

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**

**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ЕКОНОМІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ІМЕНІ СЕМЕНА КУЗНЕЦЯ**

## **ХІМІЯ**

**Методичні рекомендації  
до самостійної роботи  
слухачів підготовчого відділення**

**Харків  
ХНЕУ ім. С. Кузнеця  
2021**

УДК 54(07.034)

X46

**Укладачі:** С. М. Логвінков  
О. М. Борисенко

Затверджено на засіданні кафедри природоохоронних технологій,  
екології та безпеки життєдіяльності.

Протокол № 4 від 13.11.2020 р.

*Самостійне електронне текстове мережеве видання*

**Хімія** [Електронний ресурс] : методичні рекомендації до само-  
X46 стійної роботи слухачів підготовчого відділення / уклад. С. М. Лог-  
вінков, О. М. Борисенко. – Харків : ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 2021. – 79 с.

Подано завдання для самостійної роботи слухачів підготовчого відді-  
лення, методичні рекомендації до їхнього виконання, типові розрахункові  
завдання і приклади їхнього вирішення за темами навчальної дисципліни,  
матеріали для закріплення знань.

Рекомендовано для слухачів підготовчого відділення.

**УДК 54(07.034)**

© Харківський національний економічний  
університет імені Семена Кузнеця, 2021

## Вступ

Хімія – одна із фундаментальних природничих наук, яка відіграє велику роль у житті й особливо у виробничій діяльності людини. Вона вивчає навколишній світ, тобто матерію та рух у їх неподільній єдності, має багатогранні перспективи у всіх напрямках розвитку науково-технічного прогресу. Без хімічних процесів неможливі добування металів, перероблення сировини, виробництво продуктів харчування і побуту. Найважливіші технічні досягнення (космічна техніка, ядерна енергетика, мікроелектроніка, комп'ютерна техніка та інше) також неможливі без використання нових матеріалів з особливими властивостями, які створює хімія. Знання хімії потрібні для плідної творчої діяльності сучасного фахівця у багатьох галузях: хімії та хімічної технології, біології, медицині, фізиці, машинобудуванні, радіотехніці, мікроелектроніці, сільському господарстві, будівництві тощо. Курс хімії на підготовчих факультетах для іноземних громадян входить до циклу навчальних дисциплін базової підготовки за різними спеціальностями.

**Мета навчальної дисципліни:** засвоєння слухачами підготовчого відділення хімічної термінології, розвиток логічного мислення, акцентування уваги на важливості хімічних знань, набуття навичок застосування знання хімії у подальшому навчанні.

Самостійна робота (СР) – це форма організації навчального процесу, за якої заплановані завдання виконуються слухачами підготовчого відділення самостійно під методичним керівництвом викладача. Мета СР – засвоєння в повному обсязі навчальної програми та формування у слухачів підготовчого відділення загальних і професійних компетентностей (табл. 1), які відіграють суттєву роль у становленні майбутнього фахівця вищого рівня кваліфікації.

Таблиця 1

### Компетентності та результати навчання за навчальною дисципліною

Компетентності	Результати навчання
1	2
Поняття про хімію як невід'ємну складову природничо-наукової картини світу	Знання основних хімічних понять та законів хімії

1	2
Уявлення про те, що навколишній світ складається з речовин, які характеризуються певною структурою та здатні до взаємних перетворень	Складати формули хімічних речовин, хімічних реакцій; визначати валентність і ступінь окислення елементів у сполуках; характеризувати хімічні властивості елементів, простих і складних сполук
Практичні навички безпечного поводження з речовинами, матеріалами та хімічними процесами в повсякденному житті, а також вміння управляти хімічними процесами	Порівнювати склад і властивості хімічних речовин; обчислювати і розраховувати розчини, готувати розчини заданої концентрації, визначати параметри, що описують поводження розчинів; проводити реакції із застосуванням простих і складних речовин, пояснювати реакційну здатність сполук, їх фізичні і хімічні властивості, механізм процесів

СР містить: опрацювання лекційного матеріалу; опрацювання та вивчення рекомендованої літератури, основних термінів та понять за темами навчальної дисципліни; підготовку до лабораторних занять; поглиблене опрацювання окремих лекційних тем або питань; виконання індивідуальних завдань (вирішення розрахункових індивідуальних та комплексних завдань) за вивченою темою; пошук (підбір) та огляд літературних джерел за заданою тематикою; аналітичний розгляд наукової публікації; контрольну перевірку студентами особистих знань за запитаннями для самодіагностики; підготовку до контрольних робіт та інших форм поточного контролю; підготовку до екзамену.

Запропоновані методичні рекомендації до виконання самостійної роботи містять завдання для самостійної роботи слухачів підготовчого відділення, методичні рекомендації до їхнього виконання, типові розрахункові завдання і приклади їхнього вирішення за темами навчальної дисципліни, матеріали для закріплення знань.

# Запитання для самопідготовки за темами навчальної дисципліни

## Тема 1. Основні поняття, терміни та закони хімії

1. У чому полягають основні положення атомно-молекулярного вчення?
2. Проаналізуйте поняття атома та його будову.
3. Дайте визначення хімічного елемента та його характеристик.
4. Що таке молекула? Назвіть її відмінності від хімічного елемента.
5. Дайте визначення простих і складних речовин. Наведіть приклади.
6. Як визначаються маси атомів і молекул у хімії? Що таке атомна одиниця маси?
7. Яке значення у хімічних розрахунках має моль? Наведіть приклади.
8. Як визначається хімічний еквівалент сполуки? Наведіть приклади.
9. Які найважливіші закони хімії ви знаєте?

## Тема 2. Будова атома

1. Які моделі будови атома ви знаєте? Яка модель вважається такою, що найбільш відповідає реальності?
2. Як ви розумієте дуалізм, властивий усім мікрочастинкам?
3. Проаналізуйте основні положення квантової механіки.
4. Як квантові числа електронів в атомі характеризують енергетичний стан атома?
5. Як взаємозв'язок квантових чисел впливає на конфігурацію електронних хмар у атомі?
6. Наведіть приклади будови багатоелектронних атомів різними методами.
7. Які види радіоактивних перетворень хімічних елементів ви знаєте? Наведіть приклади.

8. Як пов'язує властивості хімічних елементів і їх будову періодичний закон Менделєєва Д. І.? Проаналізуйте сучасний вигляд періодичної системи.

9. Як пов'язані електронна будова атомів і хімічний зв'язок? Наведіть приклади.

10. Яке значення має поняття електронегативності для здійснення хімічних реакцій?

11. Проаналізуйте поняття валентності хімічних елементів. Наведіть приклади.

12. У чому полягає метод валентних зв'язків? Наведіть приклади.

13. Дайте характеристику водневого зв'язку. Яке значення він має для перебігу хімічних реакцій?

### **Тема 3. Агрегатний стан речовин**

1. Які види агрегатного стану речовини ви знаєте?

2. Які типи міжмолекулярної взаємодії існують?

3. Що таке кристали? Які типи кристалічних форм ви знаєте?

4. Які речовини називають ізомерами? Наведіть приклади ізомерів.

5. Які характеристики агрегатного стану ви знаєте?

### **Тема 4. Закономірності хімічної взаємодії**

1. Які незалежні параметри стану впливають на властивості системи?

2. Які функції стану ви знаєте? Яке значення має поняття "внутрішня енергія системи"?

3. Дайте характеристику способам передачі енергії під час хімічних реакцій.

4. Як зміни внутрішньої енергії визначають характеристики хімічних процесів?

5. Як визначається тепловий ефект хімічних реакцій за законом Гессе Г. І.?

6. Що таке ентальпія?

7. Сенс понять "ентропія" і "енергія Гіббса". Наведіть приклади впливу цих характеристик на перебіг хімічних процесів.

## Тема 5. Хімічна кінетика

1. Розкрийте сутність поняття "швидкість хімічної реакції".
2. Сформулюйте закон діючих мас.
3. Наведіть класифікацію хімічних реакцій.
4. Наведіть приклади моно-, бі- та тримолекулярних реакцій.
5. Поясніть, як визначають у рівнянні порядок реакції.
6. Сформулюйте емпіричне правило Вант-Гоффа.
7. Розкрийте сутність поняття "енергія активації".
8. Охарактеризуйте основну дію каталізаторів на процес перебігу хімічних реакцій.
9. Поясніть особливості гетерогенного каталізу.

## Тема 6. Хімічна рівновага

1. Чому значення  $K_p$  (константа рівноваги) становить істотний інтерес для практичних цілей?
2. Який вплив має ентропійний та ентальпійний фактори на кінетику реакції?
3. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.
4. Поясніть значення принципу Ле-Шательє на конкретних прикладах.

## Тема 7. Поняття про розчини

1. Назвіть основні властивості розчинів. Які існують способи вираження концентрації розчинів?
2. Наведіть класифікацію розчинів за розмірами дисперсної фази.
3. Що таке титр і нормальність розчину?
4. Що характеризує розчинність речовини? Який закон описує властивості насичених розчинів?
5. Поясніть діаграму стану системи "вода – неелектроліт".
6. Що таке осмос? Проаналізуйте основні закони, що описують це явище.
7. Наведіть основні положення теорії електролітичної дисоціації.
8. Назвіть основні механізми електролітичної дисоціації.

## **Тема 8. Дисоціація води і гідроліз солей**

1. Чим характеризується кислотність (лужність) розчину? Наведіть вираз для водневого показника розчину.
2. Чому дорівнює іонний добуток води?
3. З яких фізичних стадій складається процес розчинення речовин?
4. Проаналізуйте вираз для константи електролітичної дисоціації речовин.
5. Які розчини називають буферними? Назвіть основні характеристики буферних розчинів.
6. У чому полягає сутність процесу гідролізу?
7. Проаналізуйте типи гідролізу солей.
8. Які показники характеризують процес гідролізу солей?

## **Тема 9. Окисно-відновні реакції**

1. За якою ознакою реакції зараховують до ОВР?
2. Що таке окисник? Які речовини найчастіше є окисниками?
3. Що таке відновник? Які речовини найчастіше мають відновні властивості?
4. Які методи розстановки коефіцієнтів у ОВР використовують на практиці?
5. Назвіть основні типи ОВР?
6. Що називають окисно-відновним потенціалом?
7. З якою метою використовують стандартний гідрогенний електрод?
8. Проаналізуйте ряд активності металів.
9. За яким рівнянням можна визначити окисно-відновний потенціал?
10. Яким чином розраховують константу рівноваги ОВР?

## **Тема 10. Електрохімічні процеси**

1. Наведіть класифікацію електрохімічних процесів.
2. Охарактеризуйте типовий гальванічний елемент.
3. Наведіть схему гальванічного елемента Даніельса – Якобі.
4. Наведіть схему гальванічного елемента Лекланше.
5. Поясніть принцип роботи концентраційного гальванічного елемента.



6. Поясніть принцип роботи паливного гальванічного елемента.
7. Роз'ясніть принцип електролізу.
8. Наведіть основні приклади електролізу.
9. Поясніть принцип дії акумуляторів.
10. Наведіть основні види корозії металів.
11. Які існують методи захисту металів від корозії?

## **Тема 11. Комплексні сполуки та координаційний зв'язок**

1. Розкрийте поняття "комплексні (координаційні) сполуки".
2. Охарактеризуйте особливості хімічної структури комплексних сполук.
3. Розкрийте поняття "координаційне число".
4. Наведіть класифікацію координаційних сполук.
5. Наведіть особливості складання формул комплексних сполук.
6. Охарактеризуйте основні властивості комплексних сполук.
7. Сформулюйте теорію А. Вернера.
8. Розкрийте сутність донорно-акцепторної теорії.
9. Поясніть сутність методу кристалічного поля.

## **Тема 12. Основні положення органічної хімії**

1. У чому полягають особливості органічних сполук порівняно із неорганічними?
2. Які типи формул використовують для запису органічних сполук?
3. Які речовини називають ізомерами? Наведіть приклади ізомерів.
4. Назвіть основні особливості явища ізомерії.
5. Проаналізуйте основні положення теорії хімічної будови органічних сполук Бутлерова О. М.
6. Що таке гомологи та гомологічні ряди?
7. Наведіть загальну класифікацію органічних сполук.
8. Охарактеризуйте ациклічні та циклічні органічні сполуки.
9. Назвіть основні класи органічних сполук. У чому полягає їх відмінність?
10. Які існують типи органічних реакцій?

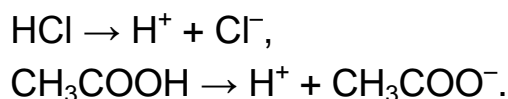
# Основні теоретичні відомості для допомоги самостійному вивченню слухачами підготовчого відділення матеріалів навчальної дисципліни

## Приклади основних, кислотних і амфотерних оксидів

Оксиди – клас хімічних сполук, що складаються не менше, ніж з двох елементів, один з яких – кисень. За хімічними властивостями оксиди розподіляють на три групи: основні, кислотні та амфотерні. Основними оксидами вважають оксиди, яким відповідають луги. Наприклад,  $K_2O$ ,  $MgO$ ,  $FeO$  – основні оксиди, тому що їм відповідають відповідні луги:  $KOH$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ . Основні оксиди утворюються під час взаємодії s-металів (додаток А) ( $Na_2O$ ,  $CaO$ ) з киснем. З киснем взаємодіють і d-метали, утворюючи оксиди з різним ступенем окиснення: з низькою – основні оксиди, із середнім – амфотерні оксиди, з вищим – кислотні оксиди. Наприклад,  $CrO$  – основний оксид,  $Cr_2O_3$  – амфотерний оксид,  $CrO_3$  – кислотний оксид. Кислотні оксиди іноді називають ангідридами й їм відповідають кислоти. Наприклад,  $P_2O_5$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_3$  – кислотні оксиди, тому що їм відповідають кислоти  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$ .

## Хімічні властивості кислот

Кислоти – клас хімічних сполук, які під час дисоціації утворюють лише катіони водню й кислотні залишки – аніони. Ніяких інших катіонів, окрім  $H^+$  (точніше,  $H_3O^+$  – гідроксоній-іон) у ході дисоціації кислоти не утворюють. Наприклад:



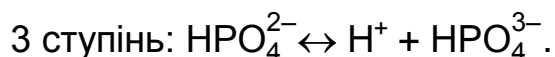
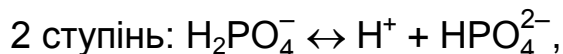
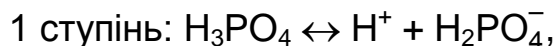
Кислоти класифікують за різними критеріями:

1) за наявності кисню в молекулі:

- безкисневі ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ ,  $HI$ ),
- кисневмісні ( $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ );

2) за основністю, тобто за числом катіонів  $H^+$ , які утворюються під час дисоціації молекули кислоти: одноосновні ( $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $CH_3COOH$ ); двоосновні ( $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ); триосновні ( $H_3PO_4$ ); чотириосновні ( $H_4P_2O_7$ ).

Дво- і більш багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, поступово. Наприклад:



Ступінчастість дисоціації обумовлює утворення кислих солей;

3) за силою електроліту:

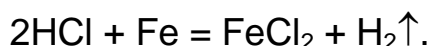
- сильні ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ ),
- слабкі ( $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $CH_3COOH$ );

4) за окиснювальною здатністю:

- сильні окиснювачі ( $HNO_3$  – концентрована, розбавлена;  $H_2SO_4$  – концентрована),
- слабкі окиснювачі ( $HCl$ ,  $HI$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$  – розбавлена);

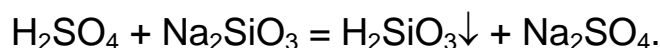
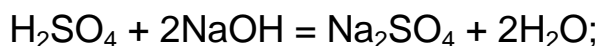
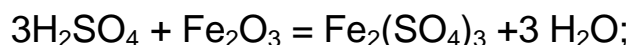
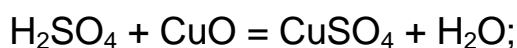
5) за хімічними властивостями:

- взаємодіють з металами з утворенням солі та виділенням водню, наприклад:



Метали, що стоять в ряду стандартних електродних потенціалів правіше  $H_2$ , з кислот водень не витісняють. Не виділяється  $H_2$  і під час взаємодії металів з  $HNO_3$  і концентрованою  $H_2SO_4$ , тому що відновлюється азот  $N^{+5}$  (знижується ступінь окиснення) і сірка  $S^{+6}$ ;

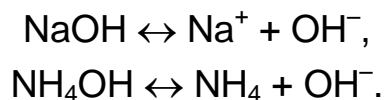
- взаємодіють з основними й амфотерними оксидами, лугами і солями, наприклад:



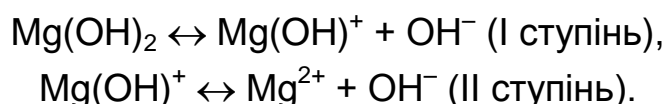
Усі характерні властивості кислот (кислий смак, фарбування індикаторів, типи взаємодій) обумовлені іонами  $H^+$  (точніше  $H_3O^+$ ), які утворюються під час дисоціації.

## Хімічні властивості лугів (основ)

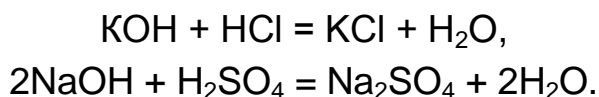
Луги – це клас хімічних сполук (основ), які під час дисоціації утворюють лише один вид аніонів – гідроксид-іони ( $\text{OH}^-$ ), наприклад:



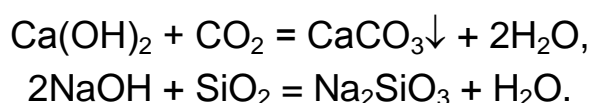
За суттю, луги – це основи, розчинені у воді (додаток Б), до яких належать основи лужних і лужноземельних металів (наприклад:  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ), а також  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Багато основ у воді малорозчинні або нерозчинні. Кількість гідроокисних груп у молекулі основи визначає її кислотність. Наприклад:  $\text{KOH}$  – однокислотна основа,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  – двокислотна, а  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – трикислотна основа. Дво- і більше кислотні основи дисоціюють ступінчасто, зокрема:



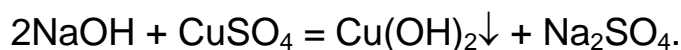
Ступінчастою дисоціацією пояснюється утворення основних солей. Основні хімічні властивості лугів (основ) характеризуються їх відношенням до кислот, кислотних оксидів і солей. Під час взаємодії основ з кислотами відбуваються реакції нейтралізації, які зводяться до взаємодії відповідних іонів  $\text{OH}^-$  і  $\text{H}^+$  з утворенням слабого, що мало дисоціює, електроліту –  $\text{H}_2\text{O}$ . За умови еквівалентних кількостей основи та кислоти утворюються сіль і вода, наприклад:



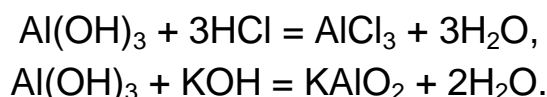
З кислотними оксидами луги взаємодіють частіше під час нагрівання:



Луги реагують з розчинами різних солей, наприклад:

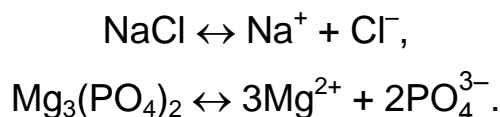


Серед основ іноді виокремлюють так звані амфотерні гідроксиди, тобто такі основи, які під час дисоціації утворюють і гідроксид-іони  $\text{OH}^-$ , і катіони  $\text{H}^+$  (точніше  $\text{H}_3\text{O}^+$ ). Завдяки цьому такі гідроксиди (наприклад,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_4$ ) реагують і з кислотами і з лугами, наприклад:

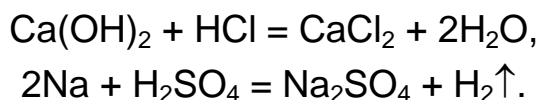


### Приклади середніх, кислих та основних солей

Солі – це клас хімічних сполук, які під час дисоціації утворюють катіони металів (а також катіон амонію  $\text{NH}_4^+$ ) і аніони кислотних залишків, наприклад:

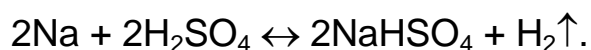


Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти і основи в реакції нейтралізації. Залежно від цього виокремлюють середні, кислі та основні солі. Середні солі утворюються як продукт повного обміну гідрокси-груп основи на кислотні залишки, наприклад:

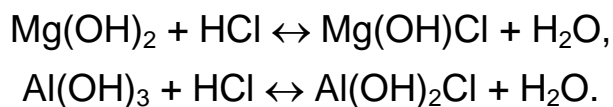


Середні солі можуть бути прості ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ), подвійні ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ), змішані ( $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ ) та комплексні ( $\text{NaAl}(\text{OH})_4$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ).

Кислі солі – це продукт неповного заміщення водню багатоосновної кислоти металом:



Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксигруп багатокислотної основи кислотними залишками:



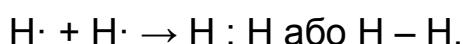
### **Реакції нейтралізації та продукти їх взаємодії**

Під час взаємодії кислот і основ реалізуються так звані реакції нейтралізації, які зводяться до взаємодії відповідних  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  іонів з утворенням слабого електроліту  $\text{H}_2\text{O}$ , що мало дисоціює, і солі. У зв'язку з тим, що існують не тільки однокислотні основи, але й багатокислотні ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), а також з тим, що кислоти можуть бути багатоосновними ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ), в реакціях нейтралізації здатні утворюватися середні, кислі або основні солі.

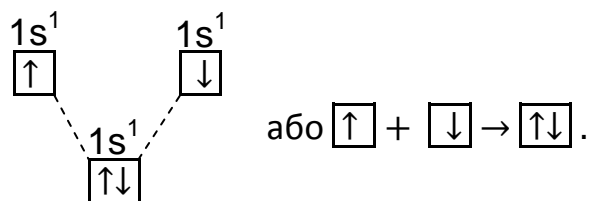
### **Ковалентний зв'язок та його особливості**

Хімічний зв'язок, який здійснюється за рахунок утворення спільних електронних пар, називається ковалентним.

Механізм виникнення спільних електронних пар реалізується під час перекриття одноелектронних атомних хмар з протилежними спінами. Зокрема, ядро вільного атома водню знаходиться в центрі сферично симетричної електронної хмари 1-s електрона. Під час зближення двох таких атомів на певній відстані відбувається часткове перекриття електронних хмар. Цей процес енергетично вигідний, в місці перекриття електронна щільність максимальна, відповідно, зростає сила тяжіння ядер атомів до щільного негативного заряду "молекулярної" хмари. Утворення ковалентного зв'язку відображають в аналітичному записі за допомогою символів електрона у вигляді точки, а спільну пару електронів іноді позначають рискою:



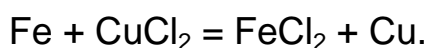
Іноді утворення ковалентного зв'язку зображують схематично за допомогою квантових осередків:



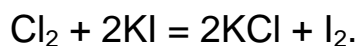
Виокремлюють два типи ковалентного зв'язку: неполярний (електронна хмара пари електронів симетрична, тому що відповідні молекули складаються з атомів одного елемента, наприклад:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ) і полярний (електронна хмара зміщена в бік атома з більшою електро-негативністю, наприклад:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ).

### Характеристика реакцій заміщення

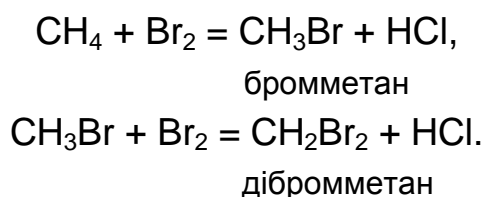
До реакцій заміщення належать хімічні взаємодії між простим і складним речовинами, в результаті яких атоми, з яких складається проста речовина, заміщають атоми одного з елементів складної речовини. Такі реакції можуть протікати за умови енергетичної вигідності взаємодії і характерні як для неорганічних, так і для органічних речовин. Наприклад, заміщення міді залізом у хлориді міді (II):



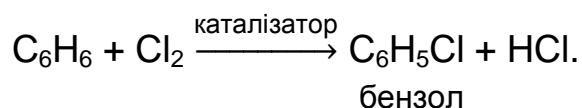
Іноді замість терміна "заміщення" використовують термін "витіснення". Наприклад, стверджують про витіснення йоду хлором у реакції:



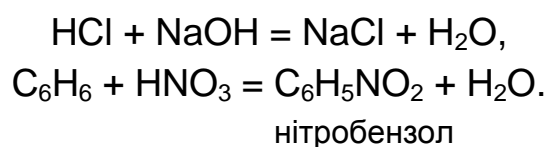
Метан може вступати в реакції заміщення з галогенами:



Ароматичні вуглеводні також можуть галогенуватися, наприклад, атоми водню в бензольному кільці в присутності каталізаторів (Fe, FeCl<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>) заміщуються на галогени:



У деяких випадках реакції заміщення можуть переходити в реакції обміну. При цьому у взаємодії беруть участь складні речовини, у яких відбувається взаємне заміщення атомів одного з елементів на атоми іншого елемента. До такого виду реакцій можуть бути зараховані реакції нейтралізації, нітрування ароматичних сполук та багато інших. Наприклад:



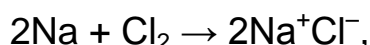
## Характеристика металів

У таблиці Менделєєва Д. І. (див. додаток А) налічується 88 елементів, які виявляють металеві властивості. Якщо провести умовну діагональ від бору до астату, то в правій верхній частині періодичної таблиці будуть знаходитися неметали (за винятком елементів побічних підгруп), а в лівій нижній – метали (у тому числі елементи побічних підгруп). Елементи, що знаходяться поблизу самої діагоналі (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb та інші) здатні виявляти подвійні властивості. Властивості металів обумовлені будовою їх атомів. Для всіх металів характерні металевий блиск, електропровідність, теплопровідність, непрозорість, які пов'язані з наявністю вільних електронів. Металевий зв'язок утворюється у елементів, атоми яких на зовнішньому рівні мають мало електронів порівняно з загальним числом орбіталей, а також мають низьку енергію іонізації. Через те, що на зовнішньому рівні невелика кількість електронів, вони одночасно взаємопов'язані з великою кількістю ядер, а самі електрони можуть досить вільно переміщатися в металі. У цьому випадку говорять, що в металах нелокалізований зв'язок. Умовно метали розглядають як щільну структуру з катіонів, пов'язаних один з одним колективізованими електронами (раніше говорили "електронним газом").



## Іонний зв'язок та його особливості

Іонний зв'язок виникає між атомами, які значно відрізняються за електронегативністю. Іноді іонний зв'язок розглядають як граничний випадок полярного ковалентного зв'язку, коли пара узагальнених електронів значно зміщена до одного з атомів та її можна практично вважати такою, що вона належить саме цьому атому. Наприклад, хлорид натрію NaCl складається з атомів, які сильно відрізняються за електронегативністю Na (1,01) і Cl (2,83):

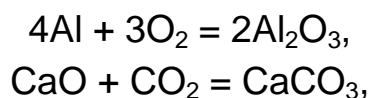


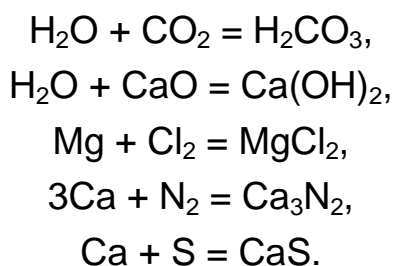
електронна будова цих атомів відповідно:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  та  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , тобто енергетичні рівні незавершені. Для завершення енергетичних рівнів атома Na легше віддати 1 електрон, ніж приєднати 7, а атому хлору легше приєднати 1 електрон, ніж віддати 7. Під час такого процесу електронна будова Na наблизатиметься до стійкої оболонки інертного газу – неону ( $\text{Ne} - 1s^2 2s^2 2p^6$ ), а Cl – до стійкої оболонки інертного газу – аргону ( $\text{Ar} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ), а між іонами  $\text{Na}^+$  та  $\text{Cl}^-$  виникають електростатичні сили і утворюється сполука NaCl. Іонний зв'язок характеризується ненаправленістю і ненасиченістю. Ненаправлений – через розподіл силових полів іонів в усіх напрямках у просторі, тобто будь-який іон може притягувати до себе іони протилежного знаку за будь-якими напрямками. Ненасиченість іонного зв'язку обумовлена неможливістю повної компенсації силових полів взаємодіючих іонів.

## Характеристика реакцій сполучення

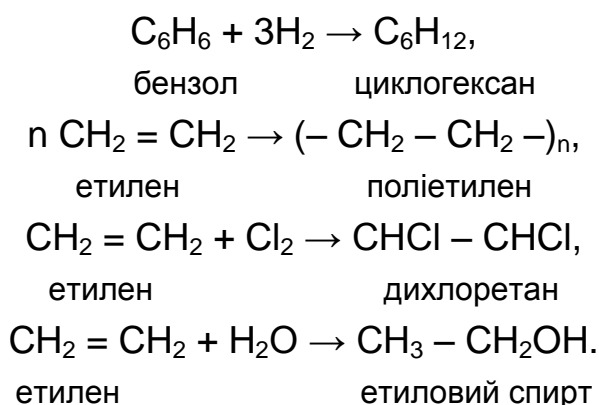
Реакції сполучення (синтезу, приєднання) – це хімічні взаємодії двох або більшого числа речовин, за яких утворюється одна нова речовина. Цей тип реакцій широко поширений і в неорганічній та органічній хімії.

Прикладами з неорганічної хімії слугують реакції: простих речовин з киснем; основних і кислотних оксидів; води з основними або кислотними оксидами; металів з галогенами, азотом, сіркою:



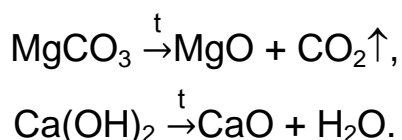


Прикладами з органічної хімії слугують реакції гідрування або гідрогенізації (приєднання водню), реакції полімеризації, реакції галогенування, реакції гідратації:



## Характеристика реакцій розкладу

Реакції розкладу є, за своєю суттю, протилежними реакціям сполучення. До реакцій розкладання належать такі взаємодії, за яких з однієї складної хімічної речовини утворюється два або більша кількість більш простих речовин. Таких реакцій відомо багато і в неорганічній, і в органічній хімії. Найбільш широке поширення в неорганічній хімії отримали реакції декарбонізації і дегідратації:



В органічній хімії реакції розкладання мають особливе значення для вибухових речовин. Це складні окисно-відновні реакції, які відбува-

ються під час зовнішньої дії на речовину (удар, нагрів та інше). Наприклад, термічний розклад бертолетової солі:



## Реакції декарбонізації та дегідратації

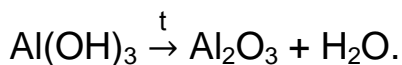
Реакції дегідратації та декарбонізації належать до реакцій розкладання, під час яких з однієї складної хімічної речовини утворюється два або більша кількість більш простих речовин. Ці реакції вимагають витрат енергії та їх реалізують найчастіше під час нагрівання. При цьому в реакціях декарбонізації складна речовина (карбонат) розкладається з утворенням у продуктах вуглекислого газу, а в реакціях дегідратації розкладається гідрат з утворенням парів води. У зв'язку з тим, що природні ресурси широко представлені карбонатними породами (крейда, вапняк, доломіт, магнезит) і гідроалюмосилікатами (глина, каолін), то реакції дегідратації і декарбонізації дуже важливі для отримання будівельних матеріалів і кераміки. Приклади:



вапняк, негашене  
крейда вапно



магнезит периклаз



корунд

## Характерні властивості елемента залежно від місця розташування в періодичній системі

Періодична система елементів Менделєєва Д. І. (див. додаток А) є графічним відображенням періодичного закону, тобто хімічні властивості елементів перебувають у періодичній залежності від їх заряду ядра

атома. Заряд ядра визначає число електронів в електронній оболонці атома. Зі збільшенням заряду ядра зростає і число електронів в оболонці, а будова цієї оболонки визначена квантовими закономірностями і тому число електронів на зовнішньому рівні періодично повторюється.

Періодична система містить 7 періодів, з яких три перші – називають малими, інші великі, а 2 і 3 періоди – називають типовими. Період – це послідовний ряд елементів, в атомах яких формується однакове число енергетичних рівнів. Атоми перших елементів періодів мають на зовнішньому рівні по одному s-електрону, відповідно, виявляють подібні властивості: через незавершеність рівня легко віддають електрони і виявляють металеві властивості. Атоми останніх елементів періодів, навпаки, мають завершену будову зовнішнього електронного рівня ( $s^2p^6$ ) і мають на ньому по 8 електронів. Тому ці елементи є інертними.

У малих періодах із зростанням заряду ядра збільшується число електронів на зовнішньому електронному рівні (від 1 до 2 – у 1 періоді, від 1 до 8 – у 2 і 3 періодах). Через це відбувається зміна властивостей елементів: на початку періоду (крім 1 періоду) знаходяться лужні метали, далі металеві властивості поступово слабшають і посилюються неметалічні властивості.

У парних рядах (верхніх) великих періодах із зростанням заряду ядра число електронів на зовнішньому рівні залишається постійним (1 або 2), здійснюється заповнення електронами передостаннього зовнішнього рівня, що проявляється в дуже слабкому зміні властивостей. Тільки під час переходу до непарних (нижніх) рядів великих періодів збільшується кількість електронів на зовнішньому рівні (від 1 до 8) і властивості елементів змінюються подібно до того, як у типових.

Періодична система розподіляє елементи і за 8 групами (підгрупами) – у стовпчиках, що зумовлено відмінностями в заповненні електронами енергетичних рівнів. Номери груп позначені римськими цифрами і вказують, як правило, на можливе число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку. У групах виокремлюють головні і побічні підгрупи. У головних підгрупах містяться елементи, атоми яких мають на зовнішніх рівнях число електронів, що дорівнює номеру групи (це s-елементи, у яких заповнюється s-підрівень, або p-елементи, заповнюється відповідно p-підрівень). У елементів побічних підгруп заповнюється d-підрівень передостаннього зовнішнього рівня (d-елементи),

а у лантаноїдів і актиноїдів заповнюється, відповідно, 4f- і 5f-підрівні (це f-елементи). Побічні підгрупи містять елементи, у яких валентними електронами можуть бути не тільки електрони зовнішнього, але і передостаннього рівня.

## **Сутність електричної дисоціації. Приклади сильних і слабких електролітів**

Електролітами називають речовини, розплави або розчини яких проводять електричний струм. На відміну від металів їх вважають провідниками другого ряду, тому що у них здатність проводити електричний струм зумовлена тим, що полярні молекули розчинника, зокрема,  $\text{H}_2\text{O}$  послаблюють зв'язок у молекулах електролітів, що призводить до їх розпаду на іони. Власне процес розпаду електролітів на іони під дією молекул  $\text{H}_2\text{O}$  і називають електролітичною дисоціацією. Чим більше утворюється іонів, тим краще електроліт проводить електричний струм. Основні положення теорії електролітичної дисоціації закладені С. Арреніусом у 1887 р.:

1) електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на іони – позитивно і негативно заряджені;

2) під дією електричного струму іони рухаються в напрямку до протилежно заряджених електродів: позитивно заряджені – до катода, негативно заряджені – до анода. Тому такі іони називають катіонами і аніонами, відповідно;

3) дисоціація є оборотним процесом, тобто паралельно з розпадом молекул на іони (дисоціація) відбувається і об'єднання іонів у молекули (асоціація).

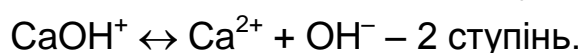
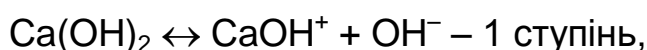
Розрізняють сильні і слабкі електроліти, що обумовлено здатністю повною або тільки частковою дисоціацією. Типовими сильними електролітами є майже всі солі, більшість мінеральних кислот (наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HClO}_3$ ), основи лужних і лужноземельних металів. Дисоціацію електролітів подають за допомогою іонної форми запису рівняння:



Багатоосновні кислоти та багатокислотні основи дисоціюють поступово і не завжди повністю. Наприклад:



практично в зазначеному прикладі дисоціація обмежується тільки 1-им ступенем;

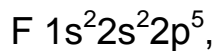
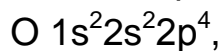
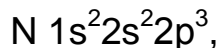
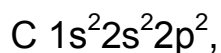


Практично в зазначеному прикладі дисоціація обмежується тільки 1-им ступенем,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), багато гідроксидів (крім гідроксидів лужних і лужноземельних металів), а також  $\text{NH}_4\text{OH}$  (у сучасних підручниках спеціально відзначають слабку дисоціацію, застосовуючи запис  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) і  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Будова атомів хімічних елементів II періоду

Елементи другого періоду Менделєєв Д. І. назвав типовими, тому що їх властивості закономірно змінюються від типового металу – літію (Li) до завершального елемента періоду – неону (Ne), який є інертним газом. Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється, а змінюються тільки електронні оболонки атомів, будовою яких і пояснюються властивості елементів. У елементів другого періоду два енергетичних рівня, оскільки їх число дорівнює номеру періоду. Максимальне число електронів на другому енергетичному рівні:  $N = 2n^2 = 2 \times 4 = 8$ . Перший рівень (s-рівень або k-оболонка) у всіх елементів другого періоду повністю заповнений і тому заповнюється другий рівень (L-оболонка), причому спочатку заповнюється орбіталь s-підрівня, а потім – три орбіталі p-підрівня. Так, у літія Li три електрони:  $1s^2 2s^1$ , причому останній електрон  $2s^1$  слабкіше пов'язаний з ядром атома, ніж  $1s$ -електрони, а тому атом Li може легко віддавати його, утворюючи іон  $\text{Li}^+$ . В атомі Be четвертий електрон також розміщений на  $2s$ -орбіталі:  $1s^2 2s^2$ , що легко дозволяє  $2s^2$

електронам відриватися з утворенням іона  $\text{Be}^{2+}$ . У бору п'ятий електрон вже займає 2p-орбіталь, тому що і 1s- і 2s-орбіталі вже заповнені:  $1s^2 2s^2 2p^1$ . Інші елементи другого періоду продовжують заповнювати 2p-орбіталь:



$\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$  (2p-орбіталь повністю заповнена, L-оболонка завершена).

Таким чином, зі зростанням заряду ядер атомів збільшується число електронів на зовнішньому рівні, що обумовлює зміну властивостей елементів другого періоду: на початку періоду знаходиться лужний метал (Li), далі металеві властивості слабшають і посилюються неметалічні, аж до інертності в останнього елемента періоду (Ne).

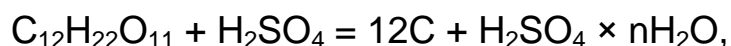
## **Характеристика сірчаної кислоти та приклад її використання**

Кислоти – хімічні речовини, які під час дисоціації утворюють лише катіони водню  $\text{H}^+$  (точніше гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) і кислотні залишки – аніони.

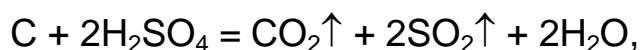
Концентрована сірчана кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – важка, безбарвна і масляниста рідина. Надзвичайно гігроскопічна, у процесі розчинення виділяє значну кількість тепла, що є обмеженням для розведення кислоти. Не можна воду доливати до кислоти, тому що сильний розігрів призводить до розбризкування кислоти. Розбавляють кислоту додаванням її у воду.

Характерними хімічними властивостями є:

1) концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  обуглює органічні речовини, залишає на тілі людини глибокі опіки. Наприклад, сахароза реагує так:

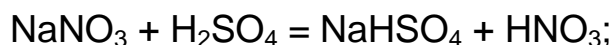


Вуглець, який утворюється в цій реакції, здатний також частково реагувати з кислотою:



тому кислота під час продажу має бурий колір, у ній знаходяться продукти обвуглілого пилю органічних речовин;

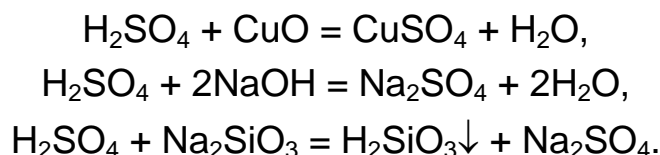
2) з сухих солей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  здатна витіснити інші кислоти:



3) взаємодіє з металами, причому, по-різному залежно від концентрації. Розбавлена  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагує з металами, які в ряді стандартних електродних потенціалів розташовані до водню, а з металами, що стоять після водню, – не реагує. Свинець окиснюється тільки по поверхні, тому що утворюється плівка  $\text{PbSO}_4$ , яка перешкоджає глибшій взаємодії. Концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  за нормальних умов з багатьма металами не реагує і її можна зберігати в металевих ємностях. Однак, під час нагрівання  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагує практично з усіма металами за винятком благородних (Au, Pt). При цьому вона виступає як окиснювач, а сама відновлюється зазвичай до  $\text{SO}_2$  з утворенням  $\text{H}_2\text{O}$  (водень не виділяється):



4) реагує з основними оксидами, основами і солями. Наприклад:



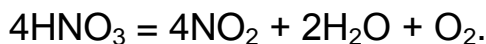
Для хімічної промисловості  $\text{H}_2\text{SO}_4$  має дуже важливе значення і найбільш масштабно застосовується для виробництва добрив, для отримання інших кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та інших), в акумуляторних електролітах, в нафто- і газоочистки, в сільському господарстві для інсектицидів і пестицидів.

## **Характеристика азотної кислоти та приклад її використання**

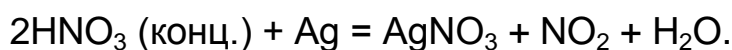
Азотна кислота  $\text{HNO}_3$  – це безбарвна рідина з їдким запахом, з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, "димить" на повітрі,



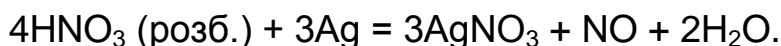
тому що її пари з вологою повітря утворюють крапельки туману. У воді дисоціює:  $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ , а на світлі частково розкладається:



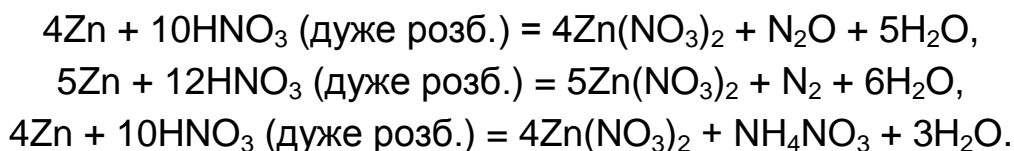
Є сильним окиснювачем і реагує практично з усіма металами, але водень не виділяється, оскільки він у таких реакціях окиснюється до  $\text{H}_2\text{O}$ . Наприклад, концентрована азотна кислота під час взаємодії зі сріблом сама відновлюється до  $\text{NO}_2$  (залежно від концентрації і активності металу може відновлюватися до  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  або  $\text{NH}_3$ ):



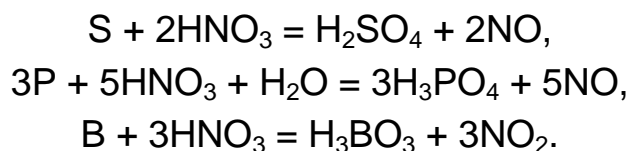
Розбавлена (середньої концентрації  $\sim 1 : 2$ ) з Ag:



Дуже розбавлена  $\text{HNO}_3$  з активними металами (Zn, Mg, Ca, Al) реагує залежно від умов проведення взаємодії з утворенням  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2$  або  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_3$  може з надлишком кислоти утворити  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ):



З багатьма неметалами реагує, окиснюючи їх до кислот:



Реагує з органічними сполуками, витісняючи воду й утворюючи вибухові речовини (нітрометан, нітробензол, тринітрат целюлози та ін.).

За нормальних умов концентрована  $\text{HNO}_3$  не взаємодіє з Al, Cr, Fe, що обумовлює застосування відповідних металів для тари зберігання та перевезення. Не реагує з благородними металами (Au, Pt), але в складі

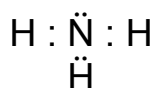
"царської" горілки (3 об'ємних частини концентрованої HCl + 1 об'ємна частина концентрованої HNO<sub>3</sub>) – розчиняє їх.

У промисловості широко використовують наведені хімічні властивості HNO<sub>3</sub>, а також значну кількість витрачають на виробництво азотних добрив, пластмас, штучних волокон, барвників, ліків і лікарських препаратів.

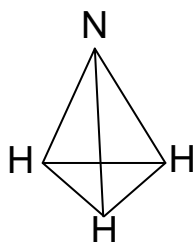
## Аміак та його властивості

Аміак – NH<sub>3</sub> за нормальних умов є безбарвним газом з характерним різким запахом, майже в два рази легший за повітря, за умови підвищеного тиску або під час охолодження конденсується з утворенням безбарвної рідини. Дуже добре розчинний у воді, розчин називають аміачною водою або нашатирним спиртом NH<sub>4</sub>OH (для підкреслення слабкою дисоціації води в сучасній літературі використовують формулу NH<sub>3</sub> × H<sub>2</sub>O).

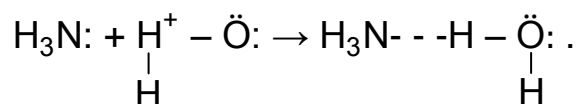
Молекула NH<sub>3</sub> полярна, тому що узагальнені електронні пари зміщені до азоту і, крім того, у азоту залишається ще одна неподілена електронна пара:



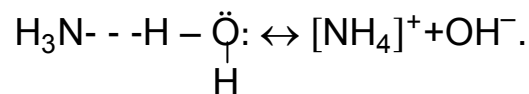
Просторову будову NH<sub>3</sub> відображають у формі піраміди з основою з атомів водню в формі трикутника і в вершині піраміди – атом азоту:



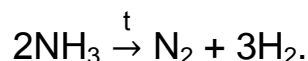
Розчинність в воді пояснюють утворенням водневих зв'язків:



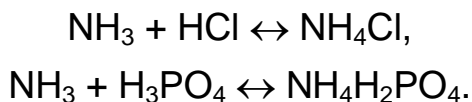
За таких умов частково утворюються іони  $\text{NH}_4^+$  і  $\text{OH}^-$ , обумовлюючи лужну реакцію розчину:



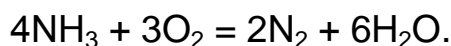
Під час нагрівання  $\text{NH}_3$  розкладається до азоту і водню:



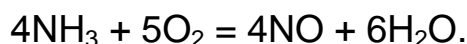
З кислотами взаємодіє з утворенням амонійних солей (з приєднанням протона):



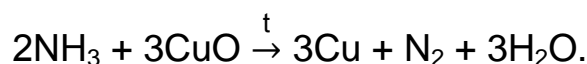
У підігрітому повітрі згорає за рівнянням:



Однак, у присутності каталізатора ( $\text{Pt}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) може виділятися  $\text{NO}$ , який використовується у виробництві азотної кислоти:



Є сильним відновником:



У великих кількостях застосовується у хімічній промисловості (виробництво  $\text{HNO}_3$ , азотовмісних солей, у тому числі добрив, соди) і в холодильній техніці (зріджений  $\text{NH}_3$  – в якості теплоносія).

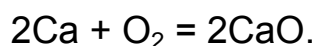
## Кисень та його властивості

Оксиген є хімічним елементом IV групи періодичної системи (див. додаток А) з порядковим номером 8 (масовим числом), що визначає його електронну формулу  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Найбільш поширений у природі елемент (приблизно 47 % від маси земної кори, в повітрі близько 21 % об'ємних або 23 % масових). Входить до складу гірських порід,  $H_2O$ , багатьох солей, білків, жирів, вуглеводів.

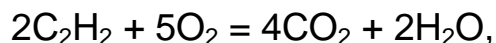
За нормальних умов кисень – безбарвний газ, без запаху, трохи важчий за повітря, слабо розчинний у воді. Стискається за дуже низьких температур і набуває блакитного кольору.

Зовнішній енергетичний рівень не завершений (не вистачає двох електронів), тому прагне доповнити його і проявляє ступінь окиснення  $-2$  (крім сполук з фтором, наприклад, у поєднанні  $OF_2$  узагальнені електрони значно зміщені до більш електронегативного фтору, тобто тут у кисню ступінь окиснення  $+2$ , а у фтору  $-1$ ).

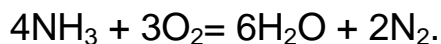
Молекула кисню складається з двох атомів:  $O_2$ , зв'язок атомів – неполярний ковалентний. Здатний взаємодіяти з усіма елементами (крім трьох інертних), утворюючи оксиди:



Зі складними речовинами також може взаємодіяти, в деяких випадках утворюючи не тільки оксиди, а й прості речовини:

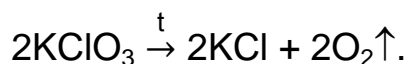
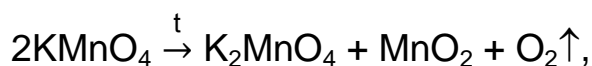


ацетилен



аміак

У промисловості найбільш поширені способи одержання кисню – скраплення з повітря або електролізом з  $H_2O$ . У лабораторних умовах отримують  $O_2$  за умови термічного розкладання перманганату калію або бертолетової солі:



В умовах іонізації атоми кисню можуть утворювати молекули озону  $O_3$ , який нестійкий ( $2O_3 \rightarrow 3O_2$ ), але відіграє важливу роль в стратосфері Землі, тому що його найтонший шар здатний ефективно поглинати сонячну радіацію.

Кисень – необхідний для дихання не тільки людей, а й багатьох інших живих організмів. Широко застосовується як окиснювач у теплових процесах, медицині, металургії сталі, ракетних паливах.

### **Ступінь окиснення: приклади цього поняття на оксидах, кислотах, лугах і солях**

Ступінь окиснення – це умовна величина, яка показує величину заряду атома елемента в сполуках за умови, що всі зв'язки іонні. Характеризують ступінь окиснення за допомогою окисного числа, яке може бути нульовим, негативним, позитивним, у тому числі дробовим.

У простих елементів ступінь окиснення дорівнює 0. Постійну ступінь окиснення в сполуках виявляють лужні метали (+1) і водень за винятком його сполук з металами – гідридів (-1). Лужноземельні метали в сполуках мають ступінь окиснення (+2), фтор (-1), кисень (-2) за винятком його сполуки з фтором  $OF_2$  (+2) і пероксидних сполук, наприклад,  $H_2O_2$  (-1). Для сполук оцінити ступінь окиснення елемента можна, знаючи формулу сполуки і враховуючи, що алгебраїчна сума всіх елементів у молекулі дорівнює 0. Наприклад:

для оксидів:  $Mg^{+2}O^{-2}$ ,  $Na_2^{+1}O^{-2}$ ,  $V_2^{+5}O_5^{-2}$ ,  $W^{+6}O_3^{-2}$ ;

для кислот:  $H^{+1}Cl^{-1}$ ,  $H^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2}$ ,  $H_3^{+1}P^{+5}O_4^{-2}$ ,  $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ ;

для лугів:  $Mg^{+2}(O^{-2}H^{+1})_2$ ,  $Na^{+1}O^{-2}H^{+1}$ ,  $Al^{+3}(O^{-2}H^{+1})_3$ ;

для солей:  $K_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ ,  $K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$ ,  $Mg^{+2}F_2^{-1}$ .

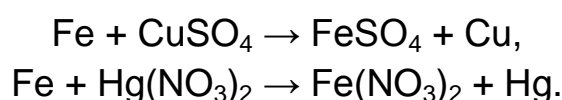
Поняття ступінь окиснення і валентність навіть за абсолютним значенням не збігаються, тому що валентність вказує на число електронних пар, які беруть участь в утворенні хімічної сполуки. Наприклад, у молекулі водню  $H_2$  валентність дорівнює 1, а ступінь окиснення дорівнює 0.

## Залізо та його властивості

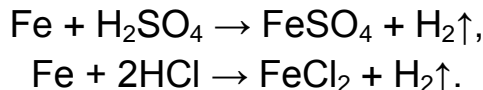
Залізо (Fe) – це хімічний елемент побічної підгрупи VIII групи періодичної системи (див. додаток А) з порядковим номером 26 (масовим числом), метал, електронна формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ . Щільність близько  $7,8 \text{ г/см}^3$ , блискучий сріблясто-білий метал з температурою плавлення  $1539 \text{ }^\circ\text{C}$ , пластичний, має магнітні властивості

Під час хімічних взаємодій є найтипівішим передача двох  $4s^2$  електронів з зовнішнього енергетичного рівня, що визначає ступінь окиснення заліза в сполуках +2, а також можливість участі в передачі не тільки  $4s^2$  електронів, а й одного  $3d$  електрона з передостаннього енергетичного рівня – ступінь окиснення +3.

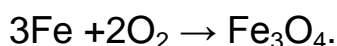
Залізо витісняє з водних розчинів солі металів, які стоять правіше в ряду стандартних електродних потенціалів:



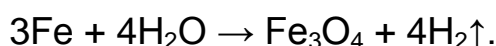
Реагує з розведеними сірчаною і соляною кислотами:



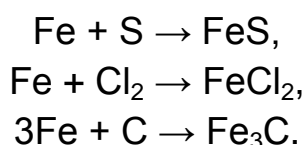
Розпечене залізо горить в середовищі кисню з утворенням складного оксиду  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{Fe}^{+2}\text{O} \times \text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3$ , де залізо знаходиться в ступенях окиснення і +2 і +3, тобто в сполуці  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ступінь окиснення подрібнений (+8/3)):



За умови високих температур ( $\sim 700 - 900 \text{ }^\circ\text{C}$ ) реагує з водою (парами):



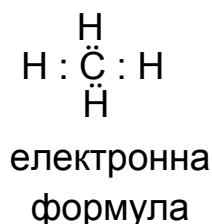
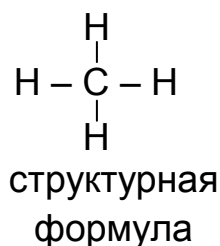
За високих температур реагує з хлором, сіркою, вуглецем, кремнієм, фосфором. Наприклад,



Карбід заліза  $Fe_3C$  називають цементитом, він виконує важливі властивості в чавунах і сталях, які є сплавами Fe з вуглецем у певних концентраціях.

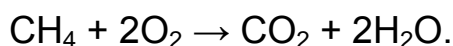
## Будова молекули метану, його властивості та області застосування

Метан – органічна сполука, що належить до вуглеводнів і є найпростішим з них, тому що відповідає формулі  $CH_4$ . За нормальних умов метан – газ, легший за повітря, без кольору і запаху, погано розчинний у воді. Структурна й електронна формули дозволяють зрозуміти порядок зв'язку атомів у молекулі, природу і механізм утворення молекули метану:



Риска в структурній формулі означає ковалентний зв'язок, а дві крапки в електронній формулі – місце перекриття електронної хмари, відповідно, найбільша щільність узагальненої двоелектродної хмари.

Метан в кисні горить блідо-блакитним полум'ям з виділенням значної кількості тепла (до 900 кДж/моль):

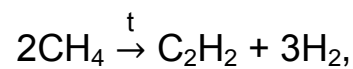


У разі неповного згоряння в продуктах може утворюватися чадний газ (CO) і аморфний вуглець у вигляді сажі, що використовують для її промислового отримання:

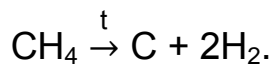


Суміші метану з киснем (об'ємне співвідношення 1 : 2) або з повітрям (1 : 10) вибухонебезпечні і є причиною аварій в шахтах.

Під час піролізу (від грецьк. πύρ – вогонь), тобто сильному нагріванні без доступу повітря, – метан розкладається з утворенням ацетилену і водню, а під час продовження нагріву – вуглецю і водню:



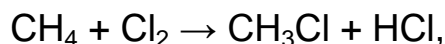
ацетилен



піровуглець

Утворені продукти цих реакцій дуже цінні для промисловості органічного синтезу і виробництва графітових виробів (електроди, блоки для атомної енергетики), графітових волокон, тканин з них і сучасних композиційних матеріалів.

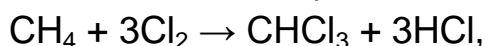
Найбільш характерними для метану є реакції заміщення. Наприклад, на світлі за нормальних умов Cl і Br поступово витісняють з молекули метану водень. При цьому кожна із сполук може бути виділена окремо і має значну область використання:



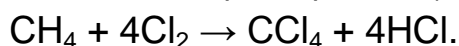
хлорметан



дихлорметан



трихлорметан (хлороформ)



тетрахлорметан (відмінний розчинник)

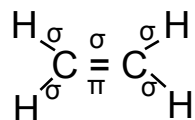
Метан застосовують для корекції горючих газових сумішей, з використанням метану отримують водень, ацетилен, сажу. Метан є вихідною сировиною під час отримання формальдегіду, метилового спирту і багатьох синтетичних продуктів.

## Характеристика етилену

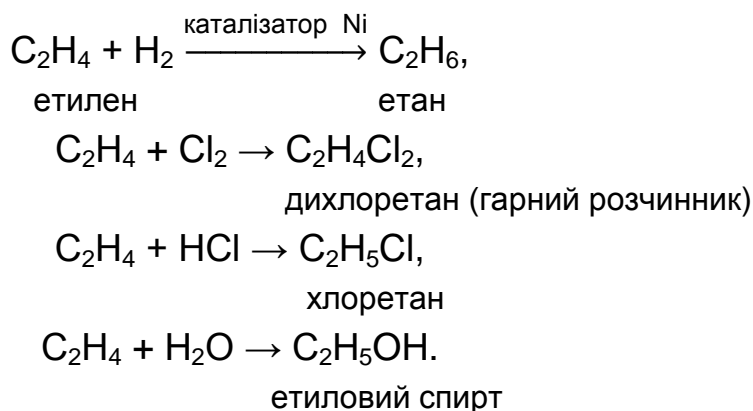
Етилен (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) за нормальних умов є безбарвним газом з легким солодкуватим запахом, трохи легший за повітря, мало розчинний у воді. Етилен є першим членом гомологічного ряду ненасичених вуглеводнів.



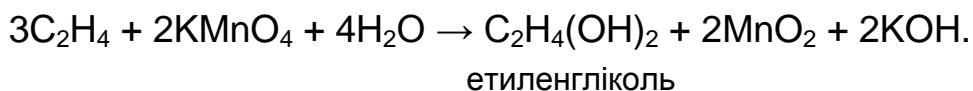
У молекулі етилену два атоми вуглецю, перебуваючи в стані  $sp^2$ -гібридизації, утворюють  $\sigma$ -зв'язок, а дві інші гібридні орбіталі – утворюють чотири  $s$ -зв'язки з атомами водню. Відповідно, дві ще невикористані орбіталі перекриваються (боками "гантелей") над і під площиною, в якій знаходяться C і H, що веде до утворення специфічного  $\pi$ -зв'язку. Тому в молекулі етилену 5  $\sigma$ -зв'язків і 1  $\pi$ -зв'язок:



Специфічна  $\pi$ -зв'язок слабший, ніж  $\sigma$ -зв'язок і тому етилен може легко приєднувати два одновалентних атома або відповідні радикали за рахунок розриву  $\pi$ -зв'язку:

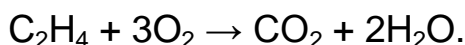


Етилен легко окиснюється, наприклад, розчином перманганату калію за звичайної температури:



Під час цієї реакції фіолетове забарвлення розчину зникає. Реакція є індикатором для визначення в органічних речовинах наявності кратних зв'язків (подвійних і потрійних).

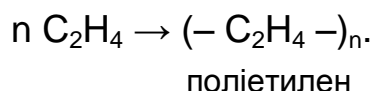
Етилен у кисні горить яскравим полум'ям:



Найбільш важливе значення має реакція полімеризації з послідовним приєднанням молекул мономера в молекулу полімеру:



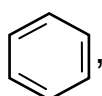
або



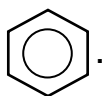
## **Бензол, його особливості в будові молекули та властивості**

Бензол – це безбарвна, летюча і вогненебезпечна рідина з різким запахом, практично не розчинна у воді. Під час згорання утворюється дуже закіптюжене полум'я. Сам бензол і його пари дуже токсичні. Є найпростішим представником ароматичних вуглеводнів, формула  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

Кожен атом вуглецю в молекулі бензолу знаходиться в стані  $sp^2$ -гібридизації, пов'язаний з двома сусідніми атомами вуглецю і атомом водню трьома  $\sigma$ -зв'язками. Усі шість атомів С і всі зв'язки С – С і С – Н лежать в одній площині, структурно відображається правильним шестикутником. Електронна хмара четвертого електрона ( $\pi$ -електрона), який не бере участі в гібридизації, – має форму гантелі й орієнтована перпендикулярно до площі  $\sigma$ -зв'язків. Тому  $\pi$ -електронні хмари сусідніх атомів вуглецю мають можливість і перекриваються під і над площею шестикутника (називають бензольне кільце або ароматичне кільце). Результат перекриття і рівноцінність всіх шести атомів вуглецю –  $\pi$ -зв'язки всіх шести електронів є узагальненими для всіх шести атомів вуглецю. Фактично дві області значної електронної щільності розміщені по різні боки кільця, в якому орієнтовані  $\sigma$ - зв'язки. Тому формула Кекуле (1865 р.) для структурної формули бензолу (чергуються прості і подвійні зв'язки):

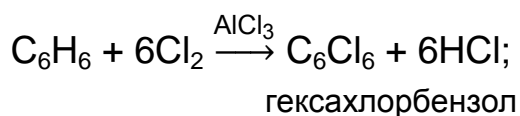
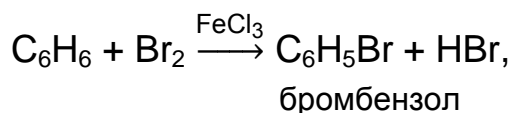


правильніше використовувати структурну формулу (кільце відображає, що немає простих і подвійних зв'язків, а всі зв'язки рівнозначні для всіх атомів вуглецю):

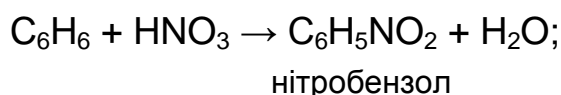


Зазначені особливості будови молекули бензолу обумовлюють характерні особливості бензольного ядра і хімічні властивості:

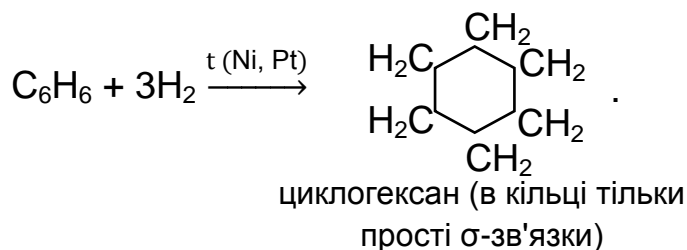
1) реакції заміщення атомів водню галогенами (підбір каталізаторів і умов проведення реакцій галогенування дозволяє заміщати різну кількість атомів водню):



2) реакції з кислотами забезпечують, відповідно, заміщення атомів водню на сульфо-, нітрогрупи та інші кислотні залишки (реакції сульфування, нітрування і тому подібне), наприклад:

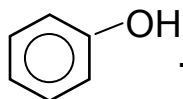


3) реакції приєднання йдуть складніше: за підвищених температур, тиску, використання спеціальних каталізаторів, ініціації ультрафіолетовим випромінюванням та інше, наприклад, реакція гідрування:



## Порівняння бензолу та фенолу за будовою і характерними властивостями

Фенол – це органічна сполука, що є гідроксипохідною бензолу. У ньому гідроксигрупа безпосередньо пов'язана з атомом вуглецю бензольного ядра:  $C_6H_5OH$ . Структурна формула:

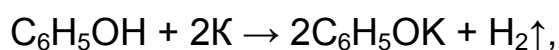


Це найпростіший фенол (гідроксибензол або карбонова кислота). Залежно від кількості гідроксигруп можуть бути одно-, дво- і трьохатомні феноли. За нормальних умов фенол – безбарвна кристалічна речовина з різким запахом, а бензол – безбарвна рідина, також з різким запахом. Фенол частково розчинний у воді, а бензол – практично не розчинний. Фенол, як і бензол, токсичний, під час попадання на шкіру залишає опіки у вигляді бульбашок і виразок.

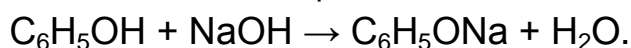
У бензолі всі зв'язки рівномірно розподілені між атомами вуглецю, а в фенолу хімічні властивості обумовлені взаємним впливом бензольного радикала  $C_6H_5$  (феніл) і гідроксильної групи  $OH^-$ , тому що  $\pi$ -електрони бензольного ядра частково залучають в свою сферу неподілені електронні пари атома кисню гідроксильної групи і зменшується електронна щільність біля атома кисню. Відповідно, збільшується електронна щільність зв'язку  $O \leftarrow H$  від водню до кисню, що робить атом водню більш реакційноздатним, рухомим, тобто водень набуває кислотні властивості. Фактично радикал феніл послаблює зв'язок  $O - H$  гідроксильної групи, що призводить до можливості іонізації:



Фенол виявляє властивості слабкої кислоти (слабше вугільної), легко реагує з лужними металами, а з основами утворює стійкі у водних розчинах солі – феноляти:

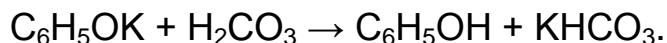


фенолят калію

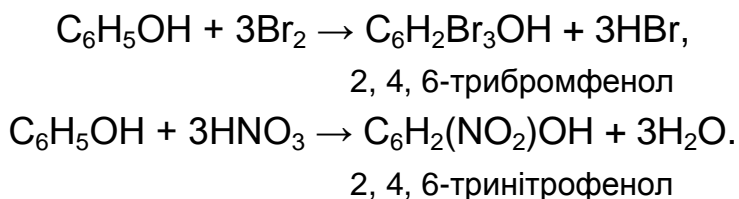


фенолят натрію

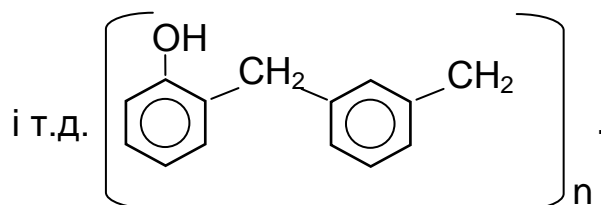
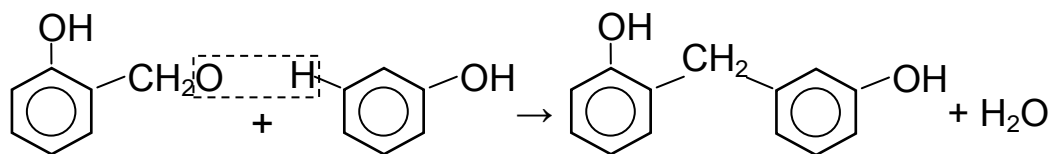
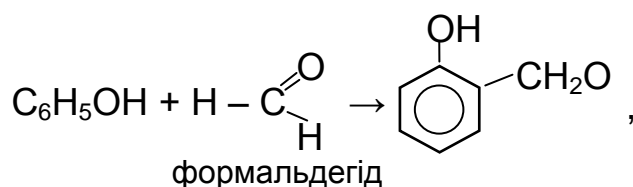
Мінеральними кислотами феноляти легко розкладаються, в тому числі вугільною (фенол – слабка кислота):



Обопільний вплив фенілу і  $\text{OH}^-$ -груп відображається і на бензольному ядрі, що призводить до більшої рухливості в ньому атомів водню і вони легше заміщуються, ніж у бензолі (без каталізаторів бромуються, нітруються), наприклад:

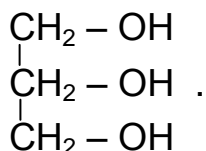


Фенол здатний вступати в реакції поліконденсації з утворенням смол, з яких виготовляють пластмаси (фенопласти або бакеліти). Наприклад:

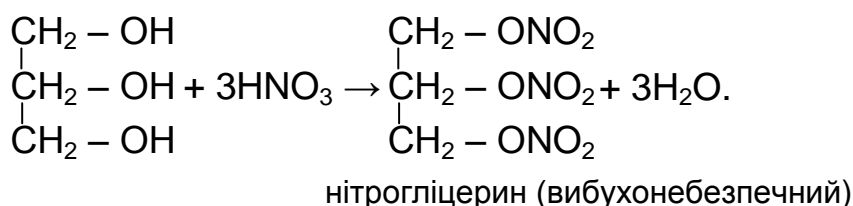


## Будова молекули гліцерину та його властивості

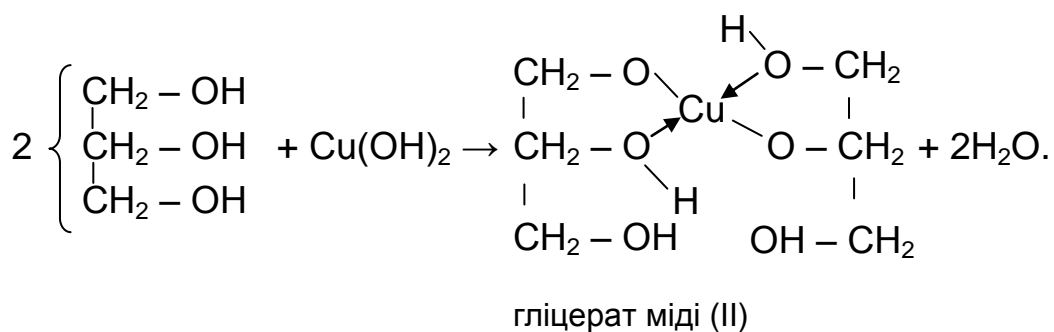
Гліцерин – це безбарвна, в'язка рідина, гігроскопічна і добре розчинна у воді, солодкуватого смаку. Гліцерин є найпростішим представником трьохатомних насичених спиртів:



Поліспирти містять гідроксигрупи і за хімічними властивостями багато в чому подібні до одноатомних спиртів. Під час взаємодії з органічними і мінеральними кислотами утворюють складні ефіри, наприклад:



З гідроксидами реагує, в тому числі утворюючи складні (комплексні) сполуки – гліцерати, які в випадку з  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  утворюють алкоголят міді, який має яскраво-синє забарвлення, що є якісною реакцією на гліцерин:



Стрілками в гліцераті міді показані донорно-акцепторні зв'язки, що надають стійкість цій комплексній сполуці.

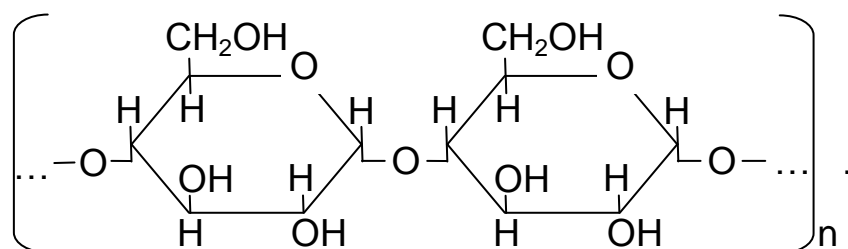
З вищими карбоновими кислотами гліцерин утворює складні ефіри – жири.

Водний розчин гліцерину замерзає за умови дуже низьких температур і це його властивість використовується для отримання антифризів.

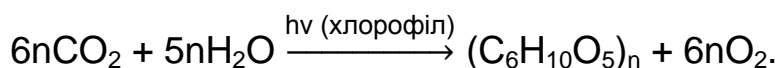
Застосовують гліцерин у виробництві фармацевтичних препаратів (креми, мазі), в шкіряному виробництві, в текстильній промисловості (для додання тканинам еластичності і м'якості), у виробництві піротехнічних речовин, синтетичних жирів і масел.

## Крохмаль і його характеристика

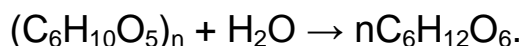
Крохмаль є органічною сполукою, що належить до класу полісахаридів, мономером якого виступає глюкоза ( $C_6H_{12}O_6$ ), що має циклічну будову й утворює полімерну структуру:



За зовнішнім виглядом крохмаль – білий порошок, не розчинний у холодній воді і набухає в гарячій. Поширений у природі, тому що є своєрідним резервом поживних речовин рослин. Багато крохмалю містять зерна злакових рослин, картопля. У рослинах утворюється в якості одного з продуктів фотосинтезу:



Найбільш важливою реакцією для крохмалю можна вважати реакцію гідролізу (в організмі прискорюється під дією ферментів, а в промислових процесах – під час нагрівання в присутності кислот). Під час гідролізу спочатку утворюється розчинний крохмаль, потім менш складні за будовою сполуки – декстрин, мальтоза і кінцевий продукт – глюкоза:

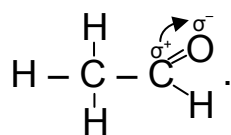


Якісною реакцією на крохмаль є взаємодія з розчином йоду, що виявляється в забарвленні розчину в синій колір, що забезпечується під час підігріву і виявляється знову під час охолодження. Крохмаль є цінним продуктом харчування, використовується в технологіях виробництва антибіотиків, вітамінів, ковбас, кондитерських виробів, медичних препаратів, у процесі оброблення тканин, виробництва спирту, глюкози, декстрину.

## Вуглекислий альдегід і будова його молекули

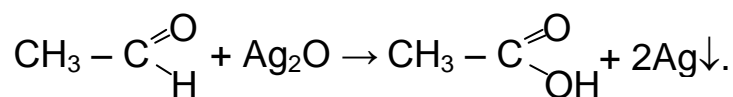
Оцтовий альдегід або ацетальдегід за нормальних умов є безбарвною рідиною з різким запахом, добре розчинний у воді і кипить за температури  $\sim 21\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Є найпростішим альдегідом, до яких належать органічні сполуки, в молекулах яких міститься функціональна альдегідна група.

Структурна формула ацетальдегіду:



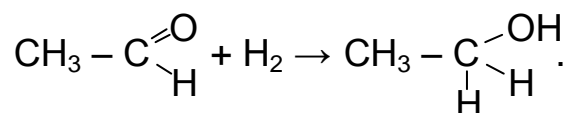
Стрілочкою у структурній формулі позначена специфічна особливість електронної будови молекули: зв'язок між вуглецем і киснем здійснюється двома парами електронів ( $\sigma$ - і  $\pi$ -зв'язок), електронна хмара зміщена до кисню (більш електронегативний елемент) і він набуває частково негативний заряд ( $\sigma^{-}$ ), а вуглець – частково позитивний заряд ( $\sigma^{+}$ ). Через зазначену специфіку група  $\text{C} = \text{O}$  значно поляризована і це обумовлює підвищену реакційну здатність, тому що атом кисню впливає на атом водню, пов'язаний з такою карбонільною групою, – легко може окиснюватися, а з іншого боку – характерні реакції приєднання і полімеризації.

Для альдегідів якісною реакцією є реакція "срібного дзеркала" (окиснення):

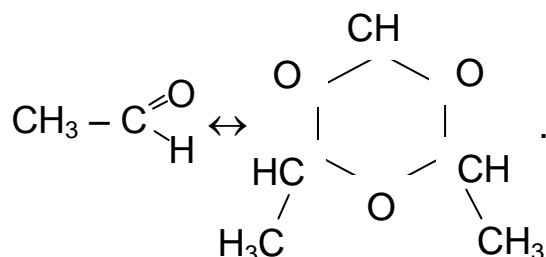




Реакцію приєднання проілюструємо гідруванням ацетальдегіду:

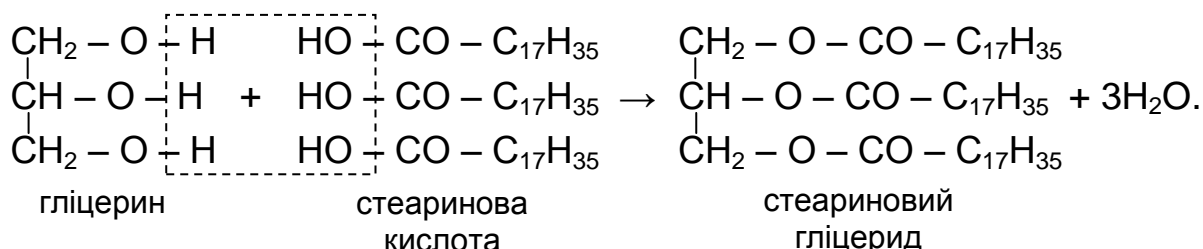


Полімеризація під дією зовнішніх факторів, кислот, каталізаторів – може давати різні полімери для виробництва пластмас, органічного синтезу, отримання ліків. Наприклад, під дією кислот або під час тривалого зберігання утворюється параальдегід, що має сильну снодійну дію:



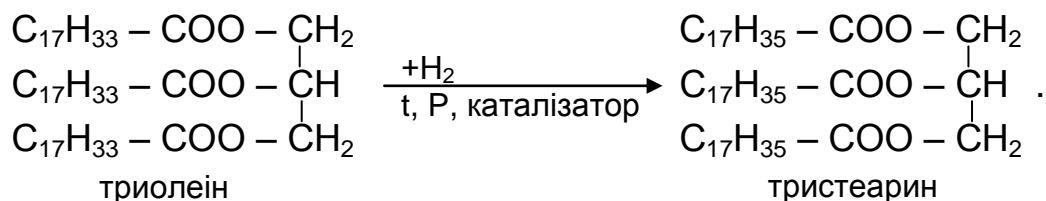
### Жири як представники ефірів, їх властивості та застосування

Жири – це складні органічні сполуки, що є ефірами гліцерину і вищих одноосновних кислот (в основному – пальмітинової і стеаринової) та олеїнової (ненасичена кислота). Загальна назва таких ефірів – гліцериди, які в природі представлені різними змішаними продуктами, в яких присутні різні кислотні радикали, але гліцериновий залишок є складовою частиною всіх жирів. Наприклад:



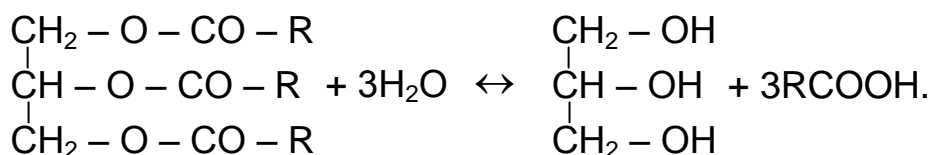
У воді жири не розчиняються, легше її, маслянисті на дотик, добре вбираються волокнистими речовинами (папір, тканини, шкіра). Добре розчинні в бензині, ефірі, чотирихлористий вуглець (CCl<sub>4</sub>), сірководні (H<sub>2</sub>S), дихлоретан (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>). У природі жири є і в рослинах, і в живих

організмах. Рідкі жири переробляють у тверді за допомогою реакції приєднання, найчастіше водню (гідрогенізація):



Продукт такої реакції називають саломасом, і він застосовується для отримання мила, стеарину, гліцерину.

Жири здатні гідролізуватися під час нагрівання і в присутності каталізаторів (кислоти, луги, оксиди – ZnO, CaO, MgO):

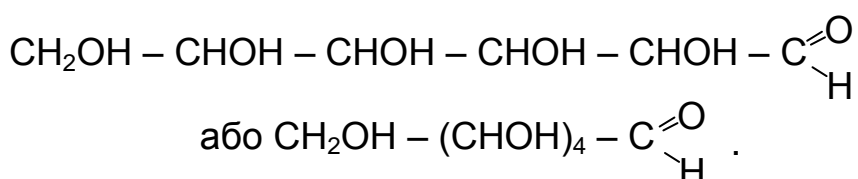


Реакції гідролізу жирів оборотні, але в присутність лугів йдуть до кінця, тому що вони взаємодіють з кислотами, що утворюються, до утворення солей і перешкоджають зворотній реакції взаємодії кислот з гліцерином.

Жири є необхідною складовою їжі, широко використовуються в будівельній індустрії (виробництво олійних фарб), у виготовленні мастил машинобудівної промисловості, фармацевтичних та медичних препаратів.

## Глюкоза і будова її молекули

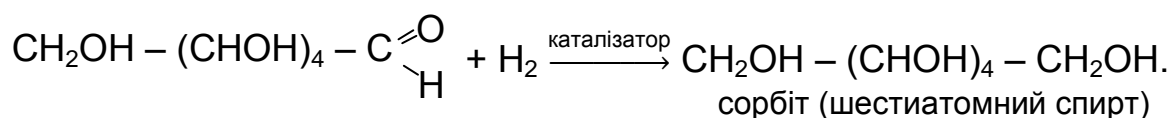
Глюкоза – органічна сполука – моносахарид, який називають виноградним цукром. Це біла кристалічна речовина, що має солодкий смак, добре розчинна у воді. У природі зустрічається в різних рослинах, виноградному соку, меді, фруктах. За хімічними ознаками (наявність гідроксильних груп і альдегідного угруповання) глюкоза є альдегідо-спиртом:



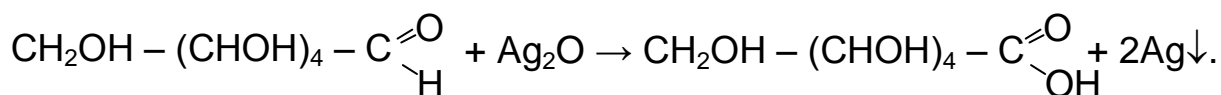
Тому взаємодіє за типом багатоатомних спиртів з металами, утворюючи алкогольати (сахарати), з кислотами – складні ефіри (наприклад, сірчаноокислий ефір  $C_6H_7O(OOCCH_3)_5$ ).

Альдегідна група забезпечує перебіг реакції "срібного дзеркала" з  $Ag_2O$ , у результаті чого осідає металеве срібло.

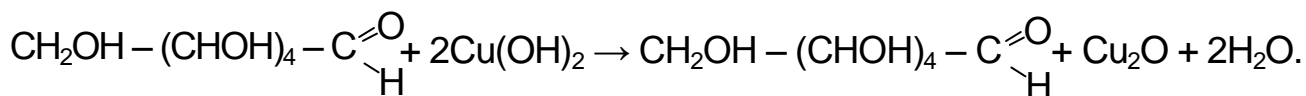
Характерні реакції приєднання, наприклад, гідрування:



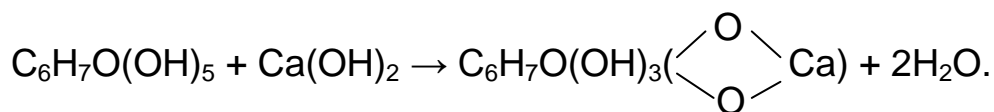
У реакції "срібного дзеркала" крім  $Ag$  утворюється і глюконова кислота:



У разі підігріву реагує з гідроксидами, зокрема окиснюється  $Cu(OH)_2$ :



З розчином гашеного вапна реагує як багатоатомний спирт з утворенням сахарату кальцію:

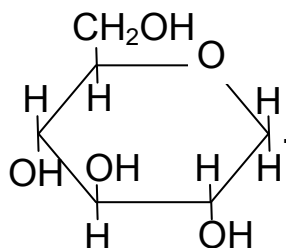


З  $Cu(OH)_2$  у лужному середовищі утворюється аналогічний сахарат міді, що забарвлює розчин в яскравий синій колір і дозволяє якісно виявляти наявність цукру в сечі.

Під дією ферментів і дріжджів глюкоза піддається спиртовому бродінню з утворенням етилового спирту і виділенням вуглекислого газу. Киснем окиснюється до  $CO_2$  і  $H_2O$  з виділенням значної кількості енергії, що обумовлює її харчову цінність.

У даний час вважають, що крім альдегідної форми (лінійної) існує глюкоза із циклічною будовою (причому, у формі двох стереоізомерів:

$\alpha$ - і  $\beta$ -, які відрізняються просторовим розташуванням угруповань щодо кільця):

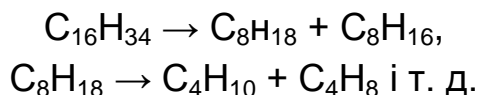


## Нафта, її властивості і основи переробки

Нафта – це природна речовина, що є сумішшю вуглеводнів різної молекулярної маси, в основному – рідких, в яких розчинені газоподібні і тверді вуглеводні різного хімічного складу. За зовнішнім виглядом нафта – масляниста рідина від темно-бурого до чорного кольору, має характерний запах. Вуглеводні в нафти умовно розподіляють на парафінові, циклічні й ароматичні, які в різних нафтових родовищах містяться в різних співвідношеннях. Нафта також може і часто містити кисневі, сірчисті й азотовмісні органічні сполуки.

Нафту в сирому вигляді вже давно не використовують, а беруть із неї цінні технічні продукти. Під час первинного перероблення нафти (перегонка, тобто поділ нафти за фракціями залежно від температур кипіння) отримують світлі нафтопродукти – бензин, газ, газойль або солярове масло, а також залишок (речовини з високою температурою кипіння) – мазут – у вигляді в'язкої чорної рідини. Мазут у подальшому також піддають переробленню (зазвичай за умови зниженого тиску) і беруть із нього різні мінеральні масла, вазелін і парафін, а в залишку утворюється нафтовий пек або гудрон (з якого отримують бітум).

Під час вторинних методів перероблення нафти використовують крекінг: термічний або каталітичний. Термічний проводять за температури 470 – 550 °C і тиску 20 – 70 атмосфер, при цьому молекули вуглеводнів з великою кількістю атомів вуглецю розщеплюються на більш дрібні молекули насичених і ненасичених вуглеводнів, наприклад:



За цим способом отримують бензин з низьким октановим числом, вихід готового продукту ~ 70 %. Каталітичний крекінг ведуть за аналогічних температур, але за умови атмосферного тиску і застосовуючи газову фракцію або газойливу фракцію після первинного нафтоперероблення. Каталізатори –  $\text{AlCl}_3$ , алюмосилікати,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  та ін. Проходять не тільки реакції розщеплення, а й реакції ізомеризації з утворенням розгалуженого вуглеводневого каркасу молекул, що підвищує якість бензинів. Під час каталітичного крекінгу з каталізатором  $\text{Mo}$  або  $\text{Pt}$  вуглеводні з 6 – 8 атомами вуглецю можуть приєднувати водень з утворенням ароматичних сполук. Цей вид крекінгу використовують для отримання авіаційних бензинів і називають риформинг (облагороджування) або платформинг (від каталізатора – платина).

Газоподібні речовини, що виділяються під час перероблення нафти, вловлюють і застосовують в найрізноманітніших процесах органічного синтезу.

## Структурна ізомерія органічних речовин

Структурну ізомерію вперше виявив у 1830 р. Я. Берцеліус. Аналіз виноградної кислоти та винокаменої кислоти показав йому однаковий склад цих сполук, хоча вони мають різні властивості. До Бутлерова О. М. в органічній хімії не могли зрозуміти причин такого явища. Положення теорії Бутлерова О. М. пояснюють багатоваріантність органічних сполук, яка обумовлена трьома основними причинами:

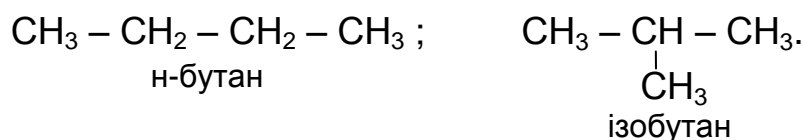
- для однакового числа атомів вуглецю в органічному поєднанні можливе утворення різних за будовою ланок, ланцюгів;
- для однакового числа атомів вуглецю в органічних сполуках може реалізовуватися різний порядок зв'язків атомів вуглецю і атомів інших елементів у молекулах таких сполук;
- атоми водню в органічних сполуках здатні заміщатися на інші радикали.

У даний час речовини з однаковим складом і однаковою молекулярною масою, але з різною будовою молекул і, відповідно, із відмінними властивостями, – називають ізомерами.

Наприклад, етиловий спирт і диметилловий ефір мають однаковий склад, що відповідає формулі  $C_2H_6O$ . Властивості цих сполук відрізняються: етиловий спирт – рідина з  $t_{\text{кипіння}} = 78,3 \text{ } ^\circ\text{C}$ , а диметилловий ефір – газ, який скраплюється за  $-23,6 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Справа у відмінності структури і молекул:



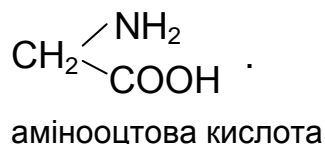
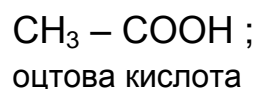
Бутлеров О. М. передбачив існування ізомеру нормального бутена, який він назвав ізобутаном і синтезував у 1837 р. Скорочені структурні формули цих речовин показують різницю:



У наступного в ряду вуглеводнів – пентану ( $C_5H_{12}$ ) існують вже три ізомери, у  $C_6H_{14}$  – п'ять, у  $C_7H_{16}$  – дев'ять і тенденція зростання кількості ізомерів триває зі зростанням числа атомів вуглецю в сполучі.

## Амінокислоти та їх характеристика

Амінокислоти – це органічні сполуки, у молекулах яких містяться одночасно карбоксильна група ( $-\text{COOH}$ ) та аміногрупа ( $-\text{NH}_2$ ). Ці кислоти відіграють значну роль в будові білків живих організмів. Їх можна розглядати як похідні карбонових кислот, у яких один або кілька атомів водню заміщені аміногрупами:



Амінокислоти в складі білків називають не за допомогою додавання префіксу "аміно-" до назви відповідної карбонової кислоти, а за допомогою історичних назв: амінооцтова кислота – гліцин, амінопропіонова кислота – амін.

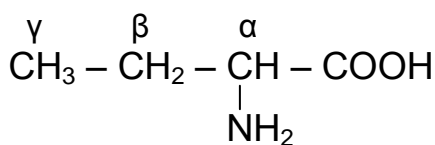
Ізомери амінокислот розрізняють за розташуванням NH<sub>2</sub>-груп і будовою вуглеводневого радикала. За розташуванням NH<sub>2</sub>-груп щодо груп –COOH розрізняють:

α-амінокислоти (–NH<sub>2</sub> знаходиться біля першого атома вуглецю, вважають від –COOH);

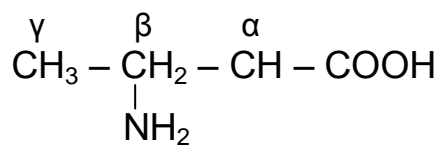
β-амінокислоти (–NH<sub>2</sub> знаходиться біля другого атома вуглецю);

γ-амінокислоти (–NH<sub>2</sub> знаходиться біля третього атома вуглецю).

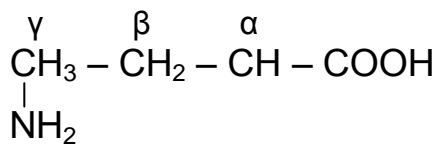
Наприклад:



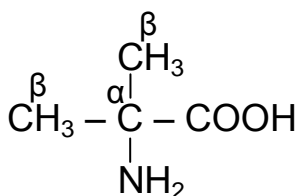
α-аміномасляна кислота



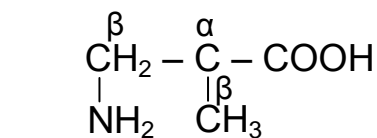
β-аміномасляна кислота



γ-аміномасляна кислота

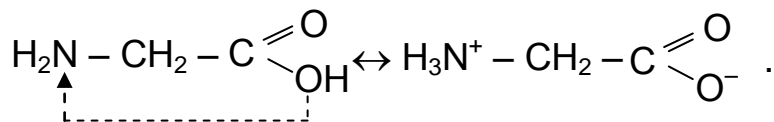


α-аміноізомасляна кислота



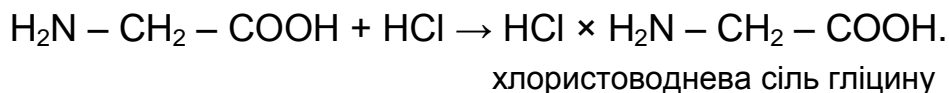
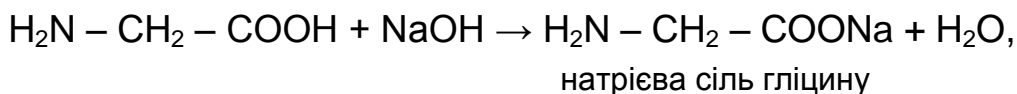
β-аміноізомасляна кислота

Амінокислоти – це зазвичай безбарвні кристалічні речовини, що плавляться за температури вище 250 °С, легкорозчинні у воді і нерозчинні в ефірах. Мають амфотерні властивості через взаємовплив –NH<sub>2</sub> і –COOH-груп:

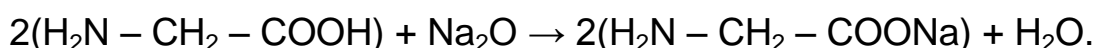


Водень від карбоксильної групи прагне причепитися до аміногрупи за місцем неподіленої електронної пари у азоті. Тому аміногрупа і карбоксильна група взаємно нейтралізуються з утворенням так званої внутрішньої солі, відповідно в розчині відсутній надлишок іонів водню або гідроксилу, що обумовлює відсутність впливу на індикатори. Індикатори реагують, якщо в молекулі амінокислот міститься різна кількість –NH<sub>2</sub> і –COOH-груп.

Через амфотерність амінокислоти реагують з кислотами і лугами, утворюючи відповідні солі:

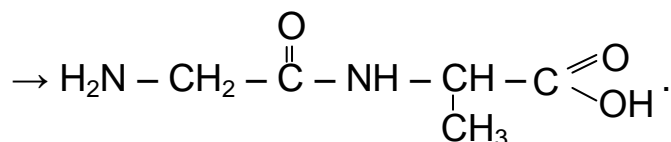
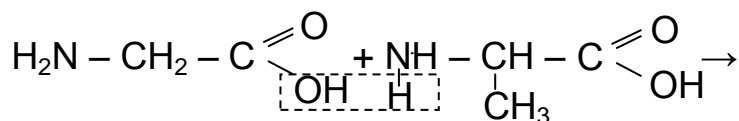


Аналогічно реагує з металами, оксидами металів, наприклад:

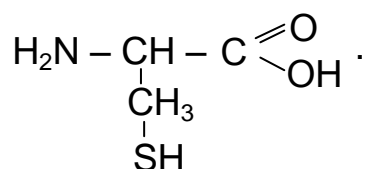


### Білки та їх характеристика

Білки – це основа живих організмів, є високомолекулярні природні сполуки, побудовані з  $\alpha$ -амінокислот за допомогою пептидних ланок ( $-\text{NH}-\text{CO}-$ ). Якщо в утворенні пептиду бере участь дві амінокислоти, його називають дипептидом, три – трипептидом, багато – поліпептидом:



Дипептиди мають можливість і далі нарощувати ланцюг, приєднуючи за аналогічною схемою інші амінокислоти, наприклад, цистеїн:



Довжина утвореного ланцюга теоретично може бути будь-яка (в інсуліні 51 амінокислотний залишок), молекулярні маси білків величезні (від 10 тисяч до декількох мільйонів). Основне число білків складається

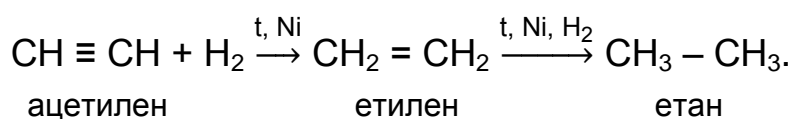


з 22 α-амінокислот. Розрізняють первинну структуру білків (послідовність чергування амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюгу); вторинну (форма поліпептидного ланцюга в просторі – спіраль, подвійна спіраль, глобули і тому подібне); третинна (реальна тривимірна конфігурація).

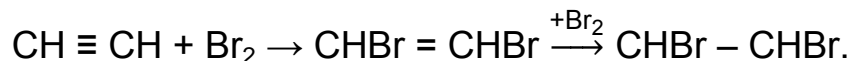
За хімічним складом виокремлюють прості і складні білки. Прості – протеїни, які під час гідролізу розпадаються на амінокислоти. Складні – протеїди, які під час гідролізу розпадаються на амінокислоти і речовини не білкової природи (нуклеїнові кислоти, вуглеводні та ін.). Як і амінокислоти, білки проявляють амфотерні властивості. Деякі з речовин або зовнішніх факторів (кислоти, луги, температура, тиск) можуть викликати денатурацію білків. Білки складаються з різних органічних функціональних груп і не можуть бути віднесені до будь-якого окремого класу речовин.

## Ацетилен та його характеристика

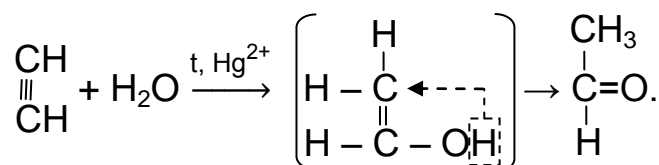
Ацетилен – це безбарвний газ, легший за повітря, слабо розчинний у воді ( $C_2H_2$  або  $CH \equiv CH$ ). Ацетилен стоїть на початку гомологічного ряду так званих ацетиленових вуглеводнів. Вуглецеві атоми в молекулі  $C_2H_2$  пов'язані потрійним зв'язком і знаходяться в стані sp-гібридизації. Сама молекула лінійна з трьох зв'язків – два π-зв'язки й один σ-зв'язок, причому π-зв'язки розміщені в двох взаємно перпендикулярних площинах. Ацетилен, маючи потрійний зв'язок, ще більш ненасичений вуглеводень, ніж етилен ( $C_2H_4$ ) з наявністю подвійного зв'язку у його молекули, отже, він ще більш реакційноздатний. Реакції приєднання проходять у дві стадії через поетапний розрив зв'язків. Спочатку розривається один π-зв'язок і можуть утворюватися похідні алкени, а лише після – розривається другий π-зв'язок і на його місці можливе приєднання атомів з утворенням похідних алканів:



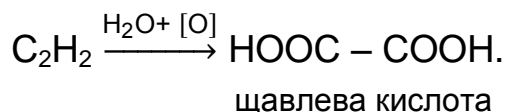
Галогенується ацетилен дуже легко. Якісною реакцією на ацетилен є знебарвлення бромної води, як і на всі ненасичені вуглеводні:



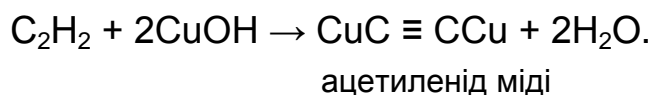
Гідратація проходить складніше, а реакція є іменною – реакція Кучерова (1881 р.):



Легко окиснюється, наприклад, розчином перманганату калію з утворенням похідних щавлевої кислоти:



Характерні для ацетилену і реакції заміщення, наприклад:

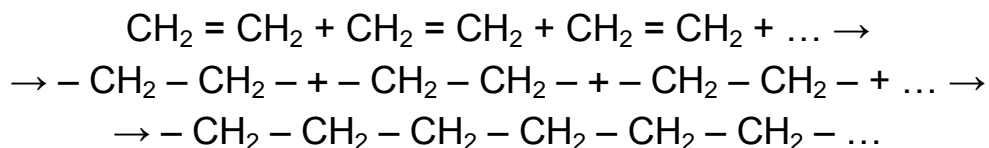


На повітрі ацетилен горить полум'ям, що сильно копить, а в кисні згоряє з утворенням сліпуче-білого полум'я і виділенням великої кількості енергії (розігрів до 3 000 – 3 500 °С). Ця особливість використовується в газозварюванні і під час різання металів.

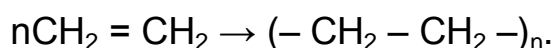
## Поліетилен і його характеристика

Поліетилен – це високомолекулярна сполука, яку отримують в ході реакційної полімеризації ненасичених вуглеводнів. Зокрема, у реакціях полімеризації етилену ( $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ ) його молекули з'єднуються між собою

за місцем розриву одного з зв'язків, а сам етилен виступає в якості мономера:



У скороченому вигляді можна записати:



Найбільш масштабно отримують поліетилен двома способами: за високого і низького тиску. За високого тиску (1 500 – 3 500 атмосфер або 150 – 350 МПа) і температури 200 – 280 °С, ці умови сприяють отриманню розгалуженого полімерного ланцюга. За низького тиску (2 – 5 атмосфер або 0,2 – 0,5 МПа), температури 80 – 100 °С і в присутності (обов'язково) спеціального каталізатора Циглера – Натта ( $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3 + \text{TiCl}_4$ ) – більш ймовірний лінійний характер з'єднання ланок. Лінійна структура полімеру більш впорядкована і її уподібнюють кристалічній, кажучи про високий ступінь кристалічності такого поліетилену.

Поліетилен з низькою молекулярною масою ( $n \sim 20$ ) є рідиною і часто застосовується для спеціальних мастил. За умови довжини ланцюга  $n = 1\,500 - 2\,000$  ланок поліетилен твердоподібний, але гнучкий і пластичний матеріал, відповідно, застосовується для отримання плівок, ємностей і еластичних трубок. За умови  $n = 5\,000 - 6\,000$  твердість і крихкість поліетилену проявляється значніше, з нього виготовляють тверді трубки, бутлі і міцні нитки.

Поліетилен зараховують до класу термопластичних полімерів, тобто його можна багаторазово плавити і затверджувати знову. За нормальних умов поліетилен дуже інертний – не розчиняється у органічних розчинниках, концентровані  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HCl}$  на нього не діють ( $\text{HNO}_3$  та інші окиснювачі зумовлюють руйнування полімерного ланцюга). Він досить міцний, в тому числі за низьких температур ( $-70\text{ }^\circ\text{C}$ ), погано змочується водними розчинами, має хороші діелектричні властивості, що обумовлює його широке застосування для електроізоляційних цілей, у проводах і кабелях високої напруги.

## Спирти та їх характеристика

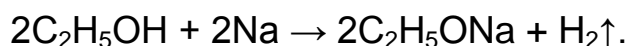
Спирти належать до класу кисневмісних органічних речовин, молекули яких складаються з атомів вуглецю, водню і кисню, причому кисень входить до складу гідроксильної групи –ОН, яка з'єднана з вуглеводневим радикалом. Залежно від кількості гідроксильних груп спирти розподіляють на одно- і багатоатомні. Найбільш поширені одноатомні спирти: метиловий (деревний)  $\text{CH}_3\text{OH}$ , етиловий (виний)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , пропіловий та ізопропіловий  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ . Серед багатоатомних:

Етиленгліколь  $\text{OH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  і гліцерин  $\text{HOCH}_2 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2\text{OH}$ , відповідно дво- і трьохатомні спирти.

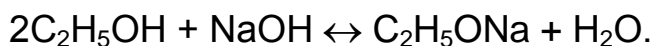
Похідні від дво- і трьохатомних спиртів називають гліколями і гліцератами, а у більш загальних випадках говорять алкоголяти. Для одноатомних спиртів застосовують скорочені назви, утворені додаванням закінчення -ол до відповідної назви радикалу: метанол, етанол, пропанол, ізопропанол і т. д.

### Етиловий спирт, будова молекули та властивості

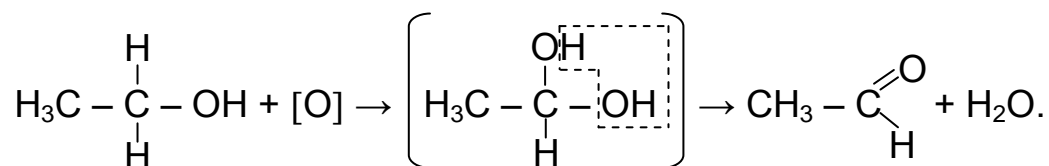
За нормальних умов  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  безбарвна і рухома рідина, на повітрі горить злегка блакитним полум'ям, кипить за температури приблизно  $78,3^\circ\text{C}$ , замерзає за температури  $-114^\circ\text{C}$ , з водою змішується в будь-яких кількостях, дає нейтральну реакцію і не дисоціює на іони через особливості електронної будови молекули: електронна пара між О і Н, тобто в гідроксильній групі, зміщена до кисню, як до більш електронегативного елемента відповідно атом у гідроксильній групі має слабший зв'язок порівняно з іншими атомами водню в молекулі. Водень гідроксильної групи легко може заміщатися металами, наприклад, лугами:



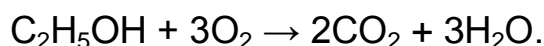
Алкоголяти у водному середовищі нестійкі і розкладаються на спирт і луг. З лугами спирти тому реагують оборотно:



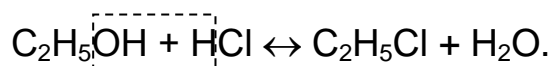
Етиловий спирт окиснюється сильними окиснювачами ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), киснем повітря (у присутності каталізаторів:  $\text{Cu}$ ,  $\text{Pt}$ ) з характерною особливістю – кисень приєднується до атому вуглецю, який пов'язаний з  $-\text{OH}$  групою:



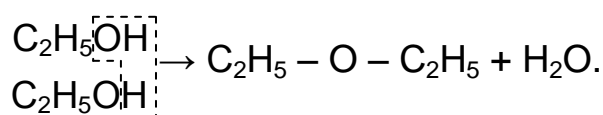
У разі контакту з вогнем концентровані водні розчини етилового спирту горять з утворенням майже безбарвного або слабо-блакитного полум'я:



Галогеноводні "відщеплюють" від молекули спирту  $-\text{OH}$  групу:



Під час цієї реакції надлишок кислоти буде зрушувати рівновагу вправо, а якщо додавати луг – то рівновага буде зміщуватися вліво. Спирти здатні дегідратувати, тобто в міжмолекулярній взаємодії буде виділятися вода й утворюватися простий ефір:



## Різноманіття органічних речовин

Теорія хімічної будови органічних речовин базується на електронних уявленнях виникнення взаємозв'язків між атомами, закладених Бутлеровим О. М. Причинами різноманіття органічних речовин є:

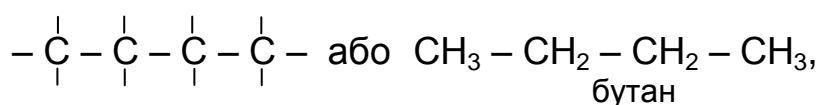
- 1) здатність за умови однакового хімічного складу молекул утворювати вуглецеві ланцюги різного типу структури – структурна ізомерія;
- 2) здатність утворювати різний порядок зв'язків між атомами вуглецю і атомами інших елементів, що входять до складу молекул органічних речовин;

3) здатність атомів водню в органічних речовинах заміщуватися на радикали.

Вуглецеві ланцюги органічних сполук розрізняються за складом і будовою. Найбільш загальний поділ органічних сполук за названими критеріями: ациклічні (молекули складаються з відкритих вуглецевих ланцюгів – прямолінійних або розгалужених) і циклічні (вуглецеві ланцюги замкнені в кільця).

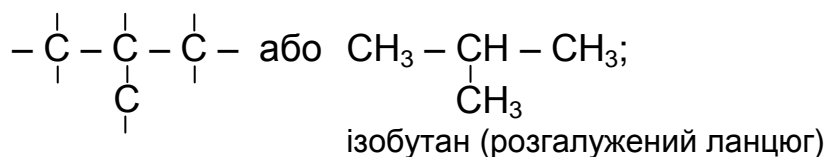
Порядок зв'язку між атомами вуглецю може бути:

- атоми вуглецю утворюють відкритий, незамкнутий ланцюг з одинарними зв'язками:

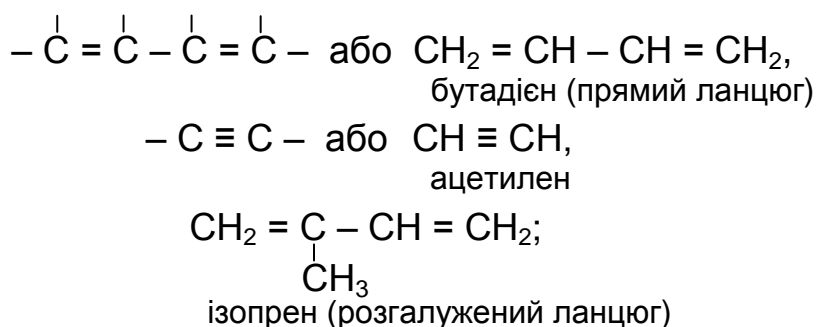


до атома вуглецю в такому колі можуть приєднуватися не тільки атоми водню, а й атоми інших хімічних елементів;

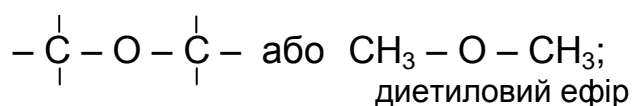
- атоми вуглецю утворюють розгалужений ланцюг:



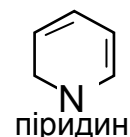
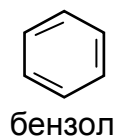
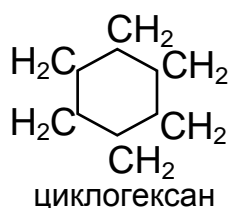
- атоми вуглецю з'єднуються між собою за участю кратних зв'язків (подвійних, потрійних):



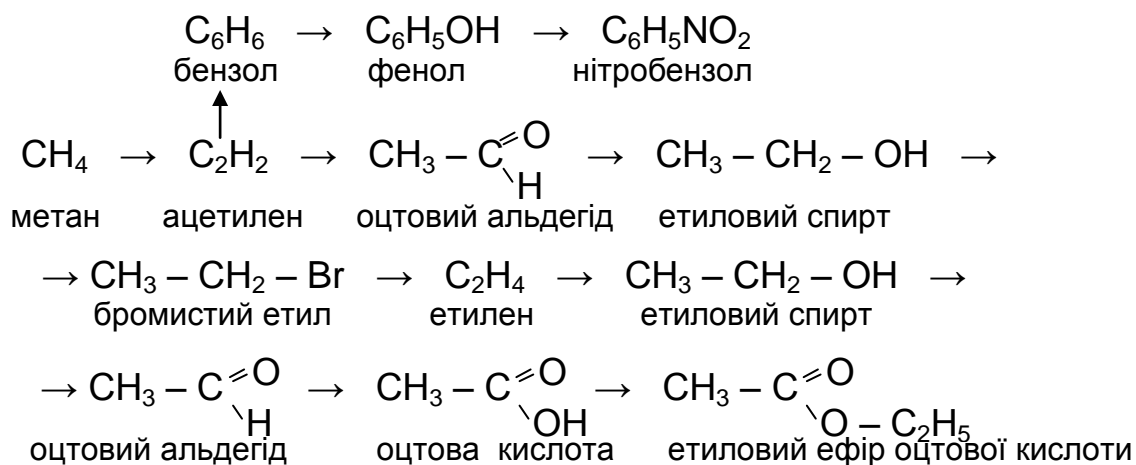
- атоми вуглецю з'єднуються між собою за допомогою будь-якого іншого елемента, наприклад:



- атоми вуглецю утворюють замкнуті ланцюги, тобто цикли:



Взаємозв'язок між різними класами органічних сполук виходить з положення про можливість їх послідовного перетворення з одних в інші. Наприклад, можна провести за допомогою хімічних реакцій таку схему перетворень:



## Роль вуглецю у будові органічних речовин

Усі органічні сполуки мають в складі молекули атоми вуглецю, які мають ключове значення в структурі і властивостях цих сполук. Теорія хімічної будови закладена Бутлеровим О. М. і її основні положення поширюються на будь-які хімічні сполуки, в тому числі органічні:

1) атоми в молекулах сполук один з іншим в певній послідовності в відповідності до їх валентності. Порядок з'єднання атомів у молекулі називають хімічною будовою;

2) властивості речовин залежать не тільки від типу і кількості атомів, що входять до складу молекули, але і від типу хімічної будови молекул;

3) у хімічній будові молекули кожен атом впливає на інші атоми і цим визначається реакційна здатність.

Вуглець в органічних сполуках забезпечує специфіку хімічної будови молекул, оскільки вуглець завжди чотиривалентний і його атоми можуть з'єднуватися не тільки з атомами інших елементів, а й між собою, утворюючи вуглецеві ланцюги (прямі, розгалужені або кільцеві), у тому числі і через взаємодію кратних зв'язків (подвійних, потрійних). Хімічну будову органічних молекул часто відображають структурними формулами (ковалентний зв'язок позначається рисою). Структурна формула органічної сполуки може бути записана через електронну формулу, тому що кожна рисочка означає одну узагальнену електронну пару. Для розуміння особливостей органічних сполук виявилось важливим знати не тільки якісний і кількісний склад молекул, який відображають зазвичай емпіричними формулами, а й структурні або електронні формули.

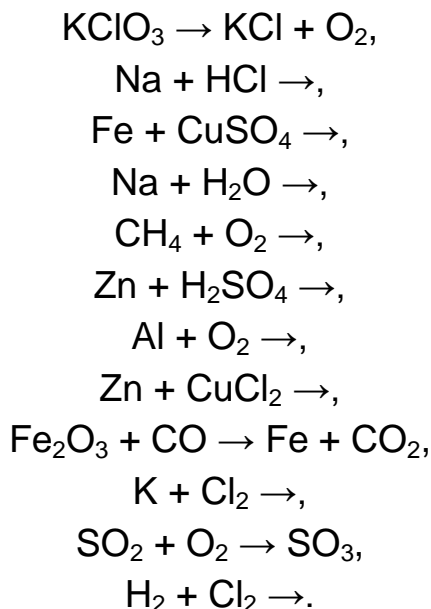
### **Завдання для самопідготовки**

1. Охарактеризуйте будову атома Фосфору, Флуору, Оксигену, Цинку, Скандію.
2. Обчисліть число протонів, нейтронів та електронів, що містяться в атомах Алюмінію, Берилію, Хлору, Цезію та Йоду.
3. Охарактеризуйте такі хімічні елементи: Магній, Селен, Хсенон, Барій, Цирконій, Літій.
4. Опишіть властивості речовин: води, кисню, азоту, сірки, срібла, за схемою: агрегатний стан; колір; запах, смак; щільність; температура кипіння, температура плавлення; розчинність.
5. Знайдіть константу рівноваги реакції:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ , якщо вихідна концентрація  $\text{N}_2\text{O}_4$  складає 0,8 моль/л, а до настання рівноваги продисоціювало 50 %  $\text{N}_2\text{O}_4$ .
6. Зміною концентрації яких реагуючих речовин можна зсунути управо рівновагу реакції  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{кр}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$ ?
7. Як потрібно змінити температуру та тиск (збільшити або зменшити), щоб рівновагу в реакції розкладу карбонату кальцію:  $\text{CaCO}_3(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г})$ ,  $\Delta H^0 = 178 \text{ кДж}$  змістити в сторону продуктів розкладу?



8. Складіть рівняння гідролізу солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ . Як змінюється рН під час розчинення у воді цих солей?

9. Закінчіть окисно-відновні реакції, вкажіть окисник і відновник:



10. Яка маса відповідає магній оксиду  $\text{MgO}$  кількістю речовини 6 моль?

11. Яка кількість речовини ортофосфатної кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$  відповідає її масі 392 г?

12. Обчислити масу Карбону, що міститься в 4,4 г вуглекислого газу.

13. Яку масу ферум (II, III) оксиду необхідно переробити, щоб одержати 1 т заліза?

14. Визначте масову частку кристалізаційної води в мідному купоросі, хімічна формула якого  $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ .

15. Масова частка купрум (I) сульфід у мідній руді становить 6,25 %. Яку масу міді можна добути з 25 т такої руди, якщо її інші компоненти не містять атомів Купруму.

16. Установіть формулу сполуки, яка містить за масою 28 % Феруму, 24 % Сульфур та Оксиген.

17. Ферум (III) оксид ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) містить 224 г Феруму і 96 г Оксигену. Обчислити масову частку Феруму (%) в ферум (III) оксиді.

18. Обчислити масові частки Натрію, Карбону та Оксигену в натрій карбонаті, хімічна формула якого  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

19. Обчислити масові частки Алюмінію, Сульфуру та Оксигену в алюміній сульфаті, хімічна формула якого  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

20. Хімічна формула залізного купоросу  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ . Обчислити масову частку кристалізаційної води в залізному купоросі.

21. Яка маса ферум (II) сульфату міститься в 9,45 г залізного купоросу? Врахуйте, що до складу однієї формульної одиниці кристалогідрату входить сім молекул води.

22. Кислота має загальну формулу  $\text{A}_x\text{M}_2\text{D}_7$ . Масова частка елемента М у ній становить 34,83 %, а елемента D – 62,92 %. Визначте формулу кислоти.

23. Яку масу гашеного вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

24. Яка кількість речовини нітроген (V) оксиду прореагувала з водою, якщо утворилася нітратна кислота  $\text{HNO}_3$  кількістю речовини 10 моль?

25. Розрахувати масу калій сульфату  $\text{K}_2\text{SO}_4$  кількістю речовини 0,1 моль.

26. У якій масі води міститься стільки молекул, скільки їх знаходиться в 4,48 л (нормальні умови) амоніаку  $\text{NH}_3$ ?

27. Обчисліть кількість речовини кальцій ортофосфату, що містить 1,6 моль.

28. Скільки атомів Гідрогену міститься в 2,24 л суміші метану ( $\text{CH}_4$ ) та етену ( $\text{C}_2\text{H}_4$ )?

29. Визначте формулу сполуки, що містить 0,14 г Феруму та 0,06 г Оксигену.

30. Визначте масову частку розчиненої речовини у розчині, утвореному з 20 г натрій гідроксиду і 180 г води.

31. Визначте масу розчину отрофосфатної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 0,2, в якому міститься 40 г кислоти.

32. Яку масу води і натрій гідроксиду NaOH необхідно взяти для приготування 150 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 15 %.

33. Яку масу калій хлориду слід розчинити в 200 г води, щоб отримати розчин з масовою часткою калій хлориду 2 %.

34. Яка кількість речовини фосфор (V) оксиду утвориться в результаті згоряння 2,4 моль фосфору.

35. Яка маса фосфор (V) оксиду утвориться під час спалювання фосфору в 2,24 л кисню (нормальні умови)?

36. Яку кількість речовини натрій гідроксиду та ортофосфатної кислоти необхідно взяти, щоб утворилося 16,4 г  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  та 7,1 г  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

37. Під час електролізу водного розплаву калію гідроксиду з інертними електродами на катоді виділиться молекулярний водень, об'єм якого за нормальних умов дорівнює 11,2 л. Який об'єм кисню виділиться при цьому аноді?

38. Складіть рівняння реакцій електролізу водних розчинів таких речовин:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$ . Електроліз ведуть з інертними електродами.

39. Одним зі способів промислового отримання калію є електроліз розплавленого калію хлориду. Яка маса металу буде отримана, якщо відомо, що в результаті електролізу виділиться хлор об'ємом 896 л (нормальні умови)?

40. Дати назву комплексної сполуки  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ . Визначити комплексоутворювач, ліганд і склад зовнішньої сфери.

41. Формулі  $\text{C}_9\text{H}_{10}$  відповідає декілька ароматичних вуглеводнів. Напишіть структурні формули цих ізомерів і назвіть їх.

42. Напишіть графічні формул п'яти ізомерних амінів, що містять бензольне ядро, складу  $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$ . Складіть їх назву за номенклатурою ІЮПАК.

43. Напишіть графічні формули первинних, вторинних і третинних спиртів складу  $C_6H_{13}OH$ . Назвіть їх за номенклатурою ІЮПАК.

44. Напишіть графічні формули ізомерних карбонових кислот складу  $C_8H_8O_2$ . Назвіть ці сполуки за номенклатурою ІЮПАК.

45. Суміш етану та етилену об'ємом 200 мл (нормальні умови) знебарвила бромну воду масою 25 г. Розрахуйте об'ємну частку етилену в суміші, якщо масова частка бромну в бромній воді становить 3,2 %.

46. Глюкозу, масою 1 260 кг піддали спиртовому бродінню. Яка маса етанолу при цьому утворилась?

47. Аміноетанова (амінооцтова) кислота масою 67,5 г, вступила в реакцію з натрій гідроксидом. Яка маса солі натрій аміноацетату утворилась?

48. Яка маса целюлози потрібна для повного окиснення (горіння), щоб утворилось 132 г карбон (VI) оксиду (вуглекислого газу)?

49. Хлоридна кислота кількістю речовини 5 моль повністю прореагувала з аміноетановою (амінооцтовою) кислотою. Яка маса солі при цьому утворилась?

50. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4$ .

51. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ .

52. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2$ .

53. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$ .

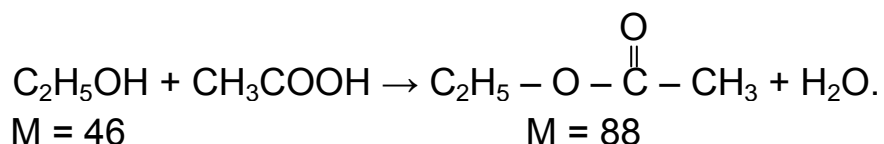
54. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$ .

## Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Етиловий ефір оцтової кислоти отриманий в кількості 35,2 г. Вихід готового продукту під час проведення реакції склав 80 % від теоретично можливого. Визначити кількість етилового спирту, необхідного для цієї реакції.

*Розв'язок.*

Етиловий ефір оцтової кислоти отриманий за реакцією:



Відповідно до того, що 35,2 г ефіру склало 80 % від його можливого виходу, визначаємо теоретичний вихід ефіру:

$$m = \frac{35,2 \text{ г} \times 100 \%}{80 \%} = 44 \text{ г}.$$

За стехіометрією реакції молекулярна маса ефіру (88) утворюється в точній відповідності до молекулярної маси етилового спирту (46) і можна скласти пропорцію:

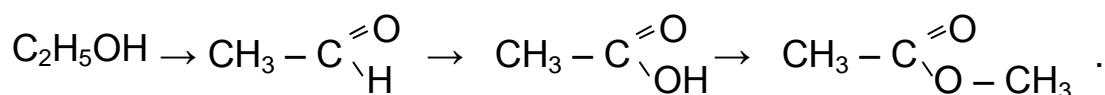
$$\begin{array}{r} 88 - 46 \\ 44 - x \\ x = \frac{44 \times 46}{88} = 23. \end{array}$$

*Відповідь:* кількість етилового спирту, необхідного для цієї реакції, становить 23 г.

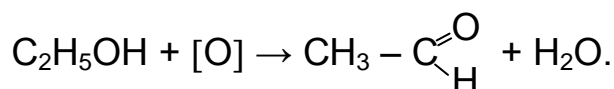
**Задача 2.** Написати рівняння реакцій для проведення синтезу за схемою: етиловий спирт  $\rightarrow$  оцтовий альдегід  $\rightarrow$  оцтова кислота  $\rightarrow$  метиловий ефір оцтової кислоти.

*Розв'язок.*

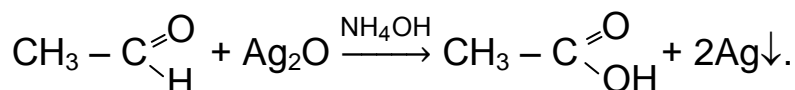
Завдання зводиться до проведення хімічних перетворень за схемою:



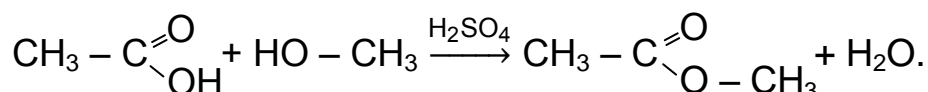
Оцтовий альдегід може бути отриманий з етилового спирту в реакціях окиснення, наприклад,  $K_2Cr_2O_7$ , киснем повітря в присутності каталізаторів (Cu, Pt):



За реакцією "срібного дзеркала" з оцтового альдегіду можна отримати оцтову кислоту:



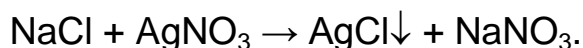
Оцтова кислота і метиловий спирт в умовах підкиснення (наприклад, концентрування  $H_2SO_4$ ), будуть реагувати з утворенням метилового ефіру оцтової кислоти:



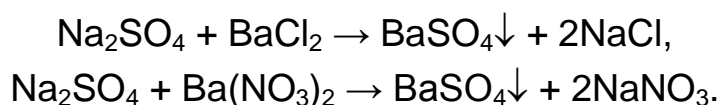
**Задача 3.** У двох пробірках налиті розчини сульфату і хлориду натрію ( $Na_2SO_4$  і  $NaCl$  відповідно). Навести характерні реакції, що дозволяють розпізнати речовини.

*Розв'язок.*

Задані солі відрізняються видом аніонів, що і слід урахувати для їх ідентифікації. Якісною реакцією на іони  $Cl^-$  є взаємодія з нітратом срібла ( $AgNO_3$ ), тому що в продуктах буде випадати білий "сирний" осад  $AgCl$ , який на світлі постійно темніє:



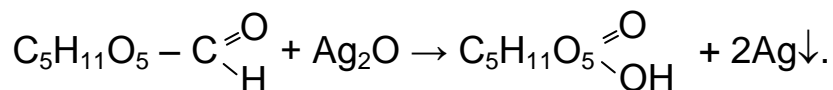
Якісною реакцією на іони  $SO_4^{2-}$  є взаємодія з солями барію ( $BaCl_2$  або  $Ba(NO_3)_2$ ), тому в продуктах буде утворюватися білий осад сульфату барію ( $BaSO_4$ ):



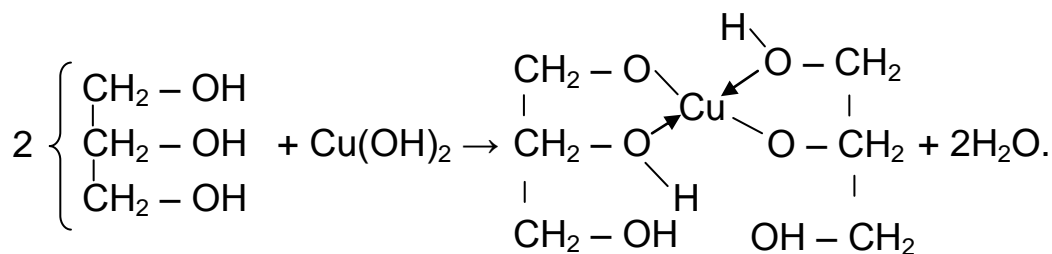
**Задача 4.** У двох пробірках наліті розчини глюкози і гліцерину. Навести характерні реакції, що дозволяють розпізнати речовини.

*Розв'язок.*

Для розпізнання глюкози і гліцерину в пробірках слід урахувати, що в глюкозі є альдегідна група і якісна реакція на неї – реакція "срібного дзеркала":

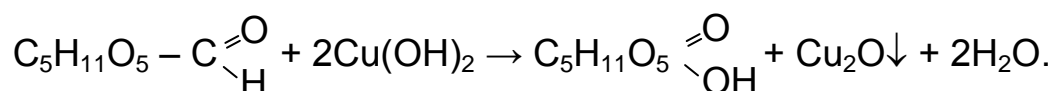


Гліцерин – триатомний спирт, а якісною реакцією на багатоатомні спирти є їх взаємодія з гідроксидом міді, тому що продукт забарвлюється в яскраво-синій колір через утворення гліцерату міді:



гліцерат міді (II)

Слід урахувати, що з гідроксидом міді буде взаємодіяти і глюкоза, але при цьому буде утворюватися помаранчевий осад  $\text{Cu}_2\text{O}$ :



**Задача 5.** Невідому речовина складається з 7,8 % вуглецю і 92,2 % хлору. Атомні маси вуглецю і хлору 12,0 і 35,5 відповідно. Встановити молекулярну формулу речовини.

*Розв'язок.*

У молекулярній формулі речовини відносний вміст атомів пропорційний їх атомним масам і можна обчислити фактор відносного вмісту елементів (f):

$$f = \frac{\% \text{ вмісту}}{\text{атомна маса}}.$$

Для вуглецю і хлору значення f:

$$f_C = \frac{7,8 \%}{12,0} = 0,65, \quad f_{Cl} = \frac{92,2 \%}{35,5} = 2,60.$$

Очевидно, що менше зі значень слід прийняти за 1, а кількість атомів іншого сорту в формулі можна визначити за пропорцією:

$$\begin{array}{r} 0,65 - 1 \\ 2,60 - x \\ x = \frac{2,60}{0,65} = 4. \end{array}$$

Відповідна формула речовини повинна містити один атом вуглецю і чотири атоми хлору.

*Відповідь:*  $CCl_4$  – чотирихлористий вуглець.

**Задача 6.** Визначити склад елементів (мас. %) у сірчаній кислоті  $H_2SO_4$ .

*Розв'язок.*

Визначаємо молекулярну масу сірчаної кислоти:  $M(H_2SO_4) = 98,1$ .

Складаємо пропорцію, наприклад, для повітря:

в 98,1 міститься 2 атоми водню,

в 100 % міститься x % водню.

$$H \% = \frac{2 \times 100}{98,1} = 2,04 \%$$

Аналогічно для S і O:

$$S \% = \frac{32,1 \times 100}{98,1} = 32,70 \%, \quad O \% = \frac{64,0 \times 100}{98,1} = 65,26 \%$$

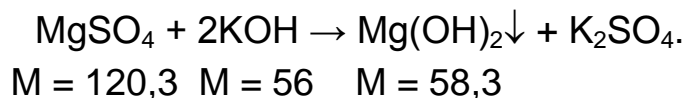
*Відповідь:*  $H_2SO_4$  складається з H – 2,04 мас. %, S – 32,70 мас. % і – 65,26 мас. %.



**Задача 7.** До розчину, який містить 10 г сульфат магнію ( $\text{MgSO}_4$ ), долили розчин, який містить 11,2 г гідроксиду калію. Визначити масу утвореного осаду.

*Розв'язок.*

Під час взаємодії в осад випадає гідрат магнію:



У зв'язку з тим, що невідомо з умов завдання який з розчинів буде перебувати в надлишку, то слід знайти мольне співвідношення реагуючих речовин:

$$v(\text{MgSO}_4) : v(\text{KOH}) = \frac{10}{120,3} : \frac{11,2}{2 \cdot 56} = 0,083 : 0,1 = 0,83 : 1.$$

Таким чином, KOH узятий в надлишку щодо стехіометрії реакції і розрахунок слід вести за речовиною, яка взята в нестачі ( $\text{MgSO}_4$ ), тобто воно прореагує повністю. Складаємо пропорцію:

з 120,3 г  $\text{MgSO}_4$  утворюється 58,3 г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  
а з 10 г  $\text{MgSO}_4$  утворюється  $x$  г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,

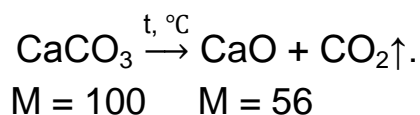
$$x = \frac{10 \times 58,3}{120,3} = 4,8 \text{ г } \text{Mg}(\text{OH})_2.$$

*Відповідь:* осад  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  утворюється у кількості 4,8 г.

**Задача 8.** У результаті термічного розкладання 375 кг вапняку, що містить 80 %  $\text{CaCO}_3$  і 20 % домішок, отримано негашене вапно. Обчислити масу утвореного вапна.

*Розв'язок.*

Реакція термічного розкладання  $\text{CaCO}_3$ :



Знаходимо, скільки чистого (без домішок)  $\text{CaCO}_3$  міститься в 375 кг вапняку:

$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{80 \% \times 375 \text{ кг}}{100 \%} = 300 \text{ кг.}$$

Складаємо пропорцію:

під час розкладання 100 кг  $\text{CaCO}_3$  утворюється 56 кг  $\text{CaO}$ ,  
під час розкладання 300 кг  $\text{CaCO}_3$  утворюється  $x$  кг  $\text{CaO}$ ,

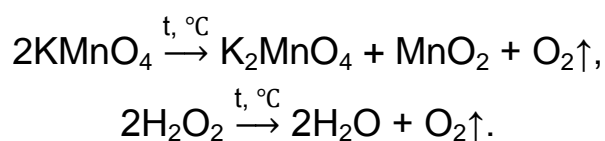
$$x = \frac{56 \times 300}{100} = 168 \text{ кг.}$$

*Відповідь:* з заданої кількості вапняку можна отримати 168 кг  $\text{CaO}$ .

**Задача 9.** Навести реакції термічного розкладання перманганату калію ( $\text{KMnO}_4$ ) і пероксиду водню ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) і пояснити спосіб збирання газоподібного кисню "витіснення повітря з посудини".

*Розв'язок.*

Перманганат калію  $\text{KMnO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}_2$  під час нагрівання розкладаються з виділенням кисню, який можна зібрати і використовувати для проведення лабораторних дослідів. Відповідні реакції:



Кисень трохи важчий за повітря, мало розчинний у воді і його можна зібрати 2 способами:

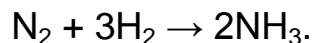
- 1) над водою;
- 2) витісненням повітря з посудини.

У першому способі кисень наповнює пробірку, витісняючи воду, а в другому – повітря з посудини. Перевіряють наповненість судини киснем, підносячи тліючу лучину до горловини – за повного заповнення буде яскраво розгоратися лучина.

**Задача 10.** Розрахувати обсяг азоту, необхідний для отримання 2,5 л аміаку (за нормальних умов).

*Розв'язок.*

Записуємо рівнянні реакції:



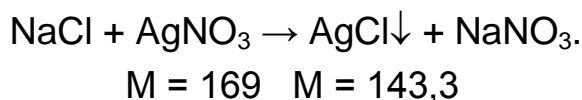
За стехіометрією реакції: з 1 моль азоту утворюється 2 моль аміаку, тобто для утворення 2,5 л аміаку потрібно в 2 рази менше азоту:  $2,5 : 2 = 1,25$  л.

*Відповідь:* для отримання 2,5 л  $\text{NH}_3$  (нормальні умови) потрібно 1,25 л  $\text{N}_2$ .

**Задача 11.** У 17 г 10 % водного розчину срібла ( $\text{AgNO}_3$ ) доданий розчин хлориду натрію ( $\text{NaCl}$ ), у результаті чого утворився осад. Визначити, який осад утворився і масу цього осаду.

*Розв'язок.*

Записуємо рівнянні реакції:



Спочатку знаходимо масу  $\text{AgNO}_3$  у 17 г 10 % водного розчину:

$$m = \frac{\omega \% \times m(\text{р-ра})}{100 \%} = \frac{10 \times 17}{100} = 1,7 \text{ г.}$$

Складаємо пропорцію:

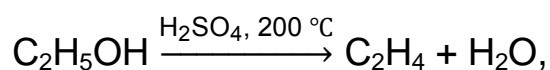
з 169 г  $\text{AgNO}_3$  утворюється 143,3 г  $\text{AgCl}$ ,

а з 1,7 г  $\text{AgNO}_3$  утворюється  $x$  г  $\text{AgCl}$ .

$$x = \frac{1,7 \times 143,3}{169} = 1,4 \text{ г.}$$

*Відповідь:* утворився осад  $\text{AgCl}$  у кількості 1,4 г.

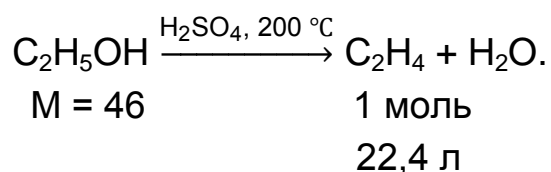
**Задача 12.** У каталітичній реакції:



з 92 г етилового спирту отримано 42,56 л (за нормальних умов) етилену. Обчислити вихід етилену від теоретично можливого.

*Розв'язок.*

Визначаємо теоретично можливий обсяг утвореного етилену за каталітичною реакцією:



Для цього складаємо пропорцію:

з 46 г  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  утворюється 22,4 л  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,

а з 92 г  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  утворюється  $x$  л  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

$$x = \frac{92 \times 22,4}{46} = 44,8 \text{ л.}$$

Реально утворилося 42,56 л  $\text{C}_2\text{H}_4$ , що становить певну об'ємну частину від 44,8 л теоретичного. Тому вихід  $\text{C}_2\text{H}_4$ :

$$\begin{array}{ccc} 44,8 \text{ л} & - & 100 \% \\ 42,56 \text{ л} & - & x \\ x = \frac{42,56 \times 100}{44,8} & = & 95 \%. \end{array}$$

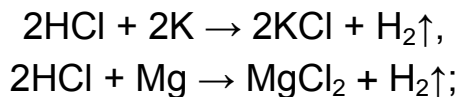
*Відповідь:* вихід етилену 95 % від теоретично можливого обсягу.

**Задача 13.** Провести реакції соляної кислоти (HCl) з металами (K, Mg), оксидами металів (CaO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), лугами (KOH, Mg(OH)<sub>2</sub>) і солями (AgNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), які характеризують HCl як сильну кислоту.

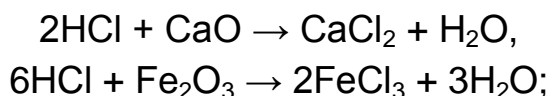
*Розв'язок.*

Соляна кислота належить до сильних, її ступінь дисоціації 92,6 % і тому для неї характерні реакції:

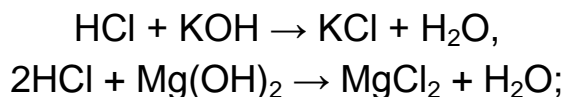
1) взаємодія з металами:



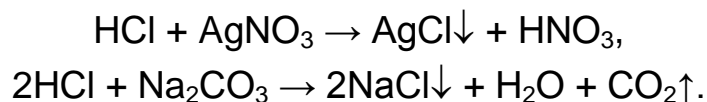
2) взаємодія з оксидами:



3) взаємодія з лугами:



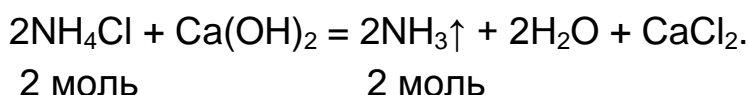
4) взаємодія з солями (характерне утворення осадів і летючих сполук):



**Задача 14.** У реакції 1 моль хлориду амонію ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) з гідроксидом кальцію утворюється аміак. Обчислити обсяг аміаку.

*Розв'язок.*

Записуємо реакцію:



Як впливає з стехіометрії реакції, на кожні 2 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  доводиться 2 моль  $\text{NH}_3$ . Тому з 1 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  утворюється 1 моль  $\text{NH}_3$ , який за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

*Відповідь:* утворюється 22,4 л аміаку.

**Задача 15.** Розрахувати необхідну кількість води і хлориду натрію для приготування 200 г розчину, в якому масова частка NaCl становить 0,05.

*Розв'язок.*

Розраховуємо масу NaCl, яка буде міститися в заданому розчині з умови:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})},$$

тоді

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \times (m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})),$$

де множник в дужках дорівнює масі всього розчину 200 г:

$$m(\text{NaCl}) = 0,05 \times 200 = 10 \text{ г.}$$

Маса необхідної кількості води може бути обчислена за різницею:

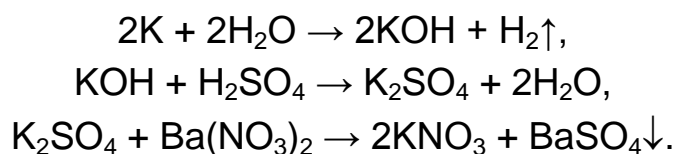
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 - 10 = 190 \text{ г.}$$

*Відповідь:* для приготування розчину треба 190 г H<sub>2</sub>O і 10 г NaCl.

**Задача 16.** Написати рівняння реакцій для схеми: K → KOH → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → BaSO<sub>4</sub>.

*Розв'язок.*

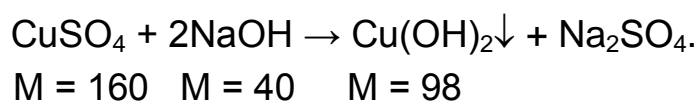
Ланцюжок заданих перетворень можна реалізувати, проводячи послідовно реакції:



**Задача 17.** Отримати 4,9 г Cu(OH)<sub>2</sub> і розрахувати необхідні маси вихідних речовин.

*Розв'язок.*

Гідроксид міді  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  можна отримати за допомогою проведення реакції обміну між мідним купоросом і гідроксидом натрію, зокрема:



Відповідно до стехіометрії реакції складаємо пропорцію:

1 моль 98 г / моль  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  утворюється з 2 моль  $\text{NaOH}$ ,  
а з 4,9 г  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  утворюється з  $x$   $\text{NaOH}$ .

$$x = \frac{4,9 \times 2 \times 40}{1 \times 98} = 4 \text{ г (NaOH)}.$$

Аналогічну пропорцію складаємо для іншої вихідної речовини  $\text{CuSO}_4$ :

$$x = \frac{4,9 \times 2 \times 160}{1 \times 98} = 8 \text{ г (CuSO}_4\text{)}.$$

*Відповідь:* для отримання заданої кількості  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  буде потрібно 4 г  $\text{NaOH}$  і 8 г  $\text{CuSO}_4$ , між якими буде проходити хімічна реакція обмінного типу.

**Задача 18.** Обчислити кількість речовини  $\text{C}_2\text{H}_2$  (ацетилен), що займає за нормальних умов об'ємом 67,2 л.

*Розв'язок.*

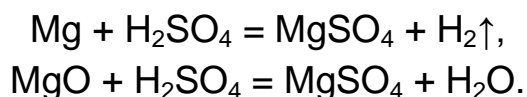
Ацетилен – газоподібна речовина за нормальних умов, відповідає формулі  $\text{C}_2\text{H}_2$  (структурна формула  $\text{CH} \equiv \text{CH}$ ). Як і будь-яка газоподібна речовина за нормальних умов ацетилен підкоряється закону Авогадро і його кількість речовини 1 моль буде займати 22,4 л. Оскільки реальний обсяг ацетилену за умовами завдання займає 67,2 л, то цьому обсягу буде відповідати така кількість речовини:  $67,2 / 22,4 = 3$  моль.

*Відповідь:* кількість речовини  $\text{C}_2\text{H}_2$  становить 3 моль.

**Задача 19.** Навести рівняння реакцій для отримання  $\text{MgSO}_4$  двома способами.

*Розв'язок.*

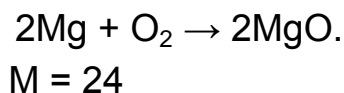
Для отримання  $\text{MgSO}_4$  найбільш прості способи – за участю металевого магнію під час взаємодії з сірчаною кислотою і за участю оксиду магнію під час взаємодії з сірчаною кислотою. Відповідні рівняння хімічних реакцій можна записати:



**Задача 20.** У середовищі кисню згорає 4,8 г Mg. Розрахувати необхідний обсяг кисню.

*Розв'язок.*

Реакція горіння магнію в кисні відповідає рівнянню:



Визначимо, яка кількість речовини вступила у взаємодію, в якій згоріло 4,8 г Mg, що має молекулярну масу 24 г/моль:

$$n(\text{Mg}) = m / M = 4,8 / 24 = 0,2 \text{ моль.}$$

За рівнянням на 1 моль Mg доводиться 0,5 моль  $\text{O}_2$ , тобто в реакції брав участь  $\text{O}_2$ , кількість речовини якого було:

$$n(\text{O}_2) = 0,5 \times 0,2 = 0,1 \text{ моль.}$$

Оскільки потрібно дізнатися обсяг необхідного кисню, то слід врахувати, що за нормальних умов 1 моль будь-якої газоподібної речовини займає 22,4 л:

$$n(\text{O}_2) = 0,1 \times 22,4 = 2,24 \text{ л.}$$

*Відповідь:* для згорання 4,8 г Mg потрібно 2,24 л кисню (за нормальних умов).



## Рекомендована література

### Основна

1. Басов В. П. Хімія : навч. посіб. / В. П. Басов. – Київ : Каравела, 2008. – 318 с.
2. Домбровський А. В. Органічна хімія : навч. посіб. / А. В. Домбровський. – Київ : Вища школа, 1992. – 503 с.
3. Іванов В. Г. Хімія : конспект лекцій / В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2006. – 87 с.
4. Контрольні завдання та методичні рекомендації до їх виконання з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів напряму підготовки "Комп'ютерні науки" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2008. – 62 с.
5. Методика розв'язування розрахункових задач з хімії : навч. посіб. / І. М. Курмакова, П. В. Самойленко, О. С. Бондар, С. В. Грузнова. – Чернігів : НУЧК, 2018. – 165 с.
6. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів спеціальностей 7.080407, 7.092702, 6.092704 "Комп'ютеризовані технології та системи видавничо-поліграфічного виробництва" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2007. – 55 с.
7. Методичні рекомендації до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів напрямів підготовки "Комп'ютерні науки" та "Видавничо-поліграфічна справа" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2010. – 31 с.
8. Мітрясова О. П. Вступ до органічної хімії : навч. посіб. / О. П. Мітрясова. – Київ : Професіонал, 2007. – 394 с.
9. Хімія [Електронне видання] : навч. посіб. / С. М. Логвінков, О. М. Борисенко, Є. О. Михайлова, Г. С. Попенко. – Харків : ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 2019. – 186 с.
10. Хімія. Практикум для слухачів підготовчого відділення [Електронне видання] / уклад. С. М. Логвінков, О. М. Борисенко, Є. О. Михайлова, Г. С. Попенко. – Харків : ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 2020. – 139 с.
11. Хомченко Г. П. Хімія для вступників до вузів / Г. П. Хомченко. – Київ : Вища школа, 1991. – 423 с.

## Додаткова

12. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва : Изд. "Металлургия", 1988. – 719 с.

13. Загальна та неорганічна хімія : практикум / М. С. Слободяник, Н. В. Улько, К. М. Бойко та ін. – Київ : Либідь, 2004. – 334 с.

14. Телегус В. С. Основы общей химии / В. С. Телегус. – Львов : Изд. "Свет", 2000. – 423 с.

15. Хомченко Г. П. Сборник задач по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко, И. Г. Хомченко. – Москва : Изд-во "Новая Волна" ; Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

# Додатки

## Додаток А

### Таблиця А.1

#### Періодична система хімічних елементів Менделєєва Д. І.

		ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ										VIII																				
		a	I	б	a	II	б	a	III	б	a	IV	б	a	V	б	a	VI	б	a	VII	б	a	VIII	б							
I	PERIODS		<b>(H)</b>																													
II		1	Li	6,941	3	Be	9,012	4	B	10,81	5	C	12,011	6	N	14,0067	7	O	15,999	8	F	18,998	9	Ne	20,179	10	He	4,0026	2	Гелій		
III		1	Na	22,990	11	Mg	24,305	12	Al	26,981	13	Si	28,086	14	P	30,973	15	S	32,06	16	Cl	35,453	17	Ar	39,948	18	Неон		Аргон			
IV		1	K	39,098	19	Ca	40,08	20	Sc	21,44	956	Scandium	22	Ti	47,90	22	V	50,941	23	Cr	51,996	24	Mn	54,938	25	Fe	55,847	26	Ферум		Кобальт	
V		1	Cu	63,546	29	Zn	65,38	30	Ga	69,72	31	Ge	72,59	32	As	74,921	33	Se	78,96	34	Br	79,904	35	Kr	83,80	36	Криптон		Родій			
	1	Rb	85,468	37	Sr	87,62	38	Y	88,906	39	Zr	91,224	40	Nb	92,906	41	Mo	95,94	42	Tc	98,906	43	Ru	101,07	44	Rh	102,905	45	Родій		Паладій	
VI		1	Ag	107,868	47	Cd	112,40	48	In	114,82	49	Sn	118,69	50	Sb	121,75	51	Te	127,60	52	I	126,904	53	Xe	131,30	54	Ксенон		Ірідій		Платина	
	1	Cs	132,905	55	Ba	137,34	56	La	138,905	57	Hf	178,49	72	Ta	180,948	73	W	183,85	74	Re	186,207	75	Os	190,2	76	Ir	192,22	77	Ірідій		Платина	
VII		1	Au	196,967	79	Hg	200,59	80	Tl	204,37	81	Pb	207,2	82	Bi	208,980	83	Po	209	84	At	210	85	Rn	222	86	Радон		Мейтнерій		Дармштадтій	
	1	Fr	223	87	Ra	226,025	88	Ac	227	89	Rf	261	104	Db	262	105	Sg	263	106	Bh	262	107	Hs	265	108	Mt	266	109	Мейтнерій		Дармштадтій	
ВИЩІ ОКСИДИ			R <sub>2</sub> O		RO		RO <sub>2</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		RO <sub>2</sub>		RO <sub>3</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		RO <sub>3</sub>		RO <sub>3</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		RO <sub>4</sub>									
ЛИТКІ СПОЛУКИ ПІДРОЗУ							RH <sub>4</sub>				RH <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> R									HR										

\*Лантаноїди

\*\*Актиноїди

58	Ce	140,12	58	Pr	140,908	59	Nd	144,24	60	Pm	145	61	Pm	145	62	Sm	150,4	63	Eu	151,96	64	Gd	157,25	65	Tb	158,925	66	Dy	162,50	67	Ho	164,93	68	Er	167,26	69	Tm	168,93	70	Yb	173,04	71	Lu	174,97
Церій		Прозеодим		Неодим		Прометій		Самарій		Европій		Гадоліній		Тербій		Диспрозій		Гольмій		Ербій		Тульній		Йттербий		Лютецій		Лантан		Церій		Прозеодим		Неодим		Йттербий		Лютецій						
90	Th	232,038	91	Pa	231	92	U	238,029	93	Np	237	94	Pu	244	95	Am	243	96	Cm	247	97	Bk	247	98	Cf	251	99	Es	254	100	Fm	257	101	Md	258	102	No	259	103	Lr	262			
Торій		Протактиній		Уран		Нептуній		Плутоній		Америцій		Кюрий		Беркелій		Каліфорній		Ейнштейній		Фермій		Менделєєвій		Нобелій		Лотуренсіій		Лантан		Церій		Прозеодим		Неодим		Йттербий		Лютецій						

This periodic table is dated 19 February 2010

© 2010 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry

## Хімічні елементи й утворені ними прості речовини

Назва хімічного елемента	Назва простої речовини	Формула простої речовини	Агрегатний стан за звичайних умов	Метал чи неметал
Алюміній	алюміній	Al	твердий	метал
Аргентум	срібло	Ag	твердий	метал
Арсен	арсен	As	твердий	неметал
Аурум	золото	Au	твердий	метал
Барій	барій	Ba	твердий	метал
Бор	бор	B	твердий	неметал
Бром	бром	Br <sub>2</sub>	твердий	неметал
Гідроген	водень	H <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Йод	йод	I <sub>2</sub>	твердий	неметал
Калій	калій	K	твердий	метал
Кальцій	кальцій	Ca	твердий	метал
Карбон	алмаз	C	твердий	неметал
	графіт	C	твердий	неметал
Купрум	мідь	Cu	твердий	метал
Магній	магній	Mg	твердий	метал
Манган	манган	Mn	твердий	метал
Меркурій	ртуть	Hg	рідкий	метал
Натрій	натрій	Na	твердий	метал
Нітроген	азот	N <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Оксиген	кисень	O <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
	озон	O <sub>3</sub>	газоподібний	неметал
Плюмбум	свинець	Pb	твердий	метал
Силіцій	силіцій	Si	твердий	неметал
Станум	олово	Sn	твердий	метал
Сульфур	сірка	S <sub>8</sub>	твердий	неметал
Ферум	залізо	Fe	твердий	метал
Фосфор	фосфор	P <sub>4</sub>	твердий	неметал
Флуор	фтор	F <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Хлор	хлор	Cl <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Цинк	цинк	Zn	твердий	метал

## Розчинність солей, кислот і лугів у воді

Іони	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		р	р	р	р	-	р	м	м	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н
F <sup>-</sup>	р	р	м	р	р	р	м	н	м	р	м	р	р	м	р	-	м	н	м	м
Cl <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р
I <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	н	-	м	р	-	р	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	-	-	-	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	-
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	м	м	м	м	м	н	-	м	-	-	м	-	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	м	н	м	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	-	-	н	-	-	н	-	-	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	н	-	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	н	-	-	н	-	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	р	р	м	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	н	н	н
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р

р – розчинна (більше 1 г на 100 г води); н – нерозчинна (менше 0,001 г на 100 г води); м – малорозчинна (від 1 г до 0,001 г на 100 г води); "-" – речовина розкладається водою або не існує

## Зміст

Вступ.....	3
Запитання для самопідготовки за темами навчальної дисципліни.....	5
Основні теоретичні відомості для допомоги самостійному вивченню слухачами підготовчого відділення матеріалів навчальної дисципліни .....	10
Завдання для самопідготовки .....	56
Приклади розв'язування типових задач.....	61
Рекомендована література.....	73
Основна .....	73
Додаткова .....	74
Додатки.....	75

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

# ХІМІЯ

## Методичні рекомендації до самостійної роботи слухачів підготовчого відділення

*Самостійне електронне текстове мережеве видання*

Укладачі: **Логвінков** Сергій Михайлович  
**Борисенко** Оксана Миколаївна

Відповідальний за видання *Ю. В. Буц*

Редактор *В. О. Дмитрієва*

Коректор *В. Ю. Труш*

План 2021 р. Поз. № 122 ЕВ. Обсяг 79 с.

---

Видавець і виготовлювач – ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 61166, м. Харків, просп. Науки, 9-А

---

*Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру  
ДК № 4853 від 20.02.2015 р.*