

Міністерство освіти і науки України
Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника

М. Б. Складанюк

ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА ТА ОРГАНІЧНА
Лабораторний практикум
(для студентів нехімічних спеціальностей)

Івано-Франківськ
2019

УДК 546.547
ББК 24я73.12
С 43

Рекомендовано до друку Вченою радою Факультету природничих наук як навчально-методичний посібник для студентів вищих навчальних закладів (протокол засідання Вченої ради № 6 від 26 лютого 2019 року)

Рецензенти:

Глодан О. Я. – кандидат біологічних наук, доцент кафедри анатомії та фізіології людини ДВНЗ «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника» (м. Івано-Франківськ).

Микитин І. М. – кандидат технічних наук, доцент кафедри хімії ДВНЗ «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника» (м. Івано-Франківськ).

Складанюк М. Б.

С 43 Лабораторний практикум з неорганічної та органічної хімії (для студентів нехімічних спеціальностей): навчально-методичний посібник / М. Б. Складанюк ; Прикарпатський нац. ун-т ім. В. Стефаника. – Івано-Франківськ : Голіней О. М., 2019. – 100 с.

Навчально-методичний посібник рекомендований студентам вищих навчальних закладів освітнього рівня «бакалавр», які навчаються за нехімічними спеціальностями: «біохімія», «біологія», «фізика», «фізичне матеріалознавство», «технічне матеріалознавство», «агрохімія та ґрунтознавство» тощо.

Посібник містить методичні рекомендації до лабораторних робіт з неорганічної та органічної хімії. Детально викладено порядок виконання робіт, наводяться запитання для самопідготовки, для допуску до роботи, захисту звітів.

УДК 546.547
ББК 24я73.12

© Складанюк М. Б., 2019
© Прикарпатський національний
університет ім. В. Стефаника, 2019

ЗМІСТ

Вступ	4
Загальні правила роботи в хімічній лабораторії	5
Організація лабораторного практикуму	5
Вимоги безпеки під час виконання роботи	6
Лабораторний посуд у хімічній лабораторії.....	7
Лабораторний практикум з вивчення властивостей основних класів неорганічних сполук.....	22
Лабораторний практикум з вивчення властивостей основних класів органічних сполук.....	34
Лабораторний практикум з якісних реакцій неорганічної та органічної хімії.....	73
Лабораторний практикум з приготування розчинів	81
Розв'язування експериментальних задач на розпізнавання неорганічних речовин.....	92
Розв'язування експериментальних задач на розпізнавання органічних речовин.....	95
Список використаної та рекомендованої літератури	97

ВСТУП

Під час підготовки фахівців нехімічних спеціальностей велика увага приділяється вивченню як неорганічної та органічної хімії – наукової основи біологічних і спеціальних дисциплін. Традиційно в навчальних планах курс “Хімія неорганічна та органічна” включає лекції, лабораторно-практичні заняття та самостійну роботу студентів. Цей навчальний посібник, на думку автора, допоможе студентам раціонально організувати самостійну роботу над теоретичними розділами, підготуватися до практичного виконання лабораторних робіт, успішно написати модульні контрольні роботи і скласти підсумковий іспит. Матеріал посібника підібрано відповідно до сучасного рівня розвитку неорганічної та органічної хімії з урахуванням освітньокваліфікаційних характеристик спеціальностей “біологія“, “фізика“, агрохімія і ґрунтознавство” тощо.

У посібнику з великого обсягу фактичного матеріалу неорганічної та органічної хімії виділені найважливіші теми, які мають пряме відношення до спеціальності. Теми відповідають будові хімічних сполук, їх властивостей, взаємозв’язок та перетворення. Особливу увагу приділяється темі розчинів, а також розпізнавання речовин. Вивчення кожної теми рекомендується почати з самостійної роботи над матеріалом навчальних посібників, підручників та інших спеціальних видань. Перелік основних з них наводиться в кінці посібника. Для організації цієї важливої роботи в кожній темі виділені питання для самостійної роботи.

У кожній темі передбачені лабораторні роботи, що включають ряд дослідів, виконання яких за навчальним планом передбачається в семестрі та допоможе студентам навчитися поводитися з найважливішими неорганічними та органічними сполуками, лабораторним обладнанням, ознайомитися на практиці з властивостями різних класів сполук, виявити взаємозв’язок хімічної будови та поведінки речовин, спостерігати специфічні (якісні) реакції функціональних груп. До експериментального виконання лабораторної роботи допускається студент тільки після здачі викладачеві теоретичної основи дослідів, методики їх виконання та правил техніки безпеки. Виконання лабораторної роботи завершується звітом. Записи у звіті повинні вестися систематично, акуратно і точно та включати: дату, назву роботи і дослідів, короткий його зміст, рівняння хімічних реакцій, спостереження і висновки.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Хімічна лабораторія відноситься до категорії пожежо- і вибухонебезпечних, тому студенти зобов'язані перш за все уважно вивчити правила техніки безпеки, пройти співбесіду з викладачем і розписатися в журналі інструктажу з техніки безпеки.

2. Студент приступає до виконання роботи тільки після того як:

- добре вивчить методику синтезу і чітко засвоїть, для чого проводиться кожен етап синтезу;

- поговорить з викладачем по теорії синтезу і методикою його проведення;

- складе заявку на необхідні для синтезу обладнання та реактиви;

- отримає обладнання та реактиви за заявкою у лаборанта;

- збере установку і покаже її викладачеві.

3. Після закінчення роботи студент ретельно миє посуд і здає її лаборанту, прибирає своє робоче місце і здає черговому.

4. Для роботи в лабораторії студент зобов'язаний мати: халат, гумові рукавички, рушник для рук і бавовняну ганчірку. Захисні окуляри знаходяться в лабораторії.

5. Забороняється:

- залишати установку без нагляду;

- йти з лабораторії без дозволу викладача;

- приймати їжу;

- приходити стороннім особам;

- займатися сторонньої роботою.

6. Обов'язки чергового:

- стежити за чистотою в лабораторії, за порядком у ваг, раковин і на робочих місцях;

- після закінчення занять здати лабораторію лаборанту.

ОРГАНІЗАЦІЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

До лабораторної роботи допускаються студенти, які пройшли процедуру допуску, а також оформили і захистили звіт з попередньої роботи, якщо заняття не перше в семестрі. Для допуску необхідно підготуватись щодо теоретичних знань з даної роботи, усвідомити мету, завдання, порядок проведення експерименту. Для цього можна використати теоретичний матеріал, поданий до кожної лабораторної роботи, а для глибшого розуміння

теми – літературні посилання подані наприкінці інструкції. При оформленні лабораторних робіт слід керуватись наступними правилами:

- Вказати назву, мету роботи.
- Вказати реактиви і обладнання, що використовується.
- Стисло подати теоретичний матеріал, що стосується даної роботи.
- Описати хід виконання роботи.
- Навести результати вимірювань і розрахунків.
- За результатами роботи сформулювати висновок з відповідними обґрунтуваннями.

При захисті лабораторної роботи перевіряються виконані розрахунки, оцінюється оформлення і правильність побудови графіків, аналізується логічність висновків, оцінюються відповіді на теоретичні запитання. Під час підготовки з теорії слід керуватись контрольними запитаннями, наведеними в методичних вказівках до роботи.

При оформленні звіту з лабораторної роботи рекомендується використовувати програмне забезпечення *Microsoft Excel* або інші електронні таблиці для:

- побудови графічних залежностей;
- пошуку рівнянь регресії за методом найменших квадратів;
- розрахунку статистичних параметрів вибірки експериментальних даних (середнє арифметичне, середнє і стандартне відхилення, дисперсія, довірчий інтервал для різного рівня довірчої ймовірності тощо).

ВИМОГИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС ВИКОНАННЯ РОБОТИ

1. Усі роботи з отруйними речовинами, речовинами, що мають сильний запах, а також з кислотами, що випарюються, і іншими розчинами потрібно проводити у витяжній шафі. При виконанні дослідів потрібно використовувати тільки розчини з вказаною концентрацією і дотримуватися рекомендованого дозування.

2. Досліди з легкозаймистими рідинами (вуглеводні, ацетон та інші) проводити у витяжній шафі.

3. Розжарені предмети потрібно ставити тільки на азбестовий картон.

4. При роботі з металічним натрієм або іншими лужними металами потрібно остерігатися попадання на них води (можливий вибух!). Зберігати лужні метали потрібно під шаром газу або вазелінової олії. Різати лужні метали повене лаборант, і ні в якому разі, не можна кидати обрізки у смітник або раковину.

5. Під час нагрівання розчинів в пробірці потрібно користуватися пробіркотримачем, спрямовуючий отвір пробірки у протилежний від студента та його сусіда напрямок.

6. Не нахилитися над киплячою рідиною або речовинами, що можуть розплавлятися, для запобігання попаданню речовини в обличчя.

7. Запах речовин слід визначати обережно, не нахилитися над пробіркою і не вдихаючи на повні груди.

8. Під час роботи з твердими лугами (подрібнені великих шматків, виготовленні суміші для плавлення) обов'язково потрібно надягати захисні окуляри. Брати луги потрібно тільки щипцями або пінцетом. Необхідно ретельно прибрати залишки лугу з робочого столу.

9. Під час розбавлення кислот, особливо сірчаної (сульфатної), кислоту потрібно вливати обережно, невеликими порціями, до води, а не навпаки.

10. Якщо під час роботи кислота або луг потрапили на тіло потрібно змити їх сильними потоками води і звернутися до лаборанта чи викладача за допомогою.

11. У лабораторії категорично забороняється палити або споживати їжу.

12. Не можна кидати у водопровідні раковини папір, бите скло, залишки металів.

13. У разі нещасного випадку необхідно миттєво звернутися до інженера або викладача!

ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Хімічний посуд буває різних видів, форм, різного призначення, різної стійкості. За матеріалом поділяється на посуд з простого скла, спеціального скла, з кварцу.

За призначенням посуд можна розділити на посуд загального призначення, спеціального призначення і мірний.

До групи загального призначення відносяться ті предмети, які завжди повинні бути в лабораторії і без яких не можна провести більшість робіт. Такими є: пробірки, лійки, стакани, плоскодонні колби, колба Бунзена, конічні колби (Ерленмейера), кристалізатори, холодильники, реторти, трійники (тринога), крани.

До групи спеціального призначення — колби з круглим дном; апарати Кіппа, Сокслета, К'ельдаля; склянки Вульфа, Дрекслея, Тищенко; дефлегматори; пікнометри; ареометри; спеціальні холодильники; прилади для визначення температур кипіння, плавлення, молекулярної маси.

Мірний посуд призначений для вимірювання об'єму рідини. До мірного посуду відносять бюретки, мірні колби, піпетки, вимірювальні циліндри, мензурки та градуйовані пробірки.

Пробірки необхідні для проведення аналітичних, мікробіологічних та інших робіт. Крім простих пробірок, застосовують градуйовані та центрифужні конічні.

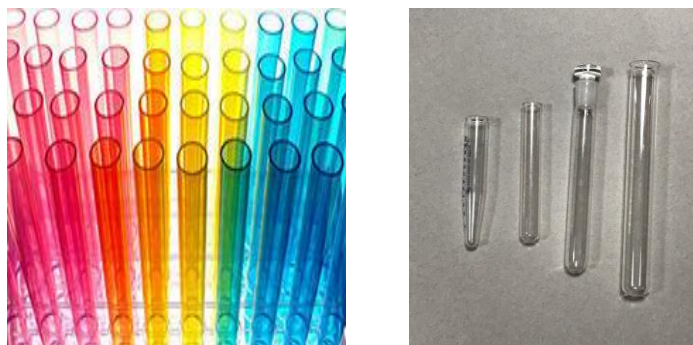


Рис. 1. Проста та градуйована пробірки

Для зберігання пробірок, які використовуються в роботі, застосовуються спеціальні дерев'яні, пластмасові або металеві штативи (рис. 2).



Рис. 2. Штатив для пробірок

Якщо пробірку потрібно нагріти, її слід затиснути в тримачі (рис. 3). Під час нагрівання відкритий кінець пробірки необхідно повернути у бік від працюючого і сусідів по столу.



Рис. 3. Тримачі пробірок: а – металевий; б – дерев'яний

Лійки використовують для переливання рідин, фільтрування та інших операцій. Вони бувають різних діаметрів, мають гладку і ребристу внутрішню поверхню, а також різної довжини трубку. Під час роботи їх встановлюють у спеціальному штативі або в кільці. Лійки аналітичні використовують для фільтрування; ділильні — для розподілу рідин, що не змішуються (рис. 4); крапельні—для додавання рідини в реакційну масу.

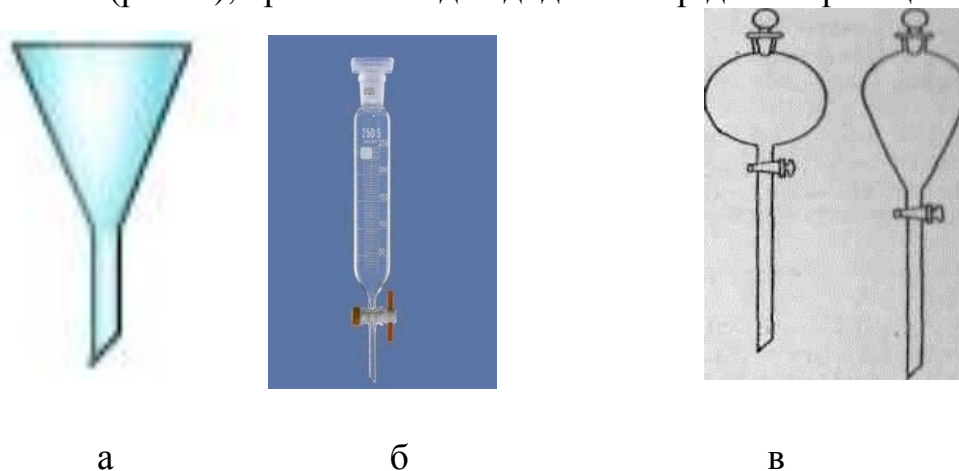


Рис. 4. Лійки, а - для фільтрування; б –ділильна; в - крапельна

Хімічні стакани бувають різної ємності, їх виготовляють із тонкого скла. Такі склянки можна нагрівати, але не на відкритому вогні, а обов'язково на азбестовій сітці або на азбестовому картоні(рис. 5б). Обов'язковим атрибутом є носик для зручного зливання рідини (рис. 5а).



Рис. 5а. Хімічні стакани



Рис. 5б. Азбестовий картон

Колби з плоским дном бувають різної місткості — від 50 см³ до кількох дм³, зі шліфами і без них. Виготовляють колби з різних сортів скла (рис. 6).

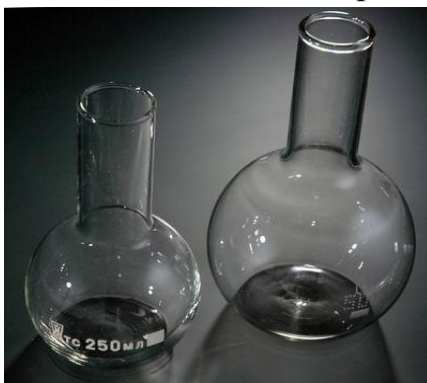


Рис. 6. Плоскодонні колби

Конічні колби (Ерленмейера) застосовують для титрування. Вони бувають різної місткості та форми. Колба Ерленмейера використовується в хімічних лабораторіях для титрування, особливо для визначення рН. (рис. 7). **Колби для відсмоктування (Бунзена)** використовують для фільтрування під вакуумом, вони мають тубус для з'єднання з вакуумним насосом, а інколи — зливний кран (рис. 8).

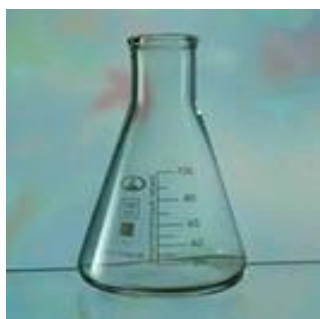


Рис. 7. Конічна колба



Рис. 8. Колба для фільтрування під вакуумом (Бунзена)

Кристалізатори — циліндричний з плоским дном посуд різних діаметрів і місткості. Їх використовують для перекристалізації речовин та випарювання (рис. 9).



Рис. 9. Кристалізатор

Холодильники — пристрої, призначені для охолодження та конденсації пари, що утворюються при кипінні органічних рідин. Найпростішим є *повітряний холодильник*, який являє собою довгу скляну трубку (рис. 10 а). Прямі холодильники (Лібіха) застосовують для збору конденсату (рис. 10 б). Зворотні холодильники (Алліна) використовують для перегонки конденсату (рис. 10 в). Більш ефективними в якості зворотних холодильників є кулькові, змійовикові холодильники. Найбільш ефективним вважається холодильник Діброта (рис. 10 д).

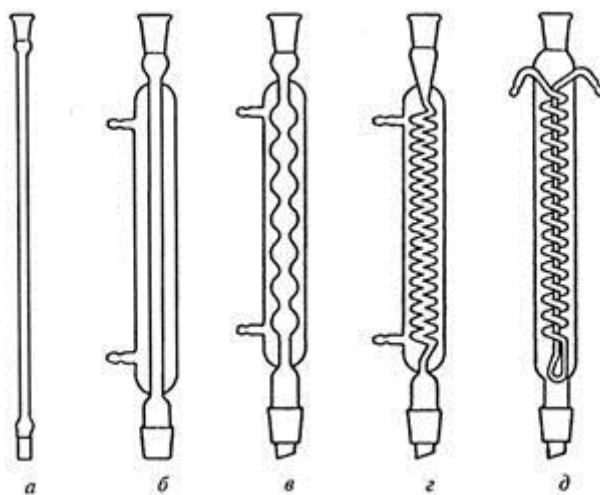


Рис. 10. Холодильники:

а – повітряний; *б* – Лібіха; *в* – кульковий; *г* – змійовиків; *д* - Діброта

Реторта — лабораторна посудина грушоподібної форми з повернутим у бік носиком для перегонки й розкладання речовини нагріванням. Застосовується також для хімічних реакцій, які протікають при сильному нагріванні (рис. 11).



Рис. 11. Реторта

Сифони – пристрої для переливання рідин з більшої місткості в іншу або для зливання рідини над осадом.

Водоструменеві вакуум-насоси (рис. 12) призначені для створення пониженого тиску (вакууму) у будь-якому посуді за допомогою струменя води їх приєднують до водопровідного крану товстостінною (вакуумною) трубкою з гуми і прив'язують м'яким дротом. Роботу вакуум-крана перевіряють так: поступово відкривають водопровідний кран, до якого приєднаний насос, і закривають пальцем отвір бокової трубки, до якої повинен приєднуватися посуд. Якщо утворюється розрідження, то насос працює нормально.

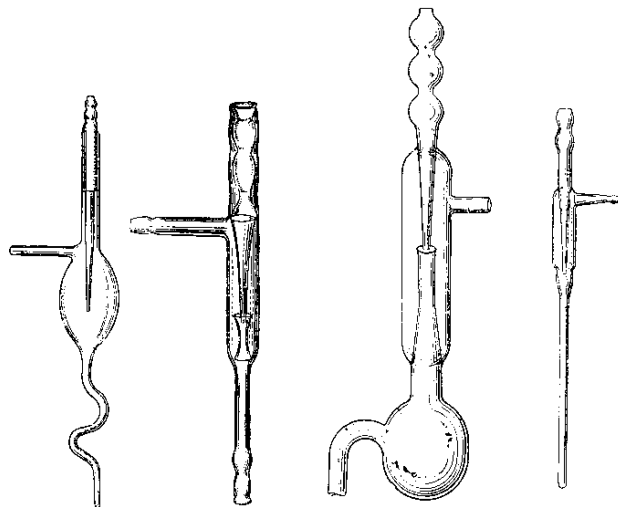


Рис. 12. Водоструменеві скляні вакуум-насоси

Підставка тринога (рис. 13) використовується для постановки колб, посудин або інших необхідних предметів, які використовуються під час реакцій і демонстрацій.



Рис. 13. Підставка тринога

Колби з круглим дном (рис. 14) використовують в тих же випадках, що й з плоским. Круглодонні колби використовують для перегонки речовин, в тому числі і під вакуумом. Колби для дистиляції бувають двох-, трьохгорлими і т.д. Довжина і діаметр горла круглодонних колб можуть бути різними. Такі колби з відвідною трубкою називають колбами В'юрца (рис. 14 а), вони призначені для перегонки при атмосферному тиску. Для перегонки при зниженому тиску застосовують колби Кляйзена (рис. 14 б), вдосконалена колба Кляйзена, яка має велику дефлегмаційну здатність колби Арбузова (рис. 14 в).



Рис. 14. Круглодонна колба

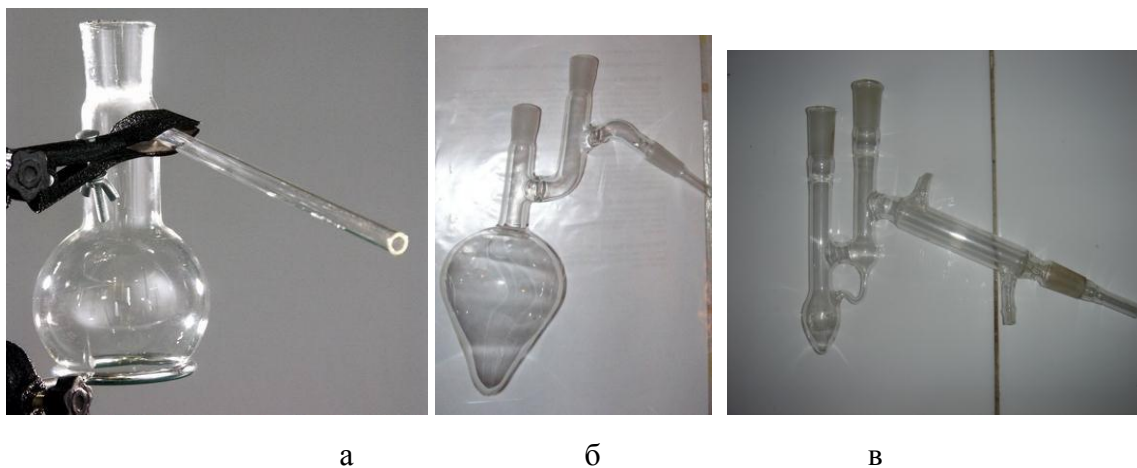


Рис. 14. Круглодонна колба: а – колба В'юрца; б – колба Кляйзена; в - колба Арбузова

Алонжі – скляні зігнуті трубки, які використовуються для спрямування конденсату у приймач (рис. 15). Алонжі виготовляються таких типів: вигнуті; вигнуті з відводом; прямі з відводом; алонж «павук», алонж у комплекті з «павуком».



Рис. 15. Алонж

Ексикатори (рис. 16) використовують для висушування та зберігання речовин, які поглинають вологу з повітря, їх поділяють на звичайні (без крана) і вакуумні (з краном). Висушувану речовину розміщують на вставці над водопоглинальною речовиною. Під час роботи з ексикатором необхідно стежити за змащенням його притертих частин.



Рис. 16. Ексикатори без крану та вакуумний.

Дефлегматори або насадки для дистиляції використовують при фракційній перегонці суміші рідин, температури кипіння яких відрізняються на 40—50°C. Дефлегматори бувають різних розмірів і форм: кулькові, ялинкові, циліндричні з насадкою (рис. 17).

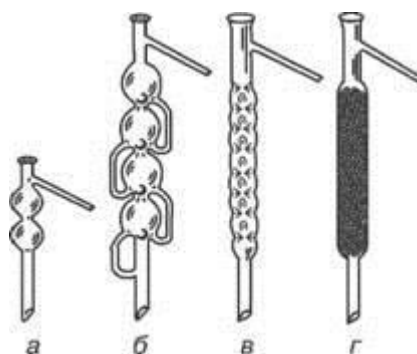


Рис. 17. Дефлегматори: а та б – кулькові, в – ялинковий, г – із насадкою

Апарат Кіппа (рис. 18) призначений для одержання газів (водню, карбон (IV) оксиду тощо) за допомогою хімічних реакцій. Середню частину апарата Кіппа наповнюють цинком, мармуром тощо. Нижню частину заповнюють через верхню (грушоподібну) лійку розбавленим розчином

соляної кислоти, потім (через 5—10 хв.) кран для відведення газу закривають, що припиняє контакт хімічних речовин.



Рис. 18. Апарат Кіппа

Склянки Дрекслея (рис. 19). Склянка являє собою циліндр зі скляною пробкою, через яку до самого дна проходять трубки, від трубки ж відводять відповідні трубки. Склянки Дрекслея застосовують для промивання газів. Для цього в склянку не більше ніж до половини наливають відповідну рідину (воду, сірчану кислоту тощо), потім щільно пробкою з'єднують трубку, яка доходить до дна, з джерелом газу. Промитий або висушений газ виходить із відведеної трубки. Ці склянки бувають різної ємності. Склянку Дрекслея можна замінити промивалкою або ж двогорлою склянкою Вульфа, яку в цьому випадку забезпечують двома трубками.



Рис. 19. Склянка Дрекслея

Склянка Вульфа (з двома або трьома горлами) служить для тих же цілей, що і склянки Дрексея. Ці склянки можна також застосовувати і як реакційний посуд для одержання газоподібних продуктів, і як запобіжний посуд при роботі з водоструменевими помпами. Склянки Вульфа (рис. 20) великої ємності можна використовувати для зберігання титрованих розчинів. Інколи склянки Вульфа мають у нижній частині тубус.



Рис. 20. Склянки Вульфа

Склянки Тищенко (рис. 21) відрізняються від склянки Вульфа тим, що в середині мають перегородку, яка ділить склянку на дві сполучені між собою частини. Є два типи склянок Тищенко: для рідин і твердих тіл. У склянок для рідин внутрішня перегородка доходить до дна і обидві половинки сполучаються за допомогою отвору в середині перегородки біля дна. В склянках для твердих тіл перегородка трішки не доходить до пробки, яка служить дном.

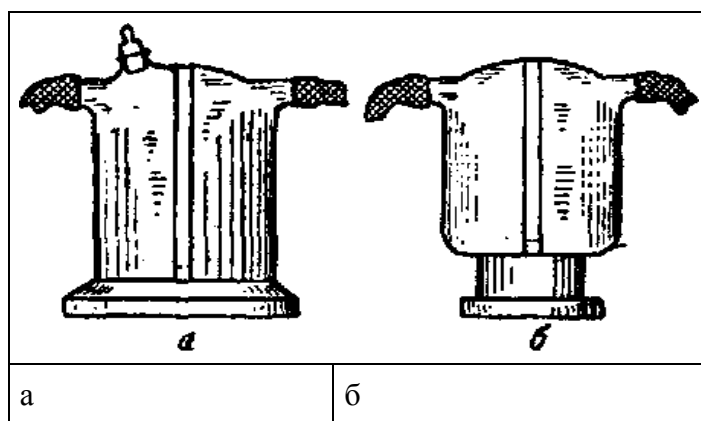


Рис. 21 Склянки Тищенко: а – для рідких поглиначів, б – для твердих поглиначів

Крапельниці (рис. 22) – посудини для рідин, які витрачають по краплях. Найбільш поширеними є: крапельниці, обладнані скляною пробкою з жолобком, через який рідина може витікати краплями; крапельниці, в

пробку яких уставляють маленьку піпетку, обладнану гумовим балоном; крапельниці, в пробку яких уставляють оплавлену скляну паличку. При виборі крапельниць для лабораторії перевагу слід віддавати крапельницям другого типу, тому що вони найбільш зручні.

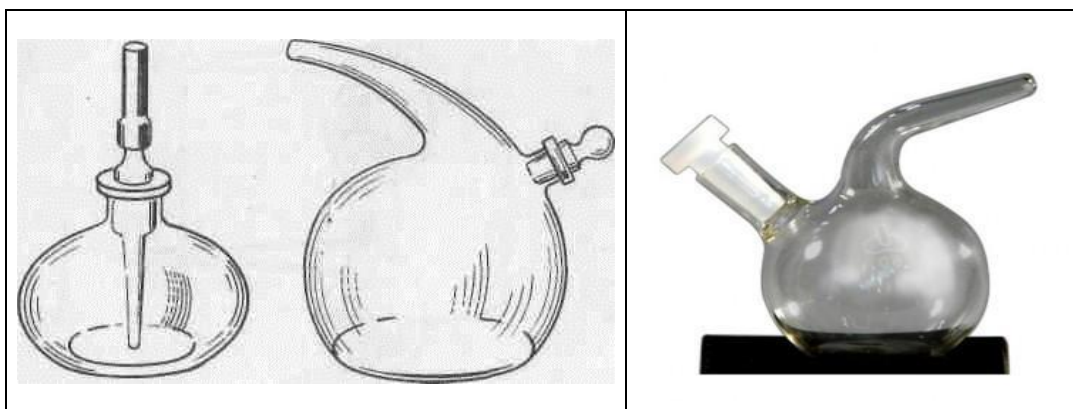


Рис. 22. Крапельниці

Крапельні палички. Це зігнуті скляні палички (рис. 23) за допомогою яких можна вилити краплями потрібну рідину із посудини різної форми. Змінюючи діаметр палички, можна одержати краплі різного розміру.

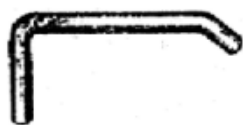


Рис. 23. Крапельні палички

Краплеуловлювачі – скляні прилади, які застосовують при деяких дослідженнях та аналізах. Вони призначені для вловлювання крапель, які виносяться парами киплячої рідини. На рис. 24 показано краплеуловлювач під назвою насадка К'ельдаля. Насадка К'ельдаля була застосована вперше як частина апарата для перегонки рідини. Під час перегонки рідин насадку вставляють нижнім кінцем у посудину з киплячою рідиною, а верхнім – у холодильник.



Рис. 24. Насадка К'ельдаля

Скляні палички (рис. 25 а) - ними перемішують рідини, переносять рідини під час фільтрування. Найбільш зручні скляні палички з гумовим

наконечником для збирання частинок осаду зі стінок склянки. **Газовідвідні трубки** (рис. 25 б) – використовують для виведення газів з приладів.

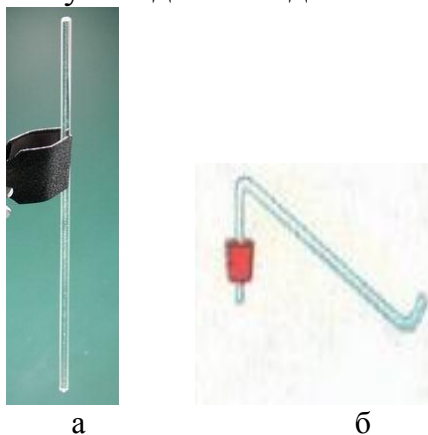


Рис. 25: а – скляна паличка; б - газовідвідна трубка

Хлоркальцієві трубки використовують для запобігання забрудненню різних речовин та розчинів з повітря. Трубки заповнюють кальцій хлоридом (від води), ангідроном (від парів води), аскарітом (від карбон (IV) оксиду).

Бюкси, годинникові скельця. Для зважування на аналітичних і нерідко на технічних терезах використовують бюкси і годинникові скельця (рис. 26).



Рис. 26. Бюкси, годинникові скельця

Банки і склянки. Для збереження реактивів, сипких речовин і рідин у кабінеті повинен бути великий асортимент банок і склянок(рис. 27).



Рис. 27. Банки і склянки

Бюретки використовують для вимірювання точних об'ємів рідин при титруванні. Найбільш поширеними є прямі бюретки з одноходовим краном. Мікробюретки використовують для вимірювання об'ємів рідини. Поширені також бюретки з автоматичним нулем і склянкою (рис. 28).

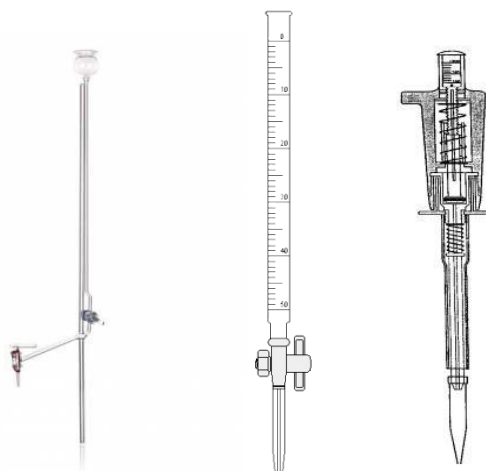


Рис. 28. Бюретки

Мірні колби звичайно плоскодонні з довгими шийками, призначені для приготування розчинів визначеної концентрації, розчинення речовин, розбавлення розчинів, мають кільцеву позначку на циліндричній частині шийки.

Вимірювальні піпетки — це посуд для точного відмірювання об'єму рідини. Піпетки випускають градуйовані і неградуйовані (з позначкою). Піпетки калібровані по воді, ними можна користуватися для вимірювання об'єму рідин, близьких за в'язкістю до води (рис. 29).



Рис. 29. Піпетки

Мірні циліндри використовують для вимірювання об'ємів рідин, які наливають або відливають у межах повного об'єму циліндра чи його частини. Мірні циліндри бувають з пришліфованою пробкою, носиком (рис. 30).

Мензурки використовують для вимірювань об'ємів, відстоювання каламутних рідин. Мензурки бувають циліндричної або конічної форми (рис. 31).



Рис. 30. Мірні циліндри



Рис. 31. Мензурки

НЕСКЛЯНИЙ ПОСУД

Посуд з фарфору має більшу термостійкість (до 1300°C) і механічну міцність, ніж скляний. Тонкостінний фарфоровий посуд витримує різкі перепади температур, у ньому можна проводити пропікання речовин на газовому пальнику, у муфельній печі, випарювання на піщаній бані. Промисловість випускає фарфорові стакани, випарювальні чашки, лійки, ступки (рис. 32), тиглі.



Рис. 32. Ступка з товкачиком



Рис. 33. Тиглі

Тиглі призначені як для фільтрування хімічно активних речовин через азбестовий вкладиш відсмоктуванням, так для нагрівання, розплавлення і загартування речовин з одночасним уловлюванням газів, які відходять, або підведенням газів (рис. 33).



Рис. 34. Лійка Бюхнера



Рис. 35. Ложки – шпателі

Лійка Бюхнера (рис. 34) призначені для фільтрування осадів та відокремлення твердих речовин від рідин у нагрітому і холодному стані при низькому тиску.

Ложки–шпателі (рис. 35) застосовують для знімання осадів з фільтрів, відбору речовини.

Вогнетривкий посуд використовують у тих випадках, коли потрібен нагрів понад 1200 °С. Тиглі виготовляють із вогнетривких матеріалів: графіту, алунду, кварцу, шамоту, карбідів, деяких металів та їх оксидів. Шамотні тиглі мають трикутну верхню частину. Графітові тиглі дають змогу проводити роботи у відновному середовищі. Алундові тиглі необхідні для роботи при температурі 1600—1800°С. Корундові тиглі за формою подібні до фарфорових.

Кварцовий посуд вимагає бережливого ставлення, оскільки він крихкіший, ніж скляний, має найвищу, порівняно з іншим склом, хімічну стійкість до агресивних середовищ. *Проте кварцовий посуд не можна використовувати під час роботи з плавиковою кислотою (HF), їдкими лугами та карбонатами лужних металів.* Із кварцу виготовляють стакани, колби, пробірки, тиглі, випарювальні чашки, трубчасті печі тощо.

Посуд із полімерних та інших матеріалів (пластиків, метилметакрилових смол, фторопластів) має велику хімічну стійкість, малу теплопровідність, легкість, здатність витримувати удари. Посуд із полімерних матеріалів використовується для виготовлення лійок, флаконів, промивалок, трубок, пробок для посуду.

Велике значення під час підготовки і проведення демонстрацій, лабораторних дослідів має допоміжне приладдя: металевий штатив з затискачами та кільцями, металева ложечка для спалювання речовин.



Рис. 36: а - металева ложечка для спалювання речовин;
б - металевий штатив з затискачами та кільцями

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ВИВЧЕННЯМ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Теоретичні відомості

При вивченні хімії студент має перш за все засвоїти найважливіші принципи взаємодії речовин і на підставі цих принципів навчитися складати рівняння хімічних реакцій. Усі речовини розподіляються на прості і складні.

Прості речовини – це такі, молекули яких складаються з атомів одного й того ж елемента. Наприклад, H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , Zn , Fe , As та ін.

У **складних же речовин** молекули мають атоми двох (бінарні) або більше елементів (багатоелементні): H_2O , KOH , H_2SO_4 , $AlCl_3$, MgO , NO_2 тощо. Прості речовини розподіляються на метали й неметали. У періодичній системі метали розміщені у лівій нижній частині від діагоналі (В – At), а в правій верхній частині – неметали (за винятком елементів побічних підгруп).

Елементи поблизу діагоналі (наприклад, Al , Sb , Ge) поводять себе як метали за одних умов і як неметали – за інших. Хімічні властивості складних речовин, зокрема їх здатність взаємодіяти один з одним, визначаються належністю до певного класу сполук. Розрізняють такі класи неорганічних сполук: оксиди, гідроксиди, кислоти, солі.

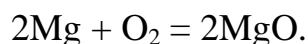
Оксиди

Оксиди – це сполуки хімічних елементів з Оксигеном, у молекулах яких елемент безпосередньо зв'язаний з Оксигеном, проте зв'язок між атомами Оксигену відсутній. Тобто це – бінарні сполуки елементів із Оксигеном, який має ступінь окиснення -2 . *Наприклад*, натрій оксид Na_2O , кальцій оксид CaO , хром (III) оксид – Cr_2O_3 .

Графічні формули відображають порядок розташування атомів, кількість хімічних зв'язків між атомами в молекулі. Вони не відбивають реальної просторової будови молекули. *Наприклад*: $Na - O - Na$, $Ca = O$, $O = Cr - O - Cr = O$. Крім оксидів, існують оксигенові сполуки металів, у молекулах яких має місце зв'язок між атомами Оксигену: $- O - O -$. Такі сполуки називаються *пероксидами*. Так, натрій пероксид Na_2O_2 . За сучасною українською термінологією, яка відповідає міжнародним стандартам ISO та вимогам IUPAC, назва оксидів складається із назви елемента у називному відмінку та слова *оксид*, наприклад: BaO – барій оксид, K_2O – калій оксид. Коли елемент виявляє змінну ступінь окиснення, то до назви елемента додається в дужках її величина (римською цифрою). Наприклад: Fe_2O_3 – ферум (III) оксид, FeO – ферум (II) оксид, SO_3 – сульфур (VI) оксид.

Існує кілька способів отримання оксидів:

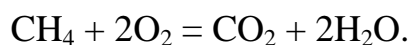
1. Безпосереднє сполучення елементів з оксигеном:



2. Термічний розклад кислот, основ, солей:

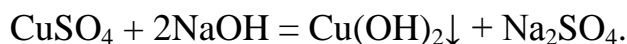


3. Окиснення (горіння) складних речовин:

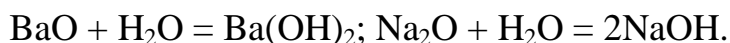


Оксиди бувають **несолетворні** і **солетворні**. Несолетворні оксиди: N_2O , NO , CO , SiO та ін. Кількість несолетворних оксидів незначна на відміну від солетворних, що за хімічними властивостями розподіляються на три групи: основні, кислотні та амфотерні.

Основні оксиди – це гідроксиди з основними властивостями. *Наприклад:* Na_2O , BaO , FeO , CuO , NiO – основні оксиди, оскільки їм відповідають гідроксиди (основи): NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Більшість основних оксидів безпосередньо не вступають в реакцію з водою і відповідні їм основи отримують шляхом реакції обміну:



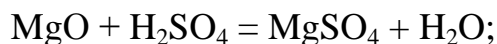
Деякі основні оксиди утворюють основи взаємодією з водою:



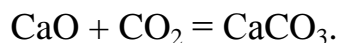
До таких оксидів належать оксиди лужних та лужноземельних металів: Li_2O , K_2O , Na_2O , Cs_2O , Rb_2O , CaO , BaO , SrO .

Основні оксиди взаємодіють:

– з кислотами, утворюючи сіль та воду:

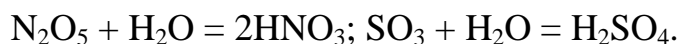


– з кислотними оксидами, утворюючи сіль:



Запам'ятайте: основні оксиди взаємодіють лише зі сполуками, які мають кислотні властивості і не взаємодіють зі сполуками з основними властивостями (не утворюють солей).

Кислотні оксиди (ангідриди кислот) – це такі оксиди, гідроксиди яких мають властивості кислот. *Наприклад:* CO_2 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 – кислотні оксиди, оскільки їм відповідають кислоти H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 . Більшість кислотних оксидів при взаємодії з водою утворюють кислоти:

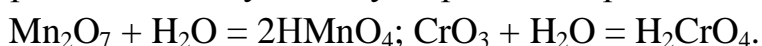


Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою. Кислоти, які відповідають таким оксидам, отримують з їх солей.



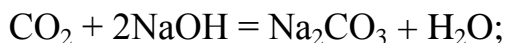
Всі оксиди неметалів – **кислотні**. Виняток становлять несолетворні оксиди, але їх дуже мало. Кислотні оксиди можуть бути утворені й металами

із ступенем окиснення +5 і вище. *Наприклад*, оксиди Mn_2O_7 , CrO_3 та інші, які легко розчиняються у воді з утворенням перманганатної та хромової кислот:



Кислотні оксиди взаємодіють:

– з основами, утворюючи сіль і воду

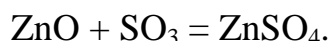
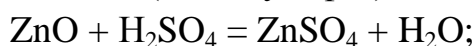


– з основними оксидами, утворюючи сіль

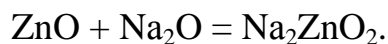
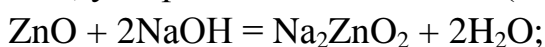


Запам'ятайте: кислотні оксиди взаємодіють тільки із сполуками, які мають основні властивості. Кислотні оксиди не взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами.

Амфотерні оксиди – це такі, які залежно від умов виявляють або основні, або кислотні властивості. Слід звернути увагу, що амфотерні оксиди утворюються тільки металами, причому ступінь окиснення металу в амфотерному оксиді дорівнює +3 чи +4. Коли ж ступінь окиснення металу дорівнює +2, оксид може бути основним чи амфотерним. Амфотерні оксиди з таким ступенем окиснення металу треба запам'ятати: BeO , ZnO , PbO , SnO . Інші оксиди металів зі ступенем окиснення +2 – основні. Амфотерні оксиди безпосередньо з водою не взаємодіють, а вступають в реакції солеутворення з кислотами і кислотними оксидами, з основами (лугами) та основними оксидами. *Наприклад*, якщо на цинк оксид ZnO подіяти сульфатною кислотою чи її ангідридом SO_3 , то ZnO виявляє основні властивості. Унаслідок реакції утворюється сіль (цинк сульфат):



При взаємодії з лугом $NaOH$ чи основним оксидом Na_2O цинк оксид виявляє кислотні властивості, утворюючи сіль Na_2ZnO_2 (натрій цинкат):



Гідроксиди

Гідроксиди – це продукти прямого чи непрямого приєднання води до оксидів. Гідроксиди поділяються на три групи: основи, оксигеновмісні кислоти та амфотерні гідроксиди. Для кращого розуміння можна схематично зобразити зв'язок оксидів та гідроксидів:

основний оксид + $H_2O \rightarrow$ основа (основний гідроксид);

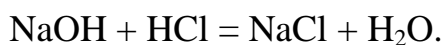
кислотний оксид + $H_2O \rightarrow$ оксигеновмісна кислота (кислотний гідроксид);

амфотерний оксид + $H_2O \rightarrow$ амфотерний гідроксид.

При цьому треба пам'ятати, що не всі оксиди безпосередньо взаємодіють з водою.

Основи

Основи – це хімічні сполуки, до складу молекул яких входять метал і гідроксидні групи OH^- (NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_3$), здатні заміщуватися на кислотні залишки. Схематично зазначене виглядає так:



Коли заміщують гідроксидну групу основи на кислотний залишок, утворюється сіль. Основи – це гідроксиди основних оксидів. Кількість гідроксидних груп, що у складі молекули основи, визначається ступенем окиснення металу і характеризує кислотність основи. *Наприклад*, однокислотна основа – NaOH , двокилотна – $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Усі основи розподіляються на дві групи: розчинні у воді та нерозчинні. Розчинні – це **луги**, яких порівняно небагато. До них належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів, наприклад: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ та ін. Переважна більшість основ у воді – важкорозчинна: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ та ін. Основою є також NH_4OH – амоній гідроксид, який утворюється взаємодією амоніаку з водою: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$.

Згідно з правилами IUPAC назва основ утворюється від слова *гідроксид* з префіксом та назви даного елемента: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – барій дигідроксид, KOH – калій гідроксид. Якщо метал виявляє змінний ступінь окиснення, то до назви гідроксиду додають ступінь окиснення металу у круглих дужках римською цифрою. Так, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум (III) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум (II) гідроксид.

Розчинні у воді основи (луги) отримують при взаємодії:

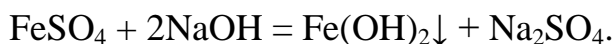
– лужних і лужноземельних металів з водою:



– оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:

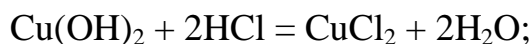


Нерозчинні у воді основи одержують реакцією обміну між сіллю цього металу і лугом, наприклад:

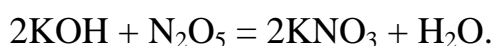


Основи з утворенням солей взаємодіють:

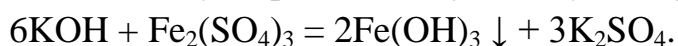
– з кислотами (реакція нейтралізації):



– з кислотними оксидами:



Луги взаємодіють з солями, утворюючи нову основу і нову сіль:



Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди мають властивості як кислот, так і основ. Краще можна засвоїти це визначення, коли порівняти його з поняттям *амфотерний оксид*. Пропонуємо також повторити, які оксиди належать до амфотерних. Амфотерні гідроксиди такі: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$ та ін.

Отримують амфотерні гідроксиди у процесі реакції обміну між сіллю цього металу та розчинною основою:



Відмінна особливість амфотерних гідроксидів – в їх взаємодії як з кислотами, так і з лугами із утворенням солей. *Наприклад:* $Zn(OH)_2 + H_2SO_3 = ZnSO_4 + 2H_2O$; $H_2ZnO_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$. У першій реакції цинк гідроксид поводить себе як основа, а в другій – як кислота.

Кислоти

Кислоти – це сполуки, що містять у собі атоми Гідрогену, які за певних умов здатні відщеплюватися і заміщуватися металом. Більшість кислот – оксигеновмісні: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , $HMnO_4$, $HClO_4$ та багато інших, які відповідають гідроксидам кислотних оксидів. Кожній оксигеновмісній кислоті відповідає певний ангідрид (кислотний оксид). У кислоті та в її ангідриді ступінь окиснення елемента однаковий. *Наприклад*, ангідридом карбонатної кислоти є CO_2 , а нітратної – N_2O_5 : $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$; $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

Як і оксигеновмісні кислоти, кислотні властивості мають також водні розчини водневих сполук деяких неметалів. *Наприклад*, хлоридна (соляна) кислота HCl – розчин хлороводню у воді, йодидна кислота HI – розчин йодоводню у воді. Вони належать до *безоксигенних кислот*.

Залежно від кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися металом, кислоти бувають одно-, дво-і трьохосновні. Хлоридна кислота HCl , нітратна HNO_3 , оцтова CH_3COOH – одноосновні, сульфатна H_2SO_4 , карбонатна H_2CO_3 , силікатна H_2SiO_3 – двоосновні, ортофосфатна H_3PO_4 – трьохосновна.

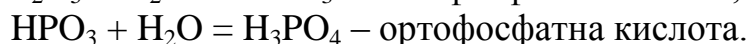
Група атомів, що залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів Гідрогену, здатних заміщуватися металом, – кислотний залишок. Наприклад, нітратній кислоті HNO_3 відповідає кислотний залишок NO_3^- , сульфатній кислоті H_2SO_4 – кислотні залишки HSO_4^- , SO_4^{2-} . Кислотний залишок має негативний заряд, що кількісно дорівнює числу атомів Гідрогену, заміщених металом.

При зображенні графічних формул оксигеновмісних кислот треба визначити ступінь окиснення елементів у кислоті. *Наприклад*, $+1 +5 -2 HNO_3$. Як правило, у графічних формулах неорганічних сполук не можуть стояти поряд два елементи, які мають ступені окиснення того ж знака. Винятків досить мало.

Наприклад, сполуки пероксиду водню $+1 -1 -1 +1 H - O - O - H$, солі меркурію (I) $Cl - Hg - Hg - Cl$.

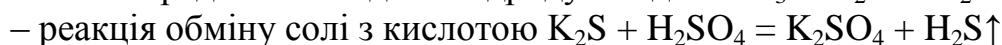
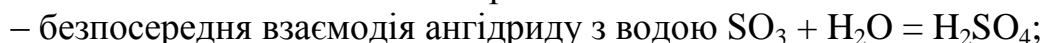
У графічних формулах кислот атоми Гідрогену пов'язані з атомом елемента, який утворює оксигеновмісну кислоту за допомогою атомів Оксигену. Кількість груп Н – О у кислоті дорівнює основності кислоти. Кількість зв'язків, утворених кожним елементом у кислоті, має дорівнювати ступеню його окиснення. Назви кислот витікають із українських назв елементів, від яких вони походять. *Наприклад*, H_2SO_4 – сульфатна кислота, H_3AsO_4 – арсенатна. Коли елемент утворює одну оксигеновмісну кислоту, то назва кислоти має закінчення -на (H_2CO_3 – карбонатна кислота, H_3BO_3 – борна кислота). Якщо ж елемент утворює дві кислоти, то в назві однієї з них, де елемент з нижчим ступенем окиснення, закінчення -иста або -ітна. Назва кислоти, в якій елемент з вищим ступенем окиснення, має закінчення -на: H_2SO_3 – сульфитна кислота; H_2SiO_4 – сульфатна кислота; H_3AsO_3 – ортоарсенітна кислота; H_3AsO_4 – арсенатна кислота. Часто одному ангідридові відповідає декілька кислот.

Кислоти, утворені ангідридом і молекулою води, мають префікс мета-, а метакислотою і ще однією молекулою води – префікс орто-.

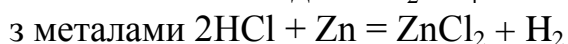


Назви безоксигенних кислот звичайно мають закінчення –идна: HCl – хлоридна (соляна) кислота; HI – йодидна кислота.

Найбільш загальні способи отримання кислот:



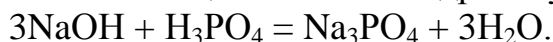
Із утворенням солей кислоти взаємодіють:



Солі

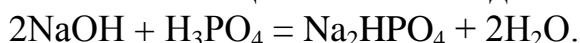
Солі – це речовини, які можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал чи гідроксидних груп основи на кислотні залишки. Для чіткішого розуміння цього визначення необхідно його розкрити схематично:

1. Повне заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал:



Утворюється середня сіль Na_3PO_4 .

2. Часткове заміщення атомів водню в кислоті на метал:



Отже, маємо кислу сіль Na_2HPO_4 .

3. Повне заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, унаслідок чого отримали середню сіль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

4. Часткове заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{AlOH}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. У результаті утворюється основна сіль $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$.

Середні солі

Середні (нормальні) солі можна розглядати як продукти повного заміщення Гідрогену кислоти металом чи гідроксидних груп основи кислотними залишками. *Наприклад*, Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Для складання графічної формули солі слід написати перш за все графічну формулу відповідної кислоти.

Згідно з правилами IUPAC назва середньої солі походить від латинської назви кислоти і має закінчення -ид чи -ід для солей безоксигеновмісних кислот (NaCl – натрій хлорид, K_2S – калій сульфід), -іт чи -ит – для солей оксигеновмісних кислот, у складі яких міститься елемент з нижчим ступенем окиснення (MgSO_3 – магній сульфат, NaNO_2 – натрій нітрит), -ат – для солей оксигеновмісних кислот, до складу яких входить елемент з вищим ступенем окиснення (MgSO_4 – магній сульфат, NaNO_3 – натрій нітрат). Якщо метал має змінний ступінь окиснення, то після назви металу (у круглих дужках) пишуть ступінь його окиснення римською цифрою: FeSO_4 – ферум (II) сульфат; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – ферум (III) сульфат.

Для кращого запам'ятовування численних способів утворення солей пропонуємо розподіляти їх на три групи і в межах кожної використовувати нижчеподані схеми взаємодії:

I. Взаємодія речовин, які мають кислотний характер (кислотні оксиди, кислоти), з речовинами основних властивостей (основні оксиди, основи).

II. Взаємодія металу з неметалом, кислотою і сіллю:

III. Взаємодія солі з кислотою, лугом чи іншою сіллю (реакція обміну).

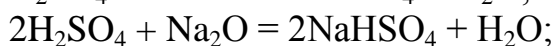
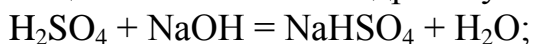
Якщо речовини, які входять до реакції, перебувають у розчині, то реакції обміну можливі лише за умови, коли після реакції утворюється важкорозчинна чи летка сполука, слабка кислота чи основа.

Кислі солі

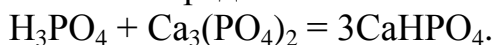
Кислі солі можна розглядати як продукти неповного заміщення атомів Гідрогену багатоосновних кислот металом, наприклад, NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, MgHPO_4 . Графічні формули кислих солей радимо складати, як і формули середніх солей, виходячи із графічних формул відповідних кислот. Далі подано стадії цього процесу в їх логічній послідовності. *Наприклад*, для складання графічної формули кислої солі Na_2HPO_4 спочатку треба написати графічну формулу ортофосфатної кислоти: $\text{H} - \text{OH} - \text{O} \text{P} = \text{OH} - \text{O}$.

Згідно з правилами IUPAC назва кислої солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса *гідро-* чи *дигідро-* залежно від кількості атомів Гідрогену, які входять до складу кислотного залишку кислої солі. *Наприклад*: Na_2HPO_4 – натрій гідрофосфат; NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – кальцій гідрокарбонат; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальцій дигідрофосфат.

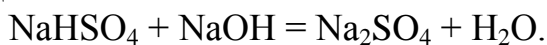
Кислі солі отримують за допомогою взаємодії: багатоосновної кислоти з такою кількістю металу, основи або основного оксиду, яких недостатньо для заміщення всіх атомів Гідрогену кислоти на метал:



кислот з середніми солями:



Кислі солі зберігають деякі властивості кислот, оскільки в їх молекулах міститься Гідроген, здатний заміщуватися металом. Це виявляється в реакціях кислих солей з основами і основними оксидами:



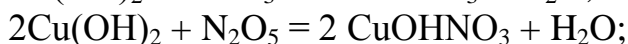
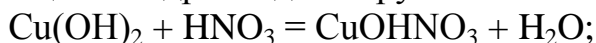
При цьому кисла сіль перетворюється на середню.

Основні солі

Основні солі можна розглядати як продукти неповного заміщення гідроксидних груп багатокислотних основ кислотними залишками: CuOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Згідно з правилами IUPAC назви основних солей походять від назв середніх солей з додаванням префікса *гідроксо-* чи *дигідроксо-* залежно від кількості гідроксидних груп, які входять до складу молекули основної солі. *Наприклад*, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюміній дигідроксохлорид; AlOHCl_2 – алюміній гідроксохлорид.

Графічні формули основних солей пропонуємо складати, виходячи з графічних формул основ і кислот. *Наприклад*, для складання графічної формули основної солі CuOHNO_3 (купрум (II) гідроксонітрат) пишуть графічні формули основи $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і кислоти HNO_3 : $\text{OH} - \text{O} - \text{Cu} - \text{O} - \text{H} \quad \text{H} - \text{O} - \text{NO}$.

Основні солі отримують завдяки взаємодії: багатокислотної основи з такою кількістю кислоти чи кислотного оксиду, яких недостатньо для заміщення гідроксидних груп основи на кислотні залишки:



Основні солі зберігають деякі властивості основ, оскільки до їх складу входять гідроксидні групи, здатні заміщуватися кислотними залишками. Це спостерігається в реакціях основних солей з кислотами і з кислотними оксидами: $\text{ZnOHCl} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Основна сіль при цьому перетворюється на середню.

Експериментальна частина

Одержання і властивості оксидів

Дослід 1. Одержання карбон (IV) оксиду.

Реактиви. Подрібнена крейда, розчин метилоранжу, дистильована вода, смужки паперового універсального індикатору.

Посуд і прилади. Пробірка, пробка з газовідвідною трубкою, хімічна склянка на 250 мл або такого ж об'єму колба.

У пробірку $\frac{1}{4}$ насипати подрібненої крейди і додати розчину соляної кислоти в такій кількості, щоб повністю покрити крейду. Пробірку закрити газовідвідною трубкою кінець якої занурити у склянку з дистильованою водою, куди попередньо було додано декілька крапель метилоранжу.

Відмітити колір, запах газу, що виділяється. Яка реакція середовища розчину, що утворюється в результаті розчинення цього газу у воді? Про що це свідчить?

Запишіть рівняння відповідних реакцій та зроблені висновки.

Дослід 2. Вивчення властивостей оксиду цинку.

Реактиви. Порошкоподібний цинку(II) оксид, 10% розчин H_2SO_4 , 30% - ний розчин NaOH.

Посуд і прилади. Пробірки, спиртівка або сухий спирт, сірники, скляна паличка.

У дві пробірки помістити по одному мікрошпателю порошкоподібного оксиду цинку. У першу пробірку додати 15-20 крапель 10% -ного розчину сірчаної кислоти, а в іншу – стільки ж 30% -го розчину гідроксиду натрію. Для прискорення реакцій підігріти пробірки на спиртівці. Записати рівняння реакцій і зробити висновок про хімічну природу оксиду цинку.

Одержання і дослідження властивостей лугів

Дослід 3. Одержання гідроксиду натрію.

Реактиви. Металічний натрій під шаром гасу, розчин фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, скальпель, кристалізатор або фарфорова чашка, скляна паличка.

У фарфорову чашку або кристалізатор налити до половини дистильованої води. З банки, в якій знаходиться натрій під шаром гасу, пінцетом витягнути натрій, осушити фільтрувальним папером від гасу, відрізати ножом шматочок (не більше половини горошини) і опустити у воду. Після закінчення реакції визначити за допомогою індикатора середовище отриманого розчину.

У звіті описати дослід і пояснити ефекти, які супроводжували реакцію (шипіння, "бігання" шматочка по поверхні, розбризкування і так далі). Написати рівняння реакції одержання NaOH. Пояснити, чому лужні метали зберігають під шаром гасу. Скласти список усіх лугів (їх повинно бути десять).

Дослід 4. Взаємодія лугу з кислотою.

Реактиви. Розчин NaOH, HCl, розчин фенолфталеїну, розчин метилоранжу, смужки паперового універсального індикатору.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Заповнити пробірку десятьма краплями розчину гідроксиду натрію і додати одну краплю індикатора фенолфталеїну. Потім додавати по краплях соляну кислоту до зміни забарвлення розчину. Дослід повторити декілька разів, замінивши фенолфталеїн спочатку на метилоранж, а потім на інші наявні індикатори. Результати дослідів оформити у вигляді таблиці 1.

Зміна кольору індикаторів в різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикатора в різних середовищах		
	у кислому	у нейтральному	у лужному

Дослід 5. Одержання і дослідження властивостей малорозчинних основ.

Реактиви. Розчини CuSO_4 , NiCl_2 , FeCl_3 , NaOH , HCl .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, спиртівка або сухий спирт, пробіркотримач, сірники.

З наявних реактивів отримати малорозчинні основи: гідроксид купруму(II), гідроксид нікелю(II) і гідроксид феруму(III). Написати рівняння реакцій, вказати колір осадів.

Пробірку з гідроксидом купруму (II) підігріти на спиртівці до зміни кольору осаду (потемніння). Написати рівняння реакції розкладання $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в результаті нагрівання.

З інших трьох пробірок обережно злити рідину і до осадів, що залишилися, додати по краплях соляну кислоту, спостерігати зникнення осадів. Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

Дослід 6. Одержання і дослідження властивостей амфотерних основ.

Реактиви. Розчини ZnSO_4 , або ZnCl_2 , 10% -ні NaOH і HCl .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Отримати в пробірці гідроксид цинку, додаючи до розчину його солі розчин розбавленого гідроксиду натрію (обережно, по краплях). Половину отриманого осаду перенести в іншу пробірку. На осад, що залишився в першій пробірці, подіяти соляною кислотою, на вміст другої пробірки – тим же розчином NaOH .

У звіті описати дослід і спостереження. Написати в молекулярному і йонному вигляді рівняння реакцій: а) одержання гідроксиду цинку; б) його взаємодії з HCl ; в) його взаємодії з розчином NaOH . Написати схеми електролітичної дисоціації $\text{Zn}(\text{OH})_2$ за типом основи і кислоти. Провести і описати такий же дослід з одержання і дослідження властивостей гідроксиду алюмінію, відповісти на ті ж питання.

Одержання і дослідження властивостей кислот

Дослід 7. Одержання (хлоридної) соляної кислоти з її солі.

Реактиви. NaCl кристалічний, конц. H_2SO_4 . Магнієва стружка, порошок заліза, гранули цинку, мідна дротина, 10% -ний розчин HCl . Цинку оксид, купрум(II) оксид, розчин HNO_3 . Розчини BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , 10% -ний розчин H_2SO_4 .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, паперові смужки універсального індикатору.

У суху пробірку помістити один мікрошпатель хлориду натрію і декілька (8-10) крапель концентрованої сульфатної кислоти (дослід проводити у витяжній шафі!). Спостерігати виділення безбарвного газу. Піднести до пробірки змочену дистильованою водою смужку універсального індикатора і спостерігати зміну її забарвлення.

У звіті описати дослід і спостереження, записати рівняння реакції, пояснити зміну забарвлення індикатора.

Дослід 8. Взаємодія хлоридної кислоти з металами.

У чотири пробірки налити по 10 крапель розбавленої HCl. У першу опустити шматочок магнію, в другу – заліза, в третю – цинку, в четверту – міді. У звіті записати рівняння реакцій, що відбуваються. Пояснити, чому в четвертій пробірці реакція не відбувається.

Дослід 9. Взаємодія нітратної кислоти з оксидами.

У дві пробірки помістити по одному мікрошпателью ZnO і CuO. У кожну пробірку внести по 10 крапель HNO₃, спостерігати як відбувається реакція.

У звіті записати рівняння реакцій і спостереження.

Дослід 10. Взаємодія сульфатної кислоти з солями.

У три пробірки помістити по 10 крапель розчинів барію(II)хлориду, плюмбум(II)нітрату і натрій карбонату. У кожну пробірку додати по 5-6 крапель H₂SO₄. Спостерігати утворення осадів в перших двох пробірках і виділення газу в третій. Написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді. Сформулювати відношення кислот до металів, оксидів, основ і солей.

Одержання солей та їх властивості.

Дослід 11. Одержання солей Плюмбуму і Аргентуму.

Реактиви. Розчини Pb(NO₃)₂, AgNO₃, NaCl або KCl, KI, KBr, розчин H₂SO₄. Розчини NiSO₄, FeCl₃, CuSO₄, 10% -ний розчин NaOH. Розчини BaCl₂, Na₂CO₃, Pb(NO₃)₂, CuSO₄, KNO₃, NaCl. Розчин Na₂SiO₃, 10%-ний розчин HCl. Конц. розчин KNO₃.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, фільтрувальний папір, сірники.

До п'яти крапель розчину Pb(NO₃)₂ додати 5 крапель розчину будь-якого хлориду, наприклад KCl. Спостерігати випадання осаду PbCl₂. Самостійно підібрати реактиви і отримати сульфат плюмбуму PbSO₄ і йодид плюмбуму PbI₂.

Підібрати необхідні реактиви і отримати галогеніди Аргентуму: хлорид, бромід і йодид.

Описати досліди, звернути увагу на різне забарвлення отриманих солей (що використовується в якісному аналізі). Написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді.

Дослід 12. Взаємодія солей з лугами.

У трьох пробірках провести реакції взаємодії між розчинами солей Нікелю (NiSO_4), Феруму (FeCl_3), Купруму (CuSO_4) та гідроксидом натрію (NaOH).

Описати дослід, записати рівняння реакцій.

Дослід 13. Взаємодія солей з солями.

У трьох пробірках змішати розчини солей: в першій BaCl_2 і Na_2CO_3 , в другій $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і CuSO_4 , в третій KNO_3 і NaCl .

Написати рівняння реакцій в першій і другій пробірках. Пояснити, чому в третій пробірці реакція не відбувається.

Дослід 14. Взаємодія солей з кислотами.

Для цього налити в пробірку 4-6 крапель розчину силікату натрію і додати по краплях розбавлену соляну кислоту. Спостерігати утворення желеподібного осаду метасилікатної кислоти.

У звіті описати зовнішні ознаки желе кремнієвої кислоти, написати рівняння реакції.

Контрольні запитання

1. Дайте визначення поняттям «оксиди», «основи», «кислоти», «солі».
2. Опишіть принципи номенклатури основних класів неорганічних сполук.
3. За якими принципами класифікують оксиди, основи, кислоти та солі.
4. Охарактеризуйте методи добування основних класів неорганічних сполук.
5. Опишіть хімічні властивості основних класів неорганічних сполук.
6. Які речовини називаються простими, за якими властивостями вони поділяються на метали і неметали?
7. Розподіліть запропоновані сполуки Na_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , SbOCl , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, KHSO_4 , K_2S за класами: кислоти, основи, солі. Наведіть назви усіх речовин.
8. Перерахуйте способи одержання оксидів елементів.
9. Перерахуйте ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.
10. Перерахуйте ознаки речовини основного характеру.

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ВИВЧЕННЯМ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Теоретичні відомості

Вуглеводні

Атоми в молекулах органічних речовин сполучені хімічними зв'язками в певній послідовності відповідно до їхньої валентності. Валентність Карбону завжди дорівнює чотирьом. Будову молекули виражають структурною формулою, у якій хімічні зв'язки між атомами зображають рисками. Структурні формули вказують тільки на послідовність сполучення атомів у молекулі.

Вуглеводні складаються лише з двох хімічних елементів — Карбону та Гідрогену. Усі вони слабополярні сполуки, нерозчинні у воді. Вуглеводні із кількістю атомів Карбону не більш як чотири за звичайних умов газоподібні, із кількістю атомів від C_5 до C_{17} — рідини, а вище — тверді речовини.

Насичені вуглеводні (алкани) містять тільки одинарні зв'язки $—C—C—$, ненасичені — хоча б один подвійний ($\tilde{N}=\tilde{N}$) чи потрійний ($—C\equiv C—$) зв'язок. Ізомерія — це явище існування речовин з однаковим якісним і кількісним складом, що відрізняються будовою, а отже, фізичними і хімічними властивостями. Зі зростанням кількості атомів Карбону кількість ізомерів збільшується.

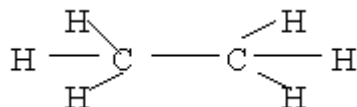
Алкани

Алкани є найпростішими вуглеводнями. Алкани називають також *парафінами, насиченими вуглеводнями*. Загальна формула гомологічного ряду алканів C_nH_{2n+2} , де n — це кількість атомів Карбону.

Метан. Найпростіший алкан - метан CH_4 , молекула якого складається з одного атома вуглецю і чотирьох атомів водню. Як уже зазначалось, атом вуглецю, що утворює чотири ковалентних зв'язки, знаходиться у збудженому стані ($1s^2 2s^1 2p^3$). В утворенні чотирьох ковалентних зв'язків беруть участь одна s - і три p - орбіталі (p_x, p_y, p_z) зовнішнього енергетичного рівня одного атома вуглецю. Всі чотири ковалентних зв'язки, які утворює вуглець у молекулі CH_4 , рівноцінні: мають однакову довжину, енергію зв'язку та інші властивості. Рівноцінність хімічних зв'язків у метані можна пояснити, використовуючи поняття про *гібридизацію орбіталей*. Гібридизацією називається зміна форми і енергії різних орбіталей одного атома, яка приводить до утворення однакових (гібридизованих) орбіталей. Наприклад, при утворенні молекули метану гібридизації зазнають орбіталі атома вуглецю: одна s - і три p - орбіталі. Вид і число орбіталей, які беруть участь у гібридизації, визначають її тип. Так, у метані виявляється sp^3 - гібридизація.

Речовини, подібні за хімічними властивостями, склад яких відрізняється на ціле число груп CH_2 , називаються *гомологами*. Сукупність гомологів складає *гомологічний ряд*.

Будова молекул алканів, згідно з сучасними електронними уявленнями про хімічний зв'язок, пояснюється напрямлені до вершин уявного тетраедра з їх центрів. Молекулу етану можна уявити як два тетраедри, сполучені вершинами. Кулестержнева модель молекули етану:



При такому сполученні групи CH_3 можуть обертатися відносно зв'язку вуглець - вуглець, утворюючи різні геометричні форми - *конформації*.

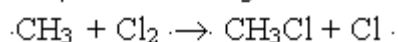
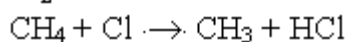
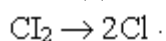
Ізомерія. Для алканів характерна структурна ізомерія, яка зумовлена можливістю розгалуження вуглецевого ланцюга молекули. Вуглеводень з прямим, нерозгалуженим ланцюгом називається *нормальним ізомером*. У алканах з розгалуженим ланцюгом замісники (бічні ланцюги) можуть займати різне положення відносно головного ланцюга. Речовини, що мають однаковий склад, але різняться будовою вуглецевого ланцюга, називаються *структурними ізомерами*.

Вуглеводневі радикали. Якщо від молекули вуглеводню відщепити один або кілька атомів водню, то утвориться *вуглеводневий радикал*. Назви радикалів утворюють від назв відповідних алканів з заміною закінчення **-ан** на **-ил (-іл)**.

У хімічному відношенні алкани - інертні речовини, що визначається міцністю зв'язків вуглець - вуглець і вуглець - водень. Крім того, ці зв'язки малополярні, тому для алканів будуть характерні реакції, що відбуваються з гомологічним розривом зв'язків.

Реакції з участю алканів, як правило, ініціюються високою температурою, електромагнітним випромінюванням, прискорюються каталізаторами. Для алканів характерні такі реакції:

Галогенування. Алкани можуть реагувати з хлором, бромом, якщо реакція ініціюється світлом. Розглянемо як приклад хлорування метану. На світлі відбувається гомолітичний розрив молекул хлору з утворенням радикалів $\text{Cl}\cdot$, і далі реакція відбувається за *ланцюговим механізмом*:

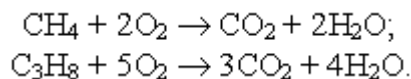


Продуктами реакції можуть бути CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 і CCl_4 . Кожний з названих продуктів можна виділити.

Нітрування. Алкани вступають у реакцію з нітратною кислотою при нагріванні, наприклад: $\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

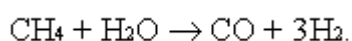
Ці реакції відкриті російським хіміком М. І. Коноваловим і дістали назву *реакції Коновалова*. Нітрування можна здійснювати не тільки нітратною кислотою, а й оксидами нітрогену (IV) NO_2 або N_2O_4 .

Окислення. Алкани згоряють на повітрі з виділенням великої кількості теплоти:



На реакціях горіння алканів ґрунтується їх застосування як палива. При невеликих температурах і наявності каталізаторів алкани можна окислити до органічних кислот.

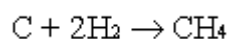
Взаємодія з водяною парою. Важливе практичне значення має реакція метану з водою при високій температурі - конверсія метану з водяною парою:



Реакція відбувається при наявності каталізатора. Її продуктом є *синтез-газ* - суміш оксиду вуглецю з воднем. Синтез-газ широко використовується в органічному синтезі.

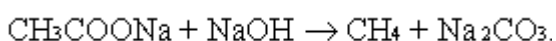
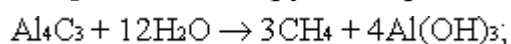
Крекінг. Розщеплення молекул органічних сполук з розривом зв'язків вуглець - вуглець під дією високих температур називається крекінгом. Під час крекінгу алканів утворюються алкани з меншим числом атомів вуглецю і ненасичені сполуки, наприклад: $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{C}_3\text{H}_6$ або $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{C}_2\text{H}_4$

Добування. Промислові способи добування алканів ґрунтуються на виділенні їх з природних речовин, переважно нафти і природного газу. Головною складовою частиною горючих природних газів і рудникового газу, який накопичується під землею, є метан; його об'ємна частка може становити до 98%. З природних газів можна виділити також етан, пропан, ізобутан. Ці і більш важкі вуглеводні виділяють з нафти. Метан та інші алкани утворюються під дією водню на вугілля при високій температурі:



Такі реакції здійснюють на практиці при гідруванні вугілля. Суміш алканів можна добути при нагріванні суміші вуглецю (II) з воднем над каталізатором: $n\text{CO} + (2n + 1)\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2} + n\text{H}_2\text{O}$.

У лабораторних умовах метан можна добути, використовуючи такі реакції: розкладання карбіду алюмінію водою; сплавляння ацетату натрію з лугом [звичайно беруть натронне вапно - суміш NaOH і $\text{Ca}(\text{OH})_2$]:



Інші алкани можна добути при дії металічного натрію на галагенопохідні вуглеводнів, наприклад: $2C_2H_5Cl + 2Na \rightarrow C_4H_{10} + 2NaCl$.

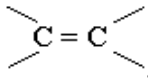
Реакції такого типу називаються *реакцією В'юрца*.

Застосування. Насичені вуглеводні широко використовуються в органічному синтезі. З них добувають багато органічних речовин: ненасичені вуглеводні, хлорпохідні, органічні кислоти.

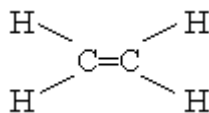
Багато вуглеводнів входить до складу різних видів палива: горючого газу, бензину, гасу. З вищих алканів виготовляють такі речовини, як парафін і вазелін, мастила, електроізолятори. Вищі алкани є сировиною для добування синтетичних мийних засобів.

Алкени

Алкени, алкіни належать до ненасичених органічних сполук. Ненасиченими називаються сполуки, молекули яких містять атоми вуглецю, сполучені подвійними і потрійними зв'язками.

Алкени - вуглеводні, в молекулах яких є один подвійний зв'язок між атомами вуглецю . Алкени називають також *олефінами*, або *етиленовими вуглеводнями*.

Етилен. Найпростішим алкеном є етилен C_2H_4 . За міжнародною номенклатурою назва етелену - етен. Структурна формула молекули етелену має такий вигляд:



Розглянемо природу зв'язків у молекулі C_2H_4 з позицій сучасної електронної теорії. В атомі вуглецю, який перебуває в збудженому стані ($C^*1s^22s^12p^3$), гібридизації можуть зазнавати не всі, а тільки три орбіталі зовнішнього рівня: одна s- і дві p- орбіталі. Третя p- орбіталь з неспареним електроном залишається незмінною за виглядом. Такий тип гібридизації (sp^2 - гібридизація) спостерігається при утворенні молекули етилену C_2H_4 .

Подвійний зв'язок у молекулі етилену складається з одного σ - і одного π - зв'язків. Подвійний зв'язок міцніший від одинарного, але не в два рази. Зв'язки σ - і π - різняться за міцністю, більш стійкий σ - зв'язок. У структурних формулах σ - і π - зв'язки зображають однаково (рискою), проте слід пам'ятати про різну природу і міцність цих зв'язків.

Гомологи етилену. Етилен C_2H_4 - перший член гомологічного ряду алкенів. Послідовно додаючи до формули гомологічну різницю CH_2 можна одержати формули гомологів етилену: C_3H_6 , C_4H_8 , C_5H_{10} і т.д. Загальна формула вуглеводнів ряду алкенів C_nH_{2n} , де $n = 2, 3, 4, \dots$.

Назви алкенів за міжнародною номенклатурою утворюють з назв алканів з такою самою кількістю вуглецевих атомів, замінюючи закінчення **-ан** на **-ен**, наприклад, етан C_2H_6 - етен C_2H_4 , пропан C_3H_8 - пропен C_3H_6 , бутан C_4H_{10} - бутен C_4H_8 . Для найпростіших алкенів поширені також тривіальні назви, наприклад: етилен (етен), пропілен (пропен), бутилен (бутен).

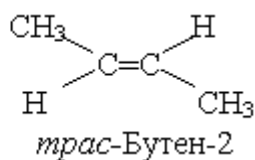
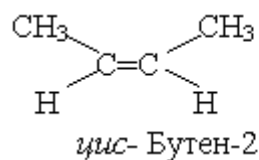
Алкени утворюють радикали. Назва радикала складається з назви відповідного і суфікса **-іл**; для радикалів найпростіших акенів використовують тривіальні назви, наприклад:

$CH_2 = \dot{C}H -$;	$CH_2 = \dot{C}H - CH_2 -$.
Вініл (етеніл)	Аліл(пропеніл)

Ізомерія. Для алкенів характерні два види ізомерії. Структурна ізомерія пов'язана з різним положенням подвійного зв'язку у вуглеводневому ланцюгу і з розгалуженням ланцюга.

За основу назви ізомеру беруть назву алкену, що відповідає головному ланцюгу. Наприклад, бутен, якщо головний ланцюг містить 4 атоми вуглецю, пентен - 5 атомів С, октен - 8 атомів С.

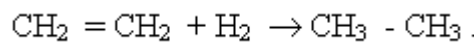
Другий характерний вид ізомерії вуглеводнів з подвійним зв'язком - це *просторова ізомерія*, або *стереоізомерія*. Вона зумовлена різним положенням замісників відносно площини, в якій розміщені подвійні зв'язки. Для позначення стереоізомерів алкенів використовують префікси *цис-* і *транс-*. Наприклад, бутен-2 має такі стереоізомери:



Властивості, добування і застосування алкенів.

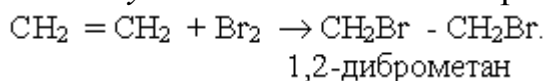
Властивості. Етен, пропен і бутени- безбарвні гази. Алкени нормальної будови від C_5H_{10} до $C_{18}H_{36}$ - рідини, а починаючи з $C_{19}H_{38}$ - тверді речовини. Алкени мало розчинні у воді, густина їх менша від $1\text{г}/\text{см}^3$. На відміну від алканів етилен і його гомологи виявляють високу реакційну здатність, що зумовлено наявністю в їхніх молекулах подвійного зв'язку. Алкени здатні вступати в реакції приєднання за рахунок розриву π -зв'язку. Крім того, π -зв'язок під дією окислювачів руйнується легше, ніж σ - зв'язок, тому для алкенів характерна участь у ролі відновників в окислювального відновних реакціях.

Гідрування. Приєднуючи водень, алкени переходять у алкани:



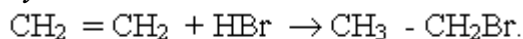
Реакції гідрування алкенів відбуваються при наявності каталізаторів(платини, паладію, нікелю).

Галогенування. Алкени легко приєднують галогени, особливо хлор і бром:



На цієї реакції базується якісне визначення ненасичених сполук: бромна вода під час пропускання крізь неї етилену та інших алкенів знебарвлюється.

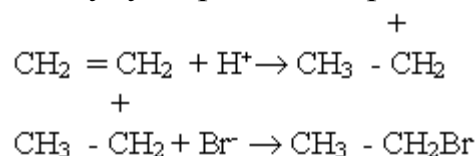
Гідрогалогенування. Галогеноводні також легко приєднуються до алкенів,



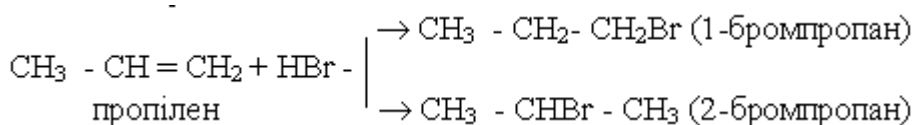
наприклад:

Ця реакція є гетеролітичною, що відбувається з утворенням іонів в результаті гетеролітичного розриву подвійного зв'язку. Подвійний зв'язок має підвищену електронну густину, тому він легко приєднує електрофільні частинки.

Молекула HBr може відщеплювати іон водню H^+ , який виступає як електрофільна частинка. Іон водню взаємодіє з молекулою етилену, при цьому утворюється органічний катіон, який далі реагує з бромід-іонами:

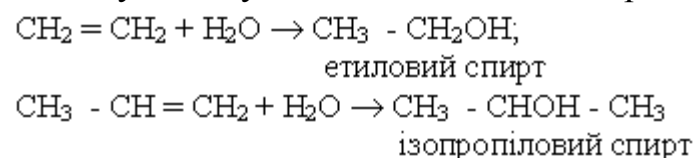


Приєднання галогеноводнів до гомологів етилену може відбуватися двома шляхами, наприклад:



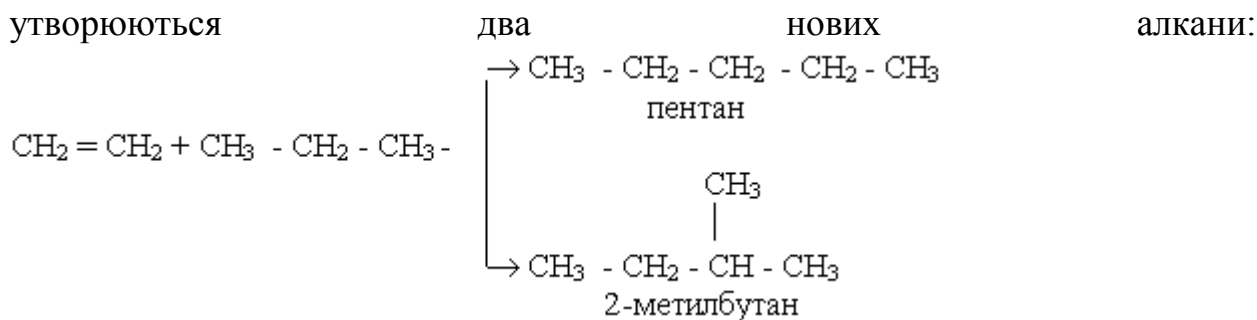
Підчас цієї реакції утворюється переважно 2-бромпропан. Вивчення подібних реакцій дало змогу російському хіміку В.В. Марковникову сформулювати таке правило: *атом водню галогеноводнів та інших несиметричних водневих сполук приєднується до найбільш гідрогенізованого атома вуглецю біля подвійного зв'язку* (тобто до атома вуглецю, який сполучений з великою кількістю атомів водню).

Гідратація. Підчас гідратації алкенів при наявності каталізаторів (сірчаної кислоти або інших) утворюються спирти; приєднання води до гомологів етилену відбувається згідно з правилом Марковникова, наприклад:



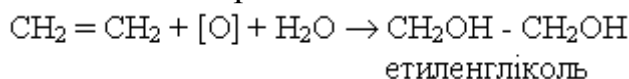
Алкілування. Алкени можуть приєднувати насичені вуглеводні з утворенням вищих алканів. Реакції алкілування відбуваються при наявності каталізаторів (AlCl_3 , AlBr_3 , HF, H_2SO_4). Наприклад, підчас взаємодії етилену з пропаном

утворюються



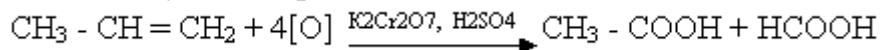
Полімеризація. Молекули алкенів можуть сполучатися одна з одною з утворенням макромолекул з розімкненням π -зв'язку.

Окислення. Алкени легко окислюються, причому залежно від сили окислювачів реакції можуть відбуватися з розривом тільки π -зв'язку або з повним розривом подвійного зв'язку. Перманганат калію в нейтральному і слабо лужному середовищах окислює алкени з розімкненням π -зв'язку. Цю реакцію можна зобразити схемою:

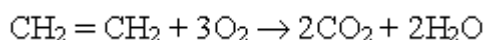


Якщо алкени пропускати крізь водний розчин перманганату калію, то відбуватиметься знебарвлення розчину. Цю реакцію, як і реакцію бромовання, використовують для якісного визначення алкенів.

Сильні окислювачі (перманганат калію або дихромат калію при наявності сірчаної кислоти) окислюють алкени з розривом молекули за місцем подвійного зв'язку. В результаті утворюються різні кисневмісні органічні сполуки, наприклад:



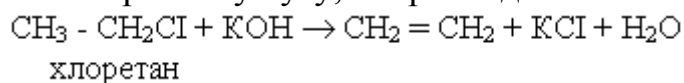
Підчас високотемпературного окислення алкенів у кисні або на повітрі вони згоряють:



В результаті завжди утворюються оксид вуглецю (IV) і вода.

Добування. Лабораторним способом добування етилену та його гомологів є дегідратація (відщеплення води) спиртів при наявності концентрованої сірчаної кислоти чи інших водовідбирних агентів. Так, етилен можна добути з етиленового спирту при нагріванні його з сірчаною кислотою: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Алкени можна добути з галагенопохідних алканів дією на них спиртового розчину луку, наприклад:



У промисловості алкени добувають з насичених вуглеводнів під час термічного розкладання (крекінгу) нафти, наприклад:

$$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{CH}_4 \leftarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2$$

етилен метан пропан пропілен

Інший промисловий спосіб добування алкенів базується на дегідруванні (відщеплення водню) алканів при наявності каталізаторів, наприклад нікелю:

$$\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$$

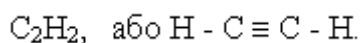
Застосування. Етилен та інші алкени є важливою сировиною для хімічної промисловості. З етилену і пропілену виробляють пластмаси - поліетилен і поліпропілен. Етилен є вихідною речовиною для промислового добування багатьох органічних речовин.

Алкілуванням алкенів добувають насичені вуглеводні, які використовують як моторне паливо. Етилен прискорює досягання деяких плодів, для чого його вводять в атмосферу сховищ, де знаходяться недостиглі овочі та фрукти. Етилен також запобігає передчасному скиданню плодів рослинами в теплицях.

Алкіни

Алкіни - вуглеводні, в молекулах яких є два атоми вуглецю, сполучені потрійним зв'язком $-\text{C}\equiv\text{C}-$. Алкіни називають також *ацетиленовими вуглеводнями*.

Найпростішим алкіном є ацетилен, або етин:



Розглянемо природу зв'язків у молекулі ацетилену згідно з електронною теорією. Підчас утворення хімічних зв'язків у молекулі ацетилену гібридизації зазнають тільки дві орбіталі зовнішнього енергетичного рівня атома вуглецю: одна s- і одна p- орбіталь. Цей тип гібридизації називається sp-гібридизацією. Дві p- орбіталі вуглецевого атома залишаються в незмінному вигляді.

Потрійний зв'язок у молекулі ацетилену складається з одного σ - і двох π - зв'язків. Постійний зв'язок міцніший, ніж подвійний, а відстань між вуглецевими атомами в ацетилені менша, ніж в етилені.

Ацетилен C_2H_2 - перший член гомологічного ряду. Формули наступних алкінів одержують додаванням до формули ацетилену гомологічної різниці CH_2 : C_3H_4 , C_4H_6 і т.д.

Назви алкінів за міжнародною номенклатурою утворюють з назв алканів з тим самим числом атомів вуглецю, замінюючи закінчення **-ан** на **-ін** (-ин).

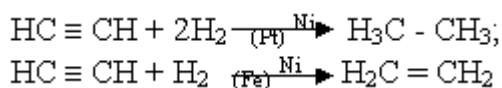
Назви алкінів з розгалуженим ланцюгом і структурних ізомерів алкінів, які утворюються внаслідок різного положення потрійного зв'язку в ланцюгу і бічних замісників, будують аналогічно до назв складних алкенів; цифра в

кінці назви означає найменший номер атома вуглецю ланцюга, який знаходиться біля потрібного зв'язку.

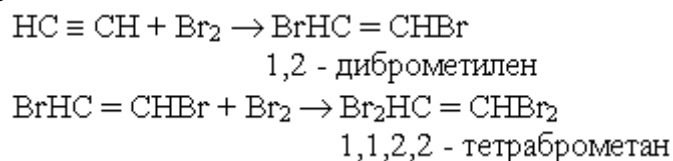
Загальна формула гомологічного ряду алкінів C_nH_{2n-2} , де $n = 2, 3, 4, 5, \dots$.

Властивості. Ацетилен - це безбарвний газ без запаху, температура кипіння - $83,8^\circ\text{C}$. Розчинний у воді. Технічний ацетилен має неприємний запах, зумовлений наявністю домішок. Як і алкени, ацетилен легко вступає в реакції приєднання і окислення. Крім того, для алкінів характерні реакції заміщення водню, сполученого з атомом вуглецю біля потрібного зв'язку.

Гідрування. Алкіни приєднують водень при наявності каталізаторів з утворенням алканів або алкенів (неповне гідрування). Так, якщо як каталізатор застосовують нікель або платину, то при гідруванні ацетилену утворюється насичена сполука етан, а з каталізатором паладій або залізо - етилен:

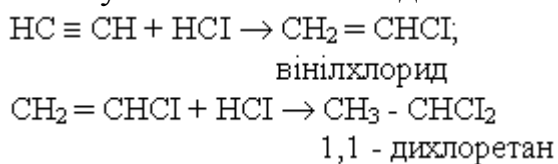


Галогенування. Алкіни легко приєднують хлор і бром. Реакція відбувається в дві стадії:

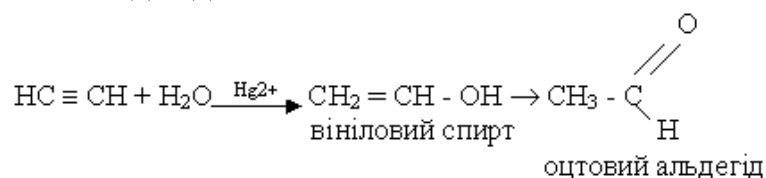


Як і етилен, ацетилен знебарвлює бромну воду. Ця реакція є якісною на ацетилен на інші алкіни.

Гідрогалогенування. Процес приєднання галогеноводнів до алкінів відбувається легко в дві поділимі стадії. На першій стадії утворюється галагенопохідна алкenu, на другій до цієї похідної приєднується друга молекула галогеноводню згідно з правилом Марковникова:



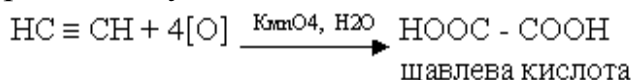
Гідратація. Ацетилен та його гомологи гідратуються при наявності каталізаторів - солей ртуті (II) HgSO_4 або $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. При гідратації ацетилену утворюється оцтовий альдегід:



Взаємодія відбувається через стадію утворення нестійкої сполуки - вінілового спирту, який піддається *изомеризації* в стійку сполуку - оцтовий

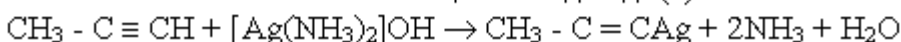
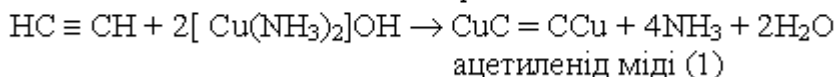
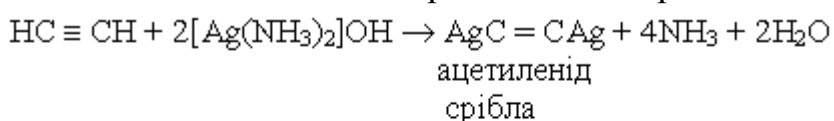
альдегід. Цю реакцію відкрив російський вчений М.Г. Кучеров у 1881 р. Вона лежить в основі промислового добування оцтового альдегіду.

Окислення. Алкіни легко окислюються. Так, вони знебарвлюють розчин перманганату калію:

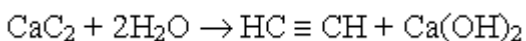


Цю реакцію використовують як якісну на потрійний зв'язок.

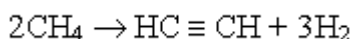
6. Реакції заміщення. Водень, сполучений з атомом вуглецю біля потрійного зв'язку, дуже рухливий, внаслідок чого для ацетилену та його гомологів характерні реакції заміщення. Наприклад, ацетилен та його гомологи які містять потрійний зв'язок біля першого атома вуглецю, взаємодіють з аміачними розчинами гідроксидів або солей срібла і міді (I):



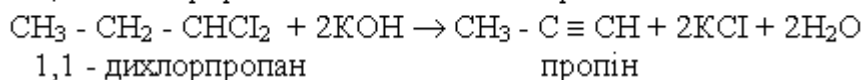
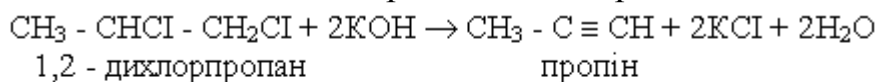
Добування. Для добування ацетилену в лабораторних умовах використовують реакцію карбіду кальцію з водою:



У промисловості ацетилен добувають з технічного карбіду кальцію або метану при нагріванні:



Гомологи ацетилену можна добути з дигалогенопохідних алканів, діючи на них спиртовим розчином луку, наприклад:



Застосування. Ацетилен є вихідною сировиною для багатьох органічних синтезів. У хімічній промисловості його застосовують для добування оцтового альдегіду і оцтової кислоти, вінілхлориду та інших речовин. Ацетилен використовують для автогенного зварювання і різання металів, він згоряє в кисні, виділяючи велику кількість теплоти (температура полум'я досягає 3500°C).

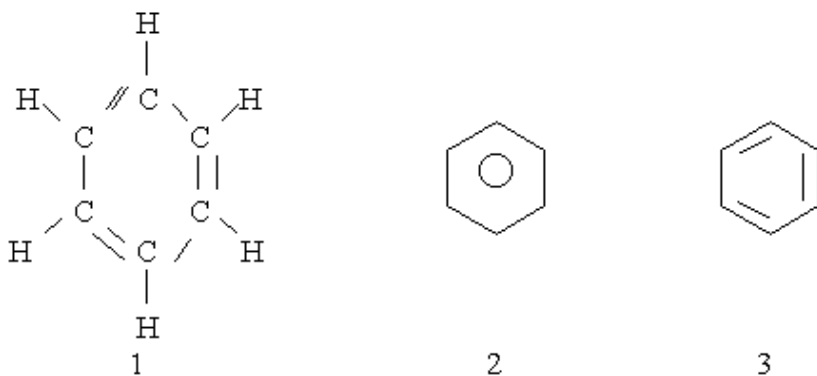
Ароматичними вуглеводнями називаються сполуки, молекули яких містять стійкі циклічні структури бензольні ядра. Термін "ароматичні сполуки" виник у початковий період розвитку органічної хімії, коли встановили, що речовини ряду бензолу виділяються з природних ароматичних речовин.

Бензол

Бензол є найпростішим ароматичним вуглеводнем. Його склад відповідає формулі C_6H_6 .

Будова молекули бензолу. Перша найбільша вдала структурна формула бензолу була запропонована в 1865р. німецьким хіміком Кекуле. Згідно з його уявленнями зв'язки між атомами вуглецю, замкненими в шестичленний цикл. Ця формула показує рівноцінність усіх атомів вуглецю і водню, які входять в молекулу бензолу, що було доведено експериментально (див. Формулу 1). Використовуючи формулу 1, слід враховувати, що бензол не можна відносити до звичайних ненасичених сполук, оскільки він значно відрізняється від них за властивостями, наприклад, не приєднує бром.

Для позначення бензолу прийнято також формулу 2 і спрощену формулу Кекуле 3. Остання формула використовуватиметься при подальшому викладенні матеріалу:



Згідно з сучасними електронними уявленнями будова молекули бензолу пояснюється так. У цій молекулі орбіталі зовнішнього енергетичного рівня кожного атома вуглецю перебувають у стані sp^2 -гібридизації. Електрони, що перебувають на гібридизованих орбіталях, утворюють σ -зв'язки між сусідніми атомами вуглецю і σ -зв'язки вуглець-водень. sp^2 -Гібридизовані орбіталі розміщуються під кутом 120° одна до одної, тому в молекулі бензолу атоми вуглецю розміщуються в кутах правильного шестикутника.

p -Орбіталі шести атомів вуглецю в бензолі, які не беруть участі в гібридизації, розміщуються перпендикулярно до площини бензольного кільця і перекриваються одна з одною зверху і знизу цієї площини. Електрони, що перебувають на цих орбіталях, утворюють єдину стійку π -електронну систему. Так виникає хімічний зв'язок, який об'єднує всі шість атомів вуглецю в молекулі бензолу.

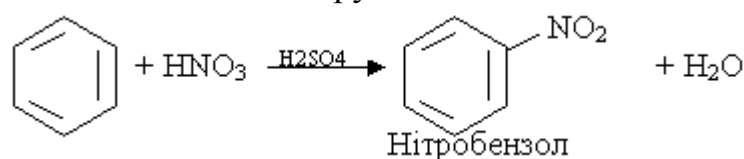
Молекула C_6H_6 плоска, всі атоми вуглецю розміщені на однакових відстанях один від одного, утворюючи правильний шестикутник.

Властивості. Бензол - безбарвна рідина що має характерний запах. Легко переходить у твердий стан: температура плавлення бензолу становить $+5,5^{\circ}\text{C}$, температура кипіння $+80,1^{\circ}\text{C}$. У воді бензол практично не розчиняється але є хорошим розчинником багатьох органічних речовин. Хімічні властивості бензолу та інших ароматичних сполук характеризуються рядом особливостей.

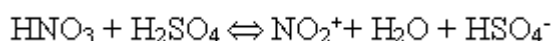
Для бензолу характерні реакції заміщення атомів водню в бензольному кільці. Ці реакції відбуваються за механізмом *електрофільного заміщення*. Електрофільна частинка X^+ взаємодіє з π - електронами молекули бензолу, утворюючи π -комплекс, який переходить у σ - комплекс. В σ - комплексі частинка X^+ сполучена з одним з атомів вуглецю, в результаті ароматичний характер молекули порушується. Далі від σ - комплексу відщеплюється протон і відновлюється ароматичний характер ядра.

На відміну від ненасичених сполук типу алкенів і алкінів, бензол дуже стійкий проти окислення, важко вступає в реакції приєднання. Розглянемо найбільш характерні для ароматичних вуглеводнів реакції.

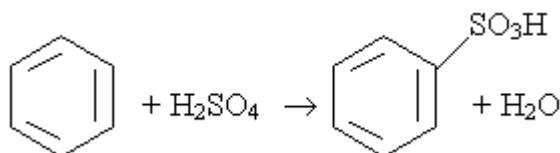
Нітрування. При дії на бензол нітруючої суміші (суміш концентрованих азотної і сірчаної кислот) відбувається заміщення водню в ядрі бензолу на групу NO_2 ; цей процес називається нітруванням:



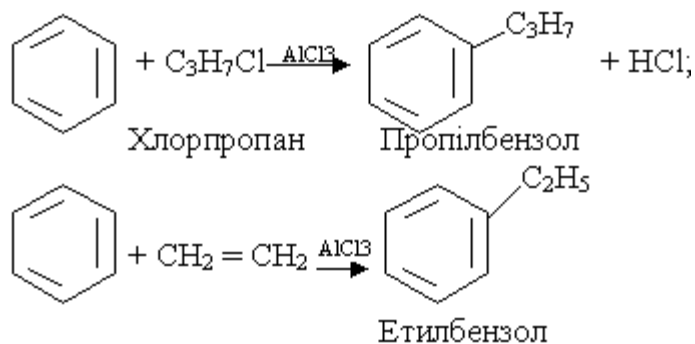
Реакція відбувається за механізмом електрофільного заміщення. Роль електрофільної частинки відіграє іон NO_2^+ , який утворюється в результаті реакції:



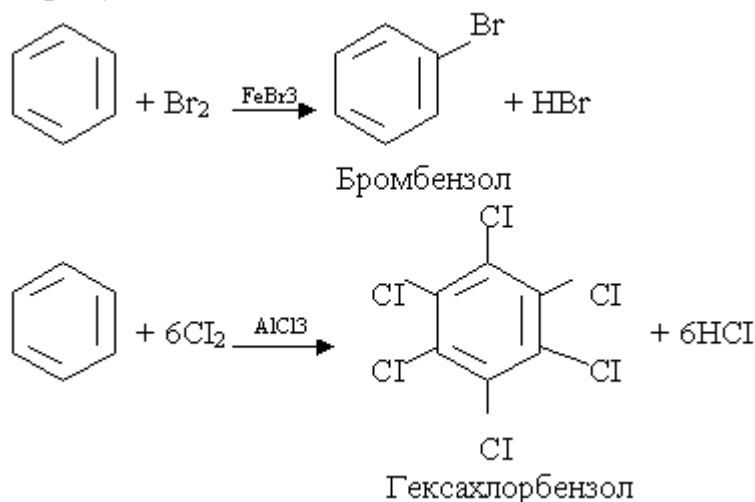
Сульфування. Водень в бензольному ядрі може бути заміщений на сульфогрупу SO_3H під дією концентрованої сірчаної кислоти; цей процес називається *сульфуванням*:



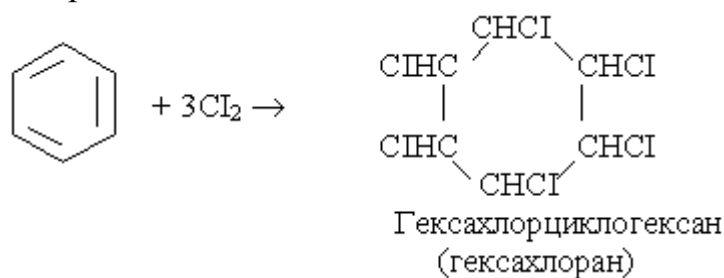
Алкілування. В молекулу бензолу замість водню можна ввести алкільний радикал. Процес алкілування можна здійснити дією на бензол галагенопохідної алкану чи олефіну при наявності каталізатора (хлорид алюмінію AlCl_3):



Галогенування. Заміщення водню в бензольному ядрі на хлор чи бром здійснюється при взаємодії бензолу з галогенами за участю каталізатора. Реакцію можуть каталізувати FeCl₃ (або FeBr₃) і AlCl₃, при цьому утворюються різні продукти:

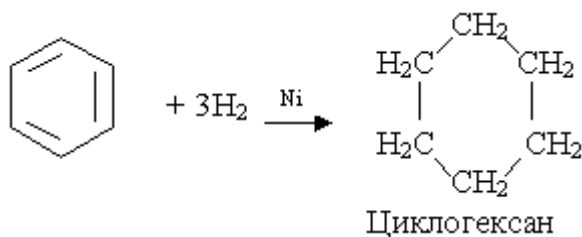


Під час інтенсивного опромінення реакційної системи світлом бензол може приєднувати хлор:



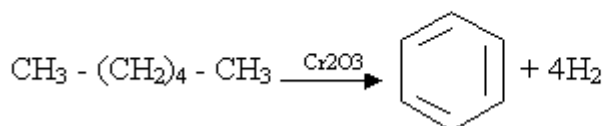
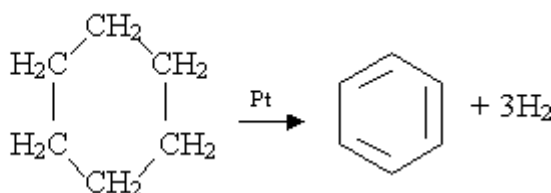
На відміну від наведених вище реакцій галогенування, в яких атом хлору чи броду заміщує водень в бензольному ядрі, в цій реакції атоми хлору приєднуються до всіх атомів вуглецю. В результаті руйнується π-електронна система бензолу і утворюється галагенопохідна циклоалкану.

Гідрування. Одна з не багатьох реакцій приєднання, в яку може вступати бензол, - реакція гідрування при наявності платинових або нікелевих каталізаторів:

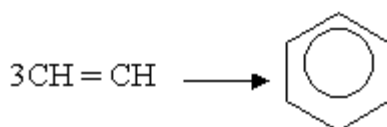


Добування. Бензол виділяють переважно з нафти та кам'яного вугілля при виробництві коксу.

Бензол можна добути з циклогексану за реакцією дегідрування з участю платини як каталізатора або шляхом циклізації і дегідрування нормального гексану при наявності Cr_2O_3 :



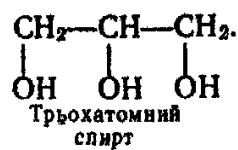
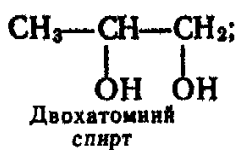
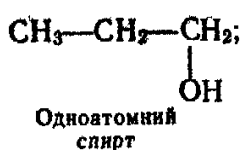
Бензол утворюється також під час пропускання ацетилену над розжареним активним вугіллем:



Застосування. Бензол є важливою сировиною для органічного синтезу його використовують при добуванні багатьох інших ароматичних сполук. Бензол застосовують в виробництві барвників, пластмас, пестицидів, вибухових речовин, ліків; його використовують як розчинник лаків, фарб. Бензол входить до складу палива, яке використовується в двигунах внутрішнього згорання.

Спирти

Спирти — органічні речовини, молекули яких містять гідроксильні групи —OH , сполучені з вуглеводневими радикалами. Загальна назва спиртів — *гідроксильні сполуки*. Залежно від числа гідроксильних груп, що містяться в молекулі, розрізняють одноатомні, двоатомні, трьохатомні спирти:

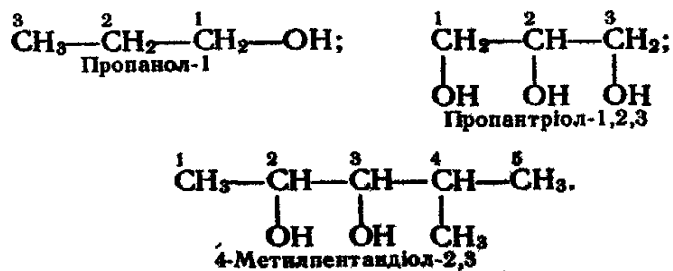


Спирти поділяють також на *первинні*, в яких гідроксильна група сполучена з первинним вуглецевим атомом, *вторинні* — група —OH

приєднана до вторинного атома вуглецю і *третинні* — група —ОН знаходиться біля третинного вуглецю. Приклади таких спиртів:

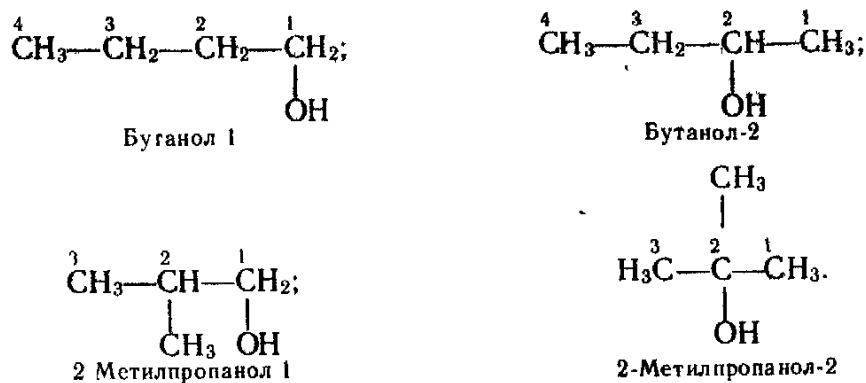


Номенклатура. За міжнародною номенклатурою назви спиртів утворюють від назв відповідних алканів з додаванням закінчення -ол. Після закінчення зазначають номер вуглецевого атома, біля якого знаходиться гідроксильна група. Нумерацію вуглецевих атомів починають з того кінця ланцюга, до якого ближче розташована гідроксильна група. У назви двохатомних та інших багатоатомних спиртів перед закінченням -ол. додають префікс *ди-* (*ді-*), *три-* і т. д. залежно від кількості груп, а потім зазначають положення всіх груп. Приклади:



Для деяких спиртів поширені назви за раціональною номенклатурою. Ці назви утворюють з назви радикала і слова «спирт», наприклад: CH_3OH — метиловий спирт, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ - етиловий спирт, $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$ - ізопропіловий спирт.

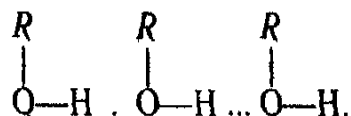
Ізомерія. Ізомерія спиртів пов'язана як з розгалуженням вуглецевого ланцюга, так і з різним положенням гідроксильної групи. Наприклад, бутанол $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ може мати такі ізомери:



До насичених *одноатомних спиртів* належать аліфатичні спирти, молекули яких містять одну гідроксильну групу, сполучену з алкільним радикалом.

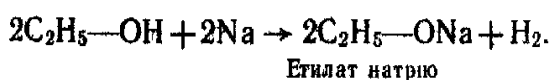
Гомологічний ряд. Члени гомологічного ряду насичених одноатомних спиртів мають загальну формулу $C_nH_{2n+1}OH$, де $n = 1, 2, 3, 4$. Першими членами цього ряду є CH_3OH — метанол, C_2H_5OH — етанол, C_3H_7OH — пропанол, C_4H_9OH — бутанол.

Властивості. За звичайних умов насичені одноатомні спирти з нормальною будовою ланцюга, що містять від 1 до 11 атомів вуглецю,— це безбарвні рідини. Зі збільшенням молекулярної маси спиртів їх розчинність у воді зменшується: метанол, етанол і пропанол змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях, бутаном та інші рідкі за звичайних умов спирти розчиняються у воді мало, а вищі спирти практично не розчиняються у воді. Спирти мають досить високі температури кипіння. Це пов'язано з асоціацією їх молекул, яка відбувається так само, як і асоціація молекул води, за рахунок утворення водневих зв'язків між молекулами ROH (R — вуглеводневий радикал):

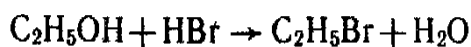


Хімічні властивості спиртів обумовлені переважно наявністю гідроксильної групи в молекулі.

Взаємодія з лужними металами. Під дією лужних металів на спирти утворюються алкоголяти:

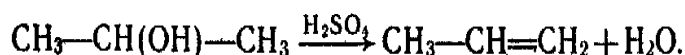


Ця реакція відбувається з розривом зв'язку $O-H$ у гідроксильній групі.
Взаємодія з галогеноводнями та іншими галогеновмісними речовинами. Під дією галогеноводнів або хлоридів фосфору PCl_5 , PCl_3 на насичені одноатомні спирти відбувається заміщення групи OH у спиртах на галоген, наприклад:

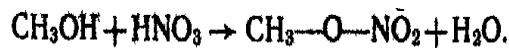


Ця реакція за участю гідроксильної групи відбувається з розривом зв'язку $C-O$.

Дегідратація. При наявності фосфорної або концентрованої сірчаної кислоти при нагріванні від спиртів відщеплюється вода і утворюються ненасичені вуглеводні, наприклад:

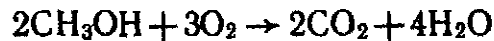


Взаємодія з кисневмісними кислотами. Спирти реагують з кислотами, утворюючи складні ефіри. Наприклад, під час взаємодії метанолу з азотною кислотою утворюється складний ефір азотної кислоти — метилнітрат:

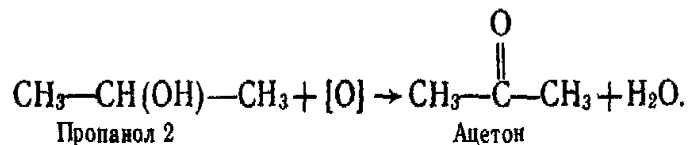
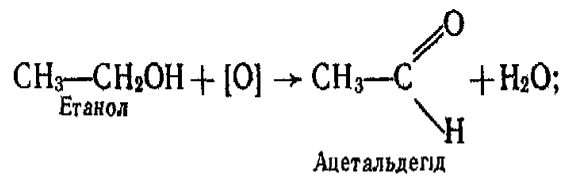


Складні ефіри утворюються також при взаємодії спиртів з органічними кислотами.

Окислення. Під час спалювання спиртів (окислення киснем повітря) утворюються оксид вуглецю (IV) і вода:

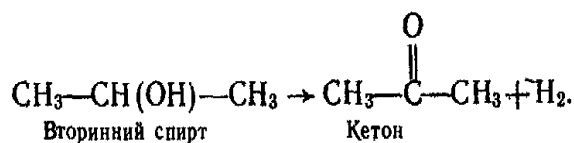
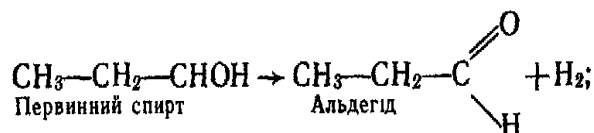


При каталітичному окисленні киснем повітря, окисленні перманганатом калію, дихроматом калію при наявності сірчаної кислоти утворюються альдегіди і кетони, наприклад:

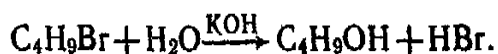


Третинні спирти більш стійкі до окислення. Тільки під дією сильних окислювачів вони можуть окислюватися з розщепленням вуглецевого ланцюга.

Дегідрування. Під час каталітичного дегідрування первинних спиртів утворюються альдегіди, вторинних спиртів — кетони:

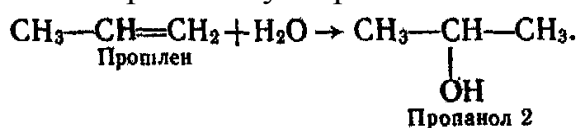


Каталізатором дегідрування спиртів звичайно є мідь (температура 300°C). *Добування.* Насичені спирти можна добути гідролізом галагенопохідних відповідних алканів водним розчином луку, наприклад:



Бромбутан Бутанол

Спирти утворюються також при гідратації алкенів:

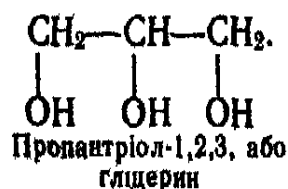
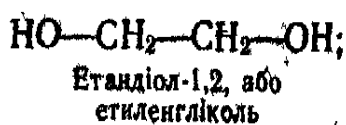


Спирти можна добути відновленням інших кисневмісних сполук — альдегідів і кетонів. Інші методи добування спиртів розглянуто при вивченні окремих представників гомологічного ряду.

Багатоатомні спирти містять у молекулі кілька гідроксильних груп. Двохатомні спирти називають діолами, або гліколями. Назви двухатомних спиртів за міжнародною номенклатурою складають з назви відповідного алкану з додаванням закінчення **-діол** і цифр, які означають положення гідроксильної групи в ланцюгу.

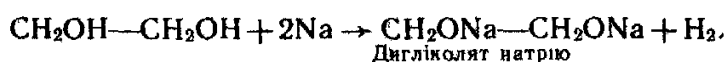
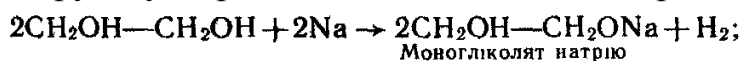
Трьохатомні спирти називають *тріодами*, або гліцеридами. їх назви будують аналогічно до назв двухатомних спиртів, але з додаванням закінчення **-тріол**.

Найпростіші представники двух- і трьохатомних спиртів:

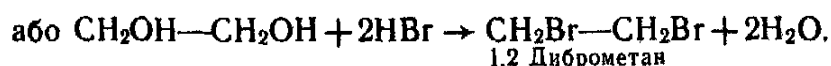
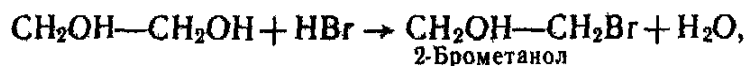


Властивості. Хімічні властивості багатоатомних спиртів багато в чому подібні до властивостей одноатомних спиртів. При цьому в реакціях може брати участь як одна, так і дві і більше гідроксильних груп. Нижче розглядаються властивості багатоатомних спиртів на прикладі етиленгліколю і гліцерину. Це безбарвні в'язкі сиропоподібні рідини, солодкуваті на смак, добре розчиняються у воді.

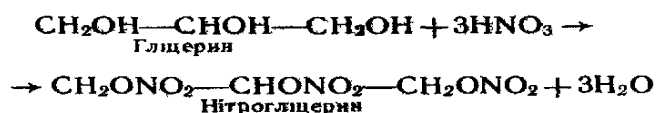
Взаємодія з лужними металами. Лужні метали витісняють водень з гідроксильних груп з утворенням гліколятів або гліцератів:



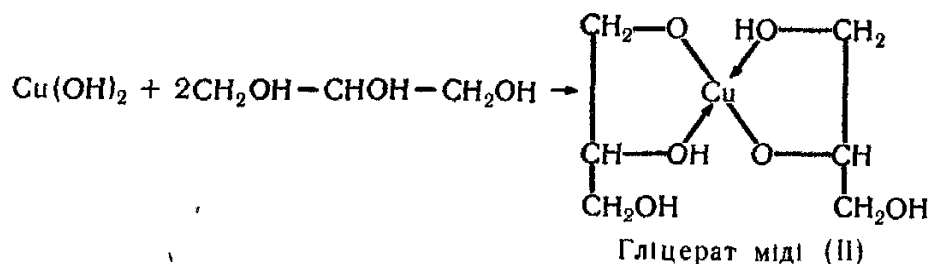
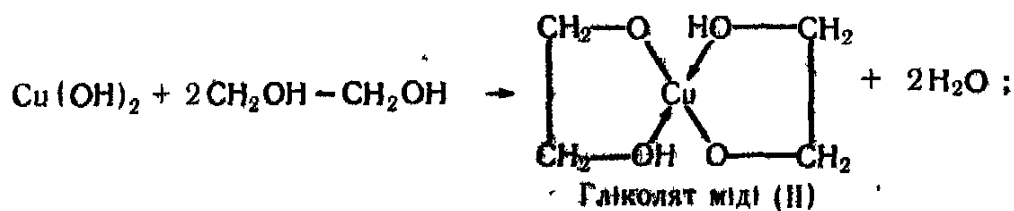
Взаємодія з галогеноводнями. Багатоатомні спирти реагують з галогеноводнями (HCl, HBr, HI) з утворенням галогенозаміщених спиртів або галогенопохідних алканів:



Взаємодія з кислотами. З кислотами багатоатомні спирти утворюють складні ефіри, наприклад:

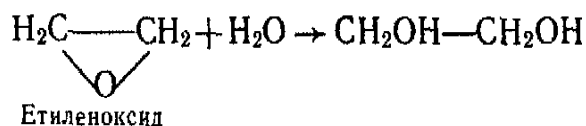


Складні ефіри гліцерину з органічними кислотами називають *жирами*.
Взаємодія з гідроксидом міді (II). Ця реакція характерна тільки для багатоатомних спиртів. Осад гідроксиду міді (II) розчиняється в етиленгліколі та гліцерині з утворенням розчину яскраво-синього кольору:

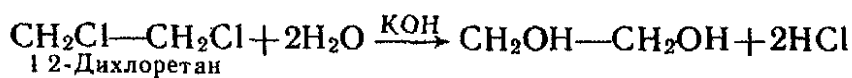


У записаних формулах гліколяту і гліцерату міді (II) стрілками показані донорно-акцепторні зв'язки (мідь—акцептор). Сполуки такого типу належать до комплексних.

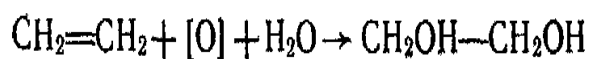
Добування і застосування етиленгліколю і гліцерину. Етиленгліколь добувають у промисловості гідратацією (приєднання води) етиленоксиду:



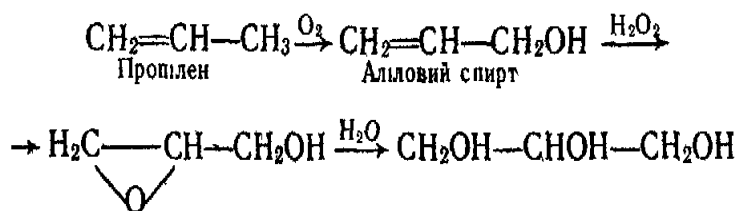
Як і одноатомні спирти, етиленгліколь можна добути гідролізом галагенопохідних алканів водним розчином лугів. Для цієї реакції необхідні 1,2-дигалогенопохідні етану:



Етиленгліколь утворюється під час пропускання етилену крізь розчин перманганату калію, при цьому відбуваються окислення і гідратація етилену:



Гліцерин добувають синтетичне з пропілену за такою схемою:

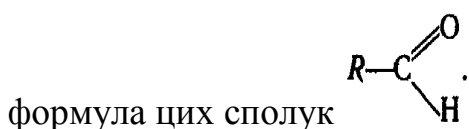


Гліцерин входить до складу природних сполук — жирів рослинного і тваринного походження — і може бути виділений з них.

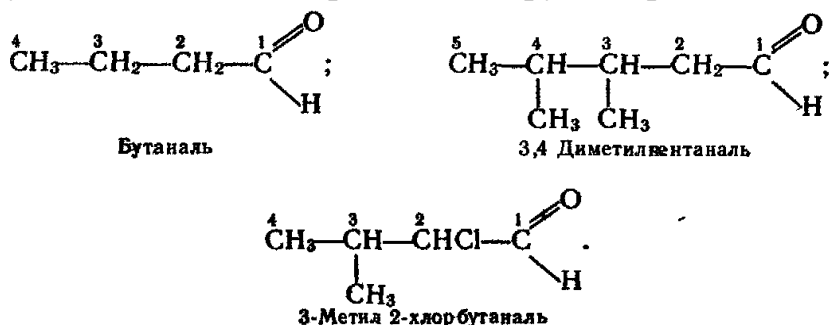
Етиленгліколь і гліцерин використовуються в промисловому органічному синтезі. Гліцерин застосовують для виробництва мастил, як пом'якшувач шкіри і тканин, у парфумерній, фармацевтичній і харчовій промисловості. Водні розчини етиленгліколю і гліцерину замерзають при низьких температурах, тому їх використовують як *антифризи* — рідини з низькою температурою замерзання, які застосовуються для охолодження двигунів внутрішнього згоряння.

Альдегіди

У молекулах альдегідів карбонільна група сполучена з вуглеводневим радикалом і атомом водню (або з двома атомами водню), тобто загальна



Номенклатура. Назви альдегідів за замісничовою номенклатурою згідно з правилами IUPAC будують з назви відповідного вуглеводню з додаванням закінчення **-аль**. Перед коренем назви записують бічні замісники, зазначаючи їх положення і кількість. Нумерацію атомів вуглецю починають з вуглецевого атома карбонільної групи. Приклади:



Для альдегідів широко використовують тривіальні назви, які аналогічні назвам відповідних органічних кислот.

Властивості. Перший член гомологічного ряду насичених альдегідів НСНО — безбарвний газ, кілька наступних альдегідів — рідини. Вищі альдегіди — тверді речовини.

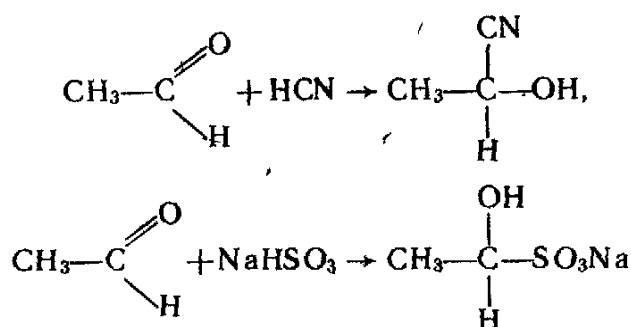
У карбонільній групі зв'язок між атомами кисню і вуглецю сильно полярний: електронна густина зміщена в бік атома кисню $\text{C}^{\delta+} = \overset{\delta-}{\text{O}}$. Для карбонільних сполук характерні реакції нуклеофільного приєднання. В цих реакціях нуклеофільні агенти (негативно заряджені частинки) приєднуються до атома вуглецю карбонільної групи, а електрофільні агенти (позитивно заряджені частинки) приєднуються до атома кисню.

Вплив атома кисню в карбонільних сполуках передається по ланцюгу.

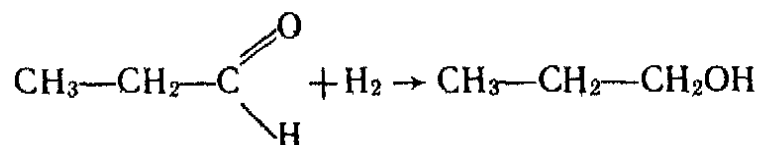
Наприклад, у сполуці, що має фрагмент $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} - \text{C} = \text{O} \\ \diagdown \quad | \\ \text{H} \end{array}$, внаслідок зміщення електронної густини до кисню атом водню, сполучений з другим вуглецевим атомом, виявлятиме підвищену рухливість — його легко відірвати або замістити.

Отже, карбонільна група обумовлює високу реакційну здатність альдегідів.

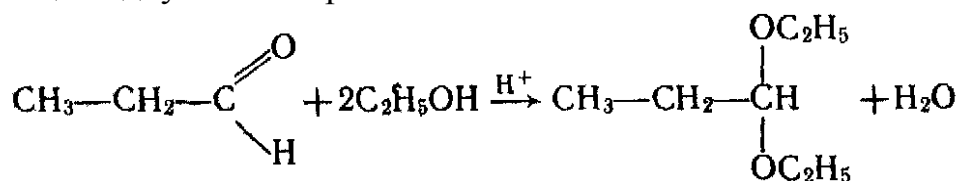
Реакції приєднання. Альдегіди легко приєднують ціановодень HCN і гідросульфит натрію NaHSO₃:



Продукти приєднання NaHSO₃ — кристалічні речовини, розчинні у воді. При нагріванні з кислотами вони розпадаються з утворенням вихідного альдегіду. Тому останню реакцію використовують для очистки альдегідів. При наявності нікелевих або платинових каталізаторів альдегіди приєднують водень і відновлюються до первинних спиртів, наприклад:

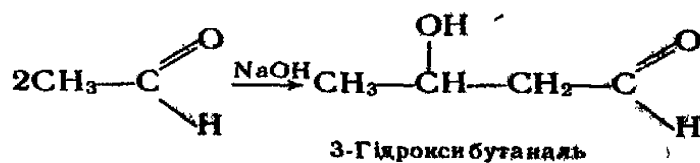


Приєднуючи спирти, альдегіди утворюють сполуки, що мають назву *ацеталів*. Реакція відбувається при наявності кислот:

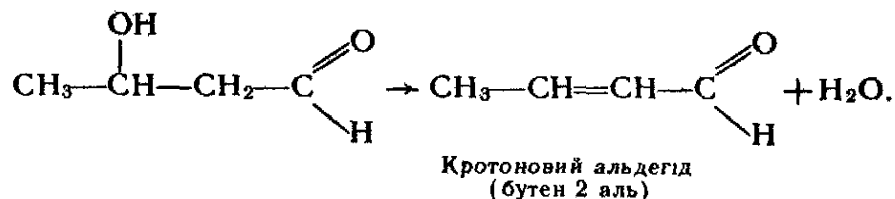


Ацеталі — це прості ефіри двохатомного спирту. Вони легко гідролізуються з утворенням вихідних речовин.

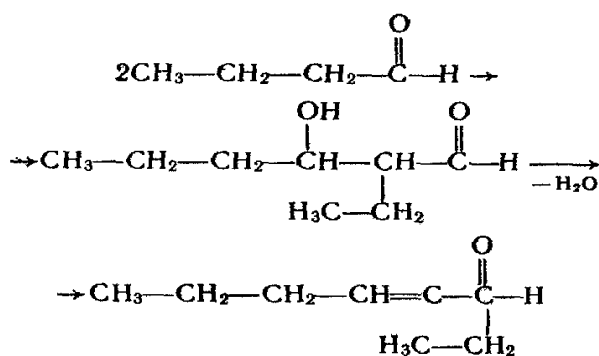
Реакції полімеризації і конденсації. Ці реакції характерні для альдегідів і обумовлені реакційною здатністю карбонільної групи. Процеси полімеризації розглядаються далі, при вивченні властивостей формальдегіду і ацетальдегіду. Дві молекули альдегіду можуть сполучатися одна з одною при наявності луку з утворенням сполуки з довшим вуглецевим ланцюгом, яка містить альдегідну і гідроксильну групи:



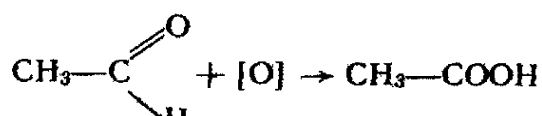
Таку речовину називають *альдолем*. При відщепленні молекули води від гідроксибутаналю утворюється альдегід, що містить подвійний зв'язок у ланцюгу:



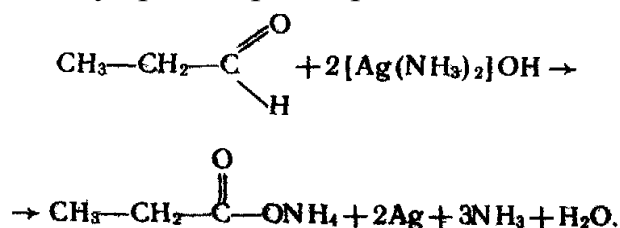
Подібні реакції конденсації альдегідів називаються реакціями *альдольно-кротонової конденсації*. При конденсації інших альдегідів реакція також завжди відбувається з участю другого вуглецевого атому однієї з молекул, наприклад:



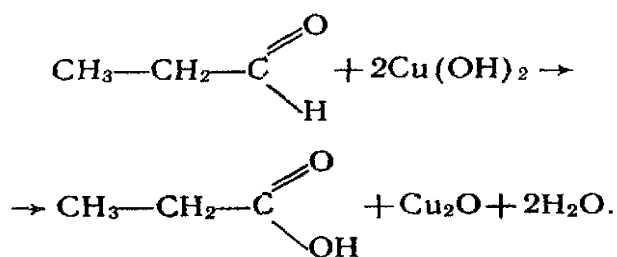
Окислення. Під час окислення альдегідів, яке відбувається дуже легко, утворюються органічні кислоти або їхні солі. Наприклад, під час окислення оцтового альдегіду утворюється оцтова кислота:



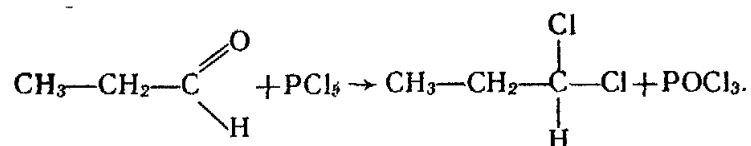
Якісною реакцією на альдегіди є *реакція срібного дзеркала* — окислення їх аміачним розчином оксиду срібла при нагріванні:



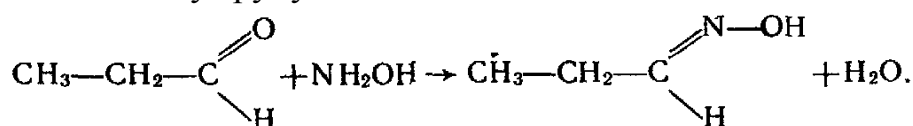
Металічне срібло, яке виділяється, вкриває стінки посудини тонким блискучим шаром. Альдегіди окислюються також гідроксидом міді (II), який відновлюється до червоно-коричневого оксиду міді (I):



Заміщення кисню карбонільної групи. Атом кисню в молекулі альдегіду може бути заміщений на галоген під дією галогенідів фосфору PCl_5 або PBr_5 , наприклад:

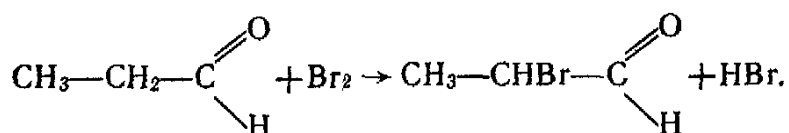


Під дією гідроксиламіну NH_2OH на альдегіди карбонільний кисень заміщується на оксидну групу $=\text{N}-\text{OH}$:

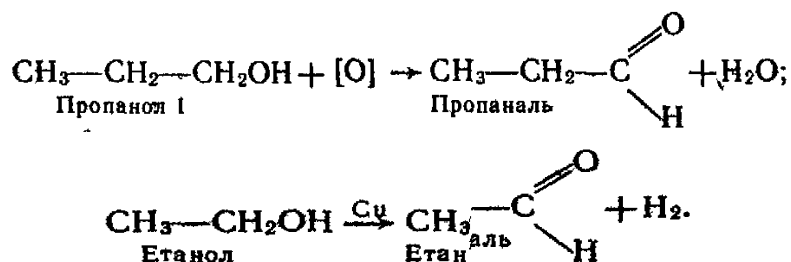


Азотовмісна органічна сполука, що утворюється, належить дооксимів.

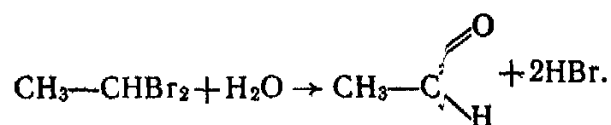
Взаємодія з галогенами. Як уже зазначалось, атом водню біля другого вуглецевого атома вуглеводневого ланцюга альдегідів має підвищену рухливість. Під час взаємодії альдегідів з хлором чи бромом цей водневий атом легко заміщується на галоген, наприклад:



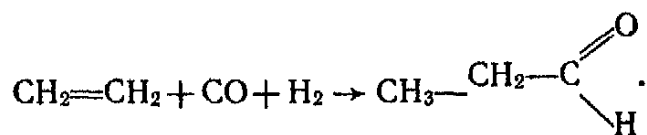
Добування. 1. Альдегіди утворюються під час окислення або каталітичного дегідрування (відщеплення водню) первинних спиртів:



Каталітичне дегідрування спирту відбувається при наявності металічної міді. 2. Альдегіди можна добути гідролізом дигалогенопохідних алканів, наприклад:



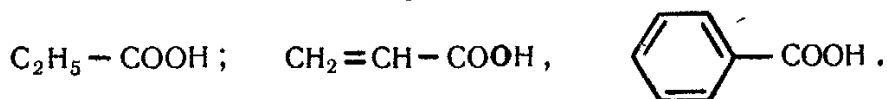
3. Альдегіди утворюються під час взаємодії алкенів з оксидом вуглецю (II) і воднем (*оксосинтез*):



Оксосинтез відбувається при наявності каталізаторів — комплексних сполук кобальту під тиском 5-10 МПа.

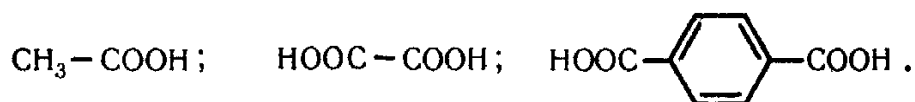
Карбонові кислоти

Карбоновим кислотами називаються органічні речовини, до складу яких входять карбоксильна група -COOH. Карбоксильна група складається із сполучених карбонільної і гідроксильної груп, що визначило її назву. У карбоновим кислотах карбоксильна група сполучена з вуглеводневим радикалом R, тому в загальному вигляді формулу карбонової кислоти можна записати так: R—COOH. У карбонових кислотах карбоксильна група може сполучатися з різними вуглеводневими радикалами — насиченими, ненасиченими, ароматичними. У зв'язку з цим виділяють *насичені, ненасичені та ароматичні* карбонові кислоти, наприклад:



Насичена кислота Ненасичена кислота Ароматична кислота

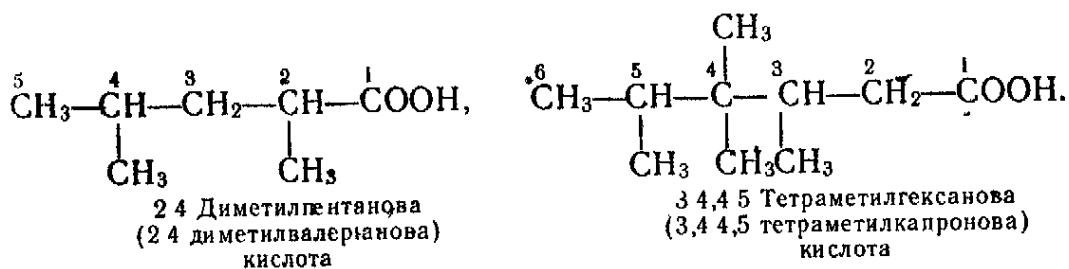
Залежно від числа карбоксильних груп, що містяться в молекулах карбонових кислот, розрізняють одноосновні та двоосновні кислоти, наприклад:



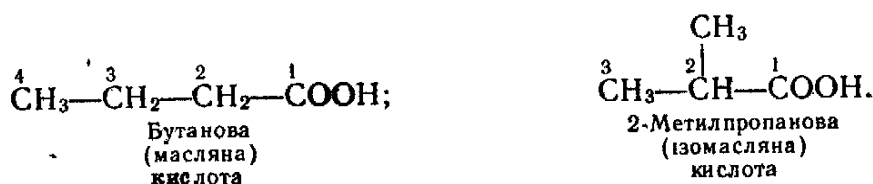
Одноосновна кислота Двоосновні кислоти Одноосновні кислоти називають також монокарбоновими, а двоосновні — дикарбоновими кислотами.

Загальна формула членів гомологічного ряду насичених одноосновних карбонових кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, де $n = 0, 1, 2, 3, \dots$

Номенклатура. Назви карбонових кислот за замісничовою номенклатурою будують з назви відповідного алкану з додаванням закінчення - **ова** і слова «кислота». Якщо вуглецевий ланцюг розгалужений, то на початку назви кислоти записують замісник, зазначаючи його положення в ланцюгу. Нумерацію атомів вуглецю в ланцюгу починають з вуглецю карбоксильної групи. Приклади:



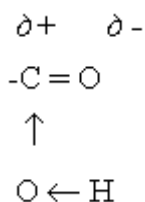
Ізомери. Починаючи з бутанової кислоти $\text{C}_4\text{H}_8\text{COOH}$, члени гомологічного ряду насичених одноосновних кислот мають ізомери, їх ізомерія зумовлена розгалуженістю вуглецевого ланцюга вуглеводневих радикалів. Так, Бутанова кислота має такі два-ізомери (у дужках дано тривіальну назву):



Властивості. Кислоти гомологічного ряду з нормальною будовою від мурашиної до $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{COOH}$ за звичайних умов - безбарвні рідини, що мають різкий запах. Вищі члени ряду, починаючи з $\text{C}_9\text{H}_{19}\text{COOH}$, - тверді речовини. Мурашина, оцтова і пропіонова кислоти добре розчиняються з нею в будь-яких співвідношеннях. Інші рідкі кислоти обмежено розчиняються у воді. Тверді кислоти у воді практично нерозчинні.

Особливості хімічних властивостей карбонових кислот зумовлені сильними взаємним впливом карбонільної $\text{C}=\text{O}$ і гідроксильної $\text{O}-\text{H}$ -груп.

У карбоксильній групі зв'язок між вуглецем й карбонільним киснем сильно полярний. Проте позитивний заряд на атомі вуглецю частково зменшується в наслідок притягання електронів атома кисню гідроксильної групи. Тому в карбонових кислотах карбонільний вуглець менш схильний до взаємодії з нуклеофільними частинками, ніж в альдегідах і кетонах. З іншого боку, під впливом карбонільної групи підсилюється полярність зв'язку $\text{O}-\text{H}$ за рахунок зміщення електронної густини від кисню до атома вуглецю. Всі зазначені особливості карбоксильної групи можна проілюструвати такою схемою:



Розглянутий характер електронної будови карбоксильної групи зумовлює відносну легкість відщеплення атома водню цієї групи. Тому у

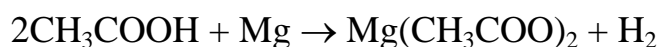
карбонових кислот добре виявленні кислотні властивості. У безводному стані і особливо у водних розчинах карбонові кислоти дисоціюють на іони:



Кислотний характер розчинів карбонових кислот можна встановити за допомогою індикаторів. Карбонові кислоти є слабкими електролітами, при чому сила карбонових кислот зменшується зі збільшенням молекулярної маси кислоти.

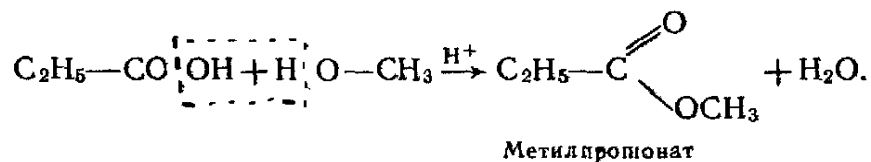
Для насичених одноосновних кислот найбільш характерні реакції, зумовлені кислотними властивостями, а також реакції заміщення гідроксильної групи.

Взаємодія з металами. Карбонові кислоти реагують з деякими металами з утворенням солей і водню, наприклад:

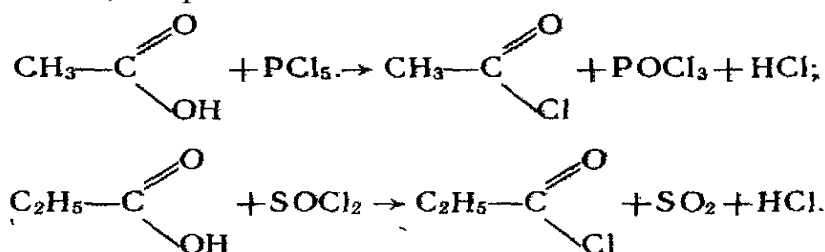


Взаємодія з основними оксидами і основами. Як усі кислоти, карбоксильні сполуки реагують з основними оксидами і основами, наприклад: $2\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{C}_2\text{H}_5\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ з водним розчином аміаку, який виявляє властивості основ, карбонові кислоти також утворюють солі: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COONH}_4$.

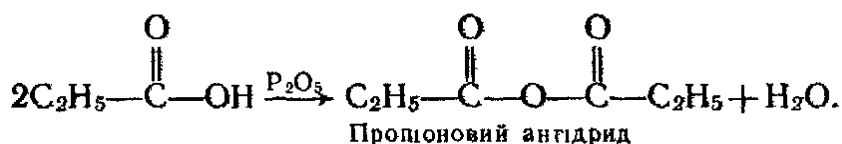
Взаємодія зі спиртами. Карбонові кислоти реагують зі спиртами при наявності сильних неорганічних кислот. Від молекули кислоти відщеплюється група OH, від молекули спирту — атом H, в результаті утворюються складні ефіри:



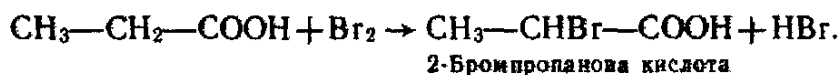
Взаємодія з галогенідами фосфору і сірки. Галогеніди фосфору (PCl_5 , PCl_3) і сірки (SOCl_2) взаємодіють з карбовоними кислотами, утворюючи хлорангідриди кислот, наприклад:



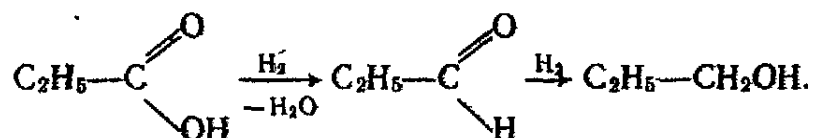
Взаємодія з водовідбирними агентами. Під дією сильних водовідбирних речовин, наприклад P_2O_5 , на карбонові кислоти утворюються ангідриди кислот:



Взаємодія з галогенами. Яків альдегідах, хлор і бром можуть заміщувати атом водню біля другого вуглецевого атома з утворенням галогеноза заміщених кислот, наприклад:



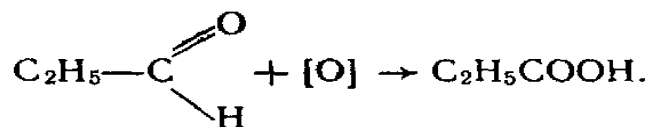
Відновлення і каталітичне гідронування. Відновлюючи карбонові кислоти, можна добути альдегіди і первинні спирти, наприклад:



Відновлення кислот відбувається дуже важко.

Добування. Основні методи добування карбонових кислот такі.

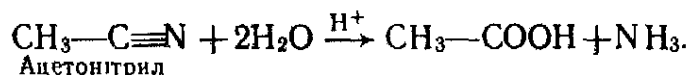
Окислення первинних спиртів і альдегідів. Спирти і альдегіди окислюються досить легко наприклад:



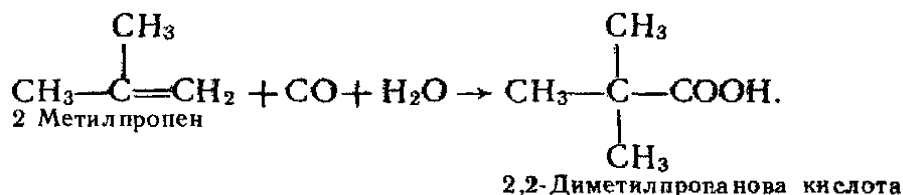
Під час окислення кетонів, вторинних і третинних спиртів у жорстких умовах (сильні окислювачі, нагрівання) відбувається розщеплення вуглецевого ланцюга молекул і утворюється, як правило, суміш карбонових кислот. Наприклад, окислюючи ацетон, можна добути суміш мурашиної і оцтової кислот.

Окислення алканів. Суміш нижчих алканів (бутан—октан) окислюється при наявності каталізаторів переважно до оцтової кислоти. Алкани, що містять 9—20 вуглецевих атомів, окислюються до вищих кислот.

Гідроліз нітрилів. Нітрили—сполуки типу $R-\text{C}\equiv\text{N}$. Під час нагрівання нітрилів з водою, в яку додано неорганічні кислоти, утворюються карбонові кислоти, наприклад:



Карбонілування алкенів. Кислоти, починаючи з пропіонової, можна добути приєднанням оксиду вуглецю (II) і води до алкенів. Каталізатором реакції є фосфорна кислота, процес відбувається при температурі 300—350°C і тиску 20—30 МПа. Приклад:



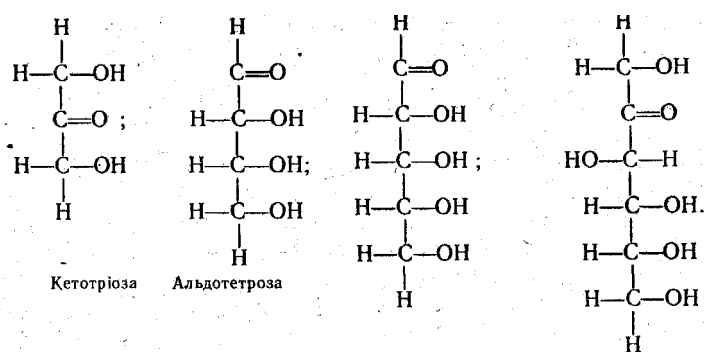
Вуглеводи

Вуглеводи, або *сахара* - речовини, склад яких звичайно виражають формулою $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$, де параметри x і y більші або дорівнюють трьом. Існують, проте, вуглеводи, склад яких не відповідає цій загальній формулі. Відповідно до загального складу вуглеводи формально можна розглядати як сполуки вуглецю з водою. Звідси назва цих сполук, що склалася історично, - вуглеводи. В дійсності їхня будова більш складна. До складу їх молекул входять гідроксильні групи OH , а також залишки альдегідів ($\text{H}-\text{C}=\text{O}$) або кетонів ($\text{C}=\text{O}$), тобто вуглеводи є *альдегідоспиртами* або *кетоноспиртами*. Вуглеводи широко поширені в природі, вони входять до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Наприклад, такі відомі природні сполуки, як звичайний цукор (сахароза), виноградний цукор (глюкоза), крохмаль, целюлоза, належать до вуглеводів.

У рослинних організмах вуглеводи утворюються в результаті *фотосинтезу*, який відбувається за рахунок використання сонячної енергії з участю зеленої речовини рослин – хлорофілу. Сумарне рівняння реакцій фотосинтезу можна подати так : $\text{XCO}_2 + \text{yH}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y + \text{XO}_2$

Вуглеводи, що утворюються в рослинах, переходять в організм тварин з рослинною їжею. Масова частка вуглеводів у їжі людини може досягати 70%. У процесі травлення вуглеводи піддаються гідролізу і розкладанню. Кінцеві продукти розкладання вуглеводів у організмі - CO_2 і вода.

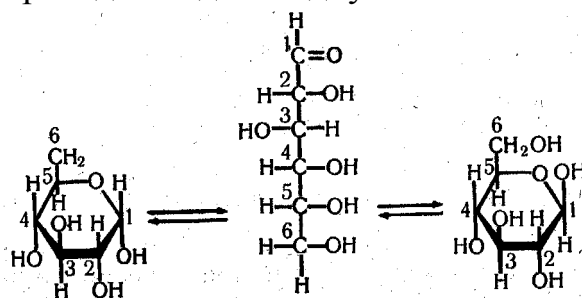
Відповідно до будови вуглеводи поділяють на групи: *моносахариди* – найпростіші вуглеводи, *олігосахариди* – продукти конденсації двох або кількох молекул моносахаридів і *полісахариди* – продукти конденсації більшої кількості молекул моносахаридів, полімерні вуглеводи. **Моносахариди.** Залежно від числа атомів вуглецю в молекулі розрізняють тріози, тетрози, пентози, гексози і т. д. Наведемо. приклади таких моносахаридів:



Префікси **альдо-** або **кето-** показують, де розміщена карбонільна група: на кінці молекулярного ланцюга чи в середині його. Найбільше значення з моносахаридів мають глюкоза і фруктоза.

Глюкоза- альдогексоза складу $C_2H_{12}O_6$. Вона трапляється у рослинних і тваринних організмах. Так, її багато в соку винограду, тому її називають *виноградним цукром*. Вона міститься також і в інших фруктах і ягодах, у меду, в крові людини.

Глюкоза-безбарвна кристалічна речовина, розчинна у воді. Вивчення хімічної будови і властивостей цього моносахариди показало, що він може існувати в різних формах: альдегідній і двох циклічних, які одночасно співіснують і можуть переходити одна в одну:

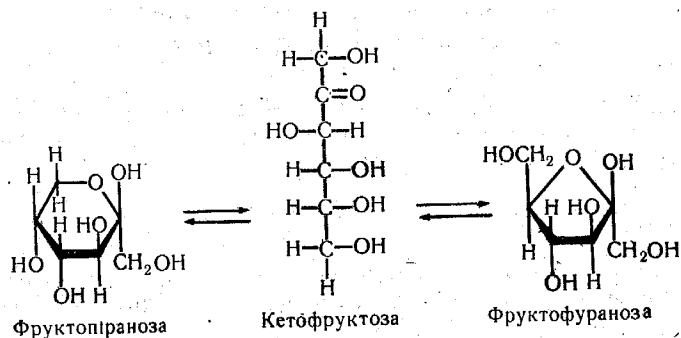


У наведених формулах циклічних структур для відображення їх просторової будови шестикутний цикл показаний розміщеним горизонтально (перпендикулярно до площини рисунку), а замісники – над або під циклом.

Явище одночасного існування кількох форм однієї речовини, які перебувають у рівновазі, називається *таутомерією*. Таутомерні форми не є ізомерами, оскільки не можуть бути виділені в індивідуальному стані, а завжди співіснують разом.

Гідроксильна група біля першого атома вуглецю (C_1) в α - і β - формах глюкози називається *глікозидною*. При переході глюкози в альдегідну форму за рахунок цієї гідроксильної групи утворюється карбонільна група.

Ізомером глюкози є *фруктоза*, або *фруктовий цукор*. Склад цієї речовини також відповідає формулі $C_6H_{12}O_6$, але на відміну від глюкози фруктоза є кетонспиртом. Фруктоза має три таутомерні форми, дві з яких – циклічні:

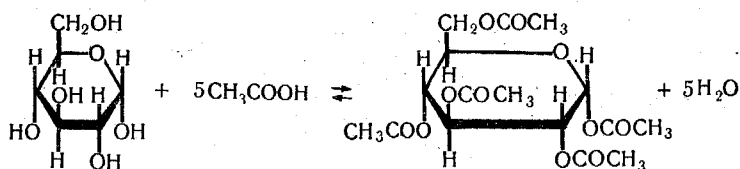


Префікси **альдо-** або **кето-** показують, де розміщена карбонільна група: на кінці молекулярного ланцюга чи в середині його.

Найбільше значення з моносахаридів мають глюкоза і фруктоза. Фруктоза міститься у багатьох фруктах і меду.

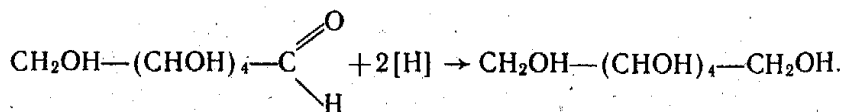
Хімічні властивості глюкози обумовлені наявністю гідроксильних і карбонільної (в альдегідній формі) груп.

Глюкоза як спирт вступає в реакції етерифікації з органічними кислотами, утворюючи складні ефіри, наприклад:

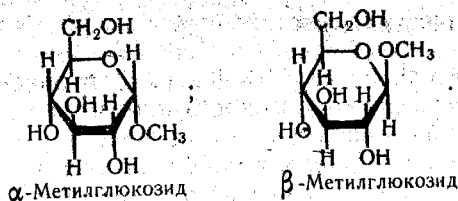


Як альдегід, глюкоза легко окислюється. Під дією аміачного розчину оксиду срібла глюкоза вступає в реакцію срібного дзеркала, окислюючись до спирту кислоти. Глюкоза окислюється також гідроксидом міді (II) з утворенням червоно-коричневого оксиду міді(I) Cu_2O . Ця реакція є якісною на глюкозу. Звичайно для її здійснення використовують *реактив Фелінга*: розчин CuSO_4 в гідроксиді натрію з деякими добавками. При повному окисленні глюкоза руйнується до CO_2 і води: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Глюкоза може бути відновлена до шестиатомного спирту – сорбіту:



Під час взаємодії глюкози з метанолом при наявності хлороводню утворюються *глюкозиди*:

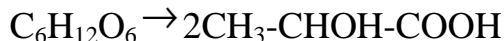


Водень у глікозидному гідроксилі заміщений на групу CH_3 , в результаті глюкозиди можуть існувати тільки в циклічній формі і альдегідних властивостей не виявляють.

Під дією органічних каталізаторів – ферментів – глюкоза піддається бродінню. Один з видів бродіння – спиртове бродіння, в результаті якого утворюється етиловий спирт:



Інший вид – молочнокисле бродіння:



Молочна кислота

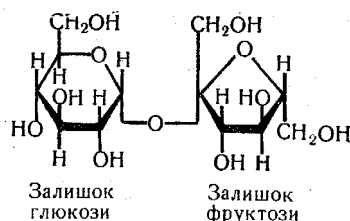
Глюкоза у великих кількостях виробляється промисловістю. Вона є цінним харчовим продуктом, лікувальним препаратом.

Фізичні властивості. Моносахариди уявляють із себе тверді кристалічні речовини. Усі вони гігроскопічні, добре розчинні у воді, легко утворюють сироп, із якого їх виділити у кристалічному виді дуже важко. У спирті моносахариди розчиняються погано, у ефірі зовсім не розчинні. Розчини моносахаридів мають нейтральну реакцію на лакмус та взагалі володіють солодким смаком. Солодкість різних моносахаридів дуже різна. Наприклад, фруктоза приблизно у три рази солодша за глюкозу. Розчини моносахаридів володіють оптичною активністю, для них характерно явище мутаротації.

Олігосахариди (дисахариди).

Олігосахариди – продукти, побудовані з двох або кількох (до десяти) моносахаридів. Серед них найбільше значення мають *дисахариди*. Найважливіший дисахарид – сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$. Її називають також *буряковим* або *тростинним цукром*, оскільки сахароза міститься в цукровому буряку і цукровій тростині.

Сахароза – безбарвна кристалічна речовина, розчинна у воді. Молекули сахарози складаються з двох залишків моносахаридів – глюкози в α - формі і фруктози у формі фруктофуранози:



Залишок глюкози сполучений із залишком фруктози за рахунок глікозидного гідроксилу, тому залишок глюкози перебуває тільки в циклічній формі. В результаті на відміну від глюкози сахароза не вступає в реакції, типові для альдегідів.

Характерною властивістю сахарози (і взагалі всіх олігосахаридів) є здатність їх гідролізуватися при наявності кислот з утворенням двох моносахаридів: $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$.

Сахароза є важливим харчовим продуктом. У великих кількостях її добувають із цукрового буряка і цукрової тростини.

Полісахариди

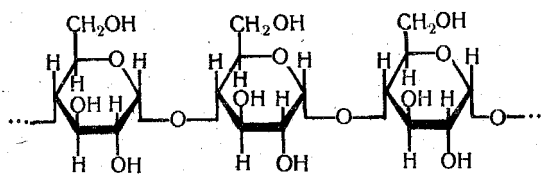
Полісахариди – продукти конденсації великої кількості молекул моносахаридів. Найважливішими природними полісахаридами є крохмаль і целюлоза.

Крохмаль. Крохмаль міститься у багатьох рослинах. Його багато в зернових культурах (рисі, кукурудзі, пшениці) і в картоплі, з якої крохмаль звичайно добувають у промисловості. У рослинах крохмаль утворюється в результаті фотосинтезу.

За зовнішнім виглядом крохмаль – білий порошок. У воді не розчинний. У гарячій воді крохмаль набухає і утворює клейстер, який є колоїдним (не істинним) розчином.

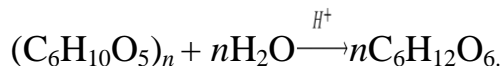
Крохмаль – це суміш двох полісахаридів однакового складу $(C_6H_{10}O_5)_n$ – амілози і амілопектину.

Амілоза – лінійний полімер, що складається із залишків глюкози в α -формі:



Масова частка амілози в крохмалі звичайно становить 10-20%, амілопектину – 80-90%. З будови макромолекул амілози і амілопектину видно, що в крохмалі немає карбонільних груп, тому він не виявляє хімічних властивостей, типових для альдегідів і кетонів.

Для крохмалю (і для всіх полісахаридів) характерний гідроліз. При частковому гідролізі крохмалю утворюються *декстрини* – полісахариди складу $(C_6H_{10}O_5)_n$, молекулярна маса яких менша, ніж крохмалю. Декстрини утворюються також під час термічної обробки крохмалю. В результаті повного гідролізу крохмалю утворюється глюкоза:



Повний гідроліз крохмалю здійснюється при наявності кислот. Гідроліз крохмалю до глюкози відбувається в процесі травлення. Глюкоза всмоктується кишками, поступає в кров і накопичується в печінці, перетворюючись там на тваринний полісахарид – глікоген. Вуглеводи з печінки йдуть на живлення всіх тканин організму.

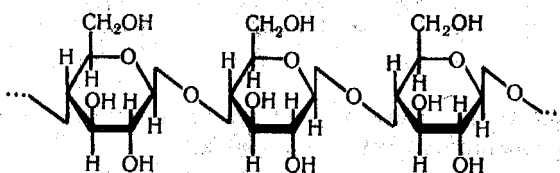
Специфічною реакцією є взаємодія з йодом. При цьому крохмаль утворює сполуку, що має темно-синє забарвлення. Цю реакцію використовують для якісного визначення крохмалю і йоду.

Крохмаль використовується в харчовій промисловості. З нього добувають глюкозу, дестерини і патоку – продукт неповного гідролізу крохмалю (суміш глюкози і декстринів).

Целюлоза. Целюлоза входить до складу багатьох рослинних організмів. Волокна бавовнику складаються в основному з целюлози (її масова частка 98%). Целюлоза становить приблизно половину маси деревини, утворюючи оболонку рослинних клітин. У траві і листі дерев міститься 10-25% целюлози.

Природна целюлоза – тверда біла волокниста речовина. У воді практично не розчинна.

Целюлоза складається із структурних залишків β-глюкози, сполучених у лінійні макромолекули:



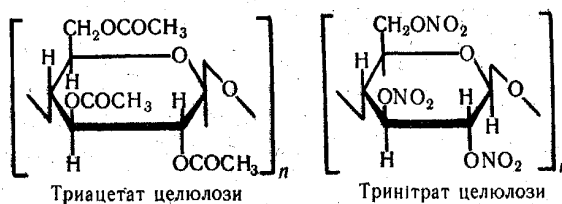
Склад целюлози передається такою самою формулою, як і крохмалю, $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Целюлоза піддається гідролізу при нагріванні з розчинами неорганічних кислот:



Як і при гідролізі крохмалю, кінцевий продукт гідролізу целюлози – глюкоза.

До складу кожної структурної ланки целюлози входять три гідроксильні групи, тому целюлоза може давати складні ефіри з органічними і неорганічними кислотами:



Целюлоза добре горить, утворюючи CO_2 і воду. Під час термічної обробки целюлози без доступу повітря утворюються деревне вугілля, вода і ряд органічних речовин, наприклад метанол, ацетон, оцтова кислота.

Целюлоза має різноманітне застосування. У вигляді деревини вона є важливим будівельним матеріалом. У свою чергу, з деревини виділяють целюлозу, що йде на виробництво паперу і картону. З целюлози бавовнику та льону виробляють нитки і тканини.

Ефір оцтової кислоти (триацетат) застосовують у виробництві кіноплівки та електроізоляційної плівки. Крім того, з цього поліефіру виробляють *ацетатне волокно* – важливий текстильний матеріал. З целюлози добувають і штучні волокна – *віскозне та мідно-аміачне*. При добуванні цих волокон целюлозу спочатку переводять у розчинну сполуку, а потім регенерують. Тому волокна обох цих видів – чиста целюлоза.

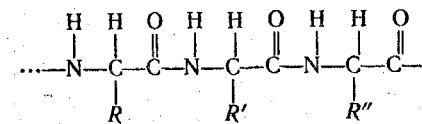
Широке застосування мають ефіри целюлози з азотною кислотою. Тринітрат целюлози – вибухова речовина, застосовується у виробництві пороху. Суміш моно- і динітратів целюлози використовують у виробництві целулоїду, лаків, вибухових речовин.

Гідролізом целюлози в промисловості виробляють глюкозу, бродінням якої добувають етиловий спирт.

Білки

Білками називають природні полімерні речовини, які складаються із залишків α -амінокислот. Амінокислоти в білках сполучені пептидними зв'язками C—N. Структуру ланцюга такого білкового полімеру можна подати так:

Білками називають природні полімерні речовини, які складаються із залишків α -амінокислот. Амінокислоти в білках сполучені пептидними зв'язками C—N. Структуру ланцюга такого білкового полімеру можна подати так:



де R, R', R'' — бічні радикали однакових або різних α -амінокислот.

Число залишків амінокислот, які входять до пептидного ланцюга, буває дуже значним, тому відносні молекулярні маси білків можуть досягати кількох мільйонів.

До поширених білків належать альбумін (міститься в курячих яйцях), гемоглобін (у крові людини), казеїн (у коров'ячому молоці), міоглобін та міозин (у м'язах). Білки є одними з найважливіших біологічних речовин: вони необхідні для життєдіяльності організмів.

Серед білків виділяють прості білки, або протеїни, пептидні ланцюги яких створюються тільки α -амінокислотами, і складні білки, або протеїди, які складаються із залишків α -амінокислот та небілкових речовин. Структура білка. Сучасні експериментальні методи дали змогу встановити структуру природних білків. Розрізняють первинну, вторинну, третинну і четвертинну структури білка.

Первинна структура білка — це структура пептидного ланцюга, тобто амінокислотний склад і послідовність черговості залишків амінокислот у ланцюгу білкової молекули.

Пептидний ланцюг має певну просторову форму, яка становить *вторинну структуру білка*. У природних білках пептидний ланцюг має форму спіралі, звичайно її називають α -спіраллю. Спіралеподібна форма молекули зберігається за рахунок виникнення водневих зв'язків між атомами водню і кисню в пептидній групі, які розміщуються між витками спіралі.

У свою чергу, α -спіраль може займати певне положення в просторі, яке визначає *третинну структуру білка*. Таке положення білкової молекули також пов'язане з наявністю водневих зв'язків. Білкові молекули, які мають певне просторове розміщення (третинну структуру), називають *глобулами*.

Під *четвертинною структурою білка* розуміють просторове розташування самих глобул. Свою біологічну функцію білки виконують при умові, що зберігаються вторинна і третинна структури. Руйнування третинної і вторинної структур називається *денатурацією білка*. При денатурації зберігається тільки первинна структура білка, тобто пептидний ланцюг. Денатурацію білків може викликати дія хімічних речовин (кислот, лугів, спиртів, ацетону), нагрівання, підвищений тиск, радіоактивне опромінення.

Хімічні властивості. Важливою властивістю білків є здатність їх до гідролізу під дією кислот або біологічно активних речовин—*ферментів*. В результаті гідролізу руйнуються пептидні ланцюги білків і утворюється суміш α -амінокислот. Під час гідролізу протеїнів крім амінокислот утворюються і інші речовини.

Для білків характерні кольорові реакції, за допомогою яких здійснюють якісний хімічний аналіз білків: а) біуретова реакція — дія на білок розчину лугу і розчину сульфату міді (II), при цьому розчин набуває фіолетового забарвлення; б) ксантопротеїнова реакція (для білків, що містять бензольні ядра)—дія концентрованої азотної кислоти з появою жовтого забарвлення. При добавлянні лугу жовте забарвлення змінюється на оранжеве; в) цистеїнові реакція (для білків, що містять сірку) — кип'ятіння розчину білка з ацетатом свинцю (II) з появою чорного забарвлення; г) реакція Меллона (для білків, що містять фрагменти фенолу) — кип'ятіння розчину білка з реактивом Меллона (розчином, який містить $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і HNO_2) з появою червоного забарвлення; д) реакція з нітропрусидом натрію (для білків, що містять групи —SH), з яким білки дають червоне забарвлення в аміачному середовищі.

Добування і застосування. Білки виділяють переважно з рослин і тварин. Ведуться роботи з штучного добування білкових речовин. Так, синтезовані білки інсулін і рибонуклеаза.

Білки є необхідним компонентом харчових продуктів. У процесі приготування їжі (кип'ятіння, смаження тощо) вони звичайно денатуруються: в такому вигляді вони легше перетравлюються. Білки, які людина вживає з їжею, зазнають гідролізу. Амінокислоти, що утворилися, йдуть на побудову білків організму. Білки входять до складу багатьох лікарських препаратів.

Експериментальна частина

Реактиви. Подрібнена крейда, розчин метилоранжу, дистильована вода, смужки паперового універсального індикатору.

Посуд і прилади. Пробірка, пробка з газовідвідною трубкою, хімічна склянка на 250 мл або такого ж об'єму колба.

Дослід 1. Одержання метану та вивчення його властивостей.

Рівні об'єми натрій етаноату і натронного вапна (суміші кальцій та натрій гідроксидів) розітріть у сухій ступці, перенесіть у суху пробірку з газовивідною трубкою (суміші повинно бути приблизно 1/3 пробірки). Пробірку закріпіть в штативі з незначним нахилом і нагрійте над полум'ям газового пальника. Спочатку нагрівайте всю пробірку, а потім сильно нагрійте суміш.

Опустіть газовивідну трубку в пробірку, яка містить 2 мл бромної води, а потім у пробірку, яка містить 2 мл розчину калій перманганату.

Запишіть спостереження.

Не припиняючи нагрівання суміші, підпаліть газ, який виділяється. Відзначте колір полум'я. Напишіть рівняння реакцій одержання й горіння метану.

Дослід 2. Одержання етину (ацетилену) і вивчення його властивостей.

Налийте в одну пробірку 2 мл води, в другу – розчину калій перманганату, в третю – бромної води. У пробірку з водою опустіть грудочку кальцій карбіді і закрийте корком з газовивідною трубкою. Опустіть газовивідну трубку в пробірку з розчином калій перманганату, потім у пробірку з бромною водою. Запишіть спостереження. Підпаліть газ, який виділяється, зверніть увагу на колір полум'я.

Запишіть рівняння реакцій одержання етину та його взаємодії з Br_2 і KMnO_4 .

Дослід 3. Бромовання бензину та толуену.

У 2 пробірки наливають по ~1 мл бензену, а в 2 інші – по ~1 мл толуену. В кожну з них додають 1 мл концентрованого розчину бром. В одну пробірку з бенzenом і в одну з толуеном кидають по 0,1...0,5 г залізних ошурок, які є каталізатором, і нагрівають усі пробірки на водяній бані до кипіння. До отвору пробірок з каталізатором підносять вологий лакмусовий папірець.

В яких пробірках зникає забарвлення? Як змінюється забарвлення лакмусового папірця? Як це можна пояснити?

Дослід 4. Окиснення етанолу до етанолу.

Налийте в пробірку 1 мл розчину калій дихромату, 0,5 мл сульфатної кислоти і 5 крапель етанолу.

Що спостерігається? Зверніть увагу на характерний запах етанолу.

Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Реакція „срібного” дзеркала на альдегіди.

В чисту пробірку, вимиту 10%-им розчином лугу, налийте 3 мл аміачного розчину аргентум гідроксиду $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, 1 мл розчину метанолу й обережно нагрійте на полум'ї газового пальника.

Запишіть спостереження. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Розчинність у воді карбонових кислот і їх солей.

Декілька крапель або кристаликів досліджуваних кислот змішують з 1–2 мл води у пробірці; якщо кислота не розчиняється при звичайній температурі, суміш нагрівають. Охолодивши нагріті суміші, відмічають, чи знову виділяються кристалики кислоти, що розчинилися лише при нагріванні. Проби, що містять осад малорозчинної кислоти, збовтують, потім частину суспензії відливають у інші пробірки і доливають по 2–3 краплі розведеного розчину лугу.

Чи розчиняються при струшуванні кристали кислоти? Чому?

Дослід 7. Одержання етилетаноату (етилового естеру етанової кислоти).

Налийте в пробірку по 0,5 мл концентрованої етанової (оцтової) та сульфатної кислот і 0,5 мл етанолу. Пробірку з сумішшю нагрійте на водяній бані 2-3 хвилини, після чого вміст пробірки вилийте в пробірку з розчином натрій хлориду (зменшує розчинність естеру).

Що спостерігається? Зверніть увагу на запах суміші. Яку роль відіграє $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Осадження білків при нагріванні.

У 5 пробірок наливають по 2 мл розчину білка. Вміст першої пробірки нагрівають, спостерігаючи за утворенням осаду білка. У другу пробірку вносять 1 мл 1 %-ного розчину ацетатної кислоти та нагрівають її вміст. Спостерігається більш повне випадання осаду (у ізоелектричній точці). У третю пробірку додають 0,5 мл 10 %-ного розчину ацетатної кислоти, нагрівають. Осад не утворюється, бо середовище є сильно кислим. У четверту пробірку вносять 0,5 мл ацетатної кислоти та 5–7 крапель розчину натрій хлориду. Вміст пробірки нагрівають. Спостерігають випадання осаду (сильно кисле середовище і сіль). У п'яту пробірку додають 0,5 мл розчину натрій гідроксиду та нагрівають пробірку. Осад не випадає.

Пояснити всі проведені досліди та спостережені явища.

Дослід 9. Кислотний гідроліз клітковини (целюлози).

У пробірку вносять шматочок вати і наливають 2 мл концентрованої сульфатної кислоти. Вміст пробірки перемішують паличкою до повного розчинення вати, а потім виливають у стакан об'ємом 100 мл, в якому знаходиться 30 мл води. Суміш нагрівають на плитці і кип'ятять протягом 20 хв, а потім охолоджують. Відливають пробу (2...5 мл) гідролізованого розчину клітковини у пробірку, нейтралізують розчином лугу і нагрівають із реактивом Фелінга. Поява червоного осаду купрум(І) оксиду свідчить про повний гідроліз клітковини до глюкози. За нагрівання целюлози з кислотами відбувається поступовий гідроліз, напишіть його.

Контрольні запитання

1. Як експериментально довести, що органічними речовинами є: а) крохмаль; б) цукор; в) парафін?
2. Які методи використовуються для мінералізації органічних сполук?
3. На чому базується відкриття С та Н в органічних сполуках?
4. Наведіть якісні реакції, які використовуються для відкриття сульфід-аніонів після мінералізації органічної речовини.
5. Що таке проба Бейльштейна? Яка область її застосування?
6. Є два добрива: калій хлорид та сечовина. Як їх розрізнити?
7. Який метод найзручніший для визначення Нітрогену в аніліні?
8. Є дві безбарвні рідини: дихлоретан і етиленгліколь. Як швидко визначити кожну з них?
9. До яких галогеновмісних речовин застосовується метод відкриття галогенів за О.В. Степановим?
10. Наведіть якісні реакції, які можна використати для якісного аналізу: а) етанолу; б) хлороформу; в) нітробензену?

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ЯКІСНИХ РЕАКЦІЙ НЕОРГАНІЧНОЇ ТА ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

Теоретичні відомості

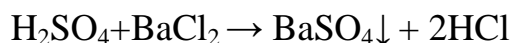
Якісні реакції – це реакції за допомогою яких можна визначити наявність певних речовин, йонів, атомів, груп атомів.

Якісні реакції дозволяють виявити той чи інший іон, хімічну речовину або функціональну групу. Для проведення якісних реакцій необхідні відповідні реактиви, індикатори, в ряді випадків – полум'я пальника.

Якісні реакції на катіони й аніони

Щоб визначити катіон срібла, потрібно провести реакцію з яким-небудь хлоридом. Взаємодія $\text{Ag} (+)$ і $\text{Cl} (-)$ дає в підсумку білий осад AgCl .

Катіони барію Ba^{2+} виявляються в реакції з сульфатами: $\text{Ba}(2+) + \text{SO}_4(2-) = \text{BaSO}_4$ (білий осад). Настільки ж вірно і зворотне: щоб виявити в розчині хлорид-йони або сульфат-іони, потрібно провести реакцію, відповідно, з солями срібла і барію.



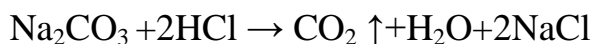
Для визначення катіонів $\text{Fe}(2+)$ використовують гексаціаноферрат (III) калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а точніше, комплексний іон $[\text{Fe}(\text{CN})_6] (3-)$. Утворений темно-синій осад $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ називається «турнбуллевой синню». Для виявлення катіонів заліза (III) беруть вже гексаціаноферрат (II) калію $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, що дає при взаємодії з $\text{Fe} (3+)$ темно-синій осад $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ - «берлінську блакить». Виявити $\text{Fe} (3+)$ можна також в реакції з роданідом амонію NH_4CNS . В результаті утворюється малодиссоціюючий роданид заліза (III) - $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ - і розчин набуває криваво-червоний колір.

Надлишок катіонів водню H^+ створює кисле середовище, в якому відповідно змінюються забарвлення індикаторів: помаранчевий метилоранж і фіолетовий лакмус стають червоними. У надлишку ж гідроксид-іонів OH^- (лужному середовищі) лакмус стає синім, метилоранж - жовтим, а безбарвний в нейтральному і кислому середовищах фенолфталеїн набуває малинове забарвлення.

Щоб зрозуміти, чи є в розчині катіон амонію NH_4^+ , потрібно додати луг. При оборотному взаємодії з гідроксид-іонами NH_4^+ дає аміак NH_3 і воду. Аміак має характерний запах, а волога лакмусовий папірець в такому розчині посиніє. У якісній реакції на аміак використовується реагент HCl . У процесі утворення з аміаку і хлороводню хлориду амонію NH_4Cl можна спостерігати білий дим.



Карбонат і гідрокарбонат-іон CO_3^{2-} і HCO_3^- можна виявити при додаванні кислоти. У результаті взаємодії цих іонів з катіонами водню виділяється вуглекислий газ і утворюється вода. При пропусценні отриманого газу через вапняну воду Ca(OH)_2 розчин мутніє, оскільки утворюється нерозчинний зеднання – карбонат кальцію CaCO_3 . При подальшому пропусценні вуглекислого газу утворюється кисла сіль – розчинний вже гідрокарбонат кальцію $\text{Ca(HCO}_3)_2$.

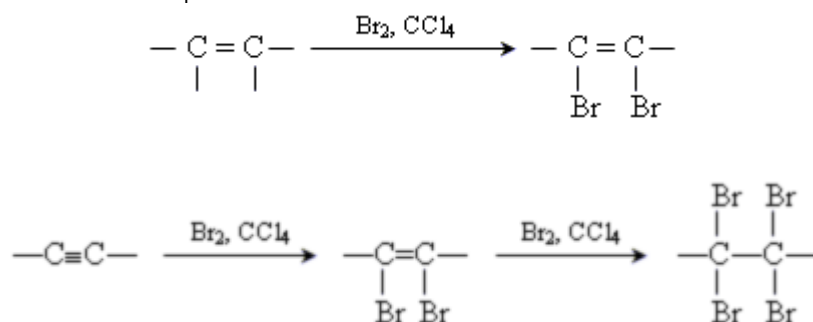


Виявлення іонів за допомогою пальника

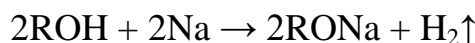
Солі деяких металів при внесенні в полум'я пальника забарвлюють його. Ця властивість використовується в якісному аналізі для виявлення катіонів цих елементів. Так, $\text{Ca} (2+)$ забарвлює полум'я в цегляно-червоний колір, $\text{Ba} (2+)$ - в жовто-зелений. Горіння солей калію супроводжується фіолетовим полум'ям, літійу - яскраво-червоним, натрію - жовтим, стронцію - карміново-червоним.

Якісні реакції в органічній хімії

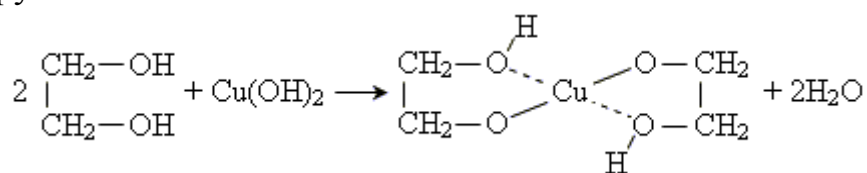
З'єднання з подвійними і потрійними зв'язками (алкени, алкадієни, алкіни) знебарвлюють червоно-буру бромну воду Br_2 і рожевий розчин перманганату калію KMnO_4 .

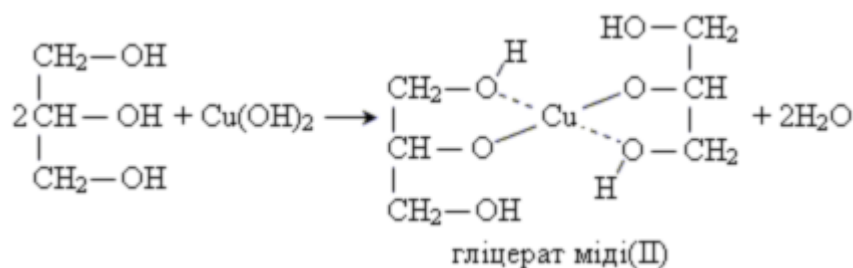


При взаємодії одноатомних спиртів з металічним натрієм утворюються алкоголяти Натрію і молекулярний водень:



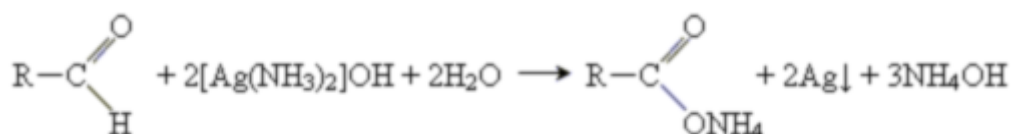
Речовини з двома або більше гідроксигрупами $-\text{OH}$ (багатоатомні спирти, моносахариди, дисахариди) розчиняють в лужному середовищі свіжоприготовлений блакитний осад Cu(OH)_2 , утворюючи розчин яскраво-синього кольору.



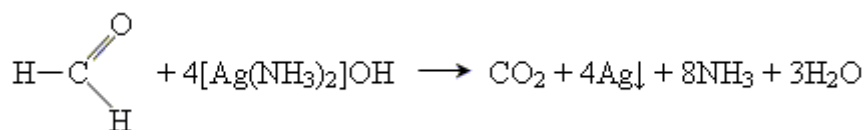


З гідроксидом міді (II) реагують також альдегіди, альдози і відновлюють дисахариди (альдегідная група), але тут випадає вже осад Cu_2O цегляно-червоного кольору.

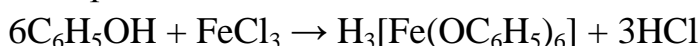
Речовини, що містять альдегідну групу, дають реакції «срібного дзеркала» з аміачним розчином оксиду срібла. Розчин йоду при внесенні до нього крохмалю стає фіолетовим, а пептидні зв'язки білків виявляються в реакції з насиченим розчином сульфату міді та концентрованим їдким натром.



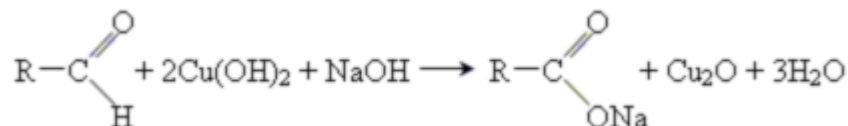
В дану реакцію (на відміну від інших карбонових кислот) вступає і метанова (мурашина) кислота:



Фенол в розчині хлориду заліза (III) утворює комплексне з'єднання з FeCl_3 і дає фіолетове забарвлення.

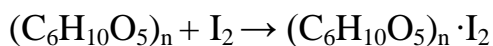


В реакцію срібного дзеркала вступають також глюкоза і фруктоза. При нагріванні гідроксиду Купруму(II) з альдегідами блакитний осад замінює забарвлення на червоний в наслідок утворення оксиду Купруму(I):



При взаємодії карбонових кислот з насиченим розчином гідрокарбонату Натрію спостерігається виділення оксиду Карбону(IV): $\text{RCOOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{RCOONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

При взаємодії крохмалю зі спиртовим розчином йоду спостерігається поява темно-синього забарвлення. Дану реакцію використовують як для визначення крохмалю, так і для визначення йоду.



При взаємодії білків з солями міді у лужному середовищі спостерігається поява фіолетового забарвлення. Дана реакція характеризує наявність пептидних зв'язків:

$$\text{NH}_2\text{-(CH-CONH-CH)}_n\text{-COOH} + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{синьо-фіолетове забарвлення.}$$

При дії нітратної кислоти на білки спостерігається поява жовтого забарвлення. Дана реакція характеризує наявність бензолних ядер, що входять до складу деяких амінокислот, наприклад, фенілаланіну.

Експериментальна частина

Реактиви: р-н амоніаку, р-н амоній оксалату, р-н натрій гідрогенфосфату, р-н нітратна кислота, р-н аргентум нітрат, р-н хлоридна кислота, р-н барій хлорид, реактиву Несслера ($K_2[HgI_4]+KOH$), амоній роданіду NH_4SCN , оксид міді (тв.), глюкоза (тв.), р-н сульфат міді, вапняна вода, р-н бром, хлороформ (або оцтова кислота), олеїнова кислота або аліловий спирт чи циклогексадієн, кальцій карбід, р-н бензолу, етиловий спирт, р-н сульфатної кислоти, р-н калій дихромату, р-н $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, р-н $NaOH$, гліцерин, р-н формальдегіду, р-н кислот (оцтової, щавлевої, бурштинової, бензойної, саліцилової тощо), р-н натрій гідрогенкарбонату, 0,5 р-н крохмального клейстеру, р-н йоду, р-н білка.

Посуд і прилади. Пробірка, пробка з газовідвідною трубкою, хімічна склянка на 250 мл або такого ж об'єму колба.

Дослід 1. Проба на присутність солей кальцію.

Налити в пробірку 2-3 мл досліджуваної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворились, зробити висновок про присутність іону Ca^{2+} .

Кількість осаду відмітити: мало, багато, дуже багато.

Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Проба на присутність солей магнію.

а) Іони Mg^{2+} в присутності йонів Ca^{2+} виявити не можна. Тому спочатку слід осадити йони Ca^{2+} у вигляді CaC_2O_4 додаванням до води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити Mg^{2+} .

б) До 2-3 мл фільтрату додати 2-3 мл розчину натрій гідрогенфосфату Na_2HPO_4 і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності іону Mg^{2+} утворюється кристалічний осад $MgNH_4PO_4$ у вигляді шовковистої каламуті.

Написати рівняння реакції.

Дослід 3. Проба на присутність солей хлоридів.

До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів Ag^+ з'являється білий осад аргентум хлориду або каламуть.

Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Проба на присутність солей сульфатів.

До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель розбавленої хлоридної кислоти, а потім розчину барій хлориду. Утворення білого кристалічного осаду або каламуті свідчить про наявність у воді сульфат-іонів. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Проба на присутність у воді іонів амонію NH_4^+ .

До 3-4 мл досліджуваної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ($K_2[HgI_4]+KOH$). При наявності іонів амонію утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове забарвлення (при малих кількостях NH_4^+). Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Проба на присутність у воді йонів Fe^{2+} .

До 2-3 мл досліджуваної води додати 5-6 крапель концентрованої нітратної кислоти HNO_3 , а потім - стільки ж розчину амоній роданіду NH_4SCN . Червоне або рожеве (при наявності слідів Fe^{2+}) забарвлення, зумовлене кольором молекул $Fe(CNS)_3$, свідчить про присутність іонів Fe^{2+} .

Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення іонів Fe^{2+} в йони Fe^{3+} .

Написати рівняння відповідних реакцій.

Дослід 7. Проба на присутність вуглецю і водню у складі органічних сполук.

Якісний склад рідких і твердих вуглеводнів можливо встановити шляхом окиснення їх порошком міді. Помістіть в пробірку 1 г порошку оксиду міді і трохи (0,2 г) глюкози. Надайте пробірці горизонтальне положення, внесіть трохи зневодненого мідного купоросу і закрийте пробкою з газовідвідною трубкою так, щоб порошок сульфату міді знаходився біля пробки. Кінець газовідвідної трубки опустіть в пробірку з вапняною водою. Нагрівайте суміш речовин.

Що спостерігаєте в пробірці? Які зміни відбуваються із сульфатом міді і вапняною водою? Після того, як пробірка охолочла, видалять з неї сульфат міді та продукти реакції. Яким став оксид міді при окисненні вуглеводнів? Який висновок можна зробити про якісний склад взятих для вивчення

нафтопродуктів на підстави досліду? Складіть рівняння реакції повного окиснення насиченого вуглеводня (C_nH_{2n}), до складу молекули якого входить 14 атомів вуглецю.

Дослід 8. Проба на присутність подвійного зв'язку у складі органічних сполук.

В суху пробірку вносять 1 – 2 краплі проби ненасиченого вуглеводню, додають 1 – 2 краплі розчину бром у хлороформі (або оцтовій кислоті) і легко струшують пробірку. При наявності у пробі речовини із кратним зв'язком розчин миттєво знебарвлюється. Для демонстрації реакції зручно використовувати олеїнову кислоту, аліловий спирт, циклогексادیєн.

Інші класи сполук, які містять рухомі атоми Гідрогену, що легко заміщуються на Бром (анілін, фенол, деякі третинні вуглеводні), також знебарвлюють розчин бром у. Однак при цьому виділяється бромоводень, який легко виявити з допомогою вологого лакмусового паперу:

Вологий лакмусовий папір червоніє, що вказує на виділення «кислої» пари HBr.

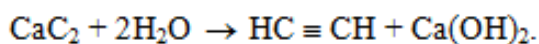
Реакцію ненасичених вуглеводнів з бромом слід доповнювати (дублювати) реакцією з калій перманганатом (permanganate).

Написати рівняння реакції.

Дослід 9. Проба на присутність потрійного зв'язку у складі органічних сполук.

У пробірку вносять 2 краплі аргентум(I) нітрату і додають 1 краплю розчину амоніаку – утворюється бурий осад аргентум(I) гідроксиду. При доданні 1 – 2 крапель розчину амоніаку осад AgOH легко розчиняється з утворенням амоніачного розчину аргентум(I) оксиду:

Для отримання ацетилену у пробірку з газовідвідною трубкою вносять 3 – 4 г кальцій карбід, додають 10 мл води та закривають пробкою:



Через амоніачний розчин аргентум(I) гідроксиду пропускають ацетилен (алкін). Утворюється білий осад аргентум(I) ацетиленіду.

Написати рівняння реакції.

Дослід 10. Проба на присутність ароматичного зв'язку у складі органічних сполук.

В суху пробірку додають 2 краплі бензолу до трихлорметану (хлороформу) в присутності безводного алюміній хлориду.

Арени з одним бензольним ядром утворюють сполуки червоно-оранжевого кольору, з двома конденсованими ядрами (нафталін) – сполуки синього кольору, з трьома ядрами (антрацен) – сполуки зеленого кольору.

Написати рівняння реакції.

Дослід 11. Проба на присутність гідроксильних груп у складі органічних сполук.

В суху пробірку додають 2 краплі етилового спирту, 1 краплю 1 М розчину сульфатної кислоти і 2 краплі 0,1 М розчину калій дихромату. Нагрівають оранжевий розчин до зміни забарвлення на синьо-зелене.

Написати рівняння реакції.

Дослід 12. Проба на присутність декілька гідроксильних груп у складі органічних сполук.

У пробірку вносять кілька крапель 3 %-го розчину $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та 3 – 5 крапель 5 %-го розчину NaOH – утворюється блакитний осад купрум (II) гідроксиду. Додають 3 краплі досліджуваної проби (гліцерин, етиленгліколь), осад швидко розчиняється і розчин набуває інтенсивного синього кольору.

Написати рівняння реакції.

Дослід 13. Проба на присутність альдегідної групи (реакція Толленса) у складі органічних сполук.

У чисту пробірку вносять 2 краплі 0,1 М розчину аргентум (I) нітрату і додають 1 краплю розчину амоніаку. Бурий осад аргентум (I) гідроксиду розчиняють при доданні 2 – 3 крапель розчину амоніаку. До отриманого розчину додають кілька краплин 5 %-го розчину формальдегіду та занурюють пробірку на декілька хвилин у водяну баню з температурою води 60 – 70 °С. Спостерігають виділення металевого срібла у вигляді блискучої дзеркальної плівки.

Написати рівняння реакції.

Дослід 14. Проба на присутність карбоксильної групи у складі органічних сполук.

У кілька пробірок вміщують по 5 крапель розчинів кислот (оцтової, трихлорооцтової, щавлевої, бурштинової, бензойної, саліцилової тощо) і додають по 2 краплі 5 %-го розчину натрій гідрогенкарбонату. Спостерігають бурхливе виділення бульбашок газу – карбон(IV) оксиду:

Написати рівняння реакції.

Дослід 15. Проба на присутність пептидного зв'язку у складі органічних сполук.

Налийте розчин білка об'ємом 2 мл у пробірку, додайте до нього концентровану нітратну кислоту об'ємом 1 мл та обережно нагрійте. Утворюється осад. Якого кольору? Після охолодження осад обробіть лугом, який додавайте по краплинах до появи іншого забарвлення (якого?).

Дослід 16. Проба на присутність глікозидного зв'язку у складі органічних сполук.

У пробірку вносять 5 крапель 0,5 %-го розчину крохмального клейстеру та 1 краплю розчину йоду в калій йодиді. Спостерігають появу інтенсивно-синього забарвлення розчину. Вважають, що крохмаль утворює з йодом сполуки-включення (клатрати), забарвлені в характерні кольори – синій ($\lambda_{\text{макс}} = 620 - 680 \text{ нм}$) для амілози та червоний ($\lambda_{\text{макс}} = 520 - 555 \text{ нм}$) для амілопектину. Молекули амілози в цих комплексах утворюють навколо молекули йоду спіраль, кожний виток якої містить 6 залишків глюкози. При нагріванні забарвленого розчину крохмалю з йодом забарвлення зникає, а при охолодженні з'являється знову, що пов'язано, очевидно, з розкручуванням спіралі амілози (зміни просторової будови клатрату).

Контрольні запитання

1. Які хімічні реакції називають якісними?
2. Йони яких металічних елементів дають можливість виявляти в розчинах йони кислотних залишків?
3. Які йони можна визначити за допомогою пальника?
4. Пояснити виникнення забарвлення полум'я солями Купруму. Чому металева мідь не забарвлює полум'я?
5. Як визначити наявність іонів NH_4^+ в розчині? Пояснити посиніння червоного лакмусового папірця при піднесенні до отвору пробірки з амоній хлоридом і лугом?
6. Чи можна розрізнити алкани, алкени та алкіни реакцією з бромом?
7. Як виявляють кінцевий потрійний зв'язок в алкінах?
8. Якими реакціями можна відрізнити первинні та вторинні спирти від третинних?
9. Якою є реакція середовища (рН) у водних розчинах амінів? Якими реакціями це можна довести?
10. Якою реакцією можна довести, що кінцевим продуктом кислотного гідролізу крохмалю є глюкоза?

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ПРИГОТУВАННЯМ РОЗЧИНІВ

Теоретичні відомості

Загальні відомості про розчини

Склад розчинів

Розчини мають велике значення в життєдіяльності організмів, вони знаходять застосування в науці, техніці, виробництві. Значення розчинів визначається їх поширеністю. Майже в кожному технологічному процесі застосовуються розчини. Більшість продуктів харчування - розчини, основні біохімічні процеси в тваринних і рослинних організмах відбуваються у розчинах.

Якщо речовина (дисперсна фаза) диспергована до розмірів молекул або іонів (менше ніж 1 нм), то утворюється гомогенна система – **істинний розчин**, або просто **розчин**. У розчинах між диспергованою речовиною і дисперсійним середовищем (розчинником) немає поверхні розділу і тому розчин є гомогенною системою. Відсутність поверхні розділу зумовлює також високу стійкість розчинів, чого неможна сказати про гетерогенні системи, в яких є поверхня розділу. Впродовж тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти.

Таким чином, **розчини** - це термодинамічно стійка гомогенна система змінного складу - тверда, рідка або газоподібна, що складається не менше ніж з двох компонентів. Компонентами, складовими розчин, є розчинник і розчинна речовина.

Найпоширеним розчинником на нашій планеті є вода. Тіло середньої людини масою 70 кг містить приблизно 40 кг води. У тварин і рослинних організмів вода складає від 50 до 90-95 %. Внаслідок своїх аномальних властивостей вода – універсальний розчинник, чудово приладнаний для життєдіяльності. Насамперед вода добре розчиняє іонні й більшість полярних сполук, такі як вуглеводи, альдегіди, кетони, спирти.

Їх розчинність у воді пояснюється здатністю молекул води до утворення полярних зв'язків з полярними функціональними групами цих речовин, наприклад, з гідроксильними групами спиртів і вуглеводів або з атомом Оксигену карбонільної групи альдегідів і кетонів. Внаслідок високої полярності вода викликає гідроліз речовин.

Оскільки вода складає основну частину внутрішнього середовища організмів, то вона забезпечує процеси всмоктування, пересування поживних речовин і продуктів обміну. Необхідно відзначити, що вода є кінцевим

продуктом біологічного окиснення речовин, яке супроводжується виділенням великої кількості енергії – приблизно 21 – 29 кДж/моль.

Важливі й інші аномальні властивості води: високий поверхневий натяг, низька в'язкість, високі температури плавлення й кипіння й більш висока густина у рідкому стані, аніж у твердому.

Для води характерна наявність асоціатів – груп молекул, з'єднаних водневими зв'язками.

Класифікація розчинів

За агрегатним станом розчини поділяють на газові, рідкі та тверді.

У газовому розчині молекули змішуються речовин слабо взаємодіють один з одним. Для газового розчину характерно хаотичний рух молекул і відсутність певної структури. Тому газові розчини при звичайних тисках розглядаються як фізична суміш, в якій кожен компонент проявляє свої властивості. Прикладом газового розчину може бути повітря.

Найбільш поширені рідкі розчини. Серед них розрізняють розчини газів у рідинах, розчини рідин в рідинах і розчини твердих речовин в рідинах. Наприклад, газувана вода є рідким розчином вуглекислого газу у воді.

Твердим розчином називається кристал, кристалічна решітка якого побудована з двох або більше компонентів. Тверді розчини можуть бути утворені металами, іншими кристалічними речовинами. Тверді розчини відіграють важливу роль в мінералогії та металургії. Тверді розчини вкорінення утворюються в результаті закріплення іонів, атомів або молекул однієї речовини в порожнинах між кристалами іншої речовини, наприклад, розчин вуглецю в залізі (сталь).

Залежно від концентрації розчиненої речовини розчини поділяють на розведені і концентровані. Розведеним вважають розчин, у якому вміст розчиненої речовини не перевищує 30%, а у концентрованому розчині масова частка розчиненої речовини становить понад 30%.

За здатністю речовини розчинятись. Залежно від взаємної розчинності рідини поділяють на: а) практично нерозчинні (бензин-вода); б) обмежено розчинні (ефір-вода) (розчинність залежить від температури та тиску); в) необмежено розчинні (етанол-вода). Розчинність речовин залежить від природи розчинника, природи розчиненої речовини, температури, тиску (для газів). Розчинність різних речовин в одному і тому ж розчиннику або якої небудь речовини в різних розчинниках може коливатися в досить широких межах.

Кількісно розчинність визначають вмістом речовини (концентрацією) в насиченому розчині. Найчастіше розчинність (k) визначають числом одиниць маси безводної речовини, що насичує за певних умов 100 одиниць маси розчинника.

Насиченим розчином називається такий розчин, який знаходиться в рівновазі з твердою фазою розчиненої речовини і містить максимально можливу за даних умов кількість цієї речовини.

Якщо розчин містить менше розчиненої речовини, чим необхідно для насичення, то такий розчин називається *ненасиченим*. У ненасичених розчинах межа насичення не досягнута, але, змінюючи, наприклад, температуру розчину, можна її досягти.

Деякі речовини можуть утворювати так звані *пересичені розчини*, які при певній температурі містять більше розчиненої речовини, чим це обумовлено межею розчинення. Проте на відміну від насичених розчинів, які є термодинамічно стабільними системами, пересичені розчини – метастабільні (нестійкі) системи. Вони утворюються при повільному і обережному охолодженні насичених розчинів деяких речовин.

Залежно від природи розчинника розчини поділяють на *водні* та *неводні* (спиртові, бензенові тощо).

Залежно від концентрації йонів гідрогену розчини можуть бути кислотними, нейтральними та лужними.

За наявністю або відсутністю електролітичної дисоціації розчини діляться на розчини електролітів і неелектролітів.

Речовини, що розпадаються на іони в розчинах або розплавах і тому проводять електричний струм – *електроліти* (до них належать кислоти, основи і майже усі солі). Речовини, які за таких самих умов не розпадаються на іони і електричний струм не проводять – *неелектроліти* (до них належать більшість органічних сполук, а також речовини, в молекулах яких є тільки ковалентні неполярні або мало полярні зв'язки).

Залежно від розмірів частинок розчини поділяються на суспензії, колоїдні розчини та справжні розчини, тобто залежно від лінійних розмірів частинок дисперсної фази, дисперсні системи ділять на грубодисперсні (мікрогетерогенні), в яких частинки мають розмір більше 1 мкм (1 мкм = 10⁻⁶ м), і тонкодисперсні (ультрамикрогетерогенні), в яких величина частинок дисперсної фази рівна 0,1 – 1 мкм.

До грубодисперсних систем належать суспензії і емульсії. Прикладом суспензії може бути система, яка утворюється при збовтуванні глини, крейди (CaCO₃), а емульсії – молоко, в якому дисперсною фазою виступають крапельки жиру. Таким чином, **суспензія** – це система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина. **Емульсія** – дисперсна система, яка складається з двох практично взаємно нерозчинних фаз, в яких і дисперсна фаза, і дисперсійне середовище – рідини. При відстоюванні емульсія розділяється (розшаровується) на складові частини:

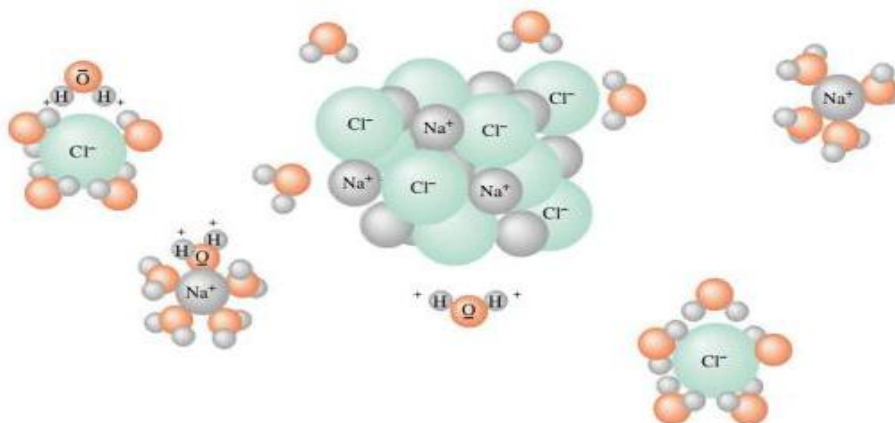
дисперсну фазу і дисперсійне середовище. Так, коли збовтати бензол з водою, то утворюється емульсія бензолу у воді. Проте через деякий час така емульсія розділяється з утворенням двох шарів: верхнього (бензолового) і нижнього (води). Для того, щоб запобігти розшаруванню емульсії, тобто стабілізувати її, в емульсії додають речовини – **емульгатори**, які надають емульсіям агрегатну стабільність.

Отже, суспензії та емульсії – це нестійкі системи, які розшаровуються під дією сил гравітації.

Тонко дисперсні (ультрагетерогенні) системи називаються **колоїдними розчинами**. Термін “колоїдний” походить від грецького слова “колла”, тобто клеєподібний. Оскільки розмір диспергованих частинок в колоїдних розчинах коливається в межах 1–100 нм, то їх можна побачити лише за допомогою ультрамікроскопа або електронного мікроскопа.

Термодинаміка процесу розчинення

Розчини як двох і більш компонентні системи, склад яких може змінюватися в достатньо широких межах, нагадують механічні суміші. Проте зміна складу розчинів ще не означає, що між компонентами розчинів немає хімічної взаємодії.



Фізична теорія розчинів, основоположниками якої були відомі фізико-хіміки Я. Вант-Гоффа С. Арреніус, розглядає процес розчинення як простий розподіл (диспергування) однієї речовини у всьому об’ємі іншої, і таким чином, властивості розчинів повинні залежати тільки від концентрації розчиненої речовини. За фізичною теорією розчинник – це індиферентне середовище, в якому хаотично розподілені частинки розчиненої речовини. Згідно хімічної теорії розчинів, розробленої Д.І. Менделєєвим, між компонентами розчину здійснюється хімічна взаємодія. Утворення і існування розчину неможливе без взаємодії між всіма частками, які його утворюють. Розчин є динамічною системою, між компонентами якої відбувається безперервний обмін.

Важливим положенням хімічної теорії розчинів є твердження про рівноцінність компонентів розчину: розчинника і розчиненої речовини.

У реальних розчинах між розчиненою речовиною й розчинником має місце взаємодія, про що свідчать теплові ефекти й зміни (звичайне зменшення) об'єму. Це мало відображення в хімічній теорії (*сольватна теорія*) розчинів, розробленої Д. І. Менделєєвим (1887 рік). Відповідно до цієї теорії в процесі розчинення істотну роль відіграють як хімічні процеси, пов'язані із взаємодією розчиненої речовини з розчинником, так і фізичні, пов'язані з дифузією й рівномірним розподілом однієї речовини в середовищі іншої. У результаті взаємодії розчинника з розчиненою речовиною утворюються нестійкі сполуки, які називають *сольватами* (якщо розчинником є вода, то сполуки називають *гідратами*), що знаходяться в стані рівноваги, а процес їх утворення в результаті взаємодії компонентів розчину – *сольватацією* (*гідратацією*). Розпад речовини на гідратовані іони пов'язаний з *явищем іонізації* (народженням іонів). Термін “гідрати” і “гідратація” застосовують, коли розчинником є вода.

Таким чином, **розчинення** – це сукупність двох процесів: сольватації.(гідратації) і іонізації.

З погляду термодинаміки процес розчинення твердих речовин у воді може бути представлений рівнянням:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta U_{\text{кр.р.}} + \Delta H_{\text{гідр.}},$$

де $\Delta H_{\text{розч.}}$ — молярна ентальпія розчинення;

$\Delta U_{\text{кр.р.}}$ — енергія кристалічної решітки;

$\Delta H_{\text{гідр.}}$ — ентальпія гідратації.

Залежно від співвідношення величин $\Delta U_{\text{кр.р.}}$ і $\Delta H_{\text{гідр.}}$ процес розчинення може бути ендотермічним або екзотермічним. Руйнування структури розчиненої речовини, який супроводжується розривом хімічних зв'язків, вимагає витрат енергії. Утворення сольватованих (гідратованих) іонів супроводжується виділенням енергії. Загальний енергетичний ефект залежить від співвідношення виділеної й поглинутої енергії. Якщо витрати енергії на руйнування розчиненої речовини ($\Delta U_{\text{кр.р.}}$) більші за енергію, що виділилася при гідратації ($\Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає ендотермічно. Якщо навпаки ($\Delta U_{\text{кр.р.}} < \Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає екзотермічно.

Прикладами ендотермічних процесів є розчинення KNO_3 , NH_4NO_3 , NaCl , KCl , KNCS та ін. Навпаки, розчинення кислот H_2SO_4 , HNO_3 , HCl і лугів NaOH , KOH відбувається з виділенням теплоти.

Сучасна теорія розчинів є об'єднанням фізичної і хімічної теорій розчинів, основи якої було закладено роботами російських учених, зокрема Каблуковим і Кистяковським.

Способи вираження концентрації розчинів

Найчастіше застосовуються такі способи вираження концентрації розчинів, як масова, молярна, моляльна і нормальна.

Масова концентрація або **масова частка розчиненої речовини** (w_B)

Виражається числом грамів розчиненої речовини, що знаходиться в 100 г розчину:

$$w_B = \frac{m}{m_{p-ny}} \quad \text{або} \quad w_B = \frac{m}{m_{p-ka} + m} \cdot 100(\%)$$

Вираз концентрації розчину за допомогою масової частки широко застосовується у фармацевтичній практиці. Масова частка належить до технічних концентрацій.

Молярна концентрація (молярність) (c_B)

Виражається числом молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину (моль/л):

$$c_B = \frac{m}{M V_{p-ny}}$$

де M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

V_{p-ny} – об'єм розчину, дм^3 ;

m – маса розчиненої речовини, г.

Наприклад, двохламорний розчин $2M \text{H}_2\text{SO}_4$ містить 2 моль кислоти безводної в 1 л розчину. Розчин, який містить в 1 л розчину 0,1 моль/л і 0,01 моль/л речовини, називаються відповідно децимолярним і сантимольярним.

Моляльна концентрація (моляльність) (m_B)

Визначається числом молів розчиненої речовини, що міститься в 1 кг розчинника (моль/кг):

$$m_B = \frac{\nu}{m_{p-ka}} = \frac{m}{M \cdot m_{p-ka}}$$

Якщо маса розчинника виражена в грамах то для розрахунків можна використовувати таку формулу:

$$m_B = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{p-ka}}$$

Отже, одномоляльний розчин – це розчин, у якому на 1 кг розчинника припадає 1 моль речовини, розмірність – моль/кг.

Молярна концентрація еквівалентів (нормальна концентрація, нормальність) (c_H)

Визначається числом молів еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. По аналогії з молярною концентрацією молярну

концентрацію еквівалентів, або нормальність виражають в моль/л і позначають C_f , н. або N.

$$C_H = \frac{V_{екв}}{V_{р-ну}} = \frac{m}{M_{екв} \cdot V_{р-ну}},$$

де $M_{екв}$ – молярна маса еквівалента розчиненої речовини (г–екв/моль).

Молярна концентрація еквівалента речовини дорівнює добутку її молярної маси $M_{р.р.}$ (в г/моль) на фактор еквівалентності $f_{екв}$:

$$M_{екв} = M \cdot f_{екв}.$$

Фактор еквівалентності показує, яка частка моль речовини реагує, тобто еквівалентна 1 моль атомів Гідрогену у певній кислотно-основній реакції, або одному електрону в окисаційно-відновній реакції. Наприклад, $f_{екв}(H_2SO_4)=0,5$; $f_{екв}(Na_2CO_3)=0,5$; $f_{екв}(I_2/2I^-)=0,5$.

Знаючи нормальність і об'єм розчину однієї речовини, а також об'єм розчину іншої речовини, яка вступає в реакцію з першим, можна розрахувати нормальність другого розчину:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2$$

Таким чином, об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні до їх молярних концентрацій еквівалентів. Ці властивості розчинів використовують не лише для обчислення об'ємів, але й навпаки, за об'ємами розчинів, які витрачені на реакцію, визначають їх концентрації.

Мольна частка (x_B, y_B)

Відношення кількості розчиненої речовини в молях до загальної кількості всіх речовин у розчині (суми числа моль розчиненої речовини і розчинника). Мольна частка виражається в частках від одиниці. Раніше мольна частка позначалася буквою N, зараз використовують грецьку літеру χ (капа):

$$x_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + \dots + V_i} = \frac{V_B}{\sum V_i},$$

де v_i – кількість речовини кожного компонента розчину.

Мольну частку виражають також у частках одиниці або у відсотках, причому сума мольних часток усіх компонентів розчину дорівнює одиниці:

$$x_A + x_B + \dots + x_i = 1$$

Об'ємна частка (φ_B)

Відношення об'єму розчиненої речовини до суми об'ємів усіх компонентів розчину:

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + \dots + V_i} = \frac{V_B}{\sum V_i},$$

де V_i – об'єм кожного компонента розчину.

Об'ємну частку також можна виразити як у частках одиниці, так і у відсотках. Її використовують для характеристики складу газових сумішей. Наприклад, якщо 1 моль повітря об'ємом 22,4 дм³ містить 4,693 дм³ кисню, то об'ємна частка його становить:

$$\varphi(O_2) = \frac{4,693}{22,4} = 0,2095 \text{ або } 20,95\%$$

Титр розчину $T(A)$, (г/мл, г/см³) (простий титр) – це маса речовини А в грамах, яка міститься в 1мл розчину:

$$T = \frac{m}{V_{p-ly}}$$

де m – маса розчиненої речовини, г;

V – об'єм розчину, мл.

Між титром і молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000} .$$

Приклади:

Задача № 1. Вміст катіонів натрію в плазмі крові складає 142 ммоль/л. Визначити титр плазми по катіону натрію.

Задача № 2. Водний розчин, одержаний розчиненням 0,005 кг глюкози ($M_r=180$) у 0,095 кг води, є ізотонічним по відношенню до плазми крові. Визначити масову та молярну частки глюкози в розчині.

Задача № 3. Титр розчину хлориду кальцію ($M_r = 111$), що використовується в медичній практиці при алергічних, шкіряних та інших захворюваннях дорівнює 0,0999 г/мл. Розрахувати молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента хлориду кальцію в розчині та співвідношення між ними.

Задача № 4. Визначити молярність фізіологічного розчину, масова частка хлориду натрію в якому дорівнює 0,85%.

Розв'язання:

Задача № 1.

Титр (Т) означає масу розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину. Масу частіше виражають у грамах (г).

Отже, маємо:

$$T(Na^+) = \frac{m(Na^+)}{V(\text{розчину})} = \frac{n(Na^+)M(Na^+)}{V(\text{розчину})}$$
, де : $m(Na^+)$ - маса катіонів натрію, г ; V (розчину) - об'єм розчину, мл; $n(Na^+)$ - кількість речовини

катіонів натрію, моль; $M(\text{Na}^+)$ - молярна маса катіону натрію, г/моль; $T(\text{Na}^+) = \frac{0,142 \times 23}{1000} = 3,266 \times 10^{-3}$ г/мл

Задача № 2.

Масова частка (W) - це відношення маси компонента (розчиненої речовини) до загальної маси системи (розчину, суміші). Це безрозмірна величина, що виражається частками одиниці, відсотками (частки сотні), проміле (частки тисячі), млн^{-1} (частки мільйону).

$$W(\text{глюкози}) = \frac{m(\text{глюкози})}{m(\text{розчину})} = \frac{0,005}{0,005 + 0,095} = 0,05 = 5\% = 50\text{‰} = 5 \times 10^4 \text{ млн}^{-1}$$

Молярна частка (χ) - це відношення кількості речовини компонента (розчиненої речовини) до загальної кількості речовини системи (розчину, суміші). Вона має таку ж розмірність, як і масова частка.

$$\chi(\text{глюкози}) = \frac{n(\text{глюкози})}{n(\text{глюкози}) + n(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$\frac{m(\text{глюкози}) \div M(\text{глюкози})}{m(\text{глюкози}) \div M(\text{глюкози}) + m(\text{H}_2\text{O}) \div M(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{0,005 \div 180}{0,005 \div 180 + 0,095 \div 18} = \frac{0,0000278}{0,0000278 + 0,00528} = \frac{0,0278}{5,3056}$$

$$= 0,00524 \text{ або } 0,524\%$$

Задача № 3.

Молярна концентрація речовини X , що позначається $C(X)$, - це відношення кількості речовини X до об'єму розчину V . Молярна концентрація виражається в моль/м³, моль/л, або в їх похідних (ммоль/л).

$$C_{(\text{CaCl}_2)} = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V(\text{розчину})},$$

де: n - кількість речовини CaCl_2 , моль; $V_{(\text{розчину})}$ - об'єм розчину, л. Якщо $T(\text{CaCl}_2) = 0,0999$ г/мл = 0,0999 кг/л, то в 1 л розчину маємо 0,0999 кг солі.

Отже, $V_{(\text{розчину})} = 1$ л, $m_{(\text{CaCl}_2)} = 0,0999$ кг. Тоді:

$$n_{(\text{CaCl}_2)} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{0,0999 \text{ кг}}{111 \text{ кг/кмоль}} = 9 \times 10^{-4} \text{ кмоль} = 0,9 \text{ моль}$$

$$\text{Тоді маємо: } C_{(\text{CaCl}_2)} = \frac{0,9 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 0,9 \text{ моль/л}$$

Молярна концентрація еквівалента речовини X , що позначається як $C(fX)$, - це відношення кількості речовини еквівалента $n(fX)$ до об'єму розчину.

Молярна концентрація еквівалента виражається в моль/м³, моль/л, або в їх похідних (ммоль/л)

$$C(fX) = \frac{n(fX)}{V}, \text{ де: } n(fX) - \text{кількість речовини еквівалента, моль};$$

f – фактор еквівалентності;

V – об'єм розчину в літрах.

Еквівалент - це така частина речовини X (реальна або умовна), що в реакції еквівалентна (відповідає) одному моль атомів водню (Гідрогену), або одному моль катіонів водню (Гідрогену), або в окисно-відновних реакціях - одному електрону. Фактор еквівалентності f показує, яка частка моль речовини відповідає її еквіваленту. Отже, для речовини X фактор еквівалентності $f(X)$ показує співвідношення між молярною масою

еквівалента $M(fX)$ та молярною масою $M(X)$ речовини: $f(X) = \frac{M(fX)}{M(X)}$
 Наприклад для сірчаної кислоти H_2SO_4 :

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

$$C(1/2 CaCl_2) = \frac{n(1/2 CaCl_2)}{V}, \text{ де: } n(1/2 CaCl_2) = \\ = \frac{m(CaCl_2)}{M(1/2 CaCl_2)} = \frac{m(CaCl_2)}{1/2 M(CaCl_2)} = \frac{2m(CaCl_2)}{M(CaCl_2)} = 2n(CaCl_2) =$$

Отже, для $CaCl_2$: $= 2 \times 0,9 \text{ моль} = 1,8 \text{ моль}$.

$$\text{Тоді: } C(1/2 CaCl_2) = \frac{1,8 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 1,8 \text{ моль / л}$$

$$\text{Таким чином: } \frac{C(CaCl_2)}{C(1/2 CaCl_2)} = \frac{0,9}{1,8} = \frac{1}{2},$$

або в загальному вигляді: $C(X) = f \times C(fX)$

Задача № 4.

Молярна концентрація речовини X , що позначається $C_m(X)$ є відношенням кількості речовини X до маси розчинника Y .

$$C_m(X) = \frac{n(X)}{m(Y)}, \text{ де } n(X)$$

- кількість речовини X , моль; $m(Y)$ - маса розчинника, кг. Якщо масова частка хлориду натрію в розчині дорівнює 0,85%, то це означає, що 0,85 г солі припадає на 99,15 г води. Отже,

$$n(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{M(NaCl)} = \frac{0,85}{58,5} = 0,0145 \text{ (моль)},$$

$$m(H_2O) = 99,15 \text{ г} = 0,09915 \text{ кг},$$

$$C_m(NaCl) = \frac{0,0145 \text{ моль}}{0,09915 \text{ кг}} = 0,146 \text{ моль / кг}.$$

Способи приготування розчинів

1. За точною наважкою вихідної речовини. Розраховують масу наважки речовини, необхідну для приготування розчину заданої концентрації в заданому об'ємі розчину. Масу наважки речовини, взяту на аналітичних вагах з точністю 0,0002 г, кількісно (повністю) переносять у мірну колбу

заданої місткості, розчиняють у невеликому об'ємі води, доводять до мітки дистильованою водою.

2. Розведенням заздалегідь приготованого розчину з відомою концентрацією. Розраховують масу речовини в розведеному розчині, потім масу і об'єм концентрованого розчину, що містить дану масу речовини. Мірною піпеткою відбирають розрахований об'єм концентрованого розчину, переносять у мірну колбу і розбавляють дистильованою водою до необхідного об'єму.

3. З фіксаналу. Фіксанал - це герметично запаяна скляна ампула з точно взятою наважкою сухої речовини або точним об'ємом кислоти. У цьому випадку досягається найвища точність приготування. Але через високу вартість фіксаналів, розчини на їх основі готують в рідкісних випадках. Для цього вміст ампули кількісно переносять у мірну колбу заданого об'єму, розбиваючи ампулу об вкладений у лійку бойок, другим бойком розбивають верхнє заглиблення ампули, за допомогою промивалки через отвір ретельно промивають ампулу. Для промивання рекомендується не менше, ніж 6-кратний об'єм води (в порівнянні з місткістю ампули). Розчин доводять до мітки дистильованою водою і перемішують.

Експериментальна частина

Реактиви: дистильована вода, солі.

Посуд і прилади: колби мірні на 50 і 100 см³, піпетки ємністю 3,5 і 10 см³, бюкс, лійка діаметром 3–4 см, мірні циліндри, хімічний стакан, скляна паличка,

Дослід 1. Приготування розчинів відсоткової концентрації.

Розрахувати, яку кількість солі потрібно взяти для приготування 100 г розчину заданої відсоткової концентрації (сіль і задану концентрацію отримати у викладача). Який об'єм води потрібно взяти? Зважити розраховану кількість солі. Відміряти циліндром необхідний об'єм дистильованої води. Наважку солі перенести у хімічний стакан ємністю 250 мл. Воду перелити у стакан по скляній паличці. Суміш перемішати до повного розчинення кристаликів солі. Всі розрахунки і результати занести у звіт. Обрахувати молярність отриманого розчину.

Дослід 2. Приготування нормальних і молярних розчинів.

Розрахувати скільки грамів кристалічної солі потрібно взяти для приготування 100 мл нормального і молярного розчину (завдання одержати у викладача). В мірну колбу ємністю 100 мл вставити лійку. Зважити наважку солі і перенести її на лійку. Невеликою кількістю дистильованої води з промивалки злити всю сіль у колбу. Поступово додавати воду і

перемішувати рідину легким коловим рухом до повного розчинення солі. Об'єм води при цьому не повинен перевищувати 2/3 об'єму колби. Після розчинення всієї солі додати воду в колбу до мітки. Останні порції води додавати по краплях з піпетки. Рівень рідини визначають за нижнім рівнем меніску над міткою. Щільно закрити колбу корком і перемішати розчин декілька разів, повернувши колбу вверх дном. Записати розрахунок і методику приготування розчину. Обчислити масову концентрацію одержаного розчину.

Контрольні запитання

1. Що таке істинний розчин?
2. Які способи вираження концентрації розчинів ви знаєте?
3. Що таке кристалогідрати?
4. Розрахувати число еквівалентності та молярну масу еквівалентів для H_2SO_4 , $NaOH$, Na_2CO_3 , H_3PO_4 , Na_2SO_4 , H_3BO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$, H_2SiO_3 , $Al_2(SO_4)_3$ в реакціях, які йдуть до кінця.
5. Масова частка соляної кислоти в шлунковому соці дорівнює 0,5% ($\rho=1,007 \text{ г/см}^3$). Обчислити молярну концентрацію еквівалента HCl в шлунковому соці.
6. Визначити молярність і нормальність наступних розчинів: 70%-вої сульфатної кислоти ($\rho=1,6 \text{ г/см}^3$);
7. Який об'єм 10% розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,07 \text{ г/см}^3$) потрібно для нейтралізації розчину, що містить 16 г натрій гідроксиду?
8. Який об'єм 0,1 н розчину луку необхідний для повного осадження йонів хрому із 15 мл 0,2 М розчину $CrCl_3$?
9. Визначте молярну концентрацію сульфатної кислоти в її розчині з масовою часткою речовини 20 % ($\rho=1,139 \text{ г/см}^3$)
10. Визначте масову частку нітратної кислоти (%) в розчині кислоти з молярною концентрацією 2,5 моль/л ($\rho=1,1 \text{ г/см}^3$)

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ НА РОЗПІЗНАВАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Практична частина

Реактиви: розчини неорганічних сполук: сульфат натрію, сульфат амонію, карбонат натрію; розчин барій гідроксиду, хлоридної кислоти; розчин натрій гідроксиду; індикатори (лакмус або метилоранж).

Посуд і прилади штатив із пробірками.

Пам'ятайте! Після роботи більша частина досліджуваних розчинів на розпізнавання речовин повинна залишатися невикористаною. Це необхідно на випадок, якщо доведеться повторювати дослід.

Завдання 1. У пронумерованих пробірках знаходяться розчин хлоридної кислоти, гідроксид натрію, хлорид натрію. Складіть список реактивів і обладнання, необхідних для визначення даних речовин. Напишіть рівняння реакцій, що відбуватимуться в молекулярній та іонній формі.

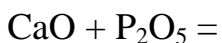
Завдання 2. У пронумерованих пробірках знаходяться сульфат натрію, сульфат амонію, карбонат натрію. Складіть список реактивів і обладнання, необхідних для визначення даних речовин. Напишіть рівняння реакцій, що відбуватимуться в молекулярній та іонній формі.

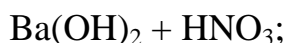
Завдання 3. Доведіть, що натрій карбонат - сіль слабкої кислоти. Міркування, результати проведеного дослідження та рівняння реакцій запишіть у звіт.

Теоретичне завдання

Під час виконання цієї лабораторної роботи вам доведеться експериментально доводити властивості і склад речовин, розпізнавати сполуки, здійснювати перетворення речовин за наведеною схемою в умові задачі тощо. Пам'ятайте, що проведенню реального хімічного експерименту передують *уявний хімічний експеримент*, тобто такий, що спланований та спрограмований в уяві на основі знань про речовини та їх властивості. Уявний експеримент, проведений вами на етапі підготовки до лабораторної роботи, дасть змогу уникнути нераціонального використання речовин, зайвих витрат часу, гарантує безпомилкове розв'язування експериментальних задач.

Завдання 1. Закінчити рівняння реакцій:





Завдання 2. Назвати і написати графічні формули кислот HNO_2 , H_3BO_3 , H_2SO_3 , HMnO_4 , H_2CrO_4 .

Завдання 3. Визначити заряд кислотного залишку та основність кислот H_2CrO_4 , HNO_2 , H_3PO_4 , HI , CH_3COOH .

Завдання 4. Задача.

Яка масова частка купрум (II) сульфату в розчині, що утворився при розчиненні 2 г мідного купоросу в 30 г води?

Контрольні запитання

1. Які речовини називають оксидами? Наведіть приклади оксидів.
2. Як за хімічною формулою визначити: є оксид кислотним чи основним?
3. Які оксиди належать до несолетворних?
4. Дайте визначення кислотам. Що називають кислотним залишком?
5. Які речовини належать до класу основ? Які з них є лугами?
6. Які сполуки належать до солей?
7. Речовини, формули яких HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
8. Речовини, формули яких NO_2 , Fe_2O_3 , Na_2O , називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
9. Солі утворені: а) йонами металічних елементів і кислотними залишками; б) йонами металічних елементів і гідроксид-йонами; в) йонами Гідрогену й кислотними залишками.
10. У формулах кислот на першому місці записаний символ: а) Оксигену; б) Гідрогену; в) Сульфуру; г) Карбону.

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ НА РОЗПІЗНАВАННЯ ОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Практична частина

Реактиви: розчини органічних сполук: стирену, бензину, гліцерину, бутаналу, оцтової кислоти, етилового спирту, крохмалю; розчин натрій гідроксиду, купрум (II) сульфату; розчин йоду; індикатори (лакмус або метилоранж).

Посуд і прилади штатив із пробірками

Пам'ятайте! Після роботи більша частина досліджуваних розчинів на розпізнавання речовин повинна залишатися невикористаною. Це необхідно на випадок, якщо доведеться повторювати дослід.

Завдання 1. Доведіть на досліді, що видана вам речовина: а) ненасичений вуглеводень; б) ароматичний вуглеводень; в) багатоатомний спирт; г) альдегід; д) карбонова кислота.

Завдання 2. У чотирьох виданих пробірках під номерами містяться речовини: гліцерин, оцтова кислота, етиловий спирт, розчин крохмалю. Визначте, у якій з пробірок міститься яка речовина. Складіть план розпізнавання та відповідні рівняння реакцій.

Завдання 3. Доведіть, що натрій ацетат - сіль слабкої кислоти. Міркування, результати проведеного досліді та рівняння реакцій запишіть у звіт.

Теоретичне завдання

Під час виконання цієї лабораторної роботи вам доведеться експериментально доводити властивості і склад речовин, розпізнавати сполуки, здійснювати перетворення речовин за наведеною схемою в умові задачі тощо. Пам'ятайте, що проведенню реального хімічного експерименту передують *уявний хімічний експеримент*, тобто такий, що спланований та спрограмований в уяві на основі знань про речовини та їх властивості. Уявний експеримент, проведений вами на етапі підготовки до лабораторної роботи, дасть змогу уникнути нераціонального використання речовин, зайвих витрат часу, гарантує безпомилкове розв'язування експериментальних задач.

Завдання 1. Дайте назви речовин і визначте, якому класу належить кожна з них:

Формула	Клас	Назва
C_2H_4		
C_2H_5OH		
HCN		

НСООН		
СН ₃ СООН		
СН ₃ СООС ₂ Н ₅		
НОСН ₂ СН ₂ ОН		
С ₆ Н ₁₂ О ₆		
С ₁₂ Н ₂₂ О ₁₁		

Завдання 2. Напишіть рівняння реакцій, що лежать в основі схем.

Вкажіть умови проведення реакцій:

- 1) кальцій карбід → етин → бензен → етилбензен
- 2) метан → етин → етаналь → етанова кислота
- 3) бензен → етилбензен → ?-бромоетилбензен → карбон (IV) оксид

Завдання 3. Напишіть структурні формули речовин за їх назвами:

2,3-диметил-2-пентен, толуен, метилциклопентан, етилбензен, 2-метил-1-бутен, пропілбензен

Завдання 4. Задача.

Обчисліть масу срібла, що утворюється в результаті взаємодії глюкози масою 54 г з аміачним розчином оксиду аргентуму, якщо масова частка виходу срібла становить 75 %.

Контрольні запитання

1. Якою реакцією можна довести, що насичені вуглеводні не вступають в реакцію бромовання за звичайних умов? За яких умов можливе бромовання? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

2. Наведіть якісну реакцію на ненасичені вуглеводні (алкени). Що при цьому відбувається?

3. Чи можна розрізнити алкани, алкени та алкіни реакцією з бромом? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

4. Як взаємодіють алкени за реакцією Вагнера?

5. Чому при виявленні алкенів реакцію з бромом слід доповнювати реакцією з калій перманганатом?

6. Про наявність якої з двох речовин – алілового спирту чи фенолу – свідчить знебарвлення розчину бром та почервоніння вологого лакмусового паперу, розміщеного над отвором пробірки?

7. Синтез реактиву Толленса та його дія на ненасичені вуглеводні (алкіни). Наведіть відповідні рівняння реакцій.

8. Як виявляють кінцевий потрійний зв'язок в алкінах? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

9. Як взаємодіють ацени з трихлорметаном? Як змінюється колір реакційної маси при проведенні якісної реакції на конденсовані ароматичні сполуки?

10. Виявлення бензолу формаліновою реакцією. Наведіть рівняння реакції. Що при цьому спостерігають?

ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ТА ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 2004. – 480 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: ВІЛ, 1981. – с.
3. Глінка Н.Л. Загальна хімія. – Л.: Хімія, 1982. – 760 с.
4. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2003. –468 с.
5. Лівітін Є.Я., Ключєва Р.Г., Бризицька А.М. та ін. Практикум з загальної і неорганічної хімії. — Харків: Основа, 1998.
6. Нагорний П.Г., Петренко О.В. Хімія. Посібник для студентів факультетів нехімічних спеціальностей (II видання). – К.: Фітосоціоцентр, 2006. – 196 с.
7. Любина А.Я., Неменова Ю.М. Руководство к практическим занятиям по технике лабораторных работ. – М.: Медицина, 1988. - 206 с.
8. Никанорова И. Е., Пустовалова Лидия. Техника лабораторных работ. – М.: «Феникс», 2004. – 288 с.
9. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов ВУЗов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др. – 2 изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 304 с.
10. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія (Видання друге, стереотипне). – Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776с.
11. Мельничук Д.О., Цвіліховський М.І., Усатюк П.В. та ін. Практикум з органічної хімії. – К.: ВЦ НАУ, 2002. – 136 с.
12. Кучеренко М.Є., Бабенко Ю.Д., Войціцький В.М. Сучасні методи біохімічних досліджень. Київ: Фітосоціоцентр. – 2001. – 422 с.
13. Медична хімія: навчальний посібник для студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації / В.О. Стороженко, Л.К. Іщейкіна, С.В. Харченко, та ін.. – Полтава, 2011.
14. www.didact.com.ua
15. www.химик.ru
16. www.blog-leni-vashchuk.webnode.com.ua
17. kznh.kpi.ua
18. bmedcol.edu.ua

Для нотаток

Для нотаток

Наукове видання

СКЛАДАНЮК Марія Богданівна

ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА ТА ОРГАНІЧНА
Лабораторний практикум
(для студентів нехімічних спеціальностей)

Підписано до друку 01.04.2019.
Формат 60x84/16. Папір офсетний. Друк цифровий.
Гарнітура "Times New Roman". Ум. друк арк. 5,81
Наклад 100 пр. Зам. № 107 від 01.04.2019.

Виготовлювач: підприємець Голіней О. М.
76000, Україна, м. Івано-Франківськ, вул. Галицька, 128,
тел.: (0342) 580 432, +38 050 540 30 64