

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Херсонський державний університет

Інститут природознавства

Кафедра органічної та біологічної хімії

Речицький О.Н.

Решнова С.Ф.

Волкова С.А.

ХІМІЯ

НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК

**для студентів I-II курсів спеціальності “Екологія, охорона
навколишнього середовища та збалансоване
природокористування” денної, заочної та екстернатної форм
навчання Інституту природознавства**

Херсон – 2009

Навчально-методичний посібник “Хімія” для студентів I-II курсів спеціальності “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування” денної, заочної та екстернатної форм навчання Інституту природознавства

УКЛАДАЧІ: **Речицький О.Н.** – завідувач кафедри органічної та біологічної хімії, доцент
Решнова С.Ф. – доцент кафедри органічної та біологічної хімії
Волкова С.А. – доцент кафедри органічної та біологічної хімії

РЕЦЕНЗЕНТ: **Єзіков В.І.** – професор, доктор хімічних наук

Розглянуто на засіданні кафедри
органічної та біологічної хімії
Інституту природознавства
Протокол № 1 від 14 вересня 2009

Схвалено навчально-методичною
комісією Інституту
природознавства
Протокол № 14 від вересня 2009

ЗМІСТ

Вступ	4
Розділ 1. Основи загальної та неорганічної хімії	6
1.1. Завдання, предмет і значення загальної та неорганічної хімії	6
1.2. Основні поняття та закони хімії	7
1.3. Короткі відомості про будову атома	13
1.4. Періодична система елементів	19
1.5. Хімічний зв'язок. Будова молекул	24
1.6. Розчини	28
1.7. Основи кінетики та енергетики хімічних процесів	49
1.8. Окисно-відновні реакції	53
1.9. Класи неорганічних сполук	58
1.10. Хімія деяких елементів	68
1.11. Література	87
Розділ 2. Основи органічної хімії	
2.1. Завдання, предмет і значення органічної хімії	88
2.2. Теоретичні засади органічної хімії	89
2.3. Основні класи органічних сполук	95
2.4. Література	108
Розділ 3. Основи аналітичної хімії	
3.1. Завдання, предмет і значення аналітичної хімії	109
3.2. Пробовідбір та пробопідготовка	111
3.3. Якісний аналіз	117
3.4. Кількісний аналіз	130
3.5. Фізико-хімічні методи аналізу	137
3.6. Приклади використання деяких методів аналізу на практиці	147
3.7. Література	166
Розділ 4. Хімія навколишнього середовища	
4.1. Охорона навколишнього середовища	167
4.2. Радіаційне забруднення	173
4.3. Небезпечність деяких неорганічних сполук	178
4.4. Органічна хімія і харчова промисловість	184
4.5. Органічна хімія і паливо	190
4.6. Органічна хімія і забруднення навколишнього середовища	193

ВСТУП

Хімія – наука, яка вивчає склад, будову, властивості речовин, а також процеси перетворення одних речовин в інші.

Використання для потреб людини природних ресурсів: руд, кам'яного вугілля, нафти, природного газу, вапняків, глини, піску – тісно пов'язано з їх хімічною переробкою. З природної сировини людина виробляє різноманітні речовини, які використовуються у всіх галузях техніки, в сільському господарстві, в побуті. Розробляються нові методи використання відходів виробництва та одержання різних матеріалів.

Хімізація виробництва є однією з основних умов технічного прогресу. Використання нових досягнень хімії дозволяє значно підвищити виплавляння металів з руд, створювати сплави високої міцності та термостійкості, що необхідно для сучасного машино- та приладобудування. Розвиток нових галузей техніки, в тому числі атомної і космічної техніки, тісно пов'язано з використанням нових матеріалів, висококалорійного палива та ін. Зростає потреба в різних пластичних масах та синтетичних матеріалах, які у великих кількостях повинна виробляти хімічна промисловість. Впровадження в хімічну технологію принципово нових методів переробки сировини дозволило значно розширити виробництво багатьох цінних продуктів з нафтових та природних газів, кам'яного вугілля, води, повітря.

Велика роль хімії у боротьбі за підвищення продуктивності сільського господарства. Використання мінеральних добрив дає можливість у декілька разів збільшити врожайність зернових і технічних культур. Широка хімізація сільського господарства дозволяє збільшити виробництво продуктів харчування. Дедалі ширше застосовують хімічні засоби боротьби зі шкідниками та хворобами сільськогосподарських культур. Разом з мінеральними отрутохімікатами використовуються синтетичні органічні речовини.

Знання хімії, набуті у вищій школі, стають все більш потрібними у практичній діяльності еколога.

Сучасна екологічна обстановка в Україні висунула ряд невідкладних завдань перед вищою школою. Головним завданням стало виховання молодого покоління, яке б вивело людство із стану глибокої екологічної кризи, в якій воно опинилося за браком знань і психологічною нездатністю дотримуватись законів розвитку природи і раціонально використовувати природні ресурси.

Для формування вмінь розв'язувати ці проблеми в першу чергу слід озброїти майбутніх екологів знаннями з курсу хімії, навчити спрямовувати ці знання на побудову системи логічних міркувань, визначення раціональної послідовності дій. Крім того, треба формувати у них початкові знання з наукових основ сучасного хімічного виробництва та поняття про охорону природи від згубної дії на неї відходів хімічних виробництв, заміну невідновлюваних видів сировини і енергії нетрадиційними видами.

Інтеграція базових знань з загальної, неорганічної, органічної та аналітичної хімії повинна бути основною складовою інтелекту, якою повинен володіти майбутній еколог.

РОЗДІЛ 1. ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

1.1. Завдання, предмет і значення загальної та неорганічної хімії

Загальна хімія являє собою теоретичні основи системи знань про речовини та хімічні процеси. Вона включає чотири фундаментальні вчення: про напрямки хімічних процесів (хімічна термодинаміка) та їх швидкості (хімічна кінетика), теорії будови речовини і періодичності змін властивостей елементів та їх сполук.

Неорганічна хімія – наука про хімічні елементи та прості і складні речовини, які вони утворюють.

Основні задачі сучасної неорганічної хімії:

- вивчення будови, властивостей, хімічних реакцій простих речовин і сполук та взаємозв'язків будови з властивостями і реакційною здатністю речовин;
- розробка методів синтезу і глибокої очистки речовин, загальних методів одержання неорганічних матеріалів.

Найважливіші розділи неорганічної хімії – теоретична, синтетична та прикладна неорганічна хімія. За об'єктами, які вивчає неорганічна хімія, її поділяють на хімію окремих елементів, хімію груп елементів у складі періодичної системи, хімію певних сполук тих або інших елементів, хімію елементів, що поєднанні в групи за історичними ознаками, хімію близьких за властивостями та використанню речовин. Самостійний розділ неорганічної хімії – хімія координаційних сполук.

Як і інші хімічні науки неорганічна хімія нерозривно зв'язана з фізичною хімією, яку можна вважати теоретичною і методологічною основою сучасної хімії, з аналітичною хімією – однією з головних інструментів хімії.

Неорганічна хімія дотична з органічною хімією, особливо з хімією елементарноорганічних сполук, біонеорганічною хімією та ін.

Теоретичні уявлення неорганічної хімії використовуються в геохімії, космохімії, хімії твердого тіла, хімії високих енергій, радіохімії, ядерній хімії, у деяких розділах біохімії та агрохімії.

Прикладна частина неорганічної хімії зв'язана з хімічною технологією, металургією, електронікою, видобутком корисних копалин, виробництвом кераміки, будівельних, конструкційних, а також оптичних та інших неорганічних матеріалів, з забезпеченням роботи енергетичних установок (наприклад АЕС), з сільським господарством, зі знешкодженням промислових відходів, охороною природи та ін.

1.2. Основні поняття та закони хімії

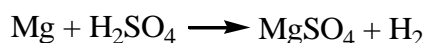
Атом – найменша, хімічно неподільна частинка.

Атом – найменша електронейтральна частинка елемента, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковим зарядом ядра. У природі елементи існують у формі простих та складних речовин.

Усі хімічні речовини поділяються на два типи: прості та складні. До простих відносяться речовини, молекули яких складаються з атомів одного елемента (наприклад, O₂, O₃, H₂). Молекули складних речовин складаються з атомів різних елементів (наприклад, H₂O, KOH, CaCO₃).

Молекула – найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості. Наприклад, навіть одна молекула сульфатної кислоти реагує з магнієм:



(фізичні властивості речовини молекула не зберігає, так як ці властивості притаманні не одній молекулі, а їх сукупності. Наприклад, фізичний параметр – температура кипіння – обумовлюється розривом зв'язків між молекулами).

Іон – атом або група атомів, у яких з'являється заряд внаслідок віддачі чи приєднання електронів.

Молекулярна формула – зображення кількісного та якісного складу молекули за допомогою хімічних символів та індексів. Наприклад: H₃PO₄ – формула фосфатної кислоти, яка показує, що у молекулу цієї речовини

входять елементи Гідроген, Фосфор та Оксиген у співвідношенні 3:1:4. Формули поділяють на молекулярні, структурні, просторові, електронні. Молекулярні в свою чергу поділяються на найпростіші (емпіричні) та істинні. Перші показують лише кількісне співвідношення атомів елементів, не вказуючи їх істинної кількості. Істинна формула відображає кількісний та якісний склад молекули. Наприклад: найпростіша формула бензену – CH , істинна – C_6H_6 . Структурні формули відображають взаємне розташування атомів у молекулі.

Хімічні символи та формули можна використовувати для запису хімічних рівнянь, які описують хімічні реакції. *Хімічні рівняння* – це якісне та кількісне описання хімічного процесу, яке включає вихідні речовини та продукти реакції, при цьому, ліва та права частина повинні містити однакову кількість атомів кожного елемента. Для цього використовують стехіометричні коефіцієнти. При складанні хімічних рівнянь ніколи не можна змінювати формули хімічних речовин.

Маси атомів та молекул знаходяться в інтервалі від $1 \cdot 10^{-24}$ до $1 \cdot 10^{-22}$ г. Для вираження їх маси використовують спеціальну одиницю – атомну одиницю маси (а.о.м.):

1 а.о.м. дорівнює масі 1/12 частини атому ізотопу ^{12}C

1 а.о.м. = $1,67 \cdot 10^{-24}$ г

У періодичній системі надана середнеізотопна відносна атомна маса, розрахована з урахуванням співвідношення ізотопів у природі.

Відносна атомна маса ($Ar(X)$) – показує у скільки разів маса даного атому більше, ніж маса 1 а.о.м. Це безрозмірна величина.

Наприклад, відносна атомна маса Натрію дорівнює 23:

$$Ar(\text{Na}) = \frac{23 \text{ а.о.м.}}{1 \text{ а.о.м.}} = 23$$

Відносна молекулярна маса ($Mr(X)$) – показує у скільки разів маса молекули речовини більше, ніж маса 1 а.о.м. Це безрозмірна величина.

Якщо при величині вказано одиниці її виміру, то це є абсолютна, а не відносна величина. Наприклад, маса частинок може бути виражена у кг (або кратних йому г, мг), у а.о.м., у каратах (дорогоцінне каміння), у футах, пудах та ін. Наприклад, маса одного атома Натрію дорівнює 23 а.о.м. або $23 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24}$ (г).

Моль – одиниця кількості речовини. Моль – особливе поняття, яке базується на практичному досвіді людей. Для зручності дрібні предмети упаковують по 10, 100, 1000 штук, а сипучі продукти – у тару з певною зазначеною масою. Аналогічно цьому у хімії та фізиці використовують одиницю кількості речовини – моль. Це можна вважати умовною упаковкою мікрочастинок.

Моль – це кількість речовини, яка містить стільки структурних елементів, скільки атомів Карбону міститься у наважці 12 г ізоотопу Карбону ^{12}C . Структурними елементами можуть бути атоми, молекули, йони, електрони, еквіваленти та ін.

У 0,012 кг ізоотопу Карбону ^{12}C міститься число атомів, яке дорівнює числу Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль. Моль – безліч, яка складається з числа Авогадро об'єктів (частинок).

Число моль речовини називають кількістю речовини, яка позначається – ν (інколи n):

$$\nu(X) = \frac{m(X)_{\text{г}}}{M(X)_{\text{г/моль}}} \text{ [моль], де}$$

$m(X)$ – маса речовини;

$M(X)$ – молярна маса речовини.

$$\nu(X) = \frac{n}{N_A} \text{ [моль], де}$$

n – число частинок речовини;

N_A – число Авогадро.

Молярна маса – маса (у грамах) одного моля речовини. Цю фізичну величину зручно використовувати у розрахунках. Молярна маса позначається: $M(X)$ г/моль, де X – формула речовини.

Завдяки використанню числа Авогадро можна перейти від кількісного співвідношення молекул у рівняннях хімічних реакцій до співвідношень вагових, що необхідно для практичного використання будь-яких хімічних процесів. Наприклад, рівняння синтезу амоніаку

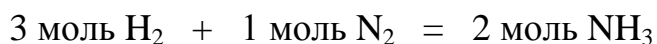
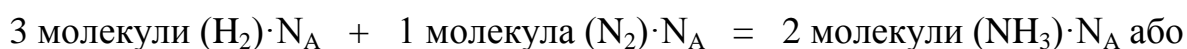


розглянемо на молекулярному, молярному та ваговому рівнях.

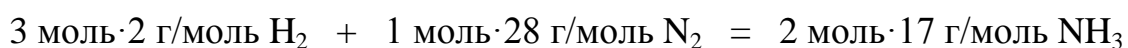
Молекулярний рівень:



Молярний рівень: помножемо кожен член рівняння на N_A частинок



Ваговий рівень:

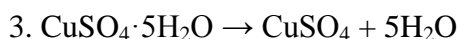
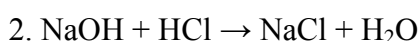
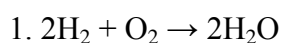


Виходячи з вагового співвідношення, можна обрахувати будь-які практичні процеси. Розрахунки базуються на основних законах хімії.

Закон збереження маси – сумарна маса вихідних речовин реакції дорівнює сумарній масі продуктів реакції.

Закон сталості складу – якісний та кількісний склад сполук з молекулярною будовою не залежить від місця та методу їх одержання.

Наприклад, речовина вода може бути одержана декількома методами:



При цьому склад води однаковий – H_2O .

Закон еквівалентів

Поняття еквівалент має хімічне походження, але широко використовується у різних галузях науки та повсякденному житті. Воно використовується для позначення яких-небудь взаємозамінних величин. Так

вартість будь-якого продукту пропорційна кількості витраченої на його виготовлення праці. Ілюстрацією закону еквівалентів є курс валют.

Хімічний еквівалент – частина атома, молекули або йона, яка припадає на одиницю валентності. По аналогії з відносною атомною масою та молярною масою розглядають відносну еквівалентну масу та молярну масу еквівалента з тими ж одиницями вимірювання:

$$Mr(1/zX) = \frac{Mr(X)}{z}; \quad M(1/zX) = \frac{M(X)}{z} \text{ (г/моль), де}$$

z – число еквівалентності.

Число еквівалентності у кислот дорівнює числу атомів Гідрогену, у основ – числу гідроксидних груп, у солей – сумарній валентності металу, у оксидів – сумарній валентності металу і Оксигену. Наприклад:

$$M(1/2H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98\text{г/моль}}{2} = 49\text{г/моль}$$

$$M(1/2Cu(OH)_2) = \frac{M(Cu(OH)_2)}{2} = \frac{98\text{г/моль}}{2} = 49\text{г/моль}$$

$$M(1/6Al_2O_3) = \frac{M(Al_2O_3)}{6} = \frac{102\text{г/моль}}{6} = 17\text{г/моль}$$

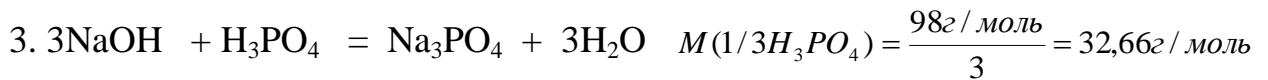
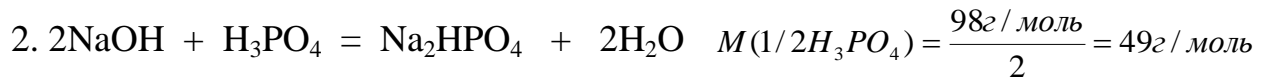
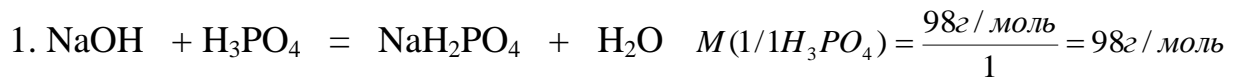
$$M(1/4Cu_2(OH)_2CO_3) = \frac{M(Cu_2(OH)_2CO_3)}{4} = \frac{222\text{г/моль}}{4} = 55,5\text{г/моль}$$

Такі обрахунки значень молярних мас еквівалентів можна вважати як формульними значеннями. Вони показують співвідношення мас елементів при утворенні вказаних молекул. Ці значення можуть відрізнятися при хімічній взаємодії речовин як в реакціях обміну, так і в окисно-відновних реакціях.

Реакції обміну – значення молярної маси еквівалента кислоти, основи або солі може залежати від кількості частинок (функціональних груп), які обмінюються при реакції. Наприклад, формульне значення молярної маси еквівалента ортофосфатної кислоти:

$$M(1/3H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{3} = \frac{98\text{г/моль}}{3} = 32,66\text{г/моль}$$

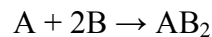
Розглянемо реакцію нейтралізації (обміну):



Отже числове значення молярної маси еквівалента речовин залежить від співвідношення вихідних речовин та продуктів, які утворюються.

При розрахунках за окисно-відновними реакціями число еквівалентності (z) дорівнює числу відданих чи приєднаних електронів.

Закон еквівалентів – речовини взаємодіють між собою у еквівалентних (тобто рівних) співвідношеннях, або маси речовин, які приймають участь у реакціях, відносяться між собою, як молярні маси їх еквівалентів.



$$m(\text{A}) : m(\text{B}) : m(\text{AB}_2) = M(1/z\text{A}) : M(1/z\text{B}) : M(1/z\text{AB}_2)$$

Застосування закону еквівалентів суттєво спрощує розрахунки за хімічними рівняннями. При цьому важливий висновок із закону еквівалентів: з одним еквівалентом однієї речовини або елемента взаємодіє тільки один еквівалент іншої речовини або елемента. Цей закон був сформульований Ріхтером.

Хімічні речовини можуть існувати у чотирьох агрегатних станах: твердому, рідкому, газоподібному та плазмі. Агрегатний стан залежить від сили взаємодії молекул між собою. Для описання газоподібного агрегатного стану використовують закон Авогадро.

Закон Авогадро – у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температура та тиск) знаходиться однакова кількість молекул. Закон Авогадро виконується лише для газоподібних речовин. Це пояснюється особливостями цього стану речовин.

Висновок з закону Авогадро: молярний об'єм різних газів за нормальних умов (н.у.) величина постійна – 22,4 дм³/моль (22,4 л/моль) (н.у.: T = 273 К, p = 101,3 кПа).

Густина твердих та рідких речовин (ρ , г/см³) – таблична величина. На відміну від них густина газів вимірюється в г/дм³ (г/л) та може бути розрахована за молярною масою та молярним об'ємом:

$$\rho(HCl_{газ}) = \frac{M}{V_m}; \rho(HCl) = \frac{36,5г/моль}{22,4дм^3/моль} = 1,629г/дм^3$$

Для газів використовують також поняття *відносної густини* – відношення маси певного об'єму газу до маси такого ж об'єму іншого газу:

$$D(X/Y) = \frac{V(X)}{V(Y)}. \text{ Це безрозмірна величина.}$$

1.3. Короткі відомості про будову атома

Згідно планетарної моделі атома, яку запропонував в 1911 році англійський фізик Резерфорд, атом складається з позитивно зарядженого ядра та електронної оболонки, електрони в електронній оболонці рухаються навколо ядра (за Резерфордом) в певних орбітах. Об'єм ядра складає одну сотисячну частину від загального об'єму атома. У 1932 році було доведено, що ядро складається з нуклонів. Існує два види нуклонів: позитивно заряджені протони та електронейтральні нейтрони. Маса протонів та нейтронів майже однакова і приблизно дорівнює 1 а. о. м. Протони та нейтрони зв'язані між собою ядерними силами, які в тисячу разів більш міцні ніж хімічні зв'язки між атомами.

У 1913 році англійський вчений Мозлі при вивченні рентгенівських спектрів атомів довів, що позитивний заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі елементів. Так як заряд ядра обумовлений наявністю протонів, то кількість протонів дорівнює порядковому номеру.

Атоми є незарядженими частинками. Це обумовлено тим, що поряд з позитивно зарядженим ядром в атомі існує електронна оболонка, яка складається з негативно (від'ємно) заряджених електронів. Отже, кількість

електронів дорівнює кількості протонів, а також порядковому номеру елемента.

$$m(\bar{e})=1/1837 \text{ а.о.м.}$$

Заряд ядра атома є найважливішою характеристикою елемента, він є незмінним. А кількість нейтронів може бути різною у атомів одного і того ж елемента. В залежності від співвідношення кількості протонів та нейтронів в атомах одного елемента вони поділяються на ізотопи, ізобари та ізотони.

Ізотопи – атоми одного хімічного елемента, які мають різну кількість нейтронів. Наприклад, ізотопи Гідрогену – ${}^1_1\text{H}$ (або Протій), ${}^2_1\text{H}$ (або D – Дейтерій), ${}^3_1\text{H}$ (або T – Тритій). Цифрою знизу позначається заряд ядра елемента, а цифра зверху – масове число елемента або сума протонів та нейтронів. Ядра всіх цих ізотопів мають у складі по одному протону, а нейтронів в атомі Протію немає, в атомі Дейтерію – 1, а в атомі Тритію – 2.

Ізобари – атоми різних елементів, які мають однакову атомну масу. Кількість протонів та нейтронів в атомах ізобарів різна. Наприклад, відомі ізобари Аргону та Калію з масовим числом 40: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ та ${}^{40}_{19}\text{K}$.

Ізотони – атоми різних елементів, які мають однакову кількість нейтронів. Наприклад, ${}^{138}_{56}\text{Ba}$ та ${}^{139}_{57}\text{La}$.

Радіоактивність

Ізотопи хімічних елементів поділяються на стабільні та радіоактивні.

Стабільні ізотопи існують незмінними у часі, а радіоактивні випромінюють заряджені або незаряджені частинки з ядра. При цьому в більшості випадків відбувається зміна природи атомів, тобто перетворення одного елемента в інший.

Явище радіоактивності було відкрите французьким фізиком А. Беккерелем в 1896 р. При радіоактивних випромінюваннях ядра здатні випромінювати такі частинки :

1. α -Промені, які мають незначну проникаючу дію, заряджені позитивно. α -Частинка складається з двох протонів та двох нейтронів, тобто подібна за складом до ядер гелію.

2. β -Частинки мають значно більшу проникаючу дію ніж α -частинки. Доведено, що за природою β -частинки – електрони, які мають високу швидкість руху.

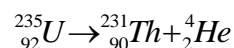
3. γ -Промені мають дуже велику проникаючу дію. Це електромагнітні хвилі дуже маленької довжини, близькі за довжиною до рентгенівського випромінювання – біля декількох нанометрів.

Крім перелічених частинок радіоактивні ядра здатні випромінювати нейтрони, протони, нейтрино, позитрони.

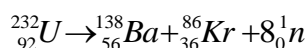
Радіоактивні перетворення речовини не є хімічними процесами, їх вивчає ядерна фізика. Це пояснюється тим, що при радіоактивних явищах змінюється склад ядер атомів, а при хімічних реакціях відбувається перебудова лише зовнішніх електронних оболонок атомів. Склад ядра при цьому залишається незмінним. В той же час ядерні перетворення записують у вигляді рівнянь, які відрізняються від рівнянь хімічних реакцій. В основі рівнянь хімічних реакцій лежить закон збереження маси, тобто в вихідних речовинах і в продуктах реакції знаходиться однакова кількість атомів одних і тих же елементів. При ядерних перетвореннях вихідні речовини мають атоми одних елементів, а утворюються атоми інших елементів. Різними можуть бути також елементарні частинки, які бомбардують вихідні речовини та утворюються в результаті процесу. Якщо перевірку вірності написання рівнянь хімічних реакцій проводять, виходячи з закону збереження маси, то в ядерних реакціях перевіряють кількість нуклонів та кількість зарядів в правій та лівій частині рівняння.

Приклади процесів радіоактивного перетворення:

1) α -розпад



2) спонтанний поділ ядер



Будова електронної оболонки атома

Під час хімічних реакцій змінюється будова лише зовнішніх електронних шарів атома. Тому хімічні властивості елементів обумовлені особливістю будови електронної оболонки. Поняття орбіта руху електрона замінили на орбіталь руху.

Орбіталь – це об'єм простору, в якому зосереджено біля 95 % ймовірності перебування електрона в атомі.

Вирішення основного рівняння квантової механіки (Е. Шредінгер) для атома Гідрогену дало можливість визначити безрозмірні параметри, за допомогою яких була розрахована енергія електрона в атомі та характер його руху. Знайдені параметри називаються *квантовими числами*. Для кожного електрона атома існує чотири квантових числа.

Отже з позицій сучасної науки структура електронної оболонки спрощено може бути зображена так:

1. Електронна оболонка атома складається з електронних шарів (електрони в шарі мають майже однакове значення енергії, однакове значення *головного квантового числа – n*).
2. Електронні шари складаються з підшарів (вони мають однакове значення *орбітального квантового числа – l*).
3. Підшари складаються з певної кількості орбіталей (їх кількість співпадає із кількістю значень *магнітного квантового числа – m*).
4. В кожній орбіталі може рухатись один або два електрони (ім відповідає значення *спінового квантового числа – m_s*).

Фізичний зміст квантових чисел

1. *Головне квантове число* позначається – *n*, має значення 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...

У реально існуючих атомів у незбудженому стані *n* може мати значення від 1 до 7. При дії на атом сильного йонізуючого поля електрон відривається від атома, значення *n* прагне до нескінченності.

Значення n визначає більшу частину енергії електрона – чим більше n , тим більше власна енергія електрона та більш слабо він взаємодіє з ядром.

Загальне значення ($E_{\text{заг.}}$) енергії всіх електронів в одному атомі однакове. Але в той же час всі електрони по різному взаємодіють з ядром і по різному розташовані в електронній оболонці. Загальну енергію електрона можна уявити як суму енергії взаємодії з ядром ($E_{\text{вз.}}$) та власної енергії електрону ($E_{\text{власн.}}$):

$$E_{\text{заг.}} = E_{\text{вз.}} + E_{\text{власн.}}$$

Чим ближче до ядра електрон, тим більше $E_{\text{вз.}}$ і менше $E_{\text{власн.}}$.

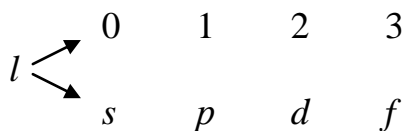
Значення n визначає собою розміри орбіталі – чим більше n , тим більше радіус орбіталей.

Електрони з однаковим значенням n мають майже однакову енергію і утворюють електронний шар. Якщо $n = 1$, це перший від ядра електронний шар, при $n = 3$, третій та ін.

За цифровим значенням n можна обрахувати максимально можливу кількість електронів у певному електронному шарі за формулою: $N = 2n^2$.

В періодичній системі головне квантове число означає собою номер періоду, у елементів якого починає заповнюватись відповідний електронний шар. Тобто у елементів першого періоду починає формуватись перший електронний шар, у елементів третього періоду – третій та ін. Лише у елементів першого та другого періодів закінчується добудова першого та другого електронних шарів на протязі періоду.

2. *Орбітальне квантове число* (його ще називають побічним або азимутальним) характеризує кількість та природу електронних підшарів, з яких складаються електронні шари. Це число позначається l , кількість його значень $l = 1, 2, 3 \dots (n - 1)$. Кожному цифровому позначенню l відповідає літерне. Отже, можна сказати, що маємо електрон на підрівні, у якого $l = 1$, або електрон s-підрівня:



Кількість значень побічного квантового числа завжди дорівнює номеру електронного шару (рівня). Це означає, що перший електронний шар складається з одного підшару (s), другий шар має два підшари, третій – три підшари тощо.

3. *Магнітне квантове число* визначає орієнтацію орбіталей у просторі, позначається m . Кількість значень магнітного числа дорівнює $m = -l \dots 0 \dots +l$

Кожному значенню магнітного квантового числа відповідає одна орбіталь.

4. *Спінове квантове число* m_s – характеризує особливості руху електрону в орбіталі. Воно має лише два значення $+1/2$ та $-1/2$.

Таким чином, стан електрону в атомі будь-якого хімічного елемента може бути описаний за допомогою чотирьох квантових чисел (табл. 1.1).

Таблиця 1.1 – Головне квантове число, типи та число орбіталей, а також максимальне число електронів на підрівнях та рівнях

Енергетичний рівень n	Число підрівней, що дорівнює n	Орбіталі	Число орбіталей		Максимальна кількість електронів	
			на під-рівні	на рівні, що дорівнює n^2	на під-рівні	на рівні
K ($n = 1$)	1	1s	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M ($n = 3$)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N ($n = 4$)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

У реально існуючих атомів повністю заповненими можуть бути лише чотири електронних шари. Всі останні є недобудованими.

Електронні формули – це запис структури електронної оболонки за допомогою квантових чисел. Наприклад, для ${}^{23}_{11}\text{Na}$ електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

З електронних формул видно, що всі елементи можна поділити на певні групи, їх називають електронними родинами, Отже за ознакою розміщення останнього електрона на певному підшарі всі елементи розділяють на s -, p -, d -, f -електронні родини. Елементи певних родин мають подібну структуру електронних оболонок, а також повну аналогію будови валентних електронних шарів.

У s - та p -електронних родин валентним є зовнішній електронний шар, а у d - та f -родин валентними є електрони зовнішнього та частково другого ззовні електронних шарів.

1.6. Періодична система елементів

Д. Менделєєв виявив спільне, що характеризує всі хімічні елементи. Це дало змогу знайти логічний зв'язок між усіма хімічними елементами, сформулювати періодичний закон та створити періодичну систему (ПС), як табличний вираз періодичного закону:

“Властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів знаходяться у періодичній залежності від величини атомної маси елементів”.

У незмінному вигляді періодичний закон проіснував до 1913 р., коли видатний англійський вчений Мозлі на основі аналізу рентгенівських спектрів атомів виявив, що порядковий номер хімічного елемента у ПС дорівнює заряду його ядра. Стало зрозумілим, що заряд ядра атома є більш фундаментальною характеристикою ніж атомна маса. Після цього відкриття формулювання періодичного закону уточнили: *“Властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів знаходяться у періодичній залежності від заряду ядра атома”.*

Новим тріумфом періодичного закону та ПС стало відкриття фізиками квантової теорії та розрахунок квантових чисел. Квантові числа знайшли свій прояв у структурі ПС і перестали бути абстракцією: головне – це номер періоду та номер електронного шару, який починає заповнюватись у елементів цього періоду. Орбітальне квантове число проявляється у

різнокольоровому забарвленні елементів певної електронної родини – це елементи, у яких відбувається заповнення підшарів певного електронного шару, а кількість електронів у підшарі та елементів у родині – це прояв магнітного та спінового квантових чисел.

Таким чином, можна вважати, що ПС – є діюча модель існування саме такої взаємодії між частинками мікросвіту, яка передбачається квантовою механікою. Це є також ілюстрацією тісного переплетіння фізичних закономірностей з хімічними властивостями елементів. Велика кількість варіантів періодичної системи – це спроба виявити нові зв'язки між елементами та їх властивостями, які ще не відкриті.

Структура періодичної системи

Період – це горизонтальний ряд (або ряди) хімічних елементів, що починається ns^1 -елементом, а закінчується ns^2np^6 -елементом.

Група – вертикальний ряд елементів, який поділяється на дві підгрупи, що складаються із елементів, які є атоманалогами. Атоманалоги – елементи, які мають однакову будову зовнішнього електронного шару. Таке визначення для групи характерно для короткоперіодного варіанту ПС, їх 8. У довгоперіодному варіанті групи складаються лише з атоманалогів.

1, 2, 3 періоди ще мають назву малі, вони включають так звані типові елементи; 4, 5, 6 періоди – великі, вони мають 2 або 3 ряди; 7 період – незакінчений.

В періодах відбувається поступова зміна кількості електронів на зовнішньому електронному шарі (s - та p -елементи), або на другому ззовні (d -елементи). У f -елементів відбувається заповнення третього ззовні електронного шару. Валентні електрони знаходяться у елементів s - та p -електронних родин на зовнішньому, у d - та f -елементів на першому та частково другому ззовні електронному шарі. Отже, у f -елементів заповнюється не валентний, а внутрішній електронний шар. Це є причиною того, що f -елементи мають дуже подібні хімічні властивості і їх важко виділити із сумішей.

Таким чином, з періодичного закону ми знаємо, що хімічні властивості елементів змінюються періодично. Причиною є певна обмежена ємність електронних шарів та їх підшарів.

Періодичність властивостей хімічних елементів

Всі властивості хімічних елементів, які визначаються будовою електронної оболонки атома, закономірно змінюються у періодичній залежності. При цьому у елементів–аналогів будова електронної оболонки подібна, але нетотожня. Тому у групах та підгрупах спостерігається не простий повтор властивостей, а закономірна зміна.

Електрони зовнішніх електронних шарів, які при хімічних реакціях відщеплюються або приймають участь в утворенні ковалентного зв'язку, називаються *валентними електронами*. Атоми металів на зовнішньому електронному шарі у більшості випадків мають від одного до трьох електронів. Ці електрони порівняно слабо притягуються ядром, тому атоми металів при хімічних реакціях віддають свої валентні електрони, перетворюючись у позитивно заряджені йони. Це є характерною особливістю усіх металів. Чим легше метал віддає електрони, тим він більш активний, легше вступає в хімічні реакції. Мірою реакційної здатності металу є його енергія йонізації.

Енергія йонізації – це енергія, яку треба витратити на відрив електрона від нейтрального атома та перетворення його на йон з позитивним зарядом. Енергія йонізації вимірюється у кДж\моль·атом або еВ\атом.

Графік залежності першого потенціалу йонізації в залежності від порядкового номера має явно виражений періодичний характер. Найменший потенціал йонізації у лужних металів, найбільший – у інертних газів. Зліва направо по періоду енергія йонізації змінюється немонотонно. Немонотонність зміни енергії йонізації у періоді пояснюється проявом принципу найменшої енергії, яку мають підшари заповнені повністю або наполовину заповнені.

Екранування – це ефект, який пояснюється взаємодією між електронами – електрони внутрішніх шарів відштовхують зовнішні тому, що мають однаковий заряд.

Ефект проникнення електронів до ядра обумовлений тим, що всі електрони певну кількість часу перебувають біля ядра (у визначенні орбіталі ймовірність перебування електрона у орбіталі дорівнює 95%). При цьому вважається, що ефект проникнення найбільший для *s*-електронів, найменший для *f*-електронів.

Атоми неметалів у більшості випадків на зовнішньому електронному шарі мають від чотирьох до семи електронів. При хімічних реакціях атоми неметалів переважно приєднують до себе електрони інших атомів, перетворюючись при цьому в негативно заряджені йони. Тому, що найбільш стабільний стан атома характеризується наявністю на зовнішньому шарі октету (вісім електронів). Таким чином, самою характерною властивістю неметалів є їх здатність приєднувати електрони під час хімічних реакцій. Мірою проявлення неметалічних властивостей є спорідненість до електрону.

Спорідненість до електрона – це енергія, яка випромінюється при приєднанні електрона до нейтрального атома, вимірюється у кДж/моль·атом або у е·В/атом.

Якщо енергія йонізації знайдена для всіх елементів, то спорідненість до електрона експериментально визначена лише для небагатьох елементів, а для інших визначена методом екстраполяції.

Виходячи з викладок квантової механіки про дуалістичний характер руху електрона, точно виміряти розміри атомів неможливо. Тому за *радіус атома* прийнято вважати приблизну відстань від ядра до головного максимуму густини електронної хмари – це *орбітальний радіус*. У кристалічних ґратках визначають *ефективні радіуси* – відстань між ядрами зв'язаних атомів поділена на 2. Характер залежності атомних та йонних радіусів від заряду ядра – періодичний.

У періодах – радіус атома зменшується, тому що зростає кількість електронів на зовнішньому шарі і сила взаємодії їх з ядром. Найбільш значне зменшення радіуса атома спостерігається у елементів малих періодів. У великих періодах радіус атома зменшується більш повільно – це називають *d*- та *f*-стискуванням.

У підгрупах, в цілому, зверху вниз радіус атома збільшується, тому що збільшується кількість електронних шарів. У *s*- та *p*-елементів зміна радіуса атома більш різко, ніж у *d*- та *f*-елементів.

Таким чином:

1. Періодичність зумовлена обмеженою кількістю електронів у шарі, при цьому відбувається повторення будови валентного електронного шару та обумовлених нею хімічних властивостей елементів. Або періодичність зумовлена повторенням електронних конфігурацій атомів.

2. Властивості елементів та їх сполук закономірно змінюються як по горизонталі (у межах періодів), так і по вертикалі (у межах груп і підгруп). Крім того, спостерігається ще й діагональна подібність елементів (Li-Mg, Na-Ca, Be-Al).

3. Порядковий номер елемента вказує на заряд ядра Z (протонне число) і кількість електронів в атомі.

4. Номер періоду дорівнює кількості електронних шарів в електронній оболонці атома.

5. Номер групи, як правило, вказує на найвищу можливу ступінь окиснення.

6. Всі *s*-, *d*-, *f*-елементи є металами. Лише *p*-елементи поділяються (в короткоперіодичному варіанті ПС) діагоналлю від Be до At на метали – зліва внизу та неметали – справа вверху.

7. Металічні властивості зменшуються зліва направо по періоду.

8. Металічні властивості зростають зверху вниз по групі.

9. Приблизно по діагоналі (Be – At) розміщені елементи, які виявляють амфотерні властивості (Be, Al, Cr, As, Sn, Pb та ін.).

1.5. Хімічний зв'язок. Будова молекул

Розгляд будови атома та структури періодичної системи є необхідним для подальшого вивчення самої сутності хімічних реакцій, що полягає в утворенні хімічних зв'язків між атомами. За допомогою хімічних зв'язків утворюються молекули, тобто нові речовини.

Причиною утворення хімічних зв'язків є енергетична нестабільність атомів, у яких є недобудовані електронні шари, або на зовнішньому електронному шарі кількість електронів менше 8.

Хімічний зв'язок – це взаємодія поміж атомами, яка супроводжується перебудовою зовнішніх (валентних) електронних оболонок та випромінюванням енергії.

Розрізняють чотири типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, водневий, металічний.

Основні параметри хімічного зв'язку: довжина, валентний кут, енергія зв'язку.

Довжина зв'язку – це відстань між ядрами атомів, які утворюють зв'язок, вона вимірюється у нанометрах.

Кут зв'язку вимірюють у випадках, коли в молекулі не менше трьох атомів. Це кут між умовними лініями, які з'єднують центри атомів.

Енергія зв'язку є важливою характеристикою, вимірюється в кДж/моль. При утворенні хімічного зв'язку між атомами енергія завжди випромінюється. Чим міцніший утворюється зв'язок, тим більше енергії випромінюється при його утворенні.

Електронегативність – це здатність атомів притягувати до себе сторонні електрони. Найбільш поширена методика оцінки електронегативності запропонована Л. Полінгом. Найбільш електронегативний Флуор має електронегативність 4, найменш електронегативний Цезій – 0,7.

Ковалентний зв'язок

Хімічний зв'язок утворюється лише тоді, коли при наближенні двох атомів (або декількох) повна енергія утвореної системи зменшується, отже частина енергії, яку мали атоми до об'єднання випромінюється. Всі типи хімічного зв'язку мають подібність. Але кожний тип має свої особливості, які обумовлюють появу нових властивостей. Першою теорією хімічного зв'язку була теорія Льюїса, яка передбачала виникнення спільних для двох атомів електронних пар. Це положення є основою теорії ковалентних зв'язків.

Ковалентні зв'язки виникають між атомами, які або мають однакову електронегативність (виникає неполярний зв'язок: H_2 , Cl_2) або між атомами, які мають близьку за значенням електронегативність (полярний зв'язок: H_2O , CO_2).

Ковалентний зв'язок утворюється за двома механізмами:

1. Обмінний механізм – кожен з атомів на утворення зв'язку витрачає по одному неспареному електрону.
2. Донорно-акцепторний зв'язок – один атом надає неподілену електронну пару (донор), другий атом витрачає порожню орбіталь (акцептор).

Для ковалентного зв'язку характерні особливості – насиченість (насичуваність), напрямленість, поляризованість.

Насиченість (насичуваність) ковалентного зв'язку. Насиченість (насичуваність) показує, що атом утворює не будь-яке, а обмежене число зв'язків – не більше, ніж орбіталей у валентному шарі.

Напрямленість ковалентного зв'язку. Електронні орбіталі s -, p -, d -, f -типу мають різну просторову форму, тому в залежності від їх форми, а також способу перекривання утворюються σ - та π -зв'язки.

σ -Зв'язки мають найбільшу область перекривання орбіталей, тому вони мають найбільшу міцність. Область перекривання орбіталей при утворенні σ -зв'язків розміщена на прямій, яка проходить через центри атомів, що утворюють зв'язок. У випадках утворення σ -зв'язку p -орбіталами, які орієнтовані у просторі за Декартовими координатами, то і хімічні зв'язки

утворені ними просторово напрямлені. Ще більше обумовлена напрямленість π -зв'язків. При утворенні π -зв'язків утворюються дві області перекривання орбіталей, які розміщені поза лінією, що зв'язує ядра атомів.

Для пояснення особливостей утворення зв'язків одна з гіпотез – *гібридизація орбіталей*. Вважають, що при утворенні зв'язків у молекулі за рахунок участі орбіталей різного типу відбувається їх взаємодія та зрівнювання енергії орбіталей та зміни їх форми (рис. 1.1).

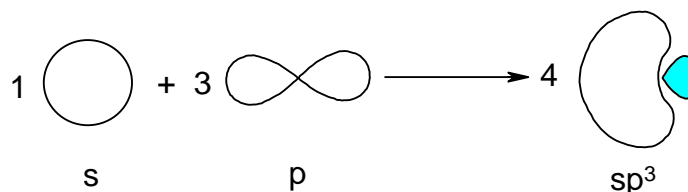


Рис. 1.1. Гібридизація атомних орбіталей

Гібридизована орбіталь більше витягнута по один бік від ядра. Змінена форма орбіталі не дає можливості перекриватись по типу π -зв'язку. Отже гібридизовані орбіталі не здатні утворювати π -зв'язки.

Поляризовність ковалентного зв'язку. Зв'язок між двома різними атомами завжди більш, чи менш полярний тому, що більш електронегативний атом зміщує до себе електронну густину. Наприклад, у молекулі гідроген хлориду на атомі Хлору зосереджений негативний заряд. Отже, атом Гідрогену в цій молекулі заряджений позитивно. Для передбачення реакційної здатності молекул важливо знати не лише первинне розміщення електронної густини, але і здатність до її зміни.

Поляризовність зв'язку – здатність зміни його полярності під дією зовнішнього електричного поля. Кожен атом або молекула має своє електричне поле, тому вони впливають один на одного. В результаті поляризації може відбутись розрив електронної пари між атомами, при якому електронна пара переходить до одного з атомів з утворенням негативно зарядженого йона та позитивного йона. Так діють молекули води на молекули гідроген хлориду при розчиненні у воді.

Йонний зв'язок

При взаємодії атомів, у яких різниця в електронегативності більше 1, електрон може повністю переходити до більш електронегативного атома, утворюючи йони (позитивний чи негативний).

Причиною утворення йонного зв'язку є подальша електростатична взаємодія між протилежно зарядженими йонами згідно закону Кулона.

На відміну від ковалентного, йонний зв'язок є ненасиченим та ненапрямленим.

Йонна ґратка натрій хлориду має послідовне чередування йонів Натрію та Хлору. Тому кожен йон Натрію оточений шістьма йонами Хлору. Енергія цих зв'язків однакова. Отже, атом Натрію віддає на утворення зв'язку один електрон, а утворюються шість зв'язків між протилежно зарядженими йонами. У цьому полягає ненасиченість йонного зв'язку.

При руйнуванні речовин з йонною ґраткою утворюються не молекули, а йони. Це відбувається як при електролітичній дисоціації, так і при термічній дисоціації речовин. Тому для речовин з йонною кристалічною ґраткою поняття молекула замінили на поняття “формульна одиниця”, яке подібно молекулярній формулі відображає якісний склад речовини та кількісне співвідношення атомів в речовині.

Водневий зв'язок

Атом Гідрогену може не лише утворювати ковалентний зв'язок, а й перебуваючи у ковалентно зв'язаному стані утворювати додатково водневий зв'язок. Саме у ковалентно зв'язаному стані атом Гідрогену має здатність взаємодіяти з іншими атомами, у яких є неподілені електронні пари (атоми Оксигену, Нітрогену, Флуору). Атом Гідрогену при утворенні ковалентного зв'язку і відтягуванні від атома електрона перетворюється на майже голий протон – частинку з дуже малим радіусом та достатньо великим позитивним зарядом. Ця частинка має велику густину заряду на поверхні. Вона притягується до неподіленої електронної пари іншого атома.

Саме такі зв'язки обумовлюють структуру води, білків, спиртів. Велику роль відіграє водневий зв'язок у біологічних процесах. За своєю енергією (80-150 кДж/моль) водневий зв'язок є проміжним між міжмолекулярним та більш міцним – хімічним. Внаслідок невеликої міцності водневі зв'язки легко руйнуються за звичайної температури.

Металічний зв'язок

Для металів характерні такі фізичні властивості як велика теплопровідність та електропровідність, також у звичайних умовах всі (за винятком ртуті) є твердими сполуками. У вузлах кристалічних ґраток металів знаходяться позитивно заряджені йони, а між ними рухається електронний газ, який складається з валентних електронів. Це спрощене трактування металічного зв'язку.

1.6. Розчини

Загальні уявлення про розчини

Розчини відіграють надзвичайно важливу роль у здійсненні різноманітних хімічних процесів, що обумовлюють життєдіяльність живих організмів, рослин, протікання багатьох природних явищ.

Розчином називається гомогенна термодинамічно стійка система, що складається з двох або більшої кількості незалежних компонентів, співвідношення між якими можуть змінюватися у широких межах.

Розчини бувають газоподібні, рідкі і тверді. Прикладом газоподібного розчину може бути повітря, рідкого – розчин глюкози у воді, твердого – різноманітні сплави металів.

Кожний розчин складається із розчинника і розчиненої речовини.

Розчинником вважають той компонент, який у чистому вигляді існує в такому ж агрегатному стані, як і розчин. У випадку, коли розчинник і розчинена речовина не відрізняються за агрегатним станом від розчину, *розчинником* вважається той компонент, який знаходиться у більшій кількості. З цієї точки зору, повітря – це розчин кисню, водяної пари, вуглекислого газу, інертних газів в азоті, оскільки вміст азоту в повітрі

складає 78%. Етиловий або метиловий спирти необмежено змішується з водою. Тому, в залежності від співвідношення кількостей спирту і води, ця система може бути розчином спирту у воді або води у спирті. По відношенню до кухонної солі, цукру та інших твердих речовин вода буде завжди розчинником.

Треба зазначити, що з усіх існуючих речовин вода є найбільш універсальним розчинником – в ній розчиняється найбільше йонних та полярних речовин. Це пояснюється такою властивістю води як полярність її молекул. Полярність молекули води обумовлюється тим, що на одному кінці її молекули знаходиться атом Оксигену, який відтягує два електрони від атомів Гідрогену, утворюючи негативно заряджений “центр”, а на атомах Гідрогену виникає позитивний заряд. Відстань між позитивно та негативно зарядженими кінцями молекули називають довжиною диполя. У молекули води довжина диполя найбільша, ніж у відомих розчинників.

Найбільше значення в хімії, а також в існуванні навколишнього середовища мають розчини, в яких розчинником є вода. Тому далі мова буде йти в основному про водні розчини.

Характерним є процес розчинення у найбільш поширеній системі: тверда речовина – рідкий розчинник. Молекули твердої речовини знаходяться в стані коливального руху. Коли тверду речовину вносять в рідину, молекули твердої речовини відриваються із кристалічної решітки за рахунок їх коливального руху, з одного боку, і за рахунок притягання диполями розчинника – з іншого. Завдяки дифузії, розчинена речовина рівномірно розподіляється у всьому об’ємі розчинника аж до встановлення рівноваги:



При цій рівновазі зберігається рівність між кількістю молекул, що переходять у розчин і викристалізуються у тверду фазу за певну одиницю часу. Такий розчин називається *насиченим* при даній температурі. Розчин, в

якому при даній температурі ще можна розчинити додатково певну кількість розчиненої речовини, називається *ненасиченим*.

Розчинення речовин відбувається в більшості випадків з виділенням або поглинанням тепла, а іноді із зміною об'єму. Це стало підґрунтям виникнення фізичної (Вант-Гофф) та хімічної теорії розчинів (Д. Менделєєв). Тепловий ефект, що супроводжує процес розчинення, відносять до одного моля розчиненої речовини і називають *молярною теплотою розчинення*.

Теплота розчинення залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, а також від температури розчинення.

Тепловий ефект сольватації – це кількість тепла, що виділяється при взаємодії частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника і утворенні нових зв'язків між ними. Таким чином, при розчиненні встановлюється рівновага:



Швидкість прямого процесу v_1 , зворотного – v_2 .

Розчинність – процес зворотний. В залежності від умов відбувається або розчинення ($v_1 > v_2$) або виділення з розчину розчиненої речовини ($v_1 < v_2$).

Вода є добрим розчинником полярних сполук, наприклад, амоніаку або етилового спирту, не тільки тому, що їх молекули мають значну полярність, але й тому, що при розчиненні зберігається характер зв'язків, які існували у вихідних компонентах. Замість водневих зв'язків між молекулами кожного компонента (води, амоніаку, спирту) виникають такі ж зв'язки між молекулами розчинника і молекулами розчиненої речовини.

Розчинність більшості твердих речовин збільшується з підвищенням температури. Для газів спостерігається протилежна залежність – з підвищенням температури розчинність газів зменшується. У природі спостерігаються явища замору риби у спекотні дні, тому що зменшується розчинність кисню в воді.

Розчинність найчастіше виражають кількістю грамів розчиненої речовини у 100 г води (не плутати з масовою часткою речовини).

Розчини систематизують також з точки зору дисперсності (подрібненості) розчиненої речовини на молекулярні (істинні), колоїдні та грубодисперсні системи:

а) молекулярні – діаметр розчинених частинок від 10 до 100 нм ($1 \cdot 10^{-8}$ - $1 \cdot 10^{-7}$ см);

б) колоїдні – діаметр частинок $1 \cdot 10^{-7}$ - $1 \cdot 10^{-5}$ см;

в) грубодисперсні – діаметр частинок більше за $1 \cdot 10^{-5}$ см.

Грубодисперсні поділяють на суспензії – тверді частинки в рідині та емульсії – рідке в рідині.

Концентрація розчинів та способи її вираження

Однією з найважливіших характеристик кількісного складу розчинів є їх концентрація.

Концентрацією розчину називається точне кількісне співвідношення компонентів відносно маси або об'єму розчину чи розчинника.

Розчини з великою концентрацією розчиненої речовини називаються *концентрованими*, з малою – *розведеними*. Межі між розведеними і концентрованими розчинами досить умовні. Розведені розчини містять невелику частку розчиненої речовини у порівнянні з концентрованими. У деяких випадках насичений розчин може бути досить розведеним, якщо речовина має малу розчинність. Тому для більш повної характеристики розчину, його склад характеризується кількісно. Для одержання нових хімічних речовин та для кількісного аналізу потрібно точно знати концентрацію розчинів, які використовуються. Існує декілька способів вираження складу розчинів.

Масова частка розчиненої речовини – дорівнює відношенню маси речовини до маси розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках (зустрічається стара назва цього типу концентрації – відсоткова):

$$W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \text{ або } W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%$$

Об'ємна частка розчиненої речовини – дорівнює відношенню об'єму речовини до об'єму розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках:

$$\varphi(\text{речовини}) = \frac{V(\text{речовини})}{V(\text{розчину})} \text{ або } \varphi(\text{речовини}) = \frac{V(\text{речовини})}{V(\text{розчину})} \cdot 100\%$$

Мольна частка розчиненої речовини – дорівнює відношенню кількості речовини розчиненої сполуки до суми кількостей речовини всіх компонентів і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках:

$$\chi(\text{речовини}) = \frac{\nu(\text{речовини})}{\nu(\text{р-ни}) + \nu(\text{розчиннику})} \text{ або}$$

$$\chi(\text{речовини}) = \frac{\nu(\text{речовини})}{\nu(\text{р-ни}) + \nu(\text{розчиннику})} \cdot 100\%$$

Молярна концентрація розчиненої речовини – дорівнює відношенню кількості речовини до об'єму розчину, має розмірність [моль/дм³ (моль/л)]:

$$C(\text{речовини}) = \frac{\nu(\text{речовини})}{V(\text{розчину})}$$

Молярна концентрація еквівалента розчиненої речовини – дорівнює відношенню кількості речовини еквівалента до об'єму розчину, має розмірність [моль/дм³ (моль/л)]:

$$C(1/Z \text{ речовини}) = \frac{\nu(1/Z \text{ речовини})}{V(\text{розчину})}$$

Велика кількість типів концентрації розчинів обумовлюється практичною доцільністю. Так масова частка широко використовується в будівельній, харчовій та інших галузях промисловості. Склад повітря виражають або в масових відсотках, або в об'ємних відсотках. Об'ємні співвідношення також використовують для приготування алкогольних напоїв. (Вино, яке має міцність 12 градусів виготовлена так, що в 100 об'ємах вина міститься 12 об'ємів спирту).

У хімічних лабораторіях застосовують молярну концентрацію. В той же час в аналітичних лабораторіях використовують виключно молярну концентрацію еквівалента (стара назва – нормальна концентрація). Молярна

концентрація еквівалента $[\text{моль/дм}^3 \text{ (моль/л)}]$ показує кількість моль-еквівалента речовини в 1 літрі розчину.

Колігативні властивості розчинів

Всі хімічні речовини по відношенню їх розчинів та розплавів до електричного струму умовно поділяють на електроліти і неелектроліти:

1. *Електроліти* – речовини, розчини та розплави яких проводять електричний струм (деякі кислоти та основи, солі).

2. *Неелектроліти* – речовини, розчини та розплави яких не проводять електричний струм (цукор, спирт, гліцерин та ін.).

Властивості розведених розчинів неелектролітів

Деякі фізичні властивості розведених розчинів неелектролітів залежать від кількості розчинених частинок, а не від їх хімічного складу. Оскільки такі властивості обумовлені колективним впливом розчинених часток, їх називають колігативними або збірними (від латинського *coligas* – збирати).

До колігативних властивостей відносяться утворення та зміна тиску пари над розчином, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів, дифузія і осмос.

Колігативні властивості розчинів молекулярних речовин, якими є розведені розчини неелектролітів, пов'язані з числом частинок розчиненої речовини в даній кількості розчинника, тобто з її мольною часткою.

Закони Рауля

Зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином

Відомо, що над поверхнею будь якої речовини відбувається випаровування. Тиск пари над поверхнею залежить від температури – при її збільшенні тиск зростає. Якщо розчин помістити у закриту посудину, то через деякий час встановиться рівновага між швидкістю переходу молекул розчинника у пару та зворотнім цьому процесу конденсації пари. Встановлено, що при розчиненні будь-якої нелеткої речовини у певному розчиннику тиск насиченої пари над розчином буде меншим, ніж тиск насиченої пари над чистим розчинником при сталій температурі. Цей факт

обумовлений такими властивостями: 1) зменшенням ефективної поверхні випаровування розчину у порівнянні з чистим розчинником, оскільки частину поверхні розчину зайнято нелеткими молекулами розчиненої речовини; 2) взаємодією між молекулами розчиненої речовини і розчинника з утворенням гідратів (розчинник–вода) або сольватів (неводний розчинник), стійкіших, ніж з'єднання молекул розчинника між собою. Якщо позначити тиск пари розчинника P_0 , а тиск розчину – P , то різниця $P - P_0 = \Delta P$ показує величину зниження тиску пари. Відношення цієї різниці до тиску пари розчинника дає так зване відносне зниження тиску пари розчинника:

$$\frac{P_1 - P_0}{P}$$

Залежність зниження тиску пари розчинників над розчинами від їх концентрації визначається *першим законом Рауля*:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

Математичний вираз цього закону:

$$\frac{P_1 - P_0}{P} = \chi(x), \text{ де}$$

$\chi(x)$ – мольна частка речовини у розчині.

$$\chi(\text{речовини}) = \frac{\nu(\text{речовини})}{\nu(\text{речовини}) + \nu(\text{розчинника})} = \frac{\nu(\text{речовини})}{\nu(\text{розчину})} \cdot 100\%$$

Виходячи з наведеного рівняння, можна обчислити тиск пари розчину, або абсолютне зниження тиску пари ΔP .

Температури замерзання та кипіння розчинів

Температура замерзання – це така температура, при якій тиск пари над рідкою та твердою фазами зрівнюється. Тому, коли починається утворення перших кристалів, то температура залишається постійною до повного замерзання розчину.

Температура кипіння – температура при якій тиск насиченої пари над розчином дорівнює атмосферному тиску.

Всі чисті речовини характеризуються певними температурами замерзання і кипіння. Чиста вода при атмосферному тиску замерзає при 0°C і кипить при 100°C і т. д. Ці температури залишаються незмінними до того часу, поки вся рідина не замерзне або не перетвориться у пару.

Інша справа з розчинами. Наявність розчиненої речовини підвищує температуру кипіння і знижує температуру замерзання розчину тим сильніше, чим більш концентрований розчин. Якщо розчинити у воді будь-яку речовину (цукор, гліцерин), то температура замерзання розчину буде нижча 0°C , а температура кипіння – вища 100°C (рис. 1.2).

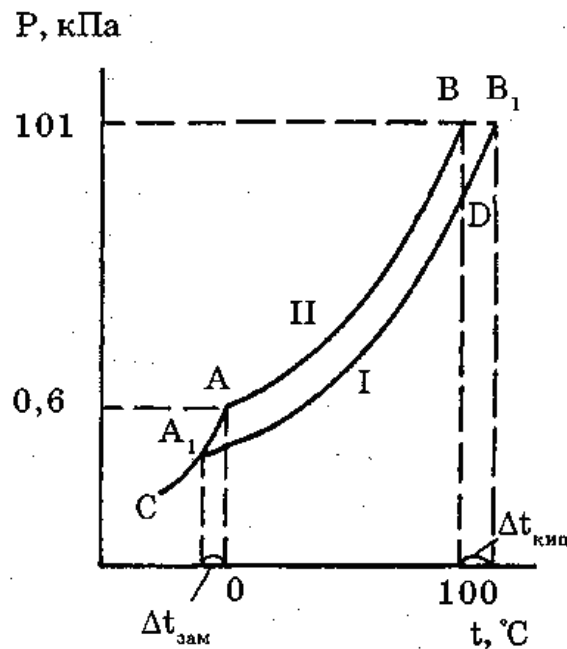


Рис. 1.2. Діаграма залежності тиску пари над розчином (I) і над водою (II) від температури

Така залежність є прямим наслідком зниження тиску пари над розчинником. Вода під тиском 101,3 кПа кипить при 100°C тому, що при цій температурі тиск водяної пари дорівнює 101,3 кПа, таку саму величину має атмосферний тиск.

Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, то тиск пари води знизиться. Для того, щоб довести тиск пари води над одержаним розчином до 101,3 кПа, потрібно нагріти розчин вище 100°C . Таким чином, зміна

температури кипіння розчину залежить від концентрації розчиненої речовини, із зростанням якої знижується тиск пари і підвищується температура кипіння розчину. Аналогічно пояснюється зниження температури замерзання розчинів.

Різниця між температурами кипіння розчину і чистого розчинника називається підвищенням температури кипіння розчину. Різниця між температурами замерзання чистого розчинника і розчину називається зниженням температури замерзання розчину:

Залежність підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчину подано на діаграмі (рис. 1.2.). Точка А діаграми відповідає тиску пари води і льоду при 0°C , крива АВ – зміні тиску пари води в інтервалі від 0 до 100°C , відрізок АС – зміні тиску пари льоду при зниженні температури нижче нуля, а крива A_1B_1 – зміні тиску пари розчину від температури замерзання до температури кипіння. При кожній температурі тиск пари розчину менший тиску пари розчинника, тому всі точки кривої A_1B_1 розміщені нижче відповідних точок АВ. З діаграми видно, що тиск пари розчину при 100°C залишається меншим за атмосферний (точка Б), тому розчин не кипить, тиск досягає атмосферного лише в точці B_1 (тобто при температурі $100 + \Delta t_{\text{зам}}^{\circ}\text{C}$). З діаграми виходить також, що для виділення кристалів льоду з розчину його потрібно охолодити нижче 0°C до $\Delta t_{\text{зам}}^{\circ}\text{C}$. Таким чином, межі рідкого стану розчину розширені, порівняно з розчинником, на число градусів, що дорівнює сумі підвищення температури кипіння розчину і зниження температури його замерзання.

Ці закономірності визначаються *другим законом Рауля: Для розведених розчинів підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання пропорційні моляльній концентрації розчинів:*

$$\Delta t_k = K_E \cdot C_m = K_E \frac{m(\text{речовини}) \cdot 1000}{M(\text{речовини}) \cdot m(\text{розчинника})}$$

$$\Delta t_z = K_K \cdot C_m = K_K \frac{m(\text{речовини}) \cdot 1000}{M(\text{речовини}) \cdot m(\text{розчинника})}$$

Зниження температури замерзання розчину, де у 1000 г розчинника знаходиться 1 моль розчиненої речовини (молярне зниження) є величина стала для даного розчинника і називається кріоскопічною сталою розчинника (K_R).

Молярне підвищення температур кипіння, тобто підвищення, яке спостерігається при розчиненні 1 моля речовини у 1000 г розчинника, називається ебуліоскопічною константою розчинника (K_E).

Наприклад, розчин, що містить у 1000 г води 34,2 г цукру (0,1 моль) замерзає при $-0,186^\circ\text{C}$, а якщо у 1000 г води буде розчинено 342 г (1 моль), то температура замерзання такого розчину буде $-1,86^\circ\text{C}$.

В таблиці 1.2 наведено кріоскопічні та ебуліоскопічні константи деяких розчинників.

Таблиця 1.2 – Характеристики процесів кипіння і замерзання деяких розчинів

Розчинник	$t_{\text{кип.}}^\circ\text{C}$	K_E , град/моль	$t_{\text{зам.}}^\circ\text{C}$	K_R , град/моль
Вода	100	0,52	0	1,86
Бензен	80,1	2,53	5,5	5,12
Оцтова кислота	118,1	2,93	17,0	3,9
Нітробензен	210,8	5,27	5,8	6,9
Ацетон	56,0	1,71	-	-
Етиловий спирт	78,3	1,22	-	-

Третій закон Рауля: Розчини, що містять однакові кількості розчинених речовин в однакових кількостях розчинника, мають однакове зниження температур замерзання і однакове підвищення температур кипіння.

Наприклад, при розчиненні у 1000 г води 0,1 моль цукру (34,2 г), або глюкози (18 г), або пероксиду водню (3,4 г) температура замерзання всіх цих розчинів буде складати $-0,186^\circ\text{C}$.

На законах Рауля засновано визначення молярних мас деяких речовин.

Явище зниження температури замерзання розчинів використовується для приготування так званих антифризів – розчинів, що замерзають лише при нижчих температурах, ніж температура замерзання води. Їх застосовують в

установках, що працюють при низьких температурах, а також для охолодження двигунів. Як антифризи використовують водні розчини етиленгліколю, гліцерину, спиртів та інших органічних сполук.

Дифузія і осмос

У дуже розведених розчинах неелектролітів молекули розчиненої речовини практично не взаємодіють між собою, оскільки середня відстань між ними велика у порівнянні з їх власними розмірами. Поведінка цих молекул в розчині аналогічна поведінці ідеального газу. Аналогія з газом виявляється, наприклад, у здатності розчиненої речовини рівномірно розподілятися в об'ємі розчину. Процес самочинного вирівнювання концентрації розчину внаслідок теплового руху молекул розчиненої речовини і розчинника називається *дифузією*.

Одностороння дифузія (осмос). Це особливе явище в системі, яка складається з двох розчинів з різною концентрацією розділених напівпроникною перетинкою (мембраною або діафрагмою), через яку проходять молекули розчинника і не проходять молекули розчиненої речовини завдяки різницям у розмірах. У такому випадку дифузія буде односторонньою. Тобто молекули розчинника будуть рухатись з розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

Процес односторонньої дифузії молекул розчинника через напівпроникну перетинку називається осмосом, а тиск, що є причиною осмосу, називається осмотичним тиском.

Спостереження осмосу і вимірювання осмотичного тиску здійснюється за допомогою спеціального приладу – осмометра (рис.1.3). Найпростіший осмометр складається із скляної трубки, розширений кінець якої щільно закритий напівпроникною мембраною. За скляною трубкою закріплюється калібрований в одиницях тиску екран. У трубку заливають досліджуваний розчин (наприклад, розчин цукру у воді) таким чином, щоб була заповнена розширена частина. Трубку занурюють у посудину з розчинником (у даному випадку вода) на таку глибину, щоб рівні рідин в обох посудинах співпали.

Через деякий час рівень рідини в трубці підніметься і досягне певної висоти. (виникне гідростатичний тиск). Між гідростатичним тиском і осмотичним тиском розчину існує прямо пропорційна залежність.

Голландський хімік Вант-Гофф встановив закон осмотичного тиску: “Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала в газоподібному стані і займала об’єм, що дорівнює об’єму розчину”. Математично закон Вант-Гоффа записується так:

$$\pi = CRT, \text{ де}$$

π – осмотичний тиск, Па;

C – молярна концентрація розчину, моль/дм³;

R – універсальна газова стала, Дж/моль·К;

T – абсолютна температура за Кельвіном.

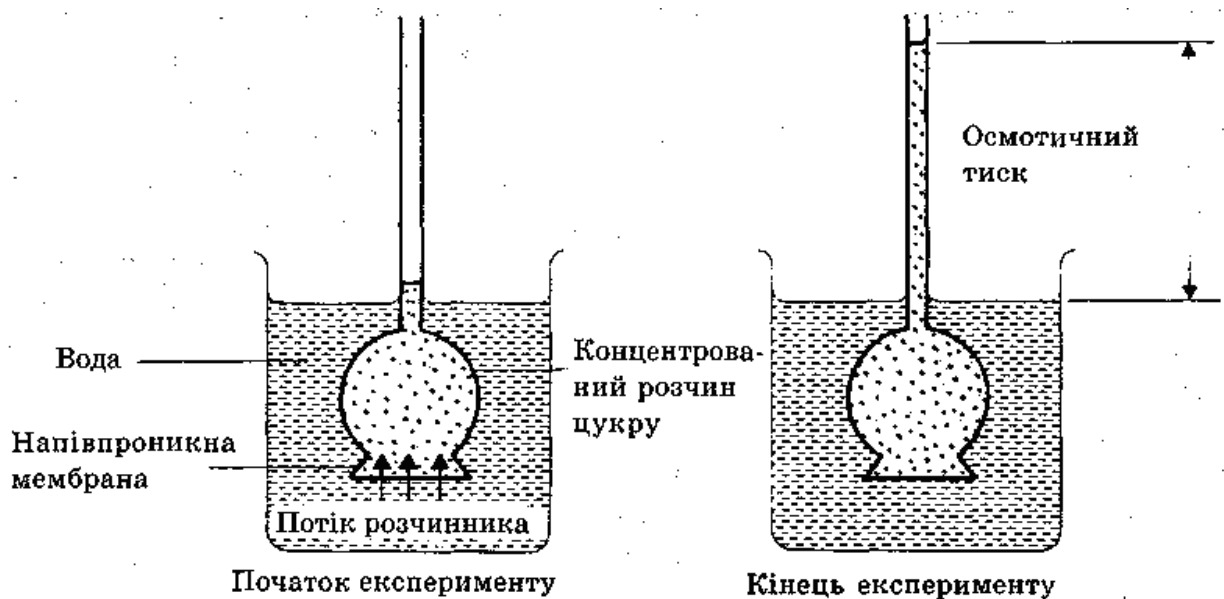


Рис.1.3. Схема дії осмометру

За допомогою цього рівняння можна обчислювати осмотичний тиск розчинів неелектролітів, знаходити молярні маси розчинених речовин. Але слід враховувати, що закон Вант-Гоффа може бути застосований лише для розведених розчинів.

Осмотичні ефекти мають велике значення в природі, життєдіяльності живих організмів. Всі біологічні тканини складаються з клітин, оболонки яких напівпроникні. Через них легко проходять молекули води, а молекули інших речовин – вибірково. Завдяки цьому у клітинах створюється осмотичний тиск, який надає пружності тканинам органів. Якщо клітину помістити в розчин, в якому концентрація розчинених речовин буде вища, ніж у клітині (гіпертонічний розчин), почнеться перехід води з клітини в розчин, і вона почне зморщуватися. Таке явище має назву плазмоліз у рослин.

При вміщенні клітини у розчин з нижчою концентрацією розчинених речовин (гіпотонічний розчин) спостерігається перехід води в клітину, збільшується її об'єм. Цей процес одержав назву гемоліз.

Осмотичний тиск крові, лімфи, інших тканин людини і тварин дорівнює осмотичному тиску розчину натрій хлориду з масовою часткою 0,9%. Такі розчини називаються ізотонічними розчину натрій хлориду з масовою часткою 0,9%. Він не викликає будь-яких змін у клітинах і називається "фізіологічним розчином". У техніці зворотній осмос (рух молекул води з концентрованого розчину у розведений під дією підвищеного зовнішнього тиску) використовують для очищення стічних вод, опріснення морської води тощо.

Властивості розведених розчинів електролітів

Колігативні властивості розчинів електролітів не підлягають законам Рауля та Вант-Гоффа, оскільки при дисоціації концентрація частинок розчиненої речовини зростає, наприклад, $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ – з однієї частинки утворюється три частинки. Вант-Гофф запропонував ввести поправковий множник i – *ізотонічний коефіцієнт*:

$$i = \frac{\text{число всіх частинок у розчині (йонів та молекул)}}{\text{число вихідних молекул}}$$

Для проведення розрахунків для розчинів електролітів формули законів Рауля та Вант-Гоффа треба доповнити даними таблиці 1.3.

Таблиця 1.3 – Співвідношення формул законів Рауля та Вант-Гоффа

Для неелектроліта	Для електроліта
$\Delta t_3 = km_c(x)$	$\Delta t_3 = ikm_c(x)$
$\Delta t_k = \varepsilon m_c(x)$	$\Delta t_k = i\varepsilon m_c(x)$
$\pi = cRT$	$\pi = icRT$

Для пояснення поведінки речовин у розчинах електролітів була запропонована *теорія електролітичної дисоціації*:

1. Розчинення електроліту супроводжується його розпадом на йони, які поділяють на катіони і аніони. *Катіони* – позитивно заряджені йони. Аніони – негативно заряджені йони.

2. Дисоціація – процес оборотний, одночасно з утворенням йонів відбувається асоціація (моляризація).

3. Йони утворюють з водою нестійкі сполуки, які називаються гідрати, а з неводними розчинниками – сольватами. Причому процеси дисоціації та гідратації (сольватації) відбуваються одночасно.

Розпад речовин на йони може відбуватись під впливом молекул розчинника – це електролітична дисоціація, під впливом температури – це термічна дисоціація та під впливом різних видів випромінювання – фотолітична дисоціація.

Електролітична дисоціація – це розпад молекул електролітів на йони під впливом полярних молекул розчинника.

Розрізняють два процеси, які протікають при розчиненні електролітів у воді – дисоціацію та іонізацію.

Процес дисоціації відбувається лише по місцю розташування йонного зв'язку при наявності йонної кристалічної решітки. Йонізація молекул проходить за місцем розташування сильнополярного ковалентного зв'язку (H-ONO₂). Це пояснюється тим, що лише поряд з такими зв'язками існують заряди на атомах здатні зруйнувати структуру води та зорієнтувати її диполі навколо зарядів. Біля кожного зв'язку орієнтується декілька диполів води.

Процес електролітичної дисоціації можна розбити на такі етапи:

1. Орієнтація диполів води відносно позитивно та негативно заряджених йонів відповідним полюсом.

2. Утворення зв'язків між йоном та молекулами води (йон-дипольна взаємодія) – це екзотермічний процес, тому що утворюються нові зв'язки між частинками, а саме – частково гідратований йон.

3. Відрив йонів від кристалічної ґратки – (ендотермічний процес) та утворення повністю гідратованого йона, оточеного диполями води.

4. Дифузія гідратованого йона у розчин.

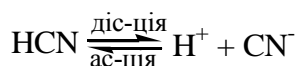
Йонізація має схожий механізм, але додається ще один важливий етап: після орієнтації молекул води відносно позитивних та негативних полюсів молекул речовини, що розчиняється, відповідним полюсом відбувається додаткова поляризація молекули за місцем розташування сильнополярного ковалентного зв'язку, розтягування зв'язку та розрив з утворенням йонів.

Кількість позитивних та негативних йонів у розчині завжди рівна, тобто всі розчини електронейтральні. За здатністю до дисоціації електроліти поділяються на *сильні* та *слабкі*. Сильні електроліти у розчинах дисоціюють повністю, навіть у розчинах з великою концентрацією вони існують у вигляді йонів. Сильні електроліти: водні розчини лугів; розчини хлорної, сульфатної, нітратної, йодидної, бромидної, хлоридної кислот; солі. Сильні електроліти навіть при великих концентраціях надають розчину значну електропровідність.

Незалежно від кількості йонів, з яких складається молекула сильного електроліту (солі або основи), дисоціація відбувається в одну стадію:



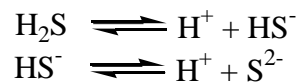
Розпад на йони молекул слабких електролітів – оборотний процес. Прямий процес – дисоціація (йонізація), оборотний – утворення молекул з йонів (асоціація). У розчинах слабких електролітів встановлюється рівновага між процесами йонізації та асоціації йонів у молекули:



Це означає, що швидкість процесу дисоціації дорівнює швидкості процесу асоціації. Тобто у той час, як наприклад 100 молекул речовини розпадеться на йони – дисоціація, утвориться з йонів інші 100 молекул – асоціація.

До слабких електролітів відносять сульфатну (IV), нітратну (III), сульфідну, ацетатну, карбонатну, ціанідну кислоти, нерозчинні основи та солі, які мають ковалентні зв'язки: $\text{Hg}(\text{CN})_2$, $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, NH_4CN , NH_4SCN та ін. Розчини слабких електролітів при високих концентраціях мають низьку електропровідність, яка при розведенні значно зростає.

Слабкі електроліти, молекули яких складаються з трьох та більше йонів, дисоціюють (йонізують) у декілька стадій (ступінчасто):



Не можна плутати розчинність речовини та її належність до сильних або слабких електролітів. Наприклад, AgCl має дуже низьку розчинність у воді. Але вся незначна кількість солі, яка знаходиться у розчині, існує у вигляді йонів Ag^+ та Cl^- , тому аргентум хлорид відносять до сильних електролітів.

Так як процес йонізації зворотній, у розчинах слабких електролітів завжди присутні як йони, так і молекули. Тому для нього можна записати константу рівноваги за законом діючих мас. Вона називається константою дисоціації:



$$K_{\text{дис.}} = \frac{C_p(\text{Kat}^+) \cdot C_p(\text{An}^-)}{C_p(\text{KatAn})}, \text{ де}$$

$K_{\text{дис.}}$ – константа дисоціації;

$C_p(\text{Kat}^+)$, $C_p(\text{An}^-)$, $C_p(\text{KatAn})$ – відповідні рівноважні молярні концентрації катіонів, аніонів, речовин.

Тобто $K_{\text{дис.}}$ дорівнює відношенню добутку молярних рівноважних концентрацій йонів до молярної рівноважної концентрації недисоційованих молекул.

Константа дисоціації характеризує здатність електроліту дисоціювати на йони. Чим більше константа дисоціації, тим краще електроліт розпадається на йони. Кожна стадія характеризується своєю константою дисоціації (йонізації). Константа дисоціації існує лише для слабких електролітів. Константу дисоціації речовин можна знайти у довідниках.

Поряд з константою дисоціації стан слабого електроліту у розчині характеризує ступінь дисоціації – α . Вона кількісно характеризує цей процес, і може бути виражена у відсотках та частках від 1:

$$\alpha = \frac{N(\text{дисоційованих молекул})}{N(\text{загальна кількість молекул})}$$

Розведення розчину зменшує вірогідність зустрічі йонів, тому ступінь дисоціації слабких електролітів збільшується, збільшується кількість заряджених частинок, які здатні переносити електричний струм.

Закон розведення Оствальда

Так як дисоціація слабких електролітів – оборотний процес, то для нього існує рівновага між йонами та молекулами і у рівняння для константи рівноваги можна ввести ступінь дисоціації:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C_p(\text{Kat}^+) \cdot C_p(\text{An}^-)}{C_p(\text{KatAn})}$$

Якщо ступінь дисоціації α , то концентрація йонів дорівнює:

$$C_p(\text{Kat}^+) = C_p(\text{An}^-) = \alpha C, \text{ де } C - \text{вихідна концентрація речовини,}$$

а концентрація молекул, що непродукують дисоціювали:

$$C_p(\text{KatAn}) = C \cdot (1 - \alpha),$$

тоді константа рівноваги

$$K_{\text{дис.}} = \frac{(\alpha C) \cdot (\alpha C)}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

Це формула закону розведення Оствальда. Вона пов'язує між собою константу рівноваги, ступінь дисоціації та молярну концентрацію.

Коли значення α малі можна вважати $1-\alpha \approx 1$, то вираз закону розведення спрощується:

$$K_{\text{дис.}} = C\alpha^2,$$

звідки

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}}$$

і тоді

$$C_p(\text{Kat}^+) = C_p(\text{An}^-) = \frac{K_{\text{дис.}}}{\alpha^2}$$

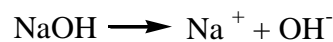
З закону розведення виходить, що із зростанням концентрації розчину знижується ступінь дисоціації розчиненого електроліту, але концентрація йонів у розчині збільшується.

Визначення основних класів неорганічних сполук з точки зору теорії електролітичної дисоціації

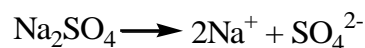
Кислоти – це електроліти, які при дисоціації утворюють катіони лише одного виду – Гідрогену, та аніони кислотного залишку. Сила кислот залежить від кількості йонів Гідрогену, які вони утворюють при дисоціації:



Основи – це електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металу, та аніони лише одного виду – гідроксид-іони:



Солі – це електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металу та аніони кислотного залишку:

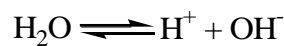


Електролітична дисоціація – це важливий розділ загальної хімії. З дією процесів дисоціації ми зустрічаємось у природі та у промисловості. Наприклад, одним з правил протипожежної безпеки є таке – не можна гасити електричні мережі водою, якщо не вимкнутий струм, тому, що питна та

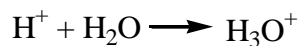
природна вода має досить високу електропровідність за рахунок дисоційованих у ній солей. У нашому організмі більшість процесів протікає за рахунок руху йонів, наприклад, передача нервових імпульсів. У медицині використовують електролітичну дисоціацію у процесах електрофорезу. Світовий океан – це продукт дисоціації речовин земної кори під впливом води. *pH* середовища, яке обумовлює напрямок багатьох хімічних процесів, є наслідком дисоціації молекул води.

Дисоціація води. pH.

Навіть ретельно очищена від домішок вода зберігає незначну електропровідність. Це зумовлено дисоціацією води на йони:



Велике значення має утворення зв'язків між молекулами води та йонами розчиненої речовини. Особливо міцно взаємодіють молекули води з йонами Гідрогену:



Потім йон гідроксонію гідратується трьома молекулами води.

Рівновага дисоціації води встановлюється практично миттєво. При 22° С у дистильованій воді рівноважні концентрації такі:

$$C(\text{H}^+) = C(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ моль} / \text{дм}^3$$

Це означає, що вода дуже слабкий електроліт – лише одна з 10 мільйонів молекул води дисоційована.

При розчиненні у воді речовин, що утворюють йони Гідрогену, або гідроксид-йони, концентрація молекул води має зменшуватися, але вона лишається майже сталою, бо ступінь дисоціації води дуже малий.

Тому спрощено константа дисоціації води (йоний добуток) має вигляд:

$$K_{\text{дис.}}(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH}^-)$$

Коли ми підставимо подані вище концентрації йонів H^+ та OH^- знаходимо:

$$K_{\text{дис.}}(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

Саме йони утворені при дисоціації молекул води визначають характер середовища: кисле, лужне, нейтральне.

Реакція середовища у водних розчинах визначається такими даними:

$C(H^+) > C(OH^-)$ – кисле середовище;

$C(H^+) = C(OH^-)$ – нейтральне середовище;

$C(H^+) < C(OH^-)$ – лужне середовище.

Розчинення у воді кислот збільшує концентрацію йонів H^+ і зменшує концентрацію йонів OH^- тому, що $K_{дис.}(H_2O) = const$. При розчиненні основ навпаки збільшується концентрація йонів OH^- і зменшує концентрацію йонів H^+ . В усіх розчинах добуток $C(H^+) \cdot C(OH^-)$ залишається сталим. Наприклад, у розчині хлоридної кислоти з концентрацією $0,1$ моль/дм³ $C(H^+) = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/дм³, а $C(OH^-) = 1 \cdot 10^{-13}$ моль/дм³, в розчині натрій гідроксиду з концентрацією $0,1$ моль/дм³ $C(H^+) = 1 \cdot 10^{-13}$ моль/дм³, а $C(OH^-) = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/дм³.

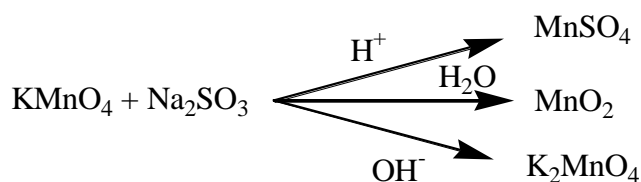
Так як концентрації йонів це дуже малі цифри, то для зручності, для характеристики середовища розчинів замість справжньої концентрації йонів Гідрогену користуються її від'ємним десятичним логарифмом – водневим показником – pH :

$$pH = -\lg C(H^+).$$

У нейтральних розчинах $pH = 7$, у кислих розчинах $pH < 7$, а в лужних $pH > 7$.

Аналогічно розраховують pOH , величину, яка протилежна pH і залежить від концентрації гідроксид-іонів.

pH використовують не тільки для хімічних розрахунків, тому що це дуже важлива характеристика розчину. Так, в залежності від значення pH змінюється напрямок хімічних реакцій. Наприклад, при реакції калій перманганату з натрій сульфатом (IV), в залежності від pH середовища можуть утворюватись такі продукти:



У аналітичній хімії застосовують визначення pH у кількісному аналізі, цей метод так і називається pH -метрія. У медицині за допомогою визначення pH крові, шлункового соку, сечі діагностують багато захворювань. У сільському господарстві вимірюють pH середовища, для того щоб вносити ті чи інші добрива: у лужні ґрунти вносять подвійний суперфосфат, у кислі – кісткову муку. pH дуже важливий показник для косметології, одна з важливих характеристик кремів та шампунів – це pH .

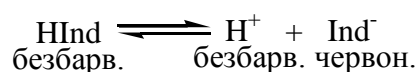
Таким чином можна сказати, що хоча дисоціація води дуже слабка, вона має велике значення у природі та у діяльності людини.

pH середовища точно вимірюють за допомогою pH -метрів, а швидко та лише характер – за допомогою індикаторів.

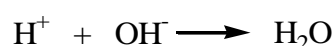
Індикатори – це слабкі електроліти органічного походження, у яких йони та молекули мають різне забарвлення.

Наприклад, фенолфталеїн у лужному середовищі має червоно-малиновий колір, а у нейтральному та кислому – безбарвний.

Це слабка кислота. Позначимо органічну частину молекули Ind, тоді механізм його дії:



У кислому середовищі (при надлишку H^+) рівновага зміщується вліво – розчин безбарвний. У лужному середовищі (надлишоу OH^-) йони H^+ зв'язуються з йонами OH^- :



Цей процес зміщує рівновагу вправо – розчин червоний.

Індикаторів багато у природі. Наприклад, сік вишні, шовковиці темно червоний у нейтральному середовищі та синій у присутності мила (лужне середовище); від характеру середовища ґрунтів залежить колір деяких квітів.

1.7. Основи кінетики та енергетики хімічних процесів

Швидкість хімічних реакцій

Хімічні реакції проходять з різними швидкостями. Швидкість реакції вимірюється зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу (моль/дм³). Швидкість реакцій залежить від багатьох факторів: природи реагуючих речовин, концентрації, температури, поверхні розділу фаз, каталізаторів.

Швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції (закон діючих мас):



$$v = k \cdot C^m(A) \cdot C^n(B), \text{ де}$$

k – константа швидкості реакції.

Константа швидкості реакції твердих речовин не залежить від концентрації реагуючих речовин, але залежить від природи речовин, температури та площі поверхні реагуючих речовин.

Фізичний зміст константи швидкості – вона дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин рівних одиниці.

Вплив температури на швидкість реакції

З підвищенням температури збільшується доля активних молекул в системі, тобто збільшується кількість зіткнень активних молекул з утворенням молекул продуктів реакції.

Підвищення температури на кожні десять градусів супроводжується підвищенням швидкості у 2-4 рази (це γ – коефіцієнт Вант-Гоффа).

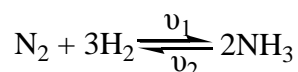
Вплив каталізаторів на швидкість реакції

Існує ряд речовин, які можуть впливати на швидкість реакції, не входячи при цьому до складу її продуктів. Це каталізатори, а їх дія на швидкість має назву каталіз. Каталіз може бути прискорюючим або уповільнюючим. Уповільнюючі каталізатори ще називають інгібіторами. Для промисловості важливо мати як прискорюючі каталізатори, так і інгібітори.

Дія каталізаторів пояснюється їх впливом на енергію активації (E_a). E_a – це той запас енергії, який повинна мати частинка (молекула, атом, йон), щоб відбулася реакція.

Хімічна рівновага

Всі хімічні реакції можна поділити на оборотні та необоротні. Необоротні реакції відбуваються в одному напрямку, тобто від вихідних речовин до продуктів реакції. Оборотні проходять з достатньо великою швидкістю в прямому та зворотному напрямку. Більшість реакцій є оборотними, абсолютно необоротних реакцій не існує. Прикладом оборотної реакції є синтез амоніаку:



У випадку оборотного процесу швидкість прямої реакції за законом діючих мас можна виразити рівнянням:

$$v_1 = k_1 \cdot C(\text{N}_2) \cdot C^3(\text{H}_2)$$

Швидкість зворотної реакції виражається рівнянням:

$$v_2 = k_2 \cdot C^2(\text{NH}_3)$$

При встановленні хімічної рівноваги швидкості прямої та зворотної реакцій однакові:

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot C(\text{N}_2) \cdot C^3(\text{H}_2) = k_2 \cdot C^2(\text{NH}_3)$$

звідси:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C^2(\text{NH}_3)}{C(\text{N}_2) \cdot C^3(\text{H}_2)}$$

Замінюючи співвідношення $\frac{k_1}{k_2}$ сталою K , отримуємо:

$$K = \frac{C^2(\text{NH}_3)}{C(\text{N}_2) \cdot C^3(\text{H}_2)}$$

Рівновага встановлюється за умови, коли відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює деякій сталій величині – константі рівноваги. Константа рівноваги

визначається природою реагуючих речовин, її величина не залежить від концентрації, але залежить від температури. При підвищенні температури константа рівноваги зростає, якщо швидкість прямої реакції збільшується швидше, ніж зворотної.

Значення константи рівноваги використовують технологи при проведенні промислових процесів. Якщо значення константи рівноваги за певних умов значно більше за одиницю, такі параметри сприяють одержанню цільового продукту.

Зміщення хімічної рівноваги відбувається відповідно правилу (принципу) Ле Шател'є: *якщо на систему, що знаходиться у стані рівноваги, відбувається будь-яка зовнішня дія (змінюється концентрація, температура, тиск), то ця дія сприяє протіканню тієї реакції, яка зменшує вплив на систему.*

Рівноважні процеси широко застосовуються в хімічній промисловості для регулювання швидкості процесів. Наприклад, в процесі одержання гідроген хлориду використовують підвищення концентрації водню для прискорення процесу, а також для більш повного використання хлору.

Основи енергетики хімічних процесів

Енергія – це абстрактне поняття для визначення здатності системи до виконання роботи або переносу теплоти.

Ще одне визначення *енергії* – це загальна міра різних форм руху матерії. Енергія може передаватись від однієї системи до іншої у формі теплоти або роботи.

Теплота та робота – це форми передачі енергії, у цьому їх спільність. Але вони мають свої особливі властивості.

Теплота – це передача енергії від однієї системи до іншої шляхом теплопровідності або випромінювання за рахунок зміни швидкості хаотичного руху мікрочастинок системи.

Робота – це направлене переміщення сукупності мікрочастинок (а це вже макрочастинка) під дією зовнішньої сили.

Для хімії важливим є поняття хімічна енергія. Прийнято вважати хімічною енергією енергію хімічних зв'язків. Також відомо, що носієм хімічної енергії є електрон. При утворенні хімічного зв'язку відбувається відрив, або відтягування електрона від одного атома та приєднання електрона до іншого атома.

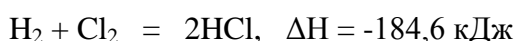
Хімічна енергія – це енергія, яка випромінюється (E_1) при приєднанні електрона до позитивно зарядженого йону чи атома ($\text{Cl}^0 + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$), або поглинається (E_2) при відриві електрона від атома. Характерно, що електрон рухається при цьому у полі ядра атома, якому належить електрон, або переходить під вплив ядра другого атома, до якого він переходить при окисно-відновних процесах. Тобто хімічну енергію можна назвати енергією внутрішньомолекулярної взаємодії атомів. Або енергія хімічного зв'язку – це різниця між E_1 та E_2 .

Перебіг хімічних реакцій супроводжується енергетичними ефектами. За характером енергетичних ефектів хімічні реакції поділяються на *екзотермічні* (проходять з виділенням енергії) та *ендотермічні* (проходять з поглинанням енергії). При утворенні будь-якого зв'язку енергія випромінюється, а енергетичний ефект реакції може бути як екзо- так і ендотермічним. Це пояснюється тим, що при перебігу реакції відбувається не лише утворення нових зв'язків (E_1), але і руйнування існуючих у вихідних речовинах (E_2).

Мірою енергії, яка накопичується речовиною при її утворенні є *ентальпія H* . У залежності від співвідношення ентальпії кінцевих продуктів реакції ($H_{\text{кін.}}$) та ентальпії вихідних реагуючих речовин ($H_{\text{вих.}}$):

$$\Delta H_{\text{реакції}} = \sum \Delta H_{\text{прод.}}^{\text{утв.}} - \sum \Delta H_{\text{вихід.}}^{\text{утв.}}$$

розрізняють екзо- та ендотермічні процеси. Якщо енергія, яка витрачена на розрив зв'язків у вихідних речовинах, менша за енергію, яка випромінюється при утворенні зв'язків у продуктах реакції, – процес екзотермічний ($\Delta H < 0$) і спостерігається підвищення температури:



У випадку ендотермічного процесу ($\Delta H > 0$) температура системи знижується або реакція відбувається при високих температурах – це означає, що на розрив зв'язків у вихідних речовинах витрачено частину кінетичної енергії молекул навколишнього середовища. Наприклад:



Ця реакція відбувається при $t=3500$ °С (температура вольтової дуги).

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час реакції, називається *тепловим ефектом реакції* (ΔH). Хімічні рівняння, в яких наводяться теплові ефекти реакцій, називаються *термохімічними*.

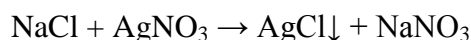
Розділ термодинаміки, який висвітлює енергетичні ефекти певних процесів, називається *термохімією* і базується на законі Гесса.

1.8. Окисно-відновні реакції

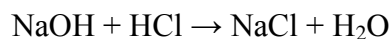
Всі хімічні реакції можна поділити на дві групи:

1. Реакції обміну – протікають без зміни ступеня окиснення.

Найчастіше такі реакції протікають у розчинах:



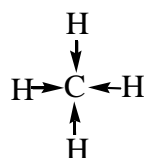
До цієї ж групи відносяться реакції нейтралізації, які відбуваються між основами та кислотами з утворенням солі та води:



2. Реакції, які протікають зі зміною ступенів окиснення атомів – *окисно-відновні процеси (редокс процеси)*.

Ступінь окиснення відповідає формальному заряду, який набув би атом, якби всі його електронні пари зв'язків змістилися у бік більш електронегативних атомів.

Ступінь окиснення атома або групи атомів чисельно дорівнює кількості зміщених електронів. Ступінь окиснення хімічного елемента з більшою електронегативністю позначають цифрою зі знаком мінус, а з меншою – цифрою зі знаком плюс. Наприклад, в молекулі метану атом Карбону, як



більш електронегативний, зміщує на себе чотири електрони атомів Гідрогену і набуває ступінь окиснення -4. Відповідно, кожний атом Гідрогену набуває ступінь окиснення +1.

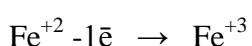
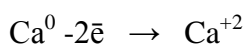
Розрахунок ступенів окиснення проводять, використовуючи атом зі сталим (постійним) значенням цієї величини. До таких відносяться: всі лужні метали (+1); всі елементи другої групи (і головної, і побічної підгруп – +2); Алюміній (+3); всі галогени мають стале значення від'ємного ступеня окисненн (-1), а позитивний ступень окиснення може мати різне значення; Гідроген у сполуках (крім пероксидів) (+1); Оксиген у більшості сполук (-2).

Ступінь окиснення позначають над хімічним символом елемента (не плутати з зарядом йона). При цьому позитивний ступінь окиснення показує кількість електронів, які зміщені від атома у процесі утворення молекули. Атом, до якого зміщені електрони, має негативний ступінь окиснення.

Наприклад: KMnO_4 – сталі ступені окиснення $\text{K}^{+1}\text{MnO}_4^{-2}$ – розрахунок: щоб молекула була електронейтральною ступінь окиснення Мангану повинен бути +7 ($-8 + 1 = -7$). Тобто атоми Оксигену відтягують від атома Мангану 7 е.

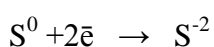
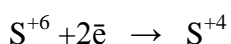
Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів у сполуці дорівнює нулю.

Окиснення – процес відання електронів відновником, при цьому атом-окисник відновлюється (тобто добуває свою електронну оболонку за рахунок руйнування електронної оболонки атома партнера-відновника):



При окисненні атома зростає його ступінь окиснення.

Відновлення – процес приєднання електронів до атома-окисника від атома-відновника:



При відновленні атома його ступінь окиснення зменшується.

Процеси окиснення та відновлення завжди взаємопов'язані, тобто окиснення одних атомів призводить до відновлення інших.

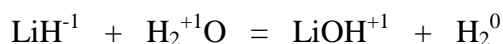
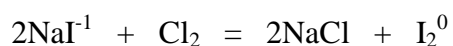
Окисники – це прості чи складні речовини, які містять атоми елементів, що мають властивість приєднувати електрони, завдяки своїй великій електронегативності. Це можуть бути прості речовини (F_2 , O_3 , O_2 , Cl_2 , Br_2 та ін.) та складні речовини, які містять атоми у вищих ступенях окиснення ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, PbO_2 , $KBrO_3$, H_2SO_4 (конц.), HNO_3 .)

З хімічних окисників найбільш сильним є фтор – при взаємодії з усіма елементами він забирає електрони, відновлюючись до йона F^- .

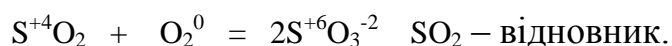
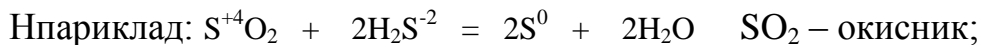
Відновники – це прості чи складні речовини, які містять атоми елементів, що мають властивість віддавати електрони. Найчастіше – це метали. Найбільш активними є лужні та лужноземельні метали. Активність металів характеризується їх потенціалом іонізації.

Потенціал іонізації – енергія, яка необхідна для відриву електрона від атома. Енергії хімічних реакцій достатньо для відриву не більше трьох електронів.

До відновників відносяться також речовини, які містять атоми неметалів з негативним ступенем окиснення: H_2S , Na_2S , HI , NaI , KBr , HBr , LiH , CaH_2 .

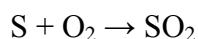


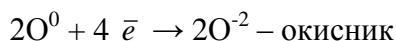
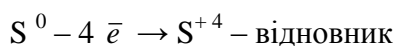
Речовини, які містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення (MnO_2 , SO_2 та ін.) можуть виступати у ролі як окисника, так і відновника в залежності від того з якою речовиною реагують.



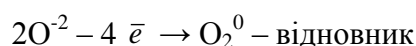
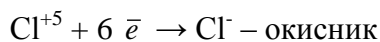
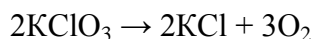
Класифікація окисно-відновних реакцій:

1. Реакції міжатомної та міжмолекулярної взаємодії, в яких окисник і відновник знаходяться у складі різних речовин:

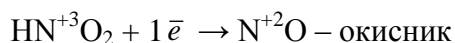
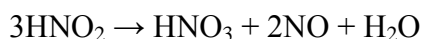




2. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення – окисник і відновник входять до складу однієї речовини тобто відбувається перехід електронів всередині однієї молекули:



3. Реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання). В цих реакціях приймають участь молекули з атомами у проміжних ступенях окиснення. Один з них відновлюється, а інші окиснюються у процесі реакції:



Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

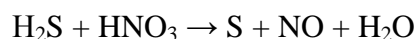
Метод електронного балансу

При складанні рівняння окисно-відновної реакції доцільно виділити окремі етапи:

1. Запис схеми хімічної реакції.

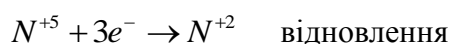
При записі схеми окисно-відновної реакції прийнято на першому місці записувати відновник, на другому – окисник, а потім молекули середовища.

Наприклад:



2. Визначення атомів елементів, що змінюють ступінь окиснення. Ступені окиснення змінюють атоми Сульфуру (від -2 до 0) та Нітрогену (від +5 до +2).

3. Складання схем окиснення та відновлення:



4. Визначення електронного балансу.

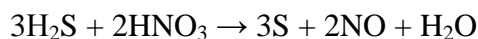
Основна вимога: кількість електронів, що віддає відновник повинна дорівнювати кількості електронів, що приєднує окисник. Тому спочатку знаходять найменше спільне кратне. У даному випадку найменше спільне кратне чисел 2 і 3 – 6.

Розділивши 6 на 2 і 3, знаходять відповідні коефіцієнти:

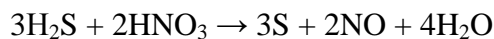
Коефіцієнти	Спільне кратне	Електронний баланс	Процес
3	6	$S^{-2} - 2e^{-} \rightarrow S^0$	окиснення
2		$N^{+5} + 3e^{-} \rightarrow N^{+2}$	відновлення

5. Складання рівняння окисно-відновної реакції.

Ставлять коефіцієнти: 3 перед формулами, що містять атоми Сульфуру H_2S^{-2} та S^0 , а коефіцієнти 2 – перед формулами, що містять атоми Нітрогену $HN^{+5}O_3$ та $N^{+2}O$:



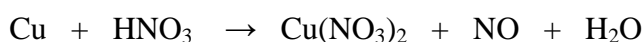
Зрівнюють кількість атомів Гідрогену шляхом добору коефіцієнту перед молекулою води:



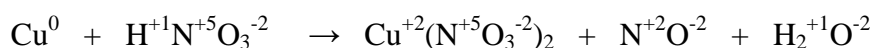
6. Правильність складання рівняння окисно-відновної реакції перевіряють за кількістю атомів Оксигену до і після реакції.

Метод полуреакцій

1. Запис схеми хімічної реакції (вихідні речовини та продукти реакції):

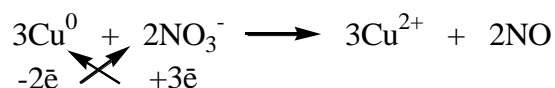


2. Розрахунок ступенів окиснення та знаходження окисника та відновника:

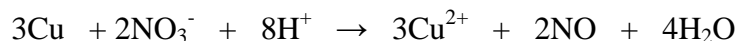


Cu – відновник; HNO_3 – окисник.

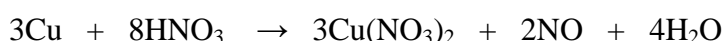
3. Запис йонів (молекул, якщо речовина неелектроліт), які приймають участь в окисно-відновному процесі, розрахунок переходу електронів – запис цих розрахунків під окисником та відновником та шляхом знаходження найменшого спільного кратного розрахунок коефіцієнтів перед окисником та відновником (до та після реакції):



4. Розрахунок кількості атомів Оксигену до та після реакції ($6 - 2 = 4$); незв'язані чотири атоми Оксигену утворюють молекули води, їх також буде 4. Для одержання йонно-електронного рівняння зліва потрібно додати 8 йонів H^+ (молекул середовища):



Розраховані коефіцієнти перенести в схему реакції:



Будь-яку окисно-відновну реакцію можна записати у вигляді йонно-електронного рівняння, враховуючи, що сума атомів та зарядів до і після реакції повинна бути однаковою.

1.9. Класи неорганічних сполук

Неорганічні сполуки поділяють на 4 класи (рис.1.4).

Оксидами називаються складні речовини, які складаються з двох елементів, одним з яких є Оксисен у ступені окиснення -2. Основні оксиди містять атоми металічних елементів, кислотні – неметалічних елементів. Кислотні оксиди, яким відповідають певні кислоти, – ангідриди кислот. При взаємодії кислотних і основних оксидів утворюються солі.

Основи – електроліти, при дисоціації яких в якості катіонів утворюються катіони металів та аніони гідроксиду та взаємодіють з кислотними оксидами і кислотами з утворенням солей.

Деякі основні оксиди та основи (Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$) в залежності від умов можуть взаємодіяти з кислотними оксидами і кислотами. Такі основні оксиди і основи називають амфотерними.

Кислоти – електроліти, при дисоціації яких в якості катіонів утворюються тільки катіони Гідрогену та аніони кислотного залишку, і взаємодіють з основними оксидами і основами з утворенням солей.

Солями називаються електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони металів (а також катіони амонію NH_4^+) і аніони кислотних залишків.

Назви основних неорганічних сполук наведено в таблиці 1.4.

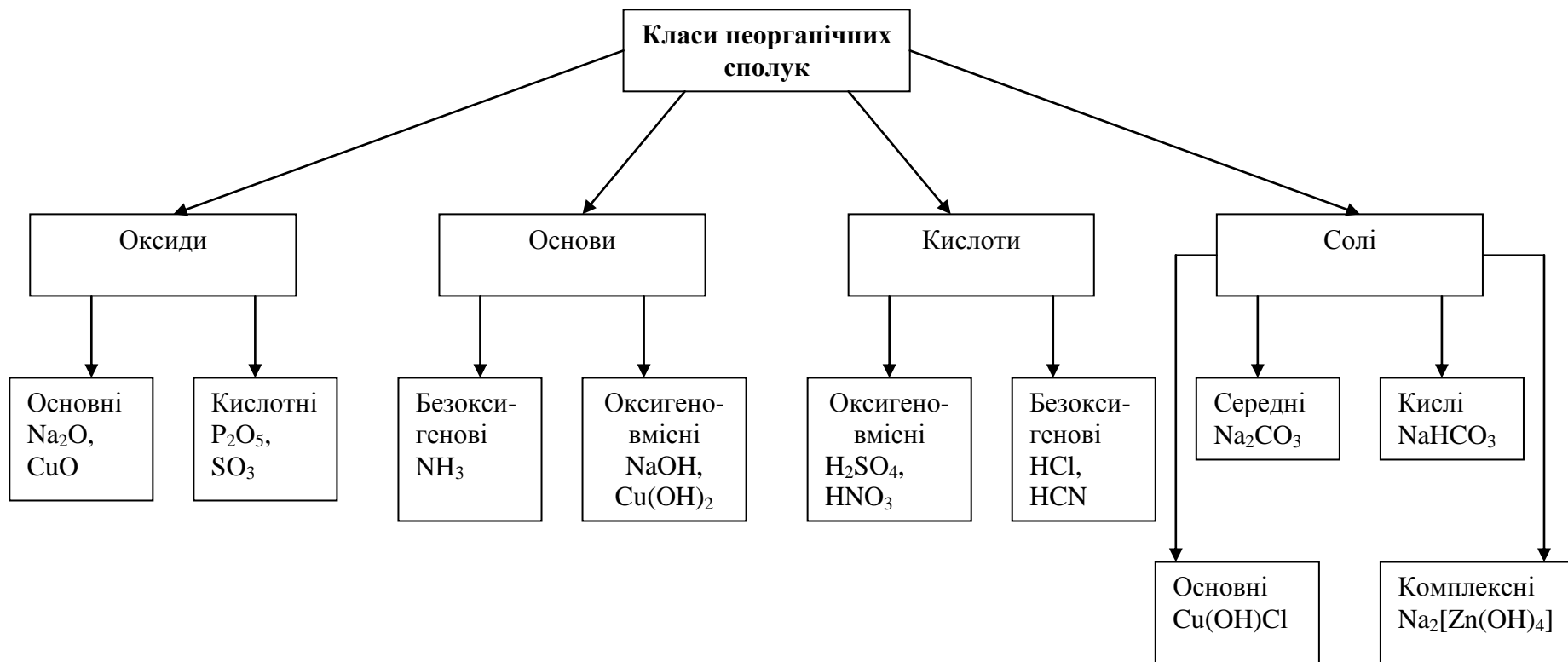


Рис. 1.4. Класифікація неорганічних сполук за складом

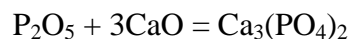
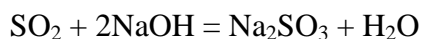
Таблиця 1.4 – Назви неорганічних сполук

Оксиди	Основи	Кислоти	Солі
<p>Основні:</p> <p>Na₂O – натрій оксид;</p> <p>FeO – ферум (II) оксид.</p> <p>Кислотні:</p> <p>SO₃ – сульфур оксид;</p> <p>SO₂ – сульфур (IV) оксид.</p> <p>Амфотерні:</p> <p>ZnO – цинкум оксид;</p> <p>Al₂O₃ – алюміній оксид;</p> <p>Fe₂O₃ – ферум (III) оксид.</p>	<p>Типові основи:</p> <p>NaOH – натрій гідроксид;</p> <p>Fe(OH)₂ – ферум (II) гідроксид.</p> <p>Амфотерні гідроксиди:</p> <p>Al(OH)₃ – алюміній гідроксид;</p> <p>Cr(OH)₃ – хром (III) гідроксид.</p>	<p>Безоксигенові:</p> <p>HCl – хлоридна4</p> <p>HBr – бромідна;</p> <p>H₂S – сульфідна.</p> <p>Оксигеновмісні:</p> <p>HNO₃ – нітратна;</p> <p>HNO₂ – нітратна (III);</p> <p>H₂SO₄ – сульфатна;</p> <p>H₂SO₃ – сульфатна (IV);</p> <p>H₂CO₃ – карбонатна;</p> <p>H₃PO₄ – фосфатна.</p>	<p>Cl⁻ – хлориди;</p> <p>Br⁻ – броміди;</p> <p>HS⁻ – гідрогенсульфіди;</p> <p>S²⁻ – сульфідни;</p> <p>NO₃⁻ – нітрати;</p> <p>NO₂⁻ – нітрати(III) ;</p> <p>HSO₄⁻ – гідрогенсульфати;</p> <p>SO₄²⁻ – сульфати;</p> <p>SO₃²⁻ – сульфати (IV);</p> <p>HCO₃⁻ – гідрогенкарбонати;</p> <p>CO₃²⁻ – карбонати;</p> <p>H₂PO₄⁻ – дигідрогенфосфати;</p> <p>HPO₄²⁻ – гідрогенфосфати;</p> <p>PO₄³⁻ – фосфати.</p>

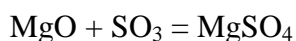
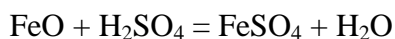
Оксиди Хімічні властивості

1. Характерні властивості

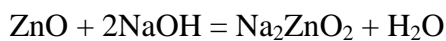
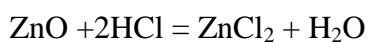
1.1. Кислотних оксидів:



1.2. Основних оксидів:



1.3. Амфотерних оксидів:

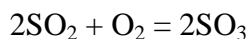
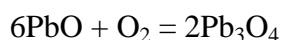


2. Варіюючі властивості

2.1. Розклад:



2.2. Окиснення:

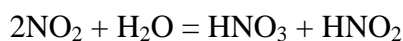
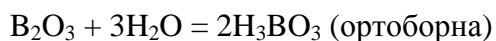
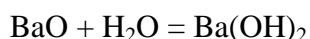


2.3. Заміщення:



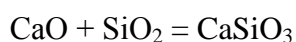
Умова реакції: утворюється леткий продукт.

2.4. Взаємодія з водою:



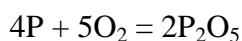
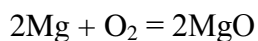
Умова реакції: реагують ангідриди кислот, оксиди лужних металів, оксиди Ca, Ba.

2.5. Взаємодія основних оксидів з кислотними:

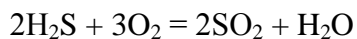


Одержання:

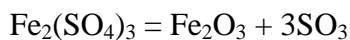
- взаємодія простих речовин з киснем:



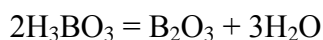
- взаємодія складних речовин з киснем:



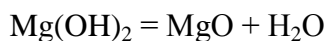
- нагрівання солей:



- розклад оксигеновмісних кислот:



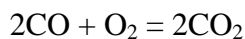
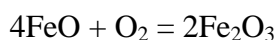
- розклад основ при нагріванні



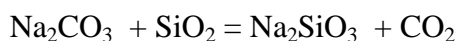
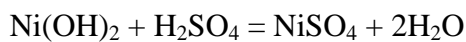
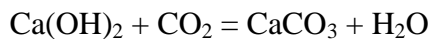
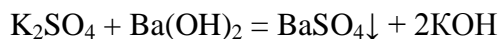
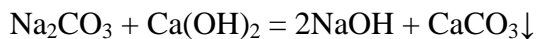
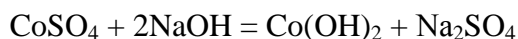
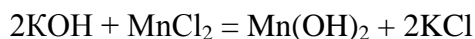
- розклад вищих оксидів:



- окиснення нижчих оксидів:

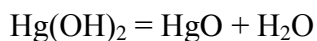
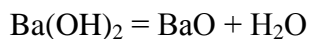


- витіснення леткого оксиду:

**Основи****Хімічні властивості***1. Характерні властивості:**2. Варіюючі властивості:***2.1. Взаємодія з солями:**

Умова: утворення осаду.

2.2. Розклад при нагріванні:

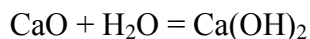
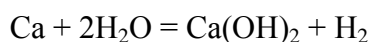
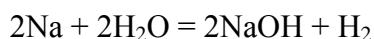


2.3. Взаємодія амфотерних основ з основами:

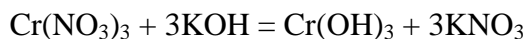
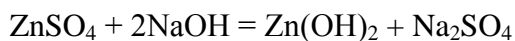


Одержання:

- взаємодія лужних та лужноземельних металів та їх оксидів з H_2O :



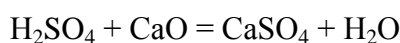
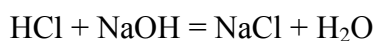
- взаємодія солі з лугом:



Кислоти

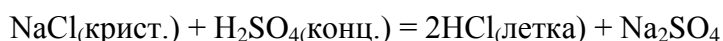
Хімічні властивості

1. Характерні властивості



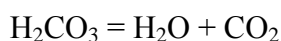
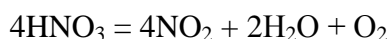
2. Варіуючі властивості:

2.1. Взаємодія кислоти з сіллю:



Умова: більш сильна кислота витісняє залишок більш слабкої або витісняється летка сполука.

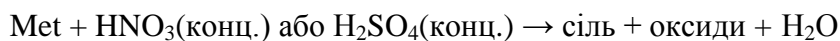
2.2. Розклад оксигеновмісних кислот:



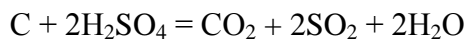
2.3 Взаємодія з металами:

HCl , H_3PO_4 , H_2SO_4 (розв.) реагують з металами, що стоять в ряду електродних потенціалів до Гідрогену, з виділенням солі і водню.

H_2SO_4 (конц.), 4HNO_3 (конц.) реагують з металами з виділенням солі, оксиду, води:

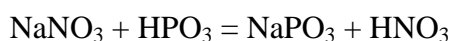


2.4. Взаємодія з неметалами:



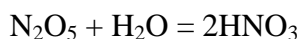
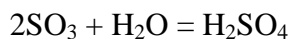
Одержання:

- взаємодія кислоти з сіллю:

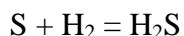


Умова: більш сильна кислота витісняє залишок більш слабкої або витісняється летка сполука.

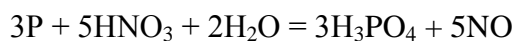
- взаємодія кислотних оксидів з водою:



- взаємодія неметалів:



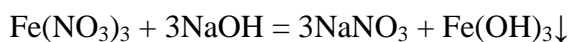
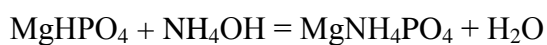
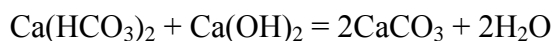
- взаємодія кислот з неметалами:



Солі

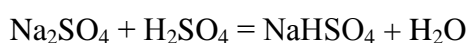
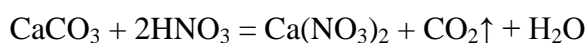
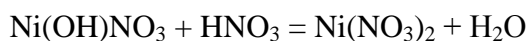
Хімічні властивості

1. Взаємодія з основами:



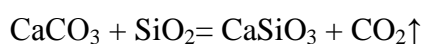
Умова: утворення води або осаду.

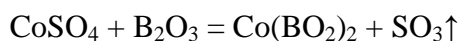
2. Взаємодія з кислотами:



Умова: утворення води або газу.

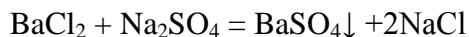
3. Взаємодія з кислотними оксидами:





Умова: утворення газу.

4. Взаємодія з солями:

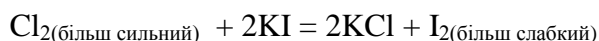


Умова: утворення осаду.

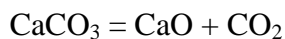
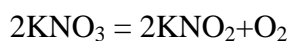
5. Взаємодія з металами:



6. Взаємодія з неметалами:

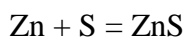
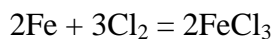


7. Відношення до нагрівання:

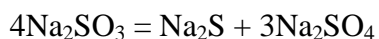
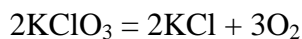


Одержання:

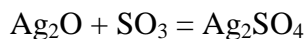
- взаємодія простих речовин:



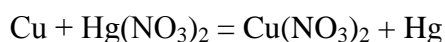
- нагрівання солей:



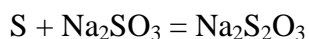
- взаємодія оксидів:



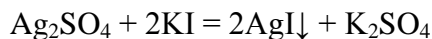
- взаємодія солей з більш активними металами:



- взаємодія солей з неметалами:

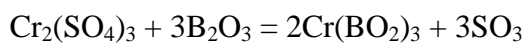


- взаємодія з солями:



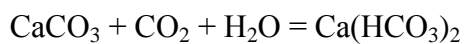
Умова: утворення осаду.

- взаємодія з кислотними оксидами:



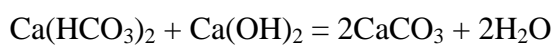
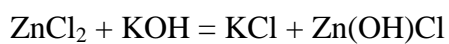
Умова: утворення газу.

- взаємодія з кислотами:



Умова: утворення води, газу.

- взаємодія з основами:



1.10. Хімія деяких елементів

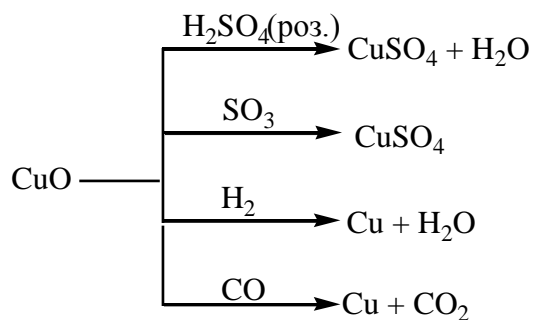
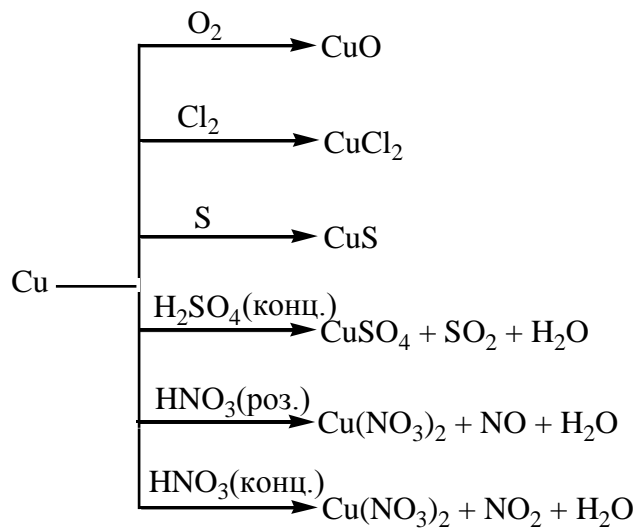
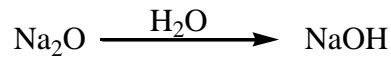
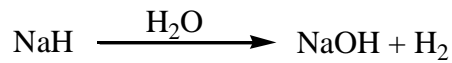
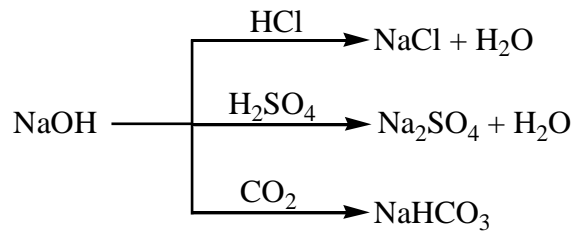
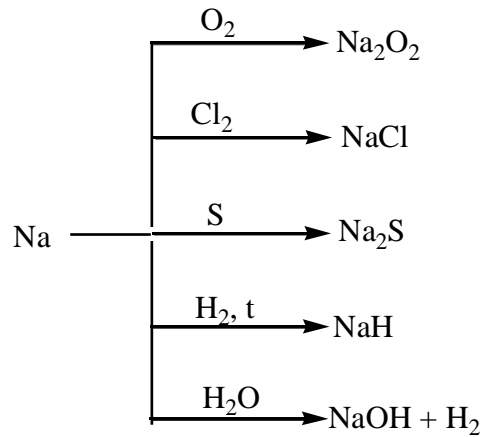
Таблиця 1.5– Хімія елементів I та II груп

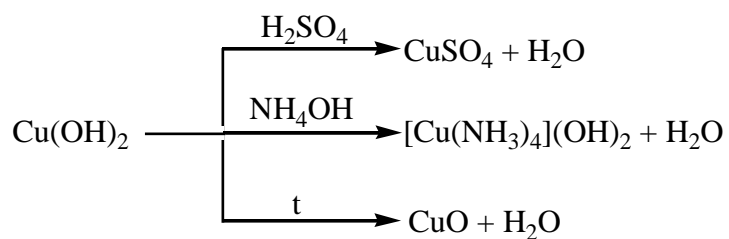
Ознаки порівняння	I група головна підгрупа (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	I група побічна підгрупа (Cu, Ag, Au)	II група головна підгрупа (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	II група побічна підгрупа (Zn, Cd, Hg)
1	2	3	4	5
Будова валентного електронного шару	ns^1	$(n-1)d^{10}ns^1$	ns^2	$(n-1)d^{10}ns^2$
Ступінь окиснення	+1	+1, +2	+2	Zn - +2, Hg - +1, +2
Фізичні властивості простих речовин	Лужні метали дуже м'які, білого кольору з сріблястим блиском.	Метали, червоного (мідь), білого (срібло) та жовтого (золото) кольорів з металевим блиском.	Mg і лужноземельні метали (Ca, Ba) – м'які, білого кольору з сріблястим блиском.	Метали білого кольору з сріблястим блиском, ртуть – срібляста рідина.
Хімічні властивості простих речовин	Лужні метали дуже активні, сильні відновники.	Малоактивні метали.	Лужноземельні метали – активні, сильні відновники.	Метали середньої активності.
Одержання простих речовин	Електроліз розплавів солей.	Добувають з руд (CuFeS ₂ , Ag ₂ S).	Електроліз розплавів солей.	Добувають з руд відновленням та електролізом розчинів
Сполуки	Гідриди – MetH. Оксиди – Met ₂ O. Гідроксиди– MetOH – луги: тверді кристалічні речовини, типово йонні сполуки, сильні основи. Солі – типово йонні сполуки, як правило добре розчинні у воді.	Оксиди – MetO, Met ₂ O. Гідроксиди – Cu(OH) ₂ – основа желеподібна, нестійка на повітрі. Солі – йонні сполуки, розчинність у воді різна.	Оксиди MetO – основного характеру. Гідроксиди– Met(OH) ₂ – тверді кристалічні речовини, типово йонні сполуки, основи середньої сили. Солі – йонні сполуки, розчинність у воді різна.	Оксид (ZnO) і гідроксид (Zn(OH) ₂) – амфотерного характеру. Тверді кристалічні речовини, типово йонні сполуки. Солі – йонні сполуки, розчинність у воді різна.

Продовження таблиці 1.5

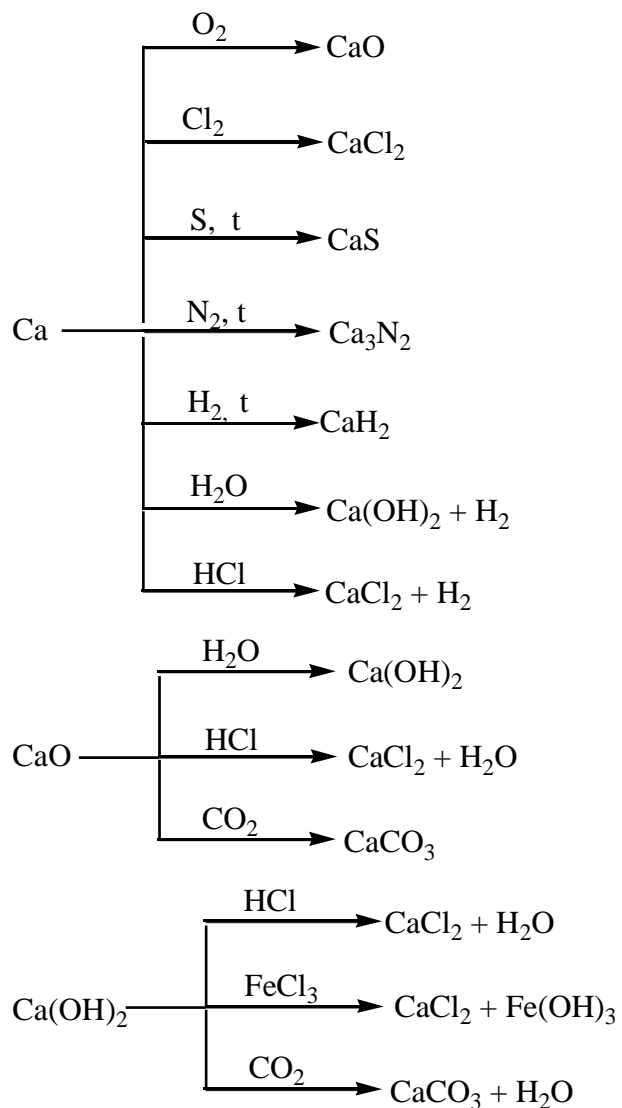
1	2	3	4	5
Находження в природі	Найбільш розповсюджені сполуки натрію: NaCl – кухонна сіль; Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O – Глауберова сіль; NaNO ₃ – чилійська селітра. KCl – сильвін; KCl+NaCl – сильвініт.	CuFeS ₂ – мідний колчедан; Cu ₂ S – мідний блиск. Ag ₂ S – сульфідні руди. Срібло і золото зустрічаються у самородному стані.	Сполуки кальцію найбільш розповсюджені: CaCO ₃ – крейда, мармур, вапняк; CaCO ₃ ·MgCO ₃ – доломіт; CaSO ₄ ·H ₂ O – гіпс. MgCO ₃ – магнезит.	ZnS – цинкова обманка; ZnCO ₃ – галлей. HgS – кіновар.

Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів I групи





Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів II групи



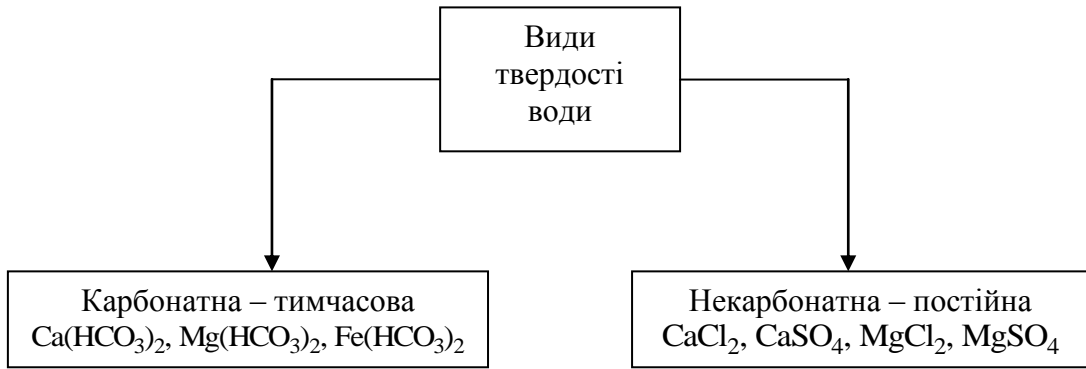
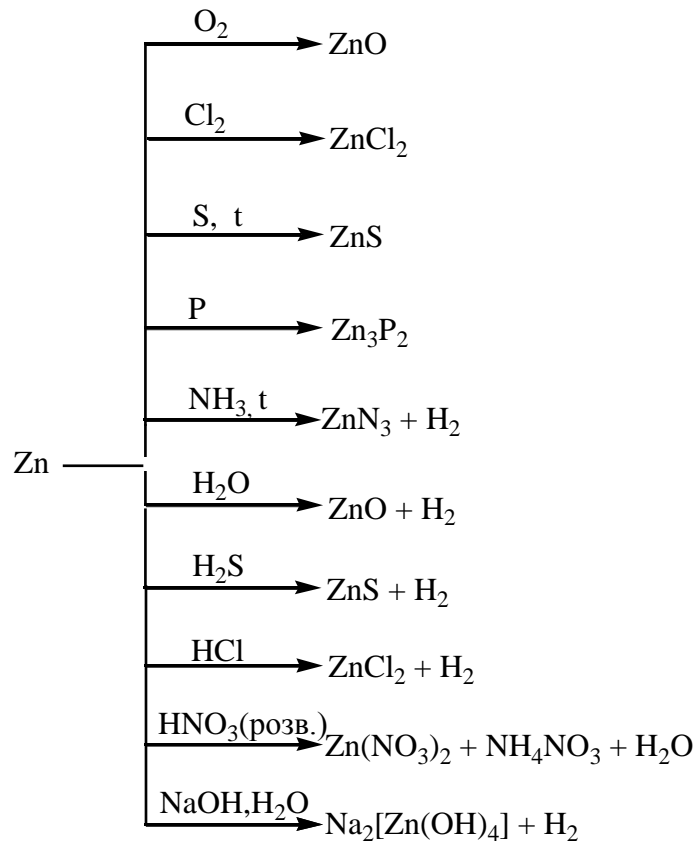
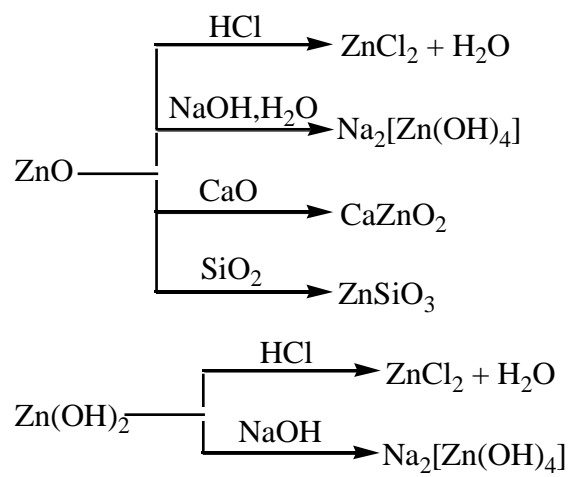


Рис. 1.5. Види твердості води



Рис. 1.6. Методи усунення твердості води

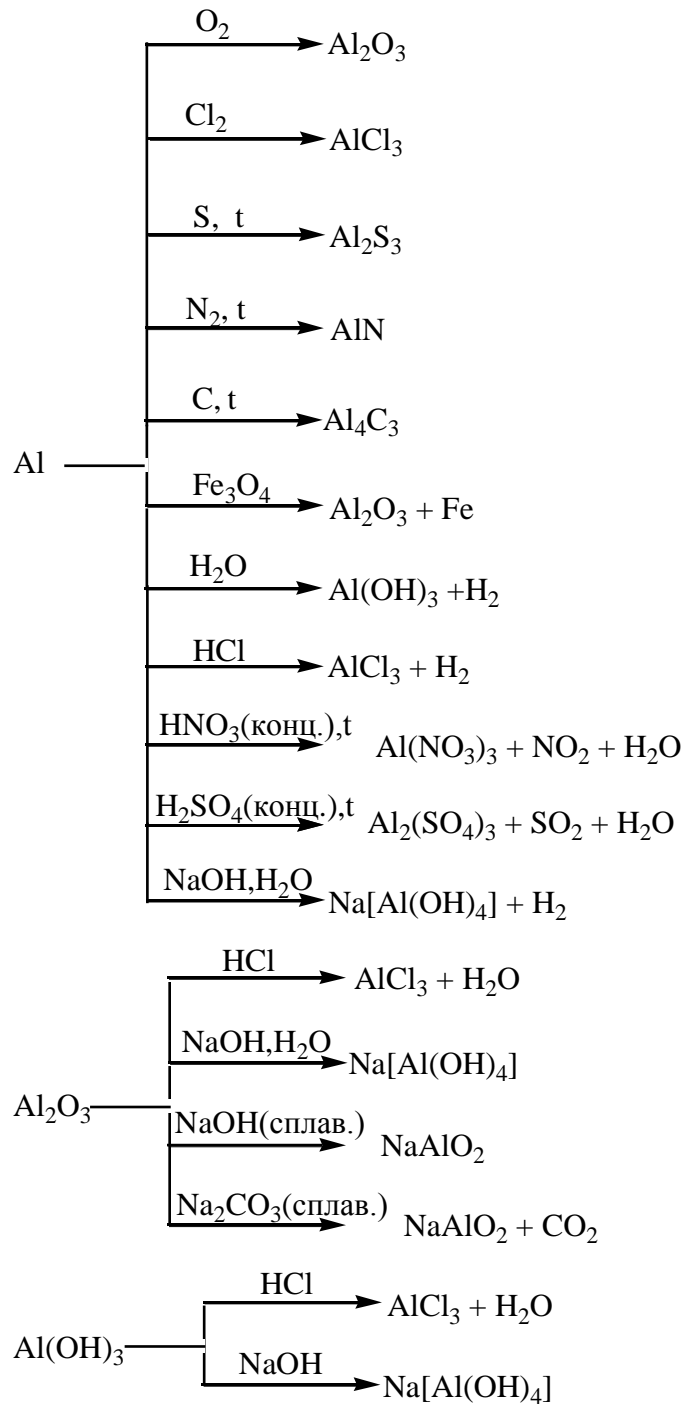




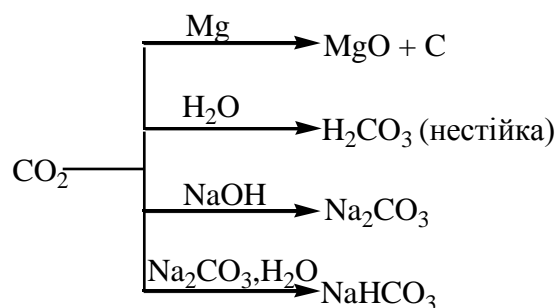
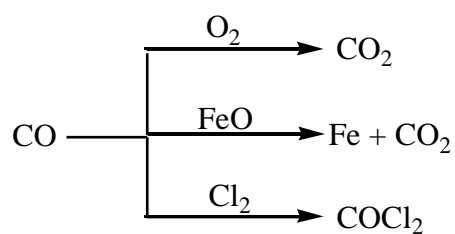
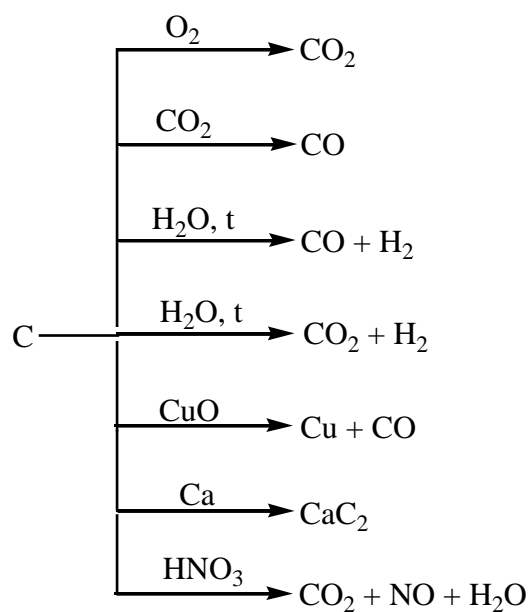
Таблиця 1.6 – Хімія елементів III та IV груп

Ознаки порівняння	III група головна підгрупа (B, Al, Ga, In, Tl)	IV група головна підгрупа (C, Si, Ge, Sn, Pb)
1	2	2
Будова валентного електронного шару	ns^2np^1	ns^2np^2
Ступінь окиснення	Al - +3	+2, +4, (-4)
Фізичні властивості простих речовин	Метал алюміній легкий, білого кольору з сріблястим блиском, пластичний.	Карбон – 3 алотропні модифікації (алмаз, графіт, карбін). Аморфний кремній – бурий інертний порошок, алмазоподібна реакційно здатна модифікація – металевий блиск, електропровідність. Олово – сріблясто-білий метал. Свинець – метал голубуватого кольору.
Хімічні властивості простих речовин	Метал середньої активності, відновник.	Карбон, силіцій – неметали середньої активності. Свинець досить інертний метал.
Одержання простих речовин	Електроліз розплавів солей.	В природі існують поклади графіту. Кремній добувають відновленням оксиду і солей силіцію магнієм чи цинком, олово – відновленням SnO_2 коксом, свинець – з сульфідних руд.
Сполуки	Оксид (Al_2O_3) і гідроксид ($Al(OH)_3$) – амфотерного характеру. Тверді кристалічні речовини, типово йонні сполуки. Солі – йонні сполуки, розчинність у воді різна.	Оксиди – неMetO, неMetO ₂ – кислотного характеру. Гідроксиди – H_2SiO_3 , H_2CO_3 , – слабкі кислоти, нестійкі. MetO, Met(OH) ₂ – амфотерні: MetO ₂ , Met(OH) ₄ – основні.
Находження в природі	Гірські породи – алюмосилікати. $Al_2O_3 \cdot nSiO_2$ – глини; $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ – боксити; Na_3AlF_6 – криоліт.	Карбон знаходиться до складу кам'яного вугілля, нафти, природних газів. $CaCO_3$ – крейда, мармур, вапняк; $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ – доломіт; $MgCO_3$ – магнезит. SiO_2 – пісок, кварц; силікати. PbS – свинцевий блиск.

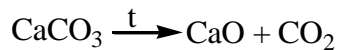
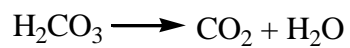
Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів III групи

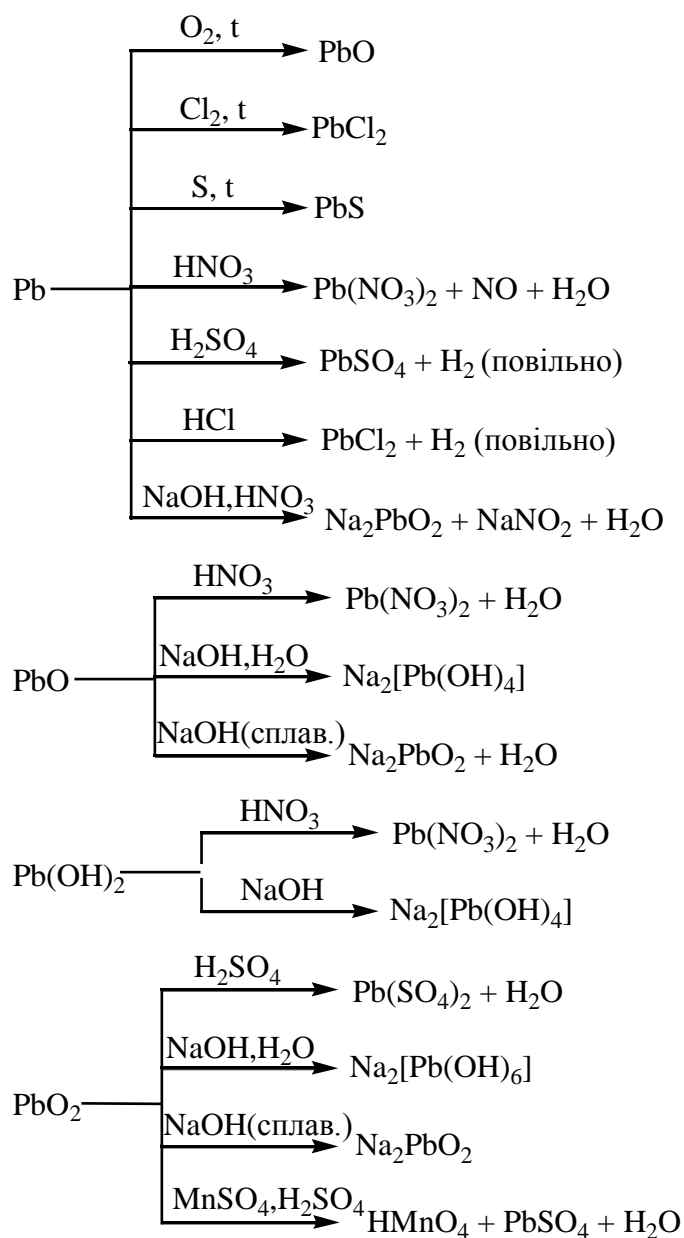


Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів IV групи



Карбонатна кислота нестійка

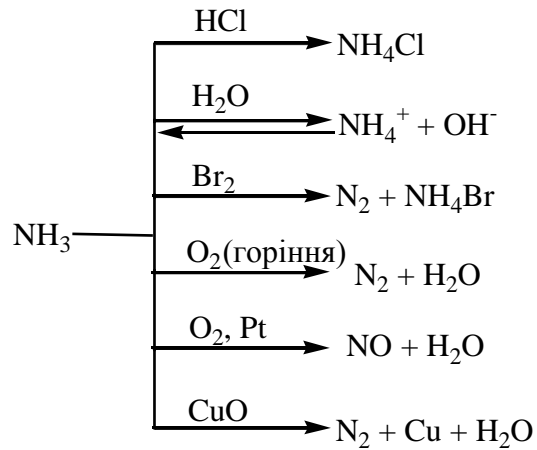
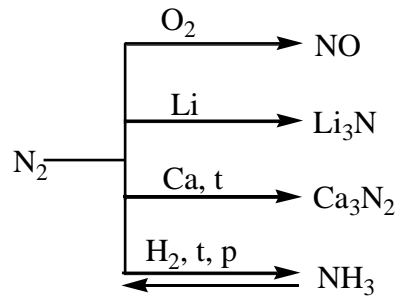




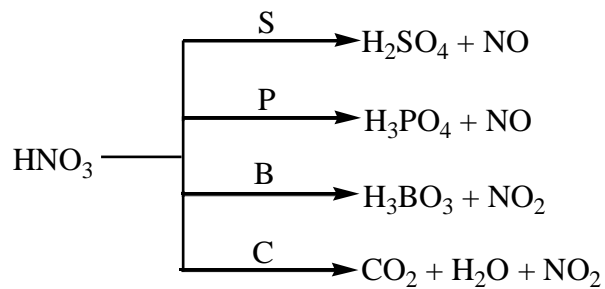
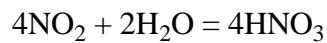
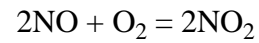
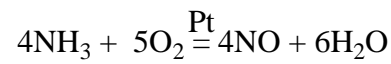
Таблиця 1.7 – Хімія елементів V та IV груп

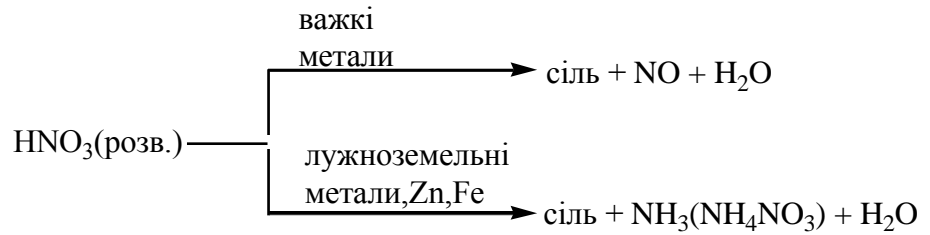
Ознаки порівняння	V група головна підгрупа (N, P, As, Sb, Bi)	VI група головна підгрупа (O, S, Se, Te, Po)
1	2	3
Будова валентного електронного шару	ns^2np^3	ns^2np^4
Ступінь окиснення	+2, +3, +4, +5.	Окисен – 2, Сульфур – 2, +4, +6.
Фізичні властивості простих речовин	Азот – безбарвний газ без запаху. Алотропні модифікації фосфору – білий, червоний, чорний фосфор. Миш'як – метал.	O_2 – безбарвний газ без запаху. Алотропна модифікація кисню – озон O_3 – безбарвний газ з запахом свіжості. Алотропні модифікації сульфуру – сірка ромбічна, пластична, кристалічна.
Хімічні властивості простих речовин	Атоми неметалевих елементів можуть віддавати від одного до п'яти електронів в реакціях з простими і складними речовинами.	Кисень і сірка – активні неметали.
Одержання простих речовин	Азот одержують ректифікацією повітря. Фосфор одержують електротермічним методом з суміші кальцій фосфату, піску та коксу.	Кисень добувають електролізом води, ректифікацією повітря. Сірку добувають з руд або з самородної сірки.
Сполуки	Оксиди Нітрогену і Фосфору – кислотні оксиди. Кислоти: HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 . NH_3 – амоніак. Солі: $Ca_3(PO_4)_2$ – “фосфоритна мука”; $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ – суперфосфат; $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$ – подвійний суперфосфат; $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ – преципітат; $3NH_3 + H_3PO_4 = NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2HPO_4$ – амофос.	H_2S – безбарвний газ з неприємним запахом, токсичний, сильний відновник. SO_3 , SO_2 – безбарвні гази з різким запахом, кислотні оксиди, ангідриди відповідних кислот. H_2SO_4 – сильна кислота, H_2SO_3 – слабка кислота.
Находження в природі	Азот – 78,16% повітря; $NaNO_3$ – чилійська селітра. $Ca_3(PO_4)_2$ – фосфорит; $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ – апатит.	Кисень – 23% за масою повітря. Самородна сірка; FeS_2 – пірит, залізний колчедан; ZnS – цинкова обманка; Cu_2S – мідний блиск.

Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів V групи

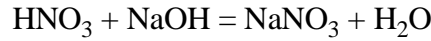
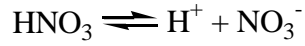


Одержання нітратної кислоти:

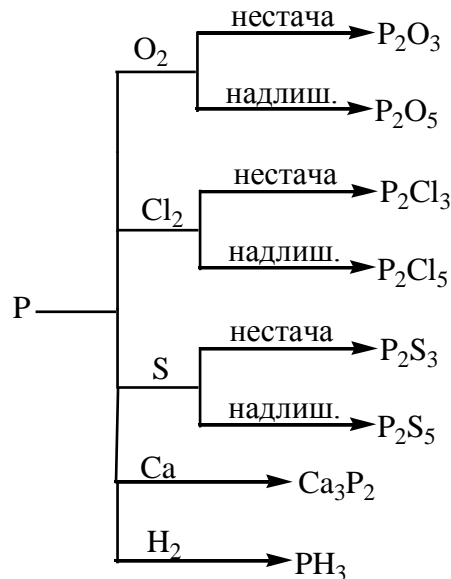
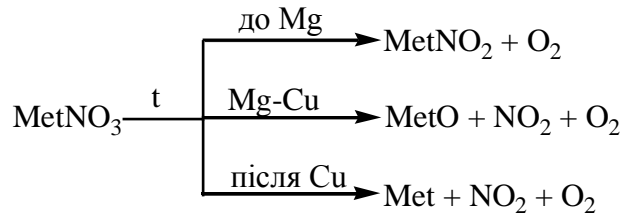




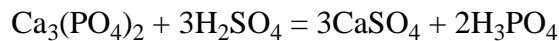
Дисоціація нітратної кислоти



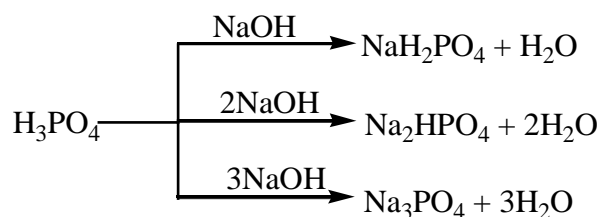
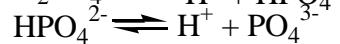
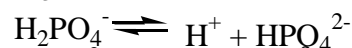
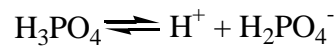
Термічний розклад нітратів металів:



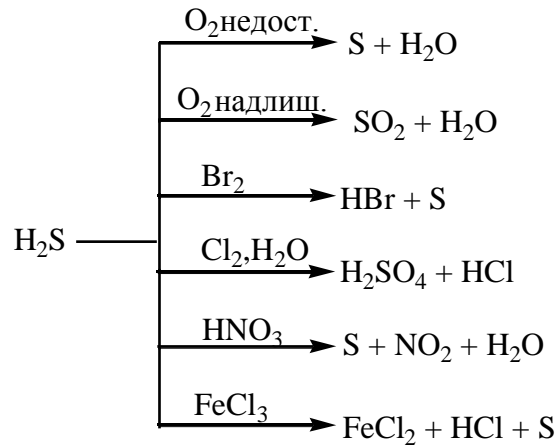
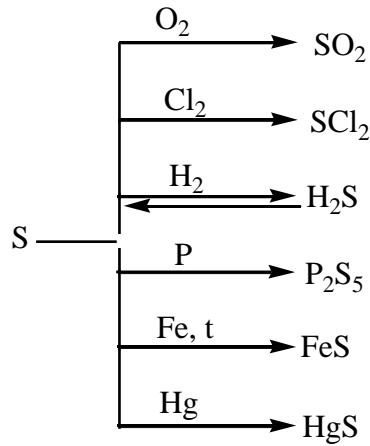
Добування фосфатної кислоти



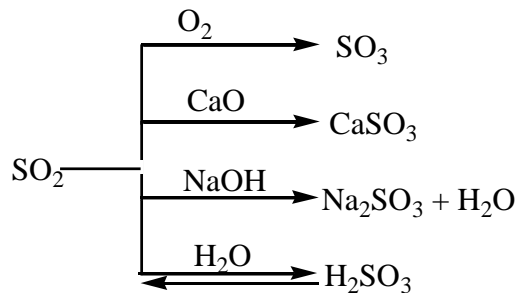
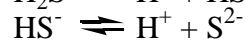
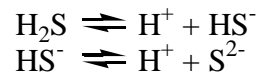
Дисоціація фосфатної кислоти



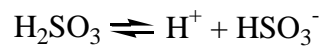
Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів VI групи

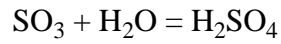


Дисоціація сульфідної кислоти

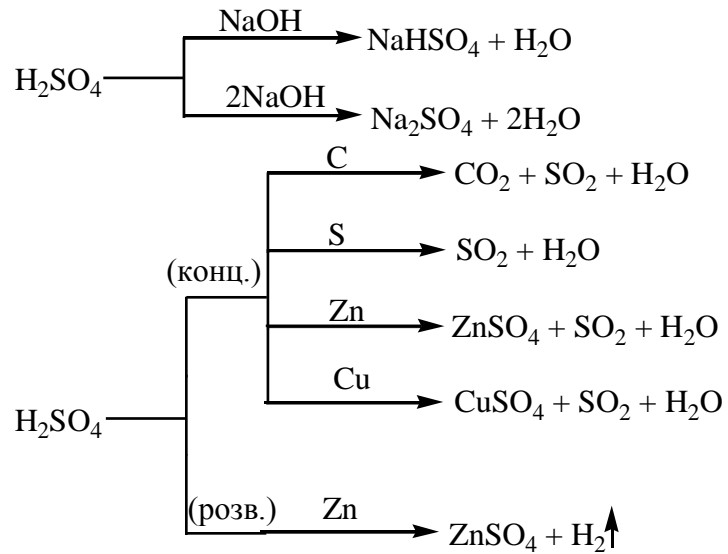
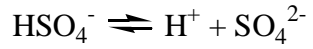
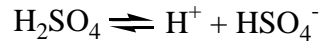


Дисоціація сульфатної (IV) кислоти

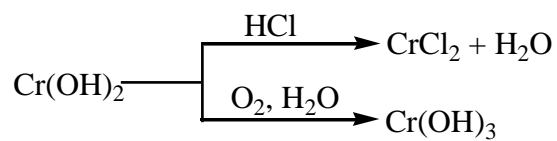
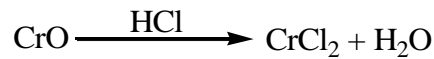
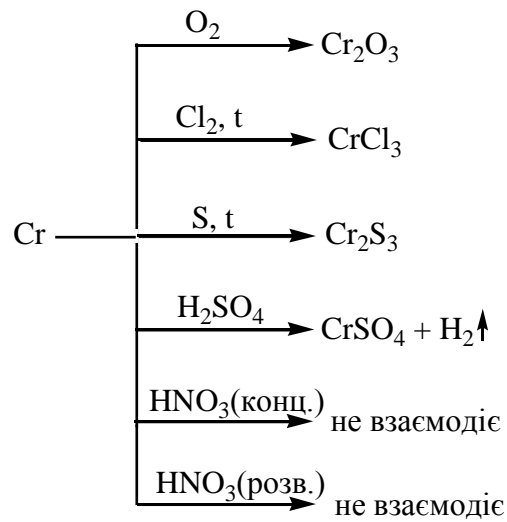
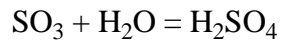
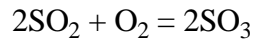
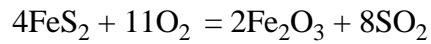


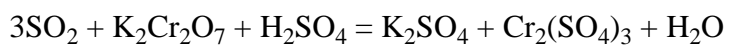
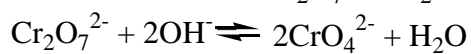
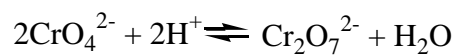
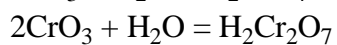
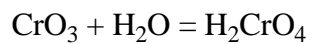
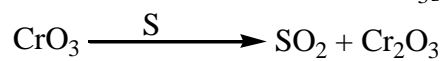
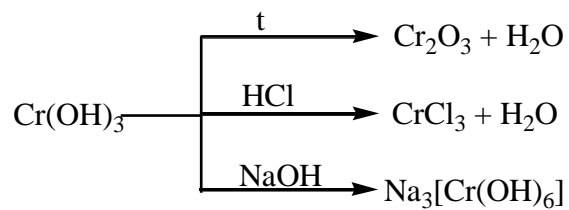
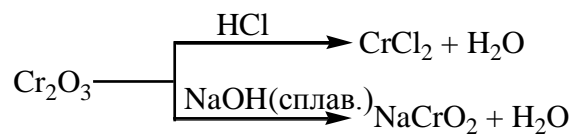


Дисоціація сульфатної кислоти



Добування сульфатної кислоти

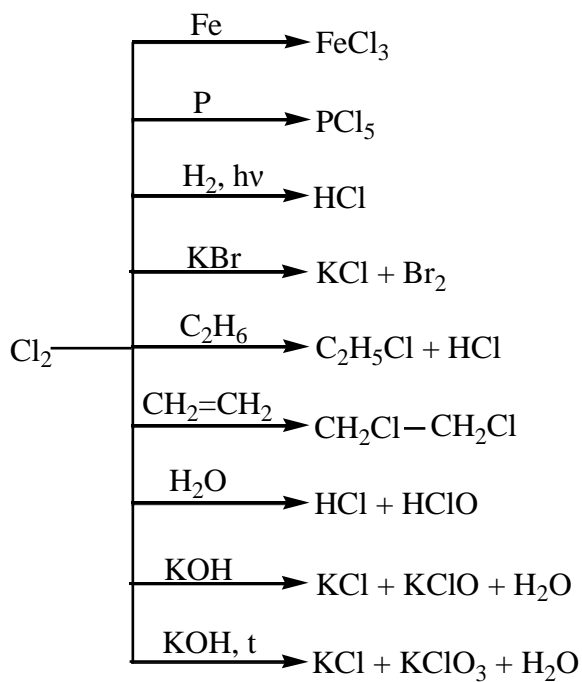




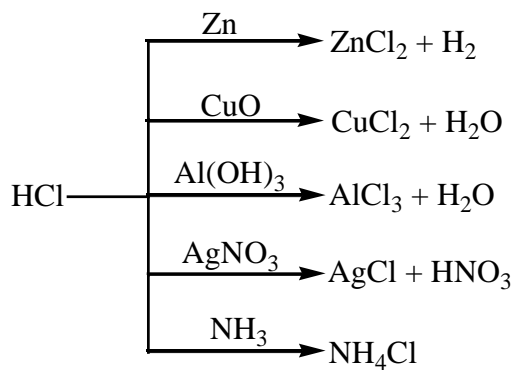
Таблиця 1.8 – Хімія елементів VII та VIII груп

Ознаки порівняння	VII група головна підгрупа (F, Cl, Br, I, At)	VIII група побічна підгрупа (Fe, Ru, Os)
1	2	3
Будова валентного електронного шару	ns^2np^4	$ns^2np^6(n-1)d^6$
Ступінь окиснення	-1, +1, +3, +5, +7.	Fe – +2, +3
Фізичні властивості простих речовин	Cl ₂ – жовтий токсичний газ, Br ₂ – коричнева рідина, I ₂ – чорно-фіолетова кристалічна речовина. Розчинність у воді знижується від хлору до броду.	Залізо – сріблясто білий метал, легко намагнічується, має добру електро- і теплопровідність.
Хімічні властивості простих речовин	Найактивніші неметали.	Залізо досить активний метал, тому взаємодіє з більшістю простих і складних речовин.
Одержання простих речовин	Хлор одержують електролізом натрій хлориду. Бром і йод одержують з відповідних солей.	Залізо отримують шляхом відновлення воднем його оксидів або хлоридів.
Сполуки	Водний розчин HCl – хлоридна кислота, яка має характерні властивості сильних кислот. CaCl(OCl) – хлорне вапно, дуже сильний окисник. Властивості бромідної кислоти аналогічні властивостям хлоридної, але ця кислота більш сильна (більш сильний відновник).	FeO, Fe ₂ O ₃ – основні оксиди. Fe(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ – основи.
Находження в природі	NaCl – кам'яна сіль; KCl·NaCl – сильвініт. Бром входить до складу цих руд, як домішки.	FeS ₂ – пірит, залізний колчедан; Fe ₃ O ₄ – магнітний залізняк; Fe ₂ O ₃ – червоний залізняк; Fe ₂ O ₃ ·3H ₂ O – бурий залізняк

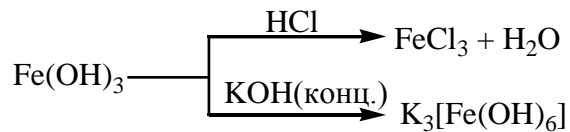
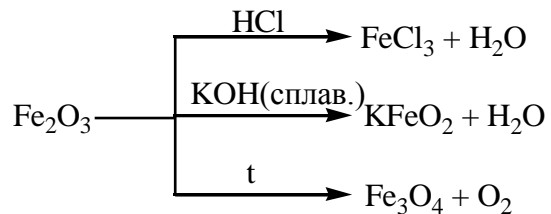
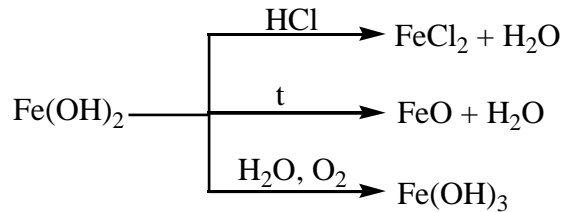
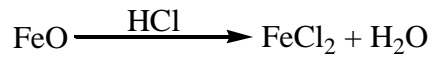
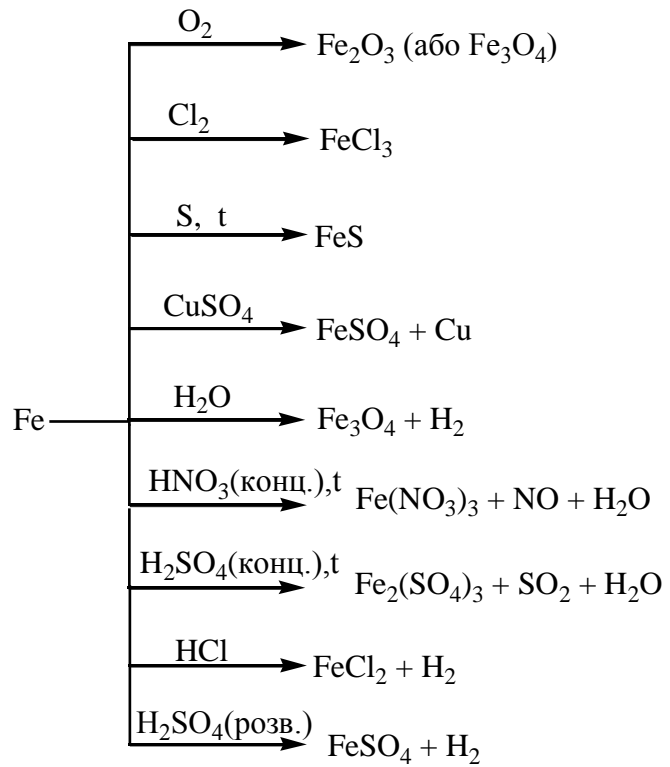
Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів VII групи



Дисоціація хлоридної кислоти



Хімічні властивості простих і складних речовин, утворених атомами деяких елементів VIII групи



Виробництво чавуну (Fe + C)
 Домений процес
 $C + O_2 = CO_2$
 $CO_2 + C = 2CO$
 $3Fe_2O_3 + CO = 2Fe_3O_4 + CO_2$
 $Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$
 $FeO + CO = Fe + CO_2$
 Сталь одержують
 видаленням C, P, S, Si, Mn з чавуну

1.11. Література

1. Бабич Л.В., Балезин С.А., Глинка Ф.Б. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов педагогических институтов. – М.: Просвещение. – 1991. – 320 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия. – 1986. – 272 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия. – 1980. – 720 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа – 2001. – 744 с.
5. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія. Задачі і вправи. – К.: Либідь. – 2001. – 398 с.
6. Попель П.П. Складання рівнянь хімічних реакцій. – К.: Рута. – 2000. – 165 с.
7. Волкова С., Бабійчук А., Волкова Л. Індивідуальні завдання з неорганічної хімії (для самостійної роботи студентів психолого-природничого факультету). – Херсон. – 2000. – 69 с.

РОЗДІЛ 2. ОСНОВИ ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

2.1. Завдання, предмет і значення органічної хімії

Органічна хімія – це наука, що вивчає органічні речовини.

Завдання цієї науки:

1. Вивчення складу, будови, номенклатури, властивостей та шляхів одержання органічних речовин.

2. Формування вмінь досліджувати, ідентифікувати та синтезувати органічні речовини.

3. Прикладні завдання:

- створення теоретичного фундаменту для розвитку важливих технологічних галузей (нафтохімічний синтез, органічний синтез, промисловість полімерів, фармацевтична промисловість);

- створення принципово нових технологій, конструкційних матеріалів, фізіологічно активних речовин для медицини і сільського господарства.

Органічна хімія є однією з провідних складових базової освіти багатьох спеціальних дисциплін, що вивчаються у вищих закладах освіти природничого напрямку, наприклад, екологічного.

З розвитком хімії, хімічної та фармацевтичної промисловості збільшилась кількість органічних речовин, які використовуються в різних галузях народного господарства. Багато з цих речовин виявились токсичними. Деякі органічні речовини, що виробляються хімічною промисловістю можуть забруднювати навколишнє природне середовище і викликати отруєння. Стічні води промислових підприємств забруднюють водойми, вода яких використовується населенням.

Кількість токсичних речовин значно збільшується за рахунок широкого використання пестицидів, які нагромаджуються в продуктах рослинного походження, що використовуються населенням для харчування. Окремі пестициди нагромаджуються в тканинах тварин, природних водах.

Таким чином, сучасний еколог не може бути фахівцем без знань властивостей органічних речовин та методів їх ідентифікації.

2.2. Теоретичні засади органічної хімії

Склад органічних речовин

Органічна хімія – це хімія сполук Карбону. Крім атомів Карбону до складу молекул органічних речовин можуть входити атоми Гідрогену, Оксигену, Фосфору, Сульфуру, Нітрогену. Це елементи – *органогени*. Також деякі органічні речовини містять атоми галогенів. Інші елементи рідко зустрічаються у органічних сполуках. Органічні речовини, що містять атоми інертних газів, невідомі.

Кількість органічних речовин значно перевищує кількість відомих неорганічних сполук: п'ять мільйонів органічних і триста тисяч неорганічних речовин.

Склад органічних речовин відображають за допомогою молекулярних формул. Деякі класи органічних сполук мають загальні молекулярні формули. Наприклад:

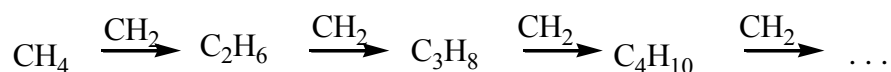
алкани – C_nH_{2n+2}

алкени – C_nH_{2n}

алкіни, алкадієни – C_nH_{2n-2} тощо, де $n = 1, 2, 3 \dots$

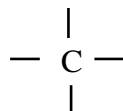
Сполуки певного класу утворюють гомологічні ряди. *Гомологічний ряд* – це ряд сполук одного класу, представники якого відрізняються між собою на одну чи декілька гомологічних різниць (або метиленових груп – CH_2).

Наприклад, алкани утворюють гомологічний ряд:



Будова органічних речовин

Атом Карбону у складі органічних речовин завжди має валентність 4:



Атоми Карбону здатні утворювати одинарні, подвійні, потрійні зв'язки не тільки з іншими атомами, а й між собою, утворюючи ланцюги або цикли. Якщо цикл містить, крім атомів Карбону, атоми інших елементів, то такий цикл називають гетероциклом.

На рис. 2.1 представлена класифікація органічних сполук за будовою ланцюга.

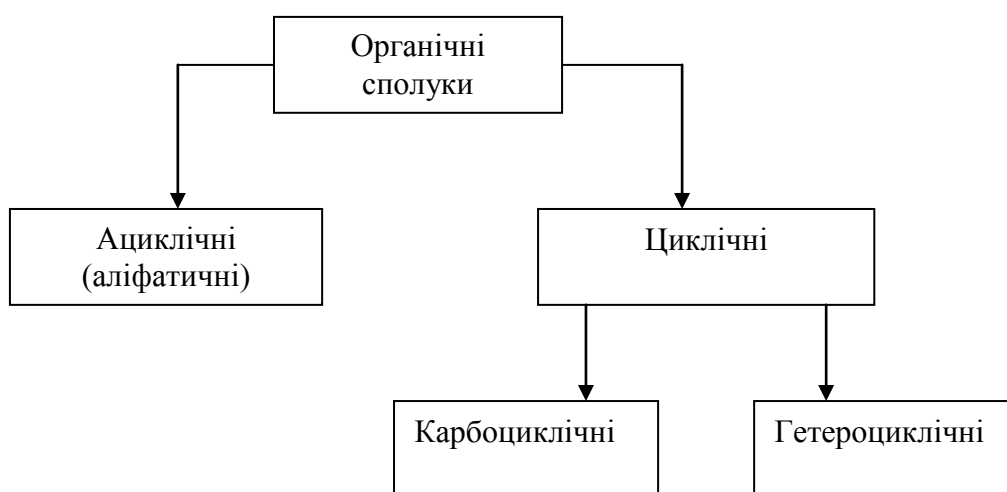


Рис. 2.1. Класифікація органічних сполук за будовою ланцюга

Органічні речовини, що містять тільки атоми Карбону та Гідрогену, називають *вуглеводнями*. Загальна формула вуглеводнів C_xH_y . Класифікація вуглеводнів наведена на рис.2.2.

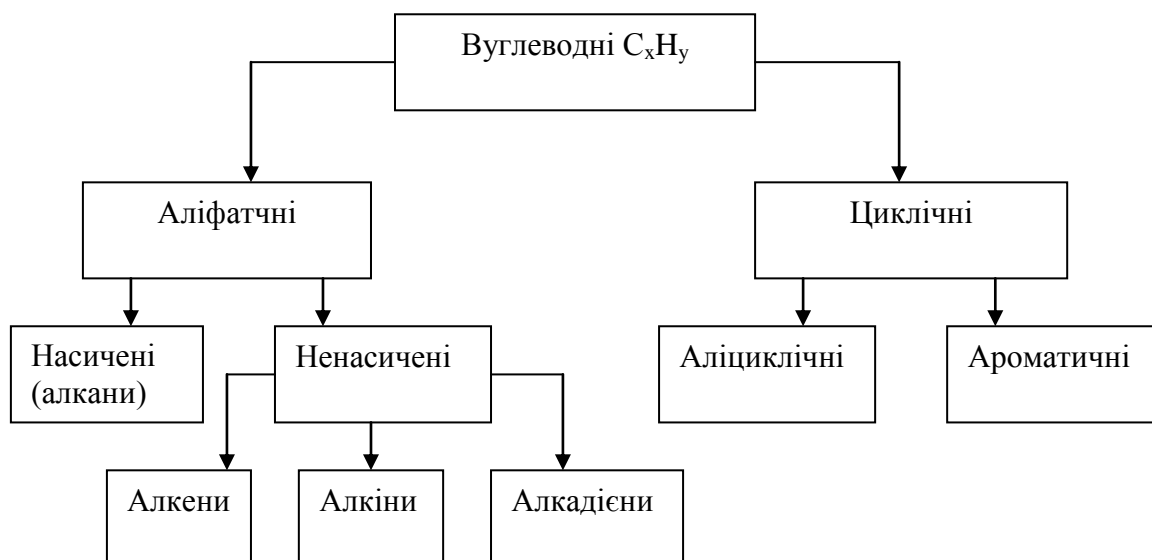


Рис. 2.2. Класифікація вуглеводнів

Органічні сполуки можуть містити *характеристичну групу* – групу атомів за якою сполуки виявляють властивості певного класу речовин:

- OH - гідроксигрупа
- $$\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ -\text{C}- \end{array}$$
 - оксогрупа, карбонільна група
- COOH - карбоксильна група
- N< - аміногрупа

Класифікація оксигеновмісних похідних вуглеводнів представлена на рис. 2.3.

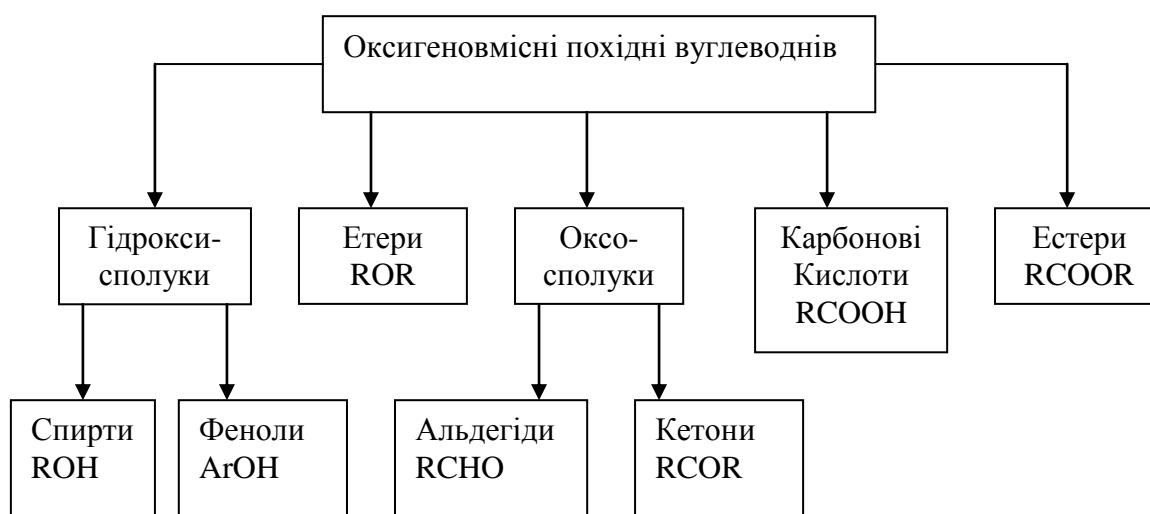


Рис. 2.3. Класифікація оксигеновмісних похідних вуглеводнів

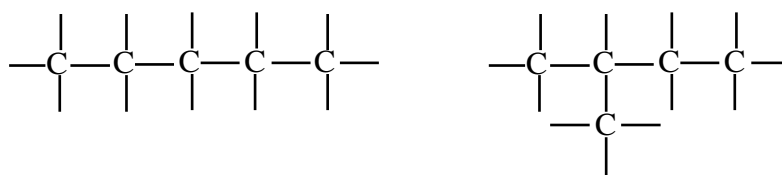
Органічним сполукам притаманне явище ізомерії.

Ізомерія – це існування молекул однакового якісного та кількісного складу, але різної будови (структурної, просторової).

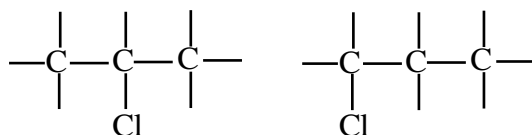
Фізичні властивості ізомерів різні.

Ізомерія буває структурною і просторовою. *Структурна ізомерія* зумовлена різним порядком зв'язування атомів в молекулі. Можливі наступні її види:

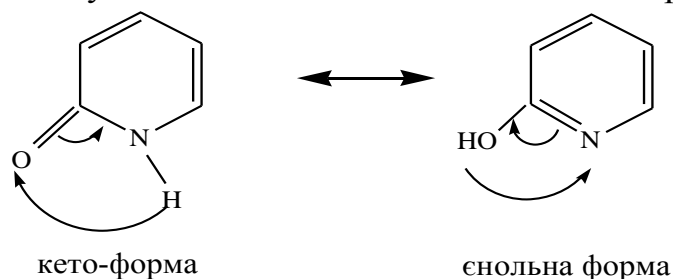
1) ізомерія карбонового ланцюга



2) ізомерія положення замісників чи характеристичних груп

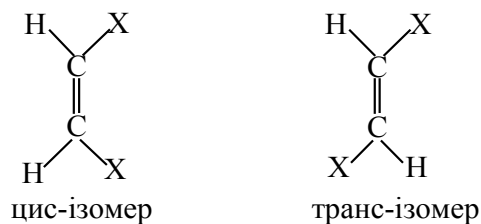


3) таутомерія, яка зумовлюється зміною положення Гідрогену



Просторова (стереоізомерія) ізомерія зумовлена різним просторовим розташуванням атомів при однаковому порядку їх зв'язування. Її види:

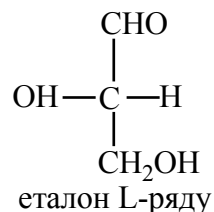
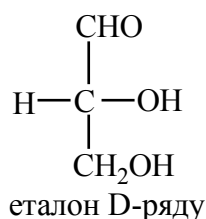
1) *геометрична ізомерія* характерна для ненасичених сполук:



Цис-форма відрізняється тим, що два різних замісника X у молекулі розташовані по один бік площини подвійного зв'язку.

2) *оптична ізомерія* зумовлена наявністю асиметричного (хірального) атому Карбону C^* . *Асиметричний атом Карбону* – це атом, що має чотири різні замісники. Молекули, які містять такий атом, оптично активні: їх розчини обертають площину поляризованого світла у лівий або правий бік.

У якості еталону вибрано гліцериновий альдегід:



У молекулах органічних речовин атоми елементів зв'язані ковалентно. У багатьох органічних сполуках ковалентні зв'язки полярні; йонний тип зв'язку реалізується лише в солях органічних кислот та основ.

Номенклатура органічних сполук

Органічні сполуки мають назви за тривіальною (історичною), раціональною номенклатурами та номенклатурою IUPAC.

Приклади тривіальних чи історичних назв:

CH_4 метан,

$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ етилен,

$\text{CH}\equiv\text{CH}$ ацетилен,

C_6H_6 бензол,

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ винний спирт тощо.

Раціональні назви використовуються в органічній хімії рідко.

Правила номенклатури IUPAC:

1. Корінь слова – найдовший карбоновий ланцюг. Нумерацію ланцюга починають з боку характеристичної групи.

2. Суфікс – характеристична група. Її місцерозташування позначається локантом (цифрою) перед коренем. Після локанту ставиться дефіс.

3. Префікси – замісники, що розташовуються в алфавітному порядку. Перед назвою замісника вказується арабською цифрою локант, що позначає місцерозташування замісника, і ставиться дефіс.

4. Якщо замісники однакові – використовуються префікси ди-, три-, тетра-, які пишуться разом з назвою замісника. Між локантами ставиться кома.

Назви найбільш поширених замісників:

метил CH_3-

етил CH_3CH_2-

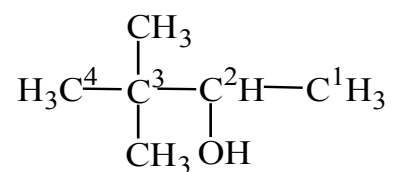
пропіл $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-$

ізопропіл $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-$

бутил $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$

ізобутил $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2-$


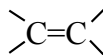

Наприклад, сполука



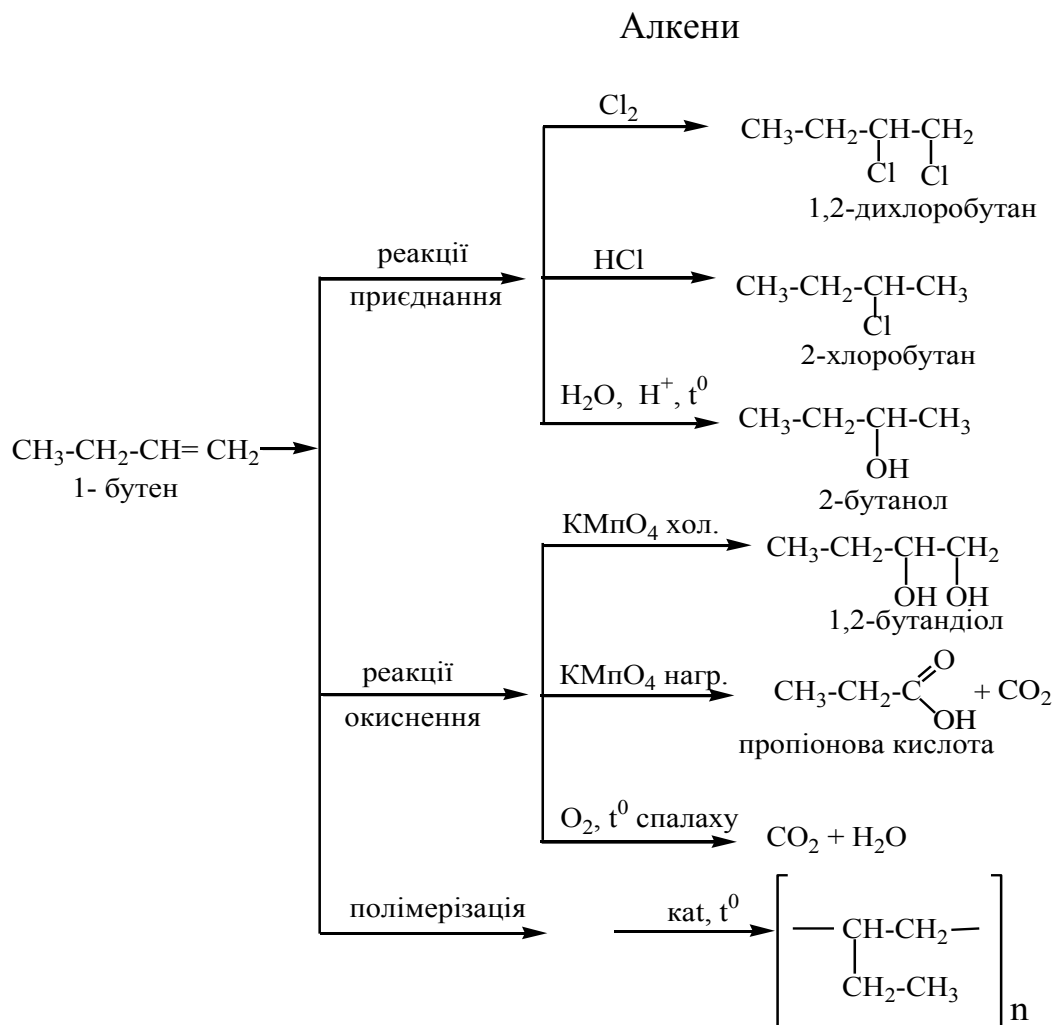
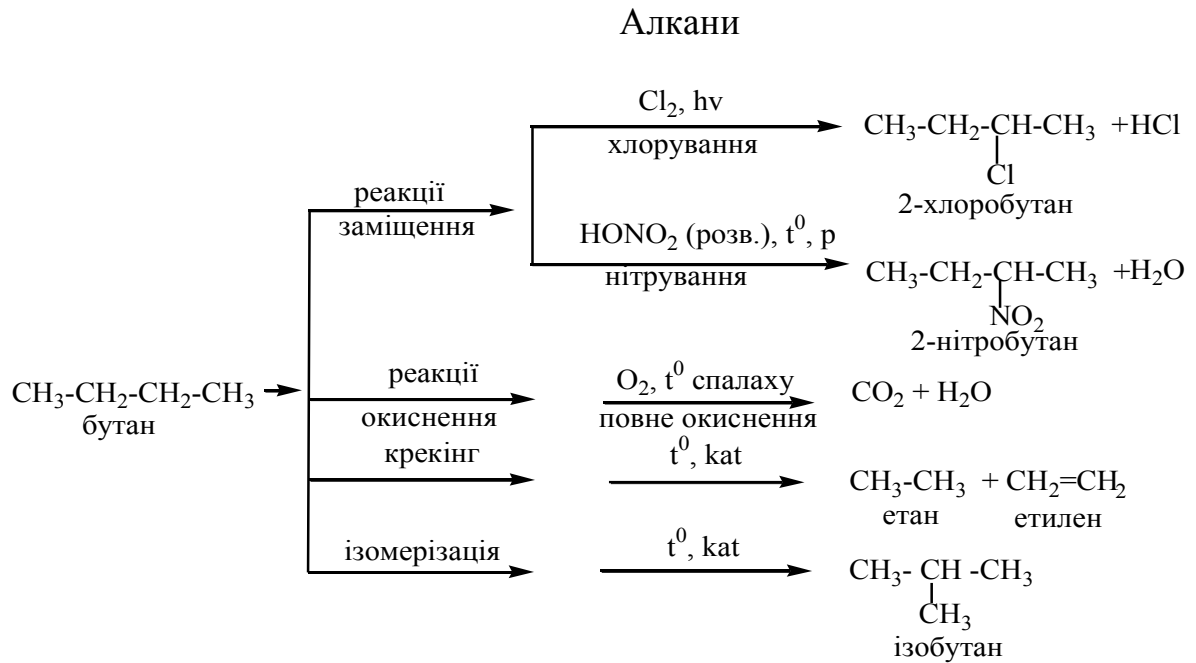
має назву 3,3-диметил-2-бутанол.

2.3. Основні класи органічних сполук

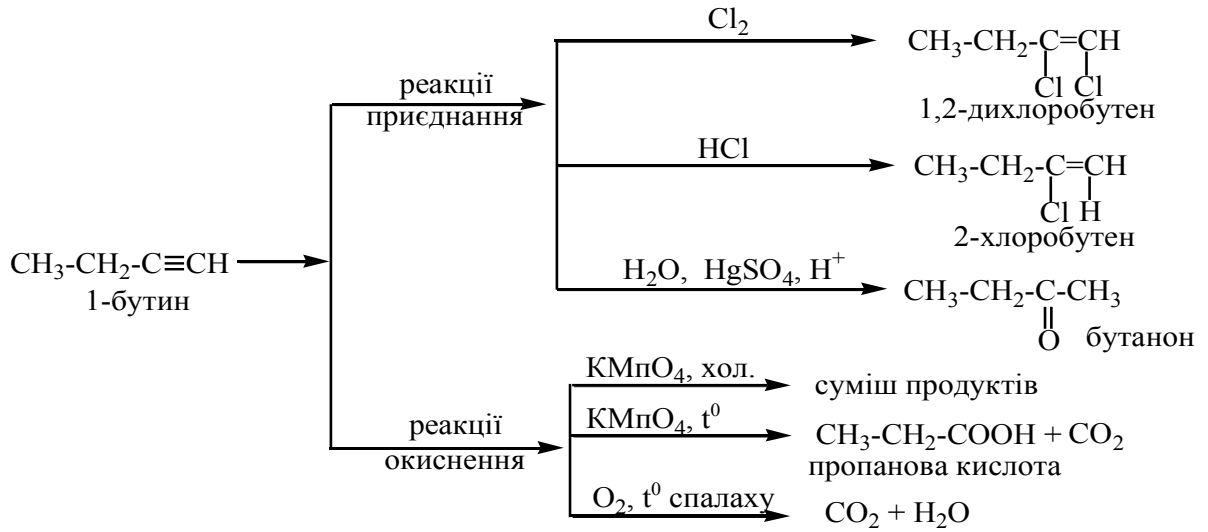
Таблиця 2.1 – Вуглеводні

Ознаки порівняння	Алкани (насичені)	Алкени (етиленові)	Алкіни (ацетиленові)	Арени (ароматичні)
1	2	3	4	5
Загальна формула	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-6} (похідні бензену)
Номенклатура міжнародна IUPAC -суфікс	-ан	-ен	-ин чи -ін	-ен
Функціональна група			$-C \equiv C-$	
Ізомерія	Карбонового ланцюга.	Карбонового ланцюга, положення положення кратного зв'язку та для алкенів – геометрична.		Положення замісників (якщо їх більше одного).
Гомологічні ряди	CH ₄ – метан C ₂ H ₆ – етан C ₃ H ₈ – пропан C ₄ H ₁₀ – бутани C ₅ H ₁₂ – пентани	C ₂ H ₄ – етилен C ₃ H ₆ – пропілен C ₄ H ₈ – бутени C ₅ H ₁₀ – пентени	C ₂ H ₂ – ацетилен C ₃ H ₄ – пропін C ₄ H ₆ – бутини C ₅ H ₈ – пентини	C ₆ H ₆ – бензен C ₆ H ₅ CH ₃ – толуен
Фізичні властивості	C ₁ -C ₄ – гази; C ₅ -C ₁₆ – рідини; решта – тверді речовини.	C ₂ -C ₄ – гази; C ₅ -C ₁₇ – рідини; решта – тверді речовини.	C ₂ -C ₄ – гази; C ₅ -C ₁₆ – рідини; решта – тверді речовини.	Безбарвні рідини, що мають характерний запах.
	У сполук лінійної будови T _{пл.} і T _{кип.} зростають зі збільшенням атомів С у молекулах. Газоподібні та тверді не мають запаху, рідкі мають специфічний запах бензину і гасу. Нерозчинні у воді, розчиняються в органічних розчинниках. Густина менша за одиницю.			
Небезпечність	Газоподібні, у суміші з киснем вибухонебезпечні.			Сильно токсичні.
Знаходження в природі	Головна складова природного газу і нафти.	Досить рідко у деяких родовищах нафти.	—	У деяких видах нафти.
Застосування	Паливо, пальне для двигунів внутрішнього згорання. Для добування ненасичених вуглеводнів, водню, галогенопохідних та ін.	Виробництво пластмас, етанолу, етиленгліколю та ін.	Виробництво оцтового альдегіду і оцтової кислоти.	Виробництво барвників, медикаментів, пластмас, вибухових речовин, інсектицидів, гербіцидів.

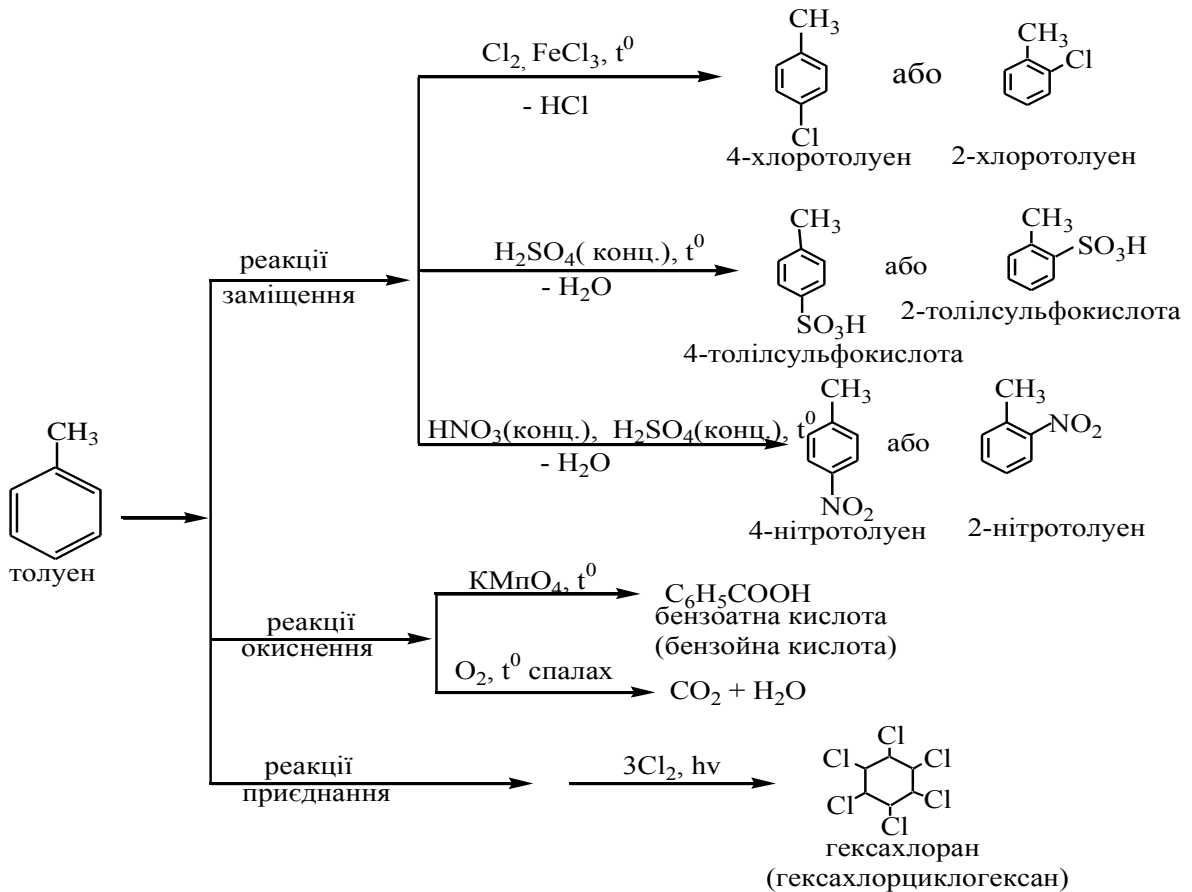
Найбільш характерні властивості вуглеводнів






Алкіни



Арени



Таблиця 2.2 – Оксигеновмісні органічні речовини

Ознаки порівняння	Спирти (одноатомні насичені)	Феноли одноатомні	Етери
Загальна формула	R-OH	Ar-OH	R ¹ -O-R ² , R-O-Ar, Ar ¹ -O-Ar ²
Характеристична група	-OH – гідроксигрупа біля насиченого атому С	-OH –гідроксигрупа зв'язана з ароматичним кільцем	-O – зв'язані з однаковими чи різними замісниками
Номенклатура - тривіальна - IUPAC	CH ₃ OH – деревинний; C ₂ H ₅ OH – винний. суфікс -ол CH ₃ OH – метанол; C ₂ H ₅ OH – метанол.	 -OH- фенол CH ₃ -  -OH - п-крезол CH ₃ -  -OH - 4-метилфенол	C ₂ H ₅ -O-C ₂ H ₅ – діетиловий етер назва замісників + “етер” диетиловий етер
Фізичні властивості	C ₁ -C ₁₀ – рідини, з C ₁₁ – тверді речовини, легші за воду, безбарвні. C ₁ -C ₆ – різкий запах. Тверді – без запаху. C ₁ -C ₃ – добре розчинні у воді. Молекули асоційовані між собою, тому Ткип. вищі за Ткип. сполук інших класів.	Феноли – кристалічні безбарвні речовини, погано розчиняються у воді, окиснюються на повітрі. Розчин фенолу у воді називають карболовою кислотою.	Безбарвні рідини з приємним запахом. У воді не розчиняються.
Небезпечність	CH ₃ OH – 10-20 см ³ - сліпоту, більша доза смертельна. Надзвичайно токсичний!!! C ₂ H ₅ OH – наркотична речовина, великі кількості (0,5-1 дм ³) – смертельні!	При попаданні на шкіру чи слизову оболонку – опіки. Вражається кишечник, печінка, жовчний міхур.	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅ – наркотична речовина. Суміш з киснем – вибухонебезпечна.
Застосування	Розчинники. Широко використовують в органічному синтезі (альдегіди, кислоти, етери, етери).	Фенол використовують для одержання фенолформальдегідних смол і інших органічних речовин.	Розчинники

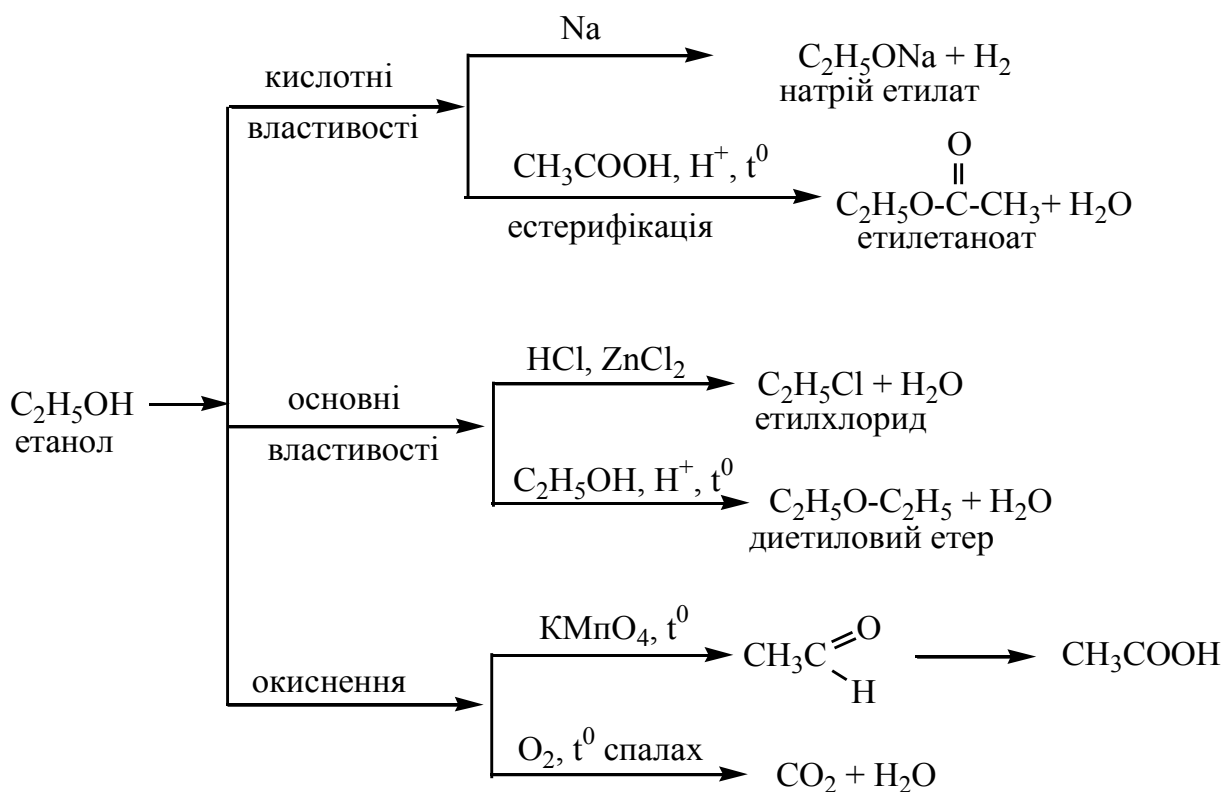
Ознаки порівняння	Оксосполуки	Кислоти (одноосновні насичені)	Естери
1	2	3	4
Загальна формула	$\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array} \quad \text{R}^1-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O} \end{array}-\text{R}^2$	$\text{R}-\text{COOH}$	$\text{R}^1-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O} \end{array}-\text{R}^2$
Характеристична група	$\text{--}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{--}$ -- оксогрупа	--COOH – карбоксильна $\text{--}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{--OH}$	$\text{--}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{--O--}$
Номенклатура - тривіальна - систематична	$\text{CH}_3\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array} \quad \text{CH}_3-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O} \end{array}-\text{CH}_3$ оцтовий альдегід ацетон суфікси –аль (альдегіди) чи –он (кетон) етаналь пропанон	HCOOH – мурашина; CH_3COOH – оцтова. суфікс –ова кислота HCOOH – метанова кислота; CH_3COOH – етанова кислота.	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$ етиловий естер етилацетат оцтової кислоти назва замісників суфікс –оат етилетаноат
Фізичні властивості	C_1 – газ, інші оксосполуки – рідини чи тверді речовини з специфічним запахом. Запах альдегідів більш різкий. Оксосполуки легші за воду, ніжч добре розчиняються у воді.	C_1, C_3 – безбарвні рідини з різким запахом. C_4-C_9 – олієподібні рідини з неприємним запахом. C_{11} – тверді речовини, безбарвні. Низькомолекулярні кислоти добре розчинні у воді.	Безбарвні рідини з приємним запахом. У воді не розчиняються.

Продовження таблиці 2.2

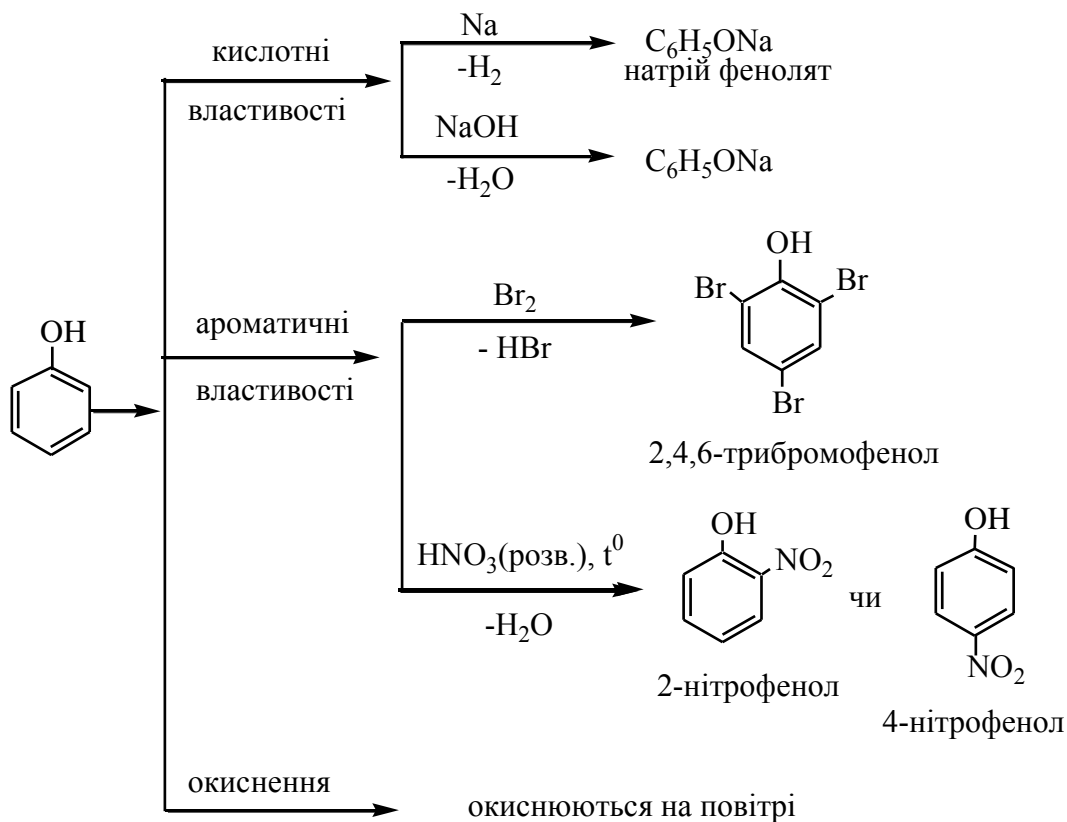
1	2	3	4
Небезпечність	Токсичні речовини, подразнюють слизову оболонку.	НСООН – при 0,75 мг/дм ³ сильне подразнення, сльозоточивість, біль у грудях, кашель, катарі шлунка. ГДК (НСООН) – 1 мг/м ³ . С(CH ₃ COOH) – 2-3 мг/дм ³ переносима не більше 3 хвилин. Викликає гострі і хронічні риніти, кон'юнктивіт. ГДК(CH ₃ COOH) – 5 мг/м ³ .	Етилетаноат викликає подразнення слизових оболонок (1,44 г/дм ³), дерматити, екземи. ГДК – 200 мг/м ³ .
Застосування	Ацетальдегід використовують для одержання пластмас, оцтової кислоти, винного спирту і інших речовин. Ацетон – розчинник. Синтез.	Мурашина кислота – у текстильній і шкіряній промисловості, оцтова – розчинник, виробництво штучних волокон, барвників та ін.	Розчинники

Найбільш характерні реакції оксигеновмісних похідних вуглеводнів

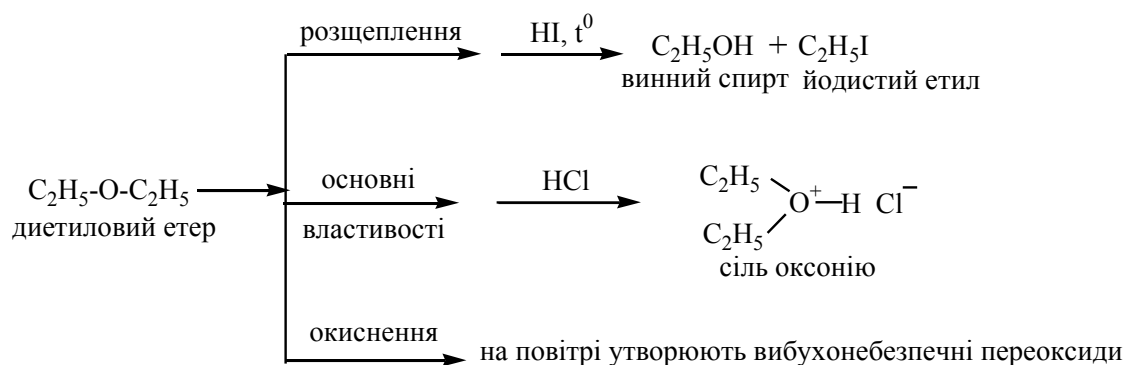
Спирти (алканоли)



Феноли



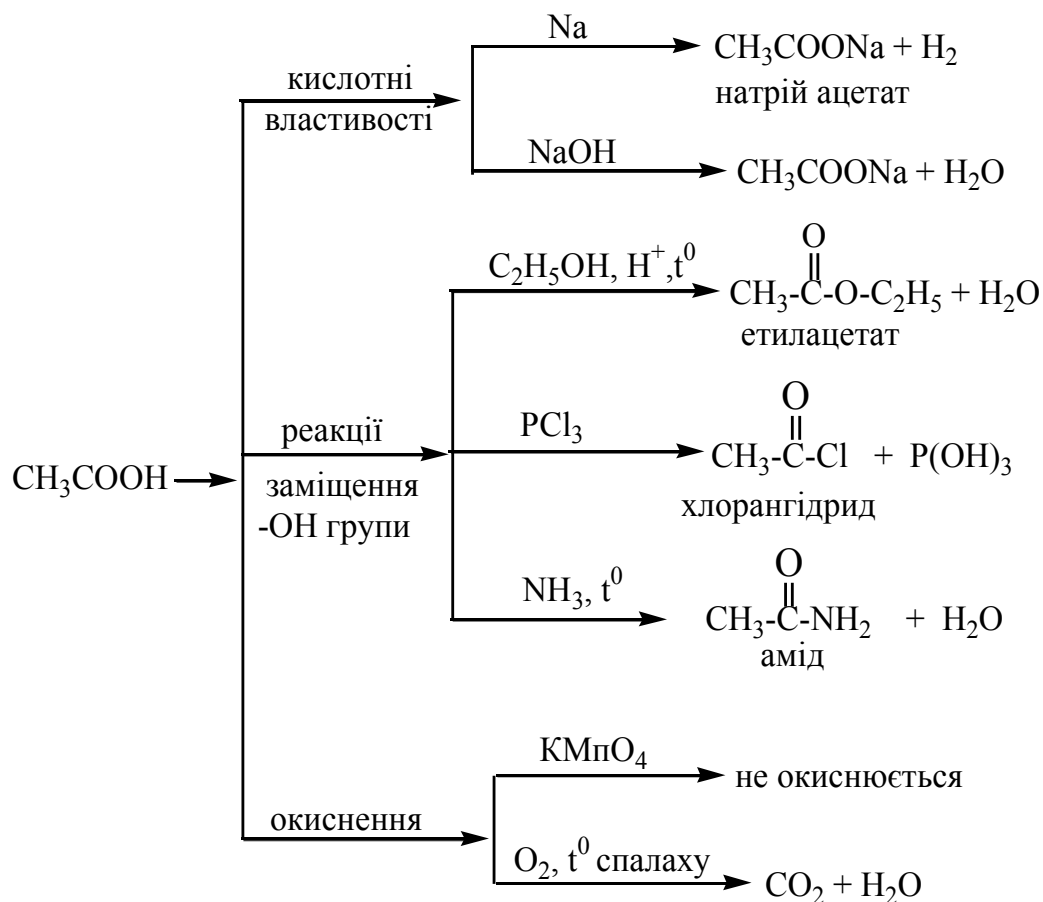
Етери



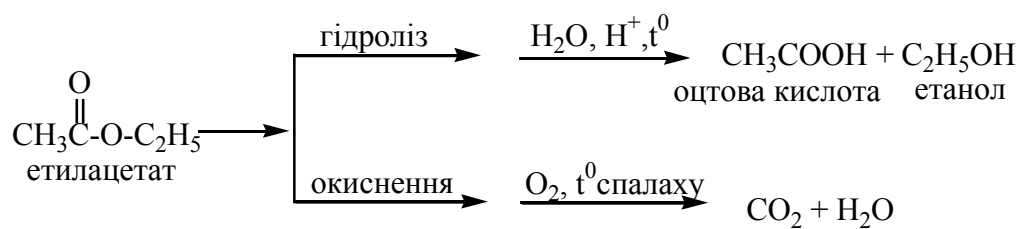
Таблиця 2.3 – Хімічні властивості альдегідів і кетонів

Представники	$\text{CH}_3\text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$ альдегіди	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{-CH}_3$ кетони
Реакції 1. Реакції приєднання водню (відновлення) $+ \text{H}_2, \text{Kat}$	$\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ етанол	$\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3$ $\quad \quad $ $\quad \quad \text{OH}$ 2-пропанол
2. Окиснення KMnO_4 хол.	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$ оцтова кислота	не окиснюються
KMnO_4 нагр.	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$	з розривом ланцюга

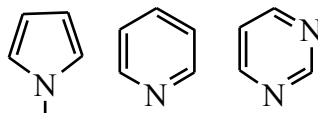
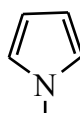
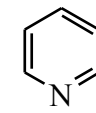
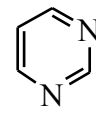
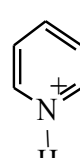
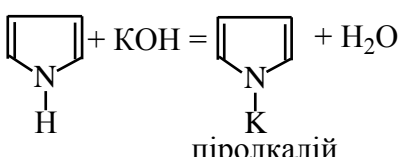
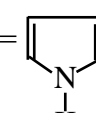
Карбонові кислоти



Естери



Таблиця 2.4 – Нітрогеновмісні органічні сполуки

	Аміни	Гетероциклічні сполуки
Представники	CH ₃ NH ₂ – метиламін C ₆ H ₅ NH ₂ – анілін	  пірол  піридин  піримідин
Фізичні властивості	CH ₃ NH ₂ – газ з запахом амоніаку C ₆ H ₅ NH ₂ – рідина з неприємним запахом Нижчі аміни розчиняються у воді.	Рідини безбарвні з неприємним запахом! Розчинні у воді піридини та піримідини.
Хімічні властивості	I Основні властивості	
	$+ \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{OH}^-$ метиламоній гідроксид $+ \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{Cl}^-$ метиламоній хлорид	 піридиній хлорид
	II Кислотні властивості	
	 пірол + KOH =  + H ₂ O піролкалій	
	III Окиснення	
	горять \longrightarrow CO ₂ + H ₂ O + N ₂	
Використання	Для виготовлення ліків, барвників, поверхневоактивних речовин.	Для виготовлення барвників та кіків.
Небезпечність	Дуже токсичні речовини. Канцерогени. Токсичність зростає з ростом карбонового ланцюга. Навіть у малих концентраціях вражають нервову систему, впливають на кровотворення, порушують функції печінки. Рідкий анілін всмоктується крізь шкіру зі швидкістю 0,2-0,7 г/см ² /год. ГДК метиламіну – 1 мг/м ³ . ГДК аніліну – 0,1 мг/см ³ .	Пара піридину – сильний подразник, викликає сильно токсичну дію. В першу чергу вражає нервову систему, викликає дегенеративні зміни у печінці і нирках. ГДК піридину – 5 мг/м ³ .

Таблиця 2.5 – Галогеновмісні органічні сполуки

Склад	CHCl ₃ хлороформ	CCl ₄ чотирьохлористий карбон	CF ₂ Cl ₂ дифлуоро- дихлоро- метан	CH ₂ =CHCl хлористий вініл
Фізичні властивості	Безбарвна рідина, солодкуватий запах.	Негорюча безбарвна рідина, солодкуватий запах.	Газ, без кольору та запаху.	Безбарвний газ.
	Густина більша за одиницю. Нерозчинні у воді.			
Хімічні властивості моногалогено- похідних	<p>I. Реакції заміщення:</p> $RX + NaOH \xrightarrow{t^0} R-OH + NaOH$ <p style="text-align: center;">спирт</p> $RX + NaCN \longrightarrow R-CN + NaX$ <p style="text-align: center;">нітрил</p> <p>II. Реакції відновлення:</p> $RX + H_2 \xrightarrow{Ni} RH + HX$			
Небезпечність	У присутності кисню розкладається з утворенням СОСl ₂ – фосгену (отруйний газ). Раніше використовувався як дихальний загальнонаркоотичний засіб, але виявлена побічна дія на серце і печінку.	При температурі вище за 500 ⁰ С утворюється фосген.	Нетоксичний, вибухо-небезпечний.	ГДК = 0,1мг/м ³ Канцерогенна речовина – пухлини печінки, системи крові та лімфи.
Застосування	Добрі розчинники			
	Одержання фреонів, тефлону.	Одержання фреонів. Негорючий розчинник.	Фреон (фреон-12) – хладоагент у холодильниках. Розчинник інсектицидів.	Одержання полівінілхлорид з якого виготовляють електроізоляційні матеріали, замінник шкіри, лінолеум тощо.

Високомолекулярні сполуки (ВМС)

ВМС поділяють на природні (білки, нуклеїнові кислоти, полісахариди) та синтетичні.

Макромолекула полімеру побудована з однакових фрагментів (мономерних одиниць). Структурний елемент – найменша група атомів полімерного ланцюга, що повторюється (табл. 2.6).

Таблиця 2.6 – Будова ВМС

Полімер	Мономер	Структурний фрагмент (ланка)	Структурний елемент
Поліетилен	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	$-\text{CH}_2-$
Полістирен	$\text{CH}_2=\text{CHC}_6\text{H}_5$	$-\text{CH}_2-\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-$	$-\text{CH}_2-\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-$

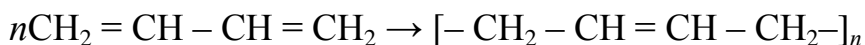
Число структурних фрагментів в макромолекулі називається ступінню полімеризації (n): $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$.

Більшість синтетичних полімерів утворена одним чи двома видами структурних фрагментів.

Найважливіші синтетичні полімери – це поліетилен, поліпропілен, полістирен, поліізобутилен, полібутадієни, полівінілхлорид, тефлон, поліакрілонітрил, поліметилметакрилат, епоксидні смоли, силікони, фенолформальдегідні смоли, сечовинформальдегідні смоли тощо.

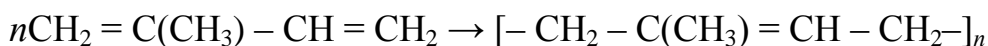
Каучуки можуть бути натуральними і синтетичними (натрійбутадієновий, ізопреновий, хлоропреновий).

Натрійбутадієновий каучук відноситься до каучуків загального призначення і одержується полімеризацією бутадієну:

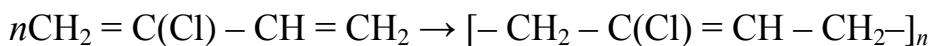


Умови реакції: підвищений тиск та температура, натрій.

Ізопреновий каучук одержують з ізопрену:



Хлоропреновий каучук одержують з хлоропрену:



Цей каучук дуже стійкий до впливу світла, розчинників. Використовують для виробництва деталей та апаратури.

У теперішній час синтетичні полімери перестали бути заміниками природних речовин і є матеріалами, що за властивостями перевершують природні аналоги. У той же час, синтетичні полімери – це дуже інертні матеріали. Вони стійкі до впливу зовнішнього середовища і є біологічно жорсткими, що призводить до забруднення ними навколишнього середовища.

Поверхнево-активні речовини (ПАР)

До ПАР відносять речовини, які здатні знижувати поверхневе напруження рідин, особливо, води. Вони містять гідрофобний вуглеводневий залишок і гідрофільну групу атомів.

Щорічно майже половина ПАР використовується для виробництва миючих засобів, засобів для чистки, інша половина – це емульгатори, деемульгатори, інгібітори корозії, флотаційні засоби.

В залежності від заряду гідрофільної групи ПАР поділяють на:

- аніоноактивні (мило, синтетичні миючі засоби);
- катіоноактивні (флотаційні агенти, дезінфікуючі засоби);
- неіоногенні (компоненти різних миючих засобів);
- амфолітні (шампуні для волосся, дитячі шампуні).

До біологічно жорстких ПАР відносять алкілбензенсульфонати з розгалуженим алкільним замісником. ПАР такої будови у стічних водах дуже повільно руйнуються мікроорганізмами і довго забруднюють воду. Тому у більшості країн їх використання заборонено.

Сучасні миючі засоби містять поліфосфати, які підсилюють миючу дію ПАР. Однак, наявність фосфатів у миючих засобах призводить до збагачення фосфором природних вод і, як наслідок, – надмірному росту водоростей і водних рослин.

Література

1. Бобровник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. – К.: Ірпінь: ВТФ “Перун”. – 2005. – 544 с.
2. Жиряков В.Г. Органическая химия. – М.: Химия. – 1972. – 408 с.
3. Мітрясова О.П. Вступ до органічної хімії. – К.: ВД “Професіонал”. – 2007. – 400 с.
4. Нечаев А.П. Органическая химия. – М.: Высш. шк. – 1988. – 319 с.
5. Тейлор Г. Основы органической химии для студентов нехимических специальностей. – М.: Мир. – 1989. – 384 с.
6. Цветкова Л.Б., Романюк О.П. Неорганічна і органічна хімія. – Львів: “Магнолія – 2006”. – 2007. – 358 с.

РОЗДІЛ 3. ОСНОВИ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

3.1. Завдання, предмет і значення аналітичної хімії

Аналітична хімія – це наука про методи аналізу речовин. Разом з загальною, неорганічною, органічною і фізичною хімією аналітична хімія є частиною хімічної науки.

Предметом аналітичної хімії як науки є теорія і практика хімічного аналізу.

Аналітична хімія вирішує загальні проблеми теорії хімічного аналізу і розробляє окремі положення аналізу, які відносяться до методів, що існують та що заново створюються.

Аналітична хімія теоретично обґрунтовує методи якісного та кількісного аналізу, за допомогою яких можна визначати якісний склад речовини і встановити кількісне співвідношення елементів та хімічних сполук даної речовини.

До завдань аналітичної хімії належать:

1. Розвиток теорії усіх хімічних та фізико-хімічних методів аналізу, операцій, з якими доводиться мати справу у процесі наукового обґрунтування;

2. Розробка, удосконалення та виконання різноманітних методів аналізу.

Аналітична хімія – наука про методи аналізу, а хімічний аналіз – це відомі методи розпізнавання хімічного складу досліджуваної речовини, які використовуються на практиці.

Аналітична хімія відіграє велику роль у науковому та технічному прогресі, сприяє розвитку багатьох природничих наук, наприклад, геохімії, мінералогії, фізики, біології, агрохімії, а також металургії, медицині та ін.

Особливе значення має аналітична хімія у розвитку хімічної науки.

Аналітичні визначення необхідні при виконанні кожної науково-пошукової роботи з хімії.

Особливо велике значення аналітичної хімії і хімічного аналізу у виробництві, де необхідний постійний контроль попередження браку.

Без сучасних методів аналізу був би неможливим синтез нових хімічних сполук.

Важливе місце сьогодні відводиться аналітичній хімії в галузі охорони навколишнього природного середовища

Аналіз речовини може проводитися з метою встановлення якісного і кількісного його складу. У відповідності з цим розрізняють якісний і кількісний аналіз.

Якісний аналіз дозволяє встановити, з яких хімічних елементів складається речовина і які йони, групи атомів та молекули входять до його складу. При дослідженні складу невідомої речовини якісний аналіз завжди передує кількісному аналізу, так як вибір методу кількісного визначення частин, що входять до складу речовини, яка аналізується, залежить від даних, що одержані при його якісному аналізі.

Кількісний аналіз призначений для визначення кількісних співвідношень складових частин досліджуваної речовини. Кількісний аналіз дає можливість встановити кількісний елементний або молекулярний склад речовини, яка аналізується чи вміст окремих її компонентів.

Хіміко-аналітичні дослідження будь-якого матеріалу на наявність небезпечних речовин складається з кількох етапів: ізолювання досліджуваних речовин з об'єктів того чи іншого походження, очищення одержаних проб від домішок, виділення досліджуваних речовин з попередньо очищених проб, ідентифікація та кількісне визначення виділених речовин. На окремих етапах хіміко-аналітичного аналізу застосовують відповідні хімічні, фізичні та фізико-хімічні методи.

Для ізолювання небезпечних речовин з досліджуваних об'єктів застосовують переважно методи екстракції, фільтрування, відгонки, випарювання, розкладу матеріалу тощо.

Очищення матеріалів здійснюється за допомогою методів екстракції, діалізу, перекристалізації, різних видів перегонки, хроматографії у тонких шарах сорбентів, адсорбційної хроматографії на колонках тощо.

Значно більша кількість методів застосовується для ідентифікації та кількісного визначення небезпечних речовин, виділених з досліджуваного матеріалу. Для ідентифікації цих речовин застосовують якісні реакції, методи хроматографії, спектроскопії в УФ- та ІЧ-ділянках, електрофорезу, мікрокристалоскопії та ін.

Для кількісного визначення небезпечних речовин застосовують чутливі фотоколориметричний, спектрофотометричний, газохроматографічний та інші методи.

Завжди для виконання якісного або кількісного аналізу необхідно відібрати пробу речовини або суміші та підготувати її певним чином для аналізу.

3.2. Пробовідбір та пробопідготовка

Дуже важливими є питання пов'язані з двома операціями: пробовідбором та пробопідготовкою.

Умови відбору проби повинні задовольняти вимогам її представництва. Як правило, проба – це тільки деяка частина досліджуваного об'єкта, яка використовується в подальшому для вимірювання (наприклад, для аналізу складу). Під *представництвом* проби розуміється відповідність середнього результату вимірювання істинному значенню властивості, що досліджується, всього об'єкта дослідження. Представництво проби повинно визначатися тим ступенем достовірності, з якою робиться висновок про властивість об'єкта у цілому, на основі вивчення частини системи, наприклад, досліджуваного об'єму, аліквоти або аналітичної наважки. Представництво проби визначається в основному трьома факторами – відносними розмірами проби, як частини системи, ступенем неоднорідності досліджуваної властивості системи та відтворюваністю методу дослідження.

Операції пробопідготовки

Селективність багатьох хімічних реакцій, а також сильний вплив побічних реакцій вимагають попереднього виконання часто дуже трудомістких операцій – розчинення, фільтрування, переводу з однієї аніонної форми в іншу. Не менш важливими є і фізико-механічні операції, наприклад дроблення і здрібнення. Крім того велике значення мають попередні операції пробопідготовки: розчинення, концентрування, фільтрування, дистиляція, екстракція та ін.

Фільтрування

Фільтрування – операція механічного розділення твердих та рідких компонентів будь-якої суміші. Сутність фільтрування полягає в тому, що рідину з частинками твердої речовини, що знаходяться в ній, пропускають через пористу перетинку; пори або отвори в перетинці настільки малі, що через них частинки твердого тіла не проходять, а рідина проходить легко. Ця перетинка, яка затримує тверді тіла, називається фільтром. Матеріали для фільтрування, що використовуються у лабораторній практиці, поділяють на два класи: 1) сипкі та 2) пористі. Крім того, матеріали для фільтрування розділяють на 1) неорганічні та 2) органічні. Найбільше розповсюдження у лабораторіях знайшли: фільтрувальний папір, целюлозна маса, азбест, волокнисті матеріали (тканини), змішані фільтри, пресоване скло, фарфор та ін. Вибір матеріалу для фільтрування залежить як від вимог до чистоти, так і від його властивостей. Для фільтрування неможливо використовувати такі матеріали, на які рідина, що фільтрується, може виявляти будь-яку дію.

Фільтрування можна проводити різними способами. Вибір способів фільтрування залежить від характеру рідин та властивостей осадів, що фільтрують. Найбільш простий і найбільш часто використаний спосіб – фільтрування при атмосферному тиску. Для фільтрування за цим способом не треба складних пристроїв. Важливим фактором, що впливає на швидкість фільтрування, являється тиск, під яким рідина проходить крізь фільтр. Чим тиск вище, тим швидше фільтрується рідина. Тому дуже часто фільтрують

під вакуумом або під тиском. Крім того, у тих випадках, коли рідина або розчини мають велику в'язкість, фільтрування їх проводять при нагріванні. Фільтрування при нагріванні можна проводити як при нормальному тиску, так і під вакуумом та при підвищеному тиску. Фільтрування речовин, що мають низьку температуру плавлення, а також деяких розчинів у звичайних умовах не завжди можливе. В подібних випадках використовують фільтрування при охолодженні. Для відокремлення твердих завислих частинок від рідини можна використовувати відцентровану силу, тобто центрифугу. Перевагами центрифугованого фільтрування є висока швидкість, можливість швидкого промивання осаду, віджимання осаду від рідини майже досуха.

Дистиляція (перегонка)

Перегонка – дуже зручний спосіб виділення та очистки речовин. Розділення суміші рідин перегонкою можливо тоді, коли пара, що утворюється при перегонці, має інший склад у порівнянні з рідиною. Здійснюється шляхом часткового випаровування рідини і наступною конденсацією пари. При нагріванні рідини підвищується її температура та тиск насиченої пари. Підвищення температури та тиску відбувається до того часу, поки тиск пари не буде дорівнювати зовнішньому (атмосферному) тиску. При цьому температура досягає деякого певного значення (температури кипіння) і рідина закипає. Якщо рідину нагрівати до кипіння та відводити пару, що утворюється, то при охолодженні її на стінках почнеться утворення крапель рідини. Цими властивостями рідини – кипіти з утворенням пари – і здатністю її при охолодженні конденсуватися користуються для очищення рідин, використовуючи процес дистиляції або перегонки. В результаті дистиляції відігнана фракція (дистилят) збагачується відносно більш леткими (низькокиплячими) компонентами, а невідігнана рідина (кубовий залишок) – відносно менш леткими (висококиплячими).

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

У тих випадках, коли нагрівання не супроводжується розкладом речовини або коли рідина, яку переганяють, має не дуже високу температуру кипіння, для виділення або очистки користуються *перегонкою під звичайним тиском*.

Фракційною, або дробною, перегонкою називають такий спосіб ведення її, коли з суміші рідин з різними температурами кипіння виділяються деякі окремі компоненти. Дробну перегонку ведуть обов'язково з використанням дефлегматора. Замість дефлегматора краще користуватися колонками повної конденсації, які дають можливість більш тонкого розділення рідин за температурами кипіння.

Вакуум-перегонку (перегонка під зменшеним тиском) використовують у тих випадках, коли рідина за нормальних умов має дуже високу температуру кипіння або коли вона при нагріванні до високої температури піддається розкладу або зміні. Розрізняють два основних методи перегонки під зменшеним тиском: а) перегонка при помірному вакуумі; б) перегонка у високому вакуумі. Зменшення температури кипіння рідини і, отже, перегонки, яка досягається зменшенням тиску, сприяє збереженню хімічної індивідуальності речовини, яку переганяють.

Перегонка з водяною парою є ефективним методом виділення або очистки сполук, які нерозчинні або важко розчинні у воді. Перегонка з водяною парою має перевагу перед звичайною перегонкою у тому, що вона може бути вибірковою, так як одні нерозчинні речовини переганяються з парою, а інші не переганяються.

Екстрагування

Для очистки речовин від домішок, а також для розділення сумішей речовин використовується вилучення, або екстрагування. Цей спосіб ґрунтується на різній розчинності речовин у розчиннику, який підходить, або в двох розчинниках, що не змішуються. *Екстракцією* називають метод вилучення розчинниками з суміші будь-яких речовин того чи іншого компонента. В основі цього методу лежить закон розподілу речовини між

двома рідинами, які не змішуються (якщо екстрагують речовину з розчину у якій-небудь рідині) та різна розчинність окремих речовин в даному розчиннику (якщо речовину виділяють з суміші з іншими речовинами).

Більшість речовин (як рідких, так і твердих) розчиняються в декількох розчинниках. Якщо дана речовина розчинена у якому-небудь розчиннику і до цього розчину додати інший розчинник, який не змішується з першим, то частина речовини перейде в цей розчинник, утворюючи два шари рідин, що не змішуються, в яких буде міститися дана речовина. При цьому розподіл речовини між двома розчинниками буде цілком певним для кожного окремого випадку. Якщо є суміш двох або декількох речовин і необхідно виділити одну з них, то майже завжди можна підібрати такий розчинник, який розчиняє тільки необхідну речовину і майже не розчиняє інші.

Одним з найважливіших розчинників є вода, в якій розчиняється велика кількість різних неорганічних та органічних речовин. Дуже часто для екстракції використовують органічні розчинники, за допомогою яких можна відокремлювати не тільки органічні речовини, але і неорганічні.

У залежності від того, в якому вигляді знаходиться речовина, яку екстрагують, прийоми екстракції і конструкція приладів, що використовуються, дещо змінюється.

Процес екстрагування можна поділити на види: екстрагування твердих речовин (система “тверда речовина – рідина”) та екстрагування рідин (система “рідина – рідина”).

У залежності від характеру твердої речовини, яку виділяють, використовують або холодний розчинник (холодне екстрагування), або гарячий розчинник (гаряче екстрагування). При холодному екстрагуванні як розчинник дуже часто використовують воду, інколи використовують водні розчини кислот, лугів або різних солей. Звичайно водну екстракцію проводять у скляному або фарфоровому стакані. У випадку екстрагування органічними розчинниками використовують апарат Сокслета. Гаряче екстрагування водою або водними розчинами проводять в “перколяторах”.

Гаряче екстрагування органічними розчинниками звичайно використовується для виділення важкорозчинних речовин та речовин, які перед розчиненням сильно набухають. Проводять його теж в апараті Сокслета.

Екстрагування рідин у простішому випадку проводять у ділильній лійці при струшуванні. Для екстрагування з водних розчинів звичайно використовують: діетиловий етер, петролейний етер, бензен, бензин та ін. При екстрагуванні з розчинів можна використовувати прилади аналогічні апарату Сокслета.

Екстрагування рідини рідиною може бути автоматизовано, якщо цю операцію проводити у безперервному потоці. Для цієї мети використовують екстрактори спеціальних конструкцій.

Випарювання та упарювання

У хімічних лабораторіях при роботі з різними розчинами, як водними, так і неводними, нерідко виникає необхідність у випарюванні.

Випарювання – це операція вилучення розчинника шляхом випаровування з метою або підвищення концентрації розчину, або виділення речовини, яка міститься в ньому. Швидкість випаровування рідини залежить від ряду факторів, з яких найважливішими є температура, тиск та площа поверхні випаровування. Як правило, швидкість випаровування прямо пропорційна поверхні випаровування. Крім того, на процес випарювання впливає товщина шару рідини. У тому випадку, коли розчинена речовина розкладається при нагріванні, розчинник відганяють під вакуумом або використовують плівкове випаровування. Швидкість випаровування залежить також від перемішування розчину та його циркуляції. Випарювання можна проводити на відкритому повітрі при звичайному тиску або у закритих апаратах з повною рекуперацією чи уловлюванням розчинника, який випаровується.

Інколи необхідно шляхом упарювання розчину підвищити його концентрацію. Для полегшення роботи можна заздалегідь розрахувати, до якого об'єму треба упарити рідину.

Прожарювання

Прожарюванням називають операцію нагрівання твердих речовин до високої температури (вище 400° С) з метою: а) виділення летких домішок; б) досягнення постійної маси; в) проведення реакцій, що протікають при високих температурах; г) озолення після попереднього спалювання органічних речовин. Нагрівання до високої температури проводять в печах (муфельних або тигельних), використовуючи різноманітні тиглі. Прожарювання можна проводити і на газових пальниках. В цьому випадку дуже зручна рознімна піч, в деяких випадках можна використовувати сковороду.

Хроматографічні методи розділення

Принцип та класифікація хроматографічних методів описані нижче (підрозділ 3.5. Фізико-хімічні методи аналізу).

Хроматографічні методи широко використовують у кількісному аналізі для розділення та концентрування окремих компонентів складних сумішей неорганічних та органічних сполук. Виділені компоненти визначають звичайними хімічними, фізичними та фізико-хімічними методами аналізу.

3.3. Якісний аналіз

Предмет, задачі та методи якісного аналізу

Методи визначення складу речовини, що ґрунтуються на використанні їх хімічних властивостей, називаються хімічними методами.

Методи аналізу, за допомогою яких можна визначити склад досліджуваних речовин без використання хімічних реакцій, називаються фізичними методами аналізу. Ці методи ґрунтуються на вивченні оптичних, електричних, магнітних, теплових та інших фізичних властивостей речовин. До фізичних методів відносяться: спектральний, люмінесцентний, рентгеноструктурний, мас-спектрометричний та ін.

Хімічні методи якісного аналізу

Якісний хімічний аналіз більшою частиною ґрунтується на перетворенні речовини, яка аналізується, у яку-небудь нову сполуку, що

володіє характерними властивостями: кольором, певним фізичним станом, кристалічною або аморфною структурою, специфічним запахом та ін. Хімічне перетворення, що відбувається при цьому, називається *якісною аналітичною реакцією*, а речовини, які викликають це перетворення, називають *реактивами (реагентами)*.

Для виявлення окремих елементів використовуються прості та зручні методи аналізу, що ґрунтуються на хімічних реакціях, які характерні для елементів, йонів даних елементів, груп атомів, і які відбуваються за певних умов.

Аналітичними ознаками можуть бути:

- утворення характерних осадів та газів;
- певна розчинність у воді, кислотах, лугах, органічних розчинниках;
- відношення до нагрівання;
- дія окисників та відновників;
- відношення до концентрованої сульфатної кислоти;
- утворення кристалів певної форми;
- зміна кольору розчину;
- забарвлення безбарвного полум'я пальника.

Реакції, що використовуються в якісному аналізі, можна поділити на наступні групи:

1. Реакції осадження. Осади можуть відрізнятися певною кристалічною структурою, розчинністю в кислотах, лугах, амоніаку, кольором.

2. Реакції, що супроводжуються утворенням газів, які володіють відомим запахом, розчинністю.

3. Реакції, що супроводжуються утворенням слабких електролітів. До таких реакцій відносяться реакції, в результаті яких утворюються: оцтова кислота (CH_3COOH), фторидна кислота (HF), амоній гідроксид (NH_4OH), ферум (III) роданід ($\text{Fe}(\text{SCN})_3$) та ін., реакції нейтралізації.

4. Реакції комплексоутворення.

5. Реакції окиснення-відновлення.

Реакції, що використовують в якісному аналізі, частіш за всього проводять у розчинах. Речовину, що аналізують, спочатку розчиняють (у воді, оцтовій кислоті і мінеральних кислотах, царській горілці, водному розчині амоніаку, органічних розчинниках).

Речовину, що знаходиться у розчині піддають систематичному аналізу. *Систематичний аналіз* складається з ряду попередніх проб та послідовно виконаних операцій.

Хімічний аналіз досліджуваних речовин у розчині називають аналізом *мокрим шляхом*. У деяких випадках речовини аналізують *сухим шляхом* без переведення їх у розчин.

Макро-, полумікро- та мікрометоди

В залежності від кількості речовини, що аналізується, об'єму розчину та техніки виконання окремих операцій, хімічні методи якісного аналізу розділяють на: макро-, полумікро-, мікро- та ультрамікрометоди та ін. (табл. 3.1).

Таблиця 3.1 – Методи якісного аналізу

Метод	Маса, г	Об'єм, см ³
Макро-	1-10	10-100
Полумікро-	0,05-0,5	1-10
Мікро-	10^{-3} - 10^{-6}	10^{-1} - 10^{-4}
Ультрамікро-	10^{-6} - 10^{-9}	10^{-4} - 10^{-6}
Субмікро-	10^{-9} - 10^{-12}	10^{-7} - 10^{-10}

Специфічність та чутливість реакцій

Особливе значення у якісному аналізі мають специфічні реакції. *Специфічними реакціями* (або реактивами) називають реакції (або реактиви), за допомогою яких можна в певних умовах виявити одні йони або речовини у присутності інших йонів або речовин за специфічною зміною кольору, утворенню характерного осаду, виділенню газу та ін. Наприклад, нікол-іони можна виявити по утворенню рожево-червоного осаду при додаванні диметилглюксиму.

Чутливість реакції визначається найменшою кількістю досліджуваної речовини, яка може бути виявлена даним реактивом у краплі розчину (0,01-0,03 см³). Чутливість реакції виражають рядом взаємопов'язаних величин: мінімум, що відкривається; мінімальна (гранична) концентрація; граничне розведення.

Мінімум, що відкривається, – це найменша кількість речовини, що міститься у досліджуваному розчині, яка відкривається даним реактивом за певних умов виконання реакції. Величина мінімуму, що відкривається, дуже мала, вона складає мільйоні частки грама.

Мінімальна концентрація показує при якій найменшій концентрації розчину дана реакція дозволяє однозначно відкрити речовину, яку знаходять, у невеликій порції (в одній краплі) аналізованого розчину.

Граничне розведення виражають граничним числом мілілітрів водного розчину, який містить 1 г аналізованої речовини, яку ще можна відкрити за допомогою даної реакції. Граничне розведення є величина обернена граничній концентрації. Можливість виявлення тієї чи іншої речовини обмежена концентрацією її розчину. Кращою аналітичною реакцією слід вважати таку, яка дає можливість виявляти не абсолютно малі, а відносно малі кількості речовини.

Аналітична реакція тим більш чутлива, чим менший мінімум, що відкривається, чим менша мінімальна концентрація аналізованого розчину, чим більше граничне розведення.

Способи підвищення чутливості реакцій

На чутливість реакції впливають різні фактори, тому для хіміка-аналітика велике значення мають способи підвищення чутливості реакції. Так як чутливість реакції обумовлена мінімумом, що відкривається, мінімальною концентрацією та граничним розведенням, тобто зв'язана з концентрацією речовини, що відкривається, то підвищення чутливості реакції в першу чергу може бути досягнута в результаті підвищення концентрації даної речовини у розчині.

Підвищити чутливість реакції можна, використовуючи хімічно чисті реактиви, вільні від яких-небудь домішок, а також попереднім відокремленням або маскуванням сторонніх йонів або молекул, які заважають реакції. Для цього використовують випаровування розчинів, попереднє осадження у вигляді малорозчинної сполуки з наступним розчиненням його у відповідному розчиннику, екстракцію сполук органічними розчинниками, відгонку, вибірну адсорбцію та ін.

Речовини, що перетворюють сполуки, які досліджуються, у речовини, з характерними властивостями, називаються *хімічними реактивами*. В залежності від складу реактиви можуть бути неорганічними та органічними. За ступенем чистоти реактиви розрізняють на “хімічно чисті” (х. ч.), “чисті для аналізу” (ч. д. а.), “чисті” (ч.) і “технічні” (т), які використовують в лабораторіях та на виробництві. Для більшості аналізів, які проводяться в аналітичних лабораторіях, цілком придатні реактиви “чисті для аналізу”. Найменша кількість домішок міститься в реактивах марці “хімічно чисті”, які використовуються для точних аналітичних дослідів.

Реактиви, що використовують в аналітичних лабораторіях, підрозділяють на специфічні, вибірні, або селективні та групові.

Вимоги до реактивів: а) чистота; б) чутливість; в) специфічність.

Якісний аналіз неорганічних речовин

В якісному аналізі неорганічних речовин розрізняють загальні та окремі аналітичні реакції.

Загальними реакціями називаються реакції, у яких реактив реагує з декілька йонами. Наприклад, загальною реакцією для Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} є їх взаємодія з SO_4^{2-} , з яким вони утворюють білі кристалічні осади CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 . Загальні реакції дозволяють виявити наявність або відсутність певної групи йонів. Тому їх ще називають *груповими*.

Окремими реакціями називають реакції, у яких різні реактиви утворюють характерні сполуки з певними йонами. Окремі реакції характерні для даного йона.

В якісному аналізі поділяють реакції на виявлення або відкриття йонів і реакції розділення. Реакція Fe^{3+} з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ є прикладом *реакції виявлення*. Реакції, за допомогою яких відокремлюють певні йони від інших, називають *реакціями розділення*. Дуже часто реакції виявлення є також реакціями розділення.

Реакції розділення повинні задовольняти головну умову: вони повинні практично повно відокремлювати одні йони від інших.

Специфічні реакції призначаються для виявлення досліджуваних йонів у присутності інших йонів.

Вибірні або селективні реактиви реагують з обмеженим числом індивідуальних йонів, які інколи належать до різних груп.

Групові реактиви – реагують з цілою групою йонів.

У досліджуваному розчині можуть бути присутні декілька йонів. Причому більшість катіонів дають подібні реакції і заважають відкриттю один одному. Звідси виходить, що неможливо проводити реакції на окремі йони у довільно вибраній послідовності. Їх треба комбінувати таким чином, щоб до того часу, коли аналітик приступає до відкриття якого-небудь йона, усі йони, що заважають досліді, були б відокремлені.

Послідовність реакцій, яка задовольняє цим вимогам, називається *систематичним шляхом аналізу*, при якому катіони відокремлюють не по одному, а цілими групами. Використання групових реагентів і осадження елементів цілими групами має велике значення, так як складна задача аналізу катіонів або аніонів розділяється на ряд більш простих задач. Крім того, якщо яка-небудь група катіонів відсутня, то груповий реагент вкаже на це.

У багатьох випадках використання групових реагентів пов'язано з тривалими операціями осадження, фільтрування, промивання осадів, повторного розчинення і так далі, що займає багато часу. Тому нині більше уваги приділяють *дробним реакціям*, а саме таким реакціям, за допомогою яких можна виявити йон, що досліджуються, у присутності інших йонів. Для

проведення дробних реакцій необхідні специфічні реагенти. Дробний аналіз вигідно відрізняється від систематичного аналізу швидкістю виконання.

В якісному аналізі неорганічних речовин переважно досліджують розчини солей, кислот та основ, які у водних розчинах знаходяться у дисоційованому стані. Тому хімічний аналіз водних розчинів електролітів зводиться до відкриття окремих йонів (катіонів та аніонів), а не елементів та їх сполук.

Для зручності виявлення йони поділяють на аналітичні групи. Класифікація катіонів та аніонів за аналітичними групами ґрунтується на відношенні йонів до дії реактивів, на схожості та відмінності розчинності деяких сполук, які вони утворюють, і на інших ознаках.

В основі сульфідної системи якісного аналізу лежить розчинність сульфідів, хлоридів та карбонатів. На підставі різної їх розчинності катіони елементів розділяють на п'ять аналітичних груп.

За кислотно-лужною системою аналізу катіонів (яку будемо розглядати більш детально), катіони металів на підставі їх відношення до хлоридної та сульфатної кислот, до розчинів лугів і амоніаку розділяють на шість аналітичних груп (табл. 3.2, 3.3)

Таблиця 3.2 – Розподіл катіонів на аналітичні групи

№ групи	Катіони	Груповий реагент
I	K^+, Na^+, NH_4^+	Груповий реагент відсутній
II	Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}	HCl (хлориди, які нерозчинні у воді та розведеної кислоті).
III	$Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}$	H_2SO_4 (сульфати, які нерозчинні у воді та кислотах)
IV	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}, As^{3+}, As^{5+}$	NaOH чи KOH надлишок (гідроксиди, які розчинні у надлишку розчинів NaOH чи KOH).
V	$Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Bi^{3+}, Sb^{3+}, Sb^{5+}$	NaOH чи KOH надлишок (гідроксиди, які нерозчинні у надлишку розчинів NaOH чи KOH).
VI	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$	NH_4OH надлишок (гідроксиди утворюють аміакати).

Таблиця 3.3 – Реакції виявлення катіонів

№ групи	Катіон	Реагент, умови реакції	Спостереження
1	2	3	4
I	NH_4^+	1. Розчин NaOH, нагрівання. 2. Реагент Несслера $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$ (надлишок).	Виділення NH_3 , запах або забарвлення вологого індикаторного паперу у синій колір. Червоно-бурий осад $[\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I}$.
	K^+	Натрій гексанітрокобальтат $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, кисле середовище (pH=3).	Осад яскраво-жовтого кольору $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (йони NH_4^+ заважають відкриттю).
	Na^+	Полум'я газового пальнику	Забарвлення полум'я у жовтий колір
II	Pb^{2+}	Розчин калій йодиду KI, оцтова кислота (pH=3), нагрівання.	Осад PbI_2 , блискучі золоті кристали (реакція "золотого дощу").
	Ag^+	Розчин HCl Потім концентрований розчин амоніаку.	Білий осад AgCl. Розчинення осаду, утворення комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
III	Ba^{2+}	Розчин калій хромату K_2CrO_4 (або калій біхромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), оцтова кислота pH=3-5, нагрівання.	Жовтий кристалічний осад BaCrO_4 .
	Ca^{2+}	Розчин амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ на початку реакції pH=5-6, під кінець pH=7-8.	Білий кристалічний осад кальцій оксалату (CaC_2O_4) (йони Ba^{2+} заважають відкриттю).
IV	Al^{3+}	Алізарин $(\text{C}_{14}\text{H}_6\text{O}_2(\text{OH})_2)$, обробка амоніаком.	Алізариновий лак, рожево-червоний колір.
	Zn^{2+}	Розчин калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, нагрівання до кипіння, pH<7.	Білий осад $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.
V	Fe^{2+}	Розчин калій гексаціаноферату (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, pH=2.	Осад турнбуленової сині $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.
	Fe^{3+}	Розчин калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, pH=2.	Осад берлінської лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.
	Mg^{2+}	Розчин натрій гідрогенфосфату Na_2HPO_4 у присутності NH_4Cl , pH>7.	Білий кристалічний осад MgNH_4PO_4 .
VI	Cu^{2+}	Надлишок водного розчину амоніаку NH_4OH .	Розчин інтенсивно синього кольору комплексної солі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.
	Ni^{2+}	Диметилгліоксим (реагент Чугуєва).	Забарвлення у рожево-червоний колір.

Позитивне в цій системі – використання характерних властивостей елементів: відношення їх до кислот та лугів, амфотерність гідроксидів та здатність елементів до комплексоутворення.

Аналітичні групи катіонів кислотно-лужної системи у більшості відповідають групам періодичної системи Д.І. Менделєєва і лише частково являють собою сполуки катіонів, які належать до різних груп.

Негативні сторони: кислотно-лужна система ще недостатньо розроблена.

Загальноприйнятої класифікації аніонів не існує.

Найчастіше використовується класифікація, за якою усі аніони поділяють на три аналітичні групи в залежності від розчинності їх солей Барію та Аргентуму (табл. 3.4, 3.5).

Таблиця 3.4 – Розподіл аніонів на аналітичні групи

№ групи	Аніони	Груповий реагент
I	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-}	BaCl_2 (солі барію, які нерозчинні у воді).
II	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	AgNO_3 (солі аргентуму, які нерозчинні у воді та розведеній нітратній кислоті.)
III	NO_2^- , NO_3^- , CH_3COO^-	Груповий реагент відсутній

Якісний аналіз органічних речовин

Належність органічних речовин до певних класів встановлюється функціональним аналізом, їх чистота – хроматографією, будова – усіма існуючими фізико-хімічними методами.

Якісний елементний аналіз дозволяє визначити, з атомів яких елементів побудовані молекули органічної речовини; кількісний елементний аналіз встановлює елементний склад сполуки та емпіричну формулу.

При виконанні елементного аналізу органічні речовини “мінералізують” і подальше визначення проводять звичайними методами аналітичної хімії.

У функціональному аналізі використовують хімічні, фізичні та фізико-хімічні методи.

Таблиця 3.5 – Реакції виявлення аніонів

№ групи	Ааніон	Реагент, умови реакції	Спостереження
I	SO_4^{2-}	Розчин BaCl_2 , нітратна кислота, $\text{pH} < 7$.	Білий осад BaSO_4 .
	CO_3^{2-}	Розчин кислоти (оцтової), $\text{pH} < 7$.	Виділення вуглекислого газу CO_2 (помутніння вапняної води).
	PO_4^{3-}	Молібденова рідина $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, нітратна кислота, натрій гідрогенфосфат Na_2HPO_4 , нагрівання.	Жовтий осад (або жовтий розчин) $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$.
II	Cl^-	Розчин AgNO_3 , потім до осаду концентрований розчин амоніаку NH_4OH .	Білий осад AgCl , що розчиняється у концентрованому розчині амоніаку NH_4OH .
	Br^-	Розчин AgNO_3 , потім до осаду концентрований розчин амоніаку NH_4OH .	Жовтуватий осад AgBr , що не розчиняється у концентрованому розчині амоніаку NH_4OH .
	I^-	1. Розчин AgNO_3 , потім до осаду концентрований розчин амоніаку NH_4OH 2. Розчин плюмбум ацетату, оцтова кислота ($\text{pH}=3$), нагрівання.	1. Жовтий осад AgI , що розчиняється у концентрованому розчині амоніаку NH_4OH . Осад PbI_2 , блискучі золоті кристали (реакція “золотої дощу”).
III	NO_3^-	Розчин дифеніламіну, концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 .	Сине забарвлення розчину.
	CH_3COO^-	Концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 , нагрівання.	Запах оцтової кислоти CH_3COOH .

Для якісних проб на характеристичні (функціональні) групи вибирають реакції при яких відбувається зміна забарвлення або розподіл фаз (випадання осаду, виділення газу). Велике значення при цьому має вибірковість та чутливість реакцій. Реакцій, що характерні тільки для якої-небудь одної функціональної групи, відомо небагато, і для того, щоб встановити, до якого класу сполук відноситься дана речовина, необхідно проробити декілька якісних реакцій.

Висновок, що зроблений на основі якісних проб та фізико-хімічних даних, звичайно підтверджують одержанням похідних. Одержання похідних – важливий етап в аналізі органічних сполук. Кожному представнику даного класу сполук відповідає похідне з певною температурою плавлення. За температурою плавлення похідного можна

зробити висновок про будову відповідної до нього речовини, якщо вона була раніше описана.

Ідентифікація органічних сполук звичайно проводиться порівнянням фізико-хімічних констант (температури плавлення, температури кипіння, коефіцієнта заломлення, густини), хроматограм або спектрів речовин з табличними константами, хроматограмами та спектрами еталонів. Для ідентифікації рідин використовують порівняння температур кипіння, коефіцієнтів заломлення та густини з табличними. Так як температура кипіння залежить від тиску, а густина – від температури, порівнювати треба тільки константи, що одержані за однакових умов. Ідентифікація твердих речовин проводиться за температурами плавлення.

Для того щоб висновок, зроблений на основі збігання констант, був надійним, необхідно провести проби на функціональні групи і одержати похідне препарату, що ідентифікують, з чіткою температурою плавлення (табл. 3.6).

Таблиця 3.6 – Реакції виявлення органічних сполук

Функціональна група	Основні якісні реакції	Спостереження
1	2	3
Подвійний зв'язок	1. Розчин Br_2/CCl_4 (жовтий розчин). 2. Розчин KMnO_4 (малиновий розчин).	Знебарвлення. Знебарвлення.
Потрійний зв'язок Кінцевий потрійний зв'язок	1. Розчин Br_2/CCl_4 (жовтий розчин). 2. Розчин KMnO_4 (малиновий розчин). Амоніачний розчин $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, або $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.	Знебарвлення. Знебарвлення. Осад купрум ацетиленіду або осад аргентум ацетиленіду.
Спряжений подвійний зв'язок	1. Розчин Br_2/CCl_4 (жовтий розчин). 2. Розчин KMnO_4 (малиновий розчин). 3. Реакція Дільса-Альдера.	Знебарвлення. Знебарвлення. Кристалічний осад.
Ароматичні системи	1. $\text{CHCl}_3, \text{AlCl}_3$. 2. $\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$.	Забарвлені продукти. Нітросполука жовтого кольору.

Продовження таблиці 3.6

1	2	3
Галогени (крім Флуору)	1. Проба Бейльштейна. 2. Сплавлення з натрієм, потім додавання розчину AgNO_3 .	Забарвлення полум'я газового пальника у зелений колір. Осад: білий AgCl , жовтуватий AgBr , жовтий AgI .
Гідроксильна група в спиртах	1. Проба Лукаса $\text{ZnCl}_2 + \text{HCl}$. 2. Окиснення хромовою сумішшю $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$.	Спирти: первинні - не реагують; вторинні - помутніння через 10 хв; третинні - помутніння на протязі 3-5 хв. Спирти: первинні - зелене забарвлення; вторинні - зелене забарвлення; третинні - не реагують.
Гідроксильні групи в спиртах багатоатомних	$\text{Cu}(\text{OH})_2$.	Розчин темно-синього кольору.
Гідроксильна група в фенолах	1. Розчин FeCl_3 . 2. Бромна вода. 3. Реакція з діазосполуками.	Фіолетове чи синє забарвлення (червоне, зелене). Осад. Забарвлені сполуки.
Етери		Негативні проби на оксигеновісні функціональні групи.
Карбонільна група в альдегідах	1. 2,4-динітрофенілгідразин. 2. Семікарбозид. 3. NaHSO_3 . 4. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (реакція срібного дзеркала, реакція Толленса), нагрівання 5. Реактив Фелінга, нагрівання 6. Фуксिनосірчиста кислота	Жовтий або червоний осад 2,4-динітрофенілгідразину карбонільної сполуки. Осад семікарбозону карбонільної сполуки. Осад гідроген сульфатних (IV) похідних карбонільної сполуки. Металічне срібло у вигляді дзеркального шару. Жовтий або червоний осад Cu_2O (ароматичні альдегіди цю реакцію не дають). Інтенсивно рожево-фіолетове забарвлення.
Карбонільна група в кетонах	1. 2,4-динітрофенілгідразин. 2. Семікарбозид. 3. NaHSO_3 . 4. Фуксіносірчиста кислота	Жовтий або червоний осад 2,4-динітрофенілгідразону карбонільної сполуки. Осад семікарбозону карбонільної сполуки. Осад гідрогенсульфатних (IV) похідних карбонільної сполуки. Інтенсивно рожево-фіолетове забарвлення.
Аліфатичні метилкетони Метилкетони найпростіші аліциклічні кетони		

Продовження таблиці 3.6

1	2	3
Карбоксильна група (карбонові кислоти)	1. Індикатор. 2. Насичений розчин натрій гідрогенкарбонату NaHCO_3 . 3. Одержання похідних: взаємодія зі спиртами у кислому середовищі, нагрівання.	Зміна кольору індикатора або індикаторного паперу. Виділення бульбашок вуглекислого газу. Утворення естерів зі специфічним запахом.
Естери	1. Гідроксиламін NH_2OH . 2. Гідроліз: розчин NaOH , нагрівання, індикатор фенолфталеїн.	Рожево-червоне або фіолетове забарвлення. Зникнення малинового забарвлення.
Ангідриди карбонових кислот	Гідроксиламін NH_2OH .	Фіолетове або рожеве забарвлення.
Аміди карбонових кислот	Гідроліз хлоридною кислотою, нагрівання.	Фільтрувальний папір змочений реактивом Несселера забарвлюється в коричневий або жовтий колір.
Аміногрупа Первинні аміни Первинні аліфатичні Первинні ароматичні Вторинні аміни Третинні аміни аліфатичні і чисто ароматичні Третинні аміни жирноароматичні Третинні аміни	1. Індикатор. 2. Ізонітрильна проба ($\text{NaOH} + \text{CHCl}_3$), нагрівання. 3. HNO_2 ($\text{NaNO}_2 + \text{HCl}$). 4. HNO_2 ($\text{NaNO}_2 + \text{HCl} + \text{нафтол}$). 5. HNO_2 ($\text{NaNO}_2 + \text{HCl}$). 6. HNO_2 ($\text{NaNO}_2 + \text{HCl}$). 7. HNO_2 ($\text{NaNO}_2 + \text{HCl}$). 8. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, HCl .	Зміна кольору індикатора або індикаторного паперу. Неприємний запах. Виділення азоту. Азобарвники яскравого кольору. Утворення нітросоамінів жовтого кольору. Не реагують. С-нітрозосполуки жовтого кольору. Осад.

Продовження таблиці 3.6

1	2	3
Гетероциклічні сполуки		
Пірол	1. Дихлорофлуоресцеїн та $ZnCl_2$ безвод. (сплавлення).	Флуоресценція в УФ-світлі синя.
Тіофен	2. <i>n</i> -Диметиламінобензальдегід.	Червоно-фіолетове забарвлення.
Фурфурол	1. Ізатин+ H_2SO_4 .	Синє забарвлення.
Піридин	2. Нінгідрин+ H_2SO_4	Рожеве забарвлення
Хінолін	Анілін.	Червоний осад або червоне забарвлення.
Ізохінолін	Бромціан + первинні ароматичні аміни.	Забарвленні основи Шиффа (поліметинові барвники).
	$Zn+HCl$ (відновлення), потім бромна вода, кімнатна температура.	Червоне забарвлення.
	$Zn+HCl$ (відновлення), потім бромна вода, сильне нагрівання.	Червоне забарвлення.

Задача встановлення будови карбонового скелету (гетероциклічного ядра) та положення характеристичних груп вирішується за допомогою деструктивного окиснення, озонування, гідрування, ароматизації т. ін., мета яких перетворити невідому сполуку у відомі або більш прості, а також за допомогою фізико-хімічних методів дослідження.

3.4. Кількісний аналіз

Предмет і задачі кількісного аналізу

Задача кількісного аналізу – визначення кількісного вмісту хімічних елементів (або їх груп) в сполуках. За допомогою кількісного аналізу можна встановити кількісний елементний або молекулярний склад речовини, що аналізується, або склад окремих його компонентів.

Кількісний аналіз дозволяє встановити:

1. Кількісні співвідношення складних частинок невідомої індивідуальної сполуки (встановити її молекулярну формулу).
2. Вміст або концентрацію речовини, що визначається, у досліджуваному зразку.
3. Вміст усіх або деяких елементів або йонів, що входять до складу даної речовини.

4. Вміст усіх або деяких основних компонентів суміші.
5. Вміст певних форм того чи іншого елемента, або простих та складних речовин, що вони утворюють.
6. Вміст неголовних компонентів (домішок).
7. Вміст мікродомішок у особливо чистих речовинах.
8. Вміст функціональних груп.

У широкому значенні слова *кількісним аналізом* називається сукупність хімічних, фізичних та фізико-хімічних методів дослідження, що дозволяють з певною точністю визначати у зразку речовини, яка аналізується, кількісний вміст окремих частинок, які входять до складу речовини, або концентрацію їх у розчині, а також встановити вміст домішок у досліджуваному технічному об'єкті.

Усі методи кількісного аналізу в залежності від характеру експериментальної техніки, яка використовується для кінцевого визначення частинок, що знаходяться до складу аналізованої речовини або суміші речовин, поділяють на три групи: хімічні, фізичні і фізико-хімічні методи.

Хімічні методи ґрунтуються на використанні хімічних реакцій.

До хімічних методів аналізу належать: ваговий та об'ємний.

Ваговий аналіз

Ваговий (гравіметричний) аналіз ґрунтується на точному вимірюванні маси речовини, що визначають, або його складових частинок, які виділяють у хімічно чистому стані або у вигляді осаду точно відомого постійного складу, що містить сполуку чи йон, що визначають. Вміст компонента, що визначають у вихідній речовині, обчислюють виходячи з масових кількостей речовини, яку аналізують, і речовини, яку одержують внаслідок хімічної реакції (після відповідної обробки).

Найчастіше речовину, що визначають, осаджують у вигляді сполуки певного складу. Для цього зважену кількість (наважку) речовини, що аналізується, переводять у розчин, до одержаного розчину додають відповідний реактив, який реагує з одним з компонентів суміші, що

аналізують, з утворенням малорозчинної сполуки. Осад відокремлюють від розчину фільтруванням, промивають з метою видалення усіх розчинних у даному розчиннику домішок, висушують або прожарюють до постійної маси і зважують на аналітичних терезах.

Усі методи вагового аналізу можна поділити на три групи:
а) виділення; б) осадження; в) відгонки.

У *методах виділення* компонент, що визначають, кількісно виділяють у вільному стані з речовини, що аналізують, і зважують на аналітичних терезах.

У *методах осадження* компонент, який визначають, кількісно осаджують хімічними способами у вигляді малорозчинної хімічної сполуки певного складу. Осад, що виділився, промивають, висушують та прожарюють. При цьому осад більшою частиною перетворюється в нову речовину відомого складу, яку і зважують на аналітичних терезах. У ваговому аналізі розрізняють: форму осадження, тобто форму, у вигляді якої осаджують речовину, що визначають, і вагову форму, тобто форму, у вигляді якої, речовину, що визначають, зважують.

У *методах відгонки* компонент, що визначають, кількісно відганяють у вигляді легкої сполуки. Відокремлення частини, яку визначають, здійснюють шляхом нагрівання речовини, що аналізують, або дією відповідних реагентів, що супроводжується виділенням летких продуктів.

Об'ємний аналіз

Об'ємний аналіз ґрунтується на вимірюванні об'єму розчину реактиву точно відомої концентрації, який витрачений на реакцію з даною кількістю, речовини, що визначається. Додавання до речовини А, що визначається, розчину реактиву В відомої концентрації продовжують до закінчення реакції, тобто до досягнення точки еквівалентності. Об'єм витраченого розчину реактиву точно вимірюють за допомогою спеціальних приладів і потім розрахунки проводять за законом еквівалентів.

Титриметричні методи аналізу ґрунтуються на використанні самих різноманітних реакцій: нейтралізації, окиснення-відновлення, осадження, комплексоутворення, йонного обміну, заміщення, приєднання.

Титруванням називають процес безперервного, контрольованого і поступового змішування вимірюваної кількості твердої, рідкої, газоподібної речовини, або частіше, точно вимірюваного об'єму стандартного розчину реагенту В з речовиною, яка досліджується. При цьому кількість реагенту відповідає вмісту компонента А, що визначають, який реагує з реагентом В у строго еквівалентних кількостях.

В залежності від типу основних реакцій, що використовуються, об'ємні методи аналізу класифікують на наступні групи:

- а) *метод нейтралізації* або кислотно-основного титрування ґрунтуються на використанні реакцій нейтралізації кислот, основ, солей слабких кислот чи слабких основ, що сильно гідролізуються у водних розчинах, т. ін.;
- б) *метод окиснення-відновлення* ґрунтується на використанні реакцій окиснення-відновлення атомів елементів, що здатні переходити з нижчого ступеня окиснення до вищого, і навпаки;
- в) *методи осадження* ґрунтуються на використанні реакцій осадження;
- г) *методи комплексоутворення* ґрунтуються на використанні реакцій комплексоутворення.

Відповідно правилу еквівалентності, титрування необхідно продовжувати до того часу, поки кількість реагенту В не стане еквівалентним вмісту речовини А, яку визначають. Момент, коли кількість стандартного розчину В стає теоретично суворо еквівалентним кількості речовини А, відповідно певному рівнянню хімічної реакції, називають *точкою еквівалентності*.

Точку еквівалентності встановлюють різними способами, наприклад, за зміною кольору індикатора, який додають у розчин, що титрують. Момент, при якому відбувається зміна кольору індикатора, що спостерігають, називають *кінцевою точкою еквівалентності*. Дуже часто кінцева точка

титрування не зовсім збігається з точкою еквівалентності, яка відповідає теоретичній точці кінця титрування. Звичайно кінець титрування встановлюють за зміною кольору розчину, що титрують, або індикатора, що вводять на початку або у процесі титрування. Застосовують також безіндикаторні методи, які ґрунтуються на використанні спеціальних приладів, що дозволяють фіксувати зміни, які відбуваються у розчині у процесі титрування.

Методи кислотно-основного титрування (методи нейтралізації)

Методи нейтралізації ґрунтуються на використанні реакцій нейтралізації. Методи нейтралізації дозволяють кількісно визначати кислоти (за допомогою титрованих розчинів лугів), основ (за допомогою титрованих розчинів кислот) та інші речовини, що реагують у стехіометричних співвідношеннях з кислотами або основами у водних розчинах. Використовуючи спеціальні прийоми титрування, методами нейтралізації можна визначати вміст багатьох солей.

Кислотно-основне титрування має два основних методи:

1. Ацидиметрія – визначення основ.
2. Алкаліметрія – визначення кислот.

Для титрування основ найчастіше використовують хлоридну кислоту. У тих випадках коли необхідно нагрівати або кип'ятити розчини, використовують сульфатну або хлорну кислоти. Для титрування кислот найбільш широко використовуються титровані розчини натрій гідроксиду або калій гідроксиду.

Точку еквівалентності фіксують за зміною забарвлення індикатора. Індикатори, що застосовують у методі нейтралізації, являють собою органічні речовини, які змінюють свій колір в залежності від рН середовища.

Методи окисно-відновного титрування (методи ред-оксиметрії)

Методи ред-оксиметрії ґрунтуються на використанні реакцій окиснення-відновлення. Як стандартні розчини у методах окиснення-відновлення використовують розчини різноманітних окисників та

відновників. Як правило, відновники титрують розчинами окисників, а окисники – розчинами відновників. Назва методів, в яких застосовується принцип ред-оксиметрії, походить від назви робочих титрованих розчинів. Особливо часто використовують наступні:

1. *Перманганатометрія*. Цей метод ґрунтується на окиснювальній дії робочого розчину калій перманганату. Титрування здійснюється без індикатора.

2. *Йодометрія*. Робочий розчин – розчин вільного йоду (йон I^- – відновник). Метод дозволяє визначати як окисники, так і відновники. Індикатор – крохмаль.

3. *Хроматометрія*. Як робочий розчин застосовується розчин калій дихромату. Метод можна використовувати як для прямих, так і для непрямих визначень.

Крім того використовують: цериметрію, броматометрію, ванадатометрію, аскорбінометрію, титанометрію т. ін.

В деяких методах окисно-відновного титрування точку еквівалентності фіксують за зміною забарвлення розчину, що титрують, яка зумовлюється надлишком забарвленого стандартного розчину ($KMnO_4$). У методах, що ґрунтуються на титруванні стандартним розчином йоду або на виділенні йоду, точку еквівалентності встановлюють за допомогою крохмалю, який специфічно реагує з йодом. Це специфічний індикатор. Крім того, у методах окиснення-відновлення широко використовують індикатори, які називають ред-оксіндикаторами, які змінюють колір у залежності від величини окисно-відновного потенціалу.

Методи осадження

Методи осадження ґрунтуються на використанні реакцій осадження. Суть методів осадження полягає в тому, що речовину (або йон), яку визначають кількісно переводять в осад. Кількість речовини визначають за витраченим об'ємом робочого розчину.

Методи осадження класифікують наступним чином:

1. *Аргентометрія* – метод об'ємного аналізу, що ґрунтується на застосуванні стандартного розчину аргентум нітрату.

2. *Меркуриметрія* ґрунтується на утворенні слабодисоційованих сполук Меркурію (II).

3. *Меркурометрія* ґрунтується на утворенні нерозчинних сполук Меркурію (I).

В аргентометрії розрізняють:

1. *Метод Гей-Люсака* ґрунтується на реакції, що відбувається між йонами Ag^+ та Cl^- і виконується у відсутності індикатора. Точка еквівалентності визначається за припиненням утворення осаду при додаванні нової порції реагенту.

2. *Метод Мора* ґрунтується на реакції, що протікає між йонами Ag^+ та Cl^- і виконується у присутності індикатора – розчину калій хромату. Точку еквівалентності фіксують при утворенні червоного осаду аргентум хромату.

3. *Метод Фольгарда* ґрунтується на реакції, що протікає між йонами Ag^+ та SCN^- і виконується у присутності індикатора – йонів Fe^{3+} . Аргентум нітрат беруть у надлишку і після реакції надлишок аргентум нітрату відтитровують KSCN або NH_4SCN у присутності залізоамонійних галунів.

4. *Метод Фаянса* ґрунтується на реакції, що відбувається між йонами Ag^+ та Cl^- і виконується у присутності адсорбційних індикаторів.

Методи комплексонометрії

Застосовуючи методи комплексоутворення, можна кількісно визначати різноманітні катіони і аніони, які здатні вступати у реакцію комплексоутворення. Особливе положення серед методів комплексоутворення займає комплексонометрія.

Комплексонометрія – титриметричний метод, що ґрунтується на реакціях взаємодії йонів, які визначають, з деякими органічними реактивами. Методи комплексонометрії ґрунтуються на використанні реакцій комплексоутворення. Комплекси (наприклад, комплексон III) широко використовуються для комплексонометричного титрування багатьох катіонів

та аніонів. При цьому використовують метод як прямого, так і зворотного титрування. Точку еквівалентності встановлюють за допомогою індикаторів, які являють собою органічні барвники, що утворюють з катіонами забарвлені комплексні сполуки (метолоіндикатори).

3.5. Фізико-хімічні методи аналізу

Визначення складу речовин або сумішей можна виконати не використовуючи хімічні або електрохімічні реакції. Такі методи визначення ґрунтуються на вивченні фізичних властивостей або вимірюванні фізичних констант досліджуваної речовини і відносяться до *фізичних методів аналізу*.

Для аналізу речовин широко застосовуються хімічні реакції, хід яких супроводжується зміною фізичних властивостей системи, що аналізується (колір, флуоресценція). Такі методи аналізу називаються *фізико-хімічними*.

Фізико-хімічні методи аналізу відрізняються підвищеною, в порівнянні з класичними методами аналізу, чутливістю та вибірковістю. Тому для аналізу фізико-хімічними методами, як правило, потрібна незначна кількість речовини, яка аналізується, а вміст елемента, що визначають, у зразку може бути незвичайно малим. При виконанні аналізу фізико-хімічними методами в багатьох випадках відпадає необхідність виділення компонентів, що визначають, від інших складових частин досліджуваної речовини, а також необхідність використання індикаторів. Для проведення аналізу фізико-хімічними методами інколи потрібні хвилини.

Таблиця 3.7 – Чутливість деяких кількісних методів аналізу

Метод аналізу	Чутливість, %
Об'ємний	10^{-1}
Ваговий	10^{-2}
Спектроскопічний та фотоколориметричний	10^{-3} - 10^{-5}
Флюорометричний	10^{-6} - 10^{-7}
Радіохімічний	10^{-8} - 10^{-9}
Нейтронно активаційний	10^{-8} - 10^{-9}

Таким чином, фізико-хімічні методи аналізу характеризуються:
а) швидкістю; б) вибірковістю; в) високою чутливістю.

Області застосування фізико-хімічних методів аналізу

Фізико-хімічні методи аналізу використовуються в різноманітних галузях науки і техніки:

1. Хіміко-аналітичний контроль з метою забезпечення оптимальності хіміко-технологічних процесів, автоматизації та збору необхідної інформації про стан окремих ланок фізико-хімічних та технологічних процесів.

2. Виконання науково-дослідницьких робіт в області хімії, хімічної технології з метою одержання об'єктивної інформації про проходження реакцій, оцінювання виходів продукції і чистоти одержуваних сполук, визначення побічних продуктів, наявності домішок у вихідних, проміжних і кінцевих продуктах реакції, вивчення властивостей та будови речовин та ін.

3. Експериментальна перевірка теоретичних положень та розробка нових теорій в різних областях хімічної науки, аналіз речовин високої чистоти та спеціальних технічних матеріалів, що використовуються в різноманітних областях нової техніки.

4. Безіндикаторне титрування водних і неводних розчинів.

5. Масові аналізи мінералів, силікатів, різноманітних корисних копалин неорганічного та органічного походження, метеоритів, рідких та розсіяних елементів, металів, сплавів, неметалів, монокристалів.

Усі фізичні і фізико-хімічні методи аналізу поділяють на наступні групи:

1. Електрохімічні.
2. Спектральні (оптичні).
3. Хроматографічні.
4. Радіометричні.
5. Мас-спектрометричні.
6. Ядерно-фізичні.

Електрохімічні методи

1. *Електроваговий аналіз* ґрунтується на виділенні з розчинів електролітів речовин, що осаджуються на електродах при проходженні через

розчин постійного електричного струму. Метал (або оксид), який виділився при електролізі, зважують і по масі осаду роблять висновок про вміст речовини у розчині.

Виділення на електродах різних речовин (металів, неметалів, оксидів, та ін.) внаслідок проходження струму пояснюється окисненням відновників на аноді і відновленням окисників на катоді. Співвідношення між кількістю електрики, що пройшла через розчин електроліту, і масою продуктів окиснення та відновлення, які утворилися і які виділяються на електродах, визначаються законом Фарадея.

Метод внутрішнього електролізу – різновид електровагового аналізу.

2. *Кондуктометрія* ґрунтується на вимірюванні електропровідності розчинів, яка змінюється у результаті хімічної реакції і яка залежить від природи електроліту, його температури та концентрації розчину.

Кондуктометричне титрування – різновид кондуктометричного аналізу. Хронокондуктометричне та високочастотне титрування являються різновидами кондуктометричного титрування

3. *Потенціометрія* ґрунтується на вимірюванні потенціалу електроду, який змінюється внаслідок хімічної реакції і який занурений у розчин, що аналізується. Потенціал електроду залежить від температури і концентрації розчину.

Потенціометричне титрування – різновид потенціометричного аналізу.

4. *Полярографія* ґрунтується на вимірюванні сили струму, яка змінюється у залежності від напруги в процесі електролізу, в умовах, коли один з електродів (катод) має дуже малу поверхню (електрод, що поляризується), а інший (анод) – велику (електрод, що не поляризується). Катодом, що поляризується, являються краплі ртуті, які витікають з тонкого отвору капілярної трубки, а також платиновий (що обертається), графітовий, срібний та інші електроди, Анодом, що не поляризується, являється “донна” ртуть або стандартні електроди порівняння з великою поверхнею. Силу струму, при якій досягається повний розряд усіх йонів аналізованої

речовини, які поступають у приелектродний простір внаслідок дифузії, називають дифузійним струмом. Величина цього струму пропорційна вихідній концентрації речовини (йонів), що визначається, у розчині.

Амперометричне титрування – різновид полярографічного аналізу.

5. *Кулонометрія* ґрунтується на вимірюванні кількості електрики, що витрачається на електроліз певної кількості речовини при постійному потенціалі, що відповідає потенціалу виділення даного елемента. В основі цього методу лежить закон Фарадея.

Кулонометричне титрування – різновид кулонометричного аналізу.

Спектральні (оптичні) методи

1. *Емісійний спектральний аналіз* ґрунтується на вивченні емісійних спектрів елементів речовини, яка аналізується (спектри випромінювання), що виникають під впливом сильних джерел збудження (електричної дуги, високовольтної іскри). Цей метод дає можливість визначати елементний склад речовини, тобто судити про те, які хімічні елементи входять до складу даної речовини.

2. *Абсорбційна спектроскопія* ґрунтується на вивченні спектрів поглинання речовини, яка аналізується, і являються її індивідуальною характеристикою

Абсорбційний спектральний аналіз включає: а) спектрофотометричний, б) фотоколориметричний методи.

Спектрофотометричний метод ґрунтується на визначенні спектра поглинання або на вимірюванні поглинання (як в ультрафіолетовій, так і в видимій та інфрачервоній областях спектра) при певній довжині хвилі (монохроматичне випромінювання), яка відповідає максимуму кривої поглинання досліджуваної речовини.

Найбільше значення для молекулярного спектрального аналізу мають спектри поглинання в інфрачервоній області. Інфрачервона спектроскопія (ІЧ-спектроскопія) – молекулярна оптична спектроскопія, яка вивчає спектри поглинання та відбиття електромагнітних хвиль в ІЧ-області. ІЧ-

спектроскопія в основному застосовується для дослідження будови молекул. Метод широко використовується для якісного та кількісного аналізу речовин у всіх агрегатних станах. Якісний аналіз можливий дякуючи високій індивідуальності ІЧ-спектрів та існуванню характеристичних коливань деяких атомних груп.

Ультрафіолетові спектри поглинання звичайно мають дві-три, інколи п'ять і більше смуг поглинання. Для ідентифікації досліджуваної речовини записують її спектр поглинання у різних розчинниках та порівнюють одержанні дані з відповідними спектрами схожих речовин відомого складу.

Ідентифікацію забарвлених речовин у видимій частині спектра також можна проводити, порівнюючи його спектр поглинання у видимій частині зі спектром схожої забарвленої речовини.

Концентрація речовини може бути визначена безпосередньо, якщо у спектрі є виразно виявлені смуги поглинання в ультрафіолетовій, видимій або інфрачервоній областях спектру. Визначивши коефіцієнт поглинання речовини в певному розчиннику при певній довжині хвилі, яка відповідає максимуму кривої поглинання досліджуваної речовини, можна визначити її концентрацію.

Фотоколориметрія ґрунтується на визначенні спектра поглинання або вимірюванні світлопоглинання у видимій ділянці спектра і на порівнянні інтенсивності забарвлення досліджуваного забарвленого розчину та стандартного забарвленого розчину певної концентрації. На відміну від спектрофотометрії в фотоколориметричному методі використовують “біле” світло, або “біле” світло, яке попередньо пропускають крізь широкосмужні світлофільтри. Основною перевагою фотоколориметричних методів вимірювання інтенсивності забарвлення є швидкість і легкість визначень при високій їх точності.

3. Аналіз за спектрами комбінаційного розсіювання світла ґрунтується на явищі, що обумовлено молекулярною структурою речовини, яка

досліджується, та супроводжується зміною довжини хвилі світла розсіяного даним середовищем.

До оптичних методів аналізу також належать:

- а) *турбідиметрія* ґрунтується на вимірюванні кількості світла, що поглинається незабарвленою суспензією;
- б) *нефелометрія* ґрунтується на використанні явищ відбитку або розсіяння світла незабарвленими або забарвленими частинками суспензованого в розчині осаду;
- в) *люмінесцентний або флуоресцентний* метод ґрунтується на флуоресценції речовин, опромінених ультрафіолетовим світлом і вимірюванні інтенсивності випромінюваного ними видимого світла.

Хроматографічні методи

Хроматографічні методи ґрунтуються на вибіркового поглинанні (адсорбції) окремих компонентів суміші, яка аналізується, різними адсорбентами. Вони широко використовуються для розділення близьких за складом та властивостями неорганічних та органічних речовин, для концентрації окремих компонентів складних сумішей неорганічних та органічних сполук. Виділені компоненти визначають звичайними хімічними, фізичними та фізико-хімічними методами аналізу.

Існує декілька класифікацій хроматографічних методів.

За способами виконання розрізняють:

1. *Фронтальний спосіб*. При фронтальному аналізі досліджуваний розчин суміші речовин безперервно подають у верхню частину колонки і збирають окремі фракції фільтрату.

2. *Витіснювальний спосіб*. При витіснювальному аналізі у колонку вводять порцію розчину суміші і за допомогою речовини, яка більше сорбується, витіснюють раніше сорбовані компоненти.

3. *Елюентний спосіб*. При елюентному аналізі у колонку вводять порцію досліджуваної суміші компонентів. При промиванні сорбенту

розчинником уздовж колонки відбувається переміщення компонентів суміші внаслідок взаємного витискування у відповідності до їх сорбованості.

За агрегатним станом системи, в якій проводиться розділення суміші на компоненти розрізняють:

1. *Газова хроматографія*. Газовою хроматографією називається хроматографічний процес, в якому рухомою фазою є газ (чи пар).

Варіанти газової хроматографії:

а) в *газо-адсорбційній хроматографії* нерухомою фазою є твердий адсорбент, а рухомою – газ;

б) в *газо-рідинній хроматографії* нерухомою фазою є рідина, яка нанесена на нерухомий носій, а рухомою – газ.

2. *Рідинна хроматографія*. Рідинною хроматографією називається хроматографічний процес, в якому рухомою фазою є рідина.

Варіанти рідинної хроматографії:

а) в *рідинно-адсорбційній хроматографії* нерухомою фазою є твердий адсорбент, а рухомою – рідина;

б) в *рідинно-рідинній хроматографії* і нерухомою, і рухомою фазою є рідина.

За механізмом розділення розрізняють:

1. *Адсорбційна рідинна хроматографія* ґрунтується на вибірковій адсорбції (поглинанні) окремих компонентів досліджуваної суміші у рідкому середовищі. Вона обумовлена різною адсорбованістю розчинених компонентів.

2. *Адсорбційна газова хроматографія* ґрунтується на використанні різниці в адсорбованості газів та парів. В залежності від основного фактора, що визначає розділення, розрізняють газорідинну та газоадсорбційну хроматографію.

3. *Розподільна хроматографія* ґрунтується на використанні різниці в розподілі (сорбованості) окремих компонентів аналізованої суміші між двома

різними фазами, які не змішуються – рухливим та нерухливим розчинниками. Розподільна хроматографія поділяється на:

а) *тонкошарову хроматографію*, що являє собою різновидність розподільної хроматографії, яка здійснюється на пластинках вкритих тонким шаром носія (алюміній оксид, кизельгур, силікагель), який утримує нерухомий розчинник;

б) *паперова хроматографія* – різновид розподільної хроматографії, в якій носієм для нерухомого розчинника є смужки чи аркуші фільтрувального паперу, що не містить мінеральних домішок.

4. *Йоннообмінна хроматографія* ґрунтується на використанні йоннообмінних процесів, що проходять між рухомими йонами адсорбенту та йонами електроліту, які містяться в аналізованому розчині.

5. *Осадочна хроматографія* ґрунтується на використанні хімічних реакцій між реагентом, який знаходиться у колонці, та йонами, що містяться в аналізованому розчині.

6. *Адсорбційно-комплексоутворювальна хроматографія* ґрунтується на використанні реакцій комплексоутворення, які відбуваються між комплексуючими компонентами і компонентами, які хроматографують.

За формою проведення розрізняють:

1. *Колоночна хроматографія*, яка відрізняється тим, що процес проводять у хроматографічній колонці:

а) насадочну хроматографічну колонку заповнюють сорбентом (насадкою).

б) внутрішню стінку капілярної хроматографічної колонки покривають шаром рідини чи пилу адсорбенту.

2. *Площинна хроматографія* здійснюється на площині і поділяється на:

а) хроматографію на папері;

б) тонкошарову хроматографію.

В залежності від мети проведення хроматографічного процесу розрізняють 4 види хроматографії:

1. *Аналітична хроматографія* призначена для визначення якісного та кількісного складу досліджуваної суміші.

2. *Неаналітична хроматографія* – це метод фізико-хімічних характеристик речовин при використанні хроматографічної апаратури і на основі параметрів хроматографічних зон.

3. *Препаративна хроматографія* використовується для виділення невеликих кількостей чистих компонентів в лабораторних умовах.

4. *Промислова хроматографія* використовується для одержання чистих речовин в значних кількостях.

Радіометричні методи

Радіометричні методи ґрунтуються на вимірюванні випромінювання атомами радіоактивних елементів. Для реєстрації випромінювання використовують спеціальні прилади з лічильниками Гейгера-Мюллера.

1. *Метод ізотопного розведення* ґрунтується на розведенні сполуки, яка мічена радіоактивним ізотопом, неактивним компонентом суміші.

2. Принцип методу *радіоактиваційного аналізу*. полягає в переводі стабільних ізотопів елемента у радіоактивні, вимірюванні радіоактивності яких є критерієм вмісту даного елемента в об'єкті, що досліджується.

Мас-спектрометричні методи

Мас-спектрометричні методи аналізу ґрунтуються на визначенні окремих йонізованих атомів, молекул та радикалів за допомогою розділення потоку йонів, що містять частинки з різним відношенням маси (m) до заряду (e), в результаті комбінованої дії електричного та магнітного полів. Реєстрація розділених частинок досягається електричним (мас-спектрометрія) чи фотографічним (мас-спектрографія) засобами. Визначення проводять за допомогою спеціальних приладів – мас-спектрометрів або мас-спектрографів.

Мас-спектрометричні методи застосовують у хімічному аналізі для визначення ізотопного складу елементів, вмісту різних радикалів, окремих компонентів в складних сумішах або домішок. Мас-спектрометрія дозволяє

виконати кількісні визначення різних елементів методом ізотопного розведення з використанням стабільних ізотопів.

Ядерно-фізичні методи

1. *Метод ядерного магнітного резонансу (ЯМР)* ґрунтується на використанні резонансного поглинання електромагнітних хвиль досліджуваною речовиною у постійному магнітному полі, яке обумовлено ядерним магнетизмом. ЯМР високого розрішення – один з важливих методів якісного та кількісного аналізу складних сумішей, контроль якості поживних продуктів, вологості зерна, а також дослідження будови та реакційної здатності молекул.

2. *Метод ядерної гама-резонансної (ЯГР) спектроскопії* ґрунтується на спостереженні мессбауровського ефекту. Метод ЯГР-спектроскопії використовується для встановлення характеру хімічних зв'язків в речовинах, а також для дослідження комплексних та елементорганічних сполук.

Відомі переваги дає сполучення та комбінування декількох інструментальних методів. Наприклад, хроматографія і мас-спектрометрія, хроматографія і ЯМР-спектроскопія, хроматографія і фотоколориметрія та ін.

Методи аналізу в неводних середовищах

На протязі багатьох десятиріч хіміки-аналітики мали справу переважно з реакціями, що відбуваються у водних середовищах. Тому хімічні та фізико-хімічні методи аналізу, які використовувались в аналітичній практиці, ґрунтувались, головним чином, на вивченні таких реакцій.

У теперішній час в аналітичній хімії придбали виключно велике значення нові методи аналізу, які ґрунтуються на використанні реакцій в неводних середовищах. Ці методи дослідження, як хімічні, так і фізико-хімічні, використовуються для визначення складу різноманітних індивідуальних неорганічних, органічних та елементорганічних сполук та кількісного аналізу сумішей. Кількісні дані, одержані методами хімічного та фізико-хімічного аналізу у неводних середовищах, використовуються для визначення функціональних груп, вивчення кінетики хімічних реакцій,

визначення фізико-хімічних констант електролітів та розчинників, вивчення механізмів хімічних перетворень, для розробки, модернізації та інтенсифікації методів синтезу, забезпечення оптимальних режимів хіміко-технологічних процесів і т. д.

Потрібно відмітити, що, не дивлячись на прогрес інструментальних методів аналізу, які дозволяють вирішувати хіміко-аналітичні задачі, що неможливо розв'язати звичайними методами вагового чи об'ємного аналізу, класичні методи аналізу не втратили свого значення, як і раніше відіграють важливу роль і є основою сучасної аналітичної хімії.

Неможливо віддати перевагу тому чи іншому методу аналізу, не враховуючи характер досліджуваного об'єкта, його агрегатний стан, концентрацію, наявність домішок, мети аналізу, точність визначення, строк виконання і т. д.

Хімік-аналітик зможе успішно розв'язати будь-яку поставлену перед ним хіміко-аналітичну задачу, якщо він оволодів найрізноманітнішими методами аналізу, сполучаючи хімічні, фізичні та фізико-хімічні методи аналізу

3.6. Приклади використання деяких методів аналізу на практиці

При виборі методу, який придатний для аналізу, аналітики зштовхуються з великим набором методів, в яких достатньо важко орієнтуватися. Вибір того чи іншого методу залежить від багатьох факторів: рівня вмісту аналізованого компонента у зразку, вимог точності та чутливості, числа зразків, природи інших речовин присутніх у зразку і, нарешті, вимог до апаратного оформлення методу.

Визначення пестицидів в продуктах харчування методами газо-рідинної хроматографії (ГРХ)

В аналізі отрутохімікатів велике розповсюдження одержала ГРХ. Цим методом можуть бути розділені майже всі пестициди, а використання

високочутливих та вибіркових детекторів робить можливим визначення навіть мільйонних часток препарату.

Отрутохімікати екстрагують з наважки середньої проби продукту органічними розчинниками (бензен, гексан, хлороформ, етери та ін.) або їх сумішами, інколи водою, так як більшість пестицидів погано у ній розчиняється. При екстракції майже завжди поряд з пестицидами екстрагуються пігменти, жири та інші речовини, що заважають точності визначення, тому екстракт очищують від супутніх речовин методами колоночної та тонкошарової хроматографії, перерозподілом у іншому розчиннику, змішуванням з зневодненою сульфатною кислотою та іншими способами.

Визначення хлорорганічних отрутохімікатів в овочах, фруктах, молоці та продуктах його переробки

Метод ґрунтується на екстракції препаратів (альдріна, гексахлорана, гептахлора, ДДТ, ДДД, ДДЕ та ін.) органічними розчинниками, очищення екстрактів шляхом розподільної хроматографії між двома рідинами, що не змішуються, з наступною очисткою на колонці з алюміній оксидом та розділенні на хроматографі з детектором по захопленню електронів.

Екстракція препаратів та очистка екстрактів. Здрібнені яблука масою 25 г екстрагують діетиловим етером об'ємом 100-150 см³ при струшуванні на протязі 15 хв. Екстракт упарюють досуха, додають попередньо охолоджену до 5-0° С суміш ацетону з водою (4:1), і розчин швидко фільтрують. До фільтрату додають гексан об'ємом 24 см³, водний шар відокремлюють, шар гексану сушать над безводним натрій сульфатом, випаровують до об'єму 1-2 см³ та вносять у колонку з алюміній оксидом безводним або II ступеню активності (висота шару сорбенту 7-8 см, на який насипаний шар 3-4 см безводного натрій сульфату). Отрутохімікати елюють з колонки сумішшю етер:н-гексан (10:90) об'ємом 100 см³, зі швидкістю 3-4 краплі у секунду. Елюат упарюють до невеликого об'єму і кількісно переносять у мірну пробірку. Об'єм розчину не повинний

перевищувати 1-1,5 см³. Для ГХ-аналізу використовують цей розчин об'ємом 2-4 мксм³.

До молока об'ємом 40 см³ додають ацетон об'ємом 80 см³, н-гексан об'ємом 80 см³ та струшують у конічній колбі на протязі 3 хв. Суміш переносять у стакан для центрифугування, обмиваючи колбу гексаном об'ємом 10 см³ та водою об'ємом 5 см³, і центрифугують при швидкості 2500 об/хв на протязі 3 хв. Шар гексану відокремлюють, висушують безводним натрій сульфатом масою 8-10 г, декантують та випарюють до об'єму 5-10 см³. Цей розчин кількісно переносять у ділильну лійку, додають диметилформамід або ацетонітрил об'ємом 15-30 см³, насичений гексаном (у співвідношенні 1:2), і струшують на протязі 1 хв. Після цього дають розділитися шарам і переносять шар диметилформаміду або ацетонітрилу у другу ділильну лійку, де знаходиться насичений розчин натрій сульфату об'ємом 350-400 см³ і гексан об'ємом 50 см³ для розчину в диметилформаміді або насичений розчин натрій хлориду об'ємом 350-400 см³ і гексан об'ємом 50 см³ для розчину в ацетонітрилі. Лійку перевертають 3-4 рази і після розділення шарів шар гексану відокремлюють, а водний шар екстрагують ще раз гексаном об'ємом 50 см³. Гексанові фракції об'єднують, промивають дистильованою водою об'ємом 100 см³, випарюють до об'єму 2-3 см³. Цей розчин очищують на колонці з алюміній оксидом і далі здійснюють операції, які описані для проби яблук.

Хроматографія. Умови розділення наступні: колонка (стальна або скляна) довжиною від 1,5 до 2 м та діаметром від 3 до 6 мм наповнена 10 % SE-301 (або SE-30, або DC-200, або DC-11) на хромосорбі W зернінням 60-80 меш (обробленому хлоридною кислотою); температура колонки 200° С, детектора 200° С, випарної камери 220° С, швидкість азоту 120 см³/хв; напруга та чутливість встановлюються таким чином, щоб сила струму у комірниці детектора була $1,6 \cdot 10^{-10}$ А.

Для кількісного аналізу певний об'єм (2-5 мксм³) стандартного розчину, що містить отрутохімікат масою 0,01-0,025 мкг, розділяють у тих ж

умовах, що й пробу. Розрахунок вмісту отрутохімікату у продукті проводять за формулою:

$$C = \frac{m \cdot S_2 \cdot V_2}{S_1 \cdot V_1 \cdot V_3(m_3)} \text{ мг/дм}^3 \text{ або мг/кг, де}$$

m – маса ДДТ у стандартному розчині, мг;

S_1 – площа піка стандартного розчину ДДТ, мм²;

S_2 – площа піка проби, мм²;

V_1 – об'єм екстракту проби, введений у хроматограф, см³;

V_2 – загальний об'єм екстракту після випаровування, см³;

$V_3 (m_3)$ – об'єм або маса наважки аналізованої проби, дм³ або кг.

Визначення залишкових кількостей пестицидів

Метод тонко-шарової хроматографії (ТШХ) для визначення залишкових кількостей пестицидів у харчових продуктах є перспективним з точки зору експресності та вибіркової. Його широко використовують для контролю за залишковим вмістом пестицидів в плодоовочевій сировині і консервній продукції.

Визначення хлорофосу в овочах, фруктах, зерні, молоці, м'ясі

Метод ґрунтується на екстракції отрутохімікату з досліджуваної проби водою з наступним витяганням його з водного розчину хлороформом, очистці екстракту та визначенні в тонкому шарі силікагелю.

Екстракція препарату. Подрібнену пробу (овочі, фрукти, зерно, м'ясо) масою 25 г три рази екстрагують водою об'ємами по 70 см³ та два рази об'ємами по 50 см³ на апараті для струшування на протязі 15 хв. Водні екстракти об'єднують, додають натрій хлорид масою 1-1,5 г (щоб запобігти утворення емульсії при подальшій екстракції) і хлорофос три рази екстрагують хлороформом, який насичений водою, об'ємами по 50 см³. Хлороформні екстракти об'єднують, зливають через шар безводного натрій сульфату та сушать на протязі 10-15 хв.

У випадку аналізу м'яса при струшуванні у ділильній лійці у нижньому хлороформному шарі утворюється стійка емульсія, тому екстракт зливають

разом з емульсією. Для її руйнування емульсії до екстракту поступово додають при безперервному перемішуванні безводний натрій сульфат. Пробі дають постояти 10-15 хв, а потім зливають хлороформ через шар безводного натрій сульфату у суху колбу. Колбу з натрій сульфатом, що залишився, промивають чотири рази хлороформом об'ємами по 15 см³ та приєднують до екстракту.

При визначенні хлорофосу у молоці його попередньо знежирюють центрифугуванням на протязі 10 хв при 6000 об/хв та фільтрують через вату. Потім до об'єму 25 см³ додають для звурджування фосфорно-молібденову кислоту масою 1,1 г та залишають на 30 хв, періодично струшуючи. Після звурджування молоко переносять у пробірку для центрифугування, обмивають колбу дистильованою водою 2-3 рази (об'ємом не більше 20 см³) та центрифугують 10 хв при 6000 об/хв. Верхній шар зливають через вату у ділильну лійку, а до залишку у пробірці для центрифугування додають дистильовану воду об'ємом 25 см³, розбивають осад паличкою, ретельно перемішують та центрифугують вторинно за тих же умов. Потім об'єднують водні екстракти та додають натрій хлорид масою 1 г. З одержаного розчину препарат три рази витягають хлороформом, що насичений водою, порціями по 40 см³. Хлороформні екстракти зливають через шар безводного натрій сульфату.

Відгонка розчинника. З зневодненого хлороформного екстракту відганяють розчинник досуха (під вакуумом при температурі не вище 40° С) та розчиняють сухий залишок у точно виміряному об'ємі (1 см³) хлороформу або діетилового етеру.

Хроматографія у тонкому шарі силікагелю. На пластинку з сорбентом наносять вказаний розчин об'ємом 0,1 см³, а якщо хлорофосу у пробі міститься мало, то весь розчин. Як сорбент використовують силікагель КСК-3 або ШСК з розміром частинок 40-60 мкм, закріплювач – крохмаль.

На цю ж пластинку по обидві боки від плями проби наносяться “свідки” – стандартні розчини різних концентрацій чистого отрутохімікату.

Для додаткової очистки пластинки з нанесеними пробами та “свідками” попередньо занурюють у чистий бензен. Після того як фронт розчинника підніметься на 10 см, пластинку виймають з камери та залишають на декілька хвилин для випаровування розчинника на повітрі. Потім пластинку знову приміщують у камеру, що заповнена рухливим розчинником (гексан з ацетоном у співвідношенні 1:1), та проводять хроматографування, як вказано вище. Висушену пластинку проявляють водним розчином резорцину [$\omega(\text{резорцину}) = 2 \%$] з водним розчином натрій карбонату [$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10 \%$], які змішують перед обприскуванням у співвідношенні 2:3, з наступним нагріванням при 100°C на протязі 7-10 хв. Хлорофос проявляється у вигляді оранжевої плями.

Кількісне визначення проводять шляхом порівняння розміру та інтенсивності забарвлення плям досліджуваної проби і стандартних розчинів “свідків”. Порівняння проводять або візуально, або шляхом вимірювання їх площі.

Визначення поліциклічних ароматичних вуглеводнів (ПАВ) в продуктах харчування

ПАВ присутні у продуктах рослинного походження та продуктах копчення. В овочах та злакових культурах знайдено 13 ПАВ, які попадають у рослини головним чином з ґрунту. Джерелами попадання ПАВ у харчові продукти слугують також вода, повітря, коптильний дим. У міському повітрі присутні до 15 ПАВ, у тому числі 3,4-бензопирен – речовина сильної канцерогенної дії. Бензопирен (БП) та інші ПАВ знайдені в оліях: оливковій, кукурудзяній, соняшниковій, бавовняній та ін. БП дуже добре розчинний в оліях і концентрується в них в процесі виробництва з плодів та насіння олійних культур.

Найбільша кількість БП знайдена у ліпідах, які містяться у плодовій оболонці насіння олійних культур. Вміст БП у рибі гарячого копчення, а також коптильних та напівкоптильних ковбасах міститься від 1 мкг до

декількох десятків мкг на 1 кг продукту. Високій вміст БП знайдено у тютюновому димі.

Визначення БП та інших канцерогенних ПАВ проводиться за тонкою структурою спектра флуоресценції при низькій температурі.

Спектрально-флуоросцентний метод визначення БП включає декілька стадій: екстракції з наважки продукту фракції, яка містить ПАВ; очистку одержаної фракції від домішок і хроматографічне розділення ПАВ; якісне визначення БП та інших ПАВ за спектрами люмінесценції при температурі рідкого азоту; кількісне визначення БП за допомогою однієї з модифікацій спектрально-флуоросцентного способу.

Методика визначення БП у копильних продуктах та рослинних оліях

До фаршу копильного продукту масою 1 кг приливають етиловий спирт об'ємом 1 дм³, додають калій гідроксид масою 150-250 г (в залежності від вмісту жирів у продукті) і кип'ятять 1,5-2 год для омилення ліпідів. Потім приливають 3-5-кратну кількість дистильованої води та екстрагують неомилені речовини діетиловим етером. Перша порція етеру повинна бути у 4-5 разів більшою за об'ємом розчину, який обробляють. Наступні тричотири порції етеру повинні бути у 3 рази більше попередньої.

При дослідженні рослинних олій продукт масою 50 г омилують протягом години на киплячій водяній бані у присутності спиртового розчину калій гідроксиду [$\omega(\text{KOH}) = 25\%$] об'ємом 100 см³, потім розчин розводять 10-кратною кількістю дистильованої води та відокремлюють речовини, що не омилися, багаторазовою екстракцією діетиловим етером.

Етерний екстракт декілька разів промивають дистильованою водою, потім сушать над безводним натрій сульфатом. Етер відганяють, залишок розчиняють у бензені та пропускають через колонку довжиною 120-140 мм, яка заповнена алюміній оксидом. Адсорбовані в колонці ПАВ, відокремлені від інших неомилених речовин, елюють бензеном до того часу, поки перестане виділятися фракція з синьою флуоресценцією. Бензен відганяють з

елюату, а залишок фракціонують колоночною або тонкошаровою хроматографією.

Виділену суміш ПАВ, яка містить деякі домішки, розчиняють у петролейному етері об'ємом 10-15 см³ і наносять у заповнену алюміній оксидом колонку діаметром 10-14 мм та висотою 120-140 мм. Єлюють фракції ПАВ, що флуоресціюють, спочатку петролейним етером, потім з додаванням бензену. БП міститься у III, IV або V фракціях. Для більш чіткого відокремлення БП можна повторити фракціонування колоночним методом або у тонкому шарі алюміній оксиду. При використанні другого методу розчинником є суміш хлороформ : петролейний етер (1:2).

Якісне визначення БП проводять спектральним методом з використанням ефекту Е. В. Шпольського. При температурі -196°C одержують спектри люмінесценції окремих фракцій ПАВ, розчинених у нормальних парафінових вуглеводнях. Для якісного визначення БП використовують суміш, що складається з бензенового екстракту об'ємом 1 см³ та н-октану об'ємом 2 см³. Пробірку з сумішшю вміщують у посуд Дьюара з рідким азотом. Збуджують люмінесценцію за допомогою ртутно-кварцевої лампи, пропускаючи УФ-випромінювання через фільтр. Для запису спектра звичайно використовують спектрограф ІСП-51 з камерою $f=270$ мм. У спектрі замороженого н-октанового розчину БП є характерні квазілінії 4030 та 4082 Å.

Кількісне визначення БП флуоресцентно-спектральним методом може бути виконано з використанням будь-якої з модифікацій: за допомогою добавок і встановленням приладу по фону, що створюється домішками, які люмінесціюють і які містяться у досліджуваному екстракті, або за допомогою внутрішнього стандарту.

Гравіметричний метод визначення сульфатів у стічній воді

Воду, що аналізують спочатку фільтрують, потім відбирають аліквоту об'ємом 25-200 см³, в залежності від вмісту сульфатів, про який можна судити за попередньою пробою, переносять у стакан, підкислюють хлоридною кислотою за метиловим оранжевим та випаровують (або розводять) до об'єму 50 см³.

Якщо при упарюванні утворився осад, його відфільтровують через маленький фільтр та промивають гарячою дистильованою водою, яка підкислена хлоридною кислотою. Фільтрат та промивні води знов упарюють до об'єму 50 см³, нагрівають до кипіння та приливають по краплях гарячий розчин барій хлориду [$\omega(\text{BaCl}_2) = 5\%$] до повного осадження сульфатів. Рідину з осадом, що утворився, залишають стояти на водяній або пісочній бані на протязі 2 год і потім на холоді – ніч. На наступний день осад відфільтровують через щільний фільтр (синя стрічка), промивають гарячою водою до зникнення у промивній воді хлоридів (проба з розчином аргентум нітрату, який підкислений нітратною кислотою), сушать, прожарюють 30 хв та зважують у вигляді барій сульфату та роблять необхідні розрахунки:

$$C = \frac{m_1 \cdot 0,4116 \cdot 1000}{V} = \frac{m_1 \cdot 0,4116}{V} \text{ мг/дм}^3, \text{ де}$$

m_1 – маса BaSO_4 , мг;

V – об'єм проби, що взятий для аналізу, см³;

0,4116 – коефіцієнт перерахунку BaSO_4 на SO_4^{2-} .

Визначення вмісту йонів феруму в стічних водах

Ферум у водах може бути в багатьох формах: в істинно розчинному стані та у вигляді колоїдного розчину внаслідок пептизації ферум гідроксиду органічними речовинами; у вигляді комплексних сполук з неорганічними та органічними лігандами, в різних суспензованих у воді твердих частинках. Ферум може бути у тривалентному та двовалентному стані. Необхідно також враховувати те, що у воді, яка містить кисень, ферум (II) легко переходить у

ферум (III) та осаджується у вигляді гідроксиду. Таким чином точні результати можуть бути одержані при визначенні сумарного вмісту феруму у всіх його формах.

Фотометричний метод з натрій сульфосаліцилатом

Метод ґрунтується на тому, що сульфосаліцилова кислота або її натрієва сіль утворюють з солями феруму забарвлені комплексні сполуки, причому, у слабкокислому середовищі сульфосаліцилова кислота реагує тільки з солями феруму (III) (червоне забарвлення), а в слаболужному середовищі – з солями феруму (III) та (II) (жовте забарвлення).

Пробу об'ємом 100 см³ (чи меншого об'єму, але доведеного до об'єму 100 см³ дистильованою водою), що містить йони феруму масою 0,01-1,0 мг, вміщують у хімічний стакан, додають концентрованої нітратної кислоти об'ємом 0,5 см³ і упарюють на електроплитці приблизно вдвічі. Концентрований розчин розводять водою і відфільтровують, збираючи фільтрат у мірну колбу об'ємом 100 см³. Фільтр промивають, а фільтрат у колбі доводять до об'єму близько 80 см³. До обробленої таким чином проби приливають піпетками розчин амоній хлориду об'ємом 2 см³, розчин сульфосаліцилової кислоти об'ємом 2 см³, розчин амоній гідроксиду об'ємом 2 см³, перемішують суміш і дистильованою водою доводять об'єм у мірній колбі до 100 см³, знову перемішують. Через 5 хв вимірюють оптичну густину за відношенням до холостої проби (світлофільтр $\lambda=420-430$ нм). За калібрувальним графіком знаходять вміст йонів феруму у пробі та розраховують за формулою:

$$C = \frac{C_{к.г.} \cdot V_{м.к.}}{V_{ал.}} \text{ мг/дм}^3, \text{ де}$$

$C_{к.г.}$ – вміст йонів феруму, що знайдений за калібрувальним графіком, мг/см³;

$V_{м.к.}$ – об'єм мірної колби, 100 см³;

$V_{ал.}$ – об'єм взятої проби для аналізу, см³.

Побудова калібрувальної кривої

У мірні колби об'ємом 100 см³ піпетками точно відмірюють об'єми робочого стандартного розчину 0; 1,0; 2,0; 10,0; 20,0; 40,0; 60,0; 80,0; 100,0 см³ [стандартний розчин C(Fe³⁺) = 0,1 мг/см³, що розведений у 10 разів]. У еталонах визначають йони феруму методом, що описаний вище. Оптичну густину визначають за вибраним світлофільтром по відношенню до холостої проби (холостою пробєю є перший розчин еталонної серії, куди стандартний розчин феруму не вводили). За одержаними даними будують графік в координатах “оптична густина – масова концентрація феруму”.

Вміст йонів феруму у кожному стандартному розчині визначають за формулою:

$$C_1 = \frac{C_{ст.} \cdot V_{ал.}}{V_{м.к.}} \text{ мг/дм}^3, \text{ де}$$

$C_{к.г.}$ – вміст йонів феруму у робочому стандартному розчині, мг/см³;

$V_{м.к.}$ – об'єм мірної колби, 100 см³;

$V_{ал.}$ – об'єм взятої проби для аналізу, см³.

Визначення хлорид-іонів в стічних водах титриметричними методами

Меркуриметричний метод

Хлорид-іони утворюють з йонами Меркурію малодисоційований меркурій хлорид HgCl₂. Як індикатор використовують дифенілкарбазон, який утворює наприкінці титрування з надлишком йонів Hg²⁺ комплексну сполуку забарвлену у фіолетовий колір. Титрування проводять у середовищі нітратної кислоти при рН = 2,5±0,1.

Відбирають профільтровану пробу об'ємом 100 см³ (або менший її об'єм, розводячи дистильованою водою до об'єму 100 см³), яка містить в цьому об'ємі хлорид-іони масою 0,5-10 мг, і додають розчин індикатора об'ємом 0,3 см³. Потім для встановлення рН = 2,5 додають по краплях нітратну кислоту [C(1/1 HNO₃) = 0,2 моль/дм³] до того часу, поки колір розчину не перейде з синього у жовтий, і ще кислоти об'ємом 1,0 см³. При аналізі сильноокислих проб розчин при додаванні індикатора забарвлюється у

жовтий колір, тоді додають по краплях розчин натрій гідроксиду [$C(1/1 \text{ NaOH}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$] до переходу забарвлення у синє-зелене і після цього вводять нітратну кислоту [$C(1/1 \text{ HNO}_3) = 0,2 \text{ моль/дм}^3$] об'ємом $1,0 \text{ см}^3$. Встановивши необхідне значення рН, титрують розчином меркурій (II) нітратом до переходу жовтого забарвлення у фіолетове.

Якщо треба дуже точно визначення вмісту хлорид-іонів, проводять холостий дослід з дистильованою водою об'ємом 100 см^3 .

Вміст хлорид-іонів розраховують за формулою:

$$C = \frac{(V_1 - V_2) \cdot K \cdot 0,05 \cdot 35,45 \cdot 1000}{V} \text{ (мг/дм}^3\text{), де}$$

V_1 – об'єм розчину меркурій нітрату, що витрачений на титрування проби, см^3 ;

V_2 – об'єм розчину меркурій нітрату, що витрачений на титрування холостого дослід, см^3 ;

K – поправочний коефіцієнт для приведення молярної концентрації еквівалента розчину меркурій нітрату до точно $0,05 \text{ моль/дм}^3$;

$0,05$ – молярна концентрація еквіваленту розчину меркурій нітрату $C(1/2 \text{ Hg}(\text{NO}_3)_2) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$;

$35,45$ – молярна маса еквівалента хлорид-іону, г/моль ;

V – об'єм проби, см^3 .

Визначення нафтопродуктів у стічних водах методом

ІЧ-спектрометрії

При використанні цього методу немає необхідності відгонки розчинника після екстракції нафтопродуктів розчинником зі стічної води. Як екстрагент використовують тетрахлорометан (CCl_4).

Пробу стічної води $1-5 \text{ дм}^3$, в залежності від вмісту нафтопродуктів, підкислюють до $\text{pH} = 2$, додають натрій хлорид масою по 2 г на кожний літр рідини та проводять екстракцію CCl_4 у ділільній лійки, додають розчинник окремими порціями, перемішуючи перевертанням лійці на протязі 10 хв після додавання кожної порції, витримують до розшарування 10 хв та

збирають екстракт у колбу з скляною пробкою. Всього на екстрагування витрачається екстрагент об'ємом 60 см^3 . Екстракт висушують прожареним натрій сульфатом, відбирають аліквоту об'ємом 50 см^3 і пропускають її через колонку з алюміній оксидом. Збирають елюат у мірну колбу ємністю 100 см^3 . Пропускають через колонку ще чистий CCl_4 об'ємом 45 см^3 і доводять цим же розчинником об'єм розчину у колбі до мітки.

Знімають ІЧ-спектр одержаного розчину, використовуючи кювету товщиною 50 мм . Вимірюють оптичну густину при хвильовому числі 2926 см^{-1} .

Вміст нафтопродуктів знаходять за формулою:

$$C = \frac{K \cdot D \cdot 100 \cdot 60}{l \cdot V \cdot 50} \text{ (мг/дм}^3\text{)}, \text{ де}$$

K – коефіцієнт, що дорівнює $0,437$ або $0,542$;

D – оптична густина;

100 – об'єм CCl_4 після розведення, см^3 ;

60 – об'єм CCl_4 , що взятий для екстракції, см^3 ;

l – товщина шару в кюветі, см ;

V – об'єм стічної води, що узятий для аналізу, см^3 ;

50 – об'єм аліквотної частини, см^3 .

Визначення концентрації хлору у повітрі

У процесі аналізу повітря та інших газових сумішей велике значення мають способи відбору газових проб для дослідження. Найбільш розповсюдженим способом відбору проб повітря на аналіз є аспіраційний. Сутність цього методу полягає у просмоктуванні досліджуваного повітря через поглинальні розчини за допомогою приладу (аспіратора) з одночасним вимірюванням об'єму повітря, пропущеного через поглинач. Об'єм води, що витікає з аспіратора, і, відповідно об'єм повітря, що проходить через поглинач, вимірюють мірним циліндром. Як поглиначі використовують розчини таких речовин, які поглинають домішки у повітрі або іншій газовій

суміші. При визначенні хлору у повітрі йодометричним методом використовують водний розчин калій йодиду.

У посуд з повітрям та хлором невеликими порціями (об'ємом по 20-25 см³) через крапельну або звичайну лійку і при обережному перемішуванні круговими рухами вводять розчин калій йодиду [$\omega(\text{KI}) = 1,5\text{-}2\%$] об'ємом 200-250 см³. Такої кількості калій йодиду достатньо для взаємодії з хлором, який знаходиться у колбі.

З розчину, що утворився, відбирають піпеткою об'єми 20, 25 або 50 см³, переносять у колбу для титрування і титрують розчином натрій тіосульфату [$C(1/2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$] до переходу забарвлення з темно-жовтого до слабо-жовтого. Після цього додають 4-5 крапель крохмального розчину і знову титрують розчин до зникнення синього забарвлення.

Об'ємну частку хлору у повітрі знаходять за формулою:

$$\varphi(\text{Cl}_2) = \frac{V_m \cdot V_2 \cdot V_4 \cdot T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{V_1 \cdot V_3 \cdot 2 \cdot M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} \cdot 100\% , \text{ де}$$

V_1 – об'єм посуду з повітрям та хлором, см³;

V_2 – об'єм розчину калій йодиду, що введений у посуд, см³;

V_3 – об'єм аліквоти розчину йоду, що утворився, см³;

V_4 – середній об'єм розчину натрій тіосульфату, що витрачений на титрування розчину йоду, см³;

V_m – молярний об'єм, см³;

$T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – титр розчину натрій тіосульфату, мг/см³;

$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – молярна маса натрій тіосульфату, г/моль.

Визначення сульфур (IV) оксиду у повітрі

Сульфур (IV) оксид (SO₂) поглинають з атмосферного повітря динатрійтетрахлоромеркуратором (II) (Na₂HgCl₄) розчином, який зв'язує SO₂ у формі натрій дихлоросульфідмеркурата (II), запобігаючи повторного потрапляння SO₂ у потік газу. Аналіз закінчується додаванням кислого *n*-розаніліна та формальдегіду до комплексного меркуратор-іона, в результаті

чого утворюється червона *n*-розанілінова метилсульфо кислота, концентрація якої визначається спектрофотометрично.

Встановлюють пробовідбірну систему, яка складається з повітряного насосу, витратоміру, термометра, малогабаритного імпінджера, що містить 10 см³ поглинаючого розчину. Тиск потрібно вимірювати витратоміром. Повітря прокачується через систему зі швидкістю 0,2-2,5 дм³/хв, поки не буде поглинена необхідна кількість SO₂.

Після відбору проби фільтрують розчин, якщо є будь-який осад і доводять об'єм до 10 см³. Додають розчин кислого *n*-розаніліна [ω (*n*-розаніліна) = 0,04%] об'ємом 1,0 см³ та розчин формальдегіду [ω (НСНО) = 0,02%] об'ємом 1,0 см³, перемішують і залишають на 20 хв.

Повинен бути підготовлений контрольний розчин аналогічною обробкою Na₂HgCl₄ [C (Na₂HgCl₄) = 0,1 моль/дм³] об'ємом 10 см³, виключаючи експозицію у струмені повітря. Величина поглинання розчину визначається при довжині хвилі 560 нм з використанням контрольного розчину для порівняння.

Визначення нітрат-іонів у ґрунті

Нітратна форма Нітрогену у ґрунті дуже рухома. Вона не зв'язується хімічно, не адсорбується ґрунтом і може бути зв'язана тільки біологічно. Вміст нітратів у ґрунті протягом вегетаційного періоду змінюється. Нітратний Нітроген є основним елементом живлення рослин, а тому його визначення за певними фазами має велике значення. Солі нітратної кислоти легкорозчинні, а тому для їх визначення готують водну витяжку.

Визначення нітрат-іонів у ґрунті за допомогою дисульфофенолової кислоти

Наважку ґрунту масою 20 г зважують на технохімічних терезах, потім переносять у плоскодонну колбу об'ємом 250 см³, додають дистильовану воду об'ємом 100 см³ і збовтують протягом 3 хв. Далі фільтрують через складчастий фільтр. Перші порції фільтрату не потрібні. Витяжка має бути прозорою. Коли ґрунти багаті на органічні речовини, витяжка часто буває

каламутною. Щоб витяжка завжди була прозорою, у колбу додають перед збовтуванням (на кінчику ножа) алюмокалієвих галунів для осадження колоїдів ґрунту та кращого фільтрування.

Після цього відбирають піпеткою аліквоту об'ємом 25 або 50 см³ фільтрату у фарфорову чашку і випарюють досуха на водяній бані.

До сухого залишку додають дисульфогенолової кислоти об'ємом 1,0 см³, яка розчиняє осад. Скляною паличкою з оплавленим кінцем добре розтирають осад по всій внутрішній поверхні чашки.

Через 10 хв додають воду об'ємом 10-15 см³, перемішують, нейтралізують розчином лугу [$\omega(\text{NaOH}$ чи $\text{KOH}) = 10\%$] до утворення лужної реакції, яка визначається за допомогою лакмусового паперу. Якщо у лужному середовищі є нітрати, розчин забарвлюється у жовтий колір, коли ж нітратів нема, розчин не забарвлюється у жовтий колір.

Якщо рідина пожовтіла, її з чашечки переносять у мірну колбу об'ємом 50 або 100 см³ (в залежності від інтенсивності забарвлення), ополіскують 2-3 рази чашку водою і додають дистильованої води до риски. Рідину у колбі треба перемішати, а потім колориметрувати.

При інтенсивному забарвленні розчин можна розводити в 2 і більше разів, а під час розрахунків це враховувати.

Щоб виготовити стандартний розчин, в окремих фарфорових чашках одночасно з випарюванням досліджуваного розчину випарюють розчин певної концентрації (стандартний розчин) об'ємами 1; 2; 5; 10; 15; 20; 30 см³ і повторюють ті самі операції, що й з зразками, що досліджуються.

Потім вимірюють оптичну густину приготовлених стандартних розчинів (при синьому світлофільтрі) і будують калібрувальний графік.

Визначивши величину оптичної густини досліджуваного розчину, за калібрувальним графіком знаходять відповідну концентрацію, а потім за формулою обчислюють вміст нітратів:

$$m(\text{NO}_3^-) = \frac{C(\text{NO}_3^-) \cdot V \cdot 100 \cdot K_{\text{H}_2\text{O}}}{V_1 \cdot m_1} \text{ мг, де}$$

$m(\text{NO}_3^-)$ – вміст нітрат-іонів, мг на 100 г абсолютно сухого ґрунту;

$C(\text{NO}_3^-)$ – вміст нітрат-іонів, знайдений за калібрувальним графіком, мг на 100 см³;

V – загальний об'єм фільтрату, см³;

V_1 – об'єм витяжки, взятої для випаровування, см³;

m_1 – наважка ґрунту, яку взято для приготування фільтрату, г;

100 – коефіцієнт перерахунку на 100 г ґрунту;

$K_{\text{H}_2\text{O}}$ – коефіцієнт перерахунку на сухий ґрунт.

Виявлення етилового спирту в напоях і розчинах методом газорідинної хроматографії

Для виявлення етилового спирту в розчинах, напоях та інших рідинах методом газорідинної хроматографії як еталонну речовину використовують етиловий спирт з масовою часткою етанолу 95 %. Перед введенням у дозатор хроматографа цей спирт переводять у більш летку, ніж етиловий спирт ($T_{\text{кип.}} = 78^\circ \text{C}$), сполуку етилнітрат ($T_{\text{кип.}} = 17^\circ \text{C}$). Для цього до етилового спирту додають натрій або калій нітрат (III) і трихлороцтову кислоту. Етилнітрат, що утворився, перебуває у вигляді газу над рідиною, його вводять у газовий хроматограф і здійснюють хроматографування.

Умови хроматографії: хроматограф, оснащений катарометром; металева колонка довжиною 100 см, діаметром 0,6 см; твердий носій: сферохром, хезасорб чи інші носії; нерухома рідка фаза: поліетиленгліколь ($M = 1000-1500$ г/моль), нанесений на твердий носій у кількості 12 %; температура термостатів колонки та детектора 75°C , температура детектора – кімнатна; газ-носій – технічний азот, який пропускають через хроматографічну колонку з швидкістю 50-60 см³/хв; струм детектора: 60-100 мА; швидкість руху діаграмної стрічки: 720 мм/год.

У флакон з-під пеніциліну вносять розчин трихлороцтової кислоти [$\omega(\text{CCl}_3\text{COOH}) = 50\%$] об'ємом 0,5 см³ та водний розчин еталонної речовини (етиловий спирт з масовою часткою 95 %, розведений таким чином, щоб масова частка розчину складала 3-4 ‰) об'ємом 0,5 см³. Флакон закривають

гумовою пробкою і закріплюють спеціальним пристроєм (фіксатором). Потім за допомогою шприца через гумову пробку у флакон вводять розчину натрій нітрату (III) [$\omega(\text{NaNO}_2) = 30 \%$] об'ємом $0,25 \text{ см}^3$. Вміст флакона протягом 1 хв ретельно перемішують і за допомогою іншого сухого шприца набирають газову фазу, що знаходиться над рідиною, об'ємом 3 см^3 . Її вводять у дозатор хроматографа і здійснюють хроматографування. При цьому записують час отримання етилнітрату.

Після закінчення хроматографування еталонної речовини проводять точно такий самий дослід з розчином, у якому передбачають наявність етилового спирту.

Збіг часу утримання речовини в обох пробах (у пробі з еталонною і досліджуваною речовиною) свідчить про ідентичність цих речовин.

Методика виявлення етилового спирту в крові та сечі аналогічна методиці виявлення його в напоях та розчинах.

Кількісне визначення етилового спирту в крові та сечі методом газорідинної хроматографії

Для кількісного визначення етилового спирту в крові та сечі застосовують метод внутрішнього стандарту як один з методів газо-рідинної хроматографії. Згідно з цим методом, до крові або сечі, в яких визначають кількісний вміст етилового спирту, додають внутрішній стандарт. Як внутрішній стандарт застосовують пропіловий спирт. Етиловий спирт, що міститься в крові або сечі ($T_{\text{кип.}} = 78^\circ \text{ C}$), а також пропіловий спирт ($T_{\text{кип.}} = 97,5^\circ \text{ C}$), який внесли як внутрішній стандарт, переводять у більш легкі сполуки етилнітрат ($T_{\text{кип.}} = 17^\circ \text{ C}$) і пропілнітрат ($T_{\text{кип.}} = 46-48^\circ \text{ C}$). Суміш етилнітрату та пропілнітрату вводять у дозатор хроматографа і здійснюють хроматографування. При цьому на хроматограмі виписуються два піки, один з них відповідає етиловому спирту (етилнітрату), другий – пропіловому спирту (пропілнітрату). Потім обчислюють відношення площі або висоти піка етилового спирту (етилнітрату) до площі або висоти піка пропілового

спирту (пропілнітрату). Розрахунок кількісного вмісту етилового спирту в крові та сечі здійснюють за калібрувальним графіком.

Побудова калібрувального графіка. Спочатку готують серію стандартних розчинів, які містять по 2, 3, 4, 5 % етилового спирту, і розчин внутрішнього стандарту, в якому міститься 4 % пропілового спирту. У кілька флаконів з-під пеніциліну вносять внутрішній стандарт (пропіловий спирт) об'ємом по 2 см³, потім у кожний флакон додають етиловий спирт різної концентрації (2, 3, 4, 5 %) об'ємом по 2 см³. Вміст флаконів ретельно перемішують, з кожного флакона беруть суміш спиртів об'ємом по 1 см³ і переносять в інші флакони з-під пеніциліну. У кожній флакон додають розчин трихлороцтової кислоти [$\omega(\text{CCl}_3\text{COOH}) = 50 \%$] об'ємом по 0,5 см³. Флакони закривають гумовими пробками, які закріплюють фіксаторами. Потім за допомогою шприца через гумову пробку у флакони вводять розчин натрій нітрату (III) [$\omega(\text{NaNO}_2) = 30 \%$] об'ємом по 0,25 см³. Вміст флаконів збовтують протягом 1 хв. Після цього за допомогою іншого шприца з кожного флакона беруть газову фазу, яка знаходиться над рідиною, об'ємом по 3 см³ і вводять її у хроматограф, дотримуючись умов хроматографування, зазначених вище.

На хроматограмах вимірюють висоти або площі піків, обчислюють відношення площ або висот піків етилового спирту до площ або висот піків пропілового спирту для кожної проби. Одержані результати множать на 100 і наносять на вісь ординат калібрувального графіка, на вісь абсцис наносять концентрації етилового спирту (в %).

Визначення етилового спирту в крові та сечі. У флакон з-під пеніциліну вносять розчин внутрішнього стандарту (пропілового спирту, концентрація якого складає 4 %) об'ємом по 2 см³, додають суміш крові об'ємом 2 см³ або сечі, які досліджують на наявність етилового спирту. Вміст флакона ретельно збовтують, потім рідину (суміш крові або сечі з внутрішнім стандартом) об'ємом 1 см³ переносять в іншій флакон з-під пеніциліну і додають розчин трихлороцтової кислоти [$\omega(\text{CCl}_3\text{COOH}) = 50 \%$] об'ємом 0,5 см³. Флакон

закривають гумовою пробкою і закріплюють фіксатором. За допомогою шприца через пробку у флакон вносять розчин натрій нітрату (III) [$\omega(\text{NaNO}_2) = 30 \%$] об'ємом $0,25 \text{ см}^3$. Вміст флакона ретельно збовтують протягом 1 хв. Потім за допомогою іншого сухого шприца відбирають з флакона газову фазу об'ємом 3 см^3 , яку переносять у дозатор хроматографа, і здійснюють хроматографування.

На хроматограмі визначають площі або висоти піків і обчислюють відношення площі або висоти піка етилового спирту до площі або висоти піка внутрішнього стандарту. На основі цього співвідношення, помноженого на 100, за калібрувальним графіком розраховують вміст етилового спирту в крові та сечі розчину натрій нітрату (III) (в %).

При визначенні етилового спирту в крові знайдену за калібрувальним графіком концентрацію цього спирту множать на 0,95, у сечі знайдену концентрацію етилового спирту множать на 1,05.

3.7. Література

1. Крешков А.П. Основы аналитической химии. – М.: Химия. – 1970. – Т. 1. – 472 с., Т. 2. – 456 с., Т. 3. – 472 с.
2. Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г., Солодкин И.С. Аналитическая химия. – М.: Просвещение. – 1979. – 478 с.
3. Шевряков М.В. Аналітична хімія. Навчально-методичний посібник. – Херсон. – 2007. – 285 с.
4. Шевряков М.В. Аналітична хімія. Кількісний аналіз Навчально-методичний посібник. – Херсон. – 2008. – 96 с.
5. Цитович И.К. Курс аналитической химии. – М.: Просвещение. – 1985. – 400 с.
6. Воскресенский А.Г., Солодкин И.С., Семиколенов Г.Ф. Сборник задач и упражнений по аналитической химии. – М.: Просвещение. – 1985. – 176 с.
7. Речицький О.Н., Бригіна М.В. Методичні вказівки до лабораторного практикума з аналітичної хімії. – Херсон: ХГПІ. – 1997. – 55 с.

Розділ 4. Хімія навколишнього середовища

4.1. Охорона навколишнього середовища

Охорона повітряного басейну

Шкідливі домішки, які надходять в атмосферу, поділяються на 2 групи:
а) завислі частинки (аерозолі); б) газо- і пароподібні речовини.

До першої групи належать завислі частинки неорганічного й органічного характеру і малолеткі частинки рідини, які у повітрі утворюють стійкі тумани. Забруднення неорганічного походження – це найдрібніші частинки руд, пустої породи, алюмосилікатів, різних солей, мінеральних добрив, ґрунту та інших речовин. Аерозолі органічного походження – це пиловидні викиди кам'яного вугілля, сланців, торфу, деревини, сажі, гуми, асфальту, засобів захисту рослин. Тумани утворюють кислоти (сульфатна, фосфатна) та їх оксиди, які розчиняються у водяній парі повітря, а також важкі рідкі залишки, що викидаються в атмосферу нафтопереробними підприємствами, транспортом, сільськогосподарською авіацією.

Друга група – це газо- й пароподібні забруднювачі: галогени і галогенопохідні, газоподібні оксиди, альдегіди, кетони, спирти, етери, естери, вуглеводні, аміни, меркаптани, гідроген сульфід та багато інших компонентів, переважно органічного походження.

Більш оптимальний спосіб захисту атмосфери від шкідливих викидів – це раціональна організація нових виробничих процесів і вдосконалення існуючих. Вчені працюють над тим, щоб повністю виключити або максимально скоротити попадання шкідливих газів у навколишнє середовище. Цього можна досягти: а) застосуванням замкнутих циклічних схем окремих процесів і всього виробництва; б) впровадженням безвідхідних процесів на основі комплексного використання сировини й відходів; в) удосконаленням апаратури, установок, механізмів; г) переходом до нових джерел енергії. Так, кольорова металургія вже тепер утилізує оксиди

сульфуру для виробництва сульфатної кислоти (близько 30%), які раніше викидалися в атмосферу.

У металургії істотного скорочення шкідливих викидів в атмосферу можна досягти за рахунок переходу на безкоксвий спосіб прямого відновлення руди з наступним виплавлянням сталі в електропечах.

Повітряні басейни міст і населених пунктів стануть значно чистішими, якщо перейти до централізованого опалення і заміни твердого палива на газоподібне, яке набагато менше забруднює повітря. Щодо автотранспорту, то потрібно вдосконалювати двигуни внутрішнього згорання, використовувати пристрої для нейтралізації вихлопних газів, відмовитися від метилування бензину, замінити двигуни, які працюють на ньому, іншими видами двигунів, що можуть працювати на зрідженому газі, водні, електричній енергії, застосовувати каталізатори доокиснення $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$ (табл. 4.1).

Таблиця 4.1 – Знешкодження газоподібних відходів

Продукт, що знешкоджується	Спосіб очистки	Ступінь очистки, %
Нітроген (IV) оксид	Адсорбція сульфатною кислотою ($w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 75-90\%$) в пінних апаратах	80
	Каталітичне окиснення	95
	Адсорбція на вугіллі	99
Нітратна кислота	Центрифугування	90
Апатит	Адсорбція в пінних апаратах	98,5
Ацетон	Каталітичне окиснення на мідно-хромовом каталізаторі	80-100
Бензен	Каталітичне окиснення	85-100
Метилловий спирт	Каталітичне окиснення	85-100
Сульфатна кислота	Центрифугування	95
Гідроген сульфід	Адсорбція розчином моноетаноламіну	99,5
Сульфур (IV) оксид	Адсорбція гідроксидами лужних металів	80
Карбон (IV) оксид	Адсорбція водою в скруберах	99
Карбон (II) оксид	Адсорбція мідно-амоніачним ацетон- карбонатним розчином	99,9
Сажа	Фільтрування кріз паперовий фільтр	96
Фенол	Каталітичне окиснення	100
Формальдегід	Адсорбція розчином уротропіну ($w(\text{урот.}) = 30\%$)	70
Цемент	Улавлювання інерційному пилоуловлювачі	90

Проте сучасний стан техніки й технології ще не дає можливості повністю запобігти викидам шкідливих речовин в атмосферу. Тому більш доступним засобом захисту повітря є поки що різноманітні газоочисні споруди, пиловловлювачі, фільтри, промивні та вбирні башти тощо, а також широке озеленення міст і населених пунктів.

Охорона водного басейну

Основні джерела забруднення води поділяються на три групи: а) хімічні-кислоти, луги, солі, пестициди, мийні засоби, феноли та інші органічні речовини, деякі катіони; б) біологічні – бактерії, віруси, інші хвороботворні організми, водорості, фекалії, лігнін; в) фізичні – радіоактивні частинки, завислі тверді речовини, пісок, шлам та інше. Вони можуть входити до складу різних стічних вод і зумовлювати їх токсичну дію на біосферу. Відомі факти, коли в організмі риб виявлено ртуть або радіонукліди. У деяких річках трапляються так звані мертві частини, тобто вони настільки забруднені, що в них відсутня необхідна кількість кисню для розмноження і розвитку бактерій, які беруть участь у розкладанні хімічних забруднювачів.

Неорганічні забруднювачі, потрапляючи у водойми, змінюють властивості води, впливають на живі організми, утворюють нерозчинні осади. Органічні забруднювачі викликають окиснювальні процеси, на які витрачається розчинений у воді кисень, що призводить до дефіциту кисню, необхідного для життя рослин та інших живих організмів.

Забруднення водойм стічними водами завдає шкоди багатьом галузям народного господарства і створює дефіцит чистої питної води. Нестача питної води спричиняється й тим, що промисловість споживає багато прісної води. Більш радикальний спосіб охорони водойм від виснаження і забруднення – це різке зменшення промислових стічних вод, аж до повної їх ліквідації на основі циркуляційних процесів, що працюють за замкнутим циклом водопостачання, тобто широке впровадження без стічних виробництв.

Способи очищення стічних вод поділяються на 4 групи: механічні, фізико-хімічні, хімічні та біологічні.

Механічні способи – проціджування, відстоювання, фільтрування – застосовують для очищення води від крупнодисперсних завислих частинок. Для цього використовують решітки, відстійники, гідроциклони, фільтри.

Фізико-хімічні способи використовують для очищення води від речовин у колоїдному та дрібнодисперсному стані. Вони ґрунтуються на відмінності властивостей води і домішок, які в ній містяться. До таких способів належать флотація, коагуляція, екстракція розчинниками, дистиляція, ректифікація, адсорбція, осмос та інші.

Хімічні способи очищення стічних вод полягають у нейтралізації кислот і лугів, осадженні домішок. При хімічному очищенні відбуваються реакції окиснення-відновлення, осадження, конденсації та ін. Хімічні способи характеризуються великим витрачанням реагентів, використанням громіздкої апаратури, особливо відстійників. Крім того, виникає проблема зберігання і використання утворених осадів. З хімічних способів очищення води важливе значення мають хлорування і озонування промислових стоків і питної води (табл. 4.2).

Біологічні способи найбільше використовуються для очищення промислових і побутових стічних вод. З цією метою застосовують різні види мікроорганізмів (активний мул), які вловлюють шкідливі домішки і переробляють їх на нешкідливі – воду, оксиди карбон (IV) оксид, нітрат- і сульфат-іони. Існує два основних методи біологічного очищення: аеробний – при безперервному надходженні кисню повітря й анаеробний – при відсутності кисню.

Найбільшого розповсюдження набув біохімічний спосіб аеробного очищення стічних вод. Він вимагає певних умов реалізації: щоб температура була не вищою за 40° С, кислотність середовища у межах рН=5,5-8,5, вміст кисню у воді не менше 1 мг/дм³, щоб відбувалось інтенсивне перемішування для підтримки активного мулу в завислому стані і проводилося додаткове

введення сульфату й нітрату амонію, карбаміду, суперфосфату для нормального життя мікроорганізмів. Цей спосіб дає можливість досягти повного окиснення й знешкодження стічних вод, використовуючи просте апаратне оформлення. Він характеризується невеликими експлуатаційними витратами. Недолік – мала швидкість окиснення, яка спричиняється великими обсягами очисних споруд: аеротенків, біологічних ставків, біологічних фільтрів.

Таблиця 4.2 – Знешкодження стічних вод

Продукт, що знешкоджується	Спосіб очистки	Ступінь очистки, %
Ароматичні органічні сполуки	Адсорбція на вугільних фільтрах	
Ацетон	Біохімічне окиснення	
Грубодисперсні домішки	Відстоювання	70
Ферум (III) гідроксид	Фільтрування кріз шар допоміжних матеріалів	99
Ферум (II) солі	Хлорування	99
Манган (II) солі	Хлорування	99,9
Масла	Відстоювання	65-95
Мінеральні солі (NaCl, K ₂ SO ₄ та ін.)	Сорбція на аніонітах	99,9
Нафта	Фільтрування кріз пісок Улавлювання у нафто пастках Біохімічне окиснення	50-90 99,9 53
Гідроген сульфід	Віддування повітрям з води	80
Фенол	Екстракція Озонування Біохімічне окиснення	
Формальдегід	Біохімічне окиснення	100

Охорона ґрунтів

Ґрунт – одне з найцінніших багатств природи. Із загальної площі суші лише 10 % припадає на землі, 17 % становлять луки і пасовиська, 28 % – ліси і 45 % – це непридатні для землеробства території (пустелі і напівпустелі, льодовики та ін.). До того ж під впливом господарської діяльності людини земельний фонд має тенденцію до скорочення. Землі, що обробляються, дають людству 80 % харчових ресурсів. Тому бережливе ставлення до земельного фонду – життєва необхідність людства. Захист ґрунтів і взагалі

земельних надр має важливе значення для збереження і відтворення флори і фауни, корисних копалин. Але під впливом господарської діяльності людини відбувається забруднення ґрунтів стічними водами і твердими відходами підприємств, побутовими відходами, внесення надлишків добрив і пестицидів, атмосферними опадами, які забруднені шкідливими викидами хімічних і інших підприємств. Все це згубно впливає на рослинний і тваринний світ. Адже речовини, що надійшли у ґрунт потрапляють в організми людини через середовища, які контактують з ґрунтом, водою, повітрям по біологічних ланцюгах: ґрунт – рослини – людина. Тому і для ґрунтів розроблені гранично допустимі концентрації (ГДК – найбільша концентрація речовини, яка не завдає шкоди живим організмам на протязі тривалого часу) речовин з урахуванням не тільки небезпеки, яку вони становлять при безпосередньому контакті, а й наслідки вторинного забруднення середовищ, що контактують із ґрунтом. Наприклад, відомі випадки отруєння людей в Японії сполуками Кадмію через рис, що вирощувався на полях, зрошуваних водами, в які надходили неочищені стоки алюмінієвих підприємств.

Найголовніші заходи щодо охорони ґрунтів від забруднень такі:

1. Зниження шкідливих викидів в атмосферу і зменшення забруднених стічних вод.
2. Розміщення відвалів на ділянках землі, які не мають господарського значення (яри, заплави).
3. Поховання особливо шкідливих відходів, у тому числі радіоактивних, у геологічно ізольовані шари.
4. Суворе додержання науково обґрунтованих методик внесення добрив і обробки рослин пестицидами.

Короткий огляд питань охорони природи від забруднень дає можливість встановити, що найголовніший напрям подальшого прогресу в захисті навколишнього середовища – переведення промислових підприємств, і в першу чергу хімічних, у безвідхідні виробництва на основі комплексного

використання всіх компонентів вихідної сировини за замкнутою циклічною схемою.

4.2. Радіаційне забруднення

Особливий вид забрудників становлять радіоактивні речовини – відходи атомних реакторів.

Іонізуюче випромінювання

Іонізуючим називається випромінювання, взаємодія якого з молекулами і атомами середовища зумовлює перетворення їх на позитивно і негативно заряджені йони, тобто йонізацію речовини. З цим поняттям тісно пов'язане поняття радіоактивності. Вона означає самовільне перетворення (розпад) нестійких ядер атомів деяких хімічних елементів, яке призводить до зміни їх протонного і масового чисел. Розпад ядер атомів радіоактивних елементів (радіонуклідів) супроводжується виділенням енергії у вигляді іонізуючого випромінювання. Такі елементи називаються *радіоактивними*.

У біосфері всюди є природні джерела радіоактивності, і всі живі організми з часу утворення Землі завжди зазнавали природного радіоактивного опромінення.

Розрізняють два види іонізуючого випромінювання – *електромагнітне* й *корпускулярне*, що має енергію, достатню для йонізації молекул і атомів речовини. Воно невидиме і може проникати в непрозорі тіла на значну глибину, викликаючи різні зміни в біологічних системах. Тому його називають *проникною радіацією*. До іонізуючого випромінювання належать також видиме світло та ультрафіолетове випромінювання. Електромагнітне (фотонне) випромінювання – це потік квантів, які відрізняються від радіохвиль інфрачервоного, видимого та ультрафіолетового світла коротшою довжиною хвилі та вищою енергією. Корпускулярне випромінювання – це потік елементарних α -, β -частинок (корпускул).

На живі організми в навколишньому середовищі можуть діяти одночасно кілька джерел іонізуючого випромінювання: 1) природне; 2) штучні радіонукліди; 3) побутові прилади.

Природне випромінювання є складовою частиною біосфери, екологічним фактором, який діє на все живе в природі і створює природний радіаційний фон. Воно утворюється за рахунок трьох джерел: 1) космічного випромінювання; 2) випромінювання зовнішніх земних джерел; 3) випромінювання внутрішніх джерел.

У *космічному випромінюванні* виділяють галактичне, що надходить до Землі із зірок Галактики, та сонячне, яке зумовлюється активністю Сонця.

Галактичне випромінювання буває первинне – потік частинок високої енергії і вторинне, що утворюється внаслідок взаємодії в атмосфері Землі первинного випромінювання з атомними ядрами її компонентів.

Сонячне випромінювання, яке порівняно з галактичним має низьку енергію, не спричинює помітного збільшення дози випромінювання на поверхні Землі, оскільки значною мірою затримується озоновим шаром атмосфери і розсіюється в ній.

Випромінювання зовнішніх земних джерел визначається радіоактивністю земної кори, води й атмосфери, що залежить від вмісту природних радіоактивних елементів (передусім Урану, Торію, Радону, Карбону, Берилію та ін.).

Вміст природних радіонуклідів у різних місцях Землі дуже варіює. Відповідно змінюється і природний радіаційний фон. Радіоактивність осадових порід, як правило, невисока. Граніт, базальт містять велику кількість радіонуклідів. Дуже багато торію і радію в монацитових пісках, основу яких становить мінерал монацит – фосфат рідкісноземельних елементів переважно групи церію. В регіонах, де є радіоактивні водні джерела, радіаційний фон може набагато перевищувати звичайний природний.

Внутрішніми джерелами випромінювання є радіонукліди, що потрапляють у рослини, організми людей, тварин з повітрям, водою, продуктами харчування, кормами. Практично ці всі елементи є також зовнішніми джерелами випромінювання. Найбільше внутрішнє опромінення спричиняють ^{222}Rn , ^{220}Rn , ^{40}K , ^{14}C , ^{87}Rb , ^{226}Ra , ^{210}Po та ін.

Природний радіаційний фон є тим радіаційним середовищем, у якому існувало й розвивалося все живе на нашій планеті з часу її утворення. Починаючи з минулого століття, він поступово зростає. Причиною цього є діяльність людини, індустріалізація господарства, видобуток із земних надр великої кількості радіонуклідів разом з корисними копалинами (поліметали, нафта, газ, кам'яне вугілля, солі, добрива тощо).

Штучні радіонукліди утворюються під час перебігу ядерних реакцій, які відбуваються під впливом опромінення (бомбардування) звичайних хімічних елементів або їхніх природних ізотопів високоенергетичними частинками (від кількох мільйонів до десятків мільярдів електрон-вольт). Отримано близько 2000 штучних радіоактивних ізотопів 80 хімічних елементів.

Радіонукліди утворюються під час вибуху атомних бомб, роботи ядерних реакторів на АЕС, атомних криголамах та підводних човнах. Враховуючи небезпеку випромінювання, атомну енергетику будують за замкнутим циклом, завдяки чому в навколишнє середовище потрапляє незначна кількість складних для уловлювання радіоактивних речовин. Під час видобутку уранової руди і вилучення з неї урану 99 % породи потрапляє у відвали, спричиняючи лише локальне забруднення середовища ураном, радієм, радоном та ін. Під час роботи ядерних реакторів у навколишнє середовище можуть надходити газоподібні леткі радіонукліди ^{14}C , ^3H , ^{85}Kr та ^{129}I , які практично можна вловлювати за допомогою спеціальних фільтруючих систем.

Радіоекологічні проблеми виникають у разі порушення технологічних процесів, що супроводжується викидом радіоактивних речовин у

навколишнє середовище. Найбільшими як за об'ємом викиду, так і за вмістом у ньому довгоіснуючих радіонуклідів були аварії на сховищі радіоактивних відходів на Південному Уралі (1957 р.) та на Чорнобильській АЕС (1986 р.). Так, четвертим реактором ЧАЕС за офіційними даними було викинуто в навколишнє середовище лише 5 % ядерного палива. Але це призвело до опромінення десятків тисяч людей. Великі території стали практично непридатними для життя. Тому із заражених територій відселено десятки тисяч людей. Підвищення рівня радіації внаслідок радіоактивних опадів спостерігалось за багато тисяч кілометрів від місця аварії.

Поширенню радіонуклідів сприяють вітер, атмосферні опади. Ті з них, що випали на земну поверхню, концентруються в рослинах, ґрунті та воді і через ланцюг живлення потрапляють в організми людей і тварин. Надійшовши у воду, радіонукліди накопичуються в мулових відкладах. З часом частина їх розчиняється у воді і забруднює її.

Доза зовнішнього опромінення, що діє на людину, яка перебуває в приміщенні, залежить від двох протидіючих факторів: екранування зовнішнього випромінювання стінами будівель і випромінювання природних радіонуклідів, що містяться в будівельних матеріалах.

Активність радіонукліду визначається кількістю ядер атомів радіоактивного елемента, які розпадаються за одиницю часу. В системі одиниць СІ (СІ) за одиницю радіоактивності прийнято бекерель (Бк). $1 \text{ Бк} = 1 \text{ розпад/с}$. Позасистемною одиницею, але зручною у користуванні, є кюрі (Кі). $1 \text{ Кі} = 3,7 \cdot 10^{10} \text{ Бк}$. $1 \text{ Бк} = 2,7 \cdot 10^{-11} \text{ Кі}$.

Чим вища інтенсивність випромінювання, тим більшої шкоди завдає воно організму. Мірою дії будь-якого іонізуючого випромінювання на біологічні об'єкти є величина поглинутої енергії випромінювання, або *доза випромінювання*, – кількість поглинутої енергії випромінювання одиницею маси опроміненої речовини. В радіобіології розрізняють три види доз:

а) поглинуту – кількість енергії будь-якого випромінювання, що поглинається одиницею маси опромінюваної речовини;

б) експозиційну або фізичну, – кількість рентгенівського або γ -випромінювання, що поглинається одиницею маси повітря;

в) еквівалентну, або біологічну, – що характеризує дію різних видів випромінювання на організм людини. Її введено для нормування дозових навантажень на людину в разі зовнішніх і внутрішніх опроміненень та для прогнозування біологічних наслідків опромінення.

Одиницею поглинутої дози випромінювання в СІ є джоуль на кілограм (Дж/кг), або грей (Гр). Різні види іонізуючого випромінювання чинять на організм різну дію. Так, при однаковій поглинутій дозі α -випромінювання набагато небезпечніше, ніж β - та γ -випромінювання.

Ступінь небезпечності випромінювання для біологічних об'єктів враховано спеціальними коефіцієнтами. Помноживши поглинуту дозу на відповідний коефіцієнт, дістанемо еквівалентну дозу іонізуючого випромінювання. В СІ за еквівалентну дозу прийнято зіверт (Зв). Зіверт дорівнює дозі будь-якого виду йонізуючого випромінювання, що чинить таку саму біологічну дію, як і доза рентгенівського або γ -випромінювання в 1 Гр. Слід також враховувати різну чутливість тканин і органів до еквівалентної дози. Вона залежить від видових особливостей організму.

У біологічному відношенні важливо знати не тільки величину дози, отриману опроміненим об'єктом, а й швидкість її накопичення, оскільки однакова доза, отримана за різні проміжки часу, спричинює неоднакові ураження. Для цього було введено поняття потужності дози.

Потужність дози – це доза випромінювання, отримана об'єктом за одиницю часу. В СІ одиницями потужності поглинутої дози є грей за секунду (Гр/с), експозиційної – ампер на кілограм (А/кг), еквівалентної – зіверт за секунду (Зв/с). Позасистемні одиниці потужності дози: поглинутої – рад за секунду (Рад/с), експозиційної – рентген за секунду (Р/с), еквівалентної – бер за секунду (Бер/с). $1 \text{ Зв/с} = 100 \text{ Бер/с}$.

Залежно від виду випромінювання, дози і способу опромінення можна спостерігати різні реакції організму на променеву дію: від прискорення росту і розвитку до його загибелі.

Потужність дози, яку поглинає організм людини всередині житлових приміщень, у різних регіонах коливається від 42 до 112 нГр/год.

Вплив радіоактивного випромінювання на організм людини визначається сумарними дозами від 10 до 0,01 Зв. Дози, менші за 1,0 Зв, вважаються безпечними, проте стосовно радіації в будь-якому випадку слід дотримуватись принципу максимальної обережності. В умовах природної радіації 0,7-1,1 мЗв/рік людина з біологічного погляду розвивається без відхилень, у кожному разі даних про її негативний вплив немає. Найвищі індивідуальні дози опромінення дає медична апаратура, серед якої переважають засоби рентгенодіагностики. При цьому річна доза опромінення однієї людини становить 0,5-1,0 мГр.

Сучасні телевізори за умов нормальної експлуатації і правильного обслуговування випромінюють енергії не більше допустимих норм.

Побутові електронні та електричні прилади, керамічні і скляні вироби, що містять уран або торій, випромінюють незначну дозу енергії. За даними наукового комітету ООН з дії радіації, середньорічна доза від цих джерел не перевищує 10 мкГр.

Усі викладені вище питання про природу і дію іонізуючого випромінювання на живі організми, поширення радіоактивних речовин у біосфері, про те, як вони проникають у рослини, організми тварин і людини, вивчає галузь біології, що дістала назву радіобіології, та її самостійний розділ – *радіоекологія*.

4.3. Небезпечність деяких неорганічних сполук

Луги

Луги (KOH, NaOH) викликають сильні хімічні опіки, грубі рубці, повну втрату зору. Небезпечна доза – 15 мг/кг.

Сполуки купруму

Сполуки купруму використовують для приготування фарб, протрав тощо. Деякі сполуки купруму використовують у піротехніці і керамічній промисловості. Ряд неорганічних сполук купруму застосовують у сільському господарстві як фунгіциди. Купрум сульфат використовують у техніці для гальванопластики, просочення деревини, а також у медицині як в'язучий і припікальний засіб.

Посуд з міді, який використовують для варіння фруктів, що містять органічні кислоти, також може бути причиною отруєння.

Солі купруму, що надійшли у шлунок, викликають блювання. З шлунка у кров надходять лише незначні кількості сполук купруму. Сполуки купруму спричинюють гемоліз еритроцитів, ушкодження печінки і нирок. Мінімальна доза купрум оксиду і гідроксиду, що викликає отруєння – 2 г.

Сполуки аргентуму

Металічне срібло входить до складу сплавів. Аргентум нітрат застосовують у медицині як в'язучий і протизапальний засіб. У великих концентраціях розчини цієї речовини мають припікаючу і бактерицидну дію.

При потраплянні аргентум нітрату в організм частина препарату взаємодіє з хлоридною кислотою шлунка. Це запобігає всмоктуванню сполук аргентуму у кров. Тривале вживання сполук аргентуму і вдихання рудного пилу або пари цього металу спричинює аргірію (відкладання срібла у тканинах). При цьому шкіра набуває сіро-зеленого відтінку.

Сполуки барію

Із сполук барію токсикологічний вплив мають гідроксид, хлорид, нітрат, карбонат, хлорат.

Барій гідроксид використовують для виробництва скла, барій хлорид – у шкіряній промисловості та в сільському господарстві для боротьби з шкідниками рослин. Барій карбонат застосовується для боротьби з гризунами, а також при виготовленні посуду. Барій хлорат і нітрат використовують у піротехніці.

Сполуки барію (оксид і гідроксид) подразнюють слизові оболонки травного каналу, викликають виразки. Може настати жирове переродження печінки. Смерть настає в результаті серцево-судинної недостатності при дозі 0,2-0,5 г речовини.

Сполуки цинку

Металічний цинк входить до складу деяких сплавів (бронзи, латуні), використовується для покриття заліза, виготовлення цинкового посуду. Сполуки цинку застосовують для виготовлення фарб (цинкові білила), люмінофорів. Ряд сполук цинку використовують для медичних і косметичних цілей.

При добуванні цинкових руд та їх переробці небезпечним є пил. Сполуки цинку накопичуються у печінці та підшлунковій залозі. Проникнення цинку і його сполук в організм може спричинити нудоту, блювання, болі у м'язах, судороги. Цинк сульфат і хлорид викликають подразнення шкіри, при потраплянні у шлунок – нудоту, блювання, пронос з кров'ю, від маси 10 г можлива смерть.

Сполуки кадмію

Кадмій застосовують для добування сплавів. Кадмій сульфід – компонент фарб. Інші сполуки кадмію (хлорид, бромід, йодид, нітрат, карбонат, ацетат) застосовують в гальванотехніці, кераміці, вони входять до складу засобів для чистки виробів із срібла, яскравих барвників дитячих іграшок, батарейок.

При високій температурі кадмій та його сполуки леткі. Вони можуть потрапляти в організм із вдихуванням повітрям. Під час виготовлення соків та варення в посуді, до складу емалі якого входить кадмій, він може реагувати з кислотами з утворенням токсичних солей.

Розчинні сполуки кадмію денатурують білки стінок травного каналу. Кадмій-іони, які надійшли у кров, сполучаються з сульфгідрильними групами ферментів, порушуючи їх функції. Сполуки кадмію накопичуються

переважно у печінці і нирках. Вони можуть спричиняти жирове переродження печінки.

Сполуки ртуті

Сполуки ртуті використовують як пестициди, реактиви для хімічного аналізу. Металічна ртуть використовується для виробництва термометрів і інших вимірювальних приладів. Органічні препарати ртуті використовуються як діуретичні засоби, неорганічні препарати – протимікробні та протизапальні засоби.

Металічна ртуть, яка може потрапити в шлунок майже нетоксична, оскільки не всмоктується в кров.

Дуже токсичною є пара металічної ртуті та її сполук, розчини солей ртуті.

Ртуть та її сполуки, що потрапили в організм, зв'язуються з ферментами, ушкоджуються капіляри головного мозку, порушується функція печінки і нирок, виникає виразковий стоматит.

Сполуки талію

Талій оксид застосовують для виробництва штучних дорогоцінних і спеціальних сортів скла. Галогеніди талію використовують для виготовлення люмінофорів, талій сульфат – при виготовленні шкіри для взуття. Сполуки талію входять до складу сумішей, призначених для знищення гризунів.

При отруєнні сполуками талію ушкоджується ЦНС, може настати параліч парасимпатичної нервової системи, ушкоджуються нирки. Спостерігається облісіння, розлад функцій системи травлення.

Сполуки свинцю

З різних сполук свинцю найбільше токсикологічне значення мають арсенат, хромат, ацетат, карбонат, хлорид та деякі інші сполуки цього металу.

Свинець оксид та хромат використовуються для виготовлення фарб, свинець карбонат є складовою частиною свинцевих білил, свинець арсенат належить до сполук, що використовуються для боротьби з

шкідниками. На промислових підприємствах, де використовують металевий свинець, можуть бути отруєння парою.

Основним шляхом потрапляння сполук плюмбуму в організм є травний канал.

Плюмбум-іони сполучаються в організмі з сульфгідрильними та деякими іншими характеристичними групами білків. Сполуки плюмбуму спричинюють порушення функцій центральної і периферійної нервової системи (викликають психічні розлади). Близько 90% плюмбум-іонів, які надходять у кров, зв'язуються з еритроцитами. При попаданні у шлунок сполук плюмбуму спостерігається загальна слабкість, біль у животі. Мінімальна доза, що викликає отруєння – 300 мг/кг.

Сполуки арсену

Ангідрид арсенітної кислоти використовують для добування деяких пестицидів. Арсеніти і арсенати входять до складу паризької зелені (пестицид). Дуже токсичними є бойові отруйні речовини (люїзит, адамсит), до складу яких входить арсен. Певне токсикологічне значення мають органічні сполуки, які застосовують у медицині (осарсол, новарсенол). Сполуки тривалентного арсену більш токсичні, ніж п'ятивалентного.

Сполуки арсену діють на ферменти, що містять сульфгідрильні групи. Частина сполук арсену проникають в еритроцити і викликають їх гемоліз. Це призводить до закупорювання ниркових каналців і виникнення жовтяниці. Деякі сполуки арсену виявляють некротизуючу дію. При гострому отруєнні сполуки арсену накопичуються в паренхіматозних органах, при хронічних отруєннях – у кістках, шкірі, нігтях.

Сполуки стибію

Сполуки тривалентного стибію більш токсичні, ніж п'ятивалентного. Вони застосовуються при виготовленні скла, фарб, гумових виробів, у медицині.

Токсичність органічних сполук стибію менша, ніж неорганічних. Дуже токсичним є стибін, при вдиханні якого спостерігається порушення функції

ЦНС, гемоліз еритроцитів. При отруєнні органічними сполуками стибію порушуються функції серцевого м'яза і печінки.

Сполуки бісмуту

Сполуки бісмуту застосовують для добування сплавів, виготовлення фарб, виробництва кристалю тощо.

Бісмут-іони після всмоктування в кров тривалий час затримуються в організмі (у печінці, нирках, селезінці, легенях і тканинах мозку), викликаючи ураження цих органів.

Сполуки хрому

Сполуки хрому застосовуються у шкіряній і текстильній промисловості. Їх застосовують для хромування металевих виробів, виготовлення фарб, кіноплівок.

Найбільш отруйними є хромати і дихромати. Дихромати більш отруйні, ніж хромати. Хромати і дихромати виявляють подразнювальну і припікаючу дію на шкіру і слизові оболонки, викликають гемоліз еритроцитів, утворення метгемоглобіну, ураження нирок і сечовивідних шляхів. При гострих отруєннях сполуки хрому накопичуються в печінці, нирках і ендокринних залозах. Хрому (III) хлорид викликає тяжке отруєння від маси понад 10 г (печія, нудота, блювання, пронос).

Сполуки мангану

Манган (IV) оксид використовують як добавку до деяких видів сталі, для знебарвлення скломаси, при виготовленні лінолеуму та лаків. У техніці солі мангану використовують для виготовлення фарб. Калій перманганат застосовують у медицині.

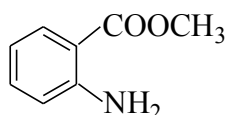
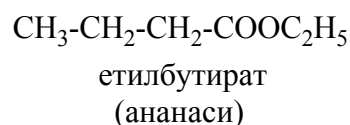
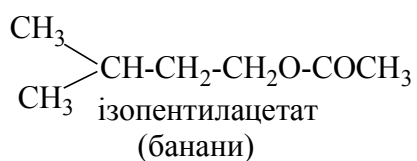
Сполуки мангану накопичуються у печінці і належать до сильних протоплазматичних отрут. Вони діють на ЦНС, викликаючи в ній органічні зміни, ушкоджують нирки, легені, органи кровообігу. Вживання концентрованих розчинів калій перманганату і інших сполук мангану може бути причиною перфорації шлунка, набряк голосових зв'язок. Так, манган (II) сульфат і хлорид при попаданні у шлунок викликають тяжке

отруєння, ядуху, втрату свідомості, смертельна доза – 15 г. Смертельна доза калій перманганату – 5 г.

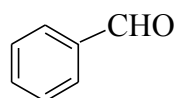
4.4. Органічна хімія і харчова промисловість

Добавки, що покращують запах, зовнішній вигляд і смак

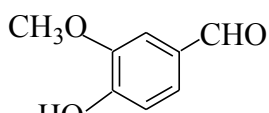
З багатьох природних матеріалів виділені прості сполуки, які мають характерний і приємний запах. Запах і смак – це результат суміші десятків речовин, найчастіше етерів, естерів, спиртів, альдегідів, кетонів і вуглеводнів. Наведемо приклади таких речовин:



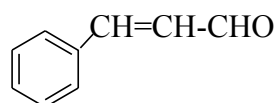
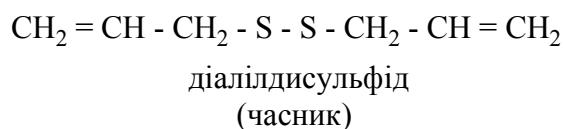
метилантранілат
(виноград)



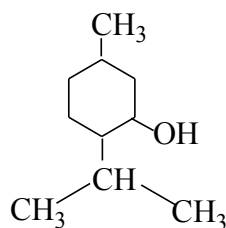
бензальдегід
(гіркий мигдаль)



ванілін (ваніль)



коричний альдегід
(кориця)



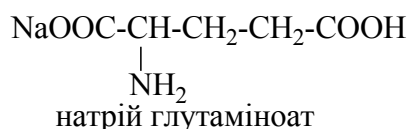
ментол (м'ята)

Форміати мають запах слив, ацетати – груш, бутирати і ізобутирати мають ананасовий аромат, валеріати та ізовалеріати за запахом нагадують яблука.

У зв'язку з тим, що всі ці речовини мають просту структуру, то їх синтезують штучно і використовують для покращення запаху та смаку харчових продуктів.

З метою покращення зовнішнього виду продуктів використовується широка палітра органічних барвників природніх (каротиноїди, хлорофіл, антоціани, бетаніни, рибофлавін та ін.) і штучних. В той же час треба пам'ятати, що штучні барвники – сильні канцерогени.

У ковбасу крім солі та пряностей додають моносодієву сіль глютамінової кислоти, що значно покращує смак:



Глутамінова кислота – білкова амінокислота, але надлишок її викликає слабкість, головний біль.

Існує ряд речовин, які покращують запах продуктів:



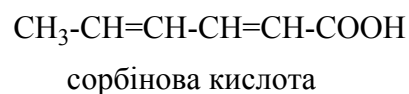
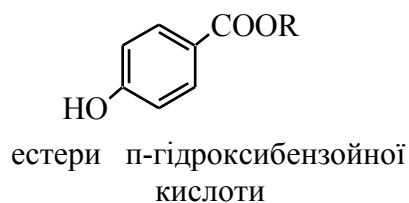
В'язучі добавки і емульгатори

В'язучі засоби, що використовуються у виробництві деяких продуктів харчування, – це полісахариди (крохмаль, агар) і деякі їх похідні (карбометоксицелюлоза, метилцелюлоза). Приклади емульгаторів – моно- і дигліцериди (похідні гліцерину, у якого естерифіковані одна чи дві гідроксигрупи).

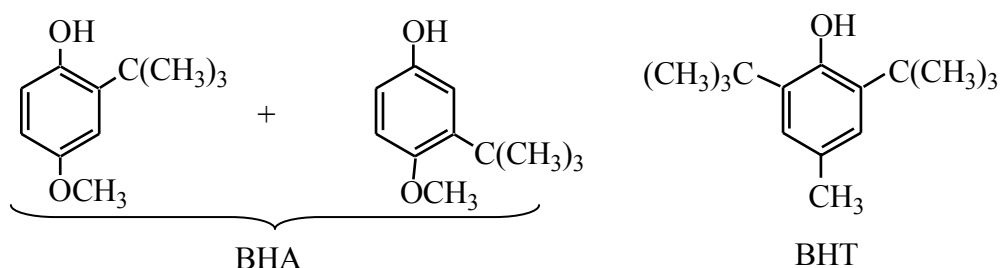
Консервуючі засоби і антиоксиданти

З органічних сполук у якості консервантів (проти плісняви і бактерій) використовуються насамперед бензоатна кислота $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ та її натрієва сіль (наприклад, у мармеладі, джемах), алкілові естери *n*-гідроксибензоатної кислоти (хлібобулочні вироби, пиво, фруктові продукти), натрієва та кальцієва солі пропіонової кислоти (сири, хлібобулочні вироби), сорбінова

кислота та її калієва сіль (фрукти, овочі) та мурашина кислота (фруктові та овочеві напівфабрикати, гірчиця).

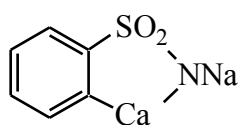


Для захисту харчових продуктів (жирів, олій) від окиснення використовують суміші 2- та 3-трет-бутил-4-метоксифенолу (ВНА – від англ. butylated hydroxyanisole) та 2,6-ди(трет-бутил)-4-метилфенолу (ВНТ – від англ. butylated hydroxytoluene).

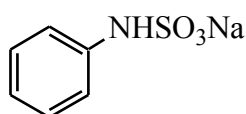


Штучні солодкі речовини

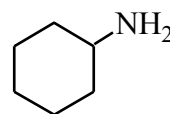
Людина на протязі життя споживає велику кількість сахарози. Результат цього – порушення обміну речовин, серцево-судинні захворювання, карієс зубів. Тому вчені синтезували ряд штучних солодких речовин з низькою калорійністю. Першою такою речовиною був сахарин, який використовується у вигляді натрієвої або кальцієвої солі (недолік – гіркий післясмак), потім стали використовувати натрій цикламат або кальцій цикламат, але він в організмі легко утворює циклогексиламін – канцероген. Тому його використання було заборонено.



натрієва сіль
сахарину



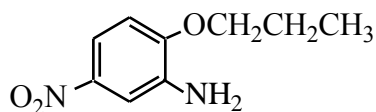
натрій
цикламат



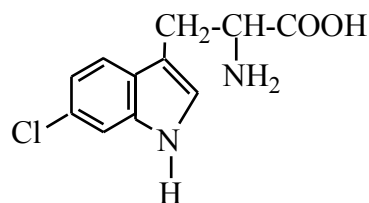
циклогексиламін

Широко використовується сорбіт: $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CH}_2\text{OH}$.

2-аміно-4-нітрофенілпропіловий етер та 6-хлоро-D-триптофан у багато разів солодші за сахарозу:



2-аміно-4-нітрофеніл-
пропіловий етер



6-хлоро-D- триптофан

До перспективних речовин відносять дипептид аспарагінової кислоти і фенілаланіну, який у 200 разів солодший за сахарозу, а також поліпептид монеллін, який виділено з плодів тропічної рослини і який майже в 3000 разів солодший за сахарозу.

Літера “Е” з номером у дужках означає, що продукт містить дозволена харчову добавку, яка потрібна для досягнення певного ефекту (наприклад, для подовження строку зберігання або надання привабливого вигляду).

Спочатку на етикетках повністю писали назви речовин, але більшість з них дуже довгі і складні. Тому у 1953 році у країнах Євросоюзу назви добавок замінили літерою з цифровим кодом (літера “Е” означає Європа). Приклади добавок наведені в таблиці 4.3.

Таблиця 4.3 – Харчові добавки

Позначення	Назва	Призначення
Е 100 – Е 182	Барвники	Підсилюють або відновлюють природний колір продукту. Наприклад, Е 160 (бета-каротин) – жовтий барвник, Е 150 – карамельний цукор.
Е 200 – Е 299	Консерванти	Відповідають за збереження продуктів: захищають їх від мікробів, грибків, бактеріофагів. Зупиняють процес дозрівання вин, дезінфікатори.
Е 300 – Е 399	Антиоксиданти	Відповідають за збереження продуктів: захищають їх від окиснення. Наприклад, Е 300 – аскорбінова кислота, Е 330 – лимонна кислота.
Е 400 – Е 499	Стабілізатори	Зберігають консистенцію продуктів, підвищують в'язкість, згущувачі. Наприклад, Е 440 – пектин, який широко використовується у промисловості.
Е 500 – Е 599	Емульгатори	Створюють однорідну суміш.
Е 600 – Е 699	Підсилювачі смаку та аромату	Підсилюють смак та аромат.
Е 900 – Е 999	Глазуруючі речовини	Знижують піноутворення.

У якості барвників використовують як природні, так і синтетичні речовини. Сировиною для натуральних слугують фрукти, ягоди, листя і інші рослинні компоненти. Натуральні барвники легко втрачають колір під дією температури і світла, а штучні більш стійкі і дають яскраві кольори.

Існують дозволені, недозволені і заборонені харчові добавки. Список добавок, що дозволені в Україні значно менший, ніж в ЄС і США (табл. 4.4).

Деякі дозволені добавки також можуть завдати шкоду здоров'ю. Наприклад, лимонна кислота (Е 330), вміст якої в продуктах не нормується, може викликати приступ у хворих язвою шлунка. Здорова людина може отримати захворювання шлунково-кишкового тракту у випадку надмірного споживання лимонної кислоти чи звичайного столового оцту.

Таблиця 4.4 – “Чорний” список добавок

Заборонені	Небезпечні	Дуже небезпечні	Канцерогенні	Підозрілі
Е 103	Е 102 Е 228	Е 123	Е 131	Е 100
Е 105	Е 110 Е 223	Е 510	Е 142	Е 104
Е 111	Е 120 Е 242	Е 513	Е 153	Е 141
Е 121	Е 124 Е 270	Е 527	Е 210 – Е 217	Е 150
Е 123	Е 127 Е 400	Е 620	Е 219	Е 171
Е 125	Е 129 Е 401	Е 636	Е 230	Е 173
Е 126	Е 155 Е 402	Е 637	Е 240	Е 180
Е 130	Е 180 Е 403		Е 249	Е 241
Е 152	Е 201 Е 404		Е 252	Е 477
Е 952	Е 220 Е 405		Е 280 – Е 283	
	Е 221 Е 501		Е 954	
	Е 222 Е 502			
	Е 223 Е 503			
	Е 224			

Газована вода з підсолоджувачами замість цукру придатна для діабетиків, але дуже шкідлива для дітей, які повинні отримувати натуральні вуглеводи.

Канцерогенними признані консерванти Е 211-213. Консерванти Е 221-224, Е 226 викликають розлади роботи кишечника.

До групи підвищеного ризику відносяться барвники E 105, E 103, E 121, E 123, E 125, E 126, E 130, E 131, E 142, E 153, які у великих концентраціях провокують утворення злоякісних пухлин.

E 171-173 використовуються у солодкій газованій воді, льодяниках і кольоровому морозиві, але викликають захворювання печінки і нирок. Ці барвники наявні в консервованих грибах, компотах, соках, варенні. Не виключена їх канцерогенна дія.

Небезпечні продукти, в яких використовується добавки E 216 і E 217 у якостях консервантів: желе, паштети, сухі супи, бульйони, сухі сніданки на основі картоплі та злакових, цукерки, в'ялені м'ясні продукти, біодобавки.

E 221-226 – консерванти, які використовуються при будь-якому консервуванні, але їх постійне споживання супроводжується виникненням захворювань шлунково-кишкового тракту. Консерванти E 230-232, E 239 викликають алергічні реакції. Антиоксиданти E 311-313 (йогурти, ковбаси, вершкове масло, шоколад) можуть викликати також захворювання шлунково-кишкового тракту. Стабілізатори і загущувачі для варення джемів, згущеного молока, шоколадного сиру E 407, E 447, E 450 “б’ють” по печінці і нирках, а їх «близькі родичі» (E 461, E 466) небезпечні для шлунково-кишкового тракту. Наприклад, у Росії заборонені харчові добавки: E 121 (барвник цитрусовий червоний), E 123 (червоний амарант), E 240 (консервант формальдегід). Недозволені до використання у зв'язку з незавершеністю комплексу випробувань більше 100 добавок.

Дуже небезпечні E 123, E 510, E 513, E 527, однак вони чомусь до цього часу дозволені.

На Україні гігієнічні висновки по всіх добавках видає Міністерство охорони здоров'я, а їх список затверджує Кабінет Міністрів.

При покупці продуктів потрібно уважно вивчити маркірування і пам'ятати, що чим менше список інгредієнтів, тим менше у вмісті харчових добавок; не треба купувати продукти з довгим строком зберігання;

надзвичайно багато добавок у дешевих м'ясних консервах, чипсах, сухариках, продуктах фаст-фуду.

4.5. Органічна хімія і паливо

Розповсюдження автомобільного, авіаційного та інших видів транспорту, у яких використовуються бензинові, дизельні або реактивні двигуни, є однією з найбільш характерних рис технічного прогресу сучасного суспільства. Основним джерелом палива для всіх видів транспорту являється нафта. Фракційна переробка нафти призводить до її поділу на фракції:

- 1) вуглеводневий газ (пропан, бутан);
- 2) бензинова фракція ($T_{\text{кип.}}$ до 200°C);
- 3) керосин ($T_{\text{кип.}}$ $220\text{-}275^{\circ}\text{C}$);
- 4) газойль або дизельне паливо ($T_{\text{кип.}}$ $200\text{-}400^{\circ}\text{C}$);
- 5) мастильні олії ($T_{\text{кип.}}$ вище 300°C);
- б) залишок (мазут).

До складу бензинової фракції входять *петролейний етер* ($T_{\text{кип.}}$ $20\text{-}40^{\circ}\text{C}$) і *екстракційний бензин* ($T_{\text{кип.}}$ $60\text{-}120^{\circ}\text{C}$). Фракція, що має $T_{\text{кип.}}$ $40\text{-}200^{\circ}\text{C}$, називається *бензином* і містить вуглеводні $\text{C}_6\text{-C}_9$. *Керосин* містить вуглеводні $\text{C}_9\text{-C}_{16}$, використовується в невеликих опалювальних пристроях та турбінах. *Газойль або дизельне паливо* використовується головним чином як паливо для дизельних двигунів. *Мастильні масла (або нафтові масла)* містять вуглеводні $\text{C}_{20}\text{-C}_{50}$, очищують і використовують як мастильні матеріали (олії циліндрові, низькозастигаючі, турбінні, компресорні, автомобільні, авіаційні тощо). *Мазут* використовують як паливо або після вакуумної перегонки одержують більш висококиплячу фракцію. Залишок – асфальт (ізоляційний вологозахисний матеріал). До речі, таке застосування має і природній асфальт, що добувають на о. Тринідад у Карибському морі та в Ізраелі у Мертвого моря.

Основним моторним паливом у наш час є *бензин*.

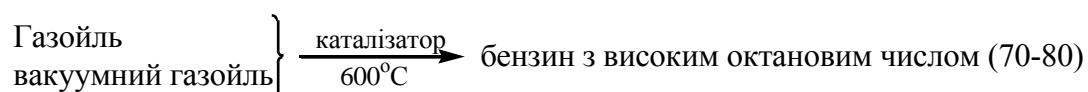
Процеси, що відбуваються у циліндрах бензинового двигуна.

У цьому двигуні відбувається спалювання попередньо стиснутої суміші пари бензину і повітря, підпаленої електричною іскрою. Суміш швидко спалахує з утворенням вуглекислого газу і води, а також невеликої кількості продуктів неповного окиснення (у тому числі чадного газу). Частина енергії, що звільняється у процесі горіння, за допомогою руху поршня перетворюється у механічну енергію.

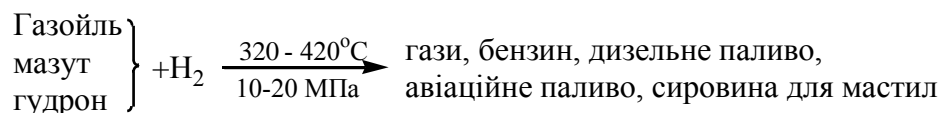
Паливо для бензинових двигунів має різні властивості. При використанні деяких з них двигун працює нормально, а інші призводять до стукоту мотора. Це означає, що згоряння відбувається дуже швидко, тобто замість спокійного горіння відбулася детонація і сила вибуху неправильно розподілилася у стиснутому просторі. Представником неякісного палива є гептан $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$, в той час як 2,2,4-триметилпентан (у побуті його невірно називають ізооктаном), навпаки має в цьому відношенні унікальні властивості. Ці дві сполуки були покладені в основу шкали октанових чисел: гептану за визначенням надано значення нуль, а “ізооктану” – сто. Відповідно до цієї шкали, наприклад, бензин з октановим числом 90 має властивості суміші 90 % “ізооктану” і 10% гептану. Чим вище октанове число палива, тим вища його якість. Деякі сполуки мають октанове число більше 100.

Бензин, що отримують з нафти шляхом простої перегонки, має октанове число 50-55 і непридатний для безпосереднього використання у двигунах. Для підвищення октанового числа використовують:

1. *Каталітичний крекінг* – високотемпературна переробка нафтових фракцій з використанням каталізаторів. Каталізатори (алюмосилікати складу $m\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2$, цеоліти) забезпечують ізомеризацію і циклізацію вуглеводнів, за рахунок чого підвищується їх октанове число:

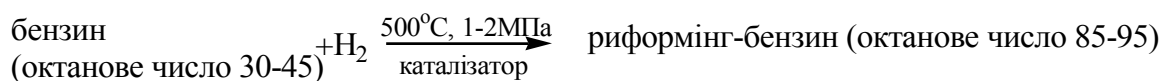


Варіантом каталітичного крекінгу є гідрокрекінг:

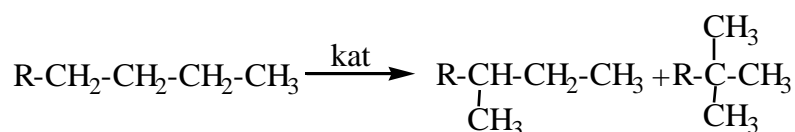


Каталізують цей процес суміші $\text{NiO} + \text{WO}_3$ або $\text{CoO} + \text{MoO}_3$, які наносять на цеоліти чи аморфні алюмосилікати.

2. *Риформінг* – каталітична переробка бензинових фракцій прямої перегонки нафти за допомогою водню під тиском з використанням каталізаторів. У якості каталізаторів використовують Pt/SiO_2 або $\text{Pt}/\text{Al}_2\text{O}_3$ – це для платформінгу. Якщо риформінг проводять в атмосфері водню, то говорять про гідрориформінг:



Риформінг складається з процесів дегідрування, гідрування і ізомеризації алканів. Перетворення нерозгалужених алканів у розгалуженні можна схематично представити наступним чином:



Інколи октанове число підвищують, додаючи сполуку, яка має високе октанове число (наприклад, толуен чи тетраетилсвинець $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$).

Дизельне паливо – це основне паливо для двигунів Дизеля. У циліндрах цих двигунів повітря стискується до більших величин, ніж у бензинових двигунах. При швидкому стискуванні повітря нагрівається приблизно до 300°C ; у нього впорскується мілкодисперсне паливо і відбувається швидке горіння суміші. Для характеристики дизельного палива використовують не октанові, а цетанові числа. Нульове значення має 1-метилнафтален, а цетан (гексадекан $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{CH}_3$) має цетанове число 100.

Ракетні палива складають 90% маси ракети і бувають рідкими і твердими. Рідкі палива складаються з двох компонентів: палива і окисника (табл. 4.5).

Таблиця 4.5 – Види рідкого палива

Паливо	Окисник
Рідкий водень	Рідкий кисень
Рідкий водень	Рідкий азот
Вуглеводні $C_{12} - C_{15}$	Рідкий кисень
Вуглеводні $C_{12} - C_{15}$	H_2O_2 ($w = 98 \%$)
Гідразин $(NH_2 - NH_2)$	Нітроген оксид

Тверді ракетні палива складаються з трьох компонентів і окисника (амоній перхлорат), відновника (алюміній) і полімерної складової (полібутадиєн або поліуретан), яка потрібна для постійного горіння.

4.6. Органічна хімія і забруднення навколишнього середовища

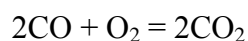
Забруднення атмосфери продуктами згорання

В атмосферу Землі попадає все більше і більше небажаних хімікатів органічного і неорганічного походження. Також забруднення являє собою велику загрозу всьому живому, тому що при досягненні певного ступеня забруднення відбудуться серйозні незворотні процеси. Наприклад, під впливом забруднення в атмосфері відбувається значне зменшення шару озону, який захищає нашу планету від ультрафіолетового випромінювання. Останнім часом вчені занепокоєні зниженням вмісту озону в озоновому шарі атмосфери. Над Антарктикою виявлено “дірку”, де вміст озону на 40-50 % менший від звичайного. Ця озонова дірка з року в рік збільшує свої розміри, і сьогодні вона вже більша за материк Антарктиду. Це має негативні екологічні наслідки для країн південної півкулі, ближчих до Антарктиди, де зареєстроване зростання захворювань на рак шкіри та катаракту. Тривожні повідомлення надходять і з північної півкулі, де виявлено озонову дірку над архіпелагом Шпіцберген, щоправда менших розмірів, ніж антарктична. Зниження вмісту озону в атмосфері загрожує зменшенням врожаїв сільськогосподарських рослин, підвищенням кількості захворювань людей і тварин, частоти шкідливих мутацій.

Розвиток автомобільного транспорту пов'язаний з використанням великої кількості атмосферного кисню, скороченням сільськогосподарських земель за рахунок будівництва автомагістралей, автокатастрофами. Але найбільша небезпека – забруднення атмосфери вихлопними газами. Встановлено, що кількість шкідливих продуктів, які викидають автомобілі, перевищує кількість токсичних викидів всіх інших джерел (теплові електростанції, теплоцентралі, промислові підприємства, об'єкти побуту). Це такі токсичні викиди як чадний газ CO, залишки вуглеводнів, які не згоріли, нітроген оксиди, сульфур (IV) оксид SO₂, галогенорганічні сполуки, важкі метали, аерозолі тощо. Наприклад, у 1998 році автотранспортом було викинуто в атмосферне повітря 1884,5 тис. т. шкідливих речовин, що становило 31% від загального обсягу викидів по Україні. Понад 63% свинцю, 54% CO, 36% C_xH_y, 25% оксидів нітрогену від загальної кількості цих речовин надходить від автотранспорту. У багатьох областях України викиди автотранспорту в 1998 році перевищували 60% від загального обсягу викидів. Викиди забруднювальних речовин від автотранспорту у 1998 році збільшились порівняно з 1997 на 32%.

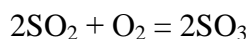
Небезпечність складових викидів автотранспорту

Карбон (II) оксид, чадний газ – дуже отруйний газ, який є продуктом неповного згоряння палива. Його токсичність зумовлена здатністю міцно зв'язуватися з гемоглобіном крові і, як наслідок, в організмі порушуються процеси дихання. Не дивлячись на те, що в великих містах концентрація чадного газу збільшується внаслідок розвитку автомобільного транспорту, сумарний його рівень у природі залишається постійним, завдяки тому, що деякі організми ґрунту здатні окиснювати його до вуглекислого газу:



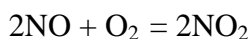
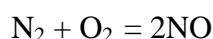
В останні роки проводяться дослідження з виведення вихлопних газів автомобілів крізь пальники з каталізаторами, у яких відбувається повне згоряння CO.

Сульфур (IV) оксид – частина SO_2 при горінні перетворюється в SO_3 , який з водою утворює сульфатну кислоту:



Сульфур оксиди і сульфатна кислота негативно впливають на рослини, а у людини викликають захворювання органів дихання. Ці сполуки відносяться до найбільш шкідливих і корозійних забруднювачів атмосфери.

Нітроген оксиди – це продукти висококомпресійних двигунів. Вони утворюються з азоту і кисню у процесі спалювання бензину в циліндрах:



Нітроген оксиди разом з оксидами сульфуру сполучаються з атмосферною вологою і утворюють дрібні крапельки сульфатної або нітратної кислот, які переносяться у вигляді кислотного туману і випадають кислотними дощами, що вкрай негативно впливають на навколишнє середовище. При цьому знижується врожайність більшості сільськогосподарських культур внаслідок ушкодження листя кислотами; вимиваються з ґрунту кальцій, калій, магній, що викликає деградацію фауни і флори; отруюється вода озер і ставків, де гине риба й зникають птахи і тварини, що харчуються комахами; гинуть ліси в гірських районах, що викликає зсуви й сольові потоки; збільшується кількість захворювань серед населення (подразнення очей, хвороби дихальних шляхів тощо).

Вуглеводні викидаються в атмосферу при неповному згорянні палива у двигунах, при випаровуванні з ємностей з паливом або з двигунів. Разом з оксидами нітрогену і сульфуру приймають участь в утворенні фотохімічного смогу.

Вже вказувалося, що один з способів підвищення якості палива для двигунів внутрішнього згорання – додавання тетраетилсвинцю. При цьому додають ще етилендибромід $\text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ для того, щоб свинець не осаджувався у циліндрах, а випаровувався у вигляді PbBr_2 . Сполуки плюмбуму токсичні і викликають розлади нервової системи (насамперед у

дітей), а ступінь небезпечності цього забруднення зрозуміла з того факту, що з 1923 року, коли почали використовувати $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, у циліндрах було спалено більше 3 млн. т цієї сполуки. Єдине рішення цієї проблеми – заборона використання $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ та пошук іншого методу покращення якості бензину. Так, однією з речовин, яка підвищує октанове число бензину, є трет-бутилметиловий етер $\text{CH}_3\text{OC}(\text{CH}_3)_3$, який вже використовується в деяких європейських країнах.

Розглянуті вище забруднення, насамперед оксиди карбону, сульфуру, нітрогену і вуглеводні, називаються *первинними*. За певних умов разом з такими забрудненнями як сажа і інші частинки, вони утворюють смог. До таких умов відносять:

- інверсію шарів повітря, внаслідок чого теплий шар повітря оточений зверху і знизу більш холодними шарами, що перешкоджає природній циркуляції повітря, а відповідно, і виносу забруднень;

- певні місцеві географічні умови і високу концентрацію забруднень, наприклад у великих містах.

Крім смогу, що складається з первинних забруднень, утворюється ще *вторинний* або *фотохімічний* смог. Під дією ультрафіолетової складової сонячного випромінювання відбувається розклад кисню та оксидів нітрогену і тим ініціюється ланцюгова радикальна реакція продуктів цього розпаду з присутніми в атмосфері вуглеводнями. Ця реакція призводить до небезпечного вторинного забруднення атмосфери, а саме – до пероксиацилнітратам RCO-O-O-NO_2 і озону. Проміжні продукти цієї реакції – альдегіди і кетони.

Для того, щоб розпочалося утворення фотохімічного смогу, потрібна певна концентрація оксидів нітрогену і вуглеводнів; кінцевими продуктами реакції є дуже агресивні пероксиацилнітрати і озон – дуже сильні окисники. Утворення фотохімічного смогу можна попередити, якщо знизити вміст вуглеводнів і оксидів нітрогену у вихлопних газах.

Як первинний, так і вторинний, смог впливає на здоров'я людей, особливо з порушеннями обміну речовин і дихальних органів. Смог знижує видимість, і місцевість, що вражена смогом, має безрадінний вигляд: барви неяскраві, особливо колір неба. У сухому, загазованому й теплому повітрі виникає синюватий туман, що неприємно пахне, подразнює очі, горло, спричиняє задуху, викликає приступи бронхіальної астми тощо. Листя на деревах в'яне, стає плямистим, жовкне. Прискорюється корозія металу, руйнування мармуру, фарб, гуми, швидко псується взуття.

Забруднення атмосфери органічними речовинами

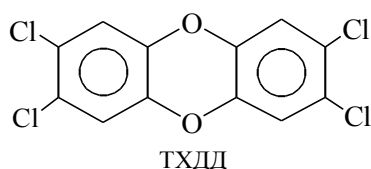
Атмосфера забруднюється не тільки продуктами горіння вугілля та палива для двигунів. На жаль, в цьому приймають участь і деякі хімікати, що широко використовуються. Типовими прикладами таких хімікатів є фреони і поліхлоровані біфеніли.

Фреони (хладоагенти) – це флуоровані похідні алканів, молекули яких містять також атоми інших галогенів: CCl_2F_2 , CCl_3F тощо. Це леткі, негорючі, хімічно інертні сполуки. Використовуються як газонаповнювачі в аерозольних пристроях, хладоагенти, розчинники, засоби хімчистки, протипожежні засоби.

Невеликі кількості фреонів попадають в атмосферу при використанні аерозольних та протипожежних засобів. У атмосфері фреони вступають в реакції з озоном. При цьому шар озону зменшується, що призводить до вищерозглянутих наслідків.

Поліхлоровані біфеніли (ПХБ) – це суміш різних хлоропохідних біфенілу. ПХБ використовують як пластифікатор, наповнювач трансформаторів і теплообмінників тощо. Використовуються у дуже великій кількості внаслідок своєї хімічної стабільності. ПХБ – це рідини, що завдяки своїм властивостям (стійкість і розчинність у жирах) представляють таку ж небезпеку, як хлоровані інсектициди. Внаслідок широкого використання великої кількості цих речовин, вони попали в атмосферу. Їх дія на тварин і особливо на птахів дуже схожа на дію ДДТ.

Забруднення атмосфери (як і води та ґрунтів) хімікатами може бути і випадковим, наприклад, внаслідок витoku великої кількості отруйних речовин у хімічній промисловості. Характерний приклад – отрута населення міста Севезо у 1976 році (Італія) речовиною ТХДД (2,3,7,8-тетрахлордибензо-1,4-діоксин), яка є побічним продуктом синтезу гербіциду 2,4,5-Т:



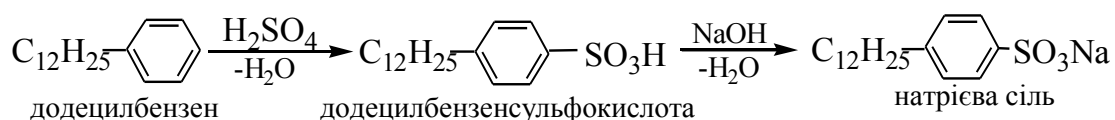
Хмара діоксину розповсюдилась по території площею 16 км². Були отруєні діти, вагітні жінки народили дітей з вродженими вадами, загинули тисячі голів отруєної худоби, земля навколо Севезо на декілька років стала неродючою.

Інший приклад: аварія на заводі по виготовленню пестицидів в м. Бхопал (Індія) у 1984 році викликала смерть приблизно 2500 людей. Це відбулося внаслідок витoku в атмосферу отруйного напівпродукту – метилізоціанату (CH₃N=C=O), який використовувався для добування пестициду севіну (C₁₀H₇OOCNCH₃). Викид речовини відбувся з двох підземних резервуарів, де містилося приблизно 12 т отрути.

Забруднення води і ґрунту органічними речовинами

Забруднення води і ґрунтів відбувається внаслідок недостатньої очистки стічних вод промислових підприємств. Ці забруднення можуть бути найрізноманітніших типів: основи, кислоти, розчинники, феноли, солі. Крім того у річки потрапляє велика кількість детергентів, використання яких дуже поширилося.

Сировиною для виробництва синтетичних поверхнево-активних речовин є алкілбензени:



Натрієва сіль додецилбензенсульфокислоти – основний компонент багатьох детергентів. Якщо аліфатичний ланцюг миючого засобу розгалужений, то такі сполуки важко піддаються біологічному розкладу (біологічно жорсткі) і створюють багато проблем у зв'язку з забрудненням зовнішнього середовища.

Таким чином, значну негативну роль відіграють детергенти, які важко розкладаються у природних умовах, а не класичні мила (солі натрію чи калію вищих карбонових кислот), які розкладаються легко.

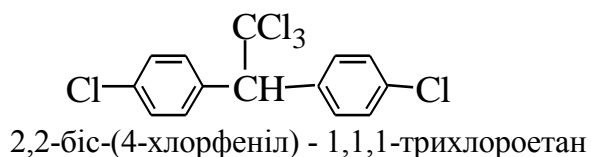
Присутність таких речовин сильно змінює поверхневий натяг води, що в свою чергу загрожує життю водяних рослин і тварин (наприклад, детергенти розчиняють природне жирове покриття пір'я птахів). У деяких місцях забруднення детергентами зайшло так далеко, що поверхня річок покривається шаром піни.

Крім солей алкілбензенсульфокислот і інших подібних їм речовин до складу детергентів входять неорганічні фосфати, пероксборати, сульфати, відбілювачі. Для оточуючого середовища найбільш негативне значення має присутність фосфатів у миючих засобах, тому, що ці солі стимулюють ріст водяної флори, що в свою чергу порушує рівновагу водної системи.

В останній час все більші розміри приймає небезпечність, яка пов'язана з катастрофами великих танкерів, що транспортують нафту.

Широке використання у сільському господарстві пестицидів призводить до забруднення цими речовинами води та ґрунту. За функціями пестициди поділяють на декілька категорій: інсектициди діють на комах, гербіциди використовують у боротьбі з бур'янами, фунгіциди знищують грибки і плісняву, родентициди – гризунів.

Класичним прикладом інсектицидів є ДДТ:



Цей препарат має легкий і дешевий спосіб добування. Результат його використання – підвищення врожайності та зменшення кількості хворих на малярію, тиф, сонну хворобу за рахунок знешкодження комах.

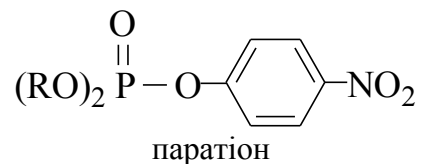
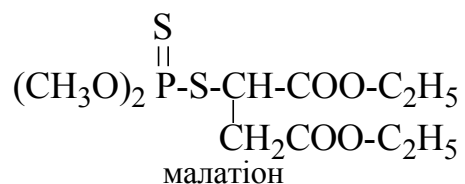
ДДТ малореакційний і розчиняється в жирах. Тому він накопичується в живих організмах по ланцюгу живлення. Концентрування ДДТ по цьому ланцюгу можна показати на прикладі. Безпосередньо після оприскування водяної поверхні вода містила 0,02 млн. ч. ДДТ (1млн. ч. = 0,0001%). Через деякий час мікрофлора і мікрофауна містила вже 5 млн. ч. ДДТ, тобто у 250 разів більше, і, наприкінці, риби – 2000 млн. ч. ДДТ. А птахи, які споживали цю рибу, гинули сотнями внаслідок отруєння ДДТ. Зараз, після багаторічного використання ДДТ, у кожного з нас у жировому шарі міститься не менше 12 млн. ч. цього інсектициду.

З біохімічної точки зору ДДТ представляє собою нервову отруту. Він впливає на метаболізм кальцію, що може привести до порушення розвитку кісток і зубів. І хоча у людини це не виявлено, але для птахів порушення метаболізму кальцію мають фатальні наслідки. Наприклад, шкаралупа яєць стає такою тонкою, що у період висиджування птахи їх роздавлюють.

Хоча використання ДДТ заборонено, але у світі постійно відчуваються наслідки його використання у кількості декількох сотень мільйонів тон.

Прикладами інших інсектицидів класу ДДТ (тобто класу хлорованих вуглеводнів) є альдрин, дильдрин, линдан.

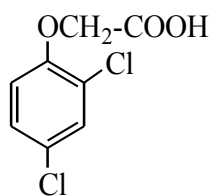
Інша велика група інсектицидів є органічні фосфати – складні похідні фосфатної кислоти. Сюди відносять малатіон і паратіон:



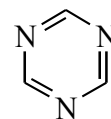
Ці сполуки з плином часу гідролізуються. Деякі з них дуже токсичні для людини (як і інші органічні фосфати).

Гербіциди використовуються у боротьбі з бур'янами.

Це 2,4-дихлорофеноксоцтова кислота (2,4-Д), атразин і симазин – похідні 1,3,5-триазину. Це селективні гербіциди, бо діють лише на бур'яни:



2,4-Д

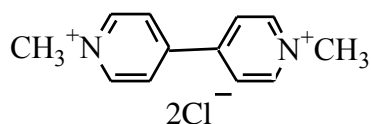


1,3,5-триазин

Дефоліанти – речовини, що призводять до опадання листя. Мова йде про бутилові естери 2,4-дихлоро- та 2,4,5-трихлорофеноксоцтових кислот (agent orange). Їх дію посилює ТХДД, який, як вказувалося вище, високотоксичний для людини і тварин.

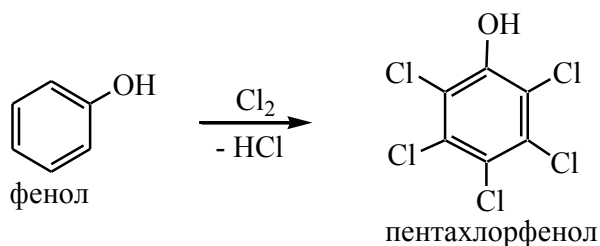
Ці речовини використовувались у В'єтнамі багато років потому, але природа ще не відновилась.

Небезпечними можуть стати такі сполуки, використання яких не викликає залишкової токсичності (як у ДДТ). У якості приклада наведемо паракват. Це диметилдипіридинова сіль:

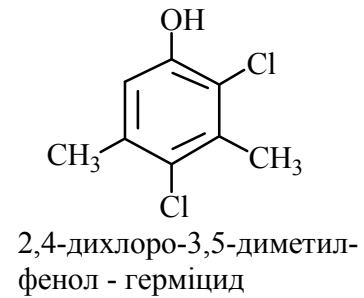
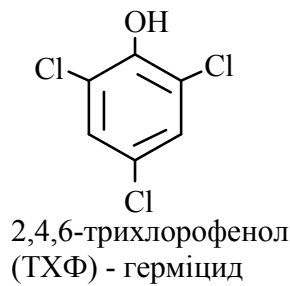


У 1981 р. Таїланд імпортував 4 тис. т параквату для винищення бур'янів на плантаціях каучуку та рисових полях. Це призвело до високої концентрації параквату (разом з іншими пестицидами) у річках та каналах Таїланду; виникла загроза екології: гинули мільйони риб, а риба – основний компонент їжі населення.

При хлоруванні фенолу утворюється пентахлорофенол:



Пентахлорофенол – це дезинфікуючий, інсектицидний та гербіцидний засіб. Крім того фенол широко використовують для синтезу фенопластів і епоксидних смол, синтетичних волокон, дезинфікуючих засобів – герміцидів.



Герміциди – це речовини, які мають дезинфікуючу і антисептичну дію.

До герміцидів відносять і сам фенол, але фенол зараз не використовують у якості дезинфікуючого засобу, так як він токсичний і при попаданні на шкіру викликає опіки.

За даними Всесвітньої організації охорони здоров'я, тільки у розвиваючих країнах щорічно більше як 0,5 мільйона чоловік отруєється внаслідок розповсюдження отрутохімікатів у навколишньому середовищі. Не менше 5 тисяч з них помирає.

Багато пестицидів, які заборонені у Західній Європі, США, Японії, продаються розвиваючим країнам. Як результат, у Західній Африці за останні роки у 5 разів збільшилась кількість випадків онкозахворювань шлунку та кишечника.

Використання пестицидів і гербіцидів пов'язано з ще однією дуже серйозною проблемою: невмілим його застосуванням. Більше всього від цього страждає населення країн, що розвиваються, наприклад, у 1972 році на ці країни приходилося біля половини з 250 000 відомих нещасних випадків отруєння пестицидами, з яких 6700 закінчилися смертю. Між тим в цих країнах використовувалося менше 15 % від загальної кількості пестицидів, що використовувалась у всьому світі. До числа пестицидів, які викликають отруєння, відносяться пакват, ДДТ, поліхлорований фенол та альдрин. Так альдрин викликає онкологічні захворювання, сприяє розвитку нервових хвороб.

У США пестицидами щорічно отруюються 45 тис. чоловік, 200 з яких вмирають. Аналіз проб продуктів харчування у супермаркетах США виявив у 50 % досить високі концентрації пестицидів.

Ще один негативний приклад ролі пестицидів – руйнування захисних ферментів рослин, гибель бджіл і інших комах, які опилують рослини. Відомі випадки, коли пестициди сприяли розмноженню шкідників сільського господарства.

Вочевидь, що сучасні пестициди повинні відповідати наступним стандартам:

- 1) специфічна дія до шкідників сільського господарства;
- 2) відсутність токсичності для людей і корисних тварин;
- 3) здатність до біоруйнування;
- 4) дешевизна;
- 5) нездатність вироблення стійкості у шкідників.

Хіміки активно розглядають проблему використання пестицидів природного походження (кофеїн, нікотин, піретрум, ротенони, ротеноїди тощо).

Наведемо приклад. Екстракт піретруму, який виділено з хризантем, містить 6 інсектицидних компонентів. Інсектицидну дію піретринів збільшує кунжутна олія. Піретрум не діє на бджіл, птахів, риб, великих тварин та людей. Практично невідомі випадки виникнення стійкості до природніх піретринів. Мала стабільність пестицидів природнього походження може бути збільшена хіміками-синтетиками.

Інший приклад. Основним компонентом “лазерного” гербіциду є амінокислота – дельта-амінолевулінова. Це складова хлорофілу. Принцип дії цього гербіциду базується на тому, що він стимулює накопичення рослиною світлочутливої сполуки. У подальшому під впливом сонячного світла починається ланцюгова реакція розкладу цієї сполуки, тобто рослина здійснює самогубство.

Науково-технічна революція та пов'язаний з нею інтенсивний ріст хімічного виробництва, металургічної промисловості, нафтахімічної промисловості паливно-енергетичний комплекс, транспорт та ін. викликали різноманітні негативні зміни в наколишньому середовищі: отруєння та забруднення прісних вод, забруднення Світового океану, забруднення земної атмосфери, порушення земного покриву Землі, спустошення надр, знешкодження радіочого шару Землі, який називається ґрунт, винищування тварин та птахів до повного зникнення багатьох біологічних видів. Кількість хімічних речовин, що забруднюють оточуюче середовище, постійно збільшується. І хоча хімічні підприємства дають меншу кількість викидів у атмосферу, ніж енергетика і транспорт, але за асортиментом забруднювачів та їх токсичністю вони посідають чи не перше місце.

Говорячи, про шкоду хімічної та ін. промисловостей для навколишнього середовища, необхідно мати на увазі не тільки функціонуючі хімічні виробництва, але й цільові хімічні речовини, матеріали на їх основі та вироби з них.

Основний шлях для захисту природи від шкідливого впливу промислових виробництв – це створення екологічно нешкідливих технологічних процесів та безвідходних хімічних виробництв.

Безвідходна технологія – це такий спосіб виробництва, при якому раціонально використовуються всі компоненти сировини та енергії в циклі (рис.4.1).

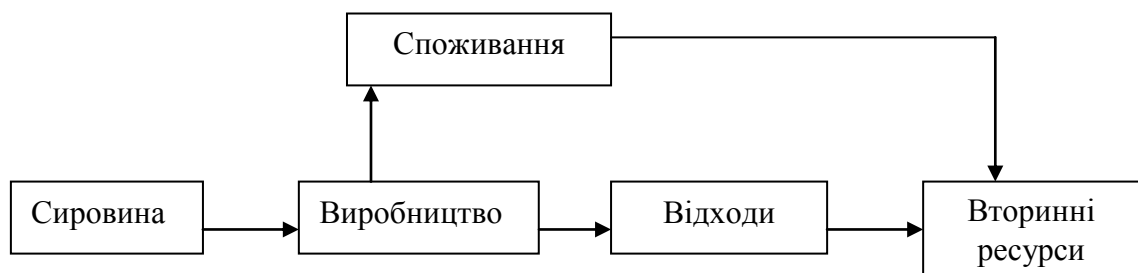


Рис. 4.1. Схема безвідходного виробництва

Головними причинами кризового техногенно-екологічного стану в Україні є надмірне техногенне навантаження (рівень техногенного навантаження на природне середовище в країні перевищує аналогічний показник розвинутих держав у 4-5 разів), висока концентрація потенційно небезпечних виробництв, значна зношеність основних виробничих фондів; зростання кількості випадків порушень техніки безпеки та експлуатації небезпечних виробничих об'єктів; незадовільний стан збереження, утилізації, захоронення відходів та експлуатації наявних очисних споруд, їхнє перевантаження, а в ряді регіонів їх повний вихід з експлуатації; низький рівень культури виробництва та порушення проектних технологічних режимів; фінансові труднощі, які обмежують можливості підприємств виконувати природоохоронні заходи та недостатність бюджетних асигнувань.

Промислові відходи в Україні розподіляються за чотирма класами безпеки, які розрізняються за ступенем небезпечності та фізичними, хімічними і біологічними властивостями.

Відходи *першого, другого і третього класів* небезпечності вважаються найбільш небезпечними.

Основними джерелами утворення відходів в Україні є гірнична, хімічна, металургійна, машинобудівна, енергетична, целюлозно-паперова і сільськогосподарська промисловості.