатну кислоту і розчин калій хромату. При цьому катіони  $Ba^{2+}$  переходять в осад  $BaCrO_4$ , а катіони  $Sr^{2+}$  і  $Ca^{2+}$  залишаються у розчині.

Осад відфільтровують і перевіряють повноту відокремлення.

До частини фільтрату приливають гіпсової води, і суміш нагрівають на водяній бані 7-10 хв; якщо після відстоювання випадає осад, то в розчині наявні катіони  $Sr^{2+}$ . До фільтрату, який не містить гіпсової води, додають розчин натрій карбонату і відокремлюють осади стронцій і кальцій карбонатів, які промивають дистильованою водою і розчиняють в ацетатній кислоті. До розчину додають амоній сульфат  $(NH_4)_2SO_4$ ; катіони  $Sr^{2+}$  переходять в осад у вигляді  $SrSO_4$ , катіони  $Ca^{2+}$  залишаються у розчині.

**Виявлення йонів  $Ba^{2+}$ .** У пробірку приливають 4-5 крапель досліджуваного розчину, додають 3-4 краплі ацетатної кислоти і 3-4 краплі розчину калій хромату. Утворення жовтого осаду свідчить про наявність у розчині катіонів  $Ba^{2+}$ . Катіони  $Ba^{2+}$  відокремлюють за допомогою калій хромату і ацетатної кислоти, осад відфільтровують.

**Виявлення йонів  $Sr^{2+}$ .** Фільтрат перевіряють на повноту осадження йонів  $Ba^{2+}$ . Поміщають 4-5 крапель фільтрату в пробірку, приливають кілька крапель гіпсової води, нагрівають на водяній бані, відстоюють. Утворення білого осаду свідчить про наявність катіонів  $Sr^{2+}$ .

**Виявлення йонів  $Ca^{2+}$ .** 4-5 крапель фільтрату (після відокремлення катіонів  $Ba^{2+}$ ) поміщають у пробірку, додають стільки ж розчину натрій карбонату. Утворені осади кальцій і стронцій карбонату відокремлюють, промивають водою, розчиняють в ацетатній кислоті і додають розчин амоній

сульфату. Катион  $\text{Sr}^{2+}$  утворює при цьому осад стронцій сульфату, його відфільтровують, а у фільтраті залишається велика кількість йонів  $\text{Ca}^{2+}$ . Фільтрат розділяють на дві частини, до однієї додають  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Поява осаду свідчить про наявність йонів  $\text{Ca}^{2+}$  у розчині. Другу частину фільтрату використовують для перевірки правильності результатів.

### 3.10. Систематичний хід аналізу суміші катіонів першої, другої і третьої аналітичних груп

Досліджуваний розчин, що містить суміш катіонів перших трьох аналітичних груп, може бути з осадом і без осаду.

**Схема систематичного ходу аналізу суміші катіонів першої, другої та третьої аналітичних груп (розчин без осаду)**

1. В окремій пробі виявляють катіон $\text{NH}_4^+$ нагріванням з розчином $\text{NaOH}$	
2. У досліджуваний розчин додають 10 н розчин $\text{HCl}$ , центрифугують (фільтрують), промивають осад 0,5 %-вим розчином $\text{HCl}$	
3. Осад (I) $\text{AgCl}$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{PbCl}_2$ аналізують	4. Центрифугат (фільтрат) (I) містить катіони $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$ . Додають $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , дають відстоятись і центрифугують (фільтрують)
5. Осад (II) $\text{BaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ обробляють гарячим 30 %-вим розчином $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (для видалення $\text{PbSO}_4$ ). Центрифугують (фільтрують), осад промивають водою	6. Центрифугат (фільтрат) (II) $\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ : а) відкривають $\text{Ca}^{2+}$ в окремій пробі амоній оксалатом. Перевіряють на забарвлення полум'я; б) за наявності катіона $\text{Ca}^{2+}$ відкривають катіон $\text{Na}^+$ , із окремої проби центрифугату, додаючи $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Осад $\text{CaCO}_3$ відокремлюють і відкривають катіон $\text{Na}^+$ розчином $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ і за забарвленням полум'я; в) за наявності катіона $\text{Ca}^{2+}$ відкривають катіон $\text{K}^+$ . Випарюють частину центрифугату у фарфоровій чашці, видаляють йон $\text{NH}_4^+$ , розчиняють у гарячій воді залишок, додають $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , видаляють $\text{CaCO}_3$ і відкривають катіон $\text{K}^+$ розчином $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO})_2]_6$ у слабооцетатному середовищі
7. Осад (III) $\text{BaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ переводять у карбонати	
8. Центрифугат (фільтрат) (III) відкидають	

Осад може складатись із хлоридів  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  або із сульфатів  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ , або із тих і тих. Тому розрізняють два випадки: аналіз розчину без осаду і аналіз розчину з осадом.

#### Аналіз розчину без осаду

В окремій пробі виявляють катіон амонію  $\text{NH}_4^+$  нагріванням з розчином натрій гідроксиду.

У пробірку приливають 1,5 мл досліджуваного розчину, додають кілька крапель (3-4) концентрованої хлоридної кислоти, перемішують і центрифугують. Осад (хлориди аргентуму, плюмбуму (II), меркурію (I)) промивають підкисленою водою і аналізують на наявність катіонів другої аналітичної групи.

Центрифугат (I) містить катіони першої та третьої аналітичних груп і невелику кількість катіонів  $Pb^{2+}$ , які неповністю осаджені хлоридною кислотою. До цього центрифугату приливають 0,5 мл розчину амоній сульфату  $(NH_4)_2SO_4$ , нагрівають 5 хв. на водяній бані, відстоюють осад і центрифугують. Осад (II) (сульфати барію, стронцію, кальцію, плюмбуму) обробляють 30 %-вим гарячим розчином амоній ацетату, при цьому плюмбум(II)сульфат розчиняється з утворенням комплексного амоній тетраацетоплюмбату, а в осаді (III) залишаються лише сульфати третьої аналітичної групи. Осад (III) промивають дистильованою водою, переносять у фарфорову чашку, додають 4-5 мл розчину калій карбонату (10 н), кип'ячать 4-5 хв. Після охолодження у фарфорову чашку додають 2 мл води, відстоюють і зливають прозору рідину. Знову додають 4-5 мл розчину калій карбонату, нагрівають і центрифугують. Осад (III) сульфатів третьої аналітичної групи, таким чином, переводять в осад у вигляді карбонатів цих же катіонів. Осад карбонатів барію, стронцію, кальцію відмивають теплою водою від іонів  $SO_4^{2-}$ , потім розчиняють його в ацетатній кислоті. Виявляють катіони  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ . Центрифугат (II) може містити катіони  $NH_4^+$ ,  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ , їх виявляють за допомогою характерних реакцій.

#### **Аналіз розчину з осадом**

В окремій пробі виявляють катіон амонію нагріванням з розчином їдкою лугу.

Розчин з осадом перемішують і розділяють на дві частини. Першу використовують для аналізу, другу — для контрольних визначень. Досліджувана суміш може містити такі катіони:  $NH_4^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $[Hg_2]^{2+}$ .

Спочатку осаджують катіони другої аналітичної групи. Для цього в окремому пробірку наливають 1,5 мл досліджуваного розчину разом з осадом і додають 5-6 крапель концентрованої хлоридної кислоти.

Перевіряють на повноту осадження. Осад центрифугують,

фільтрують, промивають водою, підкисленою хлоридною кислотою.

Осад (I) на фільтрі може містити такі солі:  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ , а центрифугат (I) — катіони  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ .

### Схема аналізу суміші катіонів першої, другої та третьої аналітичних груп (розчин з осадом)

1. В окремій пробі виявляють катіон $\text{NH}_4^+$ нагріванням з $\text{NaOH}$	
2. До досліджуваного розчину додавають 10 н розчин $\text{HCl}$ і центрифугують (фільтрують), промивають осад 0,5 %-вим розчином $\text{HCl}$ або водою	
3. Осад (I) може містити солі $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{AgCl}$ , $\text{PbSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ , $\text{PbCl}_2$ , $\text{BaSO}_4$ . Промивають гарячою водою, відокремлюють $\text{PbCl}_2$ , виявляють катіон $\text{Pb}^{2+}$ з $\text{KI}$ або $\text{K}_2\text{CrO}_4$	4. Центрифугат (I) може містити йони $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ . Аналізують як суміш без осаду
5. Осад (II) $\text{AgCl}$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{PbSO}_4$ , $\text{BaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ . Додавають концентрований розчин $\text{NH}_3$ , перемішують, центрифугують, промивають водою.	6. Центрифугат (II) містить $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ; $\text{Ag}^+$ . Виявляють із розчину за допомогою: а) $\text{HNO}_3\downarrow$ ; б) розчину $\text{KI}$
7. Осад (III) $\text{BaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ , $[\text{HgI}(\text{NH}_2)]\text{Cl} + \text{Hg}$ обробляють 30 %-вим розчином $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ і центрифугують (фільтрують)	8. У центрифугаті (III) містяться йони $\text{Pb}^{2+}$ , $[\text{Hg}_2]^{2+}$ , їх виявляють характерними реакціями
9. Осад (IV) $\text{BaSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ обробляють розчином $\text{K}_2\text{CO}_3$ і виявляють катіони $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$	

Фільтрат аналізують як розчин без осаду.

Осад (I) промивають на фільтрі гарячою водою, п्लомбум хлорид розчиняється, і у фільтраті виявляють катіон  $\text{Pb}^{2+}$  характерними реакціями.

До осаду (II) додають 0,5 мл концентрованого розчину амоніаку. При цьому аргентум хлорид розчиняється з утворенням

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , а ртутній(II) хлорид  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  дає осад  $[\text{HgNH}_2]\text{Cl} + \text{Hg}$  чорного кольору. Осад відокремлюють фільтруванням. У фільтраті виявляють катіон  $\text{Ag}^+$  характерними реакціями.

Осад (III) може містити солі  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$  і  $[\text{HgNH}_2]\text{Cl} + \text{Hg}$ . Якщо виявлено йони  $\text{Ag}^+$ , то їх потрібно повністю видалити з осаду за допомогою амоніаку. Осад обробляють 30 % - вим розчином  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  і нагрівають на водяній бані — п्लомбум (II) сульфат і ртутноамоній хлорид  $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$  розчиняються.

Осад центрифугують, фільтрують. У фільтраті в окремих пробірках виявляють катіон  $\text{Pb}^{2+}$  за допомогою калій йодиду або калій хромату і катіон  $[\text{Hg}_2]^{2+}$  відновленням до вільної ртуті.

Якщо виявлено катіон  $\text{Pb}^{2+}$ , його потрібно повністю видалити з осаду за допомогою повторних обробок амоній ацетатом. Осад (IV) (сульфатів барію, стронцію, кальцію) обробляють калій карбонатом, сульфати переводять у карбонати і далі аналізують, як це описано в ході аналізу суміші катіонів третьої аналітичної групи.

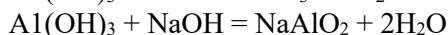
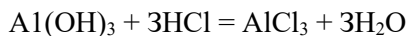
### 3.11. Четверта аналітична група катіонів ( $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Sn}(\text{IV})$ , $\text{As}(\text{III})$ , $\text{As}(\text{V})$ )

До четвертої аналітичної групи відносять катіони  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$  та  $\text{Zn}(\text{IV})$ ,  $\text{As}(\text{III})$ ,  $\text{As}(\text{V})$ , які утворюють амфотерні гідроксиди (за виключенням арсену). Груповим реактивом на ці катіони є їдкий луг, який беруть у надлишку.

Амфотерні гідроксиди, утворені катіонами четвертої аналітичної групи, здатні дисоціювати у розчині незначною мірою за типом основи і за типом кислоти:

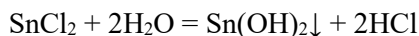


Кислоти заглушують дисоціацію амфотерних гідроксидів як кислот, а луги — як основ:



Алюмінати та хроміти стійкі тільки за наявності надлишку лугу.

Більшість солей катіонів четвертої аналітичної групи гідролізують:

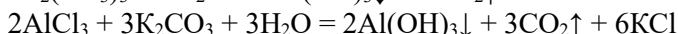
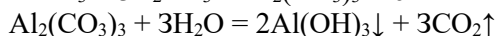
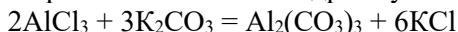


Для всіх катіонів четвертої аналітичної групи (крім арсену) характерна реакція з їдкими лугами, при цьому утворюються

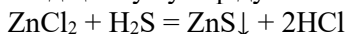
гідроксиди, що розчиняються у надлишку реактиву.

**Дослід.** У п'ять пробірок наливають відповідно по 0,5 мл розчинів алюміній хлориду, хром (III) хлориду, цинк хлориду, станум (II) хлориду, натрій гідрогенортоарсенату  $\text{Na}_2\text{HAsO}_4$ . У кожну з пробірок додають по 0,5 мл розчину натрій гідроксиду, перемішують і спостерігають утворення осадів, відмічають колір осадів. Потім у кожну пробірку наливають ще по 1 мл їдкого лугу, перемішують і перевіряють розчинність осадів у надлишку реактиву.

Розчинні карбонати ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) осаджують катіони  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$  у вигляді відповідних гідроксидів, тому що карбонати цих катіонів у водних розчинах повністю гідролізують:



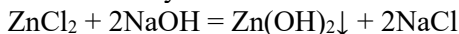
**Реакції катіона  $\text{Zn}^{2+}$ .** 1. Дигідроген сульфід з йонами  $\text{Zn}^{2+}$  утворює білий осад цинку сульфід у  $\text{ZnS}$ :



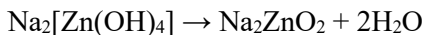
Цинк сульфід розчиняється у мінеральних кислотах. З наведеного рівняння видно, що під час реакції утворюється хлоридна кислота, тому дигідроген сульфід не може повністю осадити Цинк. Осадження йона  $\text{Zn}^{2+}$  буде практично повним, якщо до розчину солі Цинку додати натрій ацетат, а потім пропустити дигідроген сульфід. За наявності натрій ацетату сильна кислота  $\text{HCl}$  замінюється на слабку ацетатну.

**Дослід.** До 1 мл досліджуваного розчину додають 1 мл розчину натрій ацетату і 1 мл сірководневої води. Спостерігають виділення білого осад цинку сульфід у.

2. Їдкі луги з катіоном  $\text{Zn}^{2+}$  утворюють білий осад цинк гідроксиду  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , який має амфотерні властивості і тому розчиняється в кислотах і лугах.



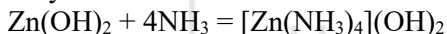
Натрій тетрагідроксоцинкат  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  під час нагрівання розкладається:



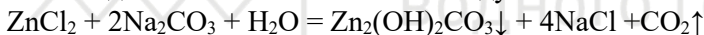
Цинкати, на відміну від алюмінатів, при дії  $\text{NH}_4\text{Cl}$  осаду не утворюють, бо  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  розчиняється в солях амонію.



3. Амоніак утворює з катіоном  $Zn^{2+}$  осад гідроксиду, який розчиняється в надлишку амоніаку і в солях амонію з утворенням комплексних сполук:

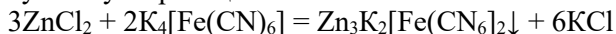


4. Карбонати лужних металів і амонію утворюють з катіоном  $Zn^{2+}$  білий осад основної солі змінного складу.



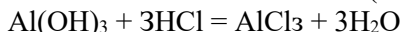
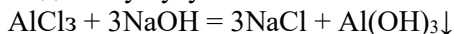
Склад основної солі залежить від концентрації розчину і від температури.

5. Калій гексаціаноферат (II)  $K_4[Fe(CN)_6]$  утворює з катіоном  $Zn^{2+}$  білий осад цинку і калію гексаціаноферату(II), який не розчиняється в кислотах, а з лугами утворює цинкат:



За допомогою цієї реакції можна розпізнати катіон Цинку за наявності катіона Алюмінію.

**Реакції катіона  $Al^{3+}$ .** 1. Їдкі луги з йонами  $Al^{3+}$  утворюють білий осад алюміній гідроксиду, який має амфотерні властивості і розчиняється в надлишку лугу і в кислотах:

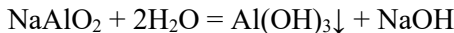


Під час розчинення алюміній гідроксиду в лугах утворюється комплексна сполука, яка може мати змінний склад:  $Na[Al(OH)_4]$  або  $Na_3[Al(OH)_6]$ :

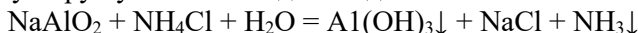


Комплексний йон  $[Al(OH)_4]^-$  — має йон  $AlO_2^-$ , гідратований двома молекулами води.

Алюмінати як солі слабких кислот зазнають гідролізу:



Щоб запобігти гідролізу, в розчині повинна бути велика концентрація гідроксид-йонів, і, навпаки, щоб гідроліз довести до кінця, треба зв'язати йони  $OH^-$ . Цього досягають додаванням до алюмінату твердої солі амоній хлориду. В результаті рівновага реакції гідролізу порушується і випадає осад:



Реакція гідролізу алюмінату є характерною для виявлення йонів Алюмінію.

**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину добавляють краплями

розчин їдкою натру доти, поки осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , який утворився, повністю не розчиниться. До прозорого розчину додають невеликими порціями твердий амоній хлорид доти, поки не перестане виділятися амоніак, після цього суміш кип'ятять. За наявності  $\text{Al}^{3+}$  випадає білий осад алюміній гідроксиду.

2. Амоніак осаджує з розчинів солей Алюмінію білий осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , який трохи розчиняється у надлишку  $\text{NH}_3$ .

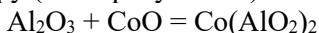
3. Алізарин з йонами  $\text{Al}^{3+}$  утворює комплексну сполуку  $\text{AlOH}[\text{C}_{14}\text{O}_3\text{H}_6(\text{OH})_2]$  червоного кольору, яка не розчиняється в ацетатній кислоті. Ця сполука називається «алюмінієвим лаком». Алізарин малорозчинний у воді, тому на практиці використовують алізариновий червоний — натрієву сіль 1,2-діоксіантрахінон-3 сульфокислоти.

Йони  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  тощо заважають реакції, бо з алізарином вони теж утворюють забарвлені осад.

Реакцію виявлення  $\text{Al}^{3+}$  алізарином краще проводити в слабкокислому розчині ( $\text{pH} = 4,2-4,6$ ), у цих умовах алізарин має жовтий колір. У лужному середовищі фіолетовий колір самого алізарину маскує червоне забарвлення алюмінієвого комплексу і впливає на результати аналізу.

**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину додають 2Н розчин натрій гідроксиду до сильнолужної реакції. Якщо випадає осад (наявні йони  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ), його відокремлюють, і до прозорого розчину краплями додають 0,5 мл 0,2 %-вого розчину алізарину; спочатку з'являється фіолетове забарвлення, потім додають краплями 2н розчин ацетатної кислоти доти, поки воно не зникне. За наявності Алюмінію (залежно від концентрації) розчин забарвлюється в червоний колір або випадає червоний осад.

**Реакція сухим способом.** Сполуки Алюмінію під час прожарювання розкладаються з утворенням оксиду алюмінію, який з солями Кобальту (II) утворює кобальтат (II) алюмінат  $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$  синього кольору («тенарову синь»)



Йони  $\text{Zn}^{2+}$  заважають цій реакції, тому що з солями Кобальту під час прожарювання утворюють зелену сполуку.

**Дослід.** Смужку фільтрувального паперу змочують досліджуваним розчином, а потім 2-3 краплями розчину кобальт (II) нітрату. Папір висушують, спалюють, залишок сильно прожарюють.

За наявності Алюмінію зола забарвлюється в синій колір.

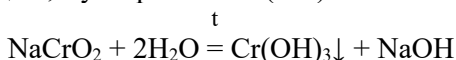
**Реакції катіона  $\text{Cr}^{3+}$ .** Хром у своїх сполуках може проявляти ступені окиснення +2, +3, +6 і утворювати три оксиди:  $\text{CrO}$  — хром (II) оксид (основний оксид);  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — хром (III) оксид (амфотерний);  $\text{CrO}_3$  — хром (VI) оксид (кислотний).

Усі сполуки Хрому (II) нестійкі. Вони легко окиснюються киснем повітря і переходять у сполуки Хрому (III).

1. Їдкі луги з йоном  $\text{Cr}^{3+}$  утворюють сіро-зелений осад хром (III) гідроксиду, який має амфотерні властивості і тому розчиняється в кислотах та надлишку лугу з утворенням комплексної сполуки, що може мати змінний склад:



Кислотні властивості хром(III) гідроксиду  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  слабкіші, ніж алюміній гідроксиду  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , тому хроміти лужних металів ( $\text{NaCrO}_2$ ,  $\text{KCrO}_2$ ) легше гідролізують, ніж алюмінати. Хроміти зеленого кольору розкладаються під час кип'ятіння, особливо після розведення водою, з утворенням  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ :



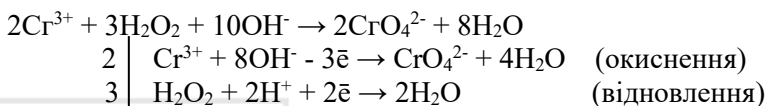
**Дослід.** У дві пробірки наливають відповідно по 0,5 мл хром (III) хлориду і алюміній хлориду, в кожену з них додають краплями 2н розчин натрій гідроксиду до утворення осадів, які від надлишку лугу розчиняються. Звертають увагу на те, що хром (III) гідроксид у надлишку лугу розчиняється, а під час нагрівання знову утворює сіро-зелений осад.

У другій пробірці утворений осад алюміній гідроксиду розчиняється в надлишку лугу, але під час нагрівання осад алюміній гідроксиду не випадає.

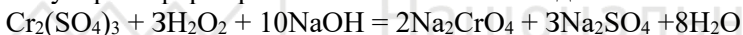
2. Амоніак осаджує йони  $\text{Cr}^{3+}$  у вигляді сіро-зеленого гідроксиду  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , який майже не розчиняється у солях амонію, але трохи розчиняється у надлишку амоніаку з утворенням комплексного аміакату  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  фіолетового кольору.

3. Окиснення хрому (III) до хрому (VI). Хром (III) у лужному середовищі сильними окисниками окиснюється до йона  $\text{CrO}_4^{2-}$ , у кислому — до  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

а) Окиснення катіона  $\text{Cr}^{3+}$  у лужному середовищі до йона  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Найчастіше окиснення проводять пероксидом водню або натрій пероксидом. Реакція відбувається за таким рівнянням:



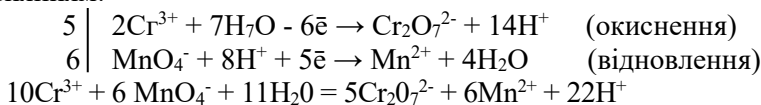
У молекулярній формі рівняння має такий вигляд:



**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину доливають 2-3 мл концентрованого лугу, перемішують і краплями приливають 1-2 мл пероксиду гідрогену. Утворену суміш нагрівають до кипіння. Розчин забарвлюється в жовтий колір від наявності йонів  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

б) Окиснення катіона  $\text{Cr}^{3+}$  у кислому середовищі до йона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Для проведення реакції краще використати калій перманганат  $\text{KMnO}_4$  або амоній персульфат  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$  за наявності сульфатної або нітратної кислот, бо хлоридна кислота сама окиснюється сильними окисниками.

Окиснення йона  $\text{Cr}^{3+}$  перманганатом відбувається за таким рівнянням:



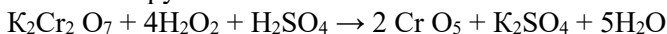
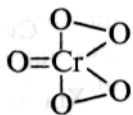
У молекулярній формі рівняння матиме такий вигляд:



**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину додають 7-8 крапель 2 н розчину сульфатної кислоти, 2 мл 0,1 н розчину калій перманганату і суміш нагрівають 4-5 хв. За наявності Хрому розчин забарвлюється в оранжевий колір. Частина розчину після охолодження досліджують на наявність йона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , проводячи реакцію утворення надхромової кислоти.

4. Утворення пероксиду хрому  $\text{CrO}_5$  (надхромової кислоти  $\text{H}_2\text{CrO}_6$ ).

Йони  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  у кислому середовищі взаємодіють з пероксидом гідрогену  $\text{H}_2\text{O}_2$  і утворюють хром пероксид синього кольору:



Хром пероксид розчиняється у воді, утворюючи надхромову кислоту  $\text{H}_2\text{CrO}_6$ .

**Дослід.** У пробірку вміщують 0,5 мл гідроген пероксиду, 0,5 мл 2 н розчину сульфатної кислоти, 0,5 мл етеру або амілового спирту, суміш збовтують. До суміші додають 2-3 краплі досліджуваного

розчину і знову збвтують. Верхній шар (етер, аміловий спирт) забарвлюється в синій колір.

5. Реакція сухим способом (утворення «перлів»). Сполеку хром (III) забарвлюють перли бури або гідрогенфосфату натрію в смарагдово-зелений колір.

**Дослід.** Петлю платинового або сталюного дроту розжарюють і доторкаються нею до кристалів твердої бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  або натрій гідрогенфосфату  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Прожарюють у петлі буру доти, поки не утвориться прозорий склоподібний сплав, його змочують досліджуванним розчином і знову дротинку прожарюють, поки сплав не стане прозорим. За наявності Хрому (III) перли забарвлюються у смарагдово-зелений колір.

#### **Контрольні питання**

1. Які властивості мають амфотерні гідроксиди? Напишіть рівняння реакцій, які б підтверджували амфотерні властивості  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

2. Яка реакція виявлення катіона Цинку, на ваш погляд, є найбільш характерною?

3. За допомогою якої реакції можна виявити катіон Цинку за наявності катіона Алюмінію?

4. Як змінюються властивості оксидів в залежності від ступеня окиснення Хрому?

5. Напишіть рівняння найбільш характерної реакції виявлення йона  $\text{Cr}^{3+}$ .

6. Чому хроміти гідролізують більшою мірою, ніж алюмінати?

### **3.12. Систематичний хід аналізу суміші катіонів четвертої аналітичної групи**

Хід аналізу катіонів четвертої аналітичної групи складається з трьох стадій: відокремлення та виявлення катіонів  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{Sn}(\text{IV})$ , відокремлення та виявлення катіонів цинку; виявлення катіонів  $\text{Cr}^{3+}$  та Арсену.

До досліджуваного розчину (біля 1 мл) добавляють 1 мл розчину амоніаку і стільки ж гідрогену пероксиду, суміш нагрівають на водяній бані протягом 5-7 хв. Утворені осади (I) алюміній та станум (IV) гідроксидів відокремлюють центрифугуванням. Осад (I) розчиняють у 0,5 мл хлоридної кислоти, розділяють на дві частини і виявляють Алюміній і Станум (IV) характерними реакціями.

#### **Схема систематичного ходу аналізу катіонів четвертої аналітичної групи**

1. До досліджуваного розчину додають розчини $\text{NH}_3$ і $\text{H}_2\text{O}_2$ , вміст пробірки нагрівають і центрифугують (фільтрують)	
2. Осад (I) $\text{Al}(\text{OH})_3$ , $\text{Sn}(\text{OH})_4$ обробляють $\text{HCl}$ і визначають $\text{Al}^{3+}$ і $\text{Sn}$ (IV) характерними реакціями: $\text{Al}^{3+}$ за допомогою алізарину, $\text{Sn}$ (IV) сірководневою водою або відновлюють до $\text{Sn}^{2+}$ у кислому середовищі металічним магнієм, а потім суміш обробляють розчином лугу, поки не утвориться $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ , і діють бісмут (III) нітратом.	3. Центрифугат (фільтрат) (I) $\text{CrO}_4^{2-}$ , $\text{AsO}_4^{3-}$ $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ нейтралізують $\text{CH}_3\text{COOH}$ , додають розчин $\text{Na}_2\text{CO}_3$ і центрифугують (фільтрують)
	4. Осад (II) $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$ розчиняють у $\text{CH}_3\text{COOH}$ визначають катіон $\text{Zn}^{2+}$

Центрифугат, що містить аніони  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{AsO}_4^{3-}$ , цинк аміакат  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  нейтралізують ацетатною кислотою, нагрівають на водяній бані 2-3 хв, додають 0,5 мл розчину натрій карбонату і осаджують Цинк у вигляді основної солі  $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ .

Осад (II) відокремлюють і розчиняють у невеликій кількості (5-6 крапель) ацетатної кислоти і виявляють катіон  $\text{Zn}^{2+}$ .

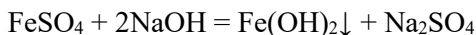
Фільтрат після відокремлення основної солі  $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  може містити хромат- і арсенат-аніони. Хромат-аніон виявляють за допомогою реакції утворення надхромової кислоти  $\text{H}_2\text{CrO}_6$ , арсенат-аніон — відновлення до  $\text{AsH}_3$  за допомогою водню в момент виділення.

### 3.13. П'ята аналітична група катіонів ( $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$ , $\text{Sb}(\text{III})$ , $\text{Sb}(\text{V})$ )

Катіони п'ятої аналітичної групи взаємодіють з лугами з утворенням гідроксидів, що не розчиняються у воді і лугах, а тільки в мінеральних кислотах.

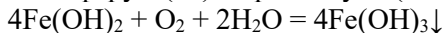
**Реакції катіона  $\text{Fe}^{2+}$ .** Ферум утворює два ряди солей: солі Феруму (II) і солі Феруму (III). Солі Феруму (II), які містять кристалізаційну воду, мають зелений колір. У безводному стані вони жовті або білі в залежності від концентрації. Солі Феруму (II) — сильні відновники. Окиснюючись, вони переходять у солі Феруму (III).

1. Їдкі луги осаджують катіон  $\text{Fe}^{2+}$  у вигляді білого осаду ферум (II) гідроксиду:



Цей осад поступово змінює своє забарвлення, перетворюючись у

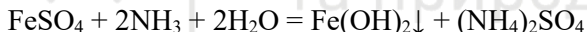
червоно-бурий осад ферум (III) гідроксиду  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



Ферум (II) гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  добре розчиняється в кислотах, але не розчиняється в лугах.

**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину додають 0,5 мл дистильованої води і 5-8 крапель натрій гідроксиду. За наявності йонів  $\text{Fe}^{2+}$  випадає білий осад, нерозчинний у надлишку луку.

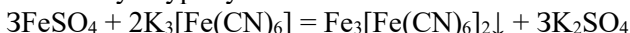
2. Розчин амоніаку осаджує з розчинів солей Феруму (II) білий гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Осадження неповне, тому що  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  розчиняється в солях амонію.



Цю реакцію треба проводити при  $\text{pH}=12-13$  у відсутності солей амонію та кисню повітря, щоб запобігти окиснення до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

**Дослід.** У пробірку наливають 0,5 мл досліджуваного розчину, що містить сіль Феруму (II), 1 мл 10 %-вого розчину амоній хлориду і краплями додають амоніак. Перевіряють, утворюється осад ферум (II) гідроксиду чи ні.

3. Калій гексаціаноферат (III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  утворює з йоном  $\text{Fe}^{2+}$  темно-синій осад ферум (II) гексаціаноферату(III)  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ , що носить назву «турнбулевої сині»:

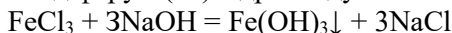


Ця реакція є характерною для йона  $\text{Fe}^{2+}$ , йони  $\text{Fe}^{3+}$  та інші не заважають її проведенню. «Турнбулева синь» не розчиняється у кислотах, але розкладається лугами, утворюючи гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

**Дослід.** У пробірку наливають 0,5 мл розчину ферум(II)сульфату, стільки ж приливають дистильованої води і 8-10 крапель розчину калій гексаціаноферату (III). Утворюється синій осад; перевіряють його розчинність у лугах та кислотах.

**Реакція катіона  $\text{Fe}^{3+}$ .** Солі Феруму (III), що містять кристалізаційну воду, мають жовтий або коричневий колір залежно від концентрації. Солі Феруму (III) гідролізують у водних розчинах і мають кислу реакцію.

1. Їдкі луки  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$  і амоніак  $\text{NH}_3$  утворюють з катіоном  $\text{Fe}^{3+}$  червоно-бурий осад ферум (III) гідроксиду:

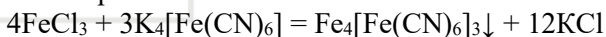


Ферум (III) гідроксид розчиняється в кислотах і не розчиняється у надлишку лугів.  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  не розчиняється у солях амонію, і тому на відміну від  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  його можна добути дією амоніаку на солі

Феруму (III) за наявності солей амонію.

**Дослід.** У пробірку вміщують 0,25-0,5 мл розчину і солі Феруму (III), додають стільки ж дистильованої води і 0,5 мл розчину натрію гідроксиду. Звертають увагу на характер і колір осаду. Перевіряють розчинність його у кислотах, лугах та в амоній хлориді.

2. Калій гексаціаноферат (II)  $K_4[Fe(CN)_6]$  утворює з катионом  $Fe^{3+}$  комплексну сполуку ферум (III) гексаціаноферат (II) (так звану «берлінську блакить»). Ця реакція є характерною для катіона  $Fe^{3+}$ , катіон  $Fe^{2+}$  та інші не заважають її проведенню. Реакція відбувається за таким рівнянням:



Під час проведення реакції слід додержувати таких умов:

а) реакцію необхідно проводити у кислому середовищі при  $pH < 3$  (вільні луги розкладають «берлінську блакить»);

б) надлишку  $K_4[Fe(CN)_6]$  не повинно бути, тому що при цьому можуть утворюватись розчинні форми «берлінської блакиті».

**Дослід.** У пробірку вміщують 0,25-0,5 мл розчину солі Феруму (III), додають 0,5 мл дистильованої води, 5-6 крапель хлоридної кислоти і 0,25-0,5 мл розчину калій гексаціаноферату (II). Утворюється синій осад або з'являється синє забарвлення залежно від концентрації іонів  $Fe^{3+}$ .

3. Калій або амоній тіоціанат ( $KSCN$  або  $NH_4SCN$ ) з йонами  $Fe^{3+}$  утворює ряд забарвлених у червоний колір розчинних комплексних сполук:  $[Fe(SCN)]^{2+}$ ,  $[Fe(SCN)_2]^+$ ,  $Fe(SCN)_3$ ,  $[Fe(SCN)_4]^-$ ,  $[Fe(SCN)_5]^{2-}$ ,  $[Fe(SCN)_6]^{3-}$ . Ця реакція характерна для йона  $Fe^{3+}$ , йони  $Fe^{2+}$  не заважають проведенню реакції. Реакція досить чутлива і її можна проводити на смужці фільтрувального паперу.

**Дослід.** На смужку фільтрувального паперу наносять краплю досліджуваного розчину, краплю розведеної хлоридної кислоти і 2-3 краплі розчину тіоціанату. За наявності солей Феруму (III) на папері з'являється червона пляма.

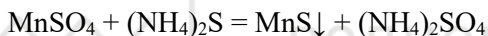
**Реакції катіона  $Mn^{2+}$ .** Манган з киснем утворює п'ять оксидів: манган (II) оксид  $MnO$ , манган (III) оксид  $Mn_2O_3$ , манган (IV) оксид  $MnO_2$ , манган (VI) оксид  $MnO_3$  та манган (VII) оксид  $Mn_2O_7$ .

Манган (II) оксид  $MnO$  (білого кольору) — єдиний оксид мангану, що завжди реагує як основний, він легко розчиняється у кислотах, утворюючи відповідні солі Мангану (II). Солі Мангану



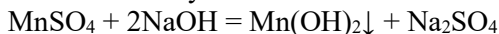
(II) у кристалічному стані і в концентрованих водних розчинах мають блідо-рожевий колір.

1. Амоній сульфід  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  утворює з йонами  $\text{Mn}^{2+}$  осад водного сульфїду світло-рожевого кольору  $\text{MnS} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , який під час нагрівання з надлишком  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  переходить у зелену модифікацію  $\text{MnS}$ :

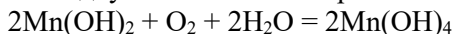


Манган (II) сульфід розчиняється в мінеральних і в ацетатній кислотах.

2. Їдкі луги  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$  осаджують йон  $\text{Mn}^{2+}$  у вигляді білого осаду  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , який розчиняється в розведених кислотах, солях амонію і не розчиняються в лугах:



На повітрі манган (II) гідроксид швидко окиснюється і буріє; реакція окиснення відбувається за таким рівнянням:

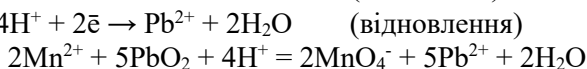
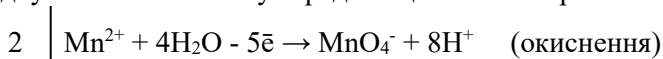


3. Амоніак осаджує катіон  $\text{Mn}^{2+}$  у вигляді  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ . За наявності солей амонію осад не утворюється.

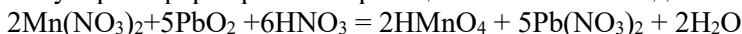
**Дослід.** У пробірку наливають 0,25-0,5 мл розчину солі Мангану (II), додають 0,25 мл дистильованої води і 0,25-0,5 мл розчину амоніаку. Випадає білий осад, розчинний у мінеральних кислотах і надлишку амоніаку (особливо за наявності солей амонію).

4. Окиснення катіона  $\text{Mn}^{2+}$  в аніон  $\text{MnO}_4^-$  використовується для виявлення і відокремлення Мангану від інших елементів, а також для його кількісного визначення. Катіон  $\text{Mn}^{2+}$  можна окиснити амоній персульфатом  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ , плюмбум діоксидом та іншими окисниками.

Окиснення плюмбум (IV) оксидом солей Мангану (II) відбувається в кислому середовищі за такими рівняннями:



У молекулярній формі рівняння реакції має такий вигляд:



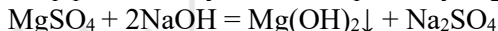
Проведенню реакції заважають відновники (хлориди, броміди, іодиди).

**Дослід.** У пробірку вміщують трохи плюмбум (IV) оксиду, доливають 1 мл концентрованої нітратної кислоти, суміш обережно

нагрівають до кипіння. Добавляють 2-3 краплі досліджуваного розчину і знову нагрівають. Після охолодження суміші добавляють 7-8 крапель води і центрифугують. Забарвлення рідини над осадом у малиново-фіолетовий колір свідчить про наявність йонів Мангану.

**Реакції катіона  $Mg^{2+}$ .** Для виявлення йона  $Mg^{2+}$  використовують реакції утворення важкорозчинних сполук.

1. Їдкі луги у відсутності солей амонію осаджують Магній у вигляді білого аморфного осаду магній гідроксиду  $Mg(OH)_2$ :

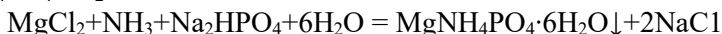


Магній гідроксид розчиняється у кислотах і солях амонію.

2. Амоніак частково осаджує Магній з розчинів його солей. За наявності солей амонію осад не утворюється, тому що за цих умов утворюється аміачний буфер ( $NH_4OH + NH_4Cl$ ) з таким вмістом йонів  $H^+$ , при якому  $Mg(OH)_2$  в осад не випадає.

**Дослід.** В одну пробірку наливають 0,25 мл розчину солі Магнію, доливають 0,25 мл насиченого розчину амоній хлориду. У другу пробірку наливають 0,25 мл розчину солі Магнію, приливають 0,25 мл дистильованої води. В обидві пробірки добавляють розчин амоніаку. Випадання осаду спостерігають тільки в другій пробірці. Пояснити, чому.

3. Натрій гідрогенфосфат  $Na_2HPO_4$  з йонами Магнію за наявності амоній хлориду і амоніаку утворює білий кристалічний осад подвійної солі магній і амоній фосфату  $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$ :



Амоній хлорид добавляють для того, щоб під час дії амоніаку не утворився осад  $Mg(OH)_2$ . Крім того, амоній хлорид сприяє осадженню  $MgNH_4PO_4$  дією однойменного йона  $NH_4^+$ . Ця реакція є важливою для якісного виявлення і кількісного визначення Магнію і фосфату.

**Дослід.** До 0,25-0,5 мл слабкокислого розчину солі Магнію приливають 0,5 мл розчину амоніаку, 0,5 мл розчину амоній хлориду, 0,5 мл розчину натрій гідрогенфосфату  $Na_2HPO_4$ . Якщо випадає осад, то добавляють краплями хлоридну кислоту до повного його розчинення. Після цього, енергійно струшуючи пробірку, краплями добавляють амоніак до появи слабкого запаху. Спостерігають випадання характерного кристалічного осаду — магній-амоній фосфату.

### Контрольні питання

1. Які ступені окиснення проявляє Ферум у своїх сполуках? Який ступінь окиснення найбільш характерний для Феруму?
2. Напишіть рівняння реакції розчинення ферум (II) гідроксиду в хлоридній кислоті та в амоній хлориді.
3. Назвіть найбільш характерну реакцію на виявлення йона  $\text{Fe}^{3+}$ , поясніть умови проведення цієї реакції.
4. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів залежно від ступеня окиснення Мангану?
5. Напишіть рівняння реакції найхарактернішої для йона  $\text{Mn}^{2+}$ . Поясніть умови проведення цієї реакції.
6. Чому під час розчинення осаду манган (IV) оксиду у хлоридній кислоті утворюється сіль Манган (II)? Напишіть рівняння реакції.

### 3.14. Систематичний хід аналізу суміші катіонів п'ятої аналітичної групи

При систематичному ході аналізу суміші катіонів п'ятої аналітичної групи враховуються такі їх особливості: гідроліз солей Бісмуту і Стибію, розчинність основних солей Стибію у тартратній кислоті, нерозчинність манган (IV) оксиду у розведеній нітратній кислоті та розчинність у амоній хлориді магній гідроксиду.

Спочатку з окремих проб досліджуваного розчину виявляють катіони  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$  за наявності всіх інших катіонів п'ятої аналітичної групи: катіон  $\text{Fe}^{2+}$  за допомогою калій гексаціаноферату (III),  $\text{Fe}^{3+}$  — калій гексаціаноферату (II).

Якщо катіони п'ятої аналітичної групи в досліджуваному розчині містяться у вигляді осаду гідроксидів, то його і розчиняють у хлоридній кислоті, доводячи рН до 4-6, а потім добавляють п'ятикратний об'єм дистильованої води. За наявності солей Бісмуту і Стибію випадає осад (I) їхніх основних солей, який відокремлюють центрифугуванням і обробляють тартратною кислотою. Основні солі і стибій гідроксид розчиняються у тартратній кислоті; у кислому розчині виявляють йони Стибію за допомогою характерних реакцій. Осад (II), що містить основні солі Бісмуту, розчиняють у концентрованій хлоридній кислоті і відкривають катіони  $\text{Bi}^{3+}$  станум (II) хлоридом у лужному розчині.

<b>Схема систематичного ходу аналізу катіонів п'ятої аналітичної групи</b>	
1. Якщо катіони п'ятої аналітичної групи містяться у вигляді осаду гідроксидів, то його розчиняють в HCl.	
2. Відкривають йон $Fe^{2+}$ за допомогою $K_3[Fe(CN)_6]$ , а йон $Fe^{3+}$ за допомогою $K_4[Fe(CN)_6]$ в окремих пробах.	
3. Хлоридноокислий розчин нейтралізують 0,5 н розчином NaOH до появи слабкої каламуті, яку потім розчиняють, додаваючи кілька крапель HCl. Розводять п'ятикратним об'ємом дистильованої води, центрифугують (фільтрують)	
4. Осад (I) $SbOCl$ , $BiOCl$ обробляють (на фільтрі або в пробірці) тартратною кислотою	5. Центрифугат (фільтрат) (I) $Mn^{2+}$ , $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Mg^{2+}$ , $Bi^{3+}$ . Усі катіони осаджують NaOH, додаваючи $H_2O_2$ , нагрівають (фільтрують), центрифугують
6. Осад (II) $BiOCl$ промивають водою, розчиняють в HCl і виявляють йон $Bi^{3+}$ характерною реакцією	7. Центрифугат (II) $(SbO)HC_4H_4O_6$ у розчині виявляють Sb (III) або Sb(V) характерними реакціями
8. Осад (III) $Fe(OH)_3$ , $MnO_2$ , $Mg(OH)_2$ , $Bi(OH)_3$ обробляють розчином хлориду амонію	9. Центрифугат (фільтрат) (III) $MeCl_2$ . Катіон $Mg^{2+}$ виявляють за допомогою $Na_2HPO_4$
10. Осад (IV) $Fe(OH)_3$ , $MnO_2$ розчиняють у розведеній $HNO_3$	11. Центрифугат (фільтрат) (IV). $Fe^{3+}$ виявляють за допомогою KSCN
12. Осад (V) $MnO_2$ , розчиняють у HCl і виявляють йон $Mn^{2+}$ окисненням до $MnO_4^-$	

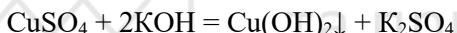
Центрифугат, що містить катіони Феруму (II), Феруму (III), Мангану (II) і Магній, обробляють розчином їдкого лугу, додають гідроген пероксид, нагрівають. Осад (III), що утворився (містить ферум (III) гідроксид, манган (IV) оксид, магній гідроксид), відокремлюють центрифугуванням і обробляють для розчинення магній гідроксиду амоній хлоридом. Йони Магнію виявляють у центрифугаті за допомогою натрій гідрогенфосфату або магнезону-1.

Осад (IV) суміші ферум (III) гідроксиду і манган (IV) оксиду обробляють розбавленою нітратною кислотою для розчинення  $Fe(OH)_3$ , йони  $Fe^{3+}$  виявляють характерними реакціями в добутому розчині.

Осад (V) манган (IV) оксиду розчиняють у хлоридній або сульфатній кислоті і виявляють катіон  $Mn^{2+}$  реакцією окиснення його до аніона  $MnO_4^-$ .

### 3.15. Шоста аналітична група катіонів ( $Cu^{2+}$ , $Hg^{2+}$ , $Cd^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$ )

1. Їдкі луги  $KOH$ ,  $NaOH$  з катіонами  $Cu^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$  утворюють аморфні осаді гідроксидів, з катіоном  $Hg^{2+}$  — оксид, з катіоном  $Co^{2+}$  — основні солі:

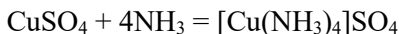


Всі ці осаді розчиняються у мінеральних кислотах і надлишку амоніаку з утворенням комплексних аміакатів, сполуки Меркурію (II) розчиняються у концентрованому розчині амоніаку тільки за наявності амоній хлориду.

**Дослід.** У п'ять пробірок наливають 0,25-0,5 мл розчину солей: купрум (II) сульфату, кадмій хлориду, нікол хлориду, меркурій (II) хлориду, кобальт (II) хлориду і додають по краплях 0,25-0,5 мл розчину лугу, перемішують склянкою паличкою.

Звертають увагу на характер і колір осадів, досліджують розчинність осадів у хлоридній кислоті і амоніаку.

2. Концентрований розчин амоніаку, взятий у надлишку, утворює з катіонами шостої аналітичної групи комплексні аміакати:

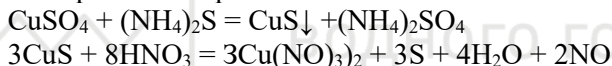


**Дослід.** У п'ять пробірок наливають по 0,25-0,5 мл розчину солей: купрум (II) сульфату, кадмій хлориду, нікол хлориду, меркурій (II) хлориду, кобальт (II) хлориду, додають краплями концентрований розчин амоніаку, спостерігаючи за випаданням осадів, а потім за розчиненням їх у надлишку амоніаку (у пробірку з солями меркурію (II) і кобальту додають кілька кристалів амоній хлориду). Порівнюють колір осадів з кольором розчинів комплексних солей.

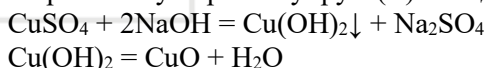
**Реакції катіона  $Cu^{2+}$ .** Солі Купруму (II) не розчиняються у воді, за винятком нітрату, хлориду, броміду, фториду, сульфату та ацетату. Солі Купруму (II), що містять кристалізаційну воду, — синього або зеленого кольору, безводні солі — жовтого або білого

кольору. Розчини солей Купруму (II) у воді мають блакитний колір, зумовлений забарвленням гідратованого йона.

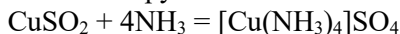
1. Дигідроген сульфід, амоній сульфід утворюють з йонами  $\text{Cu}^{2+}$  чорний осад купрум (II) сульфїду, який не розчиняється у розбавлених хлоридній і сульфатній кислотах, але розчиняється під час нагрівання в 2 н розчині нітратної кислоти:



2. Їдкі луѓи утворюють з йоном  $\text{Cu}^{2+}$  блакитний осад купрум(II) гідроксиду, від якого під час нагрівання відщеплюється вода, і гідроксид перетворюється у чорний купрум (II) оксид  $\text{CuO}$ :



3. Амонїак у великому надлишку утворює з йонами  $\text{Cu}^{2+}$  амїакат інтенсивно-синього кольору:



Ця реакція є характерною для йонів  $\text{Cu}^{2+}$ .

**Дослід.** У пробїрку наливають по 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину і додають краплями розчин амонїаку. За наявності йонів  $\text{Cu}^{2+}$  спочатку утворюється осад зеленого кольору (випадає основна сіль  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$ ), який при дії надлишку амонїаку розчиняється з утворенням інтенсивно-синьої комплексної сполуки — купрум(II)амїакату.

**Реакції катїона  $\text{Co}^{2+}$ .** У своїх сполуках Кобальт проявляє ступені окиснення +2 і +3; найбільш стійкими є сполуки Кобальту (II).

1. Калій тїоцїанат або амонїю тїоцїанат  $\text{NH}_4\text{SCN}$  утворює з йонами  $\text{Co}^{2+}$  забарвлену у синій колір комплексну сполуку:



Комплексна сполука — амонїй тетратїоцїанокобальтат(II) стійка за наявності ацетону. Цій реакції заважає йон  $\text{Fe}^{3+}$ , який з амонїй тїоцїанатом утворює комплексну сполуку червоного кольору. У таких випадках йон  $\text{Fe}^{3+}$  зв'язують, додаючи до розчину амонїй фторид, який утворює з йоном  $\text{Fe}^{3+}$  доволі стійкий безбарвний комплекс.

**Дослід.** У пробїрку наливають 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину, додають 0,25-0,5 мл насиченого розчину амонїй тїоцїанату, 1-2 кристалики натрій фториду  $\text{NaF}$ , 0,5 мл суміші

амілового спирту і естеру (1:1), суміш збовтують. За наявності Кобальту неводний шар після відстоювання забарвлюється в синій колір.

**2. Реакція сухим способом.** При сплавленні сполук Кобальту з бурою  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  утворюються перли  $\text{Na}_2\text{Co}(\text{BO}_2)_4$  синього кольору. За наявності великих кількостей Ніколу перли забарвлюються в бурій колір, і йон  $\text{Ni}^{2+}$  заважає виявленню йона  $\text{Co}^{2+}$ .

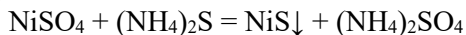
**Дослід.** Петлю платинової дротинки розжарюють до почорніння і доторкуються нею до кристалів твердої бури. Кристалики прожарюють у полум'ї доти, поки маса не перестане случуватися. Склоподібний сплав, що утворився, змочують досліджуванним розчином, і дротинку прожарюють знову, поки сплав не стане прозорим. За наявності солей Кобальту перли забарвлюються у синій колір.

3.  $\alpha$ -Нітрозо- $\beta$ -нафтол (реактив Ільїнського) окиснює Кобальт(II) у Кобальт(III) і з ним утворює червоно-бурий осад внутрішньокмлексної солі  $[\text{C}_{10}\text{H}_6\text{NOO}]_3\text{Co}$ . Осад не розчиняється у мінеральних кислотах. Такі самі реакції за наявності реактиву Ільїнського відбуваються з йонами  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ , але осад цих йонів розчиняються в мінеральних кислотах.

**Дослід.** До 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину додають 0,25-0,5 мл 6 н розчину хлоридної кислоти, суміш нагрівають до кипіння, додають 0,25-0,5 мл свіжовиготовленого насиченого розчину  $\alpha$ -нітрозо- $\beta$ -нафтолу в 50 %-вій ацетатній кислоті і знову нагрівають. За наявності Кобальту, залежно від концентрації, розчин забарвлюється у червоний колір або випадає червоно-бурий осад.

**Реакції катіона  $\text{Ni}^{2+}$ .** У сполуках Нікол проявляє ступені окиснення +2 і +3. Сполуки Ніколу(II) більш стійкі. Солі Ніколу(II), в яких міститься кристалізаційна вода, мають зелений колір. Безводні солі Ніколу забарвлені в жовтий колір. Водні розчини солей Ніколу мають зелений колір.

1. Амоній сульфід  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  з йонами  $\text{Ni}^{2+}$  утворює чорний осад нікол сульфід  $\text{NiS}$ :



Свіжоосаджений нікол сульфід розчиняється в 2н розчині хлоридної кислоти на холоді.

2. Диметилгліоксим (реактив Чугаєва) в амоніачному середовищі утворює з йоном  $\text{Ni}^{2+}$  комплексну сполуку яскраво-червоного кольору — нікол диметилгліоксимат.

Нікол диметилгліоксимат не розчиняється у розведеному розчині амоніаку; розчиняється в сильних кислотах і лугах.

Реакції  $\text{Ni}^{2+}$  з диметилгліоксимом заважають йони  $\text{Fe}^{3+}$ , що утворюють з розчином амоній гідроксиду, нерозчинний у воді, а також йони  $\text{Fe}^{2+}$ , які з диметилгліоксимом утворюють комплексну сіль червоного кольору. Вплив йонів  $\text{Fe}^{3+}$  можна усунути маскуванням за допомогою фториду лужного металу, а вплив йонів  $\text{Fe}^{2+}$  окисненням в йони  $\text{Fe}^{3+}$  гідроген пероксидом.

**Дослід.** До 0,5 мл досліджуваного розчину додають 0,5 мл 1%-вого спиртового розчину диметилгліоксиму і розчин амоніаку до появи запаху. За наявності Ніколу випадає яскраво-червоний осад. Реакцію можна виконати краплинним способом. Для цього на полосу фільтрувального паперу наносять краплю досліджуваного розчину, додають кристалик натрій фториду (для зв'язування йонів  $\text{Fe}^{3+}$ ), 2-3 краплі спиртового розчину диметилгліоксиму і 1-2 краплі концентрованого розчину амоніаку. За наявності Ніколу спочатку з'являється червоне забарвлення, а потім випадає червоний осад.

#### **Контрольні питання**

1. Напишіть рівняння реакцій розчинення купрум, нікол, кобальт гідроксидів в амоніаку.

2. Напишіть рівняння дисоціації таких комплексних сполук:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ . Назвіть ці сполуки.

3. Як можна виявити йони  $\text{Co}^{2+}$  за допомогою амоній тіоціанату за наявності йонів  $\text{Fe}^{3+}$ ?

4. З якою метою при проведенні реакції виявлення йонів  $\text{Co}^{2+}$  амоній тіоціанатом застосовують органічні розчинники?

5. Як можна виявити йони  $\text{Ni}^{2+}$  за допомогою диметилгліоксиму за наявності йонів  $\text{Fe}^{2+}$ ?

### **3.16. Систематичний хід аналізу суміші катіонів шостої аналітичної групи**

До досліджуваного розчину (0,5 мл) суміші катіонів шостої аналітичної групи доливають 1 мл 2 н розчину амоніаку, перемішують і нагрівають суміш 2-3 хв. Осад (I), що утворився, містить основну сіль Кобальту  $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$  та меркурамоній хлорид



[HgNH<sub>2</sub>]Cl. Його відокремлюють центрифугуванням. Центрифугат може містити купрум(II), кадмій, нікол аміакати.

**Схема систематичного ходу аналізу суміші катіонів**

1. До досліджуваної суміші катіонів шостої аналітичної групи доливають 2 н розчин NH <sub>3</sub> , нагрівають 2—3 хв, охолоджують і центрифугують	
2. Осад (I) [HgNH <sub>2</sub> ]Cl, Co(OH)Cl обробляють 2 н розчином H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> і центрифугують	3. Центрифугат (I): [Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> , ICd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> , [Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> нейтралізують 2 н розчином H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> до кислої реакції, додають кристали Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , нагрівають і центрифугують
4. Осад (II) [HgNH <sub>2</sub> ]Cl розчиняють у концентрованій HNO <sub>3</sub> і виявляють йон Hg <sup>2+</sup> характерними реакціями (KI або міддю)	5. Центрифугат (II) CoSO <sub>4</sub> . Йон Co <sup>2+</sup> виявляють за допомогою NH <sub>4</sub> SCN
6. Осад (III) CuS розчиняють у 2 н розчині HNO <sub>3</sub> і виявляють йон Cu <sup>2+</sup> амоніаком	7. Центрифугат (III) Ni <sup>2+</sup> і Cd <sup>2+</sup>
8. Йон Ni <sup>2+</sup> виявляють реактивом Чугаєва, йон Cd <sup>2+</sup> — натрій тіосульфатом	

До осаду (I) додають 0,25 мл 2 н розчину сульфатної кислоти; основна сіль Кобальту розчиняється, йон Co<sup>2+</sup> виявляють амоній тіоціанатом, а меркурамоній хлорид залишається в осаді (II). Осад (II) розчиняють у 0,25 мл концентрованої нітратної кислоти і виявляють катіони Hg<sup>2+</sup> характерними реакціями.

Центрифугат, що містить аміакати купрум(II), кадмій, нікол нейтралізують розчином сульфатної кислоти, додають кристалики натрій тіосульфату, нагрівають на водяній бані 3-4 хв. Катіон Cu<sup>2+</sup> утворює з тіосульфатом осад Cu<sub>2</sub>S, катіони Ni<sup>2+</sup> і Cd<sup>2+</sup> залишаються у розчині. Осад відокремлюють центрифугуванням, розчиняють купрум(I) сульфід в гарячій розбавленій нітратній кислоті і виявляють катіон Cu<sup>2+</sup> характерними реакціями (утворення купрум(II) аміаку синього кольору).

У центрифугаті, розділивши його на дві частини, виявляють катіони Cd<sup>2+</sup> і Ni<sup>2+</sup> характерними реакціями: Ni<sup>2+</sup> — диметилглюксимом, Cd<sup>2+</sup> — натрій тіосульфатом.

**3.17. Систематичний хід аналізу суміші катіонів четвертої, п'ятої та шостої аналітичних груп**

Із окремих порцій розчину суміші катіонів спочатку виявляють катіони Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup> та йон Sb(III). Катіон Fe<sup>2+</sup> виявляють за

допомогою  $K_3[Fe(CN)_6]$ , катіон  $Fe^{3+}$  — за допомогою  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

**Схема систематичного ходу аналізу катіонів четвертої, п'ятої та шостої аналітичних груп**

1. Відкривають із окремих проб йони $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Sb(III)$	
2. До суміші катіонів четвертої — шостої аналітичних груп додають $NaOH$ до лужної реакції ( $pH = 10-12$ ), розчин $H_2O_2$ і центрифугують (фільтрують)	
3. Осад (I): гідроксиди катіонів п'ятої і шостої аналітичних груп розчиняють у $HNO_3$ при нагріванні, додають розчин $NH_3$ і $NH_4Cl$ , перемішують, нагрівають і центрифугують (фільтрують)	4. Центрифугат (фільтрат (I)) $CrO_4^{2-}$ , $AsO_4^{3-}$ , $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ , $AlO_2^-$ , $SNO_3^{2-}$ нейтралізують $HCl$ ( $pH = 5-6$ ) і аналізують на наявність катіонів четвертої аналітичної групи
5. Осад (II): гідроксиди катіонів п'ятої аналітичної групи. Аналізують за систематичним ходом аналізу катіонів п'ятої аналітичної групи	6. Центрифугат (II): катіони шостої аналітичної групи у вигляді аміакатів, катіон $Mg^{2+}$ виявляють в окремій пробі характерними реакціями. Центрифугат нейтралізують до $pH = 3-4$ і виявляють катіони шостої аналітичної групи.

Якщо досліджуваний розчин містить осад, то його перемішують, відбирають 1,5 мл суміші в конічну колбу, додають 7-8 крапель 2н розчину нітратної кислоти, перемішують ще раз і нагрівають на водяній бані протягом 4-5 хв. Якщо осад не чорного кольору, то його відфільтровують, промивають на фільтрі розбавленою нітратною кислотою і на фільтр додають кілька крапель сірководневої води. За наявності  $Sb(III)$  осад забарвлюється в оранжево-червоний колір. Якщо після нагрівання осад стає чорним або темно-сірим, то крім  $Sb(III)$  можуть бути наявні відновлені Бісмут і Меркурій. У цьому разі осад переносять у фарфорову чашку, розчиняють у 5-6 краплях концентрованої нітратної кислоти, розводять 0,5 мл дистильованої води і відкривають  $Sb(III)$ ,  $Sb(V)$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Bi^{3+}$  характерними реакціями.

У тому випадку, коли осад повністю розчиняється в розбавленій нітратній кислоті, відразу відокремлюють четверту аналітичну групу катіонів. Для цього до розчину, що містить суміш катіонів четвертої, п'ятої та шостої аналітичних груп, додають краплями розчин їдкого лугу до лужної реакції ( $pH = 9-10$ ), 5-6 крапель гідрогену пероксиду, потім знову їдкого лугу до  $pH = 10-12$ . Суміш нагрівають на водяній бані 2-3 хв. і центрифугують. В осаді (I) залишаються гідроксиди катіонів п'ятої і шостої аналітичних груп, у фільтраті(I) — катіони четвертої аналітичної групи.

Фільтрат (I), що містить катіони четвертої аналітичної групи, нейтралізують хлоридною кислотою (pH=3,4) і аналізують, як описано в ході систематичного аналізу катіонів четвертої аналітичної групи.

Для розділення катіонів п'ятої і шостої аналітичних груп осад (I) розчиняють в нітратній кислоті, нагрівають і додають надлишок 25 %-вого розчину амоніаку та кілька кристаликів амонію хлориду. Суміш перемішують, знову нагрівають на водяній бані і центрифугують. В осаді (II) залишаються гідроксиди катіонів п'ятої аналітичної групи, його розчиняють у хлоридній кислоті і аналізують, як описано в систематичному ході аналізу катіонів п'ятої аналітичної групи.

У центрифугаті (II) залишились катіони шостої аналітичної групи у вигляді аміакатів і катіон  $Mg^{2+}$ , який виявляють в окремії пробі. Центрифугат (II) нейтралізують хлоридною кислотою і аналізують, як описано в ході аналізу катіонів шостої аналітичної групи.

### **3.18. Аналіз суміші катіонів шести аналітичних груп: загальні положення**

Перед тим як аналізувати суміш катіонів усіх аналітичних груп, необхідно зробити попередні випробування, звернувши увагу на колір та реакцію розчину.

Якщо розчин не має забарвлення, то можна зробити висновок про відсутність катіонів  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ . Нейтральне середовище свідчить про те, що відсутні катіони  $Sn^{2+}$ ,  $Sn(IV)$ ,  $Bi^{3+}$ ,  $Hg^{2+}$ , солі яких гідролізують і зумовлюють кисле середовище.

В окремії пробі до досліджуваного розчину додають сульфатну кислоту: якщо осад не утворюється, то роблять висновок про відсутність катіонів  $Pb^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ , а можливо, і катіона Кальцію.

Якщо осад не випадає при додаванні хлоридної кислоти, то роблять висновок про відсутність катіонів  $Ag^{+}$ ,  $Hg^{+2}$  і, можливо, катіона  $Rb^{2+}$ . Якщо при додаванні до окремої порції розчину натрій гідроксиду і станум(II) хлориду не з'являється чорний осад, то можна вважати, що розчин не містить катіонів  $Bi^{3+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $[Hg_2]^{2+}$ .

Досліджуваний розчин суміші катіонів усіх аналітичних груп може бути без осаду, а може й мати його. Розглянемо хід аналізу досліджуваного розчину в першому і другому випадках.

**Аналіз розчину суміші катіонів без осаду.** В окремих порціях

розчину попередньо виявляють катіони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  та  $\text{NH}_4^+$ .

Потім до досліджуваного розчину додають краплями концентровану хлоридну кислоту і осаджують таким чином катіони  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ , відокремлюють осад центрифугуванням, промивають підкисленою водою і аналізують його на наявність катіонів другої аналітичної групи.

Із центрифугата 2н розчином сульфатної кислоти осаджують катіони третьої аналітичної групи. Осад, що містить сульфати  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , відокремлюють центрифугуванням і аналізують на наявність катіонів третьої аналітичної групи. Центрифугат ділять на дві частини: в першій виявляють катіони першої аналітичної групи, в другій — катіони четвертої, п'ятої та шостої аналітичних груп. Для цього відбирають 1 мл розчину, нейтралізують його до слабколужної реакції концентрованим амоніаком, додають 5-6 крапель амоній карбонату. Суміш перемішують, осад центрифугують, фільтрують. Фільтрат випарюють до видалення йонів  $\text{NH}_4^+$ , прожарюють сухий залишок, розчиняють його в 5-6 краплях дистильованої води і виявляють катіони  $\text{Na}^+$  і  $\text{K}^+$ .

У центрифугаті після відокремлення катіонів третьої аналітичної групи виявляють катіони четвертої, п'ятої і шостої аналітичних груп. Для цього центрифугат нейтралізують натрій гідроксидом до лужної реакції ( $\text{pH} = 10-12$ ), додають розчин гідроген пероксиду і аналізують, як описано при систематичному ході аналізу суміші катіонів четвертої — шостої аналітичних груп.

**Аналіз розчину суміші катіонів з осадом.** Якщо досліджуваний розчин суміші катіонів усіх аналітичних груп містить осад, його можна аналізувати двома шляхами: відокремлювати осад і не відокремлювати його.

**1. Аналіз суміші з відокремленням осаду.** Осад відокремлюють і аналізують його. Розчин може містити суміш катіонів усіх аналітичних груп, і його аналізують окремо, як описано в ході аналізу суміші катіонів без осаду. Осад промивають гарячою дистильованою водою (для розчинення плюмбум(II) хлориду); у промивних водах виявляють катіон  $\text{Pb}^{2+}$  за допомогою калій йодиду. Після відокремлення катіонів  $\text{Pb}^{2+}$  осад обробляють хлоридною кислотою для виявлення йона  $\text{Sb(III)}$ . Центрифугат переносять за допомогою піпетки в окрему пробірку і розводять п'ятикратним об'ємом води. Якщо утворюється осад, то його відфільтровують і на

фільтрі обробляють двома краплями сірководневої води. За наявності йона  $\text{Sb(III)}$  з'являється оранжеве забарвлення. Після видалення плюмбум(II) хлориду і стибій гідроксиду виявляють катіони  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  і  $\text{Ag}^+$  характерними реакціями.

Катіони  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  виявляють в осаді після відокремлення катіонів  $\text{Ag}^+$  та  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ . Для цього осад після обробки розчином амоніаку промивають дистильованою водою і кілька разів обробляють гарячим 30 %-вим розчином амоній ацетату до повного видалення катіонів плюмбуму і аргентум хлориду. Після відокремлення катіонів другої аналітичної групи осад аналізують на наявність катіонів третьої аналітичної групи.

**2. Аналіз суміші без відокремлення осаду.** Розчин з осадом збовтують, одну частину суміші (3-4 мл) аналізують, другу зберігають для контрольних визначень. Із окремих порцій краплинним способом виявляють катіони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

Потім до досліджуваної суміші додають 8-9 крапель 2 н розчину нітратної кислоти, збовтують її і нагрівають на водяній бані. Після охолодження до суміші додають 5-7 крапель концентрованої хлоридної кислоти, відстоюють її і центрифугують. В осаді можуть міститися катіони другої та третьої аналітичних груп у вигляді солей:  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CaSO}_4$ . Осад аналізують.

У центрифугаті можуть міститися катіони всіх аналітичних груп, його аналізують, як описано в ході аналізу суміші катіонів без осаду.

### **3.19. Аналіз аніонів. Класифікація аніонів**

Аналіз аніонів відрізняється від аналізу катіонів. У більшості випадків аніони виявляють дробним методом, тобто за допомогою окремих реакцій. Аніони розділяють тільки тоді, коли виявленню одного заважає інший.

Аніони поділяють на аналітичні групи. Групові реактиви використовуються не для відокремлення групи аніонів, а для того, щоб зробити висновок: чи варто далі проводити реакції для виявлення кожного з йонів даної групи.

В основу класифікації аніонів покладена різна розчинність солей Барію і Аргентуму. Усі аніони можна поділити на три аналітичні групи.

Таблиця 8

## Класифікація аніонів

Група	Аніони	Груповий реактив	Характеристика групи
1	$\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{SiO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{AsO}_4^{3-}$ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , $\text{BO}_2^-$ , $\text{CrO}_4^{2-}$ .	$\text{BaCl}_2$ у нейтральному або слабколужному розчині	Солі Барію нерозчинні у воді
2	$\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$	$\text{AgNO}_3$ за наявності $\text{HNO}_3$	Солі Аргентуму нерозчинні у воді і розбавленій нітратній кислоті
3	$\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$	Групового реактиву немає	Солі Барію і Аргентуму розчинні у воді

До першої аналітичної групи належать аніони, які з катіонами Барію утворюють практично нерозчинні у воді солі. Це такі аніони:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{BO}_2^-$ ,  $\text{AsO}_4^{3-}$ ,  $\text{AsO}_2^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$  тощо.

До другої аналітичної групи належать аніони, які з катіонами Аргентуму утворюють солі, що погано розчиняються у воді і в розбавленій нітратній кислоті. Це такі аніони:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ .

До третьої аналітичної групи належать аніони, які не утворюють важкорозчинних солей з йонами Барію і Аргентуму. Сюди відносять аніони, які виявляють окиснювальні властивості:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$  і ацетат-йон, який не є окисником. Такі аніони, як  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$  належать до першої аналітичної групи.

Третя аналітична група аніонів не має групового реактиву. Щоб прискорити процес виявлення аніонів третьої групи, до невеликого об'єму досліджуваного розчину додають краплями розчин дифеніламіну в концентрованій сульфатній кислоті. За наявності аніонів-окисників у досліджуваному розчині з'являється інтенсивне синє забарвлення. Якщо такого забарвлення немає, то за відсутності хромат-йонів можна зробити висновок, що всі аніони третьої аналітичної групи, крім ацетат-аніонів, відсутні.

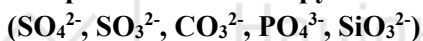
За наявності в досліджуваному розчині хромат-аніонів перед дослідом з дифеніламіном хромат-йони треба відокремити (барій хлоридом).

**Контрольні питання**

1. Чим відрізняється аналіз аніонів від аналізу катіонів? З якою метою аніони поділяють на аналітичні групи?

2. Для чого використовують групові реактиви під час аналізу аніонів?
3. Дайте характеристику кожної аналітичної групи аніонів.

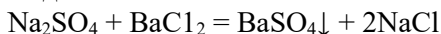
### 3.20. Перша аналітична група аніонів



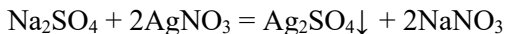
До першої аналітичної групи належать аніони, які з катіонами Барію утворюють важкорозчинні у воді солі.

За винятком барій сульфату, вони добре розчиняються в розведених кислотах. Тому виділити аніони цієї аналітичної групи груповим реактивом у вигляді осаду можна тільки в нейтральному або слабколужному середовищі.

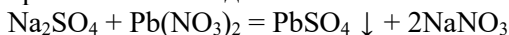
**Реакції сульфат-аніона  $\text{SO}_4^{2-}$ .** 1. Барій хлорид під час взаємодії із сульфат-йонами утворює білий кристалічний осад, що не розчиняється у воді і кислотах:



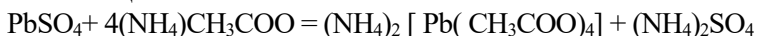
2. Аргентум нітрат з аніонами  $\text{SO}_4^{2-}$  в концентрованих розчинах утворює білий осад аргентум сульфату, який розчиняється в нітратній кислоті:



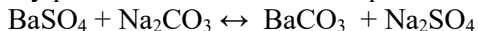
3. Плюмбум (II) нітрат під час взаємодії із сульфат-йонами утворює білий кристалічний осад:



Плюмбум (II) сульфат практично не розчиняється у воді та в кислотах. Він добре розчиняється в амоній ацетаті, утворюючи доволі стійкий ацетатний комплекс:



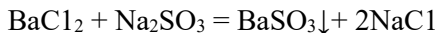
Якщо в досліджуваному розчині містяться нерозчинні сульфати, то їх переводять у розчин кип'ятінням із 3n розчином соди:



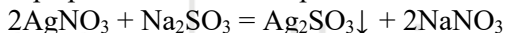
Карбонати розчиняють у хлоридній або ацетатній кислотах.

**Дослід.** У три пробірки наливають по 1 мл розчину натрій сульфату і додають відповідно: 1 мл розчину барій хлориду, 1 мл розчину аргентум нітрату, 1 мл розчину плюмбум (II) нітрату. Звертають увагу на характер осадів і визначають їх розчинність у воді, кислотах, а плюмбум (II) сульфату — в амоній ацетаті.

**Реакція аніона  $\text{SO}_3^{2-}$ .** 1. Барій хлорид з нейтральних розчинів сульфитів осаджує білий осад барій сульфіту, який добре розчиняється в мінеральних кислотах:



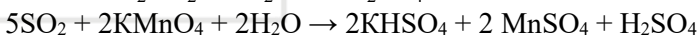
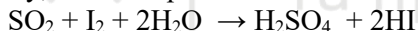
2. Аргентум нітрат з аніонами  $\text{SO}_3^{2-}$  утворює білий осад аргентум сульфїту, що добре розчиняється в нітратній кислоті:



3. Розбавлені сильні кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ) виділяють із сульфїтів сульфур (IV) оксид, який виявляють за характерним різким запахом:



Сульфур (IV) оксид можна виявити за допомогою розчинів йоду або перманганату, які знебарвлюються  $\text{SO}_2$ :



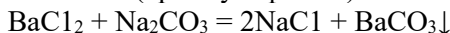
**Дослід.** У пробірку з газовивідною трубкою, зануреною у розчин йоду або калій перманганату, наливають 1 мл розчину натрій сульфїту і додають 1 мл хлоридної кислоти. Пробірку з сумішшю натрій сульфїту і хлоридної кислоти нагрівають. Знебарвлення розчину йоду або калій перманганату свідчить про наявність сульфїт-йонів.

4. Знебарвлення барвників. Сульфїти мають властивість знебарвлювати деякі барвники (фуксин, малахітовий зелений). Реакція відбувається при  $\text{pH}=7-8$ . Кислі розчини спочатку нейтралізують натрій гідрокарбонатом, а лужні — пропусканням вуглекислого газу до знебарвлення фенолфталеїну.

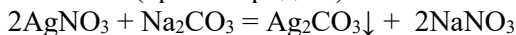
**Дослід.** На предметне скельце вмішують краплю фуксину і прибавляють краплю нейтрального досліджуваного розчину. За наявності аніона  $\text{SO}_3^{2-}$  відбувається знебарвлення розчину.

**Реакції карбонат-аніона  $\text{CO}_3^{2-}$ .** Карбонати лужних металів добре розчиняються у воді, решта карбонатів — погано. Усі карбонати розчиняються у мінеральних і ацетатній кислотах з виділенням вуглекислого газу.

1. Барій хлорид утворює з аніоном  $\text{CO}_3^{2-}$  білий осад, який розчиняється у кислотах (крім сульфатної):

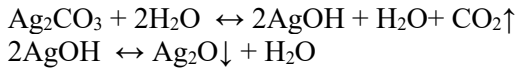


2. Аргентум нітрат утворює з аніоном  $\text{CO}_3^{2-}$  білий осад, який розчиняється у кислотах (крім хлоридної):

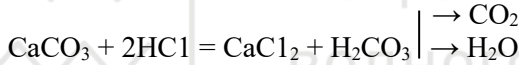


Аргентум карбонат під час нагрівання (а також у надлишку аргентум нітрату) переходить у коричневий оксид аргентуму:

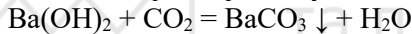




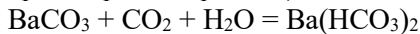
3. Мінеральні кислоти (розбавлені — повільно, концентровані — енергійно) розкладають солі карбонатної кислоти з виділенням вуглекислого газу:



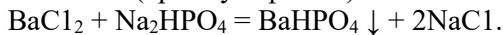
Якщо вуглекислий газ пропустити крізь баритову воду, утворюється білий осад барій карбонату:



**Дослід.** У пробірку наливають 0,5-1 мл досліджуваного розчину, підкислюють його розчином хлоридної кислоти і закривають пробкою з газовідвідною трубкою, яку занурюють у пробірку з баритовою водою. За наявності карбонат-йона  $\text{CO}_3^{2-}$  у пробірці з баритовою водою утворюється білий осад барій карбонату, який при дальшому пропусканні вуглекислого газу може розчинитися (утворюється барій гідрогенкарбонат):



**Реакції фосфат-аніона  $\text{PO}_4^{3-}$ .** 1. Барій хлорид утворює із аніоном  $\text{PO}_4^{3-}$  білий осад барій гідрогенфосфату  $\text{BaHPO}_4$ , який розчиняється у кислотах (крім сульфатної):

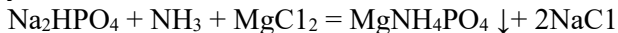


3 лужних розчинів виділяється білий осад середньої солі  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ .

2. Аргентум нітрат з аніоном  $\text{PO}_4^{3-}$  утворює жовтий осад аргентум фосфату  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , який розчиняється в нітратній кислоті та у розчині амоніаку.



3. Магnezіальна суміш (суміш  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_3$ ) з аніоном  $\text{PO}_4^{3-}$  утворює білий кристалічний осад подвійної солі — магній-амоній-фосфату:

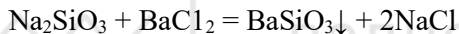


Осад розчиняється в ацетатній і мінеральних кислотах.

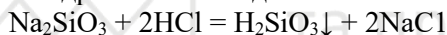
**Дослід.** До 1 мл розчину магній хлориду доливають 0,5 мл розчину амоніаку; осад магній гідроксиду, що утворився, розчиняють у розчині амоній хлориду і добавляють 1 мл розчину натрій гідрогенфосфату. Спостерігають випадання білого осаду подвійної солі — магній-амоній-фосфату.

**Реакції силікат-аніона  $\text{SiO}_3^{2-}$ .** Лише силікати лужних металів розчиняються у воді; решта солей силікатних кислот у воді не розчиняється.

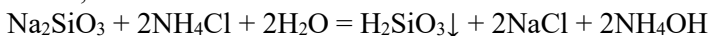
1. Барій хлорид утворює з аніонами  $\text{SiO}_3^{2-}$  білий осад барій силікату, який розкладається кислотами з утворенням драглистого осаду:



2. Розбавлені кислоти виділяють з концентрованих розчинів силікатів об'ємний драглистий осад:



3. Амонійні солі під час дії на аніон  $\text{SiO}_3^{2-}$  виділяють драглистий осад повніше, ніж кислоти:



Гідроліз посилюється в результаті зв'язування йонів  $\text{OH}^-$  йонами  $\text{NH}_4^+$ . Нагрівання прискорює реакцію гідролізу.

**Дослід.** У пробірку наливають 0,25-0,5 мл натрій силікату, додають 0,5 мл дистильованої води і 2-3 кристалики амоній хлориду. Суміш нагрівають. Спостерігають утворення драглистого осаду.

#### **Контрольні питання**

1. Чому барій карбонат розчиняється в хлоридній кислоті і не розчиняється в сульфатній?

2. Чим можна пояснити розчинність аргентум карбонату в нітратній кислоті і нерозчинність у хлоридній і сульфатній кислотах?

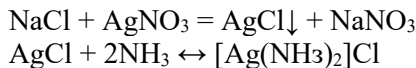
3. Як можна пояснити розчинність аргентум ортофосфату в розчині амоніаку?

4. Поясніть, чому посилюється гідроліз натрій силікату за наявності солей амонію.

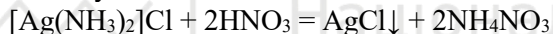
### **3.21. Друга аналітична група аніонів ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$ )**

До другої аналітичної групи аніонів належать аніони, що утворюють з йонами Аргентуму солі, які погано розчиняються у воді і в нітратній кислоті. Груповим реактивом на аніони другої аналітичної групи є аргентум нітрат у кислому середовищі.

**Реакції хлорид-аніона  $\text{Cl}^-$ .** 1. Аргентум нітрат утворює з аніоном  $\text{Cl}^-$  білий сирнистий осад, який не розчиняється у розведених кислотах, але добре розчиняється в розчині амоніаку з утворенням розчинної малодисоційованої комплексної сполуки — аргентум аміакату:



Під час дії нітратної кислоти комплексний йон розкладається і аргентум хлорид знову випадає в осад:



Аргентуму хлорид розчиняється також у розчинах натрій тіосульфату і калій ціаніду з утворенням дуже стійких комплексних йонів  $[\text{Ag}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ .

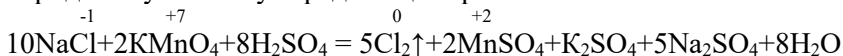
Виявленню йона  $\text{Cl}^-$  аргентум нітратом заважають йони  $\text{Br}^-$ . На відміну від аргентум хлориду ( $\text{DP}=1,56 \cdot 10^{-10}$ ) аргентум йодид практично нерозчинний у розчині амоніаку ( $\text{DP}_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}$ ), а аргентум бромід  $\text{AgBr}$  ( $\text{DP}_{\text{AgBr}} = 7,7 \cdot 10^{-13}$ ) розчиняється в розчині амоніаку і заважає виявленню  $\text{Cl}^-$  аргентум нітратом. Щоб зменшити розчинність аргентум броміду, осад  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgI}$  обробляють 12%-вим розчином амоній карбонату  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . У цих умовах концентрація амоніаку недостатня для розчинення аргентум броміду і тому тільки аргентум хлорид перейде в розчин у вигляді розчинної комплексної солі  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ . Після відокремлення осаду в центрифугаті виявляють йон  $\text{Cl}^-$  розчином калій броміду. За наявності йонів  $\text{Cl}^-$  випадає жовтуватий осад аргентум броміду.

**Дослід.** У пробірку наливають 1 мл розчину натрій хлориду, додають 1 мл розчину аргентум нітрату. Осад, що утворився, відокремлюють центрифугуванням, розчиняють його в розчині амоніаку і виявляють йон  $\text{Cl}^-$  дією 1 мл 2н розчину нітратної кислоти.

**Дослід.** У пробірку наливають по 0,5 мл розчинів калій хлориду, йодиду, броміду. Суміш підкислюють розчином нітратної кислоти і додають 1,5-2 мл розчину аргентум нітрату. Осад, що утворився, відокремлюють центрифугуванням, промивають гарячою водою, а потім приливають до нього 2 мл 12 %-вого розчину амоній карбонату і перемішують. Відцентрифугують розчин, центрифугат ділять на дві частини: в одній виявляють йон  $\text{Cl}^-$  додаванням калій броміду (утворюється жовтуватий осад  $\text{AgBr}$ ), в іншій — йон  $\text{Cl}^-$  за допомогою 2н розчину нітратної кислоти (утворюється білий осад аргентуму хлориду  $\text{AgCl}$ ).

2. Сильні окисники з високим окиснювальним потенціалом окиснюють хлорид-йони у вільний хлор. Так, манган (IV) оксид  $\text{MnO}_2$ , плюмбум (IV) оксид  $\text{PbO}_2$ , калій перманганат окиснюють

хлорид-йон у кислому середовищі за рівнянням:



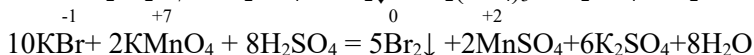
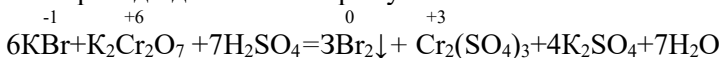
Аніони  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$  заважають проведенню цієї реакції.

**Реакції бромід-аніона  $\text{Br}^-$ .** 1. Аргентум нітрат утворює з аніонами  $\text{Br}^-$  жовтуватий осад аргентум броміду  $\text{AgBr}$ , який не розчиняється в нітратній кислоті, а розчиняється у концентрованих розчинах амоніаку, натрій тіосульфату та калій ціаніди з утворенням таких комплексних сполук:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$ ,  $\text{Na}_2[\text{Ag}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ .

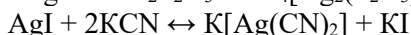
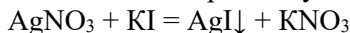
2. Хлорна вода виділяє з кислих розчинів бромідів вільний бром, який добре екстрагується хлороформом, дигідроген сульфідом, забарвлюючи їх у бурий колір. Реакція відбувається при  $\text{pH}=5-7$ ; під час дії надлишку хлорної води розчин жовтіє внаслідок утворення бром хлориду.

**Дослід.** У пробірку наливають 0,25-0,6 мл розчину натрій броміду  $\text{NaBr}$ , підкислюють кількома краплями 2н розчину сульфатної кислоти, додають 0,25-0,5 мл хлорної води. Розчин забарвлюється в бурий колір. Додають 2мл бензену і суміш збовтують; бром переходить у шар бензену (утворюється червоно-буре бензольне кільце).

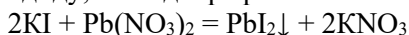
3. Сильні окисники (калій дихромат, калій перманганат) окиснюють броміди до вільного брому:



**Реакції йодид-аніона  $\text{I}^-$ .** 1. Аргентум нітрат утворює з аніоном  $\text{I}^-$  жовтий осад аргентум йодиду, який не розчиняється в нітратній кислоті і в розчині амоніаку (цим він відрізняється від хлоридів і бромідів), а розчиняється в натрій тіосульфаті і калій ціаніди:

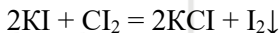


2. Солі Плюмбум (II) утворюють з аніоном  $\text{I}^-$  золотистий осад плюмбум (II) йодиду, який добре розчиняється в гарячій воді:

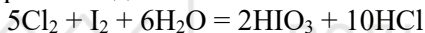


3. Хлорна вода, як і для аніонів  $\text{Br}^-$ , є найважливішим реактивом для виявлення аніонів  $\text{I}^-$ . Під час її дії на розчини йодидів у кислому

середовищі відбувається окиснення аніонів I<sup>-</sup> до вільного йоду, який забарвлює крохмаль у синій колір, а органічні розчинники — у фіолетовий:

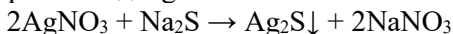


При надлишку хлорної води фіолетове забарвлення зникає внаслідок утворення йодатної кислоти HIO<sub>3</sub>:



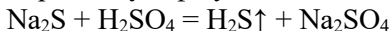
**Дослід.** У пробірку наливають по 0,5 мл розчинів йодид і калій броміду, підкислюють 2н розчином сульфатної кислоти, приливають 1мл бензену і краплями приливають хлорну воду, кожного разу збовтуючи суміш. Відповідно до окиснювальних потенціалів спочатку окиснюється аніон I<sup>-</sup>, з'являється характерне для йоду фіолетове забарвлення бензенового кільця. При дальшому добавлянні хлорної води фіолетове забарвлення зникає внаслідок окиснення йоду в йодатну кислоту HIO<sub>3</sub>, а бензенове кільце стає червоно-бурим від бромиду. Аніони S<sup>2-</sup> та SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (сильні відновники) заважають проведенню цієї реакції.

**Реакції сульфід-аніона S<sup>2-</sup>.** 1. Аргентум нітрат AgNO<sub>3</sub> утворює з аніонами S<sup>2-</sup> чорний осад Ag<sub>2</sub>S:



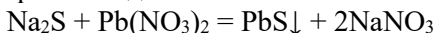
Аргентум сульфід не розчиняється у розбавленій нітратній кислоті на холоді, але добре розчиняється в ній під час нагрівання, розчиняється в концентрованих нітратній і сульфатній кислотах. Аргентум сульфід не розчиняється в розчині амоніаку.

2. Кислоти (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl) під час дії на сульфід розкладають їх з утворенням дигідроген сульфід:



Дигідроген сульфід можна виявити за характерним запахом, а також за почорнінням паперу, змоченого розчином плюмбум(II) ацетату.

3. Солі Плюмбуму(II) утворюють із сульфід-йонами нерозчинний чорний осад PbS:



### Контрольні питання

1. Поясніть розчинність аргентум хлориду у розчині амоніаку.
2. Порівнюючи величини добутоків розчинності галогенідів аргентуму, поясніть, чому аргентум йодид на відміну від аргентум хлориду не розчиняється в амоніаку, а для розчинення аргентум броміду потрібна

висока концентрація  $\text{NH}_3$ .

3. Напишіть вирази констант нестійкості таких комплексних йонів:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Ag}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$ . Порівняйте значення цих констант, поясніть, чому аргентум йодид розчиняється у калій ціаніді, а у водному розчині амоніаку не розчиняється.

4. Чому під час дії хлорної води на розчин, що містить суміш йонів  $\text{Br}^-$  та  $\text{I}^-$ , спочатку виявляють йони  $\text{I}^-$ , а потім  $\text{Br}^-$ ?

5. Чому наявність сильних відновників заважає виявленню йонів  $\text{I}^-$  за допомогою хлорної води?

### 3.22. Третя аналітична група аніонів ( $\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$ )

До третьої аналітичної групи належать такі аніони: нітрат  $\text{NO}_3^-$ , нітрит  $\text{NO}_2^-$ , гіпохлорит  $\text{ClO}^-$ , хлорат  $\text{ClO}_3^-$ , перхлорат  $\text{ClO}_4^-$ , ацетат  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Характерною особливістю аніонів цієї аналітичної групи є те, що вони не осаджуються барій хлоридом і аргентум нітратом і не мають групового реактиву. Крім ацетат-йонів, усі аніони третьої аналітичної групи є окисниками. Тому їх можна виявити за допомогою дифеніламіну, який у сильноокислому середовищі утворює з окисниками сполуку синього кольору.

**Реакції нітрат-аніона  $\text{NO}_3^-$ .** Солі нітратної кислоти називаються нітратами. Усі нітрати добре розчиняються у воді, крім основних солей Бісмуту і Меркурію.

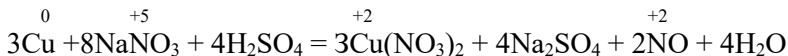
1. Дифеніламін  $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$  у сильноокислому середовищі з аніоном  $\text{NO}_3^-$  утворює сполуку інтенсивно-синього кольору, яка при дальшому окисненні переходить у сполуку білого кольору.

Розчин дифеніламіну готують так: 0,5 г реактиву розчиняють у суміші 20 мл дистильованої води і 100 мл концентрованої сульфатної кислоти.

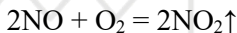
**Дослід.** У пробірку (по стінках) поміщають кілька крапель досліджуваного розчину і по стінках пробірки краплями добавляють розчин дифеніламіну. За наявності аніона  $\text{NO}_3^-$  на стінках пробірки в розчині утворюється сполука синього кольору. При збовтуванні розчину сине забарвлення зникає внаслідок дальшого окиснення дифеніламіну.

Окисники і йони  $\text{I}^-$ , які можуть окиснюватись концентрованою сульфатною кислотою до  $\text{I}_2$ , заважають проведенню реакції. Реакції заважають також і відновники ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ).

3. Металічна мідь у концентрованій сульфатній кислоті відновлює нітрат-йон до нітроген (II) оксиду:



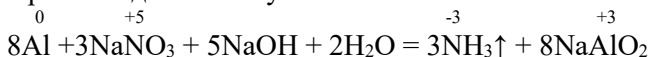
Завдяки кисню повітря нітроген (II) оксид перетворюється на нітроген (IV) оксид:



Під час проведення цієї реакції необхідно додержуватись таких умов: мідні стружки повинні бути очищені; якщо в досліджуваному розчині містяться йони  $\text{NO}_2^-$ , то їх видаляють нагріванням з амоній хлоридом.

**Дослід.** До 0,25-0,5 мл розчину калій нітрату приливають кілька крапель концентрованої сульфатної кислоти, додають до суміші мідні стружки і нагрівають. Спостерігають за виділенням нітроген (IV) оксиду.

3. Металічні алюміній, магній, цинк у лужному середовищі відновлюють нітрат-йон до амоніаку:

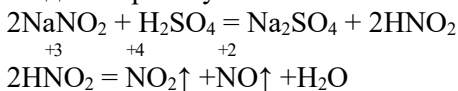


Амоніак виявляють за запахом або за допомогою змоченого водою червоного лакмусового папірця. Під час виконання реакції аніони  $\text{NO}_2^-$ , катіони  $\text{NH}_4^+$  повинні бути відсутніми.

**Дослід.** У пробірку поміщають 0,25-0,5 мл розчину калій нітрату і додають 1 мл 6 н розчину натрій гідроксиду. До суміші додають шматочок алюмінію. В отвір пробірки вставляють змочений водою червоний лакмусовий папірець. Спостерігають виділення амоніаку.

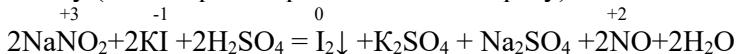
**Реакції нітрит-аніона  $\text{NO}_2^-$ .** Солі нітритної кислоти називаються нітритами. Усі нітрити добре розчиняються у воді, за винятком аргентум нітриту. Нітритна кислота може бути окисником і відновником, залежно від того, з якою речовиною вона взаємодіє. Реакції, характерні для аніона  $\text{NO}_2^-$ , характерні також і для аніона  $\text{NO}_3^-$ . Але аніон  $\text{NO}_2^-$  можна відрізнити від аніона  $\text{NO}_3^-$  за допомогою таких реакцій.

1. Розбавлені кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) розкладають усі нітрити на холоді з виділенням оксидів Нітрогену:



2. Калій йодид в кислому середовищі окиснюється нітритами до

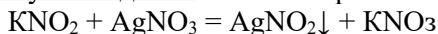
вільного йоду (цим нітрит відрізняється від нітрату):



Цій реакції заважають інші окисники, крім нітрат-йонів ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ), які за наявності кислоти теж виділяють йод з калій йодиду.

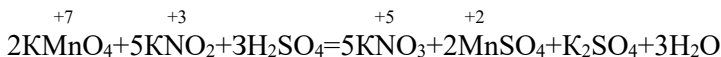
**Дослід.** До 0,5 мл підкисленого сульфатною кислотою розчину натрій нітриту додають таку саму кількість розчину калій йодиду. Спостерігають виділення йоду (синіє крохмальний папірець).

3. Аргентум нітрат осаджує з помірно концентрованих розчинів аргентум нітрит у вигляді білих тонких кристалічних голок:

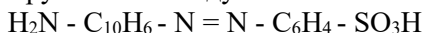


Під час нагрівання розчинність аргентум нітриту збільшується.

4. Калій перманганат у кислому середовищі окислює нітрит до нітрату:



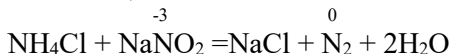
5. Сульфанілова кислота  $\text{H}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{SO}_3\text{H}$  і  $\alpha$ -нафтиламін  $\text{C}_{10}\text{H}_7-\text{NH}_2$  під час взаємодії з нітрит-аніонами утворює азобарвник червоного кольору такого складу:



Цю реакцію доцільно проводити при малому вмісті йонів  $\text{NO}_2^-$  у досліджуваному розчині і у відсутності окисників, які могли б окиснити йон  $\text{NO}_2^-$ .

**Дослід.** На предметне скельце наносять краплю нейтрального або ацетокислового досліджуваного розчину, додають краплями розчин сульфанілової кислоти і  $\alpha$ -нафтиламіну. За наявності йона  $\text{NO}_2^-$  з'являється характерне червоне забарвлення.

6. Амоній хлорид взаємодіє з нітритом під час нагрівання за наявності розбавленої ацетатної кислоти:



Цю реакцію використовують для видалення з розчину нітриту за наявності нітрату.

**Дослід.** До 0,5 мл розчину натрій нітриту додають 0,5 мл розчину амоній хлориду і обережно нагрівають. Амоній нітрит, що утворився в результаті реакції між натрій нітритом і амоній хлоридом, розкладається з виділенням вільного азоту.

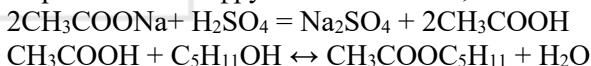


**Реакції ацетат-аніона  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .** Солі ацетатної кислоти називаються ацетатами. Усі ацетати добре розчиняються у воді, крім аргентум і меркурій (I) ацетатів.

1. Розбавлена сульфатна кислота виділяє ацетатну кислоту із ацетатів; ацетатну кислоту легко розпізнати за запахом.

**Дослід.** До 0,5 мл натрій ацетату додають 0,25 мл сульфатної кислоти і обережно нагрівають. Виявляють ацетатну кислоту за запахом.

2. Під час взаємодії спиртів з розчинами ацетатів за наявності концентрованої сульфатної кислоти утворюється ацетоаміловий естер, який легко розпізнати за фруктовим запахом, який він має:



**Дослід.** До 0,25-0,5 мл розчину натрій ацетату додають 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти і 0,5 мл амілового спирту, суміш нагрівають на водяній бані протягом 4-5 хв. Після цього суміш виливають у склянку з холодною водою. Спостерігають утворення амілацетату з характерним запахом «грушевої есенції».

#### **Контрольні питання**

1. Поясніть, чому проведенню реакції між аніоном  $\text{NO}_3^-$  і дифеніламіном заважають і окисники, і відновники.

2. Які умови необхідні для проведення реакції виявлення аніонів  $\text{NO}_3^-$  за допомогою міді і концентрованої сульфатної кислоти?

3. Як виявити аніони  $\text{NO}_3^-$  за наявності нітритів?

4. Яку реакцію виявлення аніонів  $\text{NO}_2^-$  ви вважаєте найхарактернішою?

5. Напишіть рівняння реакції гідролізу ферум(III) ацетату.

### **3.23. Аналіз суміші аніонів першої, другої та третьої аналітичних груп**

Під час аналізу суміші аніонів використовують не систематичний хід аналізу, а розділення їх на аналітичні групи, щоб зробити висновок про наявність тієї чи іншої групи аніонів. Після цього за допомогою окремих реакцій виявляють усі аніони. Крім групових реактивів, є ряд спроб, за допомогою яких можна зробити висновок про відсутність або наявність тих чи інших аніонів. Отже, спочатку проводять попередні дослідження.

1. Випробування реакції досліджуваного розчину. Залежно від реакції розчину можна зробити висновки про наявність чи

відсутність багатьох йонів. Якщо реакція досліджуваного розчину кисла, то в розчині немає аніонів, солі яких розкладаються кислотами, тобто  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

2. Якщо реакція розчину лужна, то виявляють аніони летких кислот. Для цього у пробірку вносять кілька крапель досліджуваного розчину, 0,5 мл 2н розчину сульфатної кислоти і суміш перемішують, нагрівають. Виділення газу свідчить про наявність одного або кількох аніонів:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ . За запахом і кольором газів, що виділяються, виявляють окремі аніони. Якщо при добавлянні сульфатної кислоти газу не виділяється, то це свідчить про відсутність аніонів  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

3. Виявлення аніонів-окисників. Якщо досліджуваний розчин безбарвний, то в ньому відсутні йони  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ . У пробірку вміщують 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину, підкислюють 2н розчином сульфатної кислоти, добавляють 2-3 краплі 1 %-вого розчину крохмалю і 0,25 мл розчину калій йодиду. Посиніння розчину свідчить про наявність аніонів-окисників ( $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{AsO}_4^{3-}$ ).

4. Виявлення аніонів-відновників. До 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину добавляють 2н розчин сульфатної кислоти до нейтральної реакції. Потім добавляють ще 0,5 мл надлишку і краплями 0,1н розчин калій перманганату. Знебарвлення розчину перманганату свідчить про наявність аніонів-відновників ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ); якщо ж знебарвлення відбувається лише під час нагрівання, то наявні оксалат-аніони.

5. Виявлення аніонів першої аналітичної групи. До 0,25-0,5 мл нейтрального досліджуваного розчину добавляють 0,25-0,5 мл розчину барій хлориду. Утворення осаду свідчить про наявність аніонів першої аналітичної групи. У цьому випадку проводять характерні реакції на виявлення кожного аніона цієї групи.

6. Виявлення аніонів другої аналітичної групи. До 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину добавляють кілька крапель нітратної кислоти і 0,25-0,5 мл розчину аргентум нітрату. Утворення осаду свідчить про наявність аніонів другої аналітичної групи; в окремих пробах проводять характерні реакції на виявлення кожного аніона цієї групи.

**Виявлення окремих аніонів.** 1. Аніон  $\text{SO}_4^{2-}$  виявляють із

окремої проби дією барій хлориду в кислому середовищі (підкислюють хлоридною або нітратною кислотою).

2. Аніон  $\text{SO}_3^{2-}$  виявляють із окремої порції досліджуваного розчину дією сульфатної кислоти під час нагрівання. Сірчистий газ, що виділяється, пропускають крізь розчин калій перманганату. Якщо в розчині наявні аніони  $\text{NO}_2^-$ , їх треба видалити, щоб вони не заважали виявленню аніонів  $\text{SO}_3^{2-}$ . Для цього до 5-6 крапель досліджуваного розчину додають 5-6 крапель барій хлориду. Осад, що утворився, відцентрифугують, промивають, розчиняють у 2-3 краплях 2н розчину хлоридної кислоти і газ, що виділяється, досліджують на сульфур (IV) оксид.

3. Аніон  $\text{CO}_3^{2-}$  виявляють із окремої порції розчину за допомогою характерних реакцій (дією хлоридної кислоти і пропусканням виділеного газу крізь баритову воду). Якщо в досліджуваному розчині наявні аніони  $\text{SO}_3^{2-}$ , які заважають явленню йона  $\text{CO}_3^{2-}$ , їх окиснюють до  $\text{SO}_4^{2-}$  додаванням 8%-вого розчину гідроген пероксиду.

4. Аніон  $\text{SiO}_3^{2-}$  виявляють із окремої проби за допомогою амоній хлориду або хлоридної кислоти.

5. Аніон  $\text{PO}_4^{3-}$  виявляють із окремої проби розчину магnezіальною сумішшю. Якщо в досліджуваному розчині наявні аніони другої аналітичної групи і аніон  $\text{SO}_3^{2-}$ , то виявлення аніона  $\text{PO}_4^{3-}$  проводять так. До 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину приливають такий самий об'єм розчину барій хлориду. Осад відокремлюють центрифугуванням (фільтруванням), промивають водою і розчиняють у 2н розчині хлоридної кислоти, потім нейтралізують амоніаком до  $\text{pH} = 7-8$ , додають кілька кристаликів амоній хлориду, вміст пробірки нагрівають. Якщо при цьому утворюється осад силікатних кислот, його відфільтровують і виявляють у фільтраті аніон  $\text{PO}_4^{3-}$ .

6. Аніон  $\text{S}^{2-}$  виявляють із окремої порції розчину плюмбум (II) ацетатом або окисненням до вільної сірки.

7. Виявлення хлорид-аніона. Якщо в досліджуваному розчині відсутні аніони  $\text{Br}^-$ , то аніони  $\text{Cl}^-$  виявляють за допомогою аргентум нітрату і розчинення осаду аргентум хлориду в амоніаку. Якщо ж аніони  $\text{Br}^-$  наявні, то виявляють аніони  $\text{Cl}^-$  теж аргентум нітратом, але осад обробляють не розчином амоніаку, а амоній карбонатом.

8. Аніони  $\text{Br}^-$  виявляють за допомогою хлорної води, вільний бром,

що утворився в результаті реакції окиснення, екстрагують бенzenом.

Виявленню аніонів  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  заважають аніони  $\text{S}^{2-}$ . Їх потрібно видалити. Для цього до 0,25-0,5 мл досліджуваного розчину (нейтрального або слабколужного) приливають розчин цинк сульфату  $\text{ZnSO}_4$  і вміст пробірки нагрівають. Осад  $\text{ZnS}$ , що утворився, відокремлюють фільтруванням, а у фільтраті виявляють аніони  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ .

Виявленню аніонів  $\text{Br}^-$  заважають і аніони  $\text{I}^-$ , тому якщо вони наявні, їх потрібно окиснити розчином калій перманганату.

Для цього до 0,25-0,5 мл розчину додають 5-6 крапель 2н розчину сульфатної кислоти і краплями приливають розчин калій перманганату до появи слабкофіолетового забарвлення, а потім виявляють аніон  $\text{Br}^-$ .

9. Виявлення аніона  $\text{I}^-$ . До 0,25—0,5 мл досліджуваного розчину додають краплями (5-6) концентрованої сульфатної кислоти. Вільний йод виділяється внаслідок реакції окиснення, яка відбувається за таким рівнянням:



Вільний йод виявляють за посинінням крохмального папірця.

10. Виявлення аніона  $\text{NO}_3^{2-}$ . Якщо з попередніх дослідів відомо, що аніони  $\text{NO}_3^-$  відсутні, то аніони  $\text{NO}_2^-$  виявляють дифеніламіном. Якщо ж у розчині наявні аніони  $\text{NO}_3^-$ , їх потрібно видалити за допомогою амоній хлориду.

11. Аніони  $\text{NO}_2^-$  виявляють із окремих проб мінеральними кислотами (виділення бурого газу) або калій йодидом.

12. Аніони  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  виявляють із окремих порцій досліджуваного розчину дією концентрованої сульфатної кислоти або за допомогою ізоамілового спирту за наявності сульфатної кислоти.

### 3.24. Систематичний аналіз речовини

Аналіз невідомої речовини дає можливість виявити, які катіони та аніони входять до її складу, і встановити хімічну формулу цієї речовини.

Спочатку уважно розглядають зразок, звертаючи увагу на колір проби та її кристалічну структуру. Розглядаючи речовину під мікроскопом, можна зробити висновок про те, що являє собою досліджувана речовина — індивідуальну хімічну сполуку чи суміш

речовин.

Потім досліджуваний зразок речовини подрібнюють у фарфоровій ступці (проба повинна бути однорідною), ділять його на три частини: першу частину використовують для попередніх дослідів, другу — для виявлення катіонів і аніонів, третю — для повторного дослідження.

Із сухим зразком проби можна проробити такі попередні реакції.

1. Забарвлення полум'я. Платинову дротинку після очищення занурюють у концентровану хлоридну кислоту і прожарюють у полум'ї газового пальника. Нагріту дротинку вміщують у порошок проби і знову вносять у верхню частину полум'я. Жовте забарвлення свідчить про наявність у пробі Натрію, фіолетове — Калію, карміново-червоне — Стронцію, цеглисто-червоне — Кальцію, жовто-зелене — Барію, зелене — Купрум. Треба пам'ятати, що полум'я забарвлюється тільки під час нагрівання летких хлоридів металів і з попередніх досліджень не можна робити остаточних висновків.

2. Забарвлення перлів бури. Платинову дротинку розжарюють у полум'ї пальника, вміщують у порошок бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і знову вносять у полум'я, поки не утвориться на кінці дротинки прозоре скельце. Дротинку вміщують у порошок проби, а потім - у нижню частину полум'я. Спостерігають колір перлів: Хром дає зелене забарвлення, Кобальт і Купрум — синє, Ферум — зеленувато-жовте, Нікол — червоно-буре (в окиснювальній частині полум'я). У відновному полум'ї перли забарвлюються у такі кольори: Купрум — у червоно-бурий, Хромом — у зелений, Ферумом — у бурувато-зелений, Ніколом — у сірий з червоним відтінком.

3. Дослідження на розчинність. Аналіз речовини починають з дослідження на розчинність у різних розчинниках. Для цього розчиняють 0,5-1 г проби в 20-25 мл дистильованої води; якщо речовина не розчиняється, то нагрівають суміш на водяній бані. Після повного розчинення лакмусом визначають реакцію утвореного розчину. Якщо реакція кисла, то можна зробити висновок про наявність вільних кислот, кислих солей ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ) або солей слабких основ і сильних кислот, які гідролізують. Лужна реакція свідчить про наявність вільного лугу, середніх та кислих солей ( $\text{NaHCO}_3$ ), солей слабких кислот і сильних основ.

Крім цього, треба звернути увагу на колір утвореного розчину; за

кольором можна зробити попередні висновки про наявність чи відсутність таких йонів, як  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  та ін.

4. Якщо речовина не розчиняється у воді, то (0,5-1 г) проби обробляють 20 мл 2н розчину хлоридної кислоти і, якщо потрібно, обробляють концентрованою хлоридною кислотою за кімнатної температури і під час нагрівання. Стежать за явищами, що відбуваються під час розчинення. Гази, які виділяються при цьому, дають змогу зробити висновок про склад речовини. У хлоридній кислоті розчиняються не всі сполуки. Тому другу частину проби речовини, незалежно від дослідів із хлоридною кислотою, розчиняють у нітратній кислоті. Якщо речовина не розчиняється і в нітратній кислоті, її розчиняють у «царській водці». Залежно від розчинності досліджуваної речовини розрізняють 2 випадки аналізу: аналіз речовини, розчинної у воді, та аналіз речовини, нерозчинної у воді.

**Аналіз речовини, розчинної у воді.** 0,5-1 г досліджуваної речовини розчиняють у 20 мл дистильованої води, якщо потрібно — під час нагрівання. Перед тим, як проробити повний аналіз на виявлення катіонів і аніонів, лакмусовим папірцем визначають реакцію утвореного розчину і роблять попередні висновки про наявність або відсутність тих чи інших йонів.

Із окремих проб розчину за допомогою групових реактивів визначають, катіони яких аналітичних груп наявні.

*Дослідження на катіони першої аналітичної групи.* До 0,5 мл досліджуваного розчину приливають 0,5 мл розчину натрій карбонату. Якщо осад не випав, то в розчині наявні тільки катіони першої аналітичної групи ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ), тому що всі інші катіони утворюють осад з натрій карбонатом. Із нової проби виявляють катіони першої аналітичної групи.

*Дослідження на катіони другої аналітичної групи.* Якщо під час дії натрій карбонату на досліджуваний розчин випадає осад, то на нову порцію розчину діють 2 н розчином хлоридної кислоти. Осад, що утворився, відокремлюють центрифугуванням, промивають водою і виявляють у ньому катіони другої аналітичної групи.

*Дослідження на катіони третьої аналітичної групи.* До 0,5 мл досліджуваного розчину приливають 2н розчин сульфатної кислоти і нагрівають. Якщо осад випав, то це свідчить про наявність катіонів

третьої аналітичної групи ( $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ), які виявляють за допомогою характерних реакцій.

*Дослідження на катіони четвертої аналітичної групи.* Якщо під час дії хлоридної та сульфатної кислот осад не утворюється, то до 0,5 мл досліджуваного розчину додають надлишок натрій гідроксиду. Розчинення осаду, що утворився від добавлення перших крапель лугу, в надлишку лугу свідчить про наявність катіонів четвертої аналітичної групи.

*Дослідження на катіони п'ятої аналітичної групи.* Якщо під час дії натрій гідроксиду на досліджуваний розчин утворюється осад, який не розчиняється у надлишку лугу, то це свідчить про наявність катіонів п'ятої аналітичної групи

*Дослідження на катіони шостої аналітичної групи.* До 0,5 мл досліджуваного розчину додають краплями розчин амоніаку. Якщо утворюється осад, який розчиняється у надлишку амоніаку, то це свідчить про наявність катіонів шостої аналітичної групи.

**Виявлення аніонів.** Виявлення тих чи інших катіонів у досліджуваному розчині значно полегшує виявлення аніонів. Користуючись таблицею розчинності, можна зробити деякі висновки про наявність окремих аніонів у розчині. Так, наприклад, якщо досліджувана сіль добре розчиняється у воді і в нейтральному середовищі виявлено катіон  $\text{Ba}^{2+}$ , то цей розчин не може містити аніони  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ . Наявність окремих аналітичних груп аніонів виявляють відповідними груповими реактивами і характерними для них реакціями.

*Дослідження на аніони першої аналітичної групи.* До 0,5 мл нейтрального або слабколужного розчину додають 0,5 мл барій хлориду. Якщо осад випадає, то це свідчить про наявність аніонів першої аналітичної групи.

*Дослідження на аніони другої аналітичної групи.* До 0,5 мл досліджуваного розчину приливають 0,5 мл 2н розчину нітратної кислоти і краплями додають розчин аргентум нітрату. Випадання осаду свідчить про наявність аніонів другої аналітичної групи.

*Дослідження на аніони третьої аналітичної групи.* Якщо від дії барій хлориду та аргентум нітрату осад не випав, то, можливо, наявні аніони третьої аналітичної групи, які виявляють характерними реакціями.

**Аналіз речовини, нерозчинної у воді.** За таблицею розчинності роблять висновок, що досліджувана речовина не може містити катіонів першої аналітичної групи, бо утворені ними солі добре розчиняються у воді.

Кілька крупинок досліджуваної речовини обробляють 2н розчином хлоридної кислоти і нагрівають. Якщо речовина не розчиняється у розбавленій хлоридній кислоті, пробують розчинити її в 2н розчинах нітратної та сульфатної кислот. Нові порції речовини намагаються розчинити в концентрованих нітратній і сульфатній кислотах під час нагрівання. Якщо речовина розчиняється, утворений розчин обережно випарюють досуха, стежачи за тим, щоб сухий залишок не піддавався дії високої температури. Сухий залишок розчиняють у 2н розчині хлоридної кислоти. Добуті кислі розчини нейтралізують і аналізують за схемою аналізу речовин, розчинних у воді.

Якщо речовина розчиняється в хлоридній кислоті, то відсутні катіони  $Pb^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Hg^{2+}$ ; якщо в сульфатній — відсутні катіони третьої аналітичної групи ( $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ). Виділення газів під час розчинення речовини у кислотах свідчить про те, що речовина є сіллю летких кислот.

Якщо речовина не розчиняється у воді, кислотах і в «царській водці», вона може складатися з аргентум галогенідів, барій сульфатів, стронцій і плумбум, природних та прожарених оксидів Алюмінію, Феруму, Хрому, Титану, Силіцій (IV) оксиду, деяких природних силікатів.

Щоб розчинити аргентум галогеніди, речовину обробляють розведеною сульфатною кислотою за наявності металічного цинку. Відновлене металічне срібло відфільтровують і розчиняють у нітратній кислоті, у розчині виявляють катіони  $Ag^+$ , у фільтраті — аніони  $I^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ .

Барію і стронцію сульфати переводять у карбонати кип'ятінням з концентрованим розчином натрій карбонату, розчиняють їх у 2н хлоридній кислоті і виявляють катіони  $Ba^{2+}$  і  $Sr^{2+}$  характерними реакціями.

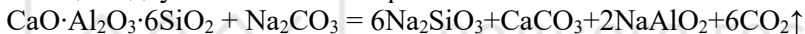
Нерозчинні Алюміній, Ферум і Титан оксиди змішують з надлишком калій гідрогенсульфату, нагрівають суміш до 500-600°C у фарфоровому тиглі до утворення прозорого сплаву. Сплав розчиняють у гарячій воді і проводять реакції на виявлення катіонів



$Al^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Ti(IV)$ .

Для виявлення силіцій (IV) оксиду і силікатів, які в кислотах не розчиняються, порцію речовини, що аналізують, сплавають із содою у співвідношенні (1:6) або із сумішшю натрій і калій карбонатів.

Реакція відбувається за таким рівнянням:



4. Сплав охолоджують, обробляють концентрованою хлоридною кислотою і розчин випарюють досуха. Сухий залишок розчиняють у 2н хлоридній кислоті, відфільтровують осад силікатної кислоти, а в розчині виявляють катіони, які входили до складу силікатів.

### 3.25. Аналіз металів та сплавів

Сплав є твердий розчин кількох металів або металів і неметалів. У технічно чистих металах вміст основного компонента (металу) складає 95-97%, а інколи доходить до 99,99% і більше. Вміст окремих металів у сплавах, звичайно, становить від кількох десятих процента до кількох процентів. Властивості сплавів залежать як від складу, так і від їх структури. Метали і їх сплави визначаються за такими фізичними ознаками: блиск, твердість, колір, ковкість, інколи магнітність. Залежно від основи (металу, який переважає) сплави поділяють на:

а) чорні сплави (на основі заліза) - чавун, сталь, надтверді сплави. Сплави заліза розчиняються в хлоридній та сульфатній кислотах. Концентрована  $HNO_3$  робить "пасивним" залізо і його сплави. Деякі сплави заліза розчиняються в "царській водці". Іноді доводиться користуватись окислювачами при розчиненні сплавів у хлоридній та сульфатній кислотах;

б) кольорові сплави (на основі міді) - бронзи, латунь, мельхіор, нейзильбор;

в) легкі сплави (на основі алюмінію та магнію) - дюралюміній, магналій, силумін;

г) важкі сплави (на основі свинцю та олова) - бабіти, припої, друкарські сплави.

Пробу металу необхідно, перш за все, подрібнити. Якщо стружка забруднена мастилом, її необхідно промити органічним розчинником, а потім провести попередні дослідження.

**Вибір розчинника.** Розчинність зразка в тому чи іншому

розчиннику часто є характерною ознакою того чи іншого металу.

Невеликі кількості порошку або стружки досліджуваного зразка набирають у 5 пробірок і поступово додають:

в першу пробірку	воду;
у другу	HCl (1:1);
у третю	HNO <sub>3</sub> (1:2);
в четверту	HNO <sub>3</sub> : HCl (1:3);
в п'яту	6 М розчин NaOH.

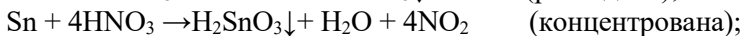
Кожну з цих пробірок нагрівають протягом 3-5 хв. на водяній бані або обережно на невеликому полум'ї пальника, час від часу збовтуючи вміст пробірки. Відмічають, в якій із пробірок проба розчиняється повністю. На основі результатів розчинення можна прийти до таких висновків:

1) якщо зразок розчинився у воді, він складається з лужних і (або) лужноземельних металів;

2) розчинення зразка в HCl з виділенням водню вказує на вміст металів, розміщених у ряді напруги вліво від водню. Хімічно чисті цинк і свинець погано розчиняються в HCl (1:1) і не розчиняються в ній метали, розміщені в ряді напруги вправо від водню, однак, купрум і ртуть частково розчиняються.

Часто також при розчиненні в HCl утворюється нерозчинний темний осад, який складається з вуглецю, карбідів, силіцидів. Цей осад відфільтровують і досліджують окремо. Крім цього, при розчиненні в HCl можуть бути загублені As, P, S, Si, так як вони утворюють при цьому газоподібні сполуки: AsH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, SiH<sub>4</sub>;

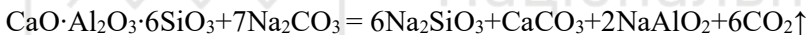
3) при дії HNO<sub>3</sub> (1:2) при нагріванні виділяються білі аморфні осади метаолов'яної і метасурм'яної кислот: всі інші метали розчиняються, крім олова й платини.



4) «царська водка» розчиняє всі метали й більшість сплавів. Нітратна кислота, яка входить в склад «царської водки» при нагріванні окислює хлоридну кислоту до вільного хлору, який тут же дуже активно взаємодіє з усіма металами, навіть з платиною;

5) у лугах легкорозчинні Алюміній, Цинк, дещо важче - Олово, Миш'як. Деякі сплави нерозчинні ні в одному з перерахованих розчинників, тому для їх розчинення приходиться застосовувати суміші кислот, таких як сульфатна з фосфорною і хлорною

кислотами або суміш нітратної й плавикової кислот та інші. Для розкладу сплавів, які містять велику кількість Кремнію і силікатів, їх сплавляють з содою у співвідношенні (1:6) або із сумішшю натрій-калій карбонати. Реакція відбувається за таким рівнянням:



Сплав охолоджують, обробляють концентрованою хлоридною кислотою й розчин випарюють досуха. Сухий залишок розчиняють у 2М хлоридній кислоті, відфільтровують осад, а в розчині виявляють катіони, які входили до складу силікатів.

Після проведення сплаву у розчин, проводять пробні реакції на катіон дробним методом, попередньо нейтралізувавши досліджуваний розчин до слабкокислого середовища. При розчиненні сплаву у нітратній кислоті («царській водці») надлишок її видаляють випарюванням до «вологих солей».

### 3.26. Аналіз органічних речовин

Якісний аналіз органічних сполук тісно пов'язаний з якісним аналізом неорганічних речовин, але має ряд характерних особливостей: складність структури і відмінність у будові органічних речовин від неорганічних, однотипність властивостей органічних речовин одного класу та інші. Якісний аналіз невідомої органічної сполуки складається з етапу перевірки або виявлення наявності тих чи інших хімічних елементів - *елементний* аналіз; наявність тих чи інших функціональних груп - *функціональний* аналіз; визначення класу органічної сполуки - *молекулярний* аналіз та *ідентифікація* індивідуальної сполуки.

При аналізі органічних речовин використовують переважно хроматографічні методи, але в багатьох випадках можна скористатись і хімічними методами якісного аналізу.

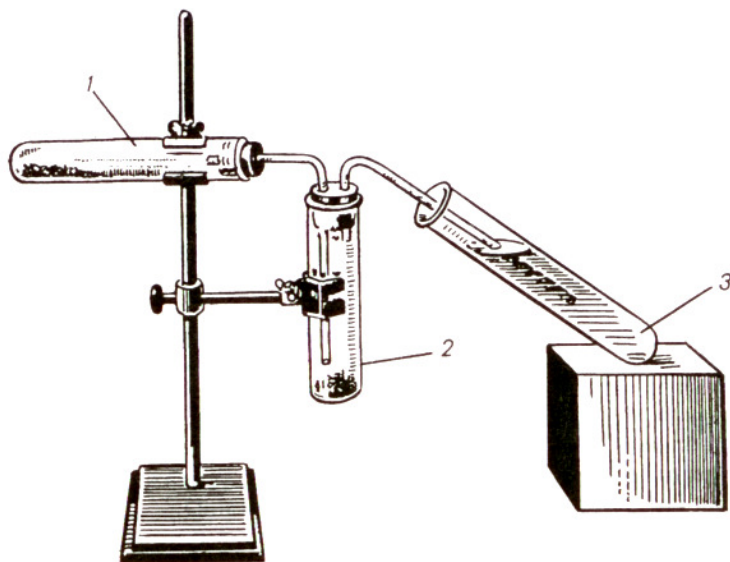
**Якісний елементний аналіз органічних речовин.** Для проведення якісного елементного аналізу необхідно перевести органічні речовини в неорганічні сполуки.

Якісний аналіз органічних речовин дає змогу встановити їх елементний склад. До складу кожної органічної речовини насамперед входить Карбон. Крім Карбону, молекули органічних речовин, як правило, містять Гідроген, Оксиген, Нітроген, рідше — Сульфур, Фосфор, галогени та інші хімічні елементи.

Якісний хімічний аналіз органічних речовин порівняно з якісним аналізом мінеральних речовин має деякі особливості. Це зумовлено насамперед тим, що більшість органічних речовин має високу молекулярну масу і не здатна дисоціювати на йони. Тому для відкриття окремих хімічних елементів органічну речовину переводять у мінеральну, руйнуючи її молекулу дією високих температур, мінеральних кислот і лугів, окисників. Потім для виявлення окремих елементів застосовують методи та хімічні реакції, типові для якісного аналізу мінеральних речовин.

Отже, якісний аналіз органічних речовин складається з двох етапів: мінералізації цих речовин і, власне, відкриття окремих хімічних елементів за допомогою типових хімічних реакцій для якісного аналізу неорганічних речовин.

### **Робота 1. Виявлення Карбону і Гідрогену.**



**Мал. 60. Прилад для виявлення Карбону і Гідрогену:**

- 1 – пробірка для суміші цукрози і купрум(II) оксиду;
- 2 – пробірка для безводного купрум(II) сульфату;
- 3 – пробірка для баритової води

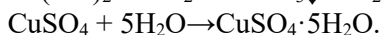
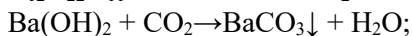
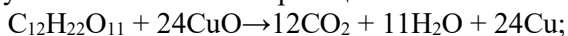
Усі органічні речовини обов'язково містять Карбон. Ось чому, щоб визначити належність тієї чи іншої речовини до органічних сполук, потрібно передусім відкрити в її складі карбон.

Універсальним методом виявлення в складі молекули органічної речовини Карбону і одночасно Гідрогену є окиснення кожної органічної сполуки купрум (II) оксидом. При цьому речовина руйнується, Карбон окиснюється до карбон (IV) оксиду, Гідроген — до води.

В окремих випадках, якщо органічна речовина летка, для її руйнування, тобто мінералізації, використовують концентровану сульфатну кислоту. Це стосується низькомолекулярних спиртів (наприклад, етанолу), вуглеводнів (наприклад, метану, етану і пропану), етерів (наприклад, діетилового) та багатьох складних сполук (наприклад, білків).

**Хід роботи.** На сухому годинниковому склі готують суміш досліджуваної речовини (наприклад, цукрози) з 1-2 г прожареного купрум (II) оксиду. Суміш переносять у суху пробірку (мал. 60). В іншу пробірку 2 насипають 0,3-0,5 г безводного купрум (II) сульфату. У пробірку 3 наливають 5-6 мл профільтрованого розчину (насиченого) баритової (або вапняної) води. Монтують прилад і закріплюють у тримачі штатива. Суміш у першій пробірці поступово нагрівають, починаючи з кінця, закритого пробкою. Нагрівання поступово посилюють і далі здійснюють у місці розміщення суміші. Через кілька хвилин баритова вода мутніє, що свідчить про взаємодію з гідроксидом барію вуглекислого газу. Посиніння порошку безводного купрум (II) сульфату свідчить про приєднання до нього води з утворенням кристалогідрату купрум сульфату.

**Хімізм.** При виявленні в складі органічної речовини Карбону і Гідрогену відбуваються такі хімічні реакції:



Утворення вуглекислого газу і води під час згоряння (окиснення) цукрози свідчить про наявність у її молекулі Карбону і Гідрогену. Вкривання стінок першої пробірки в місці окиснення металічного міддю, а також випадання коричнево-червоного осаду купрум (I) оксиду свідчать про те, що під час реакції відбулось відновлення  $\text{CuO}$  до  $\text{Cu}_2\text{O}$  і  $\text{Cu}$ . Оксиген, що при цьому звільнився, витратився на окиснення Карбону до вуглекислого газу, а Гідрогену - до води.

## Робота 2. Виявлення Нітрогену.

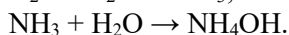
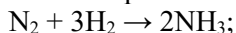
*Нітроген* - обов'язкова складова частина молекул багатьох органічних речовин (білків, нуклеїнових кислот, амінокислот, амідів кислот і амінів, нітрогеновмісних гетероциклічних сполук). Молекули білків містять Нітрогену в середньому 15-18% загальної маси. За добу в організмі людини дезамінується 100-200 г амінокислот, утворюється 16-19 г Нітрогену або 18-23 г амоніаку. Амоніак в організмі сільськогосподарських тварин знешкоджується в основному у вигляді сечовини і уратної кислоти, креатину, креатиніну, частково алантоїну та амонійних солей. Сечовина становить 80-90 усіх нітрогеновмісних речовин у сечі більшості хребетних тварин і людини. Синтетичну сечовину використовують як цінне азотне добриво (в ній міститься близько 46,7 % нітрогену) та для азотистої підгодівлі жуйних (у їх передшлунках мікроорганізми синтезують власний повноцінний білок).

Є кілька способів виявлення Нітрогену в органічних сполуках. Розглянемо основні з них.

**1. Амоніачний спосіб виявлення Нітрогену.** Виявлення Нітрогену цим способом ґрунтується на руйнуванні молекул нітрогеновмісних органічних сполук розчинами лугів або кислот з утворенням амоніаку.

**Хід роботи.** В пробірку наливають 2-3 мл розчину білка, додають 1-2 мл 10%-го розчину натрій гідроксиду і нагрівають. Білок руйнується і виділяється пара амоніаку. Амоніак визначають за специфічним запахом або за посинінням лакмусового папірця.

**Хімізм.** Під час руйнування молекул білка спочатку утворюються Нітроген і Гідроген, з яких потім синтезується амоніак, а за наявності води - нашатирний спирт:

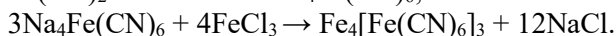
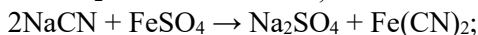


**2. Проба Лассеня.** Метод ґрунтується на руйнуванні молекули нітрогеновмісної речовини металічним натрієм і перетворенні органічного нітрогену на мінеральний.

**Хід роботи.** У суху пробірку вміщують 0,2-0,3 г нітрогеновмісної речовини (наприклад, сечовини, тіосечовини, альбуміну курячого яйця). Додають кусочок металічного натрію завбільшки з горошину, висушеного фільтрувальним папером від розчинника і очищеного скальпелем від оксидної плівки. Пробу

проводять у витяжній шафі за склом або в захисних окулярах під витяжкою. Суміш обережно нагрівають на невеликому полум'ї до розплавлення натрію. Нагрівання продовжують до моменту руйнування речовини (*пробірку слід тримати отвором у протилежний бік від працюючих*). Нагрівання продовжують кілька хвилин, доводячи пробірку до слабкочервоного розжарювання. Потім її опускають у фарфорову чашку, що містить 10-5 мл дистильованої води. Пробірка здебільшого тріскається і сплав розчиняється у воді. Слід пам'ятати, що залишки натрію бурхливо реагують з водою, виникає спалах і навіть невеликий вибух. Добутий розчин виливають у пробірку, потім кип'ятять упродовж кількох хвилин і фільтрують. До фільтрату додають 3-5 крапель розчину ферум (II) сульфату і стільки ж ферум (III) хлориду. Суміш збовтують, потім нагрівають до кипіння. Охолоджують і підкислюють розбавленою хлоридною кислотою до появи кислої реакції на лакмус. Виникає синій осад «берлінської блакиті».

*Хімізм.* При виявленні Нітрогену в складі молекул органічної речовини відбуваються такі хімічні реакції:



### **Робота 3. Виявлення Сульфур.**

*Сульфур* — складова частина молекул багатьох органічних сполук. В організмі тварин міститься в середньому 0,08-0,5% Сульфур. Найбільше Сульфур містять білки (0,8-2,4%). Сульфур входить до складу молекул таких важливих біологічно активних речовин, як коензим А, біотин, глутатіон, вітамін В, деяких жовчних кислот та глікозамінгліканів. Багато Сульфур міститься в кормах: гичці цукрових буряків (6,2 г/кг сухої маси), рибному борошні (7,7), кормових дріжджах (до 8,3), ріпаковому шроті (16,3-16,5 г/кг) тощо. Високим вмістом Сульфур характеризується шкіра та її похідні (вовна, волосся, копита, пір'я у птахів). Наприклад, у складі вовни овець і в пір'ї птахів міститься від 2 до 8% Сульфур в розрахунку на суху масу.

Відкриття Сульфур в складі органічних речовин ґрунтується на руйнуванні їх молекул лугами або іншими сильнодіючими сполуками з подальшим виконанням кольорових реакцій, що дають

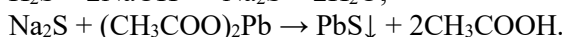
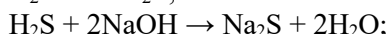
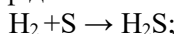
змогу візуально виявити Сульфур у вигляді забарвлених мінеральних сполук.

Є кілька способів виявлення Сульфуру в складі молекул органічних сполук. Серед них найпоширеніші два - сульфідний і нітропрусидний.

**1. Виявлення Сульфуру сульфідним методом.** Метод ґрунтується на руйнуванні молекул органічних речовин, що містять сульфур, розчином лугу. Це призводить до утворення сульфідів, які виявляють за допомогою характерного забарвлення.

**Хід роботи.** В суху пробірку вносять 2-3 г органічної речовини, що містить у складі своєї молекули Сульфур. Такими речовинами можуть бути частини пір'я, вовни, волосся, шерсті тощо. Добавляють 1-3 мл 10%-го розчину натрій гідроксиду. Взятє пір'я, вовна чи інша сировина руйнуються. Органічний Сульфур, що входить до складу білків, переходить у мінеральний. До добутого розчину добавляють кілька крапель 2%-го розчину плюмбум ацетату. Випадає бурувато-чорний осад плюмбум сульфідіду.

**Хімізм.** Відкриття Сульфуру в складі молекул органічних речовин за допомогою цього методу ґрунтується на кількох хімічних реакціях. Спочатку руйнується органічна речовина, що спричинює виділення Гідрогену та Сульфуру. Потім утворюється дигідроген сульфід. Останній взаємодіє з натрій гідроксидом з утворенням натрій сульфідіду. Натрій сульфід взаємодіє з плюмбум ацетатом, внаслідок чого утворюється забарвлена речовина — плюмбум сульфідіду:



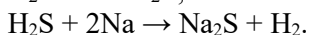
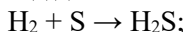
**2. Виявлення Сульфуру за допомогою натрій нітропрусидіду.** Найзручнішим методом відкриття Сульфуру є нітропрусидний, за яким досліджувану речовину сплавляють з металічним натрієм або калієм.

**Хід роботи.** В суху пробірку вносять 0,3-0,5 г досліджуваної речовини (краще пір'я). Туди ж опускають кусочок металічного натрію завбільшки з горошину, заздалегідь висушеного фільтрувальним папером. Суміш обережно нагрівають до сплавляння досліджуваної речовини. Виникає червоне розжарювання і відбувається спалах. Гарячий кінець пробірки

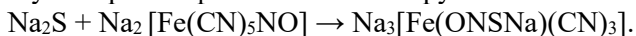


швидко опускають у фарфорову чашку з 4-5 мл дистильованої води так, щоб вона тріснула. Роботу слід проводити у витяжній шафі або в захисних окулярах. Шматочки сплаву для кращого розчинення подрібнюють товчачиком. Вміст фарфорової чашки нагрівають, потім фільтрують крізь складчастий фільтр, за допомогою якого суміш звільняється від вугілля і скла. До фільтрату добавляють 1-2 краплі свіжоприготовленого 5%-го розчину натрій нітропрусиду. Поява інтенсивного червоно-фіолетового забарвлення свідчить про наявність у складі молекули органічної речовини Сульфур.

*Хімізм.* Під час прожарювання органічної речовини, до складу молекул якої входить Сульфур, спочатку утворюється дигідроген сульфід, потім під дією металічного натрію - натрій сульфід:



Після внесення в суміш натрій нітропрусиду утворюється комплексна сполука червоно-фіолетового кольору:



#### **Робота 4. Відкриття галогенів.**

*Галогени* — складові частини молекул багатьох органічних речовин. Наприклад, йод міститься в гормонах щитоподібної залози (тиреоглобуліні, тироксині, трийодтироніні) і його вміст становить 10 мг на 100 г сухої речовини. Бром - необхідний хімічний елемент тканин селезінки (0,4 % загальної маси) і нирок (0,28-0,36%) тварин і людини. Флуор - складова частина зубної емалі (116-180 мг на 100 г сухої маси зуба) і рибного борошна (до 232 мг/кг сухої маси).

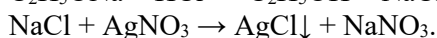
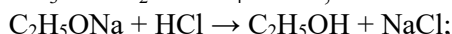
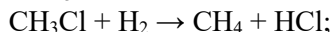
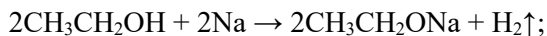
Атоми галогенів у молекулах органічних речовин сполучені з іншими атомами здебільшого ковалентно. Вони не виявляються звичайними аналітичними методами. Відкриття галогенів у органічних речовинах потребує руйнування їх молекул високою температурою, окисниками, кислотами і лугами. Утворюються мінеральні сполуки, в складі яких атоми галогенів перебувають у йонному стані, і їх виявляють звичайними реакціями хімічного аналізу мінеральних речовин. Є кілька реакцій, за допомогою яких відкривають галогени в складі органічних речовин. Найпоширеніші два методи — А. В. Степанова і Ф. Ф. Бейльштейна.

**1. Відкриття галогенів за методом Степанова.** Метод ґрунтується на руйнуванні органічних речовин металічним натрієм і переведенні їх у мінеральні речовини. З цією метою беруть

спиртовий розчин металічного натрію. Останній взаємодіє з етанолом, утворюючи натрію етилат. Гідроген, що утворився, в момент виділення взаємодіє з атомом галогену, утворюючи галогеноводень. Він і взаємодітиме з аргентум нітратом, що дає змогу відкрити галоген.

**Хід роботи.** В суху пробірку вносять 2-4 мл етанолу, додають кілька крапель хлороформу (або іншої речовини, що містить хлор) і кусочок металічного натрію (розміром з горошину), висушеного фільтрувальним папером. Відбувається бурхлива реакція - виділяється Гідроген, пробірка нагрівається. Для охолодження пробірку занурюють у воду. Детально перевіряють, чи розчинився Гідроген (інакше може статися вибух!). Після закінчення виділення Гідрогену суміш розбавляють такою самою кількістю води, підкислюють нітратною кислотою до кислої реакції на лакмус, що запобігає випаданню осаду  $\text{Na}_2\text{O}$ , і додають розчин аргентум нітрату. При взаємодії етанолу з металічним натрієм останній заміщує атом Гідрогену в молекулі спирту. У момент виділення Гідроген взаємодіє з хлороформом, який відновлюється до метану. Утворюється  $\text{HCl}$ , що взаємодіє з натрій етилатом з утворенням кухонної солі. Наявність натрій хлориду визначають за помутнінням суміші після добавлення аргентум нітрату.

**Хімізм.** Під час проведення досліду відбуваються такі хімічні реакції:



Утворення білого осаду (іноді жовтуватого сирнистого) аргентум хлориду свідчить про наявність галогену (хлору) в речовині (хлороформі).

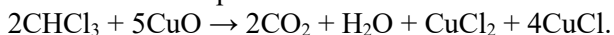
## **2. Відкриття галогенів за допомогою реакції Бейльштейна.**

Метод ґрунтується на розкладанні органічної речовини, що містить галоген, прожарюванням її з купрум (I) оксидом. При цьому атом галогену зв'язується в солі купруму, а полум'я забарвлюється в яскраво-зелений або синьо-зелений колір.

**Хід роботи.** Беруть тонку мідну дротину із зігнутих у вигляді петлі кінцем і прожарюють у полум'ї газового пальника або

спиртівки. Прожарювання продовжують до зникнення синьо-зеленого кольору і забарвлення взагалі. Дротина вкривається чорним нальотом оксиду. Після цього дротині дають прохолоннути. Вона вкривається чорним нальотом купрум (I) оксиду. Її змочують досліджуваною речовиною (хлороформом, трихлорацетатною кислотою, хлорбенzenом тощо) і вносять у полум'я (в неосвітну його частину). Через певний час спостерігають за появою характерного для галогенів забарвлення — спочатку полум'я стає світлим, потім забарвлюється в яскраво-зелений або синьо-зелений колір.

*Хімізм.* Під час прожарювання досліджуваної речовини з купрум(I) оксидом останній окиснює Карбон до вуглекислого газу, Гідроген — до води. Атоми галогену взаємодіють з купрумом, утворюючи леткі сполуки, що забарвлюють полум'я в яскраво-зелений або синьо-зелений колір:



## Розділ IV. Практикум з неорганічної хімії

### 4.1. Кисень, його добування та дослідження властивостей

Оксиген належить до головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва. Оксиген у сполуках з металами й воднем виявляє ступінь окислення - 2, оскільки до забудови зовнішнього електронного шару атомам Оксигену бракує два електрони.

Оксиген - найпоширеніший елемент на поверхні земної кулі (становить близько половини її маси). Оксиген утворює дві прості речовини: кисень і озон. У вільному стані кисень входить до складу повітря (23,2% за масою). Основна його кількість входить до складу природних сполук. Маса 1 л кисню за нормальних умов 1,429 г. При температурі  $-183^{\circ}\text{C}$  кисень зріджується в голубувату рідину, а при  $-219^{\circ}\text{C}$  – твердне.

У 100 об'ємах води при  $0^{\circ}\text{C}$  розчиняється 5 об'ємів кисню, а при  $20^{\circ}\text{C}$  - 3 об'єми.

Основна хімічна властивість кисню - здатність безпосередньо взаємодіяти з більшістю елементів. Деякі елементи (рубідій, цезій, білий фосфор тощо) і сполуки (деякі водневі сполуки фосфору і кремнію) здатні самозайматися. Безпосередньо з киснем не реагують інертні гази, галогени, платина, золото і срібло.

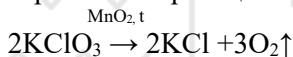
За хімічними властивостями озон дуже енергійний окислювач. Озон постійно утворюється в невеликих кількостях в атмосфері під час електричних розрядів.

У техніці кисень (з вмістом кисню до 97%) добувають, зріджуючи й випаровуючи повітря. Чистий кисень добувають електролізом води.

У лабораторії кисень добувають розкладанням сполук, при нагріванні яких виділяється кисень ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HgO}$  тощо). Розкладання  $\text{KClO}_3$  значно прискорюється при наявності каталізатора  $\text{MnO}_2$ . Слід мати на увазі, що деякі багаті на кисень сполуки можуть вибухати. Наприклад,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  при наявності органічних сполук розкладаються з руйнівним вибухом.

**Дослід 1. Добування кисню з бертолетової солі.** Закріплюють суху пробірку на штативі трохи похило отвором вгору і вносять в неї близько 0,5 г  $\text{KClO}_3$  та невелику кількість порошку  $\text{MnO}_2$  (каталізатор). Пробірку нагрівають полум'ям пальника до

розплавлення солі і виділення з неї бульбашок газу. В отвір пробірки вносять жевріючу скалку, не доторкуючись до поверхні розплавленої солі (щоб уникнути вибуху). Спалахування скалки свідчить про виділення кисню з бертолетової солі. Бертолетова сіль розкладається за рівнянням реакції:



**Дослід 2. Добування кисню з калій перманганату.** У суху, закріплену в штативі пробірку вносять 1-2 г калій перманганату, прожарюють його і визначають наявність кисню жевріючою скалкою так, як це описано в попередньому досліді.

Калій перманганат розкладається при температурі вищій за 200°C за рівнянням реакції:



**Дослід 3. Заповнення циліндрів (або склянок) киснем.** Заповнений водою і перевернутий догори дном циліндр занурюють отвором у воду і підводять під нього газовідвідну трубку від газометра. Відкривши крани газометра, циліндр заповнюють киснем, який витискується з газометра стовпом води, налітої в лійку. Після заповнення циліндра газом, крани перекривають, циліндр під водою закривають пластинкою скла і, вийнявши з води, ставлять закритим на стіл.

Для виконання наступних дослідів наповнюють киснем чотири циліндри місткістю по 0,5 л кожний.

**Дослід 4. Горіння в кисні деревного вугілля.** Ложку для спалювання вистилають тоньким шаром азбесту, на який кладуть жевріючу вуглинку, і опускають в циліндр з киснем. Після згорання вуглинки в циліндр вливають 10-20 мл вапняної води, циліндр прикривають склом і енергійно струшують. Записують спостереження та рівняння реакції.

**Дослід 5. Горіння в кисні сірки.** На азбест в ложці для спалювання кладуть кусочок сірки, запалюють її (під тягою) полум'ям пальника і вносять в циліндр з киснем. Звертають увагу на відмінність горіння сірки в повітрі і в кисні. Після згорання сірки в циліндр вливають 10-20 мл дистильованої води, закривають склом і енергійно струшують. Приливають розчин синього лакмусу або кидають лакмусовий папірець і спостерігають за зміною його забарвлення. Записують рівняння реакції.

**Дослід 6. Горіння в кисні натрію.** Кусочок натрію, який

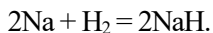
зберігається під гасом, беруть пінцетом, кладуть на фільтрувальний папір і обережно відрізають кусочок не більший за половину горошини. Притискуючи фільтрувальний папір до поверхні натрію, його просушують, потім кладуть в ложку для спалювання, вистелену азбестом, розплавляють в полум'ї пальника і вносять у циліндр з киснем. Розплавлений натрій під час горіння розбризкується дрібними краплинками в повітрі. Після спалювання натрію в циліндр приливають води і споліскують в ній ложку. Потім додають розчин червоного лакмусу і спостерігають за зміною забарвлення лакмусу. Роблять відповідні висновки, записують рівняння реакції.

**Дослід 7. Горіння в кисні червоного фосфору.** Насипають в ложку для спалювання, вистелену азбестом, трохи порошку червоного фосфору, запалюють його полум'ям пальника і вносять у циліндр з киснем. Потім приливають воду, закривають циліндр склом, енергійно струшують його і приливають розчин синього лакмусу. Спостерігають за зміною забарвлення лакмусу і роблять відповідні висновки. Записують рівняння реакції.

#### **4.2. Водень, його добування і дослідження властивостей**

Водень - безбарвний газ, без запаху, легший за повітря в 14,5 разів, плавиться при  $-259,1^{\circ}\text{C}$ , кипить при  $-252,6^{\circ}\text{C}$ . У воді розчиняється мало: 1,9 об'єми водню в 100 об'ємах води при  $14^{\circ}\text{C}$ .

За хімічними властивостями водень при звичайних умовах порівняно малоактивний, безпосередньо сполучається з фтором і хлором (при освітленні). При підвищеній температурі сполучається з багатьма елементами, переважно з неметалами, також з активними металами:



Ці процеси відбуваються значно важче, ніж взаємодія водню з галогенами і киснем.

При високій температурі (в електричній дузі) молекули водню дисоціюють з утворенням атомарного гідрогену, поглинаючи велику кількість тепла:



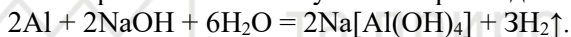
Атомарний гідроген дуже активний. Він може утворюватися при звичайній температурі внаслідок деяких хімічних реакцій. Метод відновлення воднем в момент його виділення із сполук широко

використовують для добування водневих сполук з такими елементами, з якими водень безпосередньо не сполучається.

Водень горить у кисні, фторі, хлорі, з цими ж елементами може утворювати вибухові суміші.

З киснем водень утворює дві сполуки: воду та пероксид гідрогену.

В лабораторії водень добувають дією цинку на хлоридну або сульфатну кислоти. Іноді для добування водню використовують алюміній, який легко розчиняється в лугах. Наприклад:



**Застереження.** При проведенні дослідів з воднем потрібно враховувати легку займистість і вибуховість його в суміші з повітрям. Забороняється запалювати водень, що виділяється з приладу, де відбувається реакція, не впевнившись у його чистоті, інакше може статися вибух всередині приладу.

**Дослід 1. Добування водню.** 1. Добирають гумову пробку до пробірки і виготовляють скляну трубку з відтягнутим капіляром. Просвердлюють отвір у пробці й вставляють у нього трубку капіляром догори. У пробірку кидають кілька кусочків цинку, приливають 5-7 мл розбавленої (1:1) хлоридної кислоти, пробірку щільно закривають пробкою з капіляром і закріплюють в лапці штатива. Спостерігають за виділенням водню.

2. Складають прилад так, як і в попередньому досліді. В пробірку наливають розчин натрій гідроксиду (4-5 мл) і до нього додають кілька кусочків алюмінієвої стружки. Пробірку закривають пробкою з відтягнутим капіляром і спостерігають за виділенням водню.

**Дослід 2. Горіння водню.** Пробірку, перевернуту догори дном, надягають на капіляр, через який виділяється водень. Через 30 сек. пробірку знімають з капіляра і, не перевертаючи, підносять отвором до пальника. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо-голубуватим полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, який супроводиться різким свистячим звуком.

Впевнившись, що з пробірки виходить чистий водень, його запалюють. Звертають увагу на забарвлення та інтенсивність світіння полум'я водню.

**Дослід 3. Дослідження продуктів горіння водню.** Полум'я водню

прикривають склянкою. Поява краплинок на холодних стінках склянки свідчить про присутність води, яка утворюється з водню і кисню.

**Дослід 4. Переливання водню.** До отвору, наповненої воднем пробірки, притискають такого ж розміру отвір другої пробірки і, не рознімаючи пробірок, перевертають їх. Через хвилину пробірки підносять отворами до полум'я пальника.

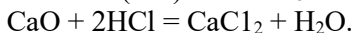
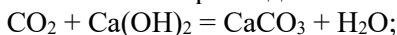
**Дослід 5. Відновні властивості водню.** Суху пробірку закріплюють у лапці штатива трохи похило догори дном. В пробірку недалеко від дна кладуть маленьку порцію порошку купрум (II) оксиду.

Складають прилад для добування водню. Вивідний капіляр з'єднують гумовою трубкою з склянкою трубкою. Впевнившись, що водень надходить чистий, пропускають його у пробірку з купрум(II) оксидом спочатку при кімнатній температурі, а потім – при нагріванні. Спостерігають за відновленням купруму та за конденсацією краплинок води на холодних стінках пробірки. Після відновлення купруму пальник гасять, дають пробірці охолонути і припиняють подавання водню.

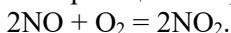
### 4.3. Добування оксидів, нерозчинних гідроксидів і дослідження їх властивостей

Оксидами називають сполуки кисню з яким-небудь елементом. За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні або індиферентні.

Солетворними називаються такі оксиди, які при певних хімічних реакціях утворюють солі. Наприклад:



Несолетворними називаються такі оксиди, які не утворюють солей. Наприклад: NO, CO, H<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O та ін. (таких оксидів відомо мало). Несолетворні оксиди, хоч самі по собі не утворюють солей, але здатні до інших реакцій. Наприклад:



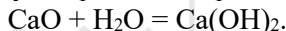
Солетворні оксиди за хімічними властивостями поділяють на основні, кислотні та амфотерні.

**Основними** називаються оксиди, які безпосередньо чи посередньо з водою утворюють основи. До основних оксидів, як



правило, відносять оксиди металів (але не всі):  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{CaO}$  тощо.

Основні оксиди реагують з ангідридами та кислотами і не реагують з основними оксидами та основами. Більшість основних оксидів з водою не реагує; тільки оксиди лужних та лужноземельних металів і оксид одновалентного талію реагують з водою з утворенням розчинних у воді лугів. Наприклад, кальцій оксид  $\text{CaO}$  реагує за рівнянням реакції:

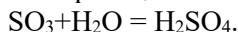


За агрегатним станом основні оксиди - тверді тіла.

**Кислотними** називаються оксиди, які з водою безпосередньо чи посередньо утворюють кислоти, тому кислотні оксиди часто називають ангідридами. До кислотних оксидів належать:  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{V}_2\text{O}_5$  тощо. Кислотні оксиди не реагують між собою і з кислотами, а реагують з основними оксидами та основами, утворюючи солі. Наприклад:

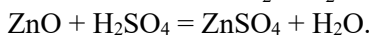
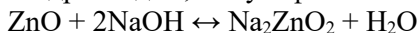


Більшість кислотних оксидів безпосередньо реагує з водою з утворенням кислот. Наприклад, сульфур (VI) оксид  $\text{SO}_3$  з водою реагує за рівнянням реакції:



Кислотні оксиди перебувають в газоподібному, рідкому, інколи в твердому станах.

**Амфотерні оксиди** одночасно проявляють властивості кислотних і основних оксидів. Наприклад, амфотерний цинк оксид  $\text{ZnO}$  реагує і з натрій гідроксидом, і з сульфатною кислотою:



До амфотерних оксидів належать:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{UO}_3$  та ін. Вони, як і основні оксиди, за звичайних умов перебувають у твердому стані.

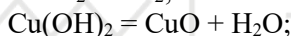
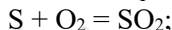
Амфотерним оксидам відповідають амфотерні гідроксиди:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  тощо.

Амфотерні гідроксиди взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами, виявляючи властивості основ, а при взаємодії з основами і основними оксидами виявляють властивості кислот.

Якщо метал утворює основні, амфотерні і кислотні оксиди, то основними, як правило, будуть ті, в яких валентність металу

найнижча. Оксиди з проміжною валентністю металу здебільшого амфотерні, а оксиди з найвищою валентністю металу - кислотні. Так, Манган утворює оксиди  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $MnO_3$  і  $Mn_2O_7$ . Перші два оксиди - основні,  $MnO_2$  - амфотерний, а два останні - кислотні.

Найчастіше оксиди добувають безпосереднім окисленням елементів киснем та термічним розкладанням основ, кислот і солей, які містять у собі Оксиген. Прикладами таких реакцій можуть бути:



**Основами називаються** сполуки, молекули яких складаються з атомів металу і гідроксидних груп  $OH^-$ . Кількість гідроксидних груп у молекулі основи визначає її кислотність. Наприклад,  $NaOH$  - однокислотна основа,  $Ca(OH)_2$  - двокислотна основа.

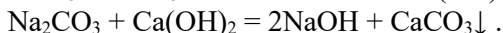
З точки зору електролітичної дисоціації, основи - це електроліти, які при дисоціації утворюють гідроксид-йони  $OH^-$  та позитивні йони металу:



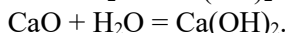
Основи ще називають гідроксидами.

За здатністю основ розчинятись у воді їх поділяють на розчинні і нерозчинні. **Розчинні основи називаються лугами.**

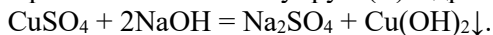
Розчинні основи ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) у техніці добувають електролізом водних розчинів їх хлоридів ( $CaCl_2$ ,  $KCl$ ), а також дією на розчини їх карбонатів  $Na_2CO_3$  і  $K_2CO_3$  гашеним вапном  $Ca(OH)_2$ . Наприклад:



У лабораторії луги добувають взаємодією води з лужними і лужноземельними металами або їх оксидами. Наприклад:



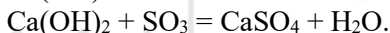
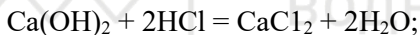
Нерозчинні основи добувають, діючи розчинними основами на солі того металу, основу якого треба добути. Наприклад, якщо на розчин купрум (II) сульфату подіяти розчином натрій гідроксиду, то утвориться нерозчинна основа – купрум (II) гідроксид:



Основи мають різну стійкість до нагрівання, що пояснюється різною міцністю зв'язків атомів Оксигену з атомами металу та з

атомами Гідрогену в молекулі основи. Наприклад,  $\text{AgOH}$  розкладається при кімнатній температурі,  $\text{Cu(OH)}_2$  - вище  $85^\circ\text{C}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  - при  $580^\circ\text{C}$ , утворюючи відповідні оксиди ( $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CaO}$ ) і воду. Гідроксиди лужних металів киплять і переганяються без розкладання.

Основи взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами, утворюючи солі:



**Дослід 1. Добування купрум (II) оксиду з міді.** Затиснутий в тигельні щипці дріт (або пластинку) з міді нагрівають у верхній зоні полум'я пальника до почорніння. Записують спостереження і рівняння реакції.

**Дослід 2. Добування магній оксиду.** Кусок магнієвої стрічки близько 5 см завдовжки беруть щипцями. Кінчик стрічки прожарюють у верхній зоні полум'я пальника до займання. Запалену стрічку тримають над склянкою. До зібраного в склянці білого магній оксиду додають 10-20 мл води і 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Записують спостереження, висновки і рівняння реакції.

**Дослід 3. Добування купрум (II) оксиду розкладанням основного купрум (II) карбонату.** У суху пробірку вміщують трохи  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Пробірку закріплюють в штативі трохи похило догори дном і нагрівають полум'ям пальника доти, поки весь вміст пробірки не перетвориться на чорний порошок. Звертають увагу на появу вологи на холодних стінках пробірки.

Після охолодження вміст пробірки ділять на дві частини і відсипають у другу пробірку. В одну пробірку приливають 3-5 мл 10%-вого розчину  $\text{NaOH}$ , а в другу - стільки ж 10%-вого розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Вміст кожної пробірки обережно нагрівають до кипіння і дають відстоятися. Записують спостереження і рівняння реакцій.

**Дослід 4. Дослідження амфотерності оксидів.** У дві пробірки насилають маленькі порції цинк оксиду  $\text{ZnO}$ , а в дві інші пробірки – ферум (III) оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . До одної порції  $\text{ZnO}$  приливають 5-6 мл 10%-вого розчину  $\text{HCl}$ , а до другої - стільки ж 10%-вого розчину  $\text{KOH}$ . Вміст кожної пробірки нагрівають до кипіння. Так само досліджують розчинність  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  в розчинах  $\text{HCl}$  і  $\text{KOH}$ . На підставі результатів дослідів роблять висновки про амфотерність оксидів

ZnO і Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Записують рівняння реакцій.

**Дослід 5. Добування кальцій гідроксиду.** Беруть пінцетом кусочок кальцій оксиду і опускають в суху пробірку. Дно пробірки прикладають до долоні руки, додають 2-3 краплі води, і, відчувши, що дно пробірки нагрілось, додають ще 5-10 мл води. Пробірку енергійно струшують, і осаду дають відстоятися або фільтрують розчин. Встановлюють реакцію середовища добутого розчину індикаторами та записують рівняння реакції.

**Дослід 6. Добування купрум (II) гідроксиду.**

Наливають в пробірку 2-3 мл розчину CuSO<sub>4</sub> і розчин луку спочатку краплями до появи осаду, а потім надлишок до утворення слабкого лужного середовища (посиніння лакмусового папірця). Спостерігають за кольором осаду. Розчин з осадом нагрівають до повного почорніння осаду.

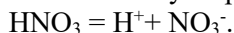
До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Написати рівняння реакцій.

**Дослід 7. Дослідження амфотерності гідроксидів.** Наливають в окремі пробірки по 2-3 мл одного з розчинів солей: FeCl<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, MgCl<sub>2</sub> і MnCl<sub>2</sub>. До кожного з розчинів додають по одній краплі 2 н розчину NaOH доти, поки осад, що утворюється, не перестане розчинятися при збовтуванні. Кожен з розчинів розливають у дві пробірки. В одну пробірку додають 4-5 мл хлоридної кислоти (1:3), а в другу – 4-5 мл 2н розчину NaOH. Після розчинення осадів роблять висновок про амфотерність добутих гідроксидів. Записують рівняння реакцій.

#### 4.4. Добування солей, кислот. Дослідження їх властивостей

**Кислотами називаються** сполуки, до складу молекул яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися атомами металу з утворенням солей.

З точки зору електrolітичної дисоціації, кислоти - це електrolіти, які при дисоціації утворюють йони Гідрогену H<sup>+</sup> і інших позитивних йонів не утворюють. Наприклад:



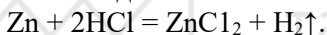
Кислоти поділяються на оксигеновмісні (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub> і т. ін.) і безоксигенові (H<sub>2</sub>S, HCl і т. ін.).

Кількість атомів Гідрогену в кислоті, що здатна заміщуватись атомами металу, визначає основність кислоти. Наприклад, HCl -

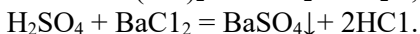
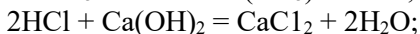
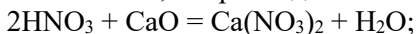
одноосновна,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - двоосновна,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  - триосновна кислота та ін.

Залишок молекули кислоти після витіснення атомів Гідрогену називається кислотним залишком. Його валентність дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Наприклад, для кислот  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  і  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислотними залишками будуть відповідно: одновалентний нітрат  $\text{NO}_3^-$ , двовалентний карбонат  $\text{CO}_3^{2-}$  і тривалентний фосфат  $\text{PO}_4^{3-}$ .

Гідроген з кислот витісняється багатьма металами, при цьому утворюється вільний водень і сіль:

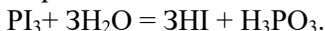


Кислоти можуть взаємодіяти з основними оксидами, основами і солями з утворенням солей, наприклад:



Кислоти добувають кількома методами. Більшість кисневмісних кислот утворюється при взаємодії їх ангідридів з водою. Деякі кислоти добувають, діючи на їх солі більш сильними кислотами. Хлоридну кислоту  $\text{HCl}$  в техніці добувають синтезом з водню і хлору.

Деякі кислоти добувають специфічними методами, наприклад,  $\text{HI}$  - за рівнянням реакції:



Кислоти, як і основи, мають різну стійкість до нагрівання. Наприклад,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та інші кислоти настільки нестійкі, що існують тільки у водних розчинах;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  тощо розкладаються при значному нагріванні;  $\text{HNO}_3$  кипить і переганяється не розкладаючись.

**Солі можна розглядати як продукти заміщення** атомів Гідрогену в молекулах кислот атомами металів або як продукти заміщення гідроксидних груп в молекулах основ кислотними залишками. З точки зору електролітичної дисоціації, **солі - це електроліти, які при дисоціації розпадаються на позитивні йони металу та негативні йони кислотного залишку:**



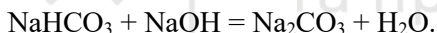
Солі поділяють на такі групи: нормальні або середні, кислі, основні, подвійні та комплексні.

**Нормальні або середні солі** - продукти повного заміщення

атомів гідрогену атомами металу в молекулах кислот ( $K_2SO_4$ ,  $MgCO_3$ ,  $K_3PO_4$  та ін.).

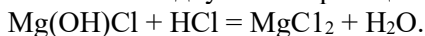
**Кислі солі** - продукти неповного заміщення атомів Гідрогену атомами металу в молекулах кислот ( $NaHCO_3$ ,  $KHSO_4$ ,  $Na_2HPO_4$  та ін.).

Кислі солі мають деякі властивості кислот - незаміщений Гідроген кислоти в них може заміщуватися далі з утворенням нормальних солей. Наприклад, при взаємодії натрій гідрогенкарбонату  $NaHCO_3$  з лугом  $NaOH$  відбувається реакція за рівнянням:



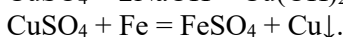
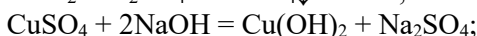
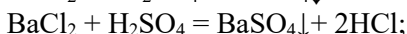
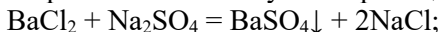
**Основні солі** - продукти неповного заміщення гідроксидних груп в основах на кислотні залишки ( $Mg(OH)Cl$ ,  $Zn(OH)Cl$ ,  $(CuOH)_2SO_4$  та ін.).

Основні солі подібно до основ можуть реагувати з кислотами з утворенням середніх солей. Наприклад, при взаємодії  $Mg(OH)Cl$  з хлоридною кислотою  $HCl$  відбувається реакція за рівнянням:

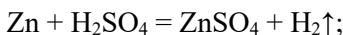


Подвійні солі - продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти двома металами ( $KAl(SO_4)_2$ ,  $NaKSO_4$  та ін.).

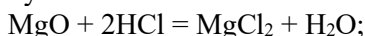
Залежно від природи солі та речовини, що реагує з нею, солі можуть взаємодіяти між собою, з кислотами, основами, ангідридами, металами та з іншими речовинами, реакція з якими приводить до утворення нових сполук. Наприклад:



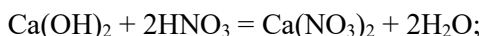
Солі добувають різними способами, наприклад, при взаємодії металу з кислотою



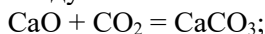
оксиду металу з кислотою



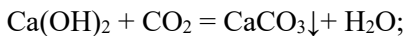
основи з кислотою



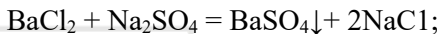
основного оксиду з кислотним оксидом



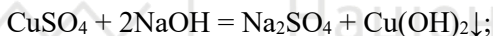
основи з кислотним оксидом



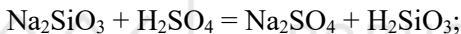
солі з сіллю



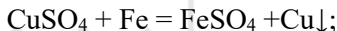
солі з основою



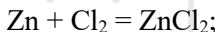
солі з кислотою



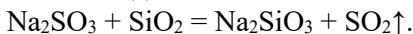
солі з металом



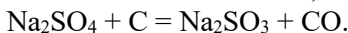
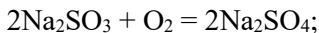
металу з неметалом



солі з кислотним оксидом



Якщо солі здатні окиснюватися або відновлюватися, внаслідок реакцій окиснення і відновлення можуть утворюватися нові солі. Наприклад:



**Дослід 1. Добування сульфатної кислоти (під тягою!).** У пробірку 1 намагаються близько 1 г натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  і приливають 1-2 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2:1). У пробірку 2 наливають 2-3 мл води. Коли у воді пробірки 2 утворення бульбашок газу уповільниться, злегка нагрівають суміш у пробірці 1. Потім утворений у пробірці 2 розчин розливають в три пробірки, в одну з яких додають метилоранж, в другу - фенолфталеїн і в третю - лакмус.

Таким же способом добувають інші леткі кислоти ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  тощо), беручи замість  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  відповідну сіль. Записують спостереження і рівняння реакцій.

**Дослід 2. Добування солі взаємодією основного оксиду з ангідридом.** Зважують 1,5 г п्लомбум оксиду  $\text{PbO}$  і 0,5 г чистого просіяного піску  $\text{SiO}_2$ . Змішують їх і добре перетирають у ступці. Утворену суміш пересипають у тигель і прожарюють до утворення півпрозорого рідкого п्लомбум силікату. Записують рівняння реакції.

**Дослід 3. Добування солей дією кислот на метали.** У три пробірки наливають по 5-6 мл 20%-вого розчину сульфатної кислоти. У першу пробірку кидають 1-2 кусочки цинку, у другу -

залізну стружку і в третю - стрічку магнію. Водень, що виділяється, запалюють біля отвору пробірки. Записують рівняння реакцій.

**Дослід 4. Добування нерозчинних солей.** У пробірку наливають 1-2 мл розчину барій хлориду  $\text{BaCl}_2$  і стільки ж розчину натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . До утвореного осаду приливають воду до наповнення пробірки, щоб пересвідчитися, що утворений осад практично не розчиняється. Аналогічні досліди проводять між плюмбум нітратом та натрій сульфатом і йодидом, нітратом аргентуму та хлоридом, натрій бромідом і йодидом.

Щоб пересвідчитися, що не всі солі реагують між собою, змішують, наприклад, розчини таких солей: кальцій хлорид і натрій нітрат, калій сульфат і натрій хлорид, алюміній хлорид і калій сульфат.

#### **4.5. Галогени. Добування галогенів**

Галогени - елементи VII групи головної підгрупи. На зовнішньому електронному шарі їх атомів міститься по сім електронів, внаслідок чого йони особливо легко приєднують по одному електрону з утворенням негативно заряджених одновалентних йонів.

В атомах Хлору, Броду, Йоду та Астату у зовнішньому електронному шарі є вакантні d-орбітали, тому атоми цих елементів, сполучаючись між собою, крім  $\delta$  - зв'язку з участю  $p_x$  - орбіталей, можуть утворювати додаткові  $\pi$  - зв'язки донорно-акцепторного характеру. Завдяки наявності зовнішніх d-орбіталей при збудженні атомів Хлору, Броду, Йоду та Астату у них може збільшуватися кількість неспарених електронів до семи. Тому і ступінь окислення галогенів, крім фтору, може бути більшим за одиницю.

Із збільшенням порядкового номера галогенів, зменшується їхня стійкість і активність до взаємодії з киснем.

##### ***Добування галогенів.***

##### ***Добування фтору.***

Фтор добувають тільки електролізом розплавлених або розчинених фторидів.

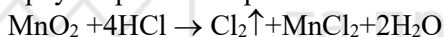
##### ***Добування хлору.***

Хлор добувають електролізом розплавлених або розчинених хлоридів, а також їх окисненням.



### 1. Добування Хлору окисненням гідроген хлориду манган (IV) оксидом (під тягою).

*Дослід:* насипають у пробірку трохи  $MnO_2$  і приливають  $1/3$  об'єму пробірки концентрованої хлоридної кислоти. Пробірку закривають пробкою із зігнутою газовідвідною трубкою, закріплюють пробірку трохи похило на штативі так, щоб кінець газовідвідної трубки опускався до дна підставленої сухої пробірки. Спостерігають заповнення пробірки жовто-зеленим хлором. Заповнену пробірку закривають пробкою.



### 2. Одержання бромю.

*Дослід:* насипають в пробірку калій бромід, змішують їх з невеликою кількістю  $MnO_2$ , додають трохи концентрованої кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою, закріплюють пробірку в штативі так, щоб кінець газовідвідної трубки опускався до дна. Спостерігається заповнення пробірки коричневим газом. Заповнену пробірку закривають корком.

### 3. Одержання йоду.

*Дослід:* у порцеляновий тигель помістіть трохи кристаликів калій йодиду, додайте манган (IV) оксид, перемішайте і прилийте 4-5 крапель концентрованої сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ . Тигель накрити колбою з холодною водою, поставити його на фарфоровий трикутник і злегка підігріти. Спостерігайте за сублимацією йоду і його конденсацією на дні колби.

*Техніка безпеки:* при добуванні галогенів всі роботи виконувати під тягою.

## 4.6. Добування металів з оксидів. Взаємодія металів з кислотами, водою, солями

Метали характеризуються важливими фізичними властивостями: високою тепло- та електропровідністю, металічним блиском, високою пластичністю.

У земній корі метали трапляються у вільному стані і у вигляді сполук. Як і ступінь зв'язаності, так і методи виділення металів з природних руд тісно пов'язані з електронною структурою їхніх атомів. Малоактивні метали (золото, платина, срібло, мідь), які мають високі іонізаційні потенціали, здебільшого трапляються у вільному стані. Решта металів у природі існує у зв'язаному стані

(оксиди, сульфіді та ін.), які залягають у вигляді різних мінералів та порід.

Найважливіші способи добування металів: пірOMETALУРГІЯ - відновлення оксидів металів карбоном; металотермія - відновлення оксидів або галогенідів активними металами (Al, Mg, Ca, Na та ін.); гідрометалургія - електроліз водних розчинів солей та витіснення металів з їх розчинів іншими металами; електропірOMETALУРГІЯ - електроліз розплавлених солей.

Нова теорія металічного стану дає можливість пояснити фізичні властивості металів.

За теорією металічного стану, розробленою А. Зоммерфельдом, Е. Фермі, Ф. Блохом та іншими, у кристалі металу валентні електрони перебувають в іншому стані, ніж у вільних атомах. У вільному атомі електрони розташовані на невеликій кількості рівнів, у кристалі металу такий розподіл характерний лише для глибинних електронів. Кожний верхній енергетичний рівень, який у незбудженому вільному атомі заселений електронами, у кристалі металу розтягується в енергетичну зону, яка складається з багатьох дуже близькорозташованих один від одного енергетичних рівнів. У кристалі металу верхня енергетична зона лише частково заповнена електронами. Вільні енергетичні рівні у частково заповненій зоні можуть приймати електрони з попередньо зайнятих рівнів, що й зумовлює рух електронів у кристалі.

Електропровідність металів залежить від кількості електронів, яким відповідають незайняті рівні з низькою енергією. Якщо у кристалі всі енергетичні рівні зайняті електронами, то через нього струм проходити не може (наприклад, у речовинах з атомною кристалічною решіткою).

У подрібненому стані більшість металів втрачає свій блиск, за винятком Mg і Al.

За густиною всі метали діляться на важкі та легкі. До легких належать метали, які мають густину до  $6 \text{ г/см}^3$  (лужні, лужноземельні, титан, алюміній, магній, берилій тощо). До важких належать всі інші метали. Найлегший метал - літій, найважчий - осмій.

Майже всі метали мають високі температури плавлення. Найбільш тугоплавкими металами є реній, вольфрам, тантал, а найбільш легкоплавкими - ртуть, галій, цезій.

Механічні властивості металів визначаються будовою їхніх кристалічних решіток.

Характерною властивістю металів є їхня здатність лише віддавати електрони з утворенням позитивних йонів. Метали не утворюють сполук, в яких вони мають негативний ступінь окислення. Метали здатні заміщувати Гідроген у кислотах з утворенням солей. Вільні метали є відновниками. Метали перших двох головних підгруп виявляють в основному сталу валентність, яка збігається з номером групи. Метали третьої та наступних груп утворюють сполуки, в яких мають кілька ступенів окислення. Для кисневих сполук цих металів з підвищенням ступеня їх окислення наростає кислотна, а із зниженням - основна функція. Оксиди з проміжним ступенем окислення перехідних металів мають амфотерні властивості. Наприклад, оксиди  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  - кислотні;  $\text{CrO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  - основні, а  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  - амфотерні.

Найактивніші метали мають малі йонізаційні потенціали. Атоми цих металів характеризуються великими радіусами і невеликою кількістю зовнішніх електронів.

Йонізаційний потенціал дає можливість порівнювати активність металів. Але активність металів краще характеризує стандартний електродний потенціал. Стандартний потенціал - це напруга, що виникає між металом і розчином його солі при активності йонів цього металу, що дорівнює одиниці. Стандартні потенціали металів вимірюються у вольтах, їхні величини - відносні, тоді як йонізаційні потенціали мають абсолютні значення.

**Корозію металів** називають процеси хімічного руйнування металів під дією навколишнього середовища.

Багато металів безпосередньо реагують з наявними в повітрі газами (киснем, паром води, галогенами, дигідроген сульфідом та ін.) або з розчиненими у воді речовинами (киснем, вуглекислим газом, хлором тощо). Особливо активно відбувається корозія при наявності води (пари або рідини) разом з активаторами  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$  тощо - каталізаторами корозії.

Велике значення має електрохімічна корозія, яка виникає внаслідок утворення і роботи мікрогальванічних елементів. Електрохімічна корозія може виникати не лише внаслідок хімічної, а й внаслідок фізичної неоднорідності. Наприклад, механічне

порушення структури поверхні, неоднакова деформація різних ділянок поверхні, шорсткість поверхні та інші фактори можуть викликати електрохімічну корозію.

Борються з корозією різними методами. Широко використовують механічний захист від корозії, покриваючи поверхню металів лаками, фарбами, полімерними плівками і т. ін. Анодне і катодне покриття металами, застосування протекторів та інгібіторів та інші методи допомагають захищати метали від корозії. Останнім часом широко застосовують сплави, стійкі до корозії.

До лужних металів відносяться елементи головної підгрупи першої групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.

Кожен з лужних металів як перший елемент відповідного періоду з найбільшим атомним радіусом в атомі має тільки один валентний електрон і виявляє ступінь окислення +1. Із збільшенням порядкового номера лужного металу збільшується радіус його атома, а отже, і здатність віддавати електрон. Лужні метали легко переходять в йонний стан. Всі їхні властивості можна пов'язати з радіусами йонів або із значеннями іонізаційних та стандартних потенціалів.

Властивості калію, рубідію та цезію дуже подібні між собою (близькі значення йонізаційних та стандартних потенціалів). Властивості літію та натрію дещо відрізняються від властивостей інших елементів.

Внаслідок високої активності лужні метали у природі трапляються виключно у вигляді сполук.

При горінні в кисні лужні метали утворюють пероксида:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}_4$ .

Оксиди лужних металів добувають, в основному, відновлюючи їх пероксида самими лужними металами. Наприклад:

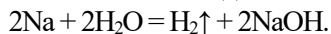


Рубідій і цезій при стиканні з киснем спалахують.

Лужні метали реагують з галогенами з утворенням солей - галогенідів і утворюють сполуки майже з усіма неметалами.

Лужні метали (крім літію) активно реагують з воднем з утворенням гідридів.

Лужні метали витісняють водень з води за реакцією:



Широко використовують солі:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$  і інші, а також луги:  $\text{KOH}$  і  $\text{NaOH}$ .

Добувають лужні метали, в основному, електролізом розплавлених хлоридів та лугів. При цьому лужні метали виділяються на катоді.

Луги в техніці добувають частіше електролізом водних розчинів хлоридів і рідше хімічними способами. В лабораторії луги добувають, діючи металами або їх оксидами на воду.

До лужноземельних металів головної підгрупи другої групи належать: берилій  $\text{Be}$ , магній  $\text{Mg}$ , кальцій  $\text{Ca}$ , стронцій  $\text{Sr}$ , барій  $\text{Ba}$  і радій  $\text{Ra}$ .

Усі метали підгрупи реагують з кислотами з утворенням відповідних солей.  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$  і  $\text{Ra}$  добре реагують з водою з утворенням гідроксидів, витісняючи водень з води; утворюють сполуки з киснем: оксиди типу  $\text{MeO}$  і гідроксиди типу  $\text{Me(OH)}_2$ , де  $\text{Me}$  - умовний хімічний знак атома якогось з розглянутих елементів.  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$  і  $\text{Ba}$  можуть утворювати пероксиди типу  $\text{MeO}_2$ .

Всі оксиди цих металів взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів ( $\text{BeO}$  мало реагує з  $\text{H}_2\text{O}$ ). Як оксиди, так і гідроксиди металів цієї підгрупи мають основні властивості, за винятком  $\text{BeO}$  і  $\text{Be(OH)}_2$ , які мають амфотерні властивості.  $\text{Be(OH)}_2$  взаємодіє з основами з утворенням солей, які відомі під назвою берилати. Наприклад,  $\text{Na}_2\text{BeO}_2$  - натрій берилат.

Всі метали підгрупи реагують з неметалами з утворенням нітридів, сульфідів, карбідів, фосфідів та ін. Метали  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$  і  $\text{Ba}$  з воднем утворюють гідриди, склад яких можна виразити загальною формулою  $\text{MeH}_2$ .

Хлориди, броміди, йодиди і нітрати металів цієї підгрупи добре розчинні у воді; сульфати берилію і магнію - добре розчинні, кальцію - слабкорозчинні, а стронцію і барію - практично нерозчинні у воді; з карбонатів  $\text{BeCO}_3$  - розчинний,  $\text{MgCO}_3$  слабкорозчинний, а інші - практично нерозчинні. Солі берилію та магнію, а також берилати добре гідролізують.

Розчинні сполуки барію і стронцію отруйні.  $\text{BaCO}_3$  іноді застосовують у сільському господарстві для боротьби з гризунами (під впливом кислоти шлункового соку практично нерозчинна сіль  $\text{BaCO}_3$  переходить у добре розчинну  $\text{BaCl}_2$ ).

**Дослід 1. Відновлення свинцю оксиду вугіллям.** У фарфоровій ступці розтирають близько 0,5г свинцю оксиду  $PbO$  і 0,1-0,2 г деревного вугілля. Суміш пересипають у фарфоровий тигель, добре перемішують і зверху суміш присипають порошком вугілля. Тигель прикривають кришкою, вставляють у фарфоровий трикутник, який кладуть на кільце штатива, і прожарюють на газовому пальнику протягом 20хв. Після охолодження вміст тигля висипають на папір і дістають кусочок свинцю.

**Дослід 2. Взаємодія натрію з водою (під тягою!).** У тигель наливають  $\frac{1}{4}$  його об'єму дистильованої води. Відрізають маленький кусочок металічного натрію, осушують його фільтрувальним папером, пінцетом вносять у тигель з водою. За реакцією спостерігають через скло витяжної шафи. Який газ виділяється? Досліджують реакцію розчину фенолфталеїном. Записують рівняння реакції.

**Дослід 3. Відновлення аргентуму міддю.** На годинникове скельце наносять кілька крапель розчину  $AgNO_3$  і занурюють в нього очищений шліфувальним папером мідний дріт. Через 1 хв дріт виймають і протирають фільтрувальним папером. На мідному дроті відклалося срібло. Записують рівняння реакції.

**Дослід 4. Реакції алюмінію з розчинами кислот і лугів.** В одну пробірку наливають 2-3 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти  $HCl$ , а в другу - такий самий об'єм 2н розчину натрій гідроксиду  $NaOH$ . У кожен пробірку опускають приблизно по однаковому кусочку алюмінію і спостерігають за швидкістю реакції, за інтенсивністю виділення водню. Записують відповідні рівняння реакцій.

**Дослід 5. Дія кислоти на метали.** У чотири пробірки наливають по 4 мл 2н розчину хлоридної кислоти і кладуть в кожен відповідно по кусочку алюмінію, цинку, заліза, міді. Спостерігають за виділенням водню в деяких розчинах. Записують спостереження і рівняння реакцій.

#### **4.7. Електроліз розплавів солей. Збирання приладу для реалізації процесу електролізу розчинів**

*Електролізом називають окисно-відновний процес, що відбувається на електродах під час проходження електричного струму крізь розплав або розчин електроліту.*

Суть електролізу полягає у здійсненні за рахунок електричної

Таблиця 9

## Ряд стандартних електродних потенціалів металів

Електроліт		Посилена окисних властивостей										Посилена відновних властивостей									
Окислена форма	Відновлена форма	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>	
		-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,20	1,50	

енергії хімічних реакцій - відновлення на катоді й окиснення на аноді. При цьому катод віддає електрони катіонам (позитивно заряджені йони), а анод приєднує електрони від аніонів (негативно заряджених йонів).

Відновна й окисна дія електричного струму у багато разів сильніша, ніж дія хімічних відновників і окисників.

Для проведення електролізу електроди занурюють у розплав або у розчин електроліту і з'єднують їх із джерелом постійного струму. Прилад, у якому проводять електроліз, називають електролізером або електролітичною ванною.

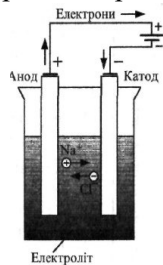
У електролізі можуть бути використані два типи анодних електродів - активні (розчинні) та інертні (нерозчинні). Активний анод окиснюється, переходячи у розчин у вигляді йонів, а інертний анод є лише електродом, через який у розчин або розплав передаються електрони. Інертні електроди, зазвичай, виготовляють з графіту або платини. Розчинні (активні) аноди виготовляють з міді, срібла, цинку, кадмію, нікелю та інших металів.

Розглянемо електроліз розплавленої солі - натрій хлориду. Під час протікання електричного струму одночасно відбуваються три процеси:

- 1) зміщення катіонів  $\text{Na}^+$  до катоду, а аніонів  $\text{Cl}^-$  до аноду;
- 2) окиснення хлорид-йону  $\text{Cl}^-$  на аноді:  

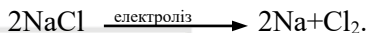
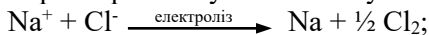
$$\text{Cl}^- - \hat{e} \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2;$$
- 3) відновлення йону  $\text{Na}^+$  на катоді:  

$$\text{на катоді } \text{Na}^+ + \hat{e} \rightarrow \text{Na}.$$



Мал. 61. Схема електролізу NaCl

Сумарно електроліз розплаву NaCl описують рівнянням:

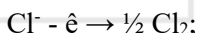


### Електроліз водних розчинів електролітів

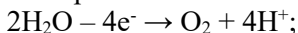
Електроліз розбавлених водних розчинів солей є набагато складнішим процесом через присутність води, оскільки в електролізі можуть брати участь йони води. Тут одночасно відбувається три процеси, але вони можуть здійснюватись по-різному:

– *направлений рух йонів*  $\text{Na}^+$  - до катоду,  $\text{Cl}^-$  - до аноду;

– *окиснення на аноді:*



у дуже розбавлених розчинах можливою є реакція окиснення:



– *відновлення на катоді:*



Якщо на одному й тому ж електроді можуть здійснюватись дві реакції і більше, то перевага надається тій, для протікання якої потрібно найменшу електрорушійну силу (ЕРС).

Щоб це визначити, потрібно скористатися для катіонів рядом стандартних електродних потенціалів металів, у якому йони металів розміщені у порядку зростання окисної активності.

Чим ближче до початку ряду, тим важче відновлюється йон металу (важче приймає електрони). Це стосується і Гідрогену.

Тут можливими є три випадки:

1) катіони металів, що мають більший стандартний електродний потенціал, ніж у Гідрогену (від  $\text{Cu}^{2+}$  до  $\text{Au}^{3+}$ ), при електролізі практично повністю відновлюються на катоді;

2) катіони металів, що мають малі стандартні електродні потенціали (від  $\text{Li}^+$  до  $\text{Al}^{3+}$  включно), не відновлюються на катоді, а замість них відновлюються молекули води;

3) катіони металів, що мають стандартний електродний потенціал менший, ніж у Гідрогену, але більший, ніж у Алюмінію (від  $\text{Al}^+$  до  $\text{H}^+$ ), при електролізі на катоді відновлюються одночасно з молекулами води.

Якщо ж водний розчин містить катіони різних металів, то під час електролізу виділення їх на катоді відбувається в порядку зменшення алгебраїчної величини стандартного електродного



потенціалу відповідного металу.

На нерозчинному аноді у процесі електролізу відбувається окиснення аніонів або молекул води.

1) аніони також можна розташувати у ряд за зростанням відновної активності:

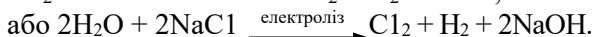
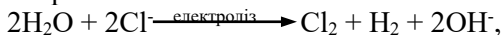


2) при цьому аніони безокисногенних кислот (наприклад,  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ), при їх достатній концентрації легко окиснюються.

3) якщо ж розчин містить аніони окисногенних кислот (наприклад,  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ), то на аноді окиснюються не ці йони, а молекули води з виділенням кисню.

Отже, під час електролізу водного розчину  $NaCl$  розрядка йонів самої води, зокрема  $H^+$ , відбувається легше, ніж йона  $Na^+$ . З цієї причини під час електролізу водного розчину  $NaCl$  на аноді розряджаються хлорид-йони  $Cl^-$  і виділяється  $Cl_2$ , а на катоді відбувається відновлення молекул води і виділяється  $H_2$ .

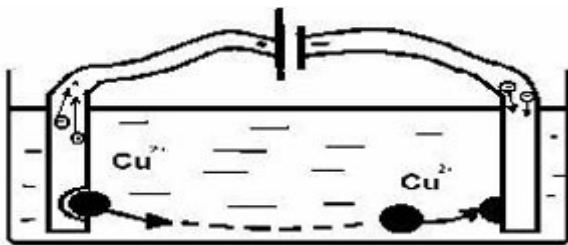
У розчині накопичуються  $OH^-$ -йони і йони  $Na^+$ , що видно з сумарного рівняння:



Таким чином, у розчині утворюється натрій гідроксид.

В деяких деталях розглянемо процеси, що протікають у ванні з водним розчином мідного купоросу і мідним анодом. Вони ще раз дозволяють нам наочно побачити сутність явища.

При запуску установки спостерігається наступне. З наявних йонів водного розчину мідного купоросу ( $Cu^{2+}$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ) активними, тобто такими, що беруть участь в електролітичній реакції виявляються тільки йони Купруму, а всі інші залишаються



Мал. 62. Схема електролізу

пасивними і ні в яких реакціях не беруть участі. Це наслідок високої електрохімічної активності міді. Тому на **катоді** має місце наступна реакція:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}^0$ .

Тобто, на ту поверхню катода, що „дивиться” на анод, осідає рівномірний шар міді. І це при тому, що сам катод передає в розчин з йонами купруму електрони, які постійно надходять від негативного полюса джерела струму.

А ось що відбувається з анодом. Оскільки поряд з ним в розчині немає активних негативних іонів, то і немає будь-яких продуктів електролізу, взятих з самого розчину.

Але циркуляція струму в установці забезпечується тим, що нейтральний атом купруму, з якої зроблений анод, віддає два електрони у зовнішню частину електричного кола, спрямовуючи їх до позитивного полюса джерела. Тобто **анод** формує наступну реакцію:  $\text{Cu} \rightarrow 2\text{e} + \text{Cu}^{2+}$ .

Іон Купруму, що утворився з нейтрального атома, не може залишатися у складі матеріалу анода. Тому він переходить у розчин. Виходить, що замість йона, використаного у катода, розчин отримав новий такий самий йон від анода. Адже згідно з законом збереження електричного заряду потік кількості електрики в будь-якому перетині послідовного ланцюга – величина постійна. Зі всього цього зрозуміло, що анод розчиняється (*худне*), а катод покривається міддю (*товстішає*), розчин же ніяк не змінюється (*концентрація залишається постійною*).

**Застосування електролізу. Електрометалургія.** На даний час багато металів отримують за допомогою електролізу руд. Так, наприклад, алюміній отримують виключно електролізом його розплавленого оксиду (глинозему  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) в кріоліті  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ . Електролітичною ванною і одночасно катодом служить залізний ящик з вугільним черенем, а анодами є вугільні стержні, які опускаються в розплав. Електроліз проводиться при температурі близько  $900^\circ\text{C}$ , причому висока температура підтримується самим струмом. Розплавлений алюміній опускається на дно ящика, звідки його через спеціальний отвір випускають у форму для виплавки. За допомогою такого електролізу одержують також натрій, магній, берилій, кальцій, фтор і інші речовини.

**Очищення металів.** В промисловості під час електролізу здійснюють очищення металів. Метал, що очищається, виливають у

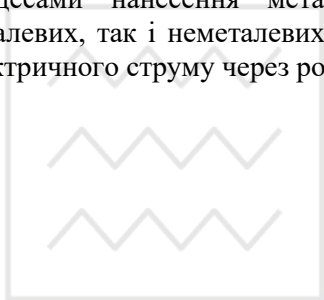
вигляді пластин і роблять їх анодами в електролітичній ванні. Електролітом є розчин солі даного металу. Підбираючи напругу між анодом і катодом, можна добитися, щоб метал, що очищається, переходив від аноду в розчин і виділявся на катоді. Домішки ж випадають на дно посуду у вигляді осаду. Цей спосіб найбільш поширений для очищення міді, як ми це описали в деталях трохи вище.

**Гальванопластика** або електричне осадження металу на поверхні предмету для відновлення його форми здійснюється так: з предмета спочатку знімають зліпок з воску, гіпсу і т.п., покривають його порошком графіту для формування електропровідності і потім використовують зліпок як катод в електролітичній ванні, яка вміщає розчин солі відповідного металу. Під час електролізу метал з електроліту виділяється на поверхні зліпка і отримують металеву копію предмета. Цим способом виготовляють друкарські кліше, безшовні труби, а також інші металеві деталі складної форми.

**Гальваностегія.** Електролітичне осадження металів широко використовують для покриття одних металів шаром інших з метою захисту від корозії. Такими є електролітичні позолота, сріблення і т.п.

Електрохімічні процеси широко застосовуються в різних галузях сучасної техніки, в аналітичній хімії, біохімії і т. д. У хімічній промисловості електролізом одержують хлор і фтор, луги, хлорат і перхлорат, надсульфатну кислоту і пересульфати, хімічно чисті водень і кисень і т. д. При цьому одні речовини одержують шляхом відновлення на катоді, інші - електроокисненням на аноді. Електроліз в гідрометалургії є однією з стадій переробки металовмісткої сировини, що забезпечує отримання товарних металів. У кольоровій металургії електроліз використовується для добування металів з руд та їх очищення. Електролізом з розплавлених середовищ отримують алюміній, магній, титан, цирконій, уран, берилій та ін. Для рафінування (очищення) металу електролізом з нього відливають пластини і поміщають їх як аноди в електролізер. При пропусканні струму метал, що підлягає очищенню, піддається анодному розчиненню, тобто переходить у розчин у вигляді катіонів. Потім ці катіони металу розряджаються на катоді, завдяки чому утворюється компактний осад вже чистого металу. Домішки, що знаходяться в аноді, або залишаються

нерозчинними, або переходять в електроліт і видаляються. Гальванотехніка - сфера прикладної електрохімії, що займається процесами нанесення металевих покриттів на поверхню як металевих, так і неметалевих виробів при проходженні постійного електричного струму через розчини їх солей.



ціональний у  
водного господа  
та природокорис



Національний у  
водного господа  
родокорис

# Додатки

Періодична таблиця Д.І.Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген							<b>He</b> 4,0028 Гелій		
2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,01218 Берилій	<b>B</b> 10,811 Бор	<b>C</b> 12,01 Карбон	<b>N</b> 14,007 Азот	<b>O</b> 15,999 Кисень	<b>F</b> 18,998 Флуор	<b>Ne</b> 20,179 Неон	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Fe</b> 55,847 Залізо
3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,982 Алюміній	<b>Si</b> 28,085 Силіцій	<b>P</b> 30,974 Фосфор	<b>S</b> 32,066 Сульфур	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Co</b> 58,933 Кобальт
4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,078 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,88 Титан	<b>V</b> 50,942 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган	<b>Fe</b> 55,847 Залізо	<b>Ni</b> 58,69 Нікель	
5	<b>Rb</b> 85,468 Рубій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Йтрій	<b>Zr</b> 91,224 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> 98,906 Технецій	<b>Ru</b> 101,07 Рутеній	<b>Rh</b> 106,42 Родій	<b>Pd</b> 106,42 Паладій
6	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>In</b> 114,82 Індій	<b>Sn</b> 118,71 Свинець	<b>Sb</b> 121,75 Стантій	<b>Te</b> 127,60 Телур	<b>I</b> 126,90 Йод	<b>Xe</b> 131,29 Ксенон	<b>Os</b> 190,23 Осмій	<b>Pt</b> 195,09 Платина
7	<b>Fr</b> (223) Францій	<b>Ra</b> 226,02 Радій	<b>Ac</b> 227,03 Актиній	<b>Rf</b> (261) Резерфордій	<b>Db</b> (262) Дубній	<b>Sg</b> (263) Сінборґій	<b>Bh</b> (262) Берґій	<b>Hs</b> (265) Гасій	<b>Mt</b> (266) Міттерерій	<b>Uun</b> (272) Унуніцій
	<b>R<sub>1</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>3</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	<b>RO<sub>4</sub></b>		
				<b>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>	<b>HR</b>				
8	<b>Ce</b> 140,12 Церій	<b>Pr</b> 140,91 Прометій	<b>Nd</b> 144,24 Неодім	<b>Sm</b> 150,36 Самарій	<b>Eu</b> 151,96 Європій	<b>Gd</b> 157,25 Гадоліній	<b>Th</b> 232,04 Торій	<b>Pa</b> 231,04 Промітій	<b>U</b> 238,03 Уран	<b>Lu</b> 174,97 Лютецій
9	<b>Th</b> 232,04 Торій	<b>Pa</b> 231,04 Промітій	<b>U</b> 238,03 Уран	<b>Np</b> 237,05 Нептуній	<b>Pu</b> 244,06 Плутоній	<b>Am</b> 243,06 Америцій	<b>Bk</b> 247,07 Берклій	<b>Cf</b> 251,09 Каліфорній	<b>Es</b> 252,09 Ейнштейній	<b>Lr</b> 260,11 Лоренцій
**										

Розчинність деяких солей та основ у воді

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °С)

Аніони	Катіони																		
	H <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	-	М	М
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	-	-	М	-	Н	М	Р	Н	-	-	М	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	-	-	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	-	-	Н	-	-	Н	Н	М	-	-	Н	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	Н	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Умовні позначення: **Р** - розчиняється (понад 10 г/л H<sub>2</sub>O);

**М** - мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H<sub>2</sub>O);

**Н** - практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H<sub>2</sub>O);

**-** - сполука розкладається водою або не існує.

**РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ**

**Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H<sub>2</sub>), Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au**

↑ Активність металів зменшується

**Забарвлення індикаторів у розчинних кислот і лугів**

Індикатор	Забарвлення індикатора в середовищі			
	нейтральному	кислому	лужному	лужному
Лакмус	Безбарвне	Червоне	Синє	Синє
Фенілфталейн	Безбарвне	Безбарвне	Безбарвне	Малинове
Метилловий оранжевий	Оранжеве	Оранжеве	Рожеве	Жовте

Густина водних розчинів деяких неорганічних речовин при 20°C

ω, мас. частка	ρ, г/см <sup>3</sup>	ω, мас. частка	ρ, г/см <sup>3</sup>	ω, мас. частка	ρ, г/см <sup>3</sup>
HCl		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>			
0,05	1,023	0,05	1,025	0,90	1,813
0,10	1,047	0,10	1,053	0,96	1,840
0,15	1,073	0,15	1,082	0,98	1,841
0,20	1,098	0,20	1,113		
0,25	1,124	0,30	1,180	KOH	
0,30	1,148	0,40	1,254	0,04	1,035
0,35	1,174	0,50	1,335	0,08	1,072
				0,12	1,109
HNO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		0,16	1,148
0,05	1,026	0,05	1,032	0,20	1,180
0,10	1,054	0,10	1,066	0,30	1,288
0,15	1,084	0,15	1,102	0,40	1,395
0,20	1,115	0,20	1,139		
0,30	1,180	0,25	1,178	NaOH	
0,40	1,247	0,30	1,218	0,05	1,054
0,50	1,310	0,40	1,303	0,10	1,109
0,60	1,366	0,50	1,395	0,15	1,164
0,68	1,404	0,60	1,498	0,20	1,219
		0,70	1,611	0,30	1,328
		0,80	1,727	0,40	1,430
				0,50	1,525



Додаток 4

Значення густини води за відповідної температури

t, °C	$\rho^t (\text{H}_2\text{O}), \text{г/см}^3$	t, °C	$\rho^t (\text{H}_2\text{O}), \text{г/см}^3$
9	0,99843	23	0,99661
10	0,99839	24	0,99639
11	0,99831	25	0,99618
12	0,99823	26	0,99594
13	0,99814	27	0,99570
14	0,99804	28	0,99545
15	0,99793	29	0,99519
16	0,99780	30	0,99492
17	0,99765	31	0,99464
18	0,99751	32	0,99435
19	0,99734	33	0,99406
20	0,99718	34	0,99375
21	0,99700	35	0,99345
22	0,99680		

## Густини та концентрації розчинів

## А. Густини і концентрації водних розчинів ацетатної (etanoї) кислоти

Концентрація $\text{CH}_3\text{COOH}$		
Густина за $20^\circ\text{C}$ , (г/см <sup>3</sup> )	г/100 г розчину (мас. %)	моль/дм <sup>3</sup>
1,000	1,20	0,200
1,005	4,64	0,777
1,010	8,14	1,37
1,015	11,7	1,98
1,020	15,4	2,61
1,025	19,2	3,27
1,030	23,1	3,96
1,035	27,2	4,68
1,040	31,6	5,46
1,045	36,2	6,30
1,050	40,2	7,03
1,055	46,9	8,24
1,060	53,4	9,43
1,065	61,4	10,9
1,070	77 - 79	13,7-14,1
1,065	91,2	16,2
1,060	95,4	16,8
1,055	98,0	17,2
1,050	99,9	17,5

**Додаток 6**  
**Б. Густина та концентрації водних розчинів нітратної (V)**  
**кислоти**

Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація HNO <sub>3</sub>		Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація HNO <sub>3</sub>	
	г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>		г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>
1,000	0,3333	0,05231	1,180	30,00	5,618
1,005	1,255	0,2001	1,185	30,74	5,780
1,010	2,164	0,3468	1,190	31,47	5,943
1,015	3,073	0,4950	1,195	32,21	6,107
1,020	3,982	0,6445	1,200	32,94	6,273
1,025	4,883	0,7943	1,205	33,68	6,440
1,030	5,784	0,9454	1,210	34,41	6,607
1,035	6,661	1,094	1,215	35,16	6,778
1,040	7,530	1,243	1,220	35,93	6,956
1,045	8,398	1,393	1,225	36,70	7,135
1,050	9,259	1,543	1,230	37,48	7,315
1,055	10,12	1,694	1,235	38,25	7,497
1,060	10,97	1,845	1,240	39,02	7,679
1,065	11,81	1,997	1,245	39,80	7,863
1,070	12,65	2,148	1,250	40,58	8,049
1,075	13,48	2,301	1,255	41,36	8,237
1,080	14,31	2,453	1,260	42,14	8,426
1,085	15,13	2,605	1,265	42,92	8,616
1,090	15,95	2,759	1,270	43,70	8,808
1,095	16,76	2,913	1,275	44,48	9,001
1,100	17,58	3,068	1,280	45,27	9,195
1,105	18,39	3,224	1,285	46,06	9,394
1,310	19,19	3,381	1,290	46,85	9,590
1,115	20,00	3,539	1,295	47,63	9,789
1,120	20,79	3,696	1,300	48,42	9,990
1,125	21,59	3,854	1,305	49,21	10,19
1,130	22,38	4,012	1,310	50,00	10,39
1,135	23,16	4,171	1,315	50,85	10,61
1,140	23,94	4,330	1,320	51,71	10,83
1,145	24,71	4,489	1,325	52,56	11,05
1,150	25,48	4,649	1,330	53,41	11,27
1,155	26,24	4,810	1,335	54,27	11,49
1,160	27,00	4,970	1,340	55,13	11,12

<i>Продовження додатка 6</i>					
1,165	27,76	5,132	1,345	56,04	11,96
1,170	28,51	5,293	1,350	56,95	12,20
1,175	29,25	5,455	1,355	57,87	12,44
1,360	58,78	12,68	1,465	83,91	19,51
1,365	59,69	12,93	1,470	85,50	19,95
1,370	60,67	13,19	1,475	87,29	20,43
1,375	61,69	13,46	1,480	89,07	20,92
1,380	62,70	13,73	1,485	91,13	21,48
1,385	63,72	14,01	1,490	93,49	22,11
1,390	64,74	14,29	1,495	95,46	22,65
1,395	65,84	14,57	1,500	96,73	23,02
1,400	66,97	14,88	1,501	96,98	23,10
1,405	68,10	15,18	1,502	97,23	23,18
1,410	69,23	15,9	1,503	97,49	23,25
1,415	70,39	15,81	1,504	97,74	13,33
1,420	71,63		1,505	97,99	23,40
1,425	72,86	16,47	1,506	98,25	23,48
1,430	74,09	16,81	1,507	98,50	23,56
1,435	75,35	17,16	1,508	98,76	23,63
1,440	76,71	17,53	1,509	99,01	23,71
1,445	78,07	17,90	1,510	99,26	23,79
1,450	79,43	18,28	1,511	99,52	23,86
1,455	80,88	18,68	1,512	99,77	23,94
1,460	82,39	19,09	1,513	100,00	24,01

**В. Густина та концентрації водних розчинів ортофосфатної (V)  
кислоти**

Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація Н <sub>3</sub> РО <sub>4</sub>		Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація Н <sub>3</sub> РО <sub>4</sub>	
	г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>		г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>
1,000	0,296	0,030	1,440	61,92	9,099
1,005	1,222	0,1253	1,445	62,45	9,208
1,010	2,148	0,2214	1,450	62,98	9,322
1,015	3,074	0,3184	1,455	63,51	9,432
1,020	4,000	0,4164	1,460	64,03	9,541
1,075	4,926	0,5152	1,465	64,55	9,651
1,030	5,836	0,6134	1,470	65,07	9,761
1,035	6,745	0,7124	1,475	65,58	9,870
1,040	7,643	0,8110	1,480	66,09	9,982
1,045	8,536	0,911	1,485	66,60	10,09
1,050	9,429	1,010	1,490	67,10	10,21
1,055	10,32	1,111	1,495	67,60	10,31
1,060	11,19	1,210	1,500	68,10	10,42
1,065	12,06	1,311	1,505	68,60	10,53
1,070	12,92	1,411	1,510	69,09	10,64
1,075	13,76	1,510	1,515	69,58	10,76
1,080	14,60	1,609	1,520	70,07	10,86
1,085	15,43	1,708	1,525	70,56	10,98
1,090	16,26	1,807	1,530	71,04	11,09
1,095	17,07	1,906	1,535	71,52	11,20
1,100	17,87	2,005	1,540	72,00	11,32
1,105	18,68	2,105	1,545	72,48	11,42
1,110	19,46	2,204	1,550	72,95	11,53
1,115	20,25	2,304	1,555	73,42	11,65
1,120	21,03	2,403	1,560	73,89	11,76
1,125	21,80	2,502	1,565	74,36	11,88
1,130	22,56	2,602	1,570	74,83	11,99
1,135	23,32	2,702	1,575	75,30	12,11
1,140	24,07	2,800	1,580	75,76	12,22
1,145	24,82	2,900	1,585	76,22	12,33
1,150	25,57	3,000	1,590	76,68	12,45
1,155	26,31	3,101	1,595	77,14	12,56

<i>Продовження додатка 7</i>					
1,160	27,05	3,203	1,600	77,60	12,67
1,165	27,78	3,304	1,605	78,05	12,78
1,170	28,51	3,404	1,610	78,50	12,90
1,175	29,23	3,505	1,615	78,95	13,01
1,180	29,94	3,606	1,620	79,40	13,12
1,185	30,65	3,707	1,625	79,85	13,24
1,190	31,35	3,806	1,630	80,30	33,36
1,195	32,05	3,908	1,635	80,75	13,48
1,200	32,75	4,010	1,640	81,20	33,59
1,205	33,44	4,112	1,645	81,64	13,71
1,210	34,13	4,215	1,650	82,08	13,82
1,215	34,82	4,317	1,655	82,52	13,94
1,220	35,50	4,420	1,660	82,96	14,06
1,225	36,17	4,522	1,665	83,39	11,17
1,230	36,84	4,624	1,670	83,82	14,29
1,235	37,51	4,727	1,675	84,25	14,40
1,240	8,17	4,829	1,680	84,68	14,52
1,245	38,83	4,932	1,685	85,11	14,63
1,265	41,44	5,350	1,705	86,80	15,10
1,270	42,09	5,454	1,710	87,22	15,22
1,275	42,73	5,559	1,715	87,64	15,33
1,280	43,37	5,655	1,720	88,06	15,45
1,285	44,00	5,771	1,725	88,48	15,57
1,290	44,63	5,875	1,730	88,90	15,70
1,295	45,26	5,981	1,735	89,31	15,81
1,300	45,88	6,087	1,740	89,72	15,93
1,305	46,49	6,191	1,745	90,13	16,04
1,310	47,10	6,296	1,750	90,54	16,16
1,315	47,70	6,400	1,755	90,95	16,29
1,320	48,30	6,506	1,760	91,36	16,41
1,325	48,89	6,610	1,765	91,77	16,53
1,330	49,48	6,716	1,770	92,17	16,65
1,335	50,07	6,822	1,775	92,57	16,77
1,340	50,66	6,928	1,780	92,97	16,89
1,345	51,25	7,034	1,785	93,37	17,00
1,350	51,84	7,141	1,790	93,77	17,13
1,355	52,42	7,247	1,795	94,17	17,25
1,360	53,00	7,355	1,800	94,57	17,37
1,365	53,57	7,463	1,805	94,97	17,50

<i>Продовження додатка 7</i>					
1,370	54,14	7,570	1,810	95,37	17,62
1,375	54,71	7,678	1,815	95,76	17,74
1,380	55,28	7,784	1,820	96,15	17,85
1,390	56,42	8,004	1,825	96,54	17,98
1,400	57,54	8,221	1,830	96,93	18,10
1,405	58,09	8,328	1,835	97,32	18,23
1,410	58,64	8,437	1,840	97,71	18,34
1,415	59,19	8,547	1,845	98,10	18,47
1,420	59,74	8,658	1,850	98,48	18,60
1,425	60,29	8,766	1,855	98,86	18,72
1,430	60,84	8,878	1,960	99,24	18,84
1,435	61,38	8,989	1,865	99,62	18,96
			1,870	100,00	19,03

## Додаток 8

Г. Густина та концентрації водних розчинів сульфатної (V)  
кислоти

Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	
	г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>		г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>
1,000	0,2609	0,02660	1,450	55,45	8,198
1,005	0,9855	0,1010	1,455	55,93	8,297
1,010	3,731	0,1783	1,460	56,41	8,397
1,015	2,485	0,2595	1,465	56,89	8,497
1,020	3,242	0,3372	1,470	57,36	8,598
1,025	4,000	0,4180	1,475	57,84	8,699
1,030	4,746	0,4983	1,480	58,31	8,799
1,035	5,493	0,5796	1,485	58,78	8,899
1,040	6,237	0,6613	1,490	59,24	9,000
1,045	6,956	0,7411	1,495	59,70	9,100
1,050	7,704	0,82501	1,500	60,17	9,202
1,055	8,415	0,9054	1,505	60,62	9,303
1,060	9,129	0,9865	1,510	61,08	9,404
1,065	9,843	1,066	1,515	61,54	9,506
1,070	10,56	1,152	1,520	62,00	9,608
1,070	10,56	1,152	1,525	62,45	9,711
1,075	11,26	1,235	1,530	62,91	9,813
1,080	11,96	1,317	1,535	63,36	9,916
1,085	12,66	1,401	1,540	63,81	10,02
1,090	13,36	1,484	1,545	64,26	10,12
1,095	14,04	1,567	1,550	64,71	10,23
1,100	14,73	1,652	1,555	65,15	10,33
1,105	15,41	1,735	1,560	65,59	10,43
1,110	16,08	1,820	1,565	66,03	10,54
1,115	16,76	1,905	1,570	66,47	10,64
1,120	17,43	1,990	1,575	66,91	10,74
1,125	18,09	2,075	1,580	67,35	10,85
1,130	18,76	2,161	1,585	67,79	10,96
1,135	19,42	2,247	1,590	68,23	11,06
1,140	20,08	2,334	1,595	68,66	11,15
1,145	20,73	2,420	1,600	69,09	11,27
1,150	21,38	2,507	1,605	69,53	11,38
1,155	22,03	2,594	1,610	69,96	11,48



<i>Продовження додатка 8</i>					
1,160	22,67	2,681	1,615	70,39	11,59
1,165	23,31	2,768	1,620	70,82	11,70
1,170	23,95	2,857	1,625	71,25	11,80
1,175	24,58	2,945	1,630	71,67	11,91
1,180	25,21	3,033	1,635	72,09	12,02
1,185	25,84	3,122	1,640	72,52	12,13
1,190	26,47	3,211	1,645	72,95	12,24
1,195	27,10	3,302	1,650	73,37	12,34
1,200	27,72	3,391	1,655	73,80	12,45
1,205	28,33	3,481	1,660	74,22	12,56
1,210	28,95	3,572	1,665	74,64	12,67
1,215	29,57	3,663	1,670	75,07	12,78
1,220	30,18	3,754	1,675	75,4	12,89
1,225	30,79	3,846	1,680	75	13,00
1,230	31,40	3,938	1,685	76	13,12
1,235	32,01	4,031	1,690	76	13,23
1,240	32,61	4,123	1,695	77,20	13,34
1,245	33,22	4,216	1,700	77,63	13,46
1,250	33,82	4,310	1,705	78,06	13,57
1,255	34,42	4,404	1,710	78,49	13,69
1,260	35,01	4,498	1,715	78,93	13,80
1,265	35,60	4,592	1,720	79,37	13,92
1,270	36,19	4,686	1,725	79,81	14,04
1,275	36,78	4,781	1,730	80,25	14,16
1,280	37,36	4,876	1,735	80,70	14,28
1,285	37,95	4,972	1,740	81,16	14,40
1,290	38,53	5,068	1,745	81,62	14,52
1,295	39,10	5,163	1,750	82,09	14,65
1,300	39,68	5,259	1,755	82,57	14,78
1,305	40,25	5,356	1,760	83,06	14,90
1,310	40,82	5,452	1,765	83,57	15,04
1,315	41,39	5,549	1,770	84,08	15,17
1,320	41,95	5,646	1,775	84,61	15,31
1,325	42,51	5,743	1,780	85,16	15,46
1,330	43,07	5,840	1,785	85,74	15,61
1,335	43,62	5,938	1,790	86,35	15,76
1,340	44,17	6,035	1,795	86,99	15,92
1,345	44,72	6,132	1,800	87,69	16,09
1,350	45,26	6,229	1,805	88,43	16,27

<i>Продовження додатка 8</i>					
1,355	45,80	6,327	1,810	89,23	16,47
1,360	46,33	6,424	1,815	90,12	16,68
1,365	46,86	6,522	1,820	91,11	16,91
1,370	47,39	6,620	1,821	91,33	16,96
1,375	47,92	6,718	1,822	91,56	17,01
1,380	48,45	6,817	1,823	91,78	17,06
1,385	48,97	6,915	1,824	92	17,11
1,390	49,48	7,012	1,825	92,25	17,17
1,395	49,99	7,110	1,826	92,51	17,22
1,400	50,50	7,208	1,827	92,77	17,28
1,405	51,01	7,307	1,828	93,03	17,34
1,410	51,52	7,406	1,829	93,33	17,40
1,415	52,02	7,505	1,830	93,64	17,47
1,420	52,51	7,603	1,831	93,94	17,54
1,425	53,01	7,702	1,832	94,32	17,62
1,435	54,00	7,901	1,834	95,12	17,79
1,440	54,49	8,000	1,835	95,72	17,91
1,445	54,97	8,099			

## Додаток 9

## Д. Густина та концентрації водних розчинів калій гідроксиду

Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація КОН		Густина за 20°C (г/см <sup>3</sup> )	Концентрація КОН	
	г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>		г/100г розчину (мас.%)	моль/дм <sup>3</sup>
1,000	0,197	0,0351	1,105	11,56	2,28
1,005	0,743	0,133	1,275	28,77	6,54
1,010	1,2	0,233	1,280	29,25	6,67
1,015	1,84	0,333	1,285	29,73	6,81
1,020	2,38	0,433	1,290	30,21	6,95
1,025	2,93	0,536	1,295	30,68	7,08
1,030	3,48	0,639	1,300	31,15	7,22
1,035	4,03	0,744	1,305	31,62	7,36
1,040	4,58	0,848	1,310	32,09	7,49
1,045	5,12	0,954	1,315	32,56	7,63
1,050	5,66	1,06	1,320	33,03	7,77
1,055	6,20	1,17	1,325	33,50	7,91
1,060	6,74	1,27	1,330	33,97	8,05
1,065	7,28	1,38	1,335	34,43	8,10
1,070	7,82	1,49	1,340	34,90	8,33
1,075	8,36	1,60	1,345	35,36	8,48
1,080	8,89	1,71	1,350	35,82	8,62
1,085	9,43	1,82	1,355	36,28	8,76
1,090	9,96	1,94	1,360	36,73	8,90
1,095	10,49	2,05	1,365	37,19	9,05
1,100	11,03	2,16	1,370	37,65	9,19
1,110	12,08	2,39	1,375	38,10	9,34
1,115	12,61	2,51	1,380	38,56	9,48
1,120	13,14	2,62	1,385	39,01	9,78
1,125	13,66	2,74	1,390	39,46	9,78
1,130	14,19	2,86	1,395	39,92	9,931
1,135	14,70	2,97	5,400	40,37	10,07
1,140	15,22	3,09	1,405	40,82	10,22
1,145	15,74	3,21	1,410	41,26	10,37
1,150	16,26	3,33	1,415	41,71	10,52
1,155	16,78	3,45	1,420	42,15	10,67
1,160	17,29	3,58	1,425	42,60	10,82

<i>Продовження додатка 9</i>					
1,165	17,81	3,70	1,430	43,04	10,92
1,170	18,32	3,82	1,435	43,48	11,12
1,175	18,84	3,94	1,440	43,92	11,28
1,180	19,35	4,07	1,445	44,36	11,42
1,185	19,86	4,19	1,450	44,79	11,58
1,190	20,37	4,32	1,455	45,23	11,73
1,195	20,88	4,45	1,460	45,66	11,88
1,200	21,38	4,57	1,465	46,09	12,04
1,205	21,88	4,70	1,470	46,53	12,19
1,210	22,38	4,83	1,475	46,96	12,35
1,215	22,88	4,95	1,480	47,39	12,50
1,220	23,38	5,08	1,485	47,82	12,66
1,225	23,87	5,21	1,490	48,25	12,82
1,230	24,37	5,34	1,495	48,67	12,97
1,235	24,86	5,47	1,500	49,10	13,13
1,240	25,36	5,60	1,505	49,53	13,29
1,245	25,85	5,74	1,510	49,95	13,45
1,250	26,34	5,87	1,515	50,38	13,60
1,255	26,83	6,00	1,520	50,80	13,76
1,260	27,32	6,13	1,525	51,22	13,92
1,265	27,80	6,27	1,530	51,64	14,08
1,270	28,29	6,40	1,535	52,05	14,24

## Назви найважливіших кислот

Борна (ортоборатна) кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3$
Бромідна кислота	$\text{HBr}$
Дихроматна кислота	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Йодидна кислота	$\text{HI}$
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Манганатна кислота	$\text{HMnO}_4$
Нітратна кислота	$\text{HNO}_3$
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2$
Ортофосфатна кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$
Силікатна кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3$
Сульфатна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$
Сульфідна кислота	$\text{H}_2\text{S}$
Фторидна (плавикова) кислота	$\text{HF}$
Хлоратна (I) кислота	$\text{HClO}$
Хлоратна (III) кислота	$\text{HClO}_2$
Хлоратна (V) кислота	$\text{HClO}_3$
Хлоратна (VII) кислота	$\text{HClO}_4$
Хлоридна кислота	$\text{HCl}$
Хроматна кислота	$\text{H}_2\text{CrO}_4$
Ціанідна кислота	$\text{HCN}$

## Назви солей

Аніон	Назва аніона	Приклад солі	Назва солі
$F^-$	Флуорид	$CaF_2$	Кальцій флуорид
$Cl^-$	Хлорид	$AlCl_3$	Алюміній хлорид
$Br^-$	Бромід	$FeBr_3$	Ферум (III) бромід
$I^-$	Йодид	$PbI_2$	Плюмбум (II) йодид
$S^{2-}$	Сульфід	$Na_2S$	Натрій сульфід
$CN^-$	Ціанід	$KCN$	Калій ціанід
$SCN^-$	Тіоціанат	$KSCN$	Калій тіоціанат
$SO_3^{2-}$	Сульфіт	$Na_2SO_3$	Натрій сульфіт
$SO_4^{2-}$	Сульфат	$CuSO_4$	Купрум (II) сульфат
$NO_2^-$	Нітрит	$NaNO_2$	Натрій нітрит
$NO_3^-$	Нітрат	$Ba(NO_3)_2$	Барій нітрат
$PO_4^{3-}$	Ортофосфат	$Fe_3(PO_4)_2$	Ферум (II) ортофосфат
$CO_3^{2-}$	Карбонат	$MgCO_3$	Магній карбонат
$SiO_3^{2-}$	Силікат	$K_2SiO_3$	Калій силікат
$ClO^-$	Хлорат (I)	$NaClO$	Натрій хлорат(I)
$ClO_2^-$	Хлорат (III)	$NaClO_2$	Натрій хлорат(III)
$ClO_3^-$	Хлорат (V)	$KClO_3$	Калій хлорат(V)
$ClO_4^-$	Хлорат (VII)	$NH_4ClO_4$	Амоній хлорат(VII)

Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах при 25 °С

Формула	$K_{\text{дис}}$	Формула	$K_{\text{дис}}$
$\text{HAlO}_2$	$6 \cdot 10^{-13}$	$\text{HN}_3$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
$\text{H}_3\text{AsO}_3$	$5,7 \cdot 10^{-10}$	$\text{HNO}_2$	$5,13 \cdot 10^{-4}$
$\text{H}_3\text{AsO}_4$	(I) $5,6 \cdot 10^{-3}$ (II) $1,05 \cdot 10^{-7}$	$\text{HNO}_3$	$4,36 \cdot 10^{-4}$
$\text{H}_3\text{BO}_3$	(I) $5,98 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,8 \cdot 10^{-13}$	$\text{H}_2\text{O}$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{O}_2$	$2,4 \cdot 10^{-12}$
$\text{HBr}$	$1 \cdot 10^{-9}$	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$7,9 \cdot 10^{-2}$
$\text{HBrO}$	$2,5 \cdot 10^{-9}$	$\text{H}_3\text{PO}_3$	(I) $1,6 \cdot 10^{-2}$ (II) $6,3 \cdot 10^{-7}$
$\text{HBrO}_3$	$2 \cdot 10^{-1}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	(I) $7,6 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,2 \cdot 10^{-8}$ (III) $4,2 \cdot 10^{-13}$
$\text{HCN}$	$6,2 \cdot 10^{-10}$	$\text{H}_2\text{S}$	(I) $1,05 \cdot 10^{-7}$ (II) $1,23 \cdot 10^{-13}$
$\text{HCNS}$	$1,4 \cdot 10^{-1}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$	(I) $1,58 \cdot 10^{-2}$ (II) $6,31 \cdot 10^{-8}$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	(I) $4,45 \cdot 10^{-7}$ (II) $4,68 \cdot 10^{-11}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	(I) $1 \cdot 10^{-3}$ (II) $1,2 \cdot 10^{-2}$
$\text{HCOOH}$	$1,77 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$\text{H}_2\text{Se}$	(I) $1,7 \cdot 10^{-4}$ (II) $1,0 \cdot 10^{-11}$
$\text{HCl}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	(I) $2,45 \cdot 10^{-3}$ (II) $4,79 \cdot 10^{-9}$
$\text{HClO}$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	I) $2,2 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
$\text{HClO}_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	(I) $1,3 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
$\text{HClO}_3$	$\sim 10^{+3}$	$\text{H}_2\text{Te}$	(I) $2,29 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,76 \cdot 10^{-13}$
$\text{HClO}_4$	$\sim 10^{+8}$	$\text{LiOH}$	$6,75 \cdot 10^{-1}$
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$1,8 \cdot 10^{-1}$	$\text{Mg(OH)}_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
$\text{HF}$	$6,67 \cdot 10^{-4}$	$\text{Mn(OH)}_2$	(II) $5,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{HJ}$	$1 \cdot 10^{+11}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
$\text{HJO}$	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
$\text{HJO}_3$	$1,7 \cdot 10^{-1}$		
$\text{HJO}_4$	$2,5 \cdot 10^{-2}$		
$\text{HMnO}_4$	$2 \cdot 10^2$		
$\text{H}_2\text{TeO}_3$	(I) $1,35 \cdot 10^{-4}$ (II) $2,00 \cdot 10^{-11}$		
$\text{AgOH}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$		

продовження додатка 12

Формула	$K_{дис}$	Формула	$K_{дис}$
$Al(OH)_3$	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$1,2 \cdot 10^{-6}$
$Ba(OH)_2$	(II) $2,3 \cdot 10^{-1}$	$NaOH$	5,9
$Ca(OH)_2$	(II) $4,3 \cdot 10^{-2}$	$Ni(OH)_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$
$Co(OH)_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$	$Pb(OH)_2$	(I) $9,55 \cdot 10^{-4}$ (II) $3,0 \cdot 10^{-8}$
$Cu(OH)_2$	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$	$Sr(OH)_2$	(II) $1,5 \cdot 10^{-1}$
$Fe(OH)_2$	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$	$TiOH$	$>10^{-1}$
$Fe(OH)_3$	(II) $1,82 \cdot 10^{-11}$	$Zn(OH)_2$	$4,4 \cdot 10^{-5}$
$Hg(OH)_2$	(I) $4,0 \cdot 10^{-12}$		
$La(OH)_3$	(III) $5,2 \cdot 10^{-4}$		



Додаток 13. Розподіл катіонів за кислотно-лужною класифікацією

Група	Катіони	Груповий реактив	Сполуки, що утворюються	Групова характеристика
1	$K^+$ , $Na^+$ , $NH_4^+$	Немає		Хлориди, сульфати і гідроксиди розчиняються у воді
2	$Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $[Hg_2]^{2+}$	2 н розчин HCl	Осад $AgCl$ , $PbCl_2$ , $Hg_2Cl_2$	Хлориди нерозчинні у воді
3	$Ba^{2+}$ , $Sr^{2+}$ , $Ca^{2+}$	2 н розчин $H_2SO_4$	Осад $BaSO_4$ , $SrSO_4$ , $CaSO_4$	Сульфати нерозчинні (або погано розчинні) у воді і кислотах
4	$Zn^{2+}$ , $Al^{3+}$ , $Cr^{3+}$ , $Sn^{2+}$ , $Sn(IV)$ , $As(III)$ , $As(V)$	Надлишок 4 н розчину NaOH або KOH	Розчин $ZnO_2^{2-}$ , $AlO_2^-$ , $CrO_2^-$ , $SnO_2^{2-}$ , $SnO_3^{2-}$ , $AsO_3^{3-}$ , $AsO_4^{3-}$	Гідроксиди розчинні у надлишку ідкого натру
5	$Mg^{2+}$ , $Mn^{2+}$ , $Bi^{3+}$ , $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Sb(III)$ , $Sb(V)$	Надлишок 25%-вого розчину $NH_3$	Осад $Mg(OH)_2$ , $Mn(OH)_2$ , $Bi(OH)_3$ , $Fe(OH)_2$ , $Fe(OH)_3$ , $Sb(OH)_3$ , $H[Sb(OH)_6]$	Гідроксиди нерозчинні у надлишку ідкого натру
6	$Cu^{2+}$ , $Hg^{2+}$ , $Cd^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$	Надлишок 25 %-вого розчину $NH_3$	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Hg(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Co(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	Гідроксиди розчинні у надлишку розчину аміаку з утворенням аміакатів

## Література

1. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самійленко В.М. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. – К.: Либідь, 2004. – 336с.
2. Воскресенський П.И. Техника лабораторных работ Л. «Химия», 1970. – 670с.
3. Бондарчук Ю.В. Посібник з загальної та неорганічної хімії. – Херсон: ОЛДІ – плюс, 2004. - 332с.
4. Серета А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз – Київ: Фітосоціоцентр, 2006. – 544с.
5. Гурвич Я.А. Химический анализ: Учебник для средних ПТУ. – М.: Высш. шк., 1985.- 295с., ил.
6. Романова Н.В. Основи хім. аналізу: 10-11 кл. Навч. посібник для учнів спеціаліз. шк. хім. – біол. та агрохім. профілів і шк.. з поглибленим вивч. хімії. – 2-ге вид., переробл. та доп. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998.-240с.
7. Крищенко В.П., Агеева В.С. Приктикум по технике лабораторных работ. – М.: Агропроиздат, 1987. – 288с.: ил. – (Учебники и учеб. пособия для кадров массовых профессий).
8. Логинов Н.Я. и др. Аналитическая химия. Учеб. пособие для студентов химико-биол. и биолого-хим. специальностей пед. ин-тов М., «Просвещение», 1975.
9. Цветкова А.Б. Загальна хімія: теорія і задачі: Навчальний посібник Ч. 1. – Львів: «Магнолія» - 2006, 2007. – 398с.
10. Гранберг И. И. Органическая химия: Учеб. для с/х и биолог. спец. вузов. — 3-е изд., перераб. и доп. — М.: Высш. шк., 1987. — 480 с.
11. Кононський О. І. Органічна хімія: Підручник — К.: Дакор., 2003. — 568 с.
12. Кононський О. І. Органічна хімія. Практикум: Навч. посіб. — К.: Вища шк., 2002. — 247 с.
13. Кононський А. И. Физическая и коллоидная химия. — К.: Вища шк., 1986. — 312 с.
14. Марч Дж. Органическая химия: В 4-х т.: Пер. с англ. — М.: Мир, 1988. — 1812 с.
15. Мітрасова О. П. Хімічні основи екології: Навч. посібник. — Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1999. — 192 с.
16. Овчинников Ю. А. Биоорганическая химия. — М.: Просвещение, 1987. — 815 с.
17. Очеретенко Л. Ю. Питання гуманізації хіміко-біологічних

дисциплін: Навч. посібник. — К.: Вища шк., 1995. — 138с.

18. Пацак И. Органическая химия. — М.: Мир, 1986. — 360с.

19. Перекалин В. В., Зонис С.А. Органическая химия: Учеб. пособие для студентов хим. и биол. спец. вузов. — 4-е изд., перераб. — М.: Просвещение, 1982. — 560 с.

20. Петров А. А. и др. Органическая химия. Под ред. А. А. Петрова. Изд. 3-е, испр. и доп. Учебник для вузов. М.: Высшая школа, 1973. — 623 с.

21. Терней А. Современная органическая химия: В 2-х т. — М.: Мир, 1981.

22. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х ч. Ч. 2. — М.: Мир, 1991. — 622 с.

23. Химия и жизнь (Солтеровская химия) Часть II Химические новеллы: Пер. с англ. — М.: РХТУ им. Д. И. Менделеева, 1997. — 437 с.

24. Химия и жизнь (Солтеровская химия) Часть III Практикум: Пер.с англ.—М.:РХТУ им. Д.И.Менделеева,1997.— 406 с.

25. Химический энциклопедический словарь /Под ред. Кнунянца И. Л. — М.: Сов. энциклопедия, 1983. — 792 с.

26. Чернобаев И.П. Химия окружающей среды: Учеб. пособие для техн. и технолог. спец. вузов. — К, 1990. — 190 с.

27. Яцимирский К. Б. Введение в бионеорганическую химию. — К.: Наук. думка, 1976. — 143 с.

Навчальне видання

*Яцков Микола Васильович  
Горницька Світлана Степанівна  
Боярчук Євгенія Михайлівна  
Нестерчук Наталія Вікторівна*

**ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ**

Навчальний посібник

*Друкується в авторській редакції*

*Комп'ютерний набір і верстка*

*Нестерчук Н.В.*

*Літературний коректор*

*Куришко Н.М.*

Підписано до друку                      Формат  
Папір офсетний. Гарнітера Times. Друк цифровий.  
Ум.-друк. арк. 18,7. Обл.-вид. арк.  
Тираж      прим. Зам. №