

*О.П. Чигвінцева*

*ПРАКТИКУМ  
З ХІМІЇ*

*Дніпро,  
«ФОР Середняк П.К.»  
2017*

**УДК 54(075)**  
**ББК 24я7**  
**Ч 58**

Рекомендовано до друку Вченою радою Дніпропетровського державного аграрно-економічного університету (протокол № від 29.06.2017 р.)

**Рецензенти:**

**О.В. Черваков**, доктор технічних наук, професор  
(ВДНЗ “УДХТУ”)

**І.І. Ярчук**, доктор сільськогосподарських наук, професор  
(Дніпропетровський державний аграрно-економічний  
університет)

**В.С. Коваленко**, кандидат хімічних наук, доцент  
(ДНУ ім. О. Гончара)

Ч 58 Чигвінцева О.П. Практикум з хімії: навч. посібник. – Дніпро:  
“ФОП Середняк Т.К.”, 2017. – 235 с.

Навчальний посібник містить у собі загальні теоретичні положення до вісімнадцяти глав курсу загальної та неорганічної хімії і тринадцяти глав з органічної хімії, типові приклади вирішення завдань та практичні завдання для контролю знань.

Відповідає типовій програмі з дисципліни “Хімія”, призначений для початкового систематичного вивчення курсу цієї дисципліни та може бути корисним для слухачів підготовчих відділень вищих навчальних закладів аграрного профілю III–IV рівнів акредитації.

УДК 54(075)  
ББК 24я7

ISBN 978-617-7373-56-7

© Чигвінцева О. П., 2017

## ВСТУП

У вищих навчальних закладах хімія є однією із фундаментальних наук, яка надає необхідний об'єм знань для вивчення різноманітних фахових дисциплін і відіграє велику роль у виробничій діяльності майбутніх фахівців.

Вивчення хімії передбачено навчальним планом доузівської підготовки слухачів підготовчого відділення. Проте, на даний час вкрай мало україномовної навчальної літератури з даної дисципліни, що обумовило написання даного посібника. Практикум з хімії створено для підготовки слухачів підготовчого відділення до навчання у вищих навчальних закладах III-IV рівнів акредитації.

Головним завданням практикуму є сприяння більш глибокому засвоєнню основних теоретичних положень хімії, систематизація здобутих раніше знань, вивчення хімічної термінології українською мовою, поглиблення знань про будову, властивості, отримання та застосування важливих неорганічних і органічних сполук. У практикумі на сучасному рівні висвітлені найважливіші поняття, закони та теоретичні положення хімії у обсязі, передбаченому навчальною програмою з хімії для слухачів підготовчих відділень.

Матеріал посібника викладено у логічній послідовності в двох розділах: загальна та неорганічна і органічна хімія. Кожна глава розділу містить короткі теоретичні відомості та приклади розв'язування типових завдань і задач різної складності, які дозволять більш повно засвоїти теоретичний матеріал. Крім того, з метою перевірки отриманих знань у кінці кожної глави наведено практичні завдання та запитання для самоконтролю. Довідковий матеріал, необхідний для самостійної роботи слухачів підготовчого відділення в процесі виконання контрольних завдань і вправ, винесено як Додатки до практикуму.

# ЧАСТИНА 1. ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

## ГЛАВА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.

### ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

#### *Загальні теоретичні положення*

**Молекула** – найменша подільна частинка речовини, склад і хімічні властивості якої такі самі, як у даної речовини.

**Атом** з грецької означає “неподільний” (Демокрит 5000 р. до н. е.). Атом – це найменша хімічно неподільна частинка речовини.

**Хімічний елемент** – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра атома (порядковим номером, ступенем окиснення, ізотопним складом).

**Прості речовини** – це речовини, утворені з атомів одного елемента (наприклад,  $N_2$ ,  $H_2$ , C (графіт),  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $S_8$ ,  $P_4$ ).

**Складні речовини**, або хімічні сполуки – це речовини, утворені з атомів різних елементів (наприклад,  $HCl$ ,  $NaBr$ ,  $HNO_3$ ,  $CaC_2$ ,  $NaCrO_4$ ).

Складні речовини утворені не з простих речовин, а з елементів. Наприклад, вода складається не з простих речовин водню й кисню, а з елементів Гідрогену і Оксигену.

Проста речовина характеризується певною густиною, розчинністю, температурами плавлення й кипіння.

Багато простих елементів утворюють декілька простих речовин, які розрізняють за будовою та властивостями. Це явище називається **алотропією**, а речовина, що утворюється, **алотропними видозмінами**, або **модифікаціями**. Наприклад, елемент Карбон утворює три алотропні модифікації: алмаз, графіт і карбін.

Усі речовини, які вивчає хімія, поділяються на суміші та чисті речовини. Суміші складаються з деяких речовин, причому кожна з них може бути виділена у чистому вигляді. Суміші можуть бути гомогенними (однорідними) і гетерогенними (неоднорідними).



У 1860 році в м. Карлсруе (Німеччина) на міжнародному з'їзді хіміків було прийнято **атомно-молекулярне вчення** про будову речовин, суть якого закладено у такі положення:

1. Усі індивідуальні речовини є сукупністю молекул або кристалів, які у свою чергу, складаються із атомів.
2. Молекула – це носій основних властивостей речовини, за винятком таких, як густина, температура плавлення, кипіння тощо.
3. Атом – це носій усіх властивостей елемента, тобто найменша частинка, яку не можна поділити хімічним способом.
4. Хімічні реакції відбуваються зі сполученням, розкладом або обміном між окремими атомами молекул.
5. Під час утворення молекул або кристалів атоми сполучаються між собою у строго певних співвідношеннях, які визначаються валентністю.
6. Атоми мають масу, яку називають атомною масою. Маса молекул дорівнює сумі мас атомів, що входять до складу молекули, і називають молекулярною масою.

Ці положення були сформульовані видатним російським вченим М.В. Ломоносовим у 1741 році і були опубліковані у роботі “Основы математической химии”.

В основі стехіометрії покладено основні закони хімії: закони збереження маси і енергії; закон сталості складу речовин; закон Гей-Люсака; закон Авогадро.

**Закон збереження маси і енергії (М.В. Ломоносов, 1748 р.):** маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися в результаті реакції.

**Закон сталості складу речовини (Ж. Пруст, 1807 р.):** кожна хімічна сполука має досить визначений і постійний склад, який не залежить від способу і умов її отримання.

**Закон об'ємних відношень (Ж. Г. Гей-Люсак, 1808 р.):** об'єми газів, що вступили в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів отриманих газоподібних продуктів як невеликі цілі числа.

**Закон Авогадро (А. Авогадро, 1881 р.):** у рівних об'ємах різних газів за однакових умов ( $T, P$ ) міститься однакова кількість молекул.

### **Наслідки із закону Авогадро.**

1. Один моль будь-якого газу за нормальних фізичних умов ( $P = 101325$  Па;  $T = 273$  К) займає об'єм 22,4 л.

$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$  – молярний об'єм газу

$$V_m = \frac{V}{\nu} ; \quad V_m = \frac{M}{\rho \cdot 1000} V_m ,$$

де  $V$  – об'єм газу, л;

$M$  – молярна маса газу, кг/моль;

$\nu$  – кількість речовини, моль;

$\rho$  – густина газу, кг/м<sup>3</sup>.

2. Молекулярна маса речовини  $M$  чисельно дорівнює подвійній її густині  $D$  у газоподібному стані за воднем:  $M = 2D$ .

3. Молекулярна маса речовини чисельно у 29 разів більша, ніж відносна її густина ( $D'$ ) в газоподібному чи пароподібному стані по відношенню до повітря:  $M = 29D'$ .

У цих формулах:

$$D = \frac{\text{маса 1 л даного газу}}{\text{маса 1 л водню}} ; \quad D' = \frac{\text{маса 1 л даного газу}}{\text{маса 1 л повітря}} .$$

За нормальних умов маса 1 л водню дорівнює 0,09 г, а 1 л повітря – 1,293 г. Із формули

$$M = 29D' ,$$

отримуємо

$$D' = M/29 .$$

Із останнього співвідношення витікає, що усі гази і пари, в яких  $M > 29$  – важчі за повітря, а в яких  $M < 29$  – легші за повітря.

**Відносною атомною масою** елемента називають величину, яка дорівнює відношенню середньої маси атома до 1/12 маси атома Карбону <sup>12</sup>C.

Відносні атомні маси елементів позначають  $A_r$  (індекс  $r$  – початкова літера англійського слова *relative* – відносний).

Відносна атомна маса (або просто атомна маса) елемента показує, у скільки разів маса даного елемента більша 1/12 маси атома Карбону <sup>12</sup>C.

Наприклад:  $A_r(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг} / 1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,0079$ .

Значення  $A_r$  елементів наведені у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Це середні величини із масових чисел усіх ізотопів елемента, взяті у відсотковому співвідношенні, яке відповідає їх розповсюдженості у природі.

**Відносною молекулярною масою** (або просто молекулярною масою)  $M_r$  речовини називають величину, яка дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопічного складу речовини до  $1/12$  маси атома Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Відносна молекулярна маса чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, які входять до складу молекули речовини. Вона легко розраховується за формулою речовини.

Наприклад:  $M_r$  води буде складатись із  $2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$  і  $A_r(\text{O}) = 1 \cdot 15,9994 = 15,9994$ , тобто молекулярна маса води дорівнює 18,01534, або приблизно 18.

Молекулярна маса показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більша  $1/12$  маси атома Карбону  $^{12}\text{C}$ . У прикладі молекулярна маса однієї молекули води дорівнює приблизно 18 *а.о.м.* Це означає, що маса молекули води у 18 разів більше, ніж  $1/12$  маси атома Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Молекулярна маса – одна із основних характеристик речовини.  $A_r$  і  $M_r$  – безрозмірні величини.

У хімії і фізиці часто доводиться порівнювати кількості речовин. У Міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю вимірювання кількості речовини беруть моль.

**Моль** – це кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів або інших частинок), скільки міститься атомів у 0,012 кг ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Знаючи масу одного атома Карбону  $^{12}\text{C}$  ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг), легко розрахувати кількість атомів  $N_A$  у 0,012 кг Карбону  $^{12}\text{C}$ :

$$N_A = 0,012 \text{ кг/моль} / 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.}$$

Число частинок у моля будь-якої речовини є однаковим. Воно дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  і називається **сталю Авогадро** ( $N_A$ ). Отже, у двох молях речовини буде міститися  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  атомів, у трьох молях –  $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  атомів і т.ін. У загальному вигляді:

$$v = \frac{N}{N_A},$$

де  $\nu$  – кількість речовини, моль;  $N$  – число частинок (атомів, молекул, йонів або інших частинок) у даній порції речовини;  $N_A$  – стала Авогадро. Кількість речовини завжди однакова, якщо в ній міститься однакове число частинок.

Наприклад: у 18 г води міститься стільки молекул, скільки атомів у 56 г заліза. Тобто, 18 г води і 56 г заліза – однакові кількості речовин.

**Масу речовин, взяту в кількості 1 моля, називають молярною масою.** Її виражають у кг/моль або г/моль і означають символом  $M$ . Це похідна величина, яка пов'язує масу і кількість речовини:

$$M = \frac{m}{\nu},$$

де  $m$  – маса речовини, г;  $\nu$  – кількість речовини, моль.

Молярну масу речовини легко розрахувати, знаючи масу молекули. Так, якщо маса молекули води дорівнює  $2,99 \cdot 10^{-26}$  кг, то молярна маса  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26}$  кг  $\cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  1/моль = 0,018 кг/моль, або 18 г/моль.

Під **валентністю** розуміють здатність атома утворювати певну кількість хімічних зв'язків з іншими атомами. Кількість зв'язків, які здатний утворювати атом, дорівнює кількості його неспарених електронів.

Наприклад, атом Карбону в молекулі  $\text{CO}_2$  утворює чотири ковалентних зв'язки з атомом Оксигену, тому його валентність дорівнює чотирьом, а атом Оксигену в молекулі  $\text{O}_2$  – утворює два зв'язки, тому його валентність дорівнює двом.

**Масова частка елемента** – це маса в грамах даного елемента, що міститься у 100 г хімічної сполуки.

Масова частка елемента  $\omega$  у сполуці визначається формулою:

$$\omega = \frac{iM(E)}{M},$$

де  $\omega$  – масова частка (безрозмірна величина),  $i$  – кількість атомів елемента,  $M(E)$  – молярна маса атома,  $M$  – молярна маса сполуки.

**Вихід продукту** – це відношення фактичного добутого продукту до максимально можливого, обчисленого за рівнянням реакції:

$$\omega(\text{вих.}) = \frac{m(\text{прак.})}{M(\text{теор.})} \cdot 100 \ \%.$$

### Приклади виконання завдань

Приклад 1. Скільки атомів міститься у 16 г сірки ?

Рішення:

1. Розраховуємо кількість моль, що відповідає 16 г сірки:

$$\nu(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{16}{32} = 0,5 \text{ моля}$$

$$M(S) = 32 \text{ г/моль.}$$

$$2. N = \nu \cdot N_A = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

$$\text{Відповідь: } N = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

Приклад 2. Який об'єм за нормальних умов займуть  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул?

Рішення:

$$\nu = \frac{N}{N_A} \quad \nu = \frac{1,505 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,25 \text{ моля}$$

$$\nu = \frac{V}{V_M}; \quad V = \nu \cdot V_M = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л}$$

$$\text{Відповідь: } V = 5,6 \text{ л.}$$

Приклад 3. Який об'єм за н.у. займає вуглекислий газ масою 4,4 г ?

Рішення:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ моля;}$$

$$\nu = \frac{V}{V_M}; \quad V = \nu \cdot V_M = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ л.}$$

$$\text{Відповідь: } V = 2,24 \text{ л.}$$

Приклад 4. Знайдіть валентність Нітрогену в нітроген (V) оксиді.

Рішення:

Відомо, що валентність Оксигену завжди становить 2. Застосовуємо правило взаємної насиченості валентностей:

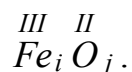
$$x \cdot 2 = 2 \cdot 5, \text{ де } x \text{ – валентність Нітрогену. Тоді } x = \frac{2 \cdot 5}{2} = 5.$$

$$\text{Відповідь: Валентність Нітрогену в } N_2O_5 \text{ становить 5.}$$

Приклад 5. Знайдіть емпіричну формулу ферум оксиду, знаючи, що Оксиген є двовалентним, а Ферум – тривалентним.

*Рішення:*

Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів



Для визначення індексів скористаємося правилом взаємної насичуваності валентностей:

$$i \cdot 3 = j \cdot 2,$$

де  $i$  – індекс Феруму;  $j$  – індекс Оксигену.

Звідси  $\frac{i}{j} = \frac{2}{3}$ , тобто емпірична формула  $Fe_2O_3$ .

*Відповідь:*  $Fe_2O_3$ .

*Приклад 6.* Визначте вміст ( $\omega$ , %) Феруму у  $Fe_3O_4$ .

*Рішення:*  $M(Fe) = 56$  г/моль;  $M(Fe_3O_4) = 232$  г/моль;  $i = 3$ .

Складаємо пропорцію:

$$M(Fe_3O_4) \text{ містить } 3 \cdot M(Fe);$$

$$100 \text{ г } Fe_3O_4 \text{ містить } x \text{ г } (Fe).$$

Розв'язавши пропорцію, отримаємо:

$$x(Fe) = \frac{3 \cdot 56 \cdot 100}{232} = 72,4 \text{ г, або } \omega = 72,4 \% \text{ Феруму.}$$

*Приклад 7.* До складу хімічної сполуки входять Натрій, Фосфор і Оксиген. Масові частки елементів становлять (%): Натрію – 34,6, Фосфору – 23,3, Оксигену – 42,1. Визначити найпростішу формулу сполуки.

*Рішення:* Для розрахунків обираємо масу сполук  $m = 100$  г. Маса Натрію, Фосфору та Оксигену будуть становити:

$$m(Na) = m \omega(Na); \quad m(Na) = 100 \cdot 0,346 \text{ г} = 34,6 \text{ г};$$

$$m(P) = m \omega(P); \quad m(P) = 100 \cdot 0,233 \text{ г} = 23,3 \text{ г};$$

$$m(O) = m \omega(O); \quad m(O) = 100 \cdot 0,421 \text{ г} = 42,1 \text{ г}.$$

Визначаємо кількості речовин атомних Натрію, Фосфору та Оксигену:

$$\nu(Na) = \frac{m(Na)}{M(Na)}; \quad \nu(Na) = \frac{34,6}{23} \text{ моль} = 1,50 \text{ моля};$$

$$\nu(P) = \frac{m(P)}{M(P)}; \quad \nu(P) = \frac{23,3}{31} \text{ моль} = 0,75 \text{ моля};$$

$$\nu(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})}; \nu(\text{O}) = \frac{42,1}{16} \text{ моль} = 2,63 \text{ моля.}$$

Знаходимо відношення кількостей речовин:

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = 2 : 1 : 3,5.$$

Оскільки в формулах сполук зазвичай використовують цілочислові коефіцієнти, тому праву частину рівностей необхідно помножити на два:

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = 4 : 2 : 7.$$

Отже, найпростіша формула сполуки  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

*Приклад 8.* Яку масу розчину фосфатної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 65 % можна одержати з кальцій фосфату масою 10 г, якщо масова частка практичного виходу складає 92 %?

*Дано:*

$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 65 \% \quad m(\text{розч.}) = \frac{m(\text{реч.}) \cdot 100 \%}{\omega} \quad M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \text{ г/моль}$$

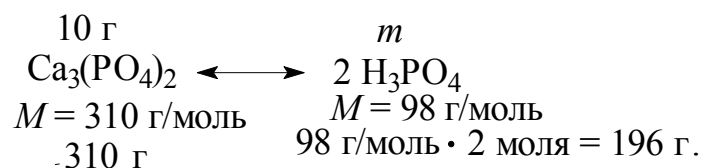
$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 10 \text{ г} \quad m(\text{практ. вих.}) = \frac{\omega \cdot m(\text{теор.})}{100 \%}$$

$$\omega(\text{виходу}) = 92 \% \quad M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$\frac{\quad}{m(\text{розч. H}_3\text{PO}_4) - ?} \quad \omega(\text{вих.}) = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} \cdot 100 \%$$

*Рішення:*

1. Обчислюємо масу фосфатної кислоти, яку можна добути теоретично з 10 г кальцій фосфату



Складаємо пропорцію і обчислюємо масу фосфатної кислоти:

$$\frac{10 \text{ г}}{310 \text{ г}} = \frac{m}{196 \text{ г}}; \quad m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{10 \cdot 196}{310} = 6,32 \text{ г (теоретичний вихід).}$$

2. Обчислюємо масу практичного виходу фосфатної кислоти

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{92 \% \cdot 6,32}{100 \%} = 5,8 \text{ г (практичний вихід).}$$

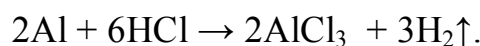
3. Обчислюємо масу розчину фосфатної кислоти

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{5,8 \text{ г} \cdot 100 \%}{65 \%} = 8,9 \text{ г}.$$

*Відповідь:*  $m(\text{розч. H}_3\text{PO}_4) = 8,9 \text{ г}.$

*Приклад 9.* Який об'єм водню виділиться за нормальних умов, якщо розчинити алюміній масою 10,8 г у надлишку хлоридної кислоти?

*Рішення:* Записуємо рівняння реакції взаємодії алюмінію із хлоридною кислотою:



Визначаємо кількість речовини алюмінію, що вступив у реакцію:

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}; \nu(\text{Al}) = \frac{10,8}{27} = 0,4 \text{ моля}.$$

Із рівняння реакції впливає, що під час розчинення двох молей алюмінію утворюється три моля водню  $\text{H}_2$ . Отже,

$$\frac{\nu(\text{H}_2)}{\nu(\text{Al})} = \frac{3}{2}.$$

Звідси випливає:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{3}{2} \nu(\text{Al}); \nu(\text{H}_2) = \frac{3}{2} \cdot 0,4 \text{ моля} = 0,6 \text{ моля}.$$

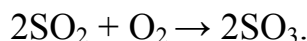
Обчислюємо об'єм водню за нормальних умов :

$$V_n(\text{H}_2) = V_m \nu(\text{H}_2); V_n(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 0,6 \text{ л} = 13,44 \text{ л}.$$

*Приклад 10.* Який об'єм сульфур(IV) оксиду необхідно взяти для реакції окиснення киснем, щоб отримати сульфур(VI) оксид масою 20 г, якщо вихід продукту становить 80 % ? Об'єм обчисліть за нормальних умов.

*Рішення:*

Записуємо рівняння реакції



Визначаємо масу сульфур(VI) оксиду, який міг би утворитися за кількісного виходу продукту, використовуючи формулу:

$$m(\text{SO}_3) = \frac{m_p(\text{SO}_3) \cdot 100}{z}; m(\text{SO}_3) = \frac{20 \cdot 100}{80} \text{ г} = 25 \text{ г}.$$

Визначаємо кількість речовини сульфур (VI) оксиду:



$$\nu(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)}; \nu(\text{SO}_3) = \frac{25}{80} = 0,3125 \text{ моля.}$$

Із рівняння реакції випливає

$$\frac{\nu(\text{SO}_2)}{\nu(\text{SO}_3)} = \frac{2}{2}.$$

Звідси:

$$\nu(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_3); \nu(\text{SO}_2) = 0,3125 \text{ моля.}$$

Обчислюємо об'єм сульфур (VI) оксиду за н.у. :

$$V_n(\text{SO}_2) = V_m n(\text{SO}_2); V_n(\text{SO}_2) = 22,4 \cdot 0,3125 \text{ л} = 7 \text{ л.}$$

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Яка кількість речовини гідроген хлориду займає за нормальних умов об'єм 112 л ?
2. Скільки молекул міститься у гідроген броміді об'ємом 11,2 л (н.у.) ?
3. Який об'єм амоніаку, що виміряний за нормальних умов, має прореагувати із надлишком гідроген хлориду для отримання амоній хлориду масою 10,7 г ?
4. Знайдіть валентність Мангану у манган(VII) оксиді.
5. Обчисліть масову частку Карбону в кальцій карбіді.
6. Деяка кислота містить Гідроген (масова частка 2,2 %), Іод ( 55,7 %) і Оксиген (42,1 %). Визначте найпростішу формулу цієї кислоти

## ГЛАВА 2. БУДОВА АТОМА

### Загальні теоретичні положення

**Ядерна модель будови атома.** На початку ХХ століття англійський вчений Резерфорд розробив ядерну модель будови атома. Згідно з цією моделлю, атом складається із позитивно зарядженого ядра, в якому знаходяться протони, нейтрони та інші елементарні частинки, а навколо ядра обертаються негативно заряджені електрони. Розрахунки діаметрів атома та ядра показали, що вони відповідно складають  $10^{-8}$  і  $10^{-12} - 10^{-14}$  см.

**Позитивний заряд ядра** визначається кількістю протонів у ядрі і дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Оскільки атом є електронейтральною частинкою, тому він має таку саму кількість негативно заряджених частинок – електронів, як і протонів. Електрони безперервно обертаються навколо ядра по орбітах, що розташовані на енергетичних рівнях і підрівнях.

Елементи відрізняються один від одного кількістю елементарних частинок, з яких складається атом. Електрони утворюють **електронну оболонку атома**. Так, найбільш простий елемент водень можна уявити як елемент, що має позитивно заряджене ядро  $+1$ , навколо якого обертається один електрон  $(-1)$ .

**Заряд ядра  $Z_e$ .** Атоми з однаквим зарядом ядра утворюють хімічний елемент із порядковим номером у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

Масове число ядра атома: показує на загальну суму протонів  $Z$  і нейтронів  $N$  у ядрі:

$$A = N + Z.$$

Наприклад, ядро атома Карбону має масове число  $A = 12$  (сума протонів і нейтронів у ядрі складає 12), яке записують зверху зліва від символу елемента та порядковий номер або заряд ядра  $Z = 6$  (кількість протонів у ядрі), який записують зліва внизу від символу елемента:  ${}^{12}_6\text{C}$ .

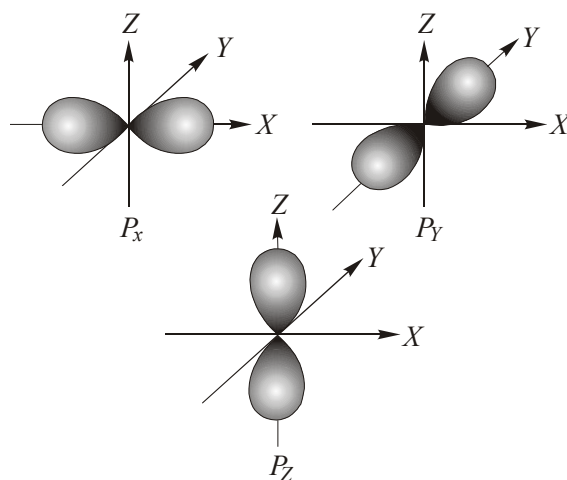
**Ізотопними** називаються ядра атомів, для яких  $Z$  однакове,  $N$  – різне. Наприклад:  ${}^3_2\text{He}$ ,  ${}^4_2\text{He}$ ,  ${}^5_2\text{He}$ ,  ${}^6_2\text{He}$ . **Ізобарними** називаються ядра атомів, для яких  $A$  однакове,  $Z$  – різне. Наприклад:  ${}^{40}_{19}\text{K}$ ,  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ .

**Квантові числа.** Стан електрона в атомі характеризується за допомогою чотирьох квантових чисел. Існує чотири квантових числа, для яких можливі такі значення:

головне	$n = 1, 2, 3, 4, \dots;$
побічне	$l = 0, 1, 2, \dots (n - 1);$
магнітне	$m = -l; (-l + 1) \dots -1, 0, +1 \dots (l - 1), l;$
спінове	$s = +1/2$ або $-1/2.$

**Головне і побічне квантові числа** визначають не лише енергію електрона, але також відповідно об'єм і форму ділянки простору, в якому найбільш ймовірно знаходження електрона. Чим більше  $n$ , тим далі від ядра існує значна ймовірність знаходження електрона.

**Магнітне квантове число** визначається орієнтацією і енергією електрона в магнітному полі. Оскільки у всіх атомах є внутрішні магнітні поля, то  $m$  зберігає своє значення у відсутності зовнішнього поля, але енергія електрона не залежить від  $m$ . Три можливих значення  $m$  для  $p$ -електронів відповідають трьом орієнтаціям поверхонь. Ці орієнтації звичайно беруться уздовж осей  $x$ ,  $y$  і  $z$ , і відповідні хвильові функції тому відомі як  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  (рис. 1).



**Рис. 1. Кутові функції ймовірності для  $p_x$ -,  $p_y$ - і  $p_z$ -електронів**

Кожну із поверхонь довільно називають **орбітою**. Більш точно орбітою є ділянка, в якій рухається електрон із заданими значеннями  $n$ ,  $l$  і  $m$ . Поверхня  $p_x$  (рис. 1) дає, однак, правильне уявлення в тому відношенні, що  $p_x$ -електрон проводить більшу частину часу поблизу осі  $x$  і зовсім не буває в площині  $p_z$  (вузлова площина), але вона зовсім не відображає поступового зниження електронної густини в міру збільшення відстані від ядра.

У багатоелектронних атомах для характеристики стану електрона велике значення має принцип, сформульований Паулі в 1925 році на основі періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва і аналізу атомних спектрів. Він називається **принципом Паулі**: *в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями усіх чотирьох квантових чисел.*

Ємність енергетичного рівня становить  $2n^2$  електронів, тобто:

$$N_n = 2n^2.$$

Найбільш просто можна запам'ятати послідовність заповнення електронами рівнів, виходячи із **правила В.М. Клечковського**: *заповнення електронних рівнів атомів зі збільшенням порядкового номера елемента проходить послідовно зі зростанням суми  $n + l$ , а за рівних значень цієї суми у першу чергу заповнюється електронами підрівень, для якого  $l$  приймає більше значення.*

Наприклад, орбіталь  $1s$  ( $n + l = 1 + 0 = 1$ ) енергетично вигідніша, ніж орбіталь  $2s$  ( $n + l = 2 + 0 = 2$ ), а тому заповнюється електронами раніше. Так само  $2s$ -орбіталь енергетично більш вигідніша, ніж  $2p$ -орбіталь ( $n + l = 2 + 1 = 3$ ).

Керуючись правилом Клечковського, можна скласти ряд послідовного заповнення електронами орбіталей атомів елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей ряд, в якому вертикальними лінійками відокремлені періоди, що позначені зверху арабськими цифрами, буде мати такий вигляд:

$$\begin{array}{cccccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 & 6 & 7 \\ 1s & | & 2s, 2p & | & 3s, 3p & | & 4s, 3d, 4p & | & 5s, 4d, 5p & | & 6s, 4f, 5d, 6p & | & 7s, 5f, 6d, 7p. \end{array}$$

Ємність енергетичного підрівню визначають за формулою

$$N_l = 2(2l + 1).$$

Орбіталі підрівня заповнюються згідно з **правилом Гунда**, встановленим ним на основі спектральних даних: *за даного значення  $l$  електрони в атомі розташовуються таким чином, щоб сумарне спінове число їх ( $\Sigma s$ ) було максимальним.*

Найбільш характерними хімічними властивостями металів є здатність їх атомів легко віддавати зовнішні електрони і перетворюватися в позитивно заряджені йони, а неметали, характеризуються здатністю приєднувати електрони з утворенням негативних йонів. Для відриву електрона від атома з перетворенням останнього у позитивний іон необхідно витратити деяку енергію, так

звану *енергію іонізації*. Атоми можуть не тільки віддавати, але і приєднувати електрони. Енергія, яка виділяється з приєднанням електрона до вільного атома, називається *спорідненістю атома до електрона*. Здатність атомів даного елемента відтягувати на себе електрони від атомів партнера повніше може бути охарактеризована, якщо врахувати два важливих показники: енергію іонізації  $J$  і енергію електронної спорідненості  $F$ . Така комплексна характеристика отримала назву *електронегативності елемента*  $\chi$  (Додаток 1). Один із способів розрахунку цієї величини полягає у тому, що береться півсума від  $J$  і  $F$ , тобто  $\frac{1}{2}(J + F)$ . Однак звичайно користуються відносними величинами, прирівнюючи електронегативність, наприклад Літію до одиниці, тоді відповідає вплив способу розрахунку величини, яка розглядається. Найбільш електронегативним елементом є Флуор.

### ***Поняття про радіоактивний розпад хімічного елемента***

Згідно зі сучасною протонно-нейтронною теорією, протони і нейтрони можуть перетворюватись одне в одне з утворенням позитронів та електронів:

протон  $\rightarrow$  нейтрон + позитрон ( $p \rightarrow n + e^+$ );

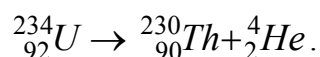
нейтрон  $\rightarrow$  протон + електрон ( $n \rightarrow p + e^-$ );

протон + електрон  $\rightarrow$  нейтрон ( $p + e^- \rightarrow n$ ).

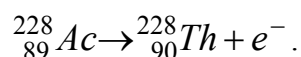
На практиці такі перетворення елементарних частинок спостерігаються в процесі *радіоактивного розпаду*.

Залежно від того, які елементарні частинки беруть участь у радіоактивному розпаді, розрізняють такі типи радіоактивного розпаду:

***$\alpha$ -розпад.*** Цей розпад супроводжується виділенням  $\alpha$ -частинки і утворенням нового елемента, який має порядковий номер, менший на дві одиниці, а масове число – на чотири одиниці

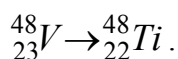


***$\beta$ -розпад.*** Розпад супроводжується випромінюванням електрона, що є результатом перетворення нейтрона в протон:  $n \rightarrow p + e^-$ , тобто порядковий номер елемента збільшиться на одиницю, а масове число не зміниться

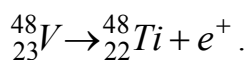


Ці елементи будуть ізобарами: за однакової атомної маси вони мають різний позитивний заряд ядра.

***K-захват або  $e^-$  захват.*** Розпад супроводжується перетворенням протона в нейтрон у результаті захоплення електрона з енергетичного рівня  $K$  за схемою:  $p + e^- \rightarrow n$  і порядковий номер утвореного елемента зменшиться на одиницю внаслідок зменшення протонів у ядрі



***$\beta^+$  розпад.*** Випромінювання позитронів відбувається за рахунок перетворення протонів у ядрі в нейтрони за схемою:  $p \rightarrow n + e^+$ , що супроводжується збільшенням порядкового номера продукту розпаду



### ***Приклади виконання завдань***

***Приклад 1.*** Який склад атома ізотопу Хрому  ${}_{24}^{52}\text{Cr}$  ?

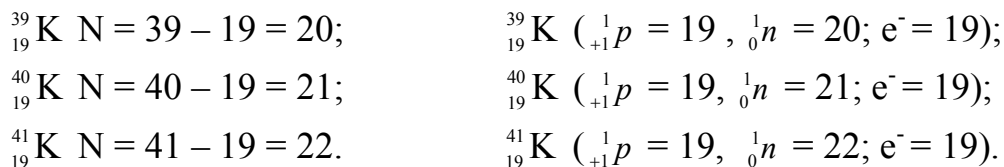
***Рішення:*** Кількість протонів у ядрі  $Z = 24$ . Оскільки атом електронейтральний, то кількість електронів дорівнює кількості протонів у ядрі, тобто  $N(e^-) = 24$ .

Оскільки масове число  $Cr$  52 дорівнює сумі кількості нейтронів й протонів, то число нейтронів у ядрі становить:  $N = 52 - 24 = 28$ .

***Приклад 2.*** Що є спільного в ізотопів Калію  ${}_{19}^{39}\text{K}$ ;  ${}_{19}^{40}\text{K}$ ;  ${}_{19}^{41}\text{K}$  ?

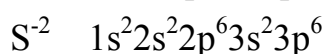
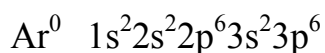
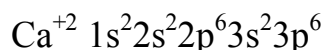
***Рішення:***

Ізотопи – це різновиди атомів одного й того ж хімічного елемента, до складу ядра яких входить однакова кількість протонів ( ${}_{+1}^1p$ ), а також така сама кількість електронів ( $e^-$ ). Відрізняються ізотопи кількістю нейтронів ( ${}_{0}^1n$ ) у ядрі:



***Приклад 3.*** Що є спільним у електронній будові частинок Кальцію, Аргону, Сульфуру із такими ступенями окиснення:  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Ar}^0$ ,  $\text{S}^{-2}$  ? Відповідь обґрунтуйте.

*Рішення:*



Ці частинки мають однакову електронну будову.

### ***Практичні завдання і запитання для самопідготовки***

1. Атом якого елемента має однакову з йоном Магнію будову електронної оболонки ? Відповідь підтвердіть записом електронних формул.
2. Складіть електронну формулу йона, який має 10 електронів і 7 протонів. Зазначте кількість *p*-електронів у цьому йоні.
3. У якому випадку наведені нижче електронні формули атомів відповідають атомам різних елементів, в якому – атомам одного й того ж елемента, що перебувають у збудженому і незбудженому станах:
  - а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$                     і                    в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;
  - б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$                     і                    г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ .
4. Що є спільним у електронній будові частинок Оксигену, Флуору, Неону із такими ступенями окиснення:  $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{F}^{-}$ ,  $\text{Ne}^0$  ? Відповідь обґрунтуйте.
5. Атом якого елемента має однакову з йоном Алюмінію будову електронної оболонки ? Відповідь підтвердіть записом схем будови кожної частинки.

## ГЛАВА 3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

### *Загальні теоретичні положення*

У 1869 році був запропонований періодичний закон, суть якого полягала у такому: “Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться у періодичній залежності від величини атомних мас елементів”.

Розвиток уявлень про будову атома розкрив фізичну суть цього закону. З точки зору сучасної науки періодичний закон Менделєєва формулюють наступним чином: “Властивості елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величин зарядів ядер атомів елементів”.

Періодична система елементів є графічним (табличним) зображенням періодичного закону.

Періодична система по горизонталі складається з 7 періодів, пронумерованих арабськими цифрами від 1 до 7, з них 1, 2, 3 називають малими, а 4, 5, 6, 7 – великими періодами. У першому періоді розташовано 2 елементи, у другому і третьому по 8, у четвертому і п'ятому – по 18, у шостому – 32, у сьомому (незавершеному) – 24 елемента. Елементи 2 і 3 періодів Д.І. Менделєєв назвав *типовими*. Властивості їх закономірно змінюються від типового металу до благородного газу. Закономірно змінюються у періодах (періодично повторюються) форми сполук елементів.

У періодах зі збільшенням величини заряду атомних ядер властивості елементів змінюються так: металічні властивості послаблюються, неметалічні властивості посилюються, і закінчується період інертним газом (зовнішній енергетичний рівень завершений).

На прикладі 3 періоду:



Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
<i>Лужний метал</i>		<i>Амфотерний метал</i>	<i>Неметали</i>				<i>Інертний газ</i>
Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>				SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> SO <sub>3</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
<i>Основні оксиди</i>		<i>Амфотерний оксид</i>				<i>Кислотні оксиди</i>	
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>			H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> HClO <sub>4</sub>
<i>Луг</i>	<i>Основа</i>	<i>Амфотерний гідроксид</i>				<i>Кислоти</i>	
<i>Посилення кислотних властивостей</i>							

Кожний період, за винятком першого, розпочинається лужним металом і закінчується благородним газом (7 період – незавершений).

Номери елементів називають порядковим або атомними номерами.

У системі 10 рядів. Кожний малий період складається з одного ряду; кожний великий період із двох рядів: парного (верхнього) і непарного (нижнього).

У парних рядах великих періодів (четвертому, шостому, восьмому й десятому) розташовані тільки метали, і властивості елементів у ряду зліва направо змінюються мало. У непарних рядах великих періодів (п'ятому, сьомому і дев'ятому) властивості елементів у ряду зліва направо змінюються як у типових елементів.

У 6 періоді відразу ж за Лантаном розташовуються 14 елементів з порядковими номерами 58–71, що називаються *лантаноїдами*. У 7 періоді 14 елементів з порядковими номерами 90–103 становлять родину *актиноїдів*.

У періодичній системі по вертикалі розміщено вісім груп (позначені римськими цифрами I – VIII). Номер групи пов'язаний зі ступенем окиснення елементів (за часів Менделєєва – валентність), який вони виявляють у сполуках.

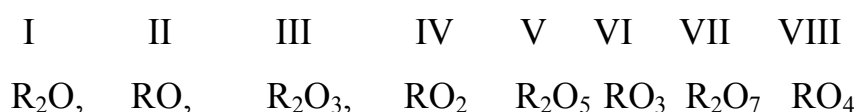
У восьмій групі розміщені благородні гази.

Кожна група поділяється на дві підгрупи – головну і другорядну, що підкреслюється зміщенням одних елементів вправо, а інших – вліво. Головну підгрупу складають типові елементи (елементи 2 і 3 періодів) і подібні до них за хімічними властивостями елементи великих періодів. Другорядну підгрупу складають тільки метали – елементи великих періодів.

Властивості елементів у підгрупах закономірно змінюються: згори донизу посилюються металічні властивості і послаблюються неметалічні.

Основною ознакою, за якою елементи великих періодів поділяються на два ряди, є ступінь окиснення (валентність). Їх однакові значення двічі повторюються в періоді з ростом атомних мас елементів. Двічі повторюються у великих періодах і форми сполук елементів.

Існує всього 8 форм оксидів. Їх зображають загальними формулами, розміщеними під кожною групою в порядку зростання ступеня окиснення елементів R:



Елементи головних підгруп, починаючи з IV групи, утворюють газуваті гідриди. Форм таких сполук є 4.

Формули гідридів:  $RH_4$ ,  $RH_3$ ,  $RH_2$ ,  $RH$  – розташовуються під елементами головних підгруп і є характерними для їх елементів.

Таким чином, від періоду до періоду для кожної групи головних підгруп властивості елементів і форми їх сполук (оксидів, гідридів та інших) повторюються – у цьому полягає суть періодичного закону Д.І. Менделєєва.

### ***Приклади виконання завдань***

*Приклад 1.* Який з елементів – Літій чи Калій – має більш виражені металічні властивості ?

*Рішення:*

Будову електронних оболонок атомів літію і калію записуємо таким чином: Li –  $1s^2 2s^1$  і K –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , або скорочено  $[He]s^1$  і  $[Ar]s^1$ . Як бачимо, обидва атоми на зовнішньому енергетичному рівні мають по одному електрону. Однак у атома Калію зовнішній електрон розташований далі від ядра (на четвертому енергетичному рівні, а у Літію – на другому) отже, легше відривається. Оскільки металічні властивості зумовлені здатністю віддавати електрони, то вони сильніше виражені в Калію.

*Приклад 2.* Опишіть хімічні властивості елемента з порядковим номером 23 за його положенням у періодичній системі.

*Рішення:*

За періодичною системою визначаємо, що елемент з порядковим номером 23 розміщується в четвертому періоді і в побічній підгрупі V групи. Цей елемент – Ванадій V. Електронна формула V:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ , або скорочено  $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$ . Отже, V – *d*-елемент.

Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окиснення +2. При цьому він утворює оксид VO і гідроксид V(OH)<sub>2</sub>, що виявляє основні властивості. Газуватих водневих сполук Ванадій не утворює, оскільки розміщений у побічній підгрупі.

Атом ванадію може також віддавати електрони з *d*-підрівня передостаннього енергетичного рівня (3 електрони) і таким чином виявляти вищий ступінь окиснення +5 (що чисельно дорівнює номеру групи, в якій розташований елемент). Оксид, який відповідає вищому ступеню окиснення, – V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Цей оксид має кислотні властивості. Як гідроксид йому відповідає нестійка метаванадієва кислота HVO<sub>3</sub> (її солі ванадати – стійкі сполуки).

*Приклад 3.* Які сполуки з воднем утворюють елементи головної підгрупи VI групи? Назвіть найбільш і найменш міцну з них.

*Рішення:* Елементи головної підгрупи VI групи *p*-елементи. У їхніх атомів на зовнішньому енергетичному рівні розміщується по 6 електронів:  $ns^2 np^4$ . Отже, у сполуках з воднем вони виявляють ступінь окиснення –2. Формули сполук: H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te, H<sub>2</sub>Po.

Зі зростанням порядкового номера елемента (від Оксигену до Полонію) збільшується радіус атома, що зумовлює зменшення міцності сполуки з Гідрогеном (від H<sub>2</sub>O до H<sub>2</sub>Po). Таким чином, із названих сполук найміцнішою є вода H<sub>2</sub>O, найменша міцна – H<sub>2</sub>Po.

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Напишіть формули водневих і вищих кисневих сполук *p*-елементи IV групи періодичної системи.
2. На основі положення Кальцію в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва напишіть формули його вищого оксиду, гідроксиду і хлориду.
3. Який елемент п'ятого періоду періодичної системи Д.І. Менделєєва є найбільш типовим неметалом ? Чому ?
4. Виходячи з положення Галію в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва, опишіть найважливіші властивості простої речовини і сполук елемента.
5. Один з елементів, передбачених Д.І. Менделєєвим, утворює оксид, масова частка Оксигену в якому становить 0,305. Елемент виявляє в цьому оксиді ступінь окиснення, що дорівнює +4. Визначте відносну атомну масу цього елемента і назвіть його.

## ГЛАВА 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

### Загальні теоретичні положення

**Ковалентний хімічний зв'язок.** За взаємодії атомів між ними може виникнути хімічний зв'язок, який приводить до утворення стійкої багатоатомної системи – молекули.

Хімічний зв'язок виникає завдяки взаємодії електричних полів, які утворені електронами і ядрами атомів, що беруть участь в утворенні молекули чи кристалу. З утворенням хімічного зв'язку енергія завжди виділяється за рахунок зменшення потенціальної енергії системи електронів та ядер, що взаємодіють. Таким чином, умовою утворення хімічного зв'язку є зменшення потенціальної енергії системи атомів, які взаємодіють.

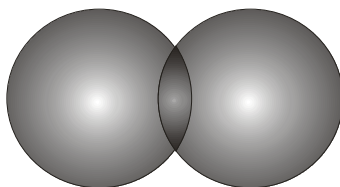
На зовнішньому енергетичному рівні атома може знаходитися від 1 до 8 електронів. Якщо на зовнішньому рівні знаходиться максимальне число електронів, яке він може вмістити, то такий рівень називається **завершеним**. Завершені рівні відрізняються великою міцністю і характерні для атомів благородних газів: так, на зовнішньому рівні у Гелію два електрони ( $s^2$ ), а у решти елементів VIIA-підгрупи – по вісім електронів ( $s^2p^6$ ). В атомів інших елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. У процесі хімічної реакції завершуються зовнішні рівні, що досягається або приєднанням, або віддачею електронів, а також утворенням спільних електронних пар.

Хімічний зв'язок утворюється валентними електронами: у  $s$ - і  $p$ -елементів – зовнішніми електронами, у  $d$ -елементів – зовнішніми  $ns$ - і передзовнішніми  $(n-1)d$ -електронами, у  $f$ -елементів  $ns$ -,  $(n-1)d$ - і  $(n-2)f$ -електронами. За сучасним уявленням хімічний зв'язок має електронну природу. Але утворюється він по-різному. Тому розрізняють три основні типи хімічних зв'язків: ковалентний, іонний і металічний.

Ми вже знаємо, що стійка молекула може утворюватися лише за умови зменшення потенціальної енергії системи атомів, що взаємодіють.

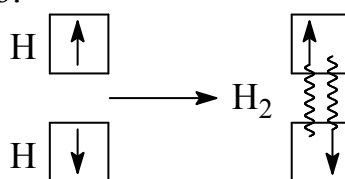
Утворення хімічного зв'язку між атомами Гідрогену є результатом взаємопроникнення (“перекривання”) електронних хмар, яке виникає зі зближенням атомів, що взаємодіють (рис. 2). У результаті такого взаємопроникнення густина негативного електронного заряду в між'ядерному просторі зростає. Пози-

тивно заряджені ядра атомів притягуються до ділянки перекривання електронних хмар. Це притягування переважає над взаємним відштовхуванням однією заряджених електронів, так що в результаті утворюється стійка молекула.



**Рис. 2. Схема перекривання атомних електронних хмар у молекулі  $H_2$**

Дослідження Гейтлера і Лондона дало можливість зробити висновок, що хімічний зв'язок у молекулі Гідрогену здійснюється шляхом утворення пари електронів із протилежно напрямленими спінами, які належать двом атомам. Процес “парування” електронів при утворенні молекули Гідрогену може бути відтворений за такою схемою:



Хвилясті лінії на схемі показують, що в молекулі Гідрогену кожен електрон має місце в квантових комірках обох атомів, тобто рухається в силовому полі, утвореному двома силовими центрами-ядрами атомів Гідрогену. Такий двоелектронний двоцентровий зв'язок називається **ковалентним зв'язком**.

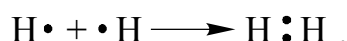
Уявлення про механізм утворення хімічного зв'язку, розвинуте Гейтлером і Лондоном на прикладі молекули Гідрогену, були розповсюджені і на більш складні молекули, розроблена на тій основі теорія хімічного зв'язку отримала назву **методу валентних зв'язків (МВЗ)**. Цей метод дав теоретичне пояснення найважливішим властивостям ковалентного зв'язку і дав можливість зрозуміти будову великої кількості молекул.

В основі методу **МВЗ** лежать такі положення.

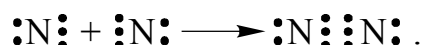
1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами з протилежними спінами, причому ця електронна пара належить обом атомам. Комбінація таких двоелектронних двоцентрових зв'язків, що відображають електронну структуру молекули, отримала назву валентних схем.

2. Ковалентний зв'язок тим міцніший, чим більшою мірою перекриваються електронні хмари, які взаємодіють.

Для наочного зображення валентних схем електрони, що знаходяться на зовнішньому енергетичному рівні позначаються крапками, які розміщуються навколо хімічного символу атома. Загальні для двох атомів електрони позначають крапками, які розміщуються між їх хімічними символами; подвійний чи потрійний зв'язок позначають відповідно двома чи трьома парами загальних крапок. Застосовуючи ці позначення, утворення молекули Гідрогену можна зобразити так:

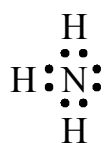


Ця схема показує, що при об'єднанні двох атомів Гідрогену в молекулу кожний з атомів одержить стійку двоелектронну оболонку, подібну до електронної оболонки атома Гелію. Аналогічними схемами можна представити утворення молекули Нітрогену:



За з'єднання двох атомів Нітрогену в молекулу загальними стають три пари електронів (потрійний зв'язок), завдяки чому зовнішня оболонка кожного атома доповнюється до стійкої восьмиелектронної конфігурації атома Неону.

Будову молекул деяких складних речовин (амоніаку, води, карбон(IV) оксиду і метану) можна зобразити такими схемами:



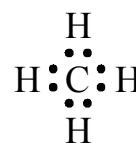
Амоніак



Вода



Карбон(IV) оксид



Метан

Кількість таких загальних електронних пар, що пов'язують атом даного елемента з іншими атомами, або іншими словами: число утворених атомом ковалентних зв'язків називається **валентністю** елемента у відповідній сполуці. Так, валентність Нітрогену в молекулах  $\text{N}_2$  і  $\text{NH}_3$  дорівнює трьом, валентність Оксигену в молекулах  $\text{CH}_4$  і  $\text{CO}_2$  – чотирьом.

Розрізняють два різновиди ковалентного зв'язку: полярний і неполярний. Зв'язок, утворений між атомами одного і того ж елемента, називається **неполя-**

*рним.* УВ таких молекулах зв'язувальна електронна хмара розташована симетрично між ядрами обох атомів, і ядра в рівній мірі діють на неї. Речовин з неполярним ковалентним зв'язком порівняно мало. **Полярний** ковалентний зв'язок утворюється між атомами різних елементів з різною електронегативністю. У цьому випадку зв'язувальна електронна хмара зміщується в бік більш електронегативного елемента, причому вона зміщується тим більше, чим більша різниця відносних електронегативностей атомів, які утворюють зв'язок. За ступенем зміщення зв'язувальної електронної хмари зв'язок може бути неполярним, полярним та йонним. Полярність зв'язку можна встановити на основі значень відносної електронегативності взаємодіючих атомів. Якщо різниця  $\Delta\chi = 0 - 0,4$  – то зв'язок неполярний; якщо  $\Delta\chi = 0,5 - 1,9$  – зв'язок ковалентний полярний; якщо  $\Delta\chi > 1,9$  – зв'язок йонний.

### ***Властивості ковалентного зв'язку***

Характерні властивості ковалентного зв'язку – довжина, енергія, насиченість та напрямленість.

**Довжина зв'язку** – відстань між ядрами атомів у молекулі, яка визначається експериментально. Хімічний зв'язок більш стійкий, коли менша його довжина. Однак мірою міцності зв'язку є енергія зв'язку.

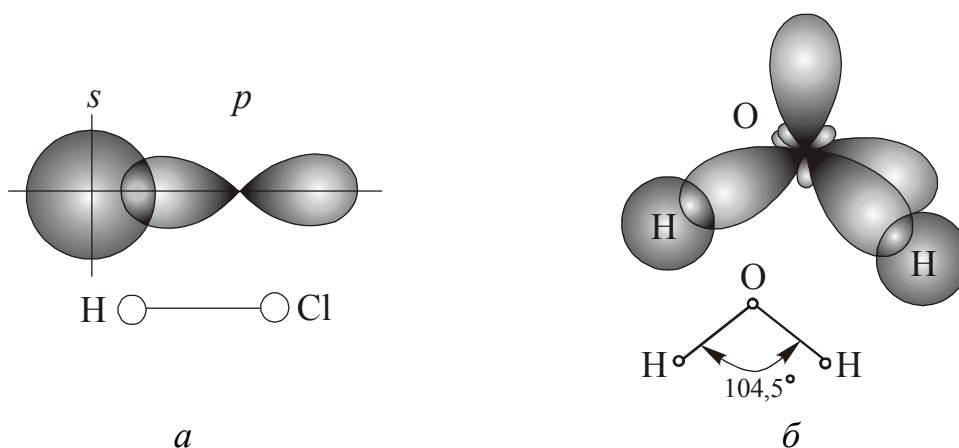
**Енергія зв'язку** визначається кількістю енергії, яка необхідна для розриву зв'язку. Звичайно, вона вимірюється в кілоджоулях, віднесених до одного моля речовини. Так, за експериментальними даними, довжини зв'язку молекул  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  і  $\text{N}_2$  відповідно складають 0,074, 0,198 і 0,109 нм, а енергії зв'язків дорівнюють 436, 242 і 946 кДж/моль. Зі збільшенням кратності, енергія зв'язку збільшується, а довжина – зменшується.

**Насиченість** – це здатність атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків. Наприклад, неможливо приєднати ще атом Гідрогену до молекули  $\text{H}_2$  або  $\text{HCl}$ , тому що спін електрона атома Гідрогену стане паралельним спіну одного з електронів у зв'язувальній електронній парі, і виникає відштовхування. Завдяки насиченості зв'язків молекули мають визначений склад:  $\text{H}_2$ , а не  $\text{H}_3$ ;  $\text{HCl}$ , а не  $\text{H}_2\text{Cl}$  і т. ін.



**Спрямованість** ковалентного зв'язку обумовлює просторову структуру молекул, їх геометрію (форму). Розглянемо це на прикладі утворення молекул HCl, H<sub>2</sub>O і NH<sub>3</sub>. Ковалентний зв'язок виникає у напрямку максимального перекривання електронних хмар (орбіталей) уздовж лінії атомів, які взаємодіють. У разі утворення молекули HCl відбувається перекривання *s*-орбіталі атома Гідрогену з *p*-орбіталлю атома Хлору. Молекула має лінійну форму (рис. 3, а).

На зовнішньому рівні атома Оксигену знаходяться два неспарених електрони. Орбіталі їх взаємно перпендикулярні, тобто знаходяться відносно один одного під кутом 90°. Під час утворення молекули води орбіталі кожного *p*-електрона перетинається орбіталлю 1*s*-електрона атома Гідрогену по лінії осей координат у місці, позначеному більш густими крапками (рис. 3, б).



**Рис. 3. Схема утворення молекули: а – HCl; б – H<sub>2</sub>O**

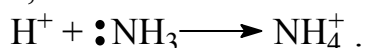
Хімічні зв'язки у цьому випадку повинні бути спрямовані під кутом 90°. Експериментально знайдено, що кут між зв'язками в молекулі води Н–О–Н дорівнює 104,5°, що пояснюється гібридизацією орбіталей.

Ковалентні зв'язки, утворені багатовалентними атомами, завжди мають просторову напрямленість, між напрямками ковалентних зв'язків такого атома утворюється **валентний кут**.

**$\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки.** Ковалентний зв'язок, який утворюється за перетинання електронних хмар (орбіталей) вздовж ліній, що з'єднують центри взаємодіючих атомів, називається  **$\sigma$ -зв'язком**;  **$\pi$ -зв'язок** утворюється за рахунок перетинання орбіталей по обидві сторони від лінії, що з'єднує центри атомів.  $\pi$ -зв'язок менш міцний, ніж  $\sigma$ -зв'язок.

**Донорноакцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.** Донорноакцепторний зв'язок реалізується за рахунок неподіленої електронної пари, яку дає одна із атомно-молекулярних частинок, що взаємодіють, на вільну орбіталь іншої. Для позначення даного типу зв'язку використовують також термін “координаційний зв'язок”. Частинка, яка віддає електронну пару, називається **електронодонором**, яка приймає її – **електроно-акцептором**. Після взаємодії електронна пара знаходиться в спільному користуванні донора і акцептора. У ролі донорів найчастіше виступають атомно-молекулярні частинки, які складають атоми N, O, F, Cl, а у вигляді акцепторів – йони перехідних елементів.

Традиційним прикладом утворення донорноакцепторного зв'язку є утворення амоній-йона із амоніаку, який має неподільну пару електронів і протона, який має вакантну 1s-орбіталь,



Донорноакцепторний зв'язок майже завжди є полярним. Він відіграє важливу роль в утворенні комплексних сполук, йоно-молекулярних асоціатів і агрегатів із водневим зв'язком.

**Йонний зв'язок.** Зв'язок такого типу реалізується в результаті взаємного електростатичного притягання протилежно заряджених йонів. Йони можуть бути простими, тобто складатися із одного атома (наприклад, натрій-, калій-катиони, фторид-, хлорид-аніони) або складними, тобто складатися з двох і більше атомів (наприклад, амоній-катион  $\text{NH}_4^+$ , гідроксид-, нітрат-, сульфат-йони). Прості йони, які мають позитивний заряд, утворюються з атомів елементів із низьким потенціалом іонізації; до таких елементів належать метали головних підгруп I і II груп. Утворення простих негативно заряджених йонів, характерне для атомів типових неметалів, які мають велику спорідненість до електрона. Тому до типових сполук з йонним типом зв'язку належать галогеніди лужних металів, наприклад, NaCl, CsF і т.ін.

На відміну від ковалентного, **йонний зв'язок не характеризується спрямованістю**. Це пояснюється тим, що електричне поле йона характеризується сферичною симетрією, тобто зменшується з відстанню за одним і тим же законом у будь-якому напрямку. Тому взаємодія між йонами відбувається однаково,

незалежно від напрямку. Система з двох зарядів, однакових за абсолютною величиною, але протилежних за знаком, утворює у навколишньому просторі електричне поле. Це означає, що два різнойменних йони, які притягуються один до одного, зберігають здатність електростатично взаємодіяти з іншими йонами. У цьому ще одна відмінність між йонними і ковалентними типами зв'язку: **йонний зв'язок не характеризується насиченістю**. Тому до даного йона може приєднуватись різне число йонів протилежного знака. Це число визначається відносними розмірами йонів, що взаємодіють, а також тим, що сили притягання різнойменно заряджених йонів повинні переважати над силами взаємного відштовхування, що діють між йонами одного знака. Відсутність у йонному зв'язку спрямованості й насиченості зумовлює схильність йонних молекул до асоціації, тобто до приєднання їх однієї до одної. Усі йонні сполуки у твердому стані мають не молекулярну, а йонну кристалічну ґратку, в якій кожний йон оточений декількома йонами протилежного знака. При цьому усі зв'язки даного йона зі сусідніми рівноправні, так що весь кристал можна розглядати як єдину гігантську “молекулу”.

Йонний зв'язок – це межа виявлення полярності у ковалентному зв'язку. Повною мірою йонний зв'язок практично ніколи не утворюється. Вказаний зв'язок легко виникає за взаємодії типових металів з активними неметалами.

Як приклад розглянемо електронні перегрупування, які відбуваються за взаємодії атомів Натрію і Хлору (валентні електрони підкреслені):



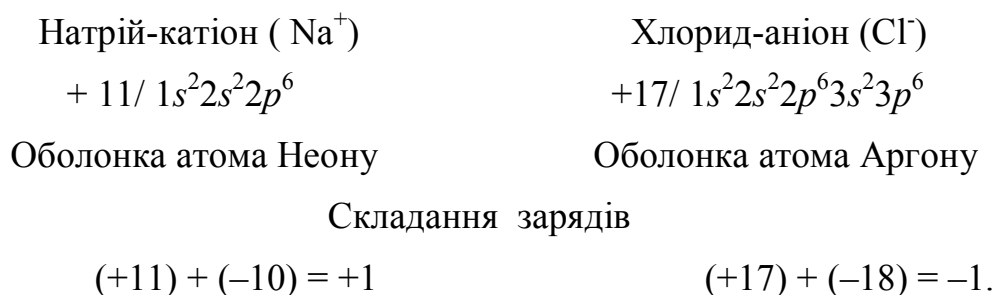
Сума зарядів

$$(+11) + (-11) = 0;$$

$$(+17) + (-17) = 0.$$

Конфігурація  $3p^5$  (у атома Хлору) близька до завершення, електронофільність атома є високою. У той же час конфігурація  $3s^1$  (у атома Натрію) тільки розпочинає “забудову”  $s$ -підрівня і не є стійкою – електронофільність атома Натрію значно менша, ніж атома Хлору. За взаємодії атомів-партнерів один електрон від атома Натрію (з конфігурацією  $3s^1$ ) відтягується атомом Хлору, причому недобудована конфігурація  $3p^5$  добудовується і переходить у

стійку конфігурацію  $3p^6$ . Одержується стійка оболонка атома Аргону. Однак при цьому губиться електронегативність атомів-партнерів – утворюються йони таких конфігурацій:



Утворені різнойменно заряджені натрій- і хлорид-йони притягуються між собою і під дією електростатичного поля.

Слід відзначити, що чим більш ліворуч та нижче елемент розміщений у таблиці Д.І. Менделєєва, тим сильніше виражена тенденція його атомів переходити в стан катіонів; чим більш праворуч і вище розміщений елемент, тим яскравіше виражена схильність його атомів переходити в стан аніонів.

З переходом електронегативного атома в йонний стан розмір частинки змінюється. З одного боку, атом, віддаючи свої валентні електрони, перетворюється при цьому у більш компактну частинку – катіон. Наприклад, з переходом атома Натрію в катіон  $\text{Na}^+$ , який має, як вказано вище, структуру Неону, радіус частинки сильно зменшується. З іншого боку, з атома в результаті приєднання до нього додаткових електронів утворюється аніон, який має більші розміри, ніж атом.

**Металічний зв'язок.** Металічний зв'язок – це багатоцентровий зв'язок, який існує у металах та їх сплавах між позитивно зарядженими йонами та валентними електронами, що є спільними для всіх атомів. У металів енергія йонізації атомів є нижчою, ніж у неметалів. Тому в них валентні електрони легко відриваються від окремих атомів і стають спільними для усього кристалу. Так утворюються позитивно заряджені йони та “електронний газ” – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв'язують багато йонів.

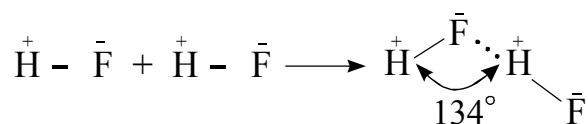
Металічний зв'язок подібний до ковалентного. В основі виникнення цих зв'язків лежать процеси утворення спільних валентних електронів. Однак у

сполуках з металічним зв'язком валентні електрони є спільними для всього кристалу, а в сполуках з ковалентним – лише для двох сусідніх атомів. Поряд з тим, металічний зв'язок дещо подібний до йонного, адже у вузлах кристалічних ґраток знаходяться йони.

Металічний зв'язок є неспрямованим, оскільки валентні електрони розподілені по всьому кристалу майже рівномірно. Незважаючи на те, що у вузлах кристалічних ґраток знаходяться позитивні йони, кристалічні ґратки металів досить стабільні. Ця стабільність зумовлена електростатичним притяганням йонів і узагальнених електронів, що безперервно рухаються між йонами. Енергія металічного зв'язку менша за енергію ковалентного зв'язку. Металічний зв'язок унаслідок наявності вільних електронів (електронного газу) обумовлює характерні загальні властивості металів і сплавів, зокрема теплову та електричну провідності. Температури плавлення та кипіння різних металів мають широкий діапазон значень: так, температура плавлення найбільш низькоплавкого металу ртуті складає  $-39,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ , а найбільш тугоплавкого вольфраму  $-3380\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах і зумовлює всі фізичні і хімічні властивості металів і сплавів. У пароподібному стані метали одноатомні.

**Водневий зв'язок.** Водневий зв'язок виникає через атом Гідрогену між двома сильно електронегативними атомами X та Y (рис.4).



**Рис. 4. Утворення водневого зв'язку між молекулами H-F**

Водневий зв'язок утворюється між молекулами як результат взаємодії йонів Гідрогену однієї з них з електровід'ємними атомами іншої. Йон Гідрогену, що має маленький розмір і сильний позитивний заряд, може притягуватись до електронної оболонки сусідніх молекул і утворювати зв'язок. Так, у молекулах води між йонами Гідрогену та Оксигену сусідніх молекул утворюється до-

сильний водневий зв'язок, що надає воді цілий ряд аномальних властивостей (рідкий стан, високу питому теплоємність та інші).

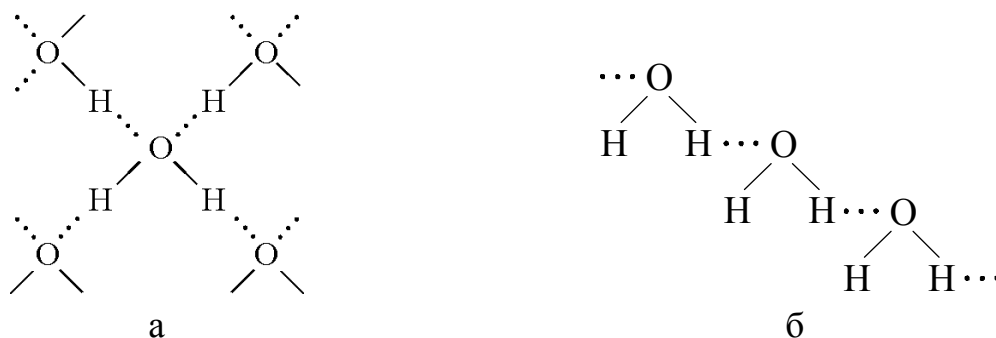
Водневий зв'язок тим більш сильний, чим більша електронегативність атома-партнера і чим менші його розміри. Вона характерна, перш за все, для сполук Флуору, а також Оксигену, в меншій мірі – для Нітрогену, Хлору та Сульфору. Відповідно до цього змінюється і енергія водневого зв'язку. Так, енергія водневого зв'язку  $H...F$  складає близько 40 кДж/моль, зв'язку  $H...O$  – 20 кДж/моль,  $H...N$  – 8 кДж/моль.

Водневий зв'язок більш слабкий за йонний та ковалентний. Його енергія становить 8–40 кДж/моль, тобто приблизно у 15–20 разів менша за енергію ковалентного зв'язку. Для порівняння, енергія водневого зв'язку льоду  $O-H...O$  дорівнює 20 кДж/моль, що становить лише 4,3 % енергії ковалентного зв'язку  $H-O$ . Разом з тим, водневий зв'язок відіграє важливу роль при асоціації молекул, кристалізації, утворенні кристалогідратів, розчиненні сполук та інших хімічних процесів. В амоніаку неподілена електронна пара Нітрогену і полярність зв'язку  $N-H$  зумовлюють утворення між молекулами  $NH_3$  водневого зв'язку. Тому амоніак досить легко зріджується і має високу температуру кипіння.

Завдяки здатності утворювати водневі зв'язки і вступати у донорно-акцепторну взаємодію рідкі  $HF$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$  є гарними йонізуючими розчинниками. Фторидна кислота, на відміну від її аналогів  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ , не виявляє властивостей сильної кислоти.

Розрізняють міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний зв'язки.

Унаслідок утворення водневого зв'язку молекули води асоційовані та мають ажурну просторову структуру (рис. 5). Це призводить до аномально високих температур танення льоду і кипіння води.



**Рис. 5. Схема утворення водневих зв'язків у структурах льоду (а) та води (б)**

Водневий зв'язок може виникати не лише між атомами різних сполук, а й між атомами однієї молекули. Найбільш часто внутрішньомолекулярний водневий зв'язок утворюється в молекулах органічних сполук, що містять у своєму складі групи  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_2^-$ ,  $\text{NO}_2^-$  тощо.

Особливо поширені водневі зв'язки в молекулах білків, нуклеїнових кислот та інших біологічно важливих сполук, а тому ці зв'язки відіграють важливу роль у хімії процесів життєдіяльності.

### ***Приклади виконання завдань***

*Приклад 1.* Сульфур утворює хімічні зв'язки із Калієм, Гідрогеном, Бромом і Карбоном. Які з цих зв'язків найбільш полярні?

*Рішення:*

Використовуючи значення відносних електронегативностей атомів, знаходимо їх різницю між зв'язуючими атомами:

$$\Delta \chi_{\text{S-K}} = 2,6 - 0,91 = 1,69;$$

$$\Delta \chi_{\text{S-H}} = 2,6 - 2,1 = 0,5;$$

$$\Delta \chi_{\text{S-Br}} = 2,74 - 2,6 = 0,14;$$

$$\Delta \chi_{\text{S-C}} = 2,6 - 2,5 = 0,1.$$

Чим більша за абсолютною величиною  $\Delta\chi$ , тим більш полярний зв'язок. Найбільш полярним є зв'язок Сульфур – Калій: S – K.

*Приклад 2.* Укажіть типи хімічних зв'язків у молекулах таких речовин:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BrCl}$ ,  $\text{LiH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ .

*Рішення:*

$\text{BCl}_3$ ,  $\text{BrCl}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HCl}$  – ковалентний полярний зв'язок;  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  – ковалентний неполярний зв'язок;  $\text{LiH}$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{NaCl}$  – йонний хімічний зв'язок;  $\text{Na}$  – металічний зв'язок.

### *Практичні завдання і запитання для самоконтролю*

1. Складіть електронні схеми будови молекул  $N_2$ ,  $H_2$ ,  $HCl$ .
2. У якій сполуці найбільше виражена полярність зв'язку:  $H_2S$ ;  $CH_4$ ;  $PH_3$ ;  $HCl$ ;  $NH_3$ ;  $H_2O$ . У якому з елементів зміщена загальна електронна пара?
3. Наведіть приклади, коли атоми одного й того самого елемента утворюють різні види хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, полярний і ковалентний неполярний.
4. Які типи зв'язків є у таких молекулах :  $NaF$ ,  $Li_2O$ ,  $K_2CO_3$ ,  $H_2O$ ,  $Br_2$ .
5. У якій із даних сполук зв'язок найбільш і найменш полярний:  $NaJ$ ,  $NaBr$ ,  $CsJ$ ?



## ГЛАВА 5. ТЕРМОХІМІЧНІ РІВНЯННЯ

### *Загальні теоретичні положення*

Термодинаміка розробляє загальні закономірності перебігу хімічних реакцій. Ці закономірності можуть бути кількісно визначені такими наважливішими термодинамічними величинами (термодинамічними функціями): внутрішньою енергією термодинамічної системи  $U$ , ентальпією ( $H$ ), ентропією ( $S$ ) і ізобарним потенціалом (вільна енергія Гіббса) ( $G$ ).

Перебіг хімічної реакції супроводжується зміною внутрішньої енергії реагуючих систем. Коли внутрішня енергія системи зменшується ( $\Delta U < 0$ ), тоді реакція проходить з виділенням енергії (екзотермічна реакція). Якщо внутрішня енергія системи збільшується ( $\Delta U > 0$ ), тоді процес супроводжується поглинанням енергії із зовнішнього середовища (ендотермічна реакція).

**Внутрішня енергія речовини (термодинамічної системи)  $U$**  – це сукупність усіх видів енергії всіх часток, що складають дану систему. Вона складається із двох частин: 1) із вільної енергії, яка може бути перетворена в роботу; 2) із зв'язаної енергії, яка в ході процесу не може перетворитися в роботу.

Хімічні рівняння, які супроводжуються вказівкою теплового ефекту реакції, називаються **термохімічними**. У таких рівняннях формули сполук і символи елементів відповідають молям речовини, тому коефіцієнти при них можуть бути дробними величинами.

Оскільки тепловий ефект реакції залежить від температури і тиску, то домовились його відносити до тиску  $P = 101,325$  кПа і температури  $T = 25$  °C (298,15). Складаючи рівняння, враховують стан речовин, які беруть участь у реакції: твердий ( $m$ ), рідкий ( $p$ ), газоподібний ( $g$ ), кристалічний ( $k$ ), аморфний ( $a$ ) і т.ін. Тепловий ефект прийнято позначати  $\Delta H$ , виражати у кілоджоулях (кДж) і відносити до 1 моля речовини (продукту реакції).

Знаки теплових ефектів вважаються позитивними в ендотермічних процесах (теплота поглинається) і негативними в екзотермічних процесах (теплота виділяється).

Кожна речовина має певну ентальпію. **Ентальпія** (позначається літерою  $H$ ) – це властивість речовини – міра енергії, накопиченої речовиною при її

утворенні.

**Тепловий ефект реакції  $\Delta H$**  являє собою різницю ентальпій кінцевих продуктів реакції та вихідних реагуючих речовин, тобто:

$$\Delta H = \Sigma H_{\text{кінц.}} - \Sigma H_{\text{вих.}}$$

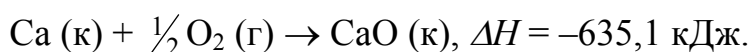
У цьому полягає фізичний зміст величини  $\Delta H$  (грецька літера  $\Delta$  – дельта – означає різницю). Тому найчастіше говорять не про тепловий ефект реакції, а про зміну ентальпії  $\Delta H$ .

Тривалий час було прийнято позначати тепловий ефект літерою  $Q$  і вважати його позитивним, якщо виділяється теплота, і негативним, якщо вона поглинається. Очевидно, що  $\Delta H = -Q$ . Слід дотримуватися прийнятого позначення теплових ефектів, бо воно введене для одноманітності з термодинамікою.

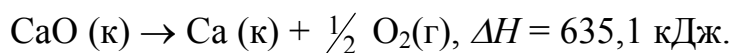
Тепловий ефект хімічних реакцій вимірюють за допомогою спеціальних приладів – калориметрів. Термохімічні розрахунки основані на застосуванні двох законів термохімії.

**Перший закон термохімії** сформулювали Лавуазьє і Лаплас у 1784 році (**закон Лавуазьє-Лапласа**): *тепловий ефект утворення даної сполуки дорівнює тепловому ефекту його розкладу, але має протилежний знак.*

Так, при утворенні 1 моля оксиду кальцію  $\text{CaO}$  із простих речовин кальцію і кисню виділяється 635,1 кДж теплоти



Така сама кількість теплоти поглинається в процесі розкладу 1 моля кальцій оксиду на кальцій і кисень:



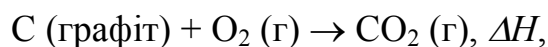
Як видно, закон Лавуазьє-Лапласа є лише частинною формою вираження закону збереження енергії.

**Другий закон термохімії (закон Гесса)** сформульований у 1840 році петербурзьким академіком Г.І. Гессом: *тепловий ефект (або зміна ентальпії) реакції залежить тільки від початкового і кінцевого станів реагуючої речовини і не залежить від проміжних стадій реакції.*

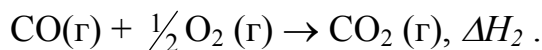
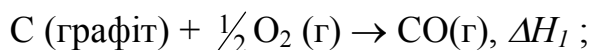
Закон Гесса також є частинною формою вираження загального закону

збереження енергії.

Сутність закону Гесса проілюструємо на прикладі процесу окиснення графіту до карбон (IV) оксиду. Цей процес може здійснитися або відразу:



або через проміжну стадію утворення і згоряння карбон (II) оксиду:



Згідно із законом Гесса, якщо однакові вихідний і кінцевий тиск і температура ( $P_{\text{вих.}} = P_{\text{кінц.}}$ ,  $T_{\text{вих.}} = T_{\text{кінц.}}$ ) кожного процесу, то теплові ефекти прямого згоряння графіту в  $\text{CO}_2$  або через проміжну стадію утворення  $\text{CO}$  дорівнюють:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2.$$

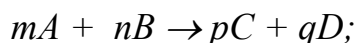
Закон Гесса дає змогу обчислювати тепловий ефект реакцій, оскільки його не завжди можна визначити експериментально. Так, під час згоряння графіту утворюється суміш  $\text{CO}$  і  $\text{CO}_2$ , а тому визначити тепловий ефект утворення  $\text{CO}$  практично не можна, але його легко обчислити із рівняння:  $\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2$ . Підставляючи відомі й визначені дослідним шляхом значення  $\Delta H = -396$  кДж і  $\Delta H_2 = -285,5$  кДж, одержимо:

$$\Delta H_1 = -396 - (-285,5) = -110,5 \text{ кДж.}$$

Закон Гесса поширюється не тільки на хімічні реакції, а і на всі процеси, що супроводжуються тепловими ефектами – фазові перетворення, розчинення, кристалізацію, випаровування і т.ін.

Розглянемо два наслідки, які важливі для термохімічних розрахунків і безпосередньо впливають із закону Гесса:

1. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення ( $\Delta H_{\text{утв.}}$ ) продуктів реакції і сумою теплот утворення вихідних речовин. За алгебраїчного підсумовування враховуються стехіометричні коефіцієнти. Так, для реакції вигляду:



$$\Delta H = (p\Delta H_{\text{утв.}C} + q\Delta H_{\text{утв.}D}) - (m\Delta H_{\text{утв.}A} + n\Delta H_{\text{утв.}B}).$$

**Теплотою утворення (ентальпією)** називається тепловий ефект утворення 1 моля речовини й простих речовин, стійких за стандартних умов ( $25^\circ\text{C}$  і  $101,325 \text{ кПа}$ ). Стандартна теплота відома приблизно для чотирьох тисяч речовин. Вони позначаються  $\Delta H_{\text{утв.}298}^0$ , де індекс “утв.” вказує теплоту

утворення, а індекс 298 являє собою округлене значення абсолютної температури, що відповідає у градусах шкали Цельсія  $25^{\circ}\text{C}$  (тобто 298 К). Часто один і навіть обидва індекси опускаються. Верхнім індексом позначаються величини, що стосуються стандартного стану речовин.

Стандартна теплота утворення (ентальпії) деяких речовин надається в довідниках з хімії. Теплота утворення простих речовин, стійких за стандартних умов, береться, рівною нулю.

Термохімічними розрахунками можна визначити енергію хімічних зв'язків, кристалічних ґраток, теплові ефекти фазових перетворень, теплотаи розчинення і гідратації тощо.

2. Під час розрахунків теплових ефектів замість теплоти утворення речовин  $\Delta H_{\text{утв.}}$  може утворюватися теплота від згоряння. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот згоряння ( $H_{\text{згор.}}$ ) вихідних речовин і сумою теплот згоряння продуктів реакції. Цей наслідок має значення для органічних сполук. Для реакції, зображеної вище, це буде:

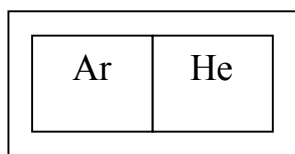
$$\Delta H = (m\Delta H_{\text{згор.}A} + n\Delta H_{\text{згор.}B}) - (p\Delta H_{\text{згор.}C} + q\Delta H_{\text{згор.}D})$$

**Теплотою згоряння** (або зміною ентальпії під час згоряння) називається тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини киснем з утворенням оксидів (окиснення органічних сполук відбувається до  $\text{CO}_2$  (г) і  $\text{H}_2\text{O}$  (р)).

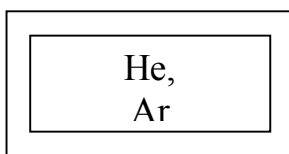
За стандартною теплотоюи утворення можна розрахувати теплоту згоряння і, навпаки, за теплотою згоряння можна легко розрахувати теплоту утворення.

Теплота (ентальпії) утворення неорганічних речовин пов'язана з положенням елементів у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

Розглянемо систему з двох не взаємодіючих газів – аргону та гелію, які містяться в одній посудині під однаковим тиском, але розділені перегородкою (стан 1). Якщо видалити перегородку, то починається процес змішування газів (взаємна дифузія). Процес відбувається самовільно і через деякий час молекули аргону та гелію будуть рівномірно розподілені в усьому об'ємі посудини (стан 2). Зворотний процес, за якого молекули  $\text{Ar}$  та  $\text{He}$  повинні самовільно розділитися, неможливий або можливий при витраті роботи.



Стан 1



Стан 2

Система із стану 2 не може самовільно перейти у стан 1, отже стан 2 з більшим безладом є більш ймовірним. Змішування газів пояснюється прагненням системи перейти у більш ймовірний безладний стан.

Для оцінки ступеня безладу в системі запропонована функція стану системи, яка має назву **ентропія**. Ентропію позначають літерою  $S$ , стандартну ентропію –  $S^0$ , а її зміну –  $\Delta S^0$  ( $\Delta S = S_2 - S_1$ ). Збільшення безладу в системі вказує на позитивне значення ентропії ( $\Delta S > 0$ ).

Таким чином, ентропія відображає рух частинок речовини і є мірою неупорядкованості системи.

Самоплинно можуть перебігати процеси у бік більш ймовірного стану, який характеризується збільшенням безладу ( зменшенням порядку). Останнє твердження справедливе лише для систем, в яких не відбувається будь-яких енергетичних змін ( $\Delta S > 0$ ). Перехід системи з менш упорядкованого стану в більш упорядкований пов'язаний із зменшенням ентропії ( $\Delta S < 0$ ), тому подібний процес мало ймовірний.

Ентропію визначають за формулою Больцмана

$$S = \frac{R}{N_A} \ln W,$$

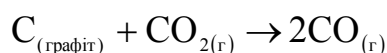
де  $R$  – універсальна газова стала;  $N_A$  – стала Авогадро;  $W$  – ймовірність стану системи, тобто число мікростанів, за допомогою яких здійснюється даний макростан.

Ентропію вимірюють у Дж/К, звичайно її відносять до одного моля речовини, у цьому випадку одиницями вимірювання будуть Дж/(моль · К).

Зміну ентропії у хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропіями кінцевого і початкового станів системи. Розрахунок  $\Delta S$  аналогічний обчисленню  $\Delta H$  за законом Гесса. Однак слід мати на увазі, що для простих речовин ентропія на відміну від  $\Delta H_{298}^0$ , не дорівнює нулю

$$\Delta S = \sum \Delta S_{298 \text{ прод}}^0 - \Delta S_{298 \text{ вих}}^0.$$

Наприклад, для реакції утворення CO із графіту та CO<sub>2</sub>



ентропія дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta S &= 2\Delta S_{298}^0 \text{CO} - (\Delta S_{298}^0 C_{(\text{графіт})} + \Delta S_{298}^0 \text{CO}_{2(\text{г})}) = \\ &= 2 \cdot 197,5 - (5,7 + 213,7) = 175,6 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)}. \end{aligned}$$

Якщо початковий стан характеризується ентропією  $S_1$ , а кінцевий –  $S_2$  і в процесі переходу з початкового до кінцевого стану безлад збільшується, тобто  $S_2 > S_1$  і  $S_2 - S_1 = \Delta S > 0$ , то процес відбувається самоплинно.

У природі для самоплинно перебігаючих процесів рушійними силами є прагнення перейти до стану з найменшою енергією ( виділити тепло за такого переходу) та прагнення перейти до найбільш ймовірного стану, до стану з більшим безладом і максимумом ентропії. Якщо в процесі не відбувається енергетичних змін ( $\Delta H = 0$ ), то фактором, який визначає напрямок процесу, є ентропія. Якщо в системі порядок не змінюється ( $\Delta S = 0$ ), то напрямок процесу визначається зміною енергії, і процес піде в бік її зменшення ( $\Delta H < 0$ ,  $\Delta U < 0$ ).

У хімічних процесах одночасно змінюються енергія системи та її ентропія. Зміна ентальпії системи  $\Delta H$  відображає в основному взаємодію атомів у молекулі, прагнення частинок до сполучення у більш складні частинки, що зменшує ентальпію. Зміна ентропії  $\Delta S$  характеризує протилежну тенденцію – прагнення до неупорядкованості частинок. Сумарний ефект цих двох протилежних тенденцій у процесах, які відбуваються за сталих  $T$  та  $P$ , відображає зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу, або енергії Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Характер зміни енергії Гіббса дозволяє зробити висновок про принципову можливість чи неможливість здійснення процесу. Процес самоплинно перебігає в тому випадку, якщо  $\Delta G < 0$ . Про неможливість здійснення процесу за даних умов свідчить нерівність  $\Delta G > 0$ , якщо  $\Delta G = 0$ , то система перебуває у стані хімічної рівноваги.

Для розрахунку  $\Delta G$  хімічної реакції використовують рівняння, аналогічне для розрахунку  $\Delta H$  з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

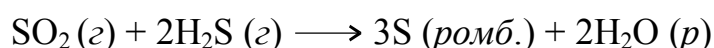
$$\Delta G_{x.p.} = \Sigma (\Delta G_{\text{утв.}})_{\text{кін.}} - \Sigma (\Delta G_{\text{утв.}})_{\text{вих.}},$$

де  $\Delta G_{\text{утв.}}$  – зміна енергії Гіббса в процесі утворення сполук із простих речовин. Звичайно розрахунки здійснюють за стандартних умов ( $P = 101,3$  кПа і  $T = 298$  К), що дозволяє отримувати значення  $\Delta G$ , які можна порівнювати. Їх прийнято позначати  $\Delta G_{298}^0$ . Для більшості речовин  $\Delta G_{298}^0$  відомі і зведені у таблицю (Додаток 2). Якщо  $\Delta G > 0$  при  $P = \text{const}$  і  $T = \text{const}$ , то реакція в прямому напрямку самовільно не протікає, тому що супроводжується збільшенням ентальпійного і зниженням ентропійного факторів. Щоб такий процес протікав, необхідне надходження енергії ззовні.

За рівності ентальпійного і ентропійного факторів  $\Delta G = 0$  система (реакція) перебуває в стані рівноваги, тобто,  $\Delta G = 0$  при  $P = \text{const}$  і  $T = \text{const}$ .

### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Знайдіть тепловий ефект хімічного процесу:



*Рішення:*

Відповідно до наслідку із закону Гесса запишемо:

$$\Delta H_{298}^0 = (3 \Delta H_{\text{утв. S(ромб.)}}^0 + 2 \Delta H_{\text{утв. H}_2\text{O(p.)}}^0) - (\Delta H_{\text{утв. SO}_2(\text{r.})}^0 + 2 \Delta H_{\text{утв. H}_2\text{S}(\text{r.})}^0)$$

і, підставивши табличні дані Додатку 2, отримуємо:

$$\Delta H_{298}^0 = (3 \cdot 0 + 2 \cdot (-285,84)) - (-296,9 + 2 \cdot (-20,15)) = -234,48 \text{ кДж.}$$

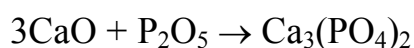
*Приклад 2.* Виходячи із теплового ефекту реакції



$$\Delta H_{\text{утв. CaO}}^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H_{\text{утв. P}_2\text{O}_5}^0 = -1492 \text{ кДж/моль};$$

визначте теплоту утворення кальцій ортофосфату.

*Рішення:*



$$\Delta H_{x.p.} = \Delta H_{\text{утв. Ca}_3(\text{PO}_4)_2} - (3\Delta H_{\text{утв. CaO}} + \Delta H_{\text{утв. P}_2\text{O}_5})$$

$$-739 = x - (3 \cdot (-635,5) + (-1492))$$

$$-739 = x + 3398,5$$

$$x = -4137,5 \text{ кДж/моль}$$

### Практичні завдання і запитання для самоконтролю

1. Тепловий ефект хімічної реакції  $\text{MnO}_{2(\text{к})} + 2\text{C}_{(\text{к})} \longrightarrow \text{Mn}_{(\text{к})} + 2\text{CO}$  дорівнює  $\Delta H_{\text{х.р.}} = -293$  кДж. Обчисліть теплоту утворення  $\text{MnO}_{2(\text{к})}$ , якщо  $\Delta H_{\text{утв. CO}_{(\text{г})}} = -110,5$  кДж/моль.
2. Обчисліть тепловий ефект реакції гідратації етилену з утворенням етилового спирту:  $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$ , якщо теплота утворення етилену дорівнює  $-52,3$  кДж/моль, води (г)  $-241,82$  кДж/моль, етилового спирту  $-235,31$  кДж/моль.
3. Під час згоряння одного моля етилового спирту  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  виділилось  $1410$  кДж теплоти. Яка кількість теплоти виділиться під час спалювання  $18$  г цього спирту ?
4. У процесі взаємодії алюмінію масою  $9$  г з киснем виділилось  $274,44$  кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції
5. Визначте теплоту утворення  $\Delta H_{298\text{PH}_3}^0$ , виходячи із рівняння:  
$$2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{р}); \Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -2360 \text{ кДж,}$$
якщо  $\Delta H_{\text{утв. P}_2\text{O}_5}^0 = -1492$  кДж/моль;  $\Delta H_{\text{утв. H}_2\text{O}}^0 = -285,8$  кДж/моль.

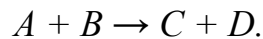


## ГЛАВА 6. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

### *Загальні теоретичні положення*

Під *швидкістю хімічних реакцій* розуміють зміну концентрації однієї із реагуючих речовин за одиницю часу за постійного тиску та температури.

Концентрацію виражають у моль/л, а час – у секундах або хвилинах. Розглянемо в загальному вигляді швидкість реакції, що відбувається за постійних температур і тиску, за рівнянням



По мірі витрачання речовини  $A$  швидкість реакції зменшується. Звідки випливає, що швидкість реакції можна визначити лише для деякого проміжку часу. Оскільки, концентрація речовини  $A$  в момент часу  $t_1$  вимірюється величиною  $c_1$ , а в момент  $t_2$  – величиною  $c_2$ , то за проміжок часу  $\Delta t = t_2 - t_1$ , зміна концентрації речовин буде становити  $\Delta c = c_2 - c_1$ , звідки можна визначити середню швидкість реакції ( $v$ ):

$$v = -\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Знак “мінус” ставиться тому, що, незважаючи на зменшення концентрації речовини  $A$  і, отже, на від’ємне значення різниці  $c_2 - c_1$  швидкість реакції може бути тільки додатною величиною. Можна також стежити за зміною концентрації одного з продуктів реакції – речовин  $C$  або  $D$ ; вона під час реакції буде збільшуватись, і тому в правій частині рівняння необхідно ставити знак “плюс”.

Оскільки швидкість реакції весь час змінюється, то в хімічній кінетиці розглядають тільки дійсну швидкість реакції  $v$ , тобто швидкість у даний момент часу, коли  $\Delta t \rightarrow 0$ , а саме  $v = \pm \frac{dc}{dt}$ , де  $d$  – диференціал.

**Фактори, що впливають на швидкість реакції.** Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, а також від умов перебігу реакції: концентрації  $c$ , температури  $t$ , наявності каталізатора, а також від деяких інших факторів (наприклад, від тиску – для газових реакцій, від ступеня подрібнення – для твердих речовин, від радіоактивного випромінювання тощо).

Вплив концентрації реагуючих речовин виражається **законом діючих мас** (Гульдберг, Вааге, 1864–1867 рр.): за сталої температури швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин.

Для реакції  $mA + nB \rightarrow pC + gD$  закон діючих мас виражається таким рівнянням:

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n,$$

де  $C_A$  і  $C_B$  – концентрації речовин, моль/л;  $k$  – коефіцієнт пропорційності, що називається константою швидкості реакції.

Це рівняння називається кінетичним рівнянням реакції. Із нього неважко встановити фізичний зміст константи швидкості. Вона чисельно дорівнює швидкості реакції, коли концентрації кожної з реагуючих речовин становить 1 моль/л. Константа швидкості залежить від природи реагуючих речовин, від температури, тиску, але не залежить від їх концентрації.

Закон діючих мас застосовується лише до газоподібних і розчинених речовин, він не розповсюджується на реагуючі речовини у твердому стані, оскільки їх концентрації є стабільними, і вони реагують лише на поверхні.

Залежність швидкості реакції від температури визначається (наближено) **правилом Вант-Гоффа**: з підвищенням температури на кожні десять градусів швидкість більшості реакцій зростає у 2 – 4 рази.

Математично ця залежність виражається співвідношенням:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де  $v_{t_1}, v_{t_2}$  – швидкості реакції за початкової –  $t_1$  і кінцевої  $t_2$  температур;

$\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на десять градусів ( $\gamma = 2 - 4$ ).

Температура впливає на швидкість хімічної реакції, збільшуючи константу швидкості.

**Поняття про каталіз і каталізатори.** Каталізом називають зміну швидкості хімічних реакцій в присутності речовин, які самі після реакції залишаються хімічно незміненими. Зазвичай каталізаторами називаються лише прискорювачі реакції, а інгібіторами – уповільнювачі.

Якщо каталізатор і реагуючі речовини перебувають у одній фазі, тоді каталіз називають *гомогенним*, якщо у різних фазах – *гетерогенним*. Хімічні реакції, що відбуваються за участю каталізаторів, називаються *каталітичними*. Розрізняють гомогенний (однорідний) і гетерогенний (неоднорідний) каталіз.

Для *гомогенного каталізу* встановлено, що швидкість хімічної реакції пропорційна концентрації каталізатора.

Механізм гомогенного каталізу звичайно пояснюють за допомогою *теорії проміжних сполук*. Відповідно до цієї теорії каталізатор (К) спочатку утворює з однією із вихідних речовин проміжну сполуку (АК). Ця сполука реагує з іншою вихідною речовиною з відновленням каталізатора. Схематично це можна зобразити таким чином:

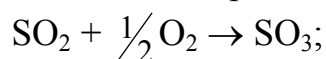


Каталізатор розбиває процес на дві стадії:

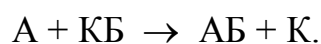
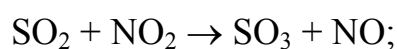
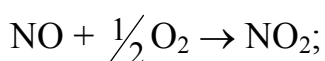


Швидкості реакцій (б) і (в) у багато разів більші від швидкостей процесу (а), оскільки стадії (б) і (в) характеризуються меншою енергією активації. Таким чином, причина збільшення швидкості реакції в присутності каталізатора полягає у зменшенні енергії активації цієї реакції.

Згідно з цією теорією, процес окиснення  $SO_2$  до  $SO_3$  за участю каталізатора – нітроген(II) оксиду можна схематично зобразити таким чином:



Реакція протікає повільно. З введенням каталізатора відбувається утворення проміжної сполуки:



Під час *гетерогенного каталізу* реагуючі речовини і каталізатор утворюють систему з різних фаз. Між каталізатором і реагуючими речовинами існує

поверхня поділу. Зазвичай, каталізатор – тверда речовина, а реагують між собою речовини – гази або рідини. Поверхня каталізатора є неоднорідною. На ній є **активні центри**, на яких в основному і відбуваються каталітичні реакції.

**Необоротні та оборотні реакції.** Реакції, які відбуваються лише в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин у кінцеві речовини, називаються **необоротними**. Більшість реакцій є оборотними. **Оборотними** називаються такі, реакції, які одночасно відбуваються у двох взаємно протилежних напрямках.

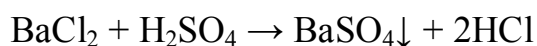
У рівняннях оборотних реакцій між лівою та правою частинами ставлять дві стрілки, які спрямовані в протилежні боки, наприклад:



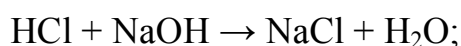
У техніці оборотні реакції не вигідні, тому що за різних умов (зміна температури, тиску тощо) стають практично необоротними, вони відбуваються у прямому напрямку.

Реакції відбуваються в одному напрямку (необоротні) за умов, коли:

– продукти, що утворюються, виходять зі сфери реакції (випадають в осад, виділяються у вигляді газу):



– утворюється малодисоційована сполука, наприклад вода:



– реакція супроводжується виділенням великої кількості енергії, наприклад, під час горіння магнію:



У рівняннях необоротних реакцій між лівою і правою частинами ставлять знак рівності або стрілку.

**Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє.** Оборотні реакції не доходять до кінця, вони завершуються встановленням **хімічної рівноваги**. Хімічну рівновагу можна визначити як такий стан системи реагуючих речовин, за яким швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюють одна одній ( $\vec{v}_1 = \vec{v}_2$ ).

У стані рівноваги пряма та зворотна реакції не припиняються, тому така рівновага називається рухомою, або динамічною рівновагою.

У стані рівноваги концентрації усіх реагуючих речовин – як вихідних, так і тих, що утворюються, – залишаються чітко сталими.

Концентрації реагуючих речовин, які встановлюються за хімічної рівноваги, називаються **рівноважними**. Вони позначаються у квадратних дужках:  $[H_2], [N_2], [NH_3]$ , тоді як нерівноважні концентрації позначають так:  $C(H_2), C(N_2), C(NH_3)$ .

Наприклад:  $CO + NO_2 \rightleftharpoons CO_2 + NO$ ,

для прямої реакції  $\bar{v}_1 = k_1[CO][NO_2]$ ;

для оборотної реакції  $\bar{v}_2 = k_2[CO_2][NO]$ .

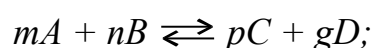
Стан хімічної рівноваги  $\bar{v}_1 = \bar{v}_2$ , тобто:

$$k_1[CO][NO_2] = k_2[CO_2][NO].$$

Представимо цю рівність у вигляді пропорції:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[CO_2][NO]}{[CO][NO_2]}, \frac{k_1}{k_2} = K.$$

Величина  $K$  називається **константою хімічної рівноваги**. Вона не залежить від концентрації реагуючих речовин і є сталою за даної температури. Для будь-якої рівноважної системи:



$$K = \frac{[C]^p [D]^g}{[A]^m [B]^n}.$$

Це рівняння є **математичним виразом закону діючих мас** у стані рівноваги. Для рівноважної системи значення константи рівноваги залишається незмінним. Якщо в реакційну суміш ввести надлишок однієї з вихідних речовин, то рівновага зміщується в бік продуктів реакції, тобто праворуч. Аналогічний ефект може бути досягнутий шляхом видалення із системи. Для гетерогенних реакцій у виразі константи рівноваги концентрації речовин, які

перебувають у твердій фазі, не беруть до уваги, тобто концентрація твердих речовин дорівнює одиниці.

Величина  $K$  залежить від природи реагуючих речовин і від температури, але не залежить від каталізатора. Присутність каталізатора у системі лише прискорює час встановлення рівноваги.

Напрямок зміщення хімічної рівноваги за зміни концентрації реагуючих речовин, температури і тиску визначається принципом рухомої рівноваги, або принципом *Ле Шательє*: *якщо на систему, яка перебуває в стані рівноваги, чиниться будь-який зовнішній вплив (змінюється концентрація, температура, тиск), то він сприяє перебігу тієї із двох протилежних реакцій, яка послаблює цей вплив.*

За умови збільшення рівноважних концентрацій вихідних речовин, рівновага зміщується в бік продуктів реакції, і навпаки – при збільшенні концентрації продуктів реакції рівновага зміщується у бік вихідних речовин. При підвищенні температури у системі посилюється ендотермічний процес, а при зниженні температури починають переважати екзотермічні процеси.

Вплив тиску визначається зміною об'єму, що відбувається під час реакції. За збільшення тиску рівновага буде зсуватись у бік утворення меншої кількості речовини (молей) газу, а зменшення тиску зміщує рівновагу в бік утворення більшої кількості речовини (молей) газу.

Якщо в рівнянні оборотної реакції число молей у лівій частині дорівнює числу молей у правій частині, наприклад  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ , то зміна тиску не спричинить зміщення хімічної рівноваги.

Слід зазначити, що усі каталізатори однаковою мірою прискорюють як пряму, так і зворотну реакції, і тому на зміщення рівноваги вони не впливають, а тільки сприяють швидкому її досягненню.

## Приклади виконання завдань

### Приклад 1.

Дано:

$$[\text{CO}] = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,3 \text{ моль/л}$$

$$[\text{COCl}_2] = 1,2 \text{ моль/л}$$

\_\_\_\_\_   
  $K - ?$

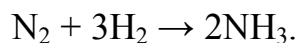
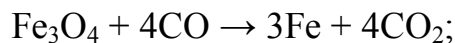
Рішення:

У гомогенній системі  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  рівноважні концентрації реагуючих речовин становлять:  $[\text{CO}] = 0,2 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,3 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{COCl}_2] = 1,2 \text{ моль/л}$ . Знайти константу рівноваги цієї системи.

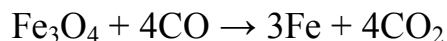
$$K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{1,2}{0,2 \cdot 0,3} = 20$$

### Приклад 2.

Скласти рівняння для швидкості хімічних реакцій:

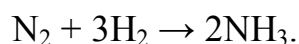


Рішення:



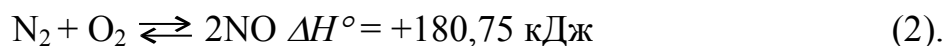
$$x = k \cdot C_{\text{CO}}^4$$

Концентрацію  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  не враховуємо, бо це тверда речовина  $C_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \text{const}$



$$x = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

Приклад 3. Як буде впливати підвищення температури і тиску на зміщення хімічної рівноваги процесів:

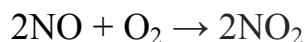


Для процесу (1) за підвищення температури хімічна рівновага зміститься ліворуч, а за підвищення тиску – праворуч.

Для процесу (2) за підвищення температури хімічна рівновага зміститься праворуч, а підвищення тиску не буде впливати на зміщення хімічної рівноваги.

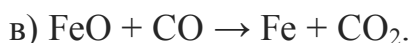
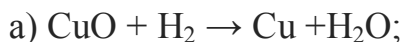
### **Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Як зміниться швидкість хімічної реакції:



за збільшення концентрації нітроген(II) оксиду в 3 рази ?

2. В якому випадку швидкість реакції буде залежати від концентрації обох взаємодіючих речовин ?



3. У скільки разів збільшиться швидкість деякої хімічної реакції за збільшення температури із 40 °С до 90 °С? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

4. Які з перелічених нижче факторів будуть сприяти перебігу прямої реакції в системі  $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(г)}$   $\Delta H > 0$ :

а) зниження температури;

б) підвищення температури;

в) підвищення тиску;

г) збільшення концентрації речовини В ?

5. Як слід змінити концентрацію карбон (II) оксиду, щоб рівновагу в системі  $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$   $\Delta H < 0$  змістити праворуч ?



## ГЛАВА 7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

### Загальні теоретичні положення

**Ступінь окиснення** – умовний заряд атома, розрахований із припущення, що молекула складається лише із йонів.

Для знаходження ступенів окиснення елементів у складних сполуках користуються правилами:

1. Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю ( $\overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{H}}_2, \overset{0}{\text{O}}_2$ );

2. Атоми Оксигену в сполуках мають ступінь окиснення  $-2$ ; виняток становлять пероксиди, де ступінь окиснення Оксигену складає  $-1$  (наприклад,  $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \text{Na}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$ ) і оксиген фторид  $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$ , де ступінь окиснення становить  $+2$ .

3. У Гідрогену в сполуках ступінь окиснення  $+1$ ; виняток становлять гідриди металів, де ступінь окиснення Гідрогену складає  $-1$  (наприклад,  $\text{Ca}\overset{-1}{\text{H}}_2$ ).

4. Оскільки молекула у цілому електронейтральна, то алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів, що входять у сполуку, дорівнює нулю.

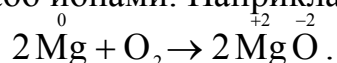
У будь-якій окисно-відновній реакції беруть участь одночасно окисник і відновник. До відновників належать речовини, атоми (або йони) яких віддають електрони, а до окисників – речовини, що приєднують ці електрони. Процес “віддавання” електронів називається **окисненням**, а процес приєднання електронів – **відновленням**.

Хімічні реакції, що протікають зі зміною ступенів окиснення елементів, що входять до складу речовин, називаються **окисно-відновними**.

Існує три типи окисно-відновних реакцій.

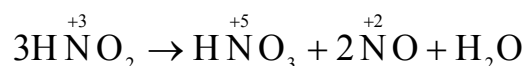
#### **1. Реакції міжатомного або міжмолекулярного окиснення-відновлення.**

До них належать такі реакції, в яких обмін електронами відбувається між різними атомами, молекулами або йонами. Наприклад:



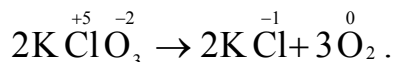
#### **2. Реакції диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення).**

У таких реакціях прості і складні речовини можуть виявити як окисні, так і відновні властивості. Це можливо внаслідок того, що атоми з проміжним ступенем окиснення віддають і приймають електрони. Наприклад, у реакції:



де  $\text{N}^{3+}$  відіграє роль як окисника, так і відновника.

**3. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення.** До них належать реакції, в яких і окисник і відновник входять до складу тієї самої речовини (молекули),



До найважливіших відновників відносяться лужні та лужноземельні метали; кислоти, що не містять Оксигену (HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te) та їх солі, гідриди лужних і лужноземельних металів (NaH, CaH<sub>2</sub>), а також сполуки неметалів з Гідрогеном (NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>H<sub>4</sub> тощо). Роль відновників відіграють також позитивно заряджені йони металів, що мають нижчі ступені окиснення (Cu<sup>+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup> та інші). До сильних окисників належать галогени, озон, кисень, сірку, сполуки, що містять позитивно заряджений йон Гідрогену H<sup>+</sup> у складі води чи кислот. Виконують роль окисників також метали з найвищим ступенем окиснення у вигляді оксидів, кислот та їх солей. Типовими представниками цих сполук є Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, KMnO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>, CrO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, NaBiO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub>, V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, NaVO<sub>3</sub> тощо. Оксиген у атомарному стані і у складі простої речовини – кисню, а також у вигляді озону O<sub>3</sub> є дуже сильним окисником. Роль окисників виконують також молекули галогенів F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> та вищі оксигеновмісні кислоти неметалів (HClO, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>).

### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Укажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами:

- а) CrSO<sub>4</sub> → Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; б) KCrO<sub>4</sub> → CrCl<sub>3</sub>;  
в) KMnO<sub>4</sub> → MnSO<sub>4</sub>; г) KMnO<sub>4</sub> → K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>.

Процес окиснення чи відновлення відображає кожна з них?

*Рішення:*

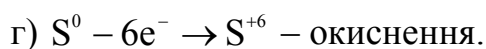
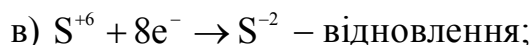
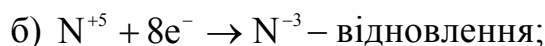
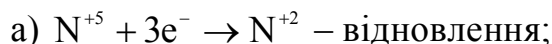
- а) Cr<sup>+2</sup> – 1e<sup>-</sup> → Cr<sup>+3</sup> – окиснення;  
б) Cr<sup>+7</sup> + 4e<sup>-</sup> → Cr<sup>+3</sup> – відновлення;  
в) Mn<sup>+7</sup> + 5e<sup>-</sup> → Mn<sup>+2</sup> – відновлення;  
г) Mn<sup>+6</sup> – 1e<sup>-</sup> → Mn<sup>+7</sup> – окиснення.

*Приклад 2.* Укажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами:

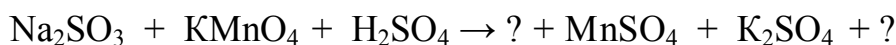
- а) HNO<sub>3</sub> → NO; б) HNO<sub>3</sub> → NH<sub>4</sub>Cl;  
в) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → H<sub>2</sub>S; г) S<sup>0</sup> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Процес окиснення чи відновлення відображає кожна з них?

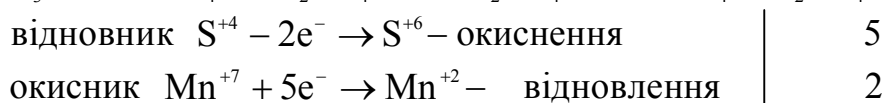
*Рішення:*



*Приклад 3.* Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:

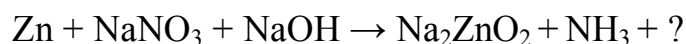


*Рішення:*

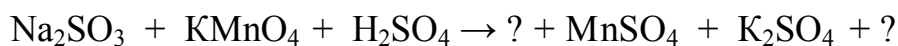


### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

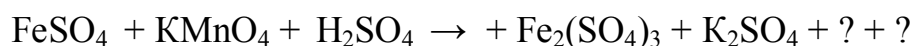
1. Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:



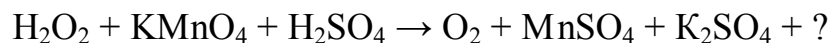
2. Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:



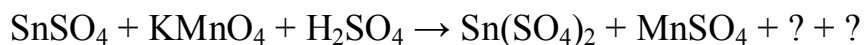
3. Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:



4. Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:



5. Закінчіть рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:



## ГЛАВА 8. ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИНИ

### Загальні теоретичні положення

**Розчин** – це гомогенна (однорідна) система, яка складається із двох чи більше компонентів (розчинника, розчиненої речовини) і продуктів їх взаємодії.

Для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини використовують такі **способи вираження концентрації розчинів**: масова частка розчиненої речовини, молярна, нормальна і моляльна концентрації.

**Масова частка** розчиненої речовини ( $\omega$ ) – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ( $m_{\text{розч. реч.}}$ ) до маси всього розчину ( $m_{\text{розчину}}$ ). Її визначають у частках одиниці або у відсотках

$$\omega = m_{\text{розч. реч.}} / m_{\text{розчину}}.$$

**Молярна концентрація** ( $C_M$ ) розчиненої речовини – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V},$$

де  $C_M$  – молярна концентрація речовини;  $V$  – об'єм розчину, л;  $m$  – маса речовини,  $M$  – молярна маса речовини).

**Нормальна концентрація** ( $C_N$ ) – це фізична величина, що визначається числом моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину

$$C_N = \frac{m}{E \cdot V},$$

де  $C_N$  – нормальна концентрація речовини;  $V$  – об'єм розчину, л;  $E$  – еквівалентна маса розчиненої речовини.

**Моляльна концентрація** ( $C_m$ ) показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині. Одиниці вимірювання: моль/кг

$$C_m = \frac{1000 \cdot \nu}{m_p},$$

де  $C_m$  – моляльна концентрація розчину;  $\nu$  – число молів розчиненої речовини;  $m_p$  – маса розчинника, кг.

### Приклади виконання завдань

**Приклад 1.** Скільки грамів NaOH міститься в 0,1 М розчині об'ємом 500 мл ?

*Рішення: 1-й спосіб:*

$$C_M(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V},$$

звідки:  $m(\text{NaOH}) = C_M(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V = 0,1 \cdot 40 \cdot 0,5 = 2 \text{ г}$

*2-й спосіб:*

в 1М розчині NaOH	міститься	40 г NaOH;
в 0,1М NaOH	міститься	x г NaOH;

$$x = \frac{0,1 \cdot 40}{1} = 4 \text{ г};$$

в 1 л 0,1М розчину NaOH	міститься	4 г NaOH;
в 0,5 л NaOH 0,1М розчину NaOH	міститься	x г NaOH;

$$x = \frac{4 \cdot 0,5}{1} = 2 \text{ г}.$$

**Приклад 2.** Визначте нормальну концентрацію розчину фосфатної кислоти, якщо у 0,3 л розчину міститься 12 г  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

*Рішення:* Еквівалентна маса фосфатної кислоти дорівнює її молярній масі, поділеній на кількість атомів Гідрогену, що беруть участь у хімічних реакціях:  
 $E(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,7$ . Звідси

$$C_H(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V} = \frac{12}{32,7 \cdot 0,3} = 1,22 \text{ моля - екв / л}.$$

**Приклад 3.** Визначте нормальну концентрацію розчину хлоридної кислоти, коли відомо, що для нейтралізації 202 мл її потрібно було витратити 186 мл 0,126 н. розчину NaOH.

*Рішення:*

$$\frac{C_H(\text{HCl})}{C_H(\text{NaOH})} = \frac{V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})};$$

$$C_H(\text{HCl}) = \frac{C_H(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{186 \cdot 0,126 \text{ н.}}{202} = 0,116 \text{ н.}$$

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. В 1 кг води розчинено 666 г KOH; густина розчину дорівнює 1,395 г/мл. Знайдіть: а) масову частку KOH; б) молярну концентрацію; в) нормальну концентрацію розчину.
2. Який об'єм 2н розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необхідно взяти для приготування 1 л 0,25н розчину ?
3. Густина розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з масовою часткою речовини 15 % складає 1,105 г/мл. Знайдіть: а) нормальну; б) молярну; в) молярну концентрації цього розчину.
4. Із 2,5 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  приготували 500 мл розчину. Розрахувати для цього розчину: а) нормальну концентрацію; б) титр.
5. Який об'єм 0,1 М розчину ортофосфатної кислоти можна приготувати із 75 мл 0,75 М розчину ?
6. Змішали 100 мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою речовини 20 % (густина – 1,12 г/мл) и 500 мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою речовини 9 % (густина – 1,05 г/мл). Знайти масову частку речовини в отриманому розчині.
7. Скільки літрів розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 96 % і густиною 1,84 г/мл потрібно для приготування 20 л 0,5М розчину сульфатної кислоти ?
8. Знайти молярну концентрацію розчину хлоридної кислоти з масовою часткою речовини 36,2 %, якщо його густина складає 1,18 г/мл.
9. Який об'єм 6М розчину хлоридної кислоти необхідно взяти для приготування 2,5М розчину цієї кислоти ?
10. Із 400 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 50 % випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка розчиненої речовини в отриманому розчині ?

## ГЛАВА 9. ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

### *Загальні теоретичні положення*

За здатністю проводити електричний струм у водних розчинах речовини діляться на електроліти і неелектроліти. Речовини, розчини яких здатні проводити електричний струм, називаються *електролітами*. До електролітів належать розчини кислот, лугів, солей. Солі і луги проводять електричний струм не лише в розчиненому стані, але і в розплавленому. Речовини, розчини яких не проводять електричний струм, називаються *неелектролітами*. До неелектролітів належить багато органічних речовин: спирти, цукор, бензол, деякі органічні кислоти.

Процес розпаду електролітів на йони під дією полярних молекул розчинника (або під час розплавлення) називається *електролітичною дисоціацією*.

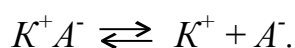
До 80-х років XIX ст. більшість учених вважали, що йони з'являються в розчинах електролітів унаслідок проходження крізь них електричного струму. Можливість появи та незалежного існування йонів у розчинах пояснює *теорія електролітичної дисоціації*, сформульована шведським вченим С. Арреніусом (1887). Суть теорії електролітичної дисоціації полягає в такому:

1. Електроліти в процесі розчинення в розчиннику розпадаються (дисоціюють) на позитивні і негативні йони.

2. Під дією електричного струму позитивно заряджені йони рухаються до негативно зарядженого електрода – катода, негативно заряджені – до позитивно зарядженого електрода – анода. Тому перші називаються *катіонами*, другі – *аніонами*.

3. Дисоціація – процес зворотний, оскільки одночасно відбувається процес розпаду молекул або кристалів на йони (дисоціація) та зворотний процес сполучення йонів у молекули – асоціація або моляризація йонів.

Тому в рівняннях дисоціації слабких електролітів записують знак оборотності. Наприклад, рівняння дисоціації молекули слабого електроліту  $KA$  на катіон  $K^+$  і аніон  $A^-$  має такий вигляд:



Електроліти різною мірою дисоціюють на йони. Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є значення **ступеня дисоціації** ( $\alpha$ ) і **константи дисоціації** ( $K_{дис.}$ ) електроліту.

**Ступінь дисоціації** ( $\alpha$ ) – це відношення числа молекул електроліту, що розпалися на йони ( $C_{дис.}$ ), до його загальної концентрації в розчині ( $C_{заг.}$ )

$$\alpha = \frac{\text{число молекул, що розпались на йони}}{\text{загальне число молекул}},$$

наприклад, якщо із 1000 молекул 200 розпалось на йони, тоді  $\alpha = 200/1000 = 0,2$  або у відсотках  $0,2 \times 100 = 20 \%$ .

Ступінь дисоціації електроліту виражають у відсотках або в частках одиниці. Наприклад, ступінь дисоціації 0,1М розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$  становить 1,36 % або 0,0136.

За величиною ступеня дисоціації 0,01–0,1н розчинів усі електроліти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі.

До **сильних електролітів** належать речовини, які у розчині дисоціюють практично повністю. Ступінь їх дисоціації має значення понад 30 % ( $\alpha > 30 \%$ ). Це більшість солей, кислоти  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  та інші, луги (гідроксиди лужних і лужноземельних металів)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і т.ін.

**Слабкі електроліти** в розчинах дисоціюють частково. Ступінь їх дисоціації має значення менше, ніж 3% ( $\alpha < 3 \%$ ). До них належать більшість органічних кислот, неорганічні кислоти  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$  та ін., нерозчинні у воді гідроксиди металів, амоній гідроксид, вода.

Значення ступеня дисоціації **електролітів середньої сили** більші 3 %, але менші 30 % ( $3 \% < \alpha < 30 \%$ ). До них належать  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  та ін., але їх здебільшого відносять до слабких електролітів.

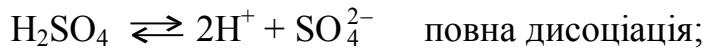
Ступінь дисоціації електроліту визначають експериментально вимірюванням, наприклад електричної провідності розчинів різної концентрації.

**Кислоти** – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони Гідрогену (інших катіонів не утворюють).



Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:

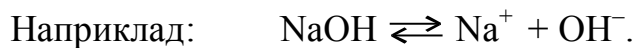




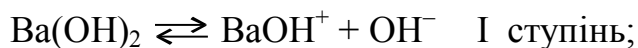
Дисоціація багатоосновних кислот відбувається, головним чином, за першим ступенем, меншою мірою за другим і лише незначною мірою – за третім. Тому у водному розчині, наприклад, фосфатної кислоти поряд з молекулами  $\text{H}_3\text{PO}_4$  присутні йони  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  (у кількостях, що послідовно зменшуються).

Загальні властивості кислот (кислий смак, дія на індикатори, взаємодія з основами та основними оксидами і т.ін.) обумовлені гідроген-йонами. Концентрація гідроген-йонів є кількісною мірою кислотності середовища.

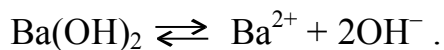
**Основи** – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-йону  $\text{OH}^-$  (інших негативних йонів не утворюють).



Багатоосновні основи дисоціюють ступінчасто:

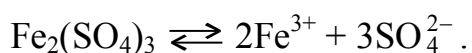
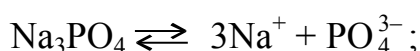
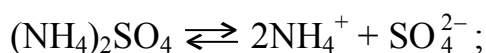


Повна дисоціація:

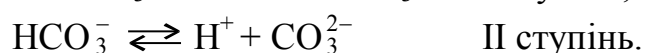


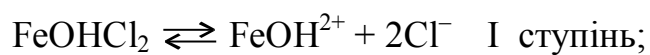
Загальні властивості основ (взаємодія з кислотами та кислотними оксидами і т.ін.) обумовлені гідроксид-йонами. Розчинні у воді основи (луги) характеризуються такими загальними властивостями: їх розчини милкі, однаково змінюють колір індикаторів, роз'їдають тваринні та рослинні тканини. Концентрація гідроксид-йонів є кількісною мірою лужності середовища.

**Солі** – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію  $\text{NH}_4^+$ ) та аніони кислотних залишків. Середні солі практично повністю дисоціюють на йони за одним ступенем:



Кислі та основні солі дисоціюють *ступінчасто*:



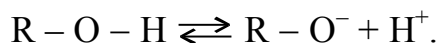


Саме тому в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, можуть міститися гідроген-йони  $\text{H}^+$ , а в розчинах основних солей, крім аніонів кислотних залишків – гідроксид-йони  $\text{OH}^-$ .

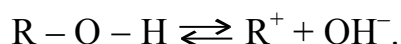
Кислі та основні солі є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації. Крім кислот і основ, існують інші електроліти, здатні дисоціювати з утворенням катіонів Гідрогену і гідроксид-йонів. Ці електроліти називаються **амфотерними електролітами**, або амфолітами. До них належать амфотерні гідроксиди:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  та інші. Це слабкі електроліти, які залежно від умов виявляють властивості як слабких кислот, так і слабких основ. Тобто під час їх дисоціації утворюються як йони Гідрогену, так і гідроксид-йони.

У загальному випадку кислоти і основи можна подати як такі, що відповідають формулі:  $\text{R} - \text{O} - \text{H}$ .

Якщо сила зв'язку між  $\text{R}-\text{O}$  більш міцна, ніж між  $\text{O}-\text{H}$ , тоді відщеплюватися буде гідроген-йон, і дисоціація пройде за кислотним типом:

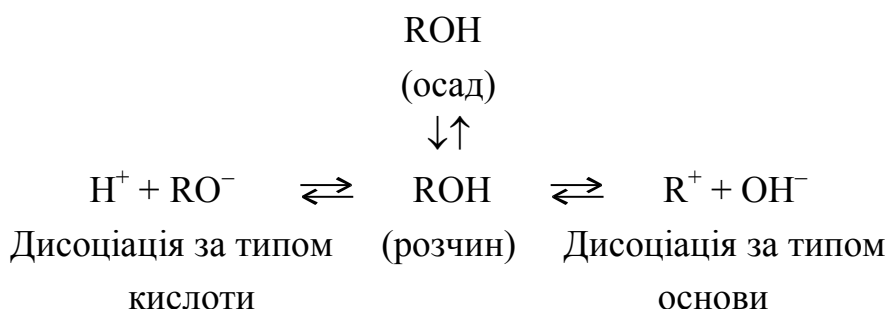


Якщо зв'язок між Гідрогеном та Оксигеном у  $\text{O}-\text{H}$  більш міцний, ніж між  $\text{R}-\text{O}$ , то дисоціація йде за основним типом



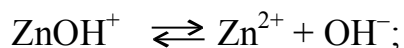
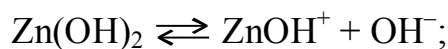
В амфотерних гідроксидах зв'язки в молекулі рівноцінні, і їх розчини одночасно містять і гідроген-йони, і гідроксид-йони, тобто дисоціація йде і за кислотним і за основним типами. Саме тому вони реагують і з кислотами і з основами.

У загальному вигляді дисоціацію молекули амфотерного електроліту можна подати такою схемою:

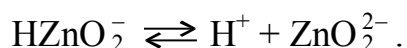


Наприклад, процес дисоціації амфотерного цинк гідроксиду (тієї кількості його, що розчинилася) можна подати такими рівняннями дисоціації:

а) за типом основ:



б) за типом кислот:



### ***Приклади виконання завдань***

*Приклад 1.* Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

*Рішення:*  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Mg(NO}_3)_2$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Ba(NO}_3)_2$ ,  $\text{MgCO}_3$ .

*Приклад 2.* Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ .

*Рішення:*  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

2. Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ .

3. Складіть рівняння електролітичної дисоціації таких кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ .

4. Складіть рівняння електролітичної дисоціації таких гідроксидів:  $\text{Ca(OH)}_2$ ;  $\text{Zn(OH)}_2$ ;  $\text{Fe(OH)}_3$ .

5. Складіть рівняння електролітичної дисоціації таких солей:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{KHSO}_3$ ;  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ .

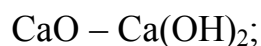
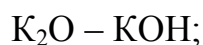
## ГЛАВА 10. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

### *Загальні теоретичні положення*

**Оксиди.** Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном. Вони бувають *солетворними* (здатними утворювати солі) і *несолетворними*. Солетворні оксиди можуть бути основними, кислотними та амфотерними. Несолетворними оксидами є NO, CO і т.ін.

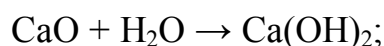
**Основними** називаються оксиди, які утворюють солі під час взаємодії з кислотами або кислотними оксидами і не взаємодіють з основами або основними оксидами.

Основним оксидам відповідають основи. Наприклад:

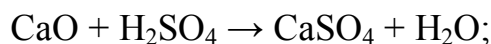


**Хімічні властивості.** Основні оксиди взаємодіють:

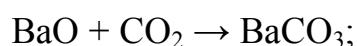
– з водою



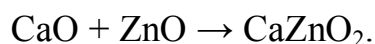
– з кислотами



– з кислотними оксидами



– з амфотерними оксидами



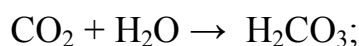
**Кислотними** називаються оксиди, які утворюють солі під час взаємодії з основами або основними оксидами і не взаємодіють із кислотами чи кислотними оксидами.

Кислотним оксидам відповідають кислоти. Наприклад:

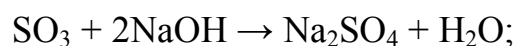


**Хімічні властивості.** Кислотні оксиди взаємодіють:

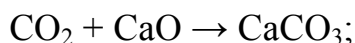
– з водою



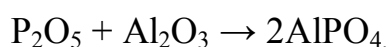
– з основами



– з основними оксидами



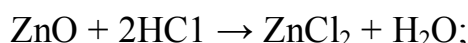
– з амфотерними оксидами



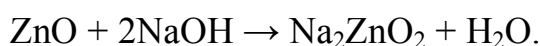
**Амфотерними** називаються оксиди металів, які утворюють солі під час взаємодії як з кислотами або кислотними оксидами, так і з основами чи основними оксидами.

**Хімічні властивості.** Амфотерні оксиди взаємодіють:

– з кислотами (та кислотними оксидами)



– з основами (та основними оксидами)



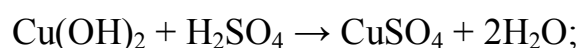
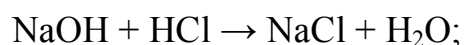
### Номенклатура оксидів

Загальна формула і валентність елемента	Назва оксиду
$\text{E}_2\text{O}; \text{N}_2\text{O}$	Нітроген(I) оксид
$\text{EO}; \text{CO}$	Карбон(II) оксид
$\text{E}_2\text{O}_3; \text{Fe}_2\text{O}_3$	Ферум(III) оксид
$\text{EO}_2; \text{CO}_2$	Карбон(IV) оксид
$\text{E}_2\text{O}_5; \text{P}_2\text{O}_5$	Фосфор(V) оксид
$\text{EO}_3; \text{SO}_3$	Сульфур(VI) оксид
$\text{E}_2\text{O}_7; \text{Cl}_2\text{O}_7$	Хлор(VII) оксид
$\text{EO}_4; \text{OsO}_4$	Осмій(VIII) оксид

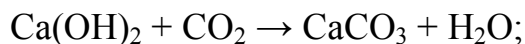
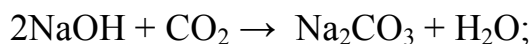
**Основи.** Основами називаються сполуки, до складу яких входять катіони металу та гідроксильні групи. Інша назва основ – гідроксиди. Розчинні у воді основи називаються **лугами**.

**Хімічні властивості.** Основи взаємодіють:

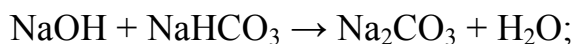
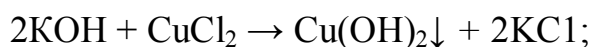
– з кислотами (реакція нейтралізації)



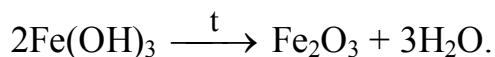
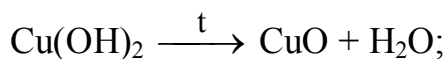
– з кислотними оксидами



– з розчинами середніх і кислих солей (тільки луги)

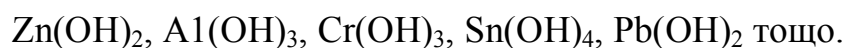


– основи розкладаються під час нагрівання:

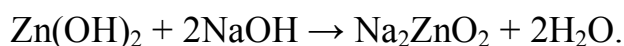
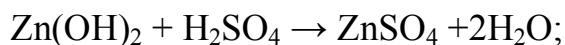


**Амфотерні гідроксиди.** Амфотерні гідроксиди одночасно можна розглядати і як кислоти, і як основи, тобто такі сполуки, в яких Гідроген може заміщуватися на атоми металу, а гідроксильна група – на кислотний залишок.

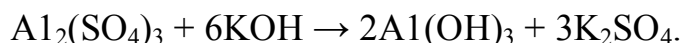
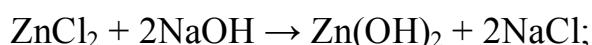
Наприклад:



Амфотерні гідроксиди з кислотами реагують як основи, а з основами – як кислоти:



Амфотерні гідроксиди добувають взаємодією розчину солі металу з певною кількістю лугу:



**Кислоти.** Кислотами називаються сполуки, що містять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на атоми металів з утворенням солей.

Кількістю атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на атоми металів, визначається основність кислоти.

Розрізняють *безоксигенові* та *оксигеновмісні* кислоти.

**Безоксигенові кислоти:**

HF – флуоридна, або флуороводнева (плавикова);

HCl – хлоридна, або соляна;

HBr – бромідна, або бромоводнева;

HJ – йодидна, або йодоводнева;

HCN – ціанідна або синильна;

H<sub>2</sub>S – сульфідна або сірководнева.

**Оксигеновмісні кислоти:**

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфатна (сірчана);

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – сульфітна (сірчиста);

HNO<sub>3</sub> – нітратна (азотна);

HNO<sub>2</sub> – нітритна (азотиста);

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – ортофосфатна;

HClO<sub>4</sub> – перхлоратна;

HClO<sub>3</sub> – хлоратна;

HClO<sub>2</sub> – хлоритна;

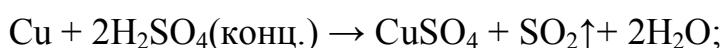
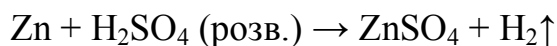
HClO – гіпохлоритна;

H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> – ортоборатна;

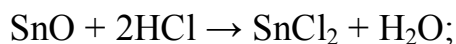
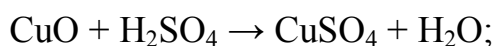
H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – силікатна.

**Хімічні властивості.** Кислоти взаємодіють:

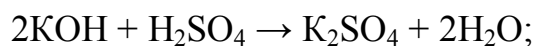
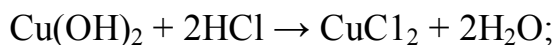
– з металами згідно з рядом електрохімічних потенціалів металів



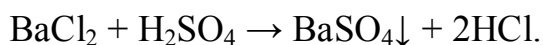
– з основними та амфотерними оксидами:



– з основами (реакція нейтралізації)



– із солями, якщо в результаті виділяється газ або випадає осад



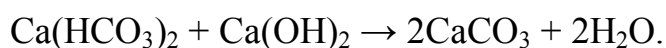
**Солі.** Солями називається продукт заміщення атомів Гідрогену в кислоті на атоми металу або гідроксильних груп у гідроксидах металів на кислотні залишки.

Солі бувають середні, кислі та основні.

**Середні солі** є продуктом повного заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу  $\text{NaCl}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

Назви середніх солей походять від назв кислот і металів, з яких утворені солі: магній сульфат  $\text{MgSO}_4$ , натрій фосфат  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

**Кислі солі** можна розглядати як продукт неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу. Кислі солі, як правило, утворюються в разі надлишку кислоти і можуть бути перетворені на середні солі дією основи



Назви кислих солей походять від назв середніх солей з додаванням слова *гідроген-* або *дигідроген-*: кальцій гідрогенкарбонат, натрій дигідрогенфосфат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

**Подвійними солями** називаються солі, утворені різними катіонами і одним і тим самим аніоном.

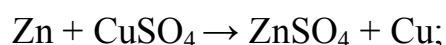
Прикладом може бути кристалогідрат калій-алюміній сульфат – алюмокалієвий галун, розгорнута формула якого  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  і скорочена  $\text{KA1}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Утворення подвійних сульфатів (галунів) є характерним для низки тривалентних металів (Al, Cr, Fe, V тощо).

**Змішаними** називаються солі, утворені одним і тим самим катіоном, але різними аніонами.

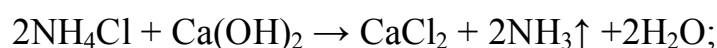
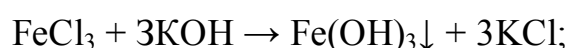
Наприклад,  $\text{Ba}(\text{Cl})\text{NO}_3$  – барій хлорид-нітрат,  $\text{CaCl}(\text{OCl})$  – кальцій хлорид-гіпохлорит.

**Хімічні властивості.** Солі взаємодіють:

– з металами, згідно з рядом електрохімічних потенціалів металів

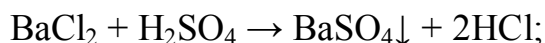
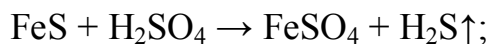


– з основами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ

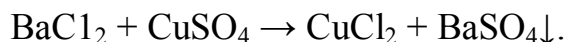
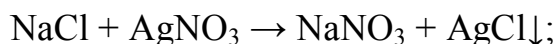




– з кислотами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ



– з солями, якщо внаслідок реакції випадає осад:



### **Приклади виконання завдань**

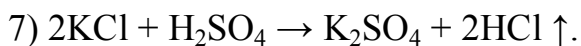
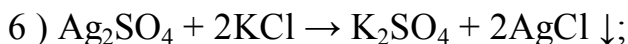
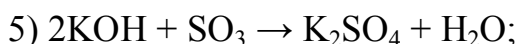
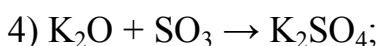
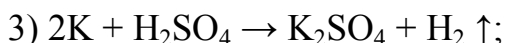
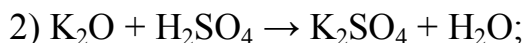
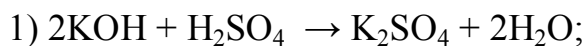
*Приклад 1.* До яких типів належать такі основи: LiOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>?

**Рішення:**

До лужних належать розчинні основи – основи лужних, лужноземельних металів і NH<sub>4</sub>OH: LiOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>. До амфотерних основ Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>. До нерозчинних – усі інші основи: Cr(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>.

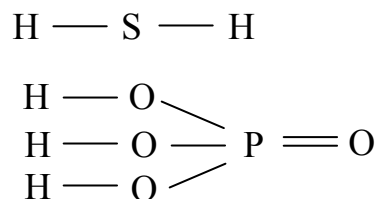
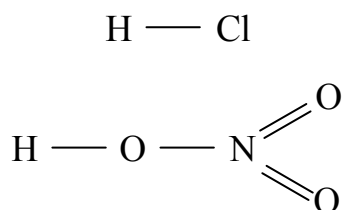
*Приклад 2.* Запропонуйте усі можливі методи отримання солі K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Рішення:**



*Приклад 3.* Наведіть графічні формули таких кислот: HCl, H<sub>2</sub>S, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

**Рішення:**



### *Практичні завдання і запитання для самоконтролю*

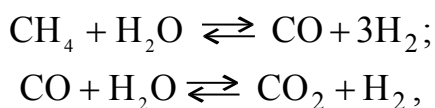
1. Скласти формули ангідридів вказаних кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HMnO}_4$ .
2. За допомогою відповідних рівнянь реакцій довести амфотерний характер оксиду  $\text{ZnO}$ .
3. Назвіть солі:  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $(\text{CuOH})\text{NO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .
4. Запропонуйте рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити ланцюги перетворень:
  - а)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2$ ;
  - б)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$ ;
  - в)  $\text{AlCl}_3 \leftarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$ ;
  - г)  $\text{Cl}_2 \leftarrow \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ ;
  - д)  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2$ .
5. З якими з перелічених оксидів реагує калій гідроксид: берилій гідроксид, сульфур(IV) оксид, карбон(IV) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

## РОЗДІЛ 11. ХІМІЯ СПОЛУК ГІДРОГЕНУ ТА ОКСИГЕНУ. ВЛАСТИВОСТІ ТА МЕТОДИ ОЧИЩЕННЯ ВОДИ

### *Загальні теоретичні положення*

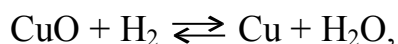
**Хімія сполук Гідрогену.** Водень – безбарвний газ, який не має запаху, найлегший із усіх газів (у 14,4 разів легший за повітря), дуже мало розчиняється у воді, але в деяких металах (нікол, платина) розчиняється в значних кількостях.

У промисловості водень отримують головним чином із природного газу:

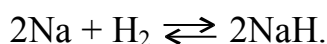


а також електролізом води, в лабораторних умовах – взаємодією цинку з хлоридною кислотою.

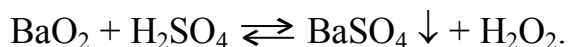
Гідроген у своїх сполуках може мати ступінь окиснення  $-1$  і  $+1$ , тобто для нього характерна подвійна хімічна природа: він має як відновні, так і окисні властивості. Відновні властивості Гідрогену використовують для отримання простих речовин



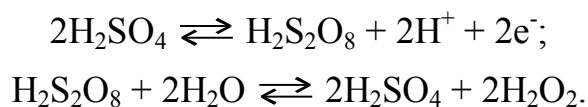
як окисник Гідроген взаємодіє з активними металами



**Гідроген пероксид  $\text{H}_2\text{O}_2$**  можна отримати дією сульфатної або фосфатної кислот на барій пероксид з подальшою відгонкою продукту

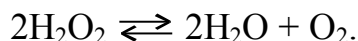


У промисловості гідроген пероксид отримують в основному електрохімічними методами, наприклад анодним окисненням розчину сульфатної кислоти чи амоній гідрогенсульфату з наступним гідролізом пероксодисульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ , що при цьому утворюється:



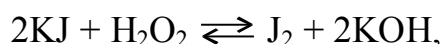
Між молекулами  $\text{H}_2\text{O}_2$  існує міжмолекулярний водневий зв'язок. У зв'язку з цим гідроген пероксид за нормальних умов – сироподібна в'язка рідина з гус-

тиною  $1,47 \text{ г/см}^3$ , температурою плавлення –  $272,5 \text{ К}$ , температурою кипіння –  $423 \text{ К}$ , водою змішується в будь-яких співвідношеннях завдяки утворенню нових водневих зв'язків. Це – нестійка сполука, здатна під дією світла повільно розкладатись на воду та кисень:

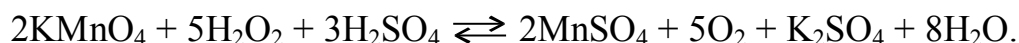


Реакцію розкладу каталізують  $\text{MnO}_2$  та катіони важких металів ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ). З цієї причини до розчинів  $\text{H}_2\text{O}_2$ , які виготовляються промисловістю, додають стабілізатори.

У молекулі гідроген пероксиду Оксиген має ступінь окиснення  $-1$ . Тому гідроген пероксид виявляє властивості окисника, наприклад у реакції з калій йодидом:



і відновника, наприклад за взаємодії з розчином калій перманганату в кислому середовищі:



Наведену реакцію використовують у хімічному аналізі для кількісного визначення  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Хімія сполук Оксигену.** Оксиген належить до  $p$ -елементів VIA-підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атом Оксигену має два неспарених електрони і дві неподілені електронні пари, що вказує на здатність Оксигену утворювати чотири ковалентні зв'язки. В Оксигену валентними є  $3d$ -орбіталі, що відповідає збільшенню кількості непарних електронів.

Оксиген майже в усіх своїх сполуках має ступінь окиснення  $-2$ . Виключення становлять пероксиди ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ), у складі яких він має ступінь окиснення  $-1$  і оксиген фторид  $\text{OF}_2$ , де його ступінь окиснення дорівнює  $+2$ . За величиною електронегативності Оксиген поступається лише Флуору. В окремих випадках атом Оксигену, володіючи неподіленими електронними парами, може виступати як донор електронів і створювати доповнені ковалентні зв'язки за донорноакцепторним механізмом.

Чистий кисень уперше був отриманий шведським вченим Шееле в 1772 році; потім кисень був отриманий розкладом меркурій(II) оксиду під час нагрівання в 1774 році англійським вченим Пристлі.

У лабораторних умовах кисень одержують розкладом бертолетової солі  $\text{KClO}_3$ , калій перманганату  $\text{KMnO}_4$  чи інших сполук, збагачених Оксигеном

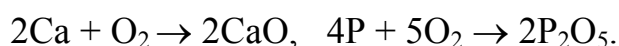


У промисловості  $\text{O}_2$  одержують зрідженням повітря. Дуже чистий кисень одержують електролізом води.

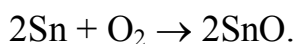
Кисень – газ без кольору, запаху і смаку, рідкий кисень – блідосиня рідина. У товстих шарах він набуває блакитного кольору. Температура плавлення – 491,8 К, температура кипіння – 456 К.

За хімічними властивостями кисень дуже активний: відомі його сполуки майже з усіма елементами (крім Ауруму, Платини і галогенів та інертних газів); він підтримує горіння різних речовин.

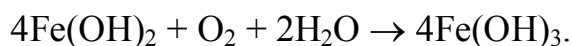
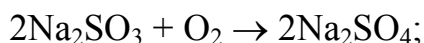
За взаємодії Оксигену з металами утворюються основні оксиди, з неметалами – кислотні оксиди:



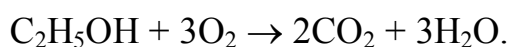
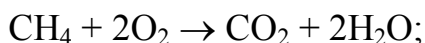
Взаємодією Оксигену з елементами, що здатні виявляти амфотерні властивості, одержують амфотерні оксиди, які за своєю хімічною природою займають проміжне положення між основними і кислотними оксидами



Вільний кисень виявляє окисну дію по відношенню до цілого ряду сполук:



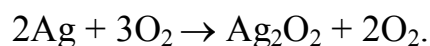
Оксиген є головним окисником органічних сполук під час спалювання природного газу, нафтопродуктів, у реакціях синтезу органічних сполук:



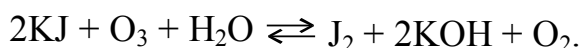
Дуже активно відбувається реакція неорганічних та органічних речовин із рідким киснем, тому він є окисником ракетного палива і вибухових сумішей.

Відома алотропна видозміна кисню – **озон**  $O_3$ . Озон утворюється в природі під час електричних розрядів, під впливом енергії ультрафіолетових і космічних променів. Отримують озон дією тихого електричного розряду на кисень. Прилади, що застосовують для цієї мети, називаються озонаторами.

Озон – голубувато-синій газ із характерним освіжаючим запахом. За хімічними властивостями озон – сильний окисник, окиснює золото і платину. Це пов'язано з тим, що молекули його поступово розпадаються:  $O_3 \rightleftharpoons O_2 + O$ . Атомарний Оксиген, що виділяється, дуже активний. Під час дії на метали озон утворює пероксидні сполуки. Навіть така стійка до окиснення речовина, як срібло, під дією озону перетворюється на аргентум пероксид



Якісною реакцією на озон є реакція з калій йодидом, у результаті якої виділяється молекулярний йод. Під час дії озону на вологий йод крохмальний папір набуває синього кольору



**Властивості та методи очищення води.** Вода в природі зустрічається в дуже великій кількості у трьох агрегатних станах:

- у вигляді пари – в атмосфері;
- у рідкому стані – води річок, озер, морів та океанів;
- у твердому стані – лід та сніг на вершинах високих гір та полярних широтах, полюсах;
- ґрунтові води – у ґрунтах на різній глибині;
- кристалізаційна вода – у складі кристалів та мінералів;
- у рослинних та тваринних організмах.

Найчистішою природною водою є дощова вода. У незначній мірі вона містить у собі розчинені гази та речовини, які утворюються в атмосфері під час дії грозових розрядів –  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO_2$  і навіть оксиди азоту, які утворюються за взаємодії азоту з киснем під час грозових розрядів. Над промисловими районами дощова вода може містити і оксиди сульфуру, які утворюються в процесі спа-

лювання вугілля на теплових електростанціях, котельнях, промисловий пил, що виділяється під час роботи металургійних комплексів та хімічних підприємств.

Попадаючи на ґрунт, дощова вода просочується через нього і захоплює з собою розчинні мінерали ґрунту та ті речовини, які взаємодіють з розчином карбонатної кислоти (результат розчинення карбон(IV) оксиду у воді).

Природні води містять у собі домішки тих мінералів, з якими вода вступає в контакт. Як правило, це хлориди, сульфати, карбонати та бікарбонати натрію, кальцію, заліза та магнію. Солі калію зустрічаються рідше, бо калій знаходиться у ґрунті у вигляді менш розчинних у воді мінералів.

Склад мінеральних вод, які знаходяться на великій глибині під землею залежить від мінералів даної місцевості.

Морська вода містить у собі переважно хлористий натрій (близько 2,9 %) та хлористий калій у кількості  $< 0,1$  %. Вода океанів містить близько 3,6 % солей, переважну кількість з яких складає хлористий натрій. Вміст солей у морській воді залежить від багатоводності річок, які в них впадають, і коливається в межах від 0,5 до 3,9 %. Наприклад: вміст солей у Середземному морі – 3,5 %; Чорному – 1,8; Балтійському – 0,5%.

Природні води також містять у собі частинки глини та піску, рештки рослинних та тваринних організмів, а також велику кількість мікроорганізмів, які можуть стати причиною захворювань.

Таким чином, залежно від застосування, природні води необхідно вміти очищувати від механічних домішок, надлишку солей та мікроорганізмів. Із застосуванням природних вод для водопостачання населених пунктів використовують цілу систему очищення води: фільтрування – для видалення механічних домішок, застосування адсорбентів – для очищення від органічних домішок та знезаражування – для знищення мікроорганізмів, які можуть визивати захворювання.

**Фільтрування** природних вод відбувається через шари піску та гравію, які затримують крупні механічні домішки.

**Знезаражування** проводять обробкою води хлором або хлорним вапном. Хлор та хлорне вапно за взаємодії з водою утворюють гіпохлоритну кислоту  $\text{HClO}$ , яка розкладається на  $\text{HCl}$  та атомарний кисень  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$ , що знищує мікроорганізми. Достатньо 0,7 г  $\text{Cl}_2$  на 1 т води для її знезаражування.

Аналогічний ефект виникає від обробки озоном, який теж дає атомарний кисень  $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}\cdot$ .

Використовується також метод обробки води йонами срібла  $\text{Ag}^+$  (достатньо 0,1–0,2 мг/л), які також мають бактерицидний ефект.

Очищена фільтруванням та знезаражуванням природна вода містить у собі водорозчинні солі лужних та лужноземельних металів. Переважно – це хлориди, сульфати, гідрокарбонати, наявність яких надає воді твердість.

Для очищення від водорозчинних солей природну воду переганяють (дистилують) і залежно від вимог можна отримати дистильовану воду, бідистилят або ультрачисту воду.

**Твердість води.** Твердість води – це наявність у ній розчинних солей магнію та кальцію. Твердість розрізняють тимчасову та постійну.

**Тимчасова твердість** води характеризується наявністю у воді розчинних гідрокарбонатів кальцію та магнію, які під час кип'ятіння розкладаються за рівнянням реакції (термічний метод усунення),



Таким чином, розчинні у воді солі перетворюються у нерозчинні карбонати, які випадають у осад. Для термічного усунення тимчасової твердості води достатньо прокип'ятити воду протягом 20–30 хв.

Саме утворення осаду (накипів) в трубопроводах системи опалення та каналах системи охолодження двигунів внутрішнього згорання (радіатори та оболонка охолодження двигуна) робить малоприматними застосування природних вод з високою твердістю.

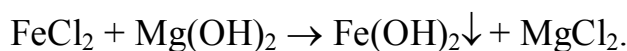
**Постійна твердість** характеризується наявністю у воді розчинних сульфатів та хлоридів Магнію, Кальцію та Феруму.

Особливо шкідливі хлориди магнію, які гідролізують у воді за реакцією





А утворений магній гідроксид взаємодіючи з йонами Феруму (II), знову утворює магній хлорид



Отриманий магній хлорид також гідролізується, і середовище стає кислим, його корозійна активність зростає.

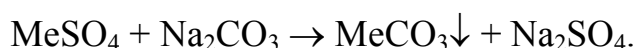
Сума тимчасової та постійної твердості складає *загальну твердість води*.

Існують *хімічні методи* усунення твердості води, суть яких полягає у додаванні до води сполук, які переводять розчинні солі у нерозчинні. Для усунення гідрокарбонатів використовують гашене вапно, яке взаємодіє з гідрокарбонатами за реакцією



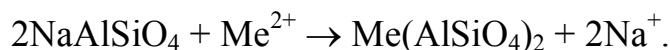
У зв'язку з тим, що розчинність гідроксиду магнію менша ніж карбонату, магній буде випадати у вигляді гідроксиду  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Утворення магній карбонату може здійснитися за досить високої концентрації йонів карбонату в розчині, і найбільш імовірним буде утворення основного магній карбонату  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ .

Для усунення постійної твердості, викликаної наявністю розчинних солей двовалентних металів, у воду додають розчин соди, який перетворює сульфати та хлориди в нерозчинні карбонати за реакцією:



Аналогічний ефект осадження двовалентних катіонів дає додавання до води натрій фосфату ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ), тому його також використовують для усунення твердості води.

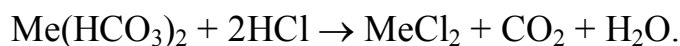
У промисловості широке застосування знайшов метод усунення твердості води із використанням йонообмінників (катіонітних фільтрів) – матеріалів, на поверхні яких проходить обмін йонів одновалентних катіонів на багатовалентні, що знаходяться у воді. Одними із таких матеріалів є пермутити (солі ортокремнієвої кислоти  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ), які вступають у обмінну реакцію з йонами, що є у твердій воді за реакцією



Таким чином, багатовалентні іони, які надають воді твердість, замінюються на одновалентні йони Натрію.

Аналогічні процеси будуть проходити і на поверхні такого природного матеріалу як *глауконіт*.

Для кількісного визначення твердості води використовують об'ємний метод аналізу. Для визначення гідрокарбонатної (тимчасової) твердості вміст гідрокарбонатів визначають титруванням солей кальцію та магнію титрованим розчином хлоридної кислоти, яка взаємодіє з гідрокарбонатами за реакцією



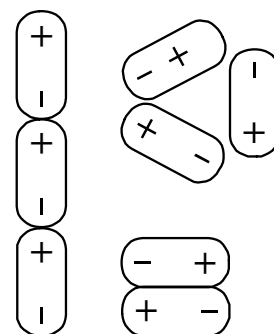
Точка еквівалентності визначається за допомогою індикатору метиловий оранжевий. Робочим розчином є 0,1н розчин хлоридної кислоти. У колбочку для титрування набирають 100 мл досліджуваної води, додають 2–3 краплі індикатору метиловий оранжевий і титрують хлоридною кислотою до зміни світло-жовтого кольору розчину до світло-рожевого.

Нормальність солей, що утворюють тимчасову твердість, розраховують за формулою:

$$N_{tb} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 \text{ мг-екв/л.}$$

Чиста вода за звичайних умов – це безкольорова прозора рідина без запаху та смаку. У товстих шарах має блакитний колір. За температури +4 °С вода має густину 1 г/см<sup>3</sup>, тобто 1 мл води важить 1 г. При вищих та нижчих температурах густина води менше цієї величини. Температура замерзання води 0 °С і температура кипіння 100 °С стали відправними точками температурної шкали за Цельсієм.

Молекула води складається із одного атома Оксигену та двох атомів Гідрогену, які утворюють між собою полярний ковалентний зв'язок: спільні електронні пари зміщені до Оксигену. Утворення зв'язку між двома р-електронами Оксигену та s-електронами Гідрогену призводить до одностороннього розташування атомів Гідрогену по відношенню до атома Оксигену в молекулі води (кут між двома зв'язками Гідрогену з Оксигеном складає



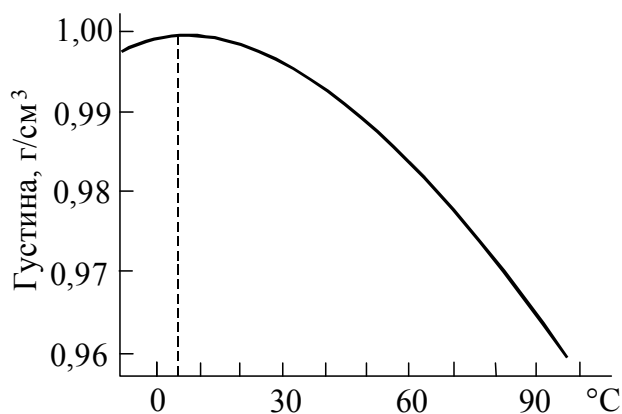
**Рис. 6. Асоціація диполів води**

104,5°). Тому молекула води має полярну структуру і є диполем, а дипольні молекули за рахунок сил електростатичної взаємодії зарядів взаємодіють одна з

одною, утворюючи асоціати (рис. 6). Молекули води з'єднуються одна з одною завдяки утворенню водневого зв'язку між атомами Гідрогену однієї молекули із атомами Гідрогену сусідньої молекули. Масовий склад води становить 11,11 % Гідрогену та 88,89 % Оксигену. Молекулярна маса води, визначена за густиною пари, складає 18, але в інтервалі температури, близької до температури кипіння та в рідкій воді молекулярна маса більша за 18, що свідчить про наявність у ній поряд із звичайними молекулами і асоціатів, які відповідають формулі  $(\text{H}_2\text{O})_x$ .

Вода – гарний розчинник для сполук, утворених йонним та полярним ковалентним зв'язком. У той же час у воді погано розчиняються жири, органічні розчинники. Вода має ряд властивостей, які відхиляються від закономірностей, що витікають із розташування Оксигену в періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Вода – єдина рідина, тверда фаза якої має меншу густину, ніж її рідка фаза: лід плаває на поверхні води, а для усіх інших речовин густина твердої фази більша за густину рідкої. Зміна густини води за зміни температури показує, що при температурі  $+4\text{ }^\circ\text{C}$  вона найвища –  $1\text{ г/см}^3$ . Вище та нижче цієї температури вона менша одиниці (рис. 7), що є аномальним явищем.

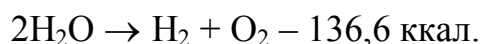


**Рис. 7. Зміна густини води з температурою**

Лід плаває на поверхні води. Це пояснюється тим, що за температури  $+4\text{ }^\circ\text{C}$  вода знаходиться у вигляді подвійних молекул  $(\text{H}_2\text{O})_2$ , з'єднаних подвійними водневими зв'язками і відсутність пустот між ними дає найбільшу густину. За вищих та нижчих температур існують інші структури, не такі щільні, і густина води зменшується.

Вода є найпростішою амфотерною сполукою: до складу молекули води входить один йон Гідрогену та один йон гідроксилу.

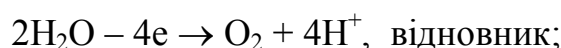
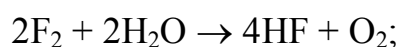
Молекула води дуже стійка сполука. Тільки за температури 1000 °С вона починає розкладатися на водень та кисень:



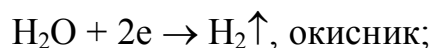
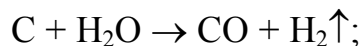
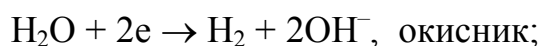
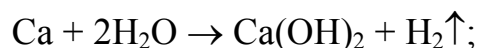
Вода має високий коефіцієнт діелектричної сталої, який дорівнює 81, тобто у воді взаємодія зарядів у 81 раз менша, ніж у пустоті.

Незважаючи на велику стійкість молекул води, у хімічному відношенні це дуже активна речовина. Для води характерне широке коло хімічних реакцій, які можна класифікувати так:

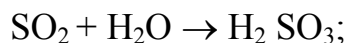
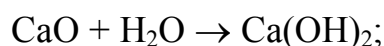
– **вода-відновник** – у реакції з таким сильним окисником, як фтор, вода виявляє відновні властивості:



– **вода-окисник** – у реакціях з активними металами Na, K, Ca та інші – за звичайних умов, з Zn, Fe – під час нагрівання і з деякими неметалами за високої температури із води виділяється водень:



– **реакції приєднання** – вода приєднується до багатьох речовин, для неї характерне утворення відповідних кислот та основ в процесі взаємодії з кислотними та основними оксидами:



– **реакції гідролізу** – вода може взаємодіяти як з неорганічними, так і з органічними сполуками, розкладаючи їх. Так, у процесі гідролізу солей, у складі яких є катіон слабкої основи чи аніон слабкої кислоти, йде відповідна реакція утворення кислотої або основної солі, яка призводить до зміни рН у розчині, що необхідно враховувати розчиняючи у воді різні солі.

Солі з аніоном слабкої кислоти утворюють кислі солі і середовище стає лужним



Солі з катіоном слабкої основи утворюють основні солі, і середовище в розчинах таких солей стає кислим



Гідролізу підлягають і органічні сполуки, наприклад жири, які є складними ефірами гліцерину та жирних кислот, у процесі гідролізу дають відповідно гліцерин та жирні кислоти.

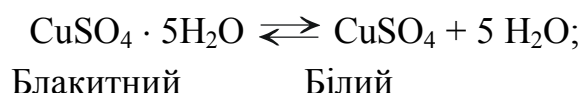
– *реакції гідратації* – молекули води внаслідок сильної полярності з іонами розчинених у воді речовин утворюють відповідні гідратовані іони, тобто іони у воді оточені молекулами води.

Залежно від густини електричного поля йонів кількість молекул води, що утворюють навколо них гідратовану оболонку, може бути різною. Так у 1 н. розчинів кількість молекул води навколо деяких йонів виглядає так:

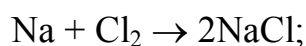
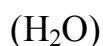
Йон	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>
Кількість молекул води, зв'язаних з одним йоном	13	8	14	10	3	2	3

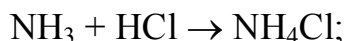
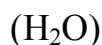
З утворенням кристалів солей у твердому стані молекули води входять до складу кристалу і це відбивається на властивостях кристалогідратів та їх кількісному складі. Так, до кожної молекули купрум(II) сульфату в процесі кристалізації приєднуються по п'ять молекул води, і у твердому стані він має склад  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Сода у своєму складі містить десять молекул води –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , кристали натрій сульфату теж містять 10 молекул води і відповідають складу  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Наявність кристалізаційної води у складі солей у кристалічному стані необхідно враховувати, готуючи з них розчини солей відповідної концентрації.

Гідратовані іони відрізняються від негідратованих і за деякими зовнішніми ознаками: так, гідратований йон Купруму (II) має блакитний колір, йон Нікелю – зелений. Якщо кристалогідрат купрум(II) сульфату нагрівати, тоді внаслідок випаровування із нього води кристали безводного купрум(II) сульфату будуть мати білий колір. Це зворотний процес, і з охолодженням на повітрі кристали знову приєднують воду, з'явиться блакитний колір, який був до нагрівання,



– *вода як каталізатор* – виступає у досить широкому колі хімічних реакцій. Так, наявність парів води сприяє проходженню таких реакцій:





– **фотосинтез** – це реакція утворення органічної речовини із вуглекислого газу та води в організмі рослини. Вона проходить за умови наявності світла і є основною реакцією утворення органічної речовини в рослинному організмі.

### Приклади виконання завдань

**Приклад 1.** Після вибуху 200 мл суміші водню та кисню (н. у.) залишилось ще 20 мл газу, що підтримує горіння. Знайдіть об'ємні частки газів у складі вихідної суміші.

Дано:

(н. у.)

$$V(O_2 \text{ та } H_2) = 200 \text{ мл}$$

$$V(\text{залишку } O_2) = 20 \text{ мл}$$

$$\omega = \frac{V(\text{газу})}{V(\text{суміші})} \cdot 100 \%$$

---

$\omega$  (об'ємні  $O_2$  та  $H_2$ ) - ?

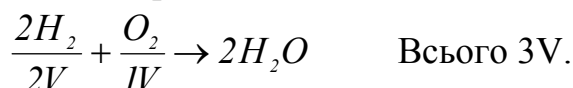
Рішення:

Залишилось 20 мл кисню (газ, що підтримує горіння).

1. Знаходимо об'єми кисню та водню, що прореагували,

$$V(O_2 \text{ та } H_2) = 200 \text{ мл} - 20 \text{ мл} = 180 \text{ мл.}$$

2. Записуємо рівняння хімічної реакції, знаходимо об'ємні відношення:



3. Знаходимо об'єм кисню:  $V(O_2) = 180 \text{ мл} : 3V = 60 \text{ мл}$ .

4. Знаходимо об'єм усього кисню:  $V(\text{всього } O_2) = 60 \text{ мл} + 20 \text{ мл} = 80 \text{ мл}$ .

5. Знаходимо об'єм водню:  $V(H_2) = 200 \text{ мл} - 80 \text{ мл} = 120 \text{ мл}$ .

6. Обчислюємо об'ємні частки газів у складі вихідної суміші:

$$\omega(O_2) = \frac{80 \text{ мл}}{200 \text{ мл}} \cdot 100 \% = 40 \%; \quad \omega(H_2) = 100 \% - 40 \% = 60 \%$$

**Приклад 2.** З аміаку масою 1000 кг одержали розчин нітратної кислоти масою 4611,76 кг з масовою часткою розчиненої речовини 70 %. Чому дорівнює масова частка виходу нітратної кислоти від теоретично можливого ?

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{розч. } HNO_3) &= 4611,76 \text{ кг} & \omega(\text{вих.}) &= \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} \cdot 100 \% & M(NH_3) &= 17 \text{ г/моль} \\ m(HNO_3) &= 70 \% & & & M(HNO_3) &= 63 \text{ г/моль} \\ m(NH_3) &= 1000 \text{ кг} & m(\text{реч.}) &= \frac{\omega \cdot m(\text{розч.})}{100 \%}. \end{aligned}$$

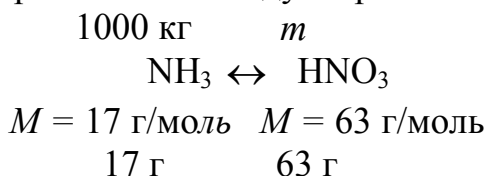
$\omega(\text{виходу від теор.}) - ?$

*Рішення:*

1. Обчислюємо масу практичного виходу нітратної кислоти:

$$m(HNO_3) = \frac{70 \% \cdot 4611,76}{100 \%} = 3228,23 \text{ кг (практ. вихід)}.$$

2. Обчислюємо масу теоретичного виходу нітратної кислоти:



Складаємо пропорцію і знаходимо масу нітратної кислоти (теоретичний вихід):

$$17 \text{ кг} : 1000 \text{ кг} = 63 \text{ кг} : m ; \quad m(HNO_3) = \frac{1000 \text{ кг} \cdot 63 \text{ кг}}{17 \text{ кг}} = 3706 \text{ кг}.$$

3. Знаходимо масову частку виходу нітратної кислоти від теоретично можливо-го:

$$\omega(\text{виходу}) = \frac{3228,23 \text{ кг}}{3706 \text{ кг}} \cdot 100 \% = 87,1 \%$$

*Приклад 3.* Обчисліть, скільки виділиться теплоти під час згорання сірки масою 12 г, якщо відомо, що ентальпія утворення сульфур(IV) оксиду із Оксигену і Сульфуром становить 296,9 кДж/моль.

*Рішення:*

Записуємо термохімічне рівняння реакції горіння сірки:



Із термохімічного рівняння випливає, що під час згорання сірки кількістю речовини 1 моль [ $\nu(S) = 1 \text{ моль}$ ] виділяється 296,9 кДж теплоти.

Визначаємо кількість речовини спаленої сірки масою 12 г:

$$\nu'(S) = \frac{m'(S)}{M(S)}; \quad \nu'(S) = \frac{12}{32} \text{ моль} = 0,375 \text{ моль}.$$

За умови зміни кількості речовини сірки, що спалюється, значення  $\Delta H$  пропорційно змінюється, тобто

$$\frac{\Delta H'}{\Delta H} = \frac{v'(S)}{v(S)}$$

Звідси отримуємо

$$\Delta H' = \frac{v'(S)}{v(S)} \Delta H ; \quad \Delta H' = \frac{0,375}{1} (-296,9) \text{ кДж} = -111,3 \text{ кДж},$$

Тобто виділиться 111,3 кДж теплоти.

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, виділиться під час дії на алюміній масою 32,4 г розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою калій гідроксиду 30 % і густиною 1,29 г/мл ?
2. Під час взаємодії лужноземельного металу масою 3,425 г з водою виділиться водень об'ємом 560 мл (нормальні умови). Визначте, який метал узятий для реакції ?
3. Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, потрібен для відновлення купрум(II) оксиду, що отримали під час термічного розкладу купрум (II) гідроксиду масою 19,6 г ?
4. Деякий елемент утворює гідрид  $\text{EH}_3$ , у якому масова частка Гідрогену становить 1,245 %. Який елемент утворює гідрид ?
5. Визначте масову частку кристалізаційної води в мідному купоросі.



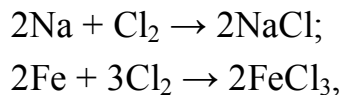
## РОЗДІЛ 12. ХІМІЯ СПОЛУК ХЛОРУ ТА СУЛЬФУРУ

### *Загальні теоретичні положення*

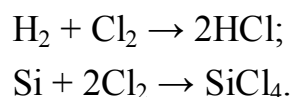
**Хлор** – елемент VIIA-групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. Атом цього елемента має на зовнішньому енергетичному рівні 7 електронів у стані  $s^2p^5$ . Для завершення зовнішнього енергетичного рівню він приєднує один електрон (ступінь окиснення  $-1$ ). Таку ступінь окиснення Хлор має в сполуках з Гідрогеном та металами. Атом Хлору може виявляти і позитивні ступені окиснення:  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ . Хлор відноситься до типових неметалів, це сильний окисник. У промисловості його отримують у лабораторії електролізом водного розчину натрій хлориду, діючи сильним окисником ( $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ) при температурі на концентровану хлоридну кислоту



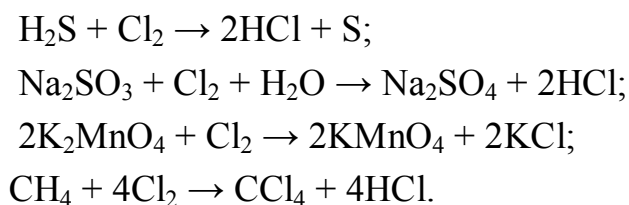
Хлор належить до поширених елементів, але у вільному стані в природі він не зустрічається. Це зеленувато-жовтий газ з різким запахом. У хімічному відношенні він дуже активний і поступається за активністю лише Фтору, сполучається майже з усіма металами:



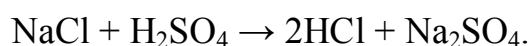
а також з неметалами:



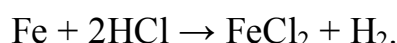
Хлор виявляє окисну дію не лише по відношенню до природних речовин, але може окиснювати і складні речовини, що мають відновні властивості, а також органічні сполуки:



З киснем, азотом та благородними газами хлор безпосередньо не сполучається. Взаємодіючи з воднем, він утворює гідроген хлорид  $\text{HCl}$  – безбарвний газ з різким запахом, який не горить і не підтримує горіння. У лабораторії гідроген хлорид отримують дією сульфатної кислоти на  $\text{NaCl}$



Водний розчин HCl називається хлоридною (соляною) кислотою. Хлоридна кислота є сильною одноосновною кислотою і взаємодіє з усіма металами, що знаходяться в ряду напруг металів до Гідрогену

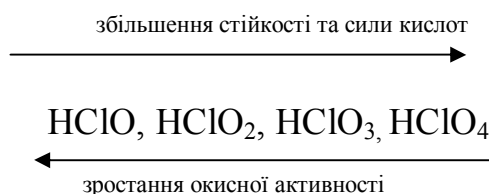


Її солі – хлориди – майже усі добре розчинні у воді.

Хлор утворює декілька сполук з Оксигеном – оксидів та оксигеновмісних кислот. У цих сполуках Хлор має позитивні ступені окиснення:

Ступінь окиснення Хлору	Формула кислоти	Назва кислоти
+1	HClO	гіпохлоритна
+3	HClO <sub>2</sub>	хлоритна
+5	HClO <sub>3</sub>	хлоратна
+7	HClO <sub>4</sub>	перхлоратна

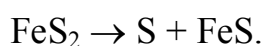
Порівняння властивостей оксигеновмісних кислот Хлору, свідчить про те, що зі збільшенням ступеня окиснення Хлору стійкість його оксигеновмісних кислот зростає внаслідок збільшення кількості електронів, що беруть участь в утворенні зв'язків,



**Сульфур.** На зовнішній електронній оболонці атома Сульфуру шість електронів – два на *s*-орбіталі і чотири – на *p*-орбіталі. У своїх сполуках Сульфур виявляє негативний і позитивні ступені окиснення (–2; +4, +6). На відміну від Оксигену в Сульфурі валентними є і *3d*-орбіталі, тому, як і для інших *p*-елементів третього періоду, максимальне координаційне число Сульфуру дорівнює 6, а найбільш характерний – *sp*<sup>3</sup>-гібридний стан.

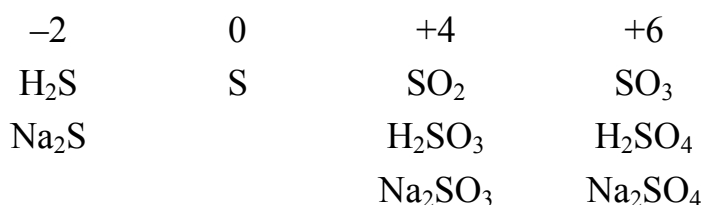
Важливим джерелом добування сірки є **залізний колчедан** FeS<sub>2</sub>, який називається також **піритом**, і поліметалічні руди, що містять сульфідні сполуки міді, цинку та інших кольорових металів.

Із піриту сірку отримують нагріванням його в спеціальних печах до температури 873 К



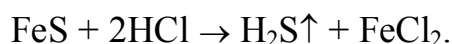
Деяку кількість сірки (газова сірка) добувають із газів, що утворюються під час коксування і газифікації вугілля.

Сульфур – досить активний неметал. На холоді він безпосередньо сполучається з галогенами (крім йоду), нагріваючись, реагує з киснем, воднем і майже з усіма металами:

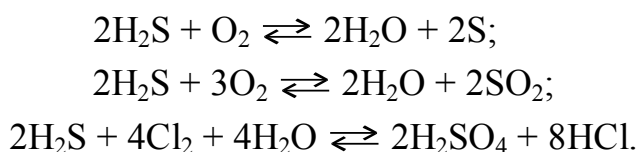


Сірку широко використовують у різноманітних галузях промисловості. У гумовій промисловості її застосовують для перетворення каучуку в гуму; свої цінні властивості каучук набуває лише після змішування з сіркою і нагрівання до певної температури. Такий процес називається **вулканізацією**. Каучук з дуже великим вмістом сірки називається **ебонітом**; це ефективний електричний ізолятор. Сірку також використовують для знищення деяких шкідників рослин; для виготовлення сірників, ультрамарину (синя фарба), гідроген сульфіді і ряду інших речовин. У країнах, багатих на сірку, вона є сировиною для добування сульфатної кислоти.

Під дією високої температури сірка з'єднується з воднем, утворюючи **гідроген сульфід** – малорозчинний у воді газ з неприємним запахом тухлих яєць, вибухонебезпечний. Гідроген сульфід – дуже токсичний, при вдиханні його настає непритомність і навіть смерть від паралічу дихання. Його отримують дією хлоридної кислоти на сульфіді

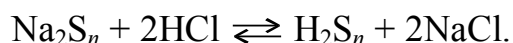


При розчиненні H<sub>2</sub>S у воді утворюється слабка ( $K_I = 1 \cdot 10^{-8}$ ) **сульфідна кислота**. Гідроген сульфід і сульфіді мають сильні відновні властивості, продуктами їх окиснення можуть бути вільна сірка, сульфур(IV) оксид, сульфатна кислота або її солі:

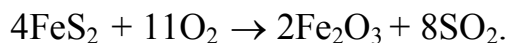


Гідроген сульфід є складовою частиною деяких природних мінеральних вод, які застосовуються в медицині.

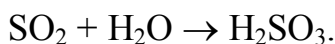
Отримані численні, багатосульфатні гідрогени, або сульфони, типу  $H_2S_n$  (де  $n = 2-23$ ). Вони утворюються дією кислот на амоній або натрій полісульфіди і є маслянистими розчинами



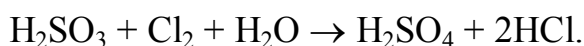
Якщо сірку спалювати в повітрі чи в кисні, то утворюється **сульфур(IV) оксид  $SO_2$** . Його можна добути також прожарюванням на повітрі (“випалюванням”) сульфідів металів, наприклад залізного колчедану



Сульфур(IV) оксид – безбарвний газ із різким характерним запахом, отруйний: вдихання повітря, яке містить більш 0,2 % (мас.)  $SO_2$ , викликає захворювання. Розчиняючись у воді,  $SO_2$  утворює двоосновну **сульфітну кислоту  $H_2SO_3$**

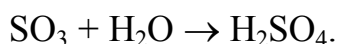


Це нестійка кислота, існує лише у водних розчинах, у окисно-відновних реакціях відіграє роль відновника і окиснюється до сульфатної кислоти:



Середні солі сульфітної кислоти називаються **сульфітами**, кислі – **гідрогенсульфітами**.

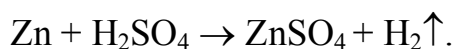
За температури 723 К у присутності каталізаторів (платина, хром(III) оксид) сульфур(IV) оксид окиснюється до **сульфур(VI) оксиду  $SO_3$** , який взаємодіючи з водою, утворює **сульфатну кислоту  $H_2SO_4$** :



Хімічно чиста сульфатна кислота – важка, масляниста рідина без кольору. Вона має густину  $1,84 \text{ г/см}^3$  і містить 96 мас.%  $H_2SO_4$ . Розчин сульфур(VI) оксиду в сульфатній кислоті називається **олеумом**.

Концентрована сульфатна кислота – один із найсильніших окисників. Взаємодія сульфатної кислоти з металами залежить від її концентрації.

Метали, які стоять у ряду напруг до Гідрогену із розбавленої сульфатної кислоти, витісняють водень



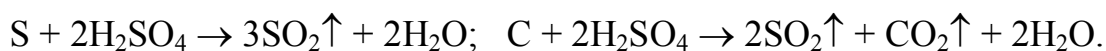
Концентрована сульфатна кислота розчиняє майже усі метали незалежно від положення їх у ряду напруг (крім золота та платини). Як продукти

відновлення при цьому виділяються сульфур(IV) оксид, вільна сірка чи гідроген сульфід, сіль, вода.

Концентрована сульфатна кислота, взаємодіючи з малоактивними металами, відновлюється до сульфур(IV) оксиду

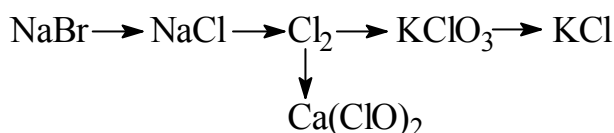


Концентрована сульфатна кислота окиснює і деякі неметали:



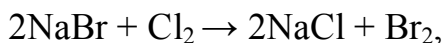
### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Напишіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення таких перетворень:

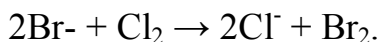


*Рішення:*

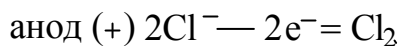
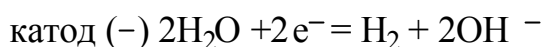
1. Натрій Хлорид можна отримати із натрій броміду пропусканням крізь його розчин хлор:



або



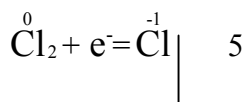
2. Хлор можна отримати з натрій хлориду електролізом його розчину з інертними електродами. При цьому на електродах відбуваються такі процеси:

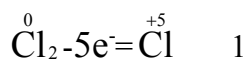


або

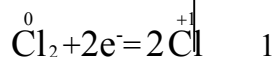
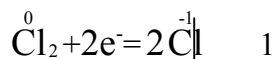
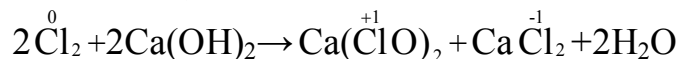


3. Калій хлорат  $\text{KClO}_3$  може бути отриманий під час пропускання хлору в розчин калій гідроксиду в процесі нагрівання:





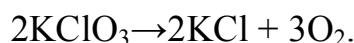
4. Кальцій гіпохлорит  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  отримують взаємодією хлору з кальцій гідроксидом (гашеним вапном):



або

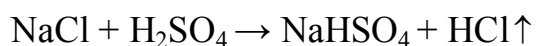


5. Калій хлорид утворюється під час розкладу калій хлориту:



*Приклад 2.* Гідроген хлорид, добутий сульфатним способом із натрій хлориду масою 11,7 г, пропустили крізь розчин аргентум нітрату. Отримали осад масою 20,09 г. Вважаючи, що вихід продукту другої реакції кількісний, визначте вихід гідроген хлориду.

*Рішення:* Під час добування гідроген хлориду дією сульфатної кислоти на натрій хлорид здійснюється реакція



Визначаємо кількість речовини натрій хлориду, взятого для реакції:

$$\nu(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}; \quad \nu(\text{NaCl}) = \frac{11,7}{58,5} \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

Із рівняння реакції випливає:

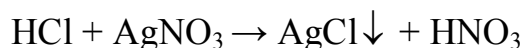
$$\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{NaCl}); \quad \nu(\text{HCl}) = 0,2 \text{ моль}.$$

Отже, у разі кількісного виходу утворилося б 0,2 моль гідроген хлориду.

Визначаємо масу гідроген хлориду кількістю речовини 0,2 моль:

$$m(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}); \quad m(\text{HCl}) = 0,2 \cdot 36,5 \text{ г} = 7,3 \text{ г}.$$

Реакція гідроген хлориду із аргентум нітратом відбувається відповідно до рівняння



Визначаємо кількість речовини аргентум хлориду, що випав у осад:

$$\nu(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})}; \nu(\text{AgCl}) = \frac{20,09}{143,5} \text{ моль} = 0,14 \text{ моль.}$$

Із рівняння реакції випливає, що  $\nu(\text{AgCl}) = \nu_p(\text{HCl})$ , де  $\nu_p(\text{HCl})$  – реально отримана кількість речовин HCl.

Отже,

$$\nu_p(\text{HCl}) = 0,14 \text{ моль}$$

Визначаємо масу реально отриманого гідроген хлориду:

$$m_p(\text{HCl}) = \nu_p(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}); m_p(\text{HCl}) = 0,14 \cdot 36,5 \text{ г} = 5,11 \text{ г.}$$

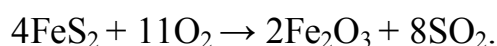
Обчислюємо вихід продукту реакції, застосовуючи формулу:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 100}{m(\text{HCl})}; \eta(\text{HCl}) = \frac{5,11 \cdot 100}{7,3} \% = 70 \%.$$

*Приклад 3.* Який об'єм сульфур (IV) оксиду, виміряного за температури 27 °C і тиску 98,5 кПа, утвориться під час випалу піриту масою 30 г, який, крім ферум дисульфїду FeS<sub>2</sub>, містить домішки, що не утворюють під час випалу SO<sub>2</sub>? Масова частка домішок у піриті становить 20 %.

*Рішення:*

Записуємо рівняння реакції випалу ферум дисульфїду



Масова частка домішок у піриті становить 20 %, отже, масова частка FeS<sub>2</sub> становить 80 %, або 0,8. Визначаємо масу ферум дисульфїду в піриті:

$$m(\text{FeS}_2) = m(\text{піриту}) \cdot \omega(\text{FeS}_2); m(\text{FeS}_2) = 30 \cdot 0,8 \text{ г} = 24 \text{ г.}$$

Визначаємо кількість речовини ферум дисульфїду:

$$\nu(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)}; \nu(\text{FeS}_2) = \frac{24}{120} \text{ моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

Із рівняння реакції випливає

$$\frac{\nu(\text{SO}_2)}{\nu(\text{FeS}_2)} = \frac{8}{4} = 2,$$

звідси отримаємо:

$$\nu(\text{SO}_2) = 2\nu(\text{FeS}_2); \nu(\text{SO}_2) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль.}$$

Обчислюємо об'єм сульфур(IV) оксиду, що утворився, за нормальних умов:

$$V_H(SO_2) = \nu(SO_2) \cdot V_m; \quad V_H(SO_2) = 0,4 \cdot 22,4 \text{ л} = 8,96 \text{ л.}$$

Застосовуючи формулу, знаходимо об'єм газу за вказаних у задачі умов, ураховуючи, що  $T = (273 + 27)\text{К} = 300 \text{ К}$ :

$$V(SO_2) = \frac{p_H T V_H(SO_2)}{p T_H};$$
$$V(SO_2) = \frac{101,3 \cdot 300 \cdot 8,96}{98,5 \cdot 273} = 10,1 \text{ л.}$$

### **Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Визначте ступені окиснення хлору в сполуках і вкажіть, у яких реакціях хлор виявляє окисні, а в яких – відновні властивості:
  - а)  $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$ ;
  - б)  $2\text{Cl}_2 + \text{HgO} \xrightarrow{0^\circ\text{C}} \text{Cl}_2\text{O} + \text{HgCl}_2$ ;
  - в)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$ .
2. Складіть формули солей: кальцій гіпохлорит, натрій перхлорат, барій хлорат, натрій гіпохлорит.
3. Складіть рівняння реакцій взаємодії сульфідної кислоти з: а) натрій оксидом; б) кальцій гідроксидом; в) натрій сульфідом; г) цинком.
4. Наведіть назви солей:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ .
5. Сульфур реагує з більшістю металів, а також деякими неметалами.

Складіть рівняння реакцій:



Назвіть продукти реакцій.



## РОЗДІЛ 13. ХІМІЯ СПОЛУК НІТРОГЕНУ ТА ФОСФОРУ

### Загальні теоретичні положення

**Нітроген. Фосфор.** Нітроген розташований у VA-підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атом цього елемента має п'ять валентних електронів, з яких два знаходяться на *s*-підрівні і три на *p*-підрівні зовнішнього енергетичного рівня ( $s^2p^3$ ).

Ступінь окиснення Нітрогену в його сполуках змінюється в широких межах – від  $-3$  до  $+5$ :

$-3$	$-2$	$0$	$+1$	$+2$	$+3$	$+4$	$+5$
$\text{NH}_3,$ $\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_2\text{-NH}_2$	$\text{N}_2$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2$ $\text{N}_2\text{O}_4$	$\text{N}_2\text{O}_5$ $\text{HNO}_3$

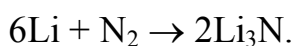
Найбільш характерні ступені окиснення цього елемента –  $+3$  і  $+5$ .

У природі більша частина Нітрогену знаходиться у вільному стані у вигляді газу азоту. Нітроген у вигляді простої речовини є головною складовою частиною повітря; його вміст у атмосфері складає майже 78 мас. %. Загальний вміст Нітрогену в поверхневих оболонках Землі складає майже 0,04 мас. %.

Азот отримують із рідкого повітря в процесі його перегонки. Це газ без кольору та запаху, малорозчинний у воді. У лабораторії азот отримують розкладом амоній нітриту під час нагрівання:

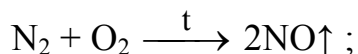


У молекулі Нітрогену  $\text{N}_2$  атоми пов'язані трьома ковалентними зв'язками і енергія зв'язку атома велика (946 кДж/моль), тому молекулярний Нітроген – хімічно малоактивна речовина. Азот не підтримує горіння та дихання, тварини в атмосфері азоту гинуть внаслідок відсутності кисню. За умови кімнатної температури він реагує лише з літієм з утворенням літій нітриду:

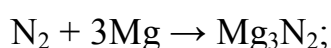


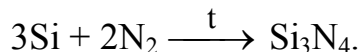
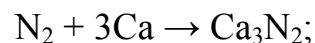
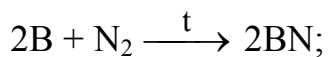
За умов високих температур і в присутності каталізаторів Нітроген взаємодіє з неметалами (киснем, вуглецем, бором, кремнієм), досить легко сполучається з деякими металами (Mg, Ca, Ti) з утворенням нітридів:

З неметалами:

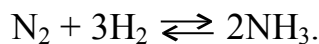


З металами:



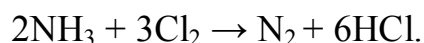
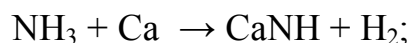


Взаємодією азоту з воднем за підвищеної температури та тиску ( $T = 450\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $P = 30\text{ мПа}$ ) в присутності залізного каталізатора у промисловості синтезують амоніак:

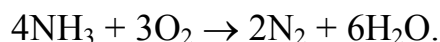


За звичайних умов **амоніак** – безбарвний газ із різким характерним запахом, добре розчинний у воді. Водний розчин амоніаку з масовою часткою 10 % відомий під назвою *нашатирного спирту*.

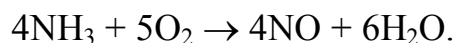
У хімічному відношенні амоніак доволі активний, ступінь окиснення Нітрогену у складі  $\text{NH}_3$  дорівнює  $-3$ , тому амоніак виявляє лише відновні властивості:



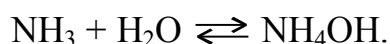
У хімічному відношенні амоніак доволі активний. На повітрі він не горить, але в атмосфері кисню окиснюється до вільного азоту



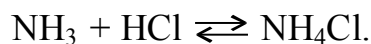
У присутності каталізатора (платина) окиснення амоніаку проходить до утворення нітроген(II) оксиду



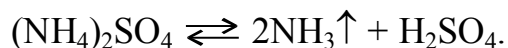
Амоніак легко розчиняється у воді з утворенням амоній гідроксиду – слабкої основи



З аніонами кислот йон амонію утворює тверді кристалічні добре розчинні речовини – солі амонію



Сухі амонійні солі під час нагрівання розкладаються на амоніак і кислоту; цей процес називають термічною дисоціацією



Більшість солей амонію добре розчинні у воді. Амоніак і його солі знайшли широке застосування. Амоніак використовують у різних холодильних обладнаннях, водні розчини його застосовують в хімічних лабораторіях, у

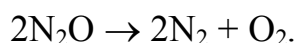
медицині та побуті. Амоній сульфат та амоній нітрат використовують як добрива, амоній хлорид – у техніці та медицині.

З Оксигеном Нітроген утворює ряд оксидів:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  та  $N_2O_5$ . Оксиди  $N_2O$  і  $NO$  – несолетворні, інші – солетворні, кислотні оксиди. За звичайних умов усі нітроген оксиди, крім  $N_2O_5$ , газоподібні речовини;  $N_2O_3$  – тверда речовина. Всі вони, за винятком  $N_2O$ , токсичні по відношенню до живих організмів.

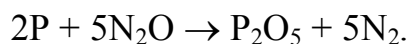
**Нітроген(I) оксид  $N_2O$**  отримують звичайно термічним розкладом амоній нітриту:



Це безколірний газ зі слабким приємним запахом і солодкуватим смаком. Нітроген(I) оксид стійкий лише за кімнатної температури, за підвищених температур розкладається на азот і кисень

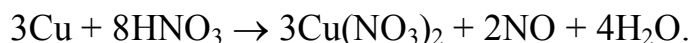


Тому деякі речовини (сірка, фосфор), а також скіпка, горять в атмосфері  $N_2O$  більш яскраво, ніж на повітрі

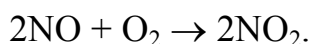


Нітроген(I) оксид використовується як наркотичний засіб у складі так званого штучного повітря – 20 %  $N_2O$  і 80 %  $O_2$ . Оскільки  $N_2O$  більш леткий, ніж хлороформ, ефір тощо, він швидко виводиться з організму і виявляє меншу побічну дію.

**Нітроген(II) оксид  $NO$**  – безколірний, малорозчинний у воді газ. Він є несолетворним оксидом, тому з водою не реагує. Утворюється в атмосфері під час громових розрядів. У промисловості його отримують окисненням амоніаку в присутності каталізаторів, у лабораторіях – дією розведеної нітратної кислоти на мідні ошурки



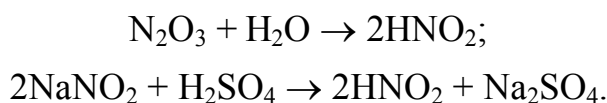
Нітроген (II) оксид легко окиснюється киснем з утворенням  $NO_2$



**Нітроген(III) оксид  $N_2O_3$**  за низьких температур має вигляд темно-синьої рідини, яка кристалізується за температури нижче 171 К, кипить при 276,5 К, розкладаючись на нітроген(II) оксид і нітроген(IV) оксид



Під час взаємодії з водою нітроген(III) оксид утворює нітритну кислоту, яку також отримують дією на її солі розбавленої сульфатної кислоти:



**Нітритна кислота  $\text{HNO}_2$**  – кислота середньої сили, яка існує лише в дуже розведених водних розчинах. При нагріванні ця кислота розкладається:

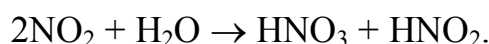


Оскільки Нітроген в їх молекулі знаходиться у проміжному ступені окиснення +3, нітритна кислота і її солі нітрити мають окисно-відновні властивості. Нітрити доволі стійкі і добре розчинні у воді.

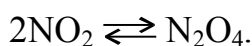
**Нітроген(IV) оксид  $\text{NO}_2$**  – буро-червоний, отруйний газ із характерним запахом. Утворюється під час розкладу концентрованої нітратної кислоти



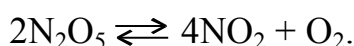
Нітроген(IV) оксид добре розчиняється у воді, утворюючи нітратну і нітритну кислоти:



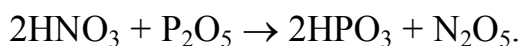
За температури 261,8 К нітроген(IV) оксид перетворюється в димер  $\text{N}_2\text{O}_4$  – безколірну кристалічну речовину:



**Нітроген(V) оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$**  – біла кристалічна речовина, термічно нестійка, легко розкладається на нітроген(IV) оксид і кисень



Отримують його дегідратацією нітратної кислоти за умови дії на неї фосфор(V) оксиду:

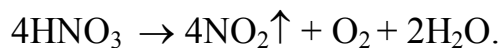


Нітроген(V) оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$  – найбільш сильний окисник серед усіх нітроген оксидів, розчиняючись у воді, утворює нітратну кислоту

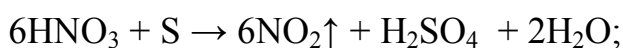
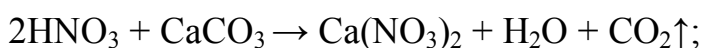
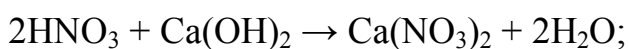
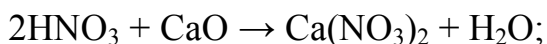


Чиста **нітратна кислота  $\text{HNO}_3$**  – безбарвна рідина (густина – 1,51 г/см<sup>3</sup>) яка за температури 231 К застигає в прозору кристалічну масу. На повітрі вона, подібно до концентрованої хлоридної кислоти, “димить”, оскільки пара її утворює з вологою повітря дрібні краплі туману.

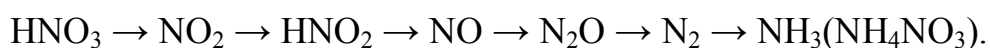
Нітратна кислота нестійка: під впливом світла вона поступово розкладається



Ця кислота належить до найсильніших кислот, характерною її властивістю є окисна здатність. У молекулі нітратної кислоти Нітроген має максимальний ступінь окиснення +5. Взаємодіючи з відновниками, вона відновлюється до різних ступенів окиснення Нітрогену залежно від активності відновника, концентрації кислоти і температури. Вона реагує з оксидами та гідроксидами, з солями і неметалами:



Під час взаємодії нітратної кислоти з металами утворюється сіль; водень, як правило, не виділяється – він окиснюється, утворюючи воду. Кислота, залежно від її концентрації та активності металу, може відновлюватись до сполук:



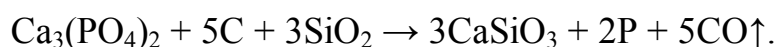
Золото і платина розчиняються в суміші концентрованих нітратної і хлоридної кислот (у співвідношенні 1 : 3 за об'ємом – “царська горілка”), активним діючим началом якого є атомарний хлор.

Солі нітратної кислоти – **нітрати** – добре розчинні у воді. У процесі нагрівання розкладаються, причому склад утворених продуктів залежить від природи металів. Нітрати найбільш активних металів, розташованих в ряду напруг металів лівіше магнію, виділяють кисень і перетворюються у нітрити



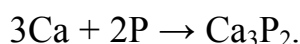
**Фосфор** належить до поширених у природі хімічних елементів. Він входить до складу білків, тому без нього не можуть існувати живі організми. У рослинах він зосереджений в плодах та насінні. Унаслідок своєї високої хімічної активності у вільному стані не зустрічається.

У зв'язку з тим, що Фосфор у природних сполуках знаходиться в найвищому ступені окиснення (+5), для одержання у вільному стані його необхідно відновити. У ролі відновника використовують вуглець:



Фосфор утворює декілька алотропних модифікацій, найважливіші з них: **білий** (отрута), **червоний** і **чорний** фосфор.

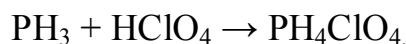
Під час взаємодії з металами виявляє окисні властивості:



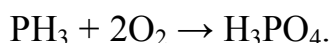
У реакціях з активними неметалами (киснем, галогенами, сіркою) Фосфор виступає як відновник:



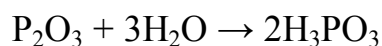
З воднем фосфор безпосередньо не взаємодіє, але утворює летку за звичайної температури сполуку – фосфін  $\text{PH}_3$ . Це безбарвний, отруйний газ. За аналогією з амоніаком він взаємодіє з сильними кислотами, утворюючи солі фосфонію



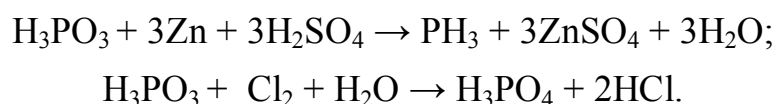
Фосфін – сильний відновник. На повітрі окиснюється до ортофосфатної кислоти:



Фосфор утворює з киснем ряд оксидів, серед яких головними є  $\text{P}_2\text{O}_3$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Фосфор(III) оксид  $\text{P}_2\text{O}_3$  – кислотний оксид, який у разі взаємодії з водою утворює фосфітну кислоту

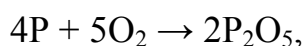


Фосфітна кислота – кислота середньої сили, що має окисно-відновні властивості:

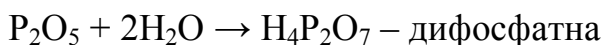


Фосфітна кислота утворює два типи солей – кислі (гідрогенфосфіти) та середні (фосфіти). Більшість солей фосфітної кислоти нерозчинні у воді.

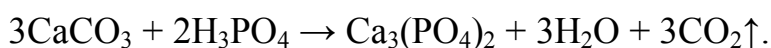
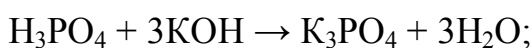
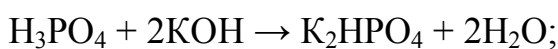
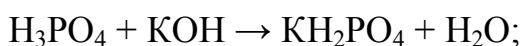
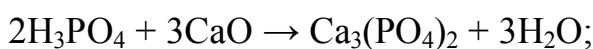
Фосфор(V) оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  одержують за повного згоряння фосфору в присутності повітря або кисню:



$P_2O_5$  – у хімічному відношенні кислотний оксид, це типовий ангідрид групи фосфорних кислот:



Найважливішою з усіх кислот фосфору є ортофосфатна кислота – кислота середньої сили:



Фосфор належить до елементів-органогенів і відіграє дуже важливу роль у обміні речовин. Він входить до складу протоплазми живої клітини, хромосом, вітамінів, ферментів; бере участь в утворенні білків та вуглеводів у рослинних організмах.

### ***Приклади виконання завдань***

*Приклад 1.* Масова частка Нітрогену у добриві становить 14 %. Весь Нітроген входить у добриво у складі сечовини  $CO(NH_2)_2$ . Обчислити масову частку сечовини у цьому добриві.

*Рішення:*

Обираємо для розрахунків зразок добрива масою 100 г, тобто  $m(\text{добрива}) = 100$  г. Визначаємо масу Нітрогену у цьому зразку:

$$m(N) = m(\text{добрива}) \cdot \omega(N); \quad m(N) = 100 \cdot 0,14 \text{ г} = 14 \text{ г.}$$

Кількість речовини азоту становить:

$$\nu(N) = \frac{m(N)}{M(N)}; \quad \nu(N) = \frac{14}{14} \text{ моль} = 1 \text{ моль.}$$

Із формули сечовини  $CO(NH_2)_2$  випливає:

$$\nu(CO(NH_2)_2) = \frac{\nu(N)}{2}; \quad \nu(CO(NH_2)_2) = \frac{1}{2} \text{ моль} = 0,5 \text{ моль}$$

Знаходимо масу сечовини:

$$m(CO(NH_2)_2) = \nu(CO(NH_2)_2) \cdot M(CO(NH_2)_2);$$

$$m(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 0,5 \cdot 60 \text{ г} = 30 \text{ г}$$

Визначаємо масову частку сечовини у зразку:

$$\omega(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = \frac{m(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)}{m(\text{добрива})};$$

$$\omega(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = \frac{30}{100} = 0,3, \text{ або } 30\%.$$

*Приклад 2.* Суміш карбон(IV) оксиду та азоту займає за нормальних умов об'єм 4,032 л. Масові частки газів у ній рівні між собою. Яка сіль утворюється під час пропускання цієї суміші об'ємом 2 л крізь розчин масою 20 г з масовою часткою натрію гідроксиду 28 % ?

*Рішення:*

Визначаємо загальну кількість речовини газової суміші:

$$\nu(\text{суміші}) = \frac{V(\text{суміші})}{V_m}; \quad \nu(\text{суміші}) = \frac{4,032}{22,4} \text{ моль} = 0,18 \text{ моль}$$

Обчислюємо масу і кількість речовини карбону(IV) оксиду у суміші, прийнявши, що маса суміші становить  $m$ , і враховуючи, що  $\omega(\text{CO}_2) = \omega(\text{N}_2) = 0,5$ , маємо:

$$m(\text{CO}_2) = \omega(\text{CO}_2)m; \quad m(\text{CO}_2) = 0,5m;$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}; \quad \nu(\text{CO}_2) = \frac{0,5m}{44}$$

Аналогічно отримаємо:

$$m(\text{N}_2) = \omega(\text{N}_2)m; \quad m(\text{N}_2) = 0,5m;$$

$$\nu(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)}; \quad \nu(\text{N}_2) = \frac{0,5m}{28}$$

Оскільки  $\nu(\text{суміші}) = \nu(\text{N}_2) + \nu(\text{CO}_2)$ ,

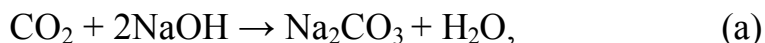
тоді отримуємо:

$$\frac{0,5m}{28} + \frac{0,5m}{44} = 0,18.$$

Звідси знаходимо масу суміші газів:  $m = 6,16 \text{ г}$ .

Під час пропускання суміші крізь розчин натрій гідроксиду можлива одна із реакцій:

– якщо  $\text{CO}_2$  у недоліку, то:



– якщо  $\text{CO}_2$  у надлишку, то:





Визначаємо кількість речовини  $\text{CO}_2$ , що міститься у суміші:

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{0,5m}{44} \quad \nu(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 6,16}{44} \text{ моль} = 0,07 \text{ моль.}$$

Обчислюємо масу і кількість речовини  $\text{NaOH}$  у розчині:

$$m(\text{NaOH}) = m(\text{розчину}) \cdot \omega(\text{NaOH});$$

$$m(\text{NaOH}) = 20 \cdot 0,28 \text{ г} = 5,6 \text{ г};$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}; \quad \nu(\text{NaOH}) = \frac{5,6}{40} \text{ моль} = 0,14 \text{ моль}$$

Отримаємо

$$\frac{\nu(\text{CO}_2)}{\nu(\text{NaOH})} = \frac{0,07}{0,14} = \frac{1}{2},$$

що відповідає рівнянню реакції (а), отже, буде утворюватись середня сіль – натрій карбонат.

*Приклад 3.* Розчин ортофосфорної кислоти масою 100 г з масовою часткою кислоти 9,8 % додали до розчину калій гідроген фосфату масою 200 г з масовою часткою речовини 17,4 %. Визначте масові частки солей у розчині після закінчення реакції.

*Дано:*

$$m(\text{розч. H}_3\text{PO}_4) = 100 \text{ г}$$

$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,8 \%$$

$$m(\text{розч. K}_2\text{HPO}_4) = 200 \text{ г}$$

$$\omega(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 17,4 \%$$

---


$$\omega(\text{солей}) - ?$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 174 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 136 \text{ г/моль}$$

*Рішення:*

$$1. \text{ Знаходимо кількість речовини H}_3\text{PO}_4: \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{9,8 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

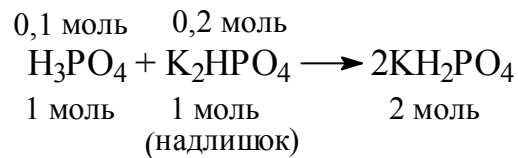
2. Обчислюємо масу калій гідрогенфосфату:

$$m(\text{K}_2\text{HPO}_4) = \frac{7,4 \% \cdot 200 \text{ г}}{100 \%} = 34,8 \text{ г}$$

3. Обчислюємо кількість цієї солі:

$$\nu(\text{K}_2\text{HPO}_4) = \frac{34,8 \text{ г}}{174 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

4. Складаємо схему хімічного рівняння, зазначаємо надлишок:



Обчислюємо за ортофосфатною кислотою. За пропорцією знаходимо кількість речовини калій дигідрогенфосфату:

$$\nu(\text{KH}_2\text{PO}_4) = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль} .$$

5. Обчислюємо масу калій дигідрогенфосфату:

$$m(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 0,2 \text{ моль} \cdot 136 \text{ г/моль} = 27,2 \text{ г} .$$

Залишиться:  $0,2 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль} \text{ K}_2\text{HPO}_4$ .

7. Обчислюємо масу  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ :  $m(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 17,4 \text{ г}$ .

6. Знаходимо масові частки солей у розчині після закінчення реакції.

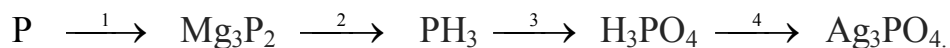
$$m(\text{розч.}) = 100 \text{ г} + 200 \text{ г} = 300 \text{ г} \quad \omega(\text{KH}_2\text{PO}_4) = \frac{27,2 \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100 \% = 9,07 \%$$

$$\omega(\text{KH}_2\text{PO}_4) = \frac{17,4 \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100 \% = 5,8 \% .$$

Відповідь:  $\omega(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 9,07 \% ; \quad \omega(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 5,8 \%$ .

### **Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Нітроген(IV) оксид розчинили у воді: а) на холоді; б) при нагріванні; в) у присутності кисню. Складіть рівняння відповідних реакцій.
2. Складіть рівняння реакцій розкладання сполук:  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_2\text{NO}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_7$ .
3. Вкажіть, з якими із металів:  $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cr}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Au}$ ,  $\text{Pb}$  концентрована нітратна кислота: а) не реагує; б) реагує з утворенням захисного шару оксиду; в) реагує з утворенням нітроген (IV) оксиду.
4. Складіть рівняння, що відповідають таким хімічним перетворенням:



## РОЗДІЛ 14. ХІМІЯ СПОЛУК КАРБОНУ ТА СИЛІЦІЮ

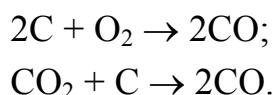
### Загальні теоретичні положення

**Карбон.** Карбон знаходиться в ІVА-групі періодичної системи елементів. Електронна формула:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . У нормальному стані має ступінь окиснення +2, у збудженому стані +4.

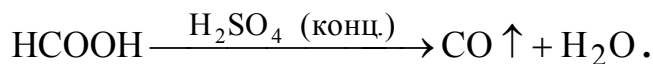
Вуглець – це складова частина нафти, природного газу, кам'яного вугілля. Він зустрічається в природі у вигляді сполук та у вільному стані. Існують чотири алотропічні модифікації Карбону: *алмаз, графіт, карбін і полікумулен*. У вільному стані Карбон хімічно неактивний; він вступає в реакцію лише з дуже енергійними окисниками. У процесі нагрівання хімічна активність Карбону зростає. З металами та неметалами Карбон реагує лише за високих температур:



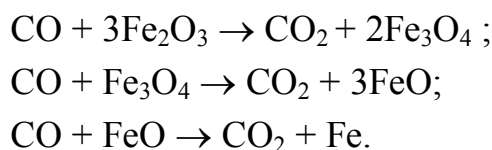
Головними оксигеновмісними сполуками Карбону є карбон(ІІ) оксид СО (чадний газ) і карбон(ІV) оксид  $\text{CO}_2$  (вуглекислий газ). Чадний газ утворюється під час спалювання вуглецю або його сполук при нестачі кисню, а також внаслідок взаємодії карбон(ІV) оксиду з розжареним вугіллям:



У лабораторних умовах цей газ добувають із формиатної кислоти дією на неї концентрованою сульфатною кислотою під час нагрівання до 373 К



Цей оксид має сильні відновні властивості; в процесі нагрівання здатний відновлювати деякі метали із їх оксидів:



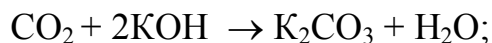
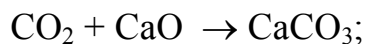
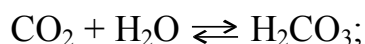
Вуглекислий газ у промисловості отримують випалюванням вапняку



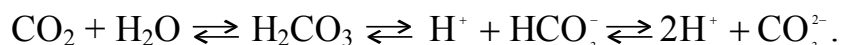
а в лабораторних умовах – у разі дії на мрамур хлоридної кислоти:



Карбон(IV) оксид – кислотний оксид, який взаємодіє з водою, основними оксидами, лугами та амоніаком:



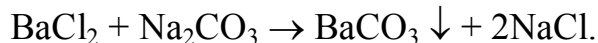
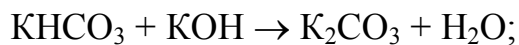
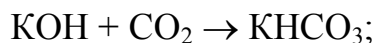
З розчиненням у воді вуглекислий газ утворює нестійку слабку карбонатну кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , у розчині якої встановлюється рівновага



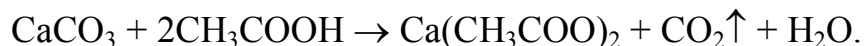
Як двохосновна кислота, вона утворює середні (карбонати) та кислі (гідрогенкарбонати) солі. Ці солі термічно нестійкі. Під час нагрівання гідрогенкарбонати переходять у карбонати



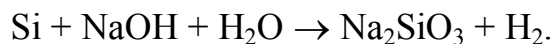
Солі карбонатної кислоти можуть бути отримані за умови дії на вуглекислий газ лугів або за допомогою таких обмінних реакцій:



Карбонати дуже легко розкладаються під дією мінеральних та слабких органічних кислот



**Силіцій** ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ) – дуже поширений елемент: його вміст у земній корі становить 27,7 % (за масою). У вільному вигляді кремній одержують відновленням його оксиду  $\text{SiO}_2$  вугіллям і магнієм. Розчини кислот (крім плавикової) на кремній не діють, із лугами він взаємодіє з утворенням солі та водню



Безпосередньо з воднем кремній не взаємодіє. Силіцій(IV) оксид  $\text{SiO}_2$  утворюється під час згоряння кремнію на повітрі:



Силіцій(IV) оксиду відповідає ряд кислот загальної формули  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Наприклад,  $x\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , або  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$  – метасилікатна кислота;

або  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  – ортосилікатна кислота;  $2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  або  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$  – дво-метасилікатна кислота і т. ін.

Метасилікатна кислота  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$  – дуже слабка, нерозчинна у воді, легко виділяється із розчинів її солей іншими кислотами (навіть карбонатною); за умови сильного нагрівання розкладається з утворенням силікагелю – білої твердої маси, що має велику адсорбційну здатність.

Силікати одержують сплавленням силіцій(IV) оксиду з лугами або карбонатами лужних металів.

### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Польовий шпат(ортотлаз) містить крім силікату  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , ще 10 % домішок. Обчисліть масову частку Силіцію в польовому шпаті.

*Рішення:*

Знаходимо масу чистого польового шпату:  $100\% - 10\% = 90\%$ , або 90 г. Складаємо пропорцію і обчислюємо масу Силіцію:

556 г/моль  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  містить  $6 \cdot 28$  г/моль (Si), а  $x - 90$  г

$$m(\text{Si}) = \frac{90 \text{ г} \cdot 6 \cdot 28 \text{ г/моль}}{556 \text{ г/моль}} = 27,2 \text{ г або } 27,2\%.$$

*Відповідь:* масова частка Силіцію в польовому шпаті становить 27,2 %.

*Приклад 2.* Визначити об'єм вуглекислого газу (н.у.), який виділяється в процесі спалювання 500 кг вугілля, що містить 8 % негорючих домішок.

*Рішення:*

Визначаємо масову частку Карбону у вугілля

$$\omega(\text{C}) = 100\% - 8\% = 92\%.$$

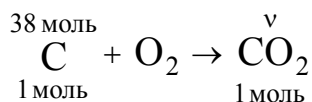
Знаходимо масу Карбону в 500 кг вугілля:

$$m(\text{C}) = \frac{92\% \cdot 500 \text{ кг}}{100\%} = 460 \text{ кг}.$$

Визначаємо об'єм вуглекислого газу, який при цьому утвориться. Спочатку обчислюємо кількість Карбону

$$n(\text{C}) = \frac{460 \text{ кг}}{12 \text{ кг/моль}} = 38 \text{ моль}.$$

Складаємо рівняння реакції горіння Карбону:



Обчислюємо об'єм  $\text{CO}_2$ :  $V = 22,4 \text{ м}^3/\text{моль} \cdot 38 \text{ моль} = 851,2 \text{ м}^3$ .

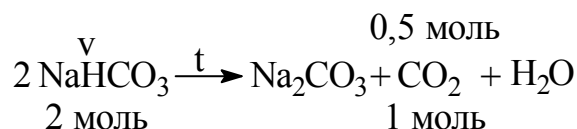
Відповідь:  $V(\text{CO}_2) = 581,2 \text{ м}^3$

*Приклад 3.* При нагріванні 86 г натрій карбонату та натрій гідроген карбонату виділилось 0,5 моль газу. Визначити масові частки кожної солі у суміші.

Слід знати, що карбонати лужних металів, на відміну від гідрогенкарбонатів, не розкладаються.

*Рішення:*

1. Складаємо рівняння хімічної реакції розкладання натрій гідрогенкарбонату під час нагрівання



Складаємо пропорцію і знаходимо кількість натрій гідрогенкарбонату:

$$2 \text{ моль} : \nu = 1 \text{ моль} : 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaHCO}_3) = \frac{2 \text{ моль} \cdot 0,5 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1 \text{ моль}.$$

2. Розраховуємо масу натрій гідрогенкарбонату

$$m = 84 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 84 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо масові частки солей в суміші:

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{84 \text{ г}}{86 \text{ г}} \cdot 100 \% = 97,67 \% ; \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 \% - 97,67 \% = 2,33 \%$$

Відповідь:  $\omega(\text{NaHCO}_3) = 97,67 \% ; \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,33 \%.$

### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Який об'єм газу виділиться при взаємодії 50 г розчину з масовою часткою нітратної кислоти 0,63 з 4 г кальцій карбонату ?
2. Вуглекислий газ, що одержали при термічному розкладанні 4,2 г магній карбонату, пропустили через розчин, що містить 2,4 г натрій гідроксиду. Яка сіль маси утворилась при цьому ?
3. Наведіть відомі Вам методи одержання силікатної кислоти.
4. Наведіть основні хімічні властивості та приклади застосування силіцій (IV) оксиду.

## РОЗДІЛ 15. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ТА ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

### *Загальні теоретичні положення*

Метали – це речовини, які характеризуються металічним блиском, теплопровідністю, електропровідністю, пластичністю. Усі метали, за винятком ртуті, за кімнатної температури – тверді речовини. Температура плавлення металів знаходиться в межах від  $-38,7^{\circ}\text{C}$  для ртуті до  $3380^{\circ}\text{C}$  для вольфраму.

Метали мають високу здатність поглинати світло, і тому навіть у дуже тонких шарах непрозорі. Проте, гладкий та чистий шар поверхні добре відбиває світло і надає їм характерного металевого блиску. Більшість металів має білий та сірий колір. Тільки мідь та золото мають жовтий колір. Деякі метали мають сірий колір із слабким синюватим, жовтуватим або червонуватим відтінком. У твердому стані всі метали мають кристалічну форму. У пароподібному стані метали одноатомні.

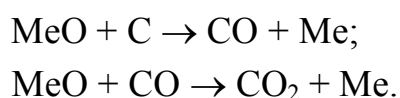
За питомою вагою метали поділяють на *легкі* – питома вага  $< 5 \text{ г/см}^3$  та *важкі*. Існує ще один поділ металів на *чорні* і *кольорові*.

***Метали в природі та способи їх добування.*** У природі метали знаходяться як у вільному стані (Cu, Au, Ag, Hg, Pt), так і у вигляді різноманітних сполук – оксидів, сульфідів, карбонатів, сульфатів, фосфатів, хлоридів, нітратів та інших сполук. На практиці ті сполуки та мінерали мають цінність, з яких промисловість просто і без великих затрат може отримати чистий метал.

Під час добування металів із руд та мінералів використовують різноманітні шляхи їх відновлення:

***Відновлення із оксидів*** відбувається за високої температури із застосуванням відновників. Для одержання заліза із залізної руди використовується вуглець.

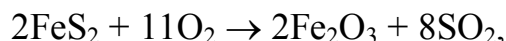
***Із оксидів*** відновлення вуглецем (деревне вугілля, кокс) відбувається за схемою:



Відновниками можуть бути водень, алюміній, кальцій, натрій, які мають велику здатність приєднувати Оксиген, наприклад:

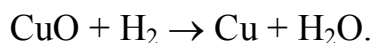


**Із сульфідів** одержання металів проходить у два етапи: спочатку сульфіди випалюють і переводять їх у оксиди



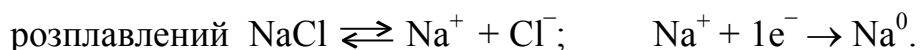
а потім отриманий оксид відновлюють за технологією одержання із оксидів.

**Із карбонатів** спочатку розкладають карбонат під час нагрівання до оксиду:



Аналогічними діями можуть бути одержані різні метали із різних природних сполук.

**Методом електролізу** добуваються активні метали, лужні, лужно-земельні, алюміній, магній та ін., а також дуже чисті метали. Для металів середньої активності можуть бути використані розчини солей. Лужні, лужноземельні метали, алюміній і магній добувають у процесі електролізу розплавів (розплавлених солей). При пропусканні постійного електричного струму йони металу виділяються на катоді:



**Метод термічної дисоціації** використовують для одержання деяких металів, наприклад із нікель карбонілу можна отримати нікель, а із цирконій тетраїодиду – цирконій під час нагрівання за реакціями:



Для тугоплавких металів використовують технології отримання їх у вигляді порошку або в губчатому стані із подальшим пресуванням за високої температури. Отримуючи різні сплави, застосовують також металокерамічний метод.



**Будова металів та їхні фізичні властивості.** Вивчаючи загальні властивості металів, слід звернути увагу на особливості їх внутрішньої структури у твердому стані.

Металічна гратка має таку особливість, що у її вузлах знаходяться і атоми, і йони металу, тобто існує рівновага, яка може схематично відповідати такому рівнянню:



Валентні електрони у металічній гратці знаходяться у відносно вільному стані і не закріплені строго до кожного атома, утворюючи так званий **електронний газ**. Тобто кристалічна гратка металу складається із позитивних йонів металу, а проміжки між йонами заповнюються електронами подібно до молекул газу. За наявності різниці температур або під впливом зовнішньої різниці потенціалів ці електрони легко переміщуються і проводять теплоту та електричний струм без зміщення матеріальних частинок. У пароподібному стані метали проводять електричний струм тільки в йонізованому вигляді. Характерно те, що при підвищенні температури електропровідність металів знижується завдяки тому, що зростає їх об'ємний опір. Це пов'язано зі зменшенням вільного пересування електронів у проміжках між атомами внаслідок посилення коливання йонів у металічній гратці зменшення простору між ними. Метали в розплавленому вигляді є гіршими провідниками електричного струму, ніж у твердому стані.

Під час нагрівання або опромінення металів (навіть за умови дії фотонів) енергія електронів зростає, унаслідок чого вони можуть навіть легко випромінюватись (поява катодних променів та фотоелектронної емісії, що використовується у радіотехніці, в електронних трубках та вимірюванні інтенсивності світла за допомогою фотоелементів).

Таким чином, металічна гратка – це фактично йонна гратка, у вершинах якої знаходяться однойменні позитивні йони, взаємне відштовхування яких компенсується не протилежно зарядженими аніонами, а спільним зусиллям вільних електронів. Металічний зв'язок є як і неklasичним йонним зв'язком, так і нековалентним зв'язком, що утворюється в молекулах неметалів.

Розчинення металів може здійснюватись лише за умови їх перетворення у водорозчинні сполуки, тобто хімічним шляхом.

Деякі метали можуть розчинятись у рідкій ртуті (срібло, золото), утворюючи *амальгами*.

Метали здатні утворювати між собою як суміші, так і інтерметалічні сполуки (інтерметалічні фази), які мають певний склад, наприклад,  $\text{CuZn}$ ,  $\text{Cu}_5\text{Zn}_8$ ,  $\text{CuZn}_3$ , склад яких важко пояснити з точки зору валентності.

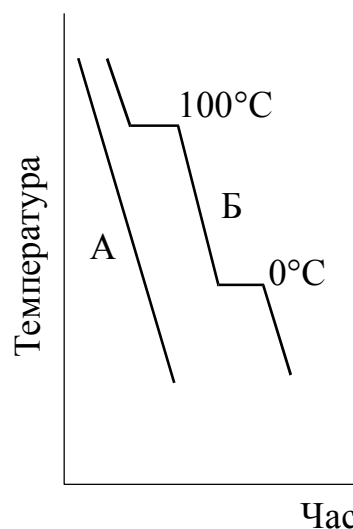
Для надання картини зміни властивостей металу з температурою використовують криві охолодження, які одержують з вивченням швидкості охолодження. Попередньо нагріту речовину охолоджують і час від часу заміряють температуру. Результати наносять на діаграму, на якій на осі абсцис відкладають час, на осі ординат – температуру.

Якщо в системі під час охолодження не відбувається ніяких внутрішніх змін, що супроводжуються виділенням теплоти, то температура знижується поступово (рис. 8, крива А).

Якщо ж у системі відбуваються які-небудь зміни, то спостерігається тимчасова затримка в охолодженні системи, викликана фазовими переходами.

За допомогою термічного аналізу за кривими охолодження у сплавах можливо дослідити склад сполук, які можуть утворюватись між складовими частинами сплавів. На кривих охолодження чистих металів утворюються горизонтальні полички, які відповідають утворенню кристалів металу (тобто перехід із рідкої фази у тверду). У випадку сплавів спостерігається зміна концентрації і відповідно поступове пониження температури затвердіння.

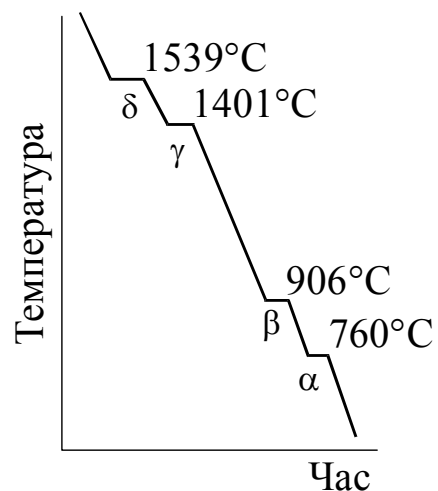
Розглянемо на прикладі такої відомої речовини як вода, які зміни будуть тривати під час її поступового охолодження. Так, під час охолодження нагрітої до  $150\text{ }^\circ\text{C}$  водяної пари, за температури  $100\text{ }^\circ\text{C}$  спостерігається затримка на кривій охолодження внаслідок утворення рідкої фази води, що супроводжується виділенням теплоти (рис. 8, крива Б).



**Рис. 8. Схема кривих охолодження**

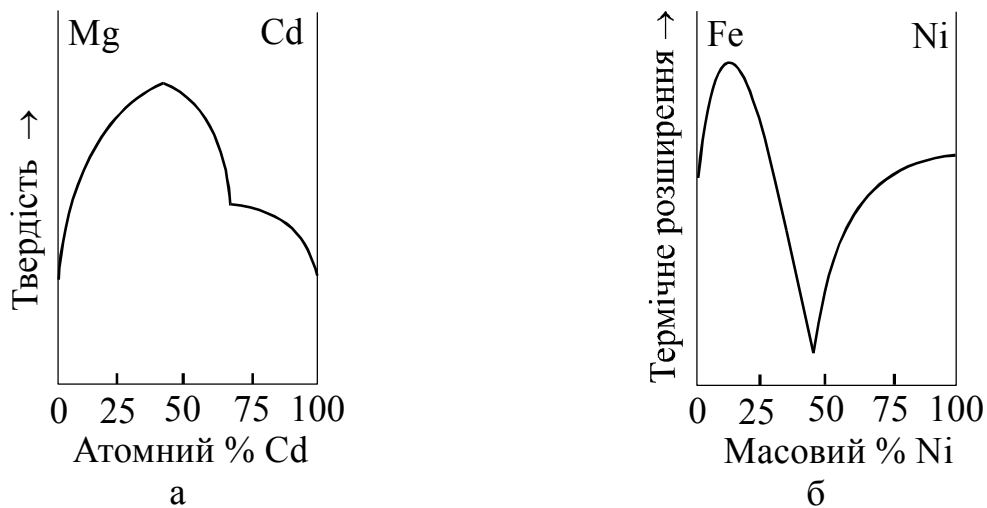
У разі подальшого охолодження відбувається поступовий спад температури аж до температури 0 °С, коли з утворенням кристаликів льоду знову виділяється теплота, і спад на кривій охолодження зупиняється до повної кристалізації води. Подальше охолодження льоду знову буде поступовим.

Крива охолодження рідкого заліза має більш складний характер (рис. 9). Перша зупинка спаду температури має місце при його переході у твердий стан за температури 1539 °С. Наявність ще трьох зупинок на кривій охолодження показує, що у твердому залізі проходять ще якісь процеси з виділенням теплоти, а саме: процеси переходу однієї в іншу із чотирьох алотропних модифікацій заліза:  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  та  $\delta$ . Крім того, крива охолодження показує і температурні області їх стійкого існування. Більш детальне вивчення показало, що такі алотропні модифікації заліза дійсно існують.



**Рис. 9. Крива охолодження заліза**

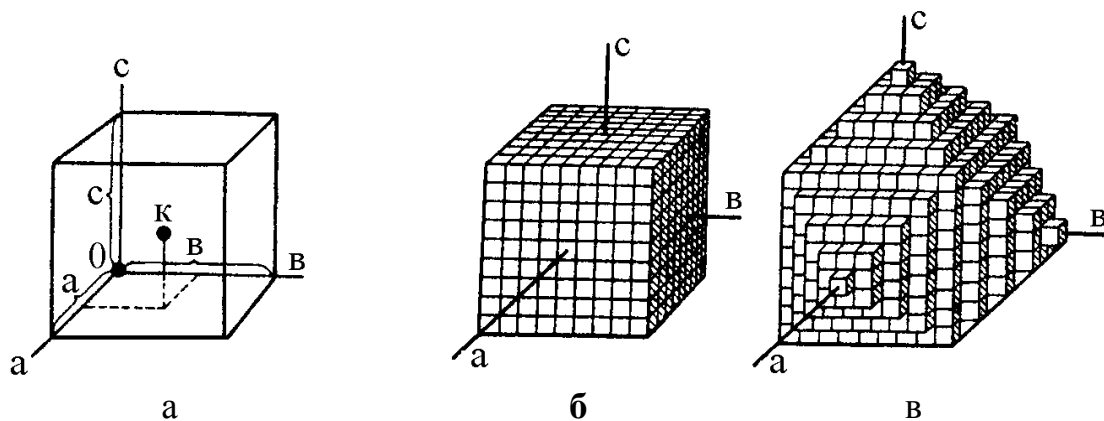
Для вивчення систем, що складаються із двох речовин, будують діаграми склад – властивість. Скажімо, при вивченні твердості сплавів на вісі абсцис відкладають склад (наприклад, у відсотках), а на осі ординат – твердість і отримують зміну властивості в залежності від складу сплаву. На рис. 10 показана зміна твердості сплаву Mg-Cd (а) та термічного розширення сплаву Fe-Ni (б) залежно від складу. Таким шляхом можуть бути вивчені фізичні та механічні параметри сплавів, такі як електропровідність, міцність, твердість, пластичність, пружність та інші і можна вибрати оптимальний склад для отримання матеріалу з відповідними властивостями.



**Рис. 10.** Зміна характеристик сплавів залежно від складу

**Кристали.** Взагалі з переходом речовини із рідкого стану у твердий відбувається виділення речовини у вигляді більш-менш великих частинок – кристалів або безформної аморфної маси (клеї, каучук та інші). Форма кристалів твердої речовини залежить від природи речовини та від умов, у яких проходить перехід у твердий стан. У твердому стані основою структури речовини є кристал.

Найменший можливий об'єм кристалічної ґратки твердої речовини, яка відтворює особливості її структури, характеризується елементарною коміркою (рис. 11, а). Увесь кристал може бути одержаний простим складанням елементарних комірок однієї до іншої у всіх трьох напрямках у просторі (рис. 11, б, в).

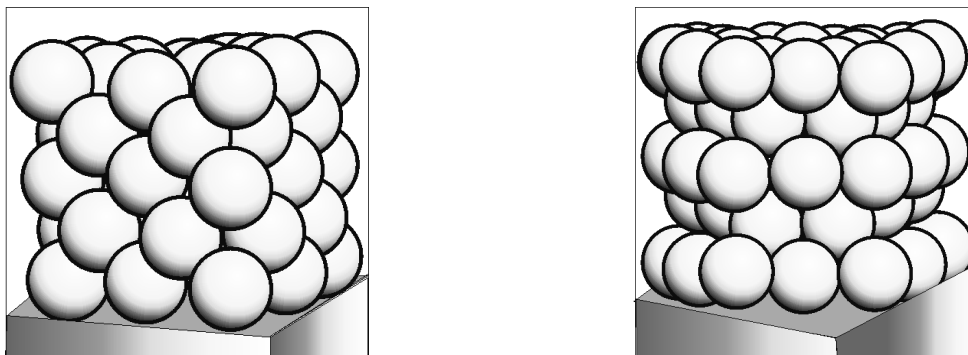


**Рис. 11.** Елементарна комірка (а) та схема побудови кристалів (б, в)

Величина відстані між ядрами атомів у кристалічних ґратках дає можливість визначити величини радіусів йонів та атомів. Якщо у вершинах

гратки знаходяться однакові атоми, то відстань між ними у кристалі дорівнює сумі їх радіусів, тобто радіус атома дорівнює половині цієї відстані.

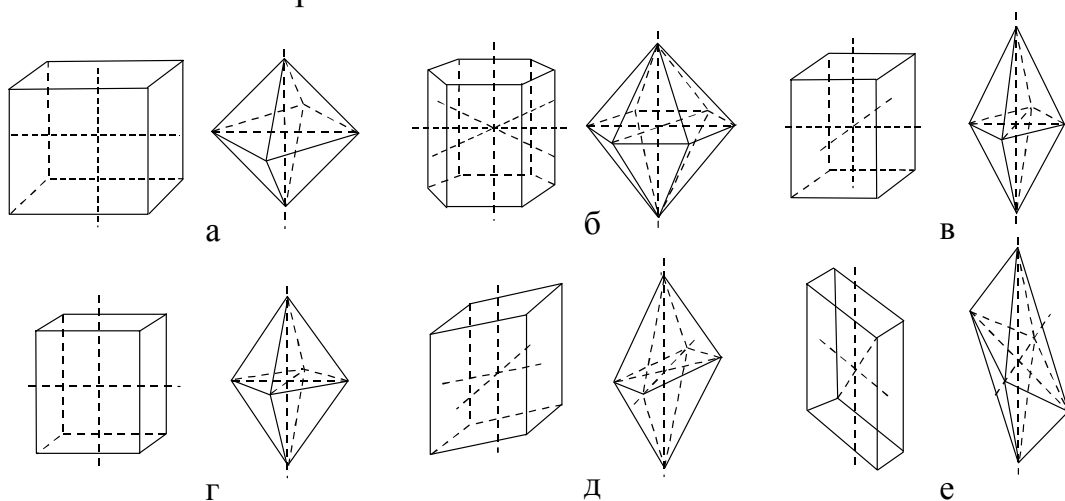
Заповнення кристалічних ґраток атомами, молекулами та йонами відбувається за умови максимально щільної упаковки, тобто атоми, йони та молекули заповнюють простір з мінімальним об'ємом (рис. 12).



**Рис. 12. Максимально щільні упаковки шарів**

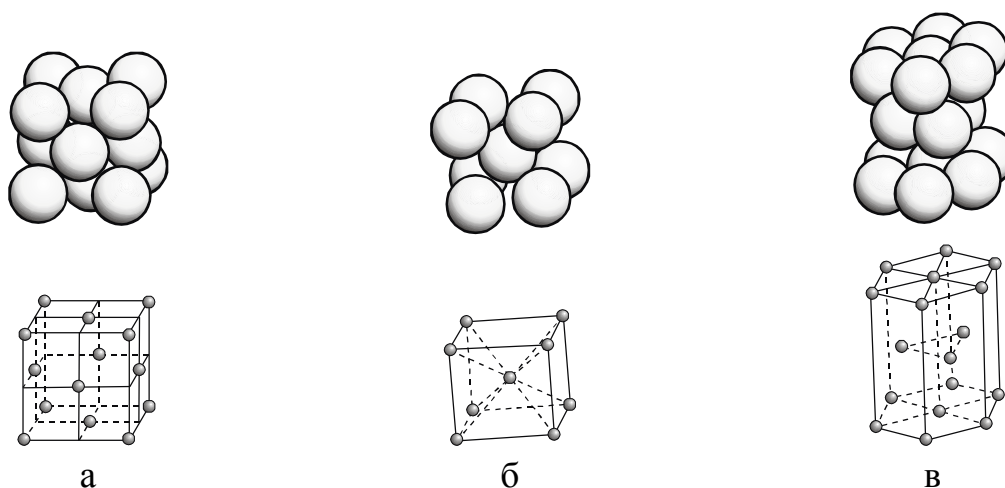
Структуру твердих тіл вивчає наука кристалографія, згідно з якою усі різновиди кристалів класифікують за шістьма кристалічними системами та 32 класами. Причому зовнішня форма кристалів характеризується меншою або більшою симетричністю. Елементами симетрії кристалів твердої речовини є його центр, площини та осі.

Найбільш характерною особливістю кристалів є анізотропія, тобто неоднаковість їх властивостей (міцності, теплопровідності, швидкості розчинення і т. ін.) у різних напрямках. Зокрема, цим же, а саме різною швидкістю росту окремих граней, обумовлена і різноманітність кристалічних форм, із яких деякі найпростіші показані на рис. 13.



**Рис. 13. Призматичні та пірамідальні форми кристалів**

Щодо металів, то найбільш розповсюджені типи ґраток зображено на рис. 14.



**Рис. 14. Типи ґраток кристалів металів**

Відсутність строго направлених зв'язків між атомами металів дає можливість розміщення в металічній ґратці двох чи більше елементів, які розташовуються у визначеному порядку, утворюючи інтерметалічні структури.

**Сплави металів.** При змішуванні різних металів у розплавленому стані, атоми основного компонента можуть бути заміщені атомами іншого або декількох елементів без зміни кристалічної ґратки, утворюючи тверді розчини.

Металічні матеріали, що містять два або більше видів атомів і мають характерні властивості металів (металічний блиск, теплопровідність, електропровідність), називаються **сплавами**. Фізичні та механічні властивості сплавів відрізняються від властивостей металу, на основі якого утворюється сплав.

У розплавленому стані метали добре розчиняються один в одному і, як правило, без обмежень. Такі суміші під час твердіння утворюють субмікроскопічні кристали, тобто сплави, які мають характер твердих розчинів. Часто у цих розчинах може утворюватись ряд гетерогенних зон, що свідчить про обмежену їх розчинність. Розчиняючись у ртуті, метали утворюють амальгами.

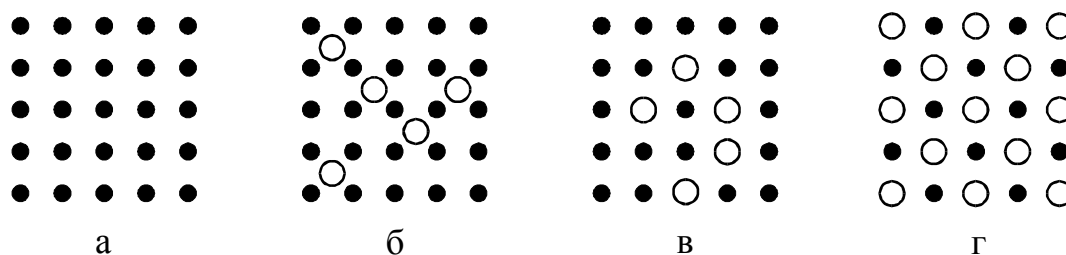
На практиці розрізняють три види сплавів металів: тверді розчини, розчини, які мають характер хімічних сполук металів, суміш кристалів різних металів (евтектики).

**Тверді розчини металів** утворюються трьома шляхами входження компонентів у кристалічну ґратку основного металу (рис. 15, а):

– **тверді розчини вкорінення**, коли йони металу додатково входять у міжряддя кристалу іншого (рис. 15, б). Це можливо у тих випадках коли розміри йонів одного металу співпадають із розмірами пустот у кристалічній ґратці іншого;

– **тверді розчини заміщення** (субституція ) – йони одного металу заміщують йони іншого у металічній ґратці (рис. 15, в). Це можливо при близьких розмірах йонів металів, що утворюють сплав та схожих властивостях (наприклад, сплави золота із сріблом, нікелю із залізом);

– **суперпозиція** – кристалічна ґратка одного металу входить у кристалічну ґратку іншого (рис. 15, г).



**Рис. 15. Формування елементарної кристалічної ґратки сплавів**

Різноманітність способів отримання сплавів дає можливість їх виробництва із заданими властивостями.

На практиці широко використовують сплави на основі заліза, міді, нікелю та інших металів. Фізичні властивості сплавів істотно відрізняються від властивостей чистого металу, на основі якого отримують сплав. Додані до основного металу атоми можуть утворювати більш “жорсткі” локалізовані зв’язки, і ковзання шарів атомів металів зменшується. Це зменшує ковкість та збільшує твердість сплавів.

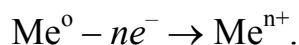
Так, міцність заліза збільшується у 10 разів при додаванні 1 % вуглецю, нікелю або марганцю. У латуні, яка містить 65–70 % хрому та 30–35 % цинку, міцність у 2 рази більша, ніж у чистої міді і у 4 рази більша, ніж у чистого цинку.

Разом з тим електропровідність сплавів менша, ніж у чистого металу: 100-відсоткова мідь має електропровідність  $5,3 \cdot 10^5 \text{ Ом/см}^{-1}$ , а наявність у ній 4,2 % цинку зменшує електропровідність до  $0,56 \cdot 10^5 \text{ Ом/см}^{-1}$ , тобто майже у 10 разів. Тому промисловість виготовляє дуже багато різновидів сплавів металів із заданими властивостями.

**Хімічні властивості металів.** Вивчаючи будову атомів металів, ми спостерігали, що усі вони мають на зовнішньому енергетичному рівні невелику кількість електронів і для них характерна здатність тільки віддавати електрони з утворенням сполук.

У сполуках метали завжди мають позитивний ступінь окиснення.

З утворенням сполук атоми металів віддають електрони, виявляючи властивості відновника:



Здатність віддавати електрони у різних металів різна і залежить від будови атома металу, його розміру. Чим легше метал віддає електрони, тим він більш активніший. Кількісною характеристикою здатності металу віддавати електрон є потенціал іонізації.

Під **потенціалом іонізації** розуміють ту мінімальну напругу електричного поля (у вольтах), за якої електрон отримує таке прискорення, що здатний викликати іонізацію атома. Для порівняння розглянемо залежність величини потенціалу іонізації від розміру атома на прикладі елементів першої групи періодичної системи.

Як бачимо з табл. 1, у металів підгрупи ІВ, що знаходяться в тих самих періодах, як і відповідні лужні метали (К та Сu, Rb та Ag, Cs та Au), позитивний заряд ядра значно більший, ніж у відповідних лужних металів, і валентні електрони сильніше притягуються ядром, через що значно зменшується їх хімічна активність.



**Таблиця 1. Радіуси атомів та потенціали іонізації металів 1 групи**

Елемент	Заряд ядра	Радіус атома, $\text{\AA}$	Потенціал іонізації, В	Елемент	Заряд ядра	Радіус атома, $\text{\AA}$	Потенціал іонізації, В
K	+ 19	2,36	4,33	Cu	+ 29	1,28	7,72
Rb	+ 37	2,48	4,18	Ag	+ 47	1,44	7,57
Cs	+ 55	2,68	3,83	Au	+ 79	1,44	9,22

Активність металів у водних розчинах характеризується *стандартним іонізаційним електродним потенціалом* і може бути визначена кількісно з використанням стандартного водневого електрода, потенціал якого прийнято за  $\pm 0$ . За цією властивістю метали розташовані в *ряд активності металів або ряд напруг*.

Чим більш негативніший стандартний потенціал металу, тим він легше віддає електрони і перетворюється у позитивний йон. Благородні метали мають позитивний стандартний потенціал.

У водному розчині метали за активністю розташовані у такій послідовності:

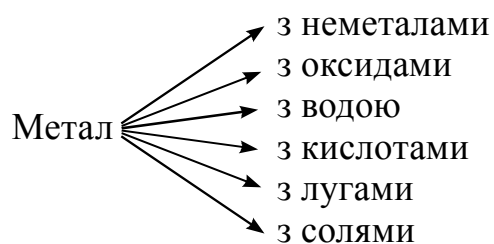
Li . . Rb . . K . . Sr . . Ca . . Na . . Mg . . Al . . Mn . . Zn . . Cr . . Fe . . Cd Co  
 . . Ni . . Sn . . Pb . . **H** . . Sb . . Bi . . Cu . . Hg . . Ag . . Pd . . Pt . . Au

Кожний метал, що знаходиться в ряду активності лівіше, витісняє з розчинів сполук метали, що розташовані правіше від нього.

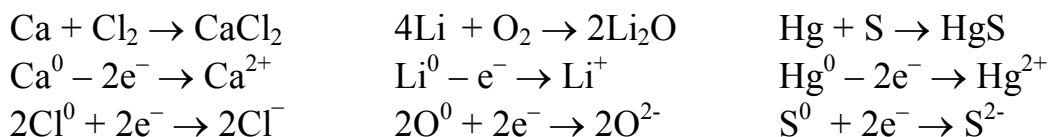
Тільки метали, що стоять до водню, можуть витіснити його із розведених кислот.

В той же час, чим лівіше знаходиться метал у ряді напруг, тим слабше його йон буде притягувати електрон і тим важче відновити із сполук до вільного стану йон.

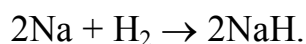
За хімічними властивостями метали здатні взаємодіяти з неметалами, водою, кислотами, лугами, солями, оксидами, органічними речовинами.



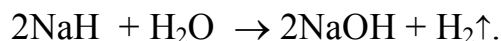
**Взаємодія з неметалами.** У всіх випадках утворення сполук з неметалами відбувається перехід електронів від атомів металів до атомів неметалів:



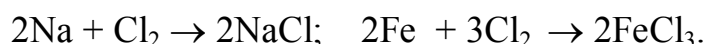
**Гідриди** – це сполуки металів з воднем. Лужні та лужноземельні метали утворюють їх за безпосередньої взаємодії з воднем



Ступінь окиснення Гідрогену в гідридах є  $-1$ . Гідриди, взаємодіючи з водою, виділяють водень



**Галогеніди** металів – це солі галогеноводневих кислот. Галогеніди металів – полярні молекули. Для металів 1, 2 груп добре розчинні у воді. Галогеніди утворюються за безпосередньої взаємодії металів з галогенами, галогеноводневих кислот з металами. У середовищі галогену метали взаємодіють з ним дуже активно.



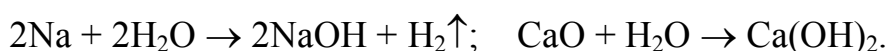
**Оксиди** металів переважно мають основний характер. Деякі оксиди амфотерні, до них належать оксиди алюмінію, цинку, свинцю(II), хрому (III).

Оксиди можуть бути одержані із елементів, у процесі розкладу солей та гідроксидів, випалювання сульфідів металів.

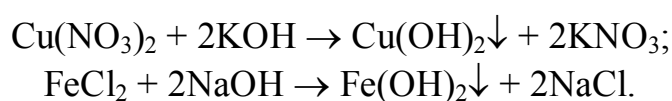
Метали на повітрі, як правило, покриваються плівкою оксиду. Якщо вона нещільно покриває поверхню, то не захищає метал від руйнування, йде процес хімічної корозії. Деякі метали утворюють дуже щільну плівку оксиду, яка не дає кисню повітря та іншим окисникам проникати через неї і захищає метал від корозії. Наприклад, алюміній унаслідок утворення оксидної плівки  $\text{Al}_2\text{O}_3$  не підлягає корозії на повітрі та у воді.

**Гідроксиди** більшості металів мають основні властивості. Гідроксиди по-різному розчиняються у воді. Розчинні у воді гідроксиди лужних та лужноземельних металів називаються *лугами*. Гідроксиди алюмінію, цинку, хрому(III) та свинцю(II) мають амфотерний характер.

Гідроксиди активних металів утворюються в процесі взаємодії металів з водою, основних оксидів з водою:



Нерозчинні у воді гідроксиди менш активних металів одержують у процесі взаємодії лугів із солями під час проходження реакції обміну:



**Солі** металів дуже різноманітні. Метали входять до складу середніх, кислих, основних, подвійних та комплексних солей. Існує багато різноманітних способів їх одержання та використання.

**Взаємодія з оксидами.** Більш активні метали можуть витіснити із оксиду менш активний метал. Як правило, ці реакції проходять під час нагрівання (металотермія). Так, більш активний метал алюміній може витіснити із оксиду залізо

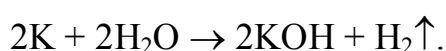


Для початку цієї реакції необхідне нагрівання, потім вона йде самостійно за рахунок виділення великої кількості теплоти. Це реакція алюмотермічного одержання заліза. Алюміній використовують для одержання із оксидів Cr, Mn, V та інших металів.

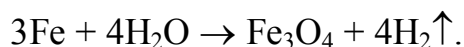
Суміш “терміт” застосовують для зварювання окремих сталевих деталей, вона складається із порошку алюмінію та  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Під час спалювання “терміту” починається реакція з дуже великою кількістю теплоти, яка плавить метал,



**Взаємодія з водою** лужних та лужноземельних металів відбувається з виділенням водню та утворення гідроксиду



Менш активні метали з водою взаємодіють за високої температури з утворенням оксидів та водню. Так, під час нагрівання заліза до температури червоного кольору утворюється суміш оксидів та водень:



**Взаємодія з кислотами.** Вивчаючи хімічні властивості металів, особливу увагу слід звернути на їх взаємодію з такими сильними кислотами, як нітратна та концентрована сульфатна.

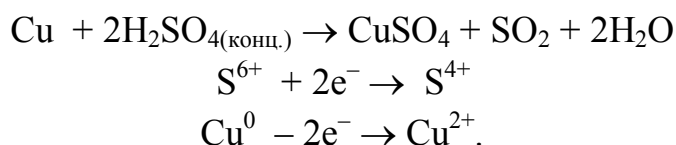
Реакції взаємодії з кислотами слід поділяють на дві групи:

- з розведеними мінеральними кислотами з виділенням водню;
- з концентрованими кислотами-окисниками без виділення водню.

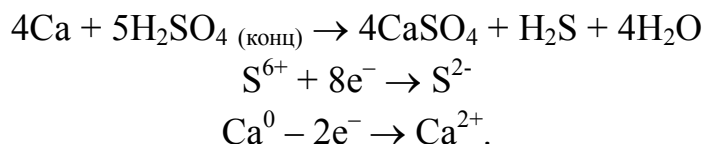
Метали, що стоять у ряду активності до водню, здатні витіснити його з кислот за реакцією:



Кислоти, що проявляють сильні окисні властивості, такі як нітратна концентрована сульфатна, суміш концентрованої нітратної та хлоридної кислот, взаємодіючи з металами, водень не виділяють. Продуктами реакцій є відповідні солі, один із нітроген оксидів або сульфур оксидів та вода. Тобто в цих реакціях електрони металу переходять до йонів Нітрогену чи Сульфуру в молекулах кисло, і здійснюється процес їх відновлення із максимального ступеня окиснення до нижчого:

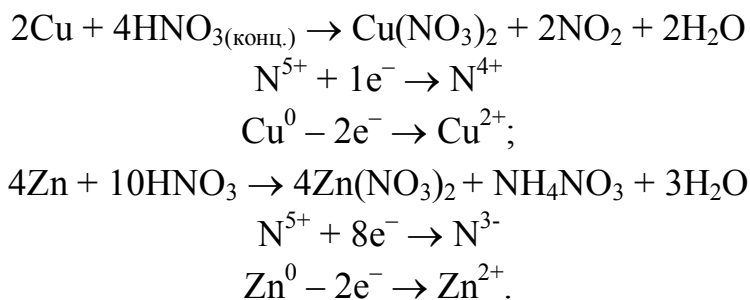


Більш активні метали можуть відновити Сульфур до ступеня окиснення 0 ( $\text{S}^{6+} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0$ ), або до 2 – ( $\text{S}^{6+} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}, \text{H}_2\text{S}$ ).



Нітратна кислота залежно від концентрації та активності металу утворює сіль, один із нітроген оксидів та воду. Чим активніший метал та більш розведена нітратна кислота, тим інтенсивніше проходить відновлення

Нітрогену у кислоті і, крім солі та води, можуть утворюватись  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  і навіть  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ):

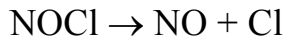


Суміш концентрованих нітратної (1 частина) та хлоридної кислот (3 частини) (царська горілка) розчиняє і такі благородні метали, як золото і платина.

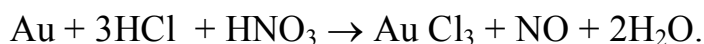
Окиснення золота і платини проходить за рахунок дії атомарного хлору, який виділяється під час реакції із утвореного хлористого нітрозилу  $\text{NOCl}$ :



У свою чергу хлористий нітрозил розкладається з утворення атомарного хлору, який і здійснює в момент виділення окиснення металу:

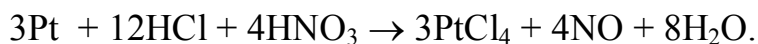


Сумарна реакція виглядає так:



За надлишку  $\text{HCl}$  може утворитись комплексна сполука  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ .

Аналогічним чином буде проходити реакція із  $\text{Pt}$  з утворенням  $\text{PtCl}_4$  або комплексної сполуки  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$

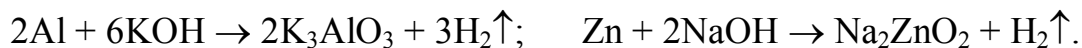


Залізо під час контакту з концентрованою нітратною кислотою пасивується за рахунок утворення на поверхні тоненької непомітної плівки оксиду, яка захищає метал від взаємодії з нею, але в разі пошкодження цієї плівки взаємодія проходить.

Перед паянням для очищення поверхні металу від плівки оксиду поверхня обробляється розчином соляної кислоти. Інколи використовують амоній хлорид, який у момент дотику паяльника до поверхні металу розкладається з

виділенням гідроген хлориду, що очищає поверхню від оксидів ( $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$ ).

З лугами взаємодіють метали, сполуки яких проявляють амфотерні властивості (Al, Zn, Sn, Cr, Pb). Реакція іде з виділенням водню:



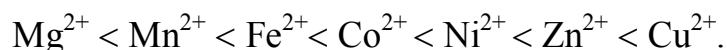
З *солями* проходить реакція витіснення менш активного металу більш активним:



У техніці ці реакції використовують для нанесення тонкої плівки менш активного металу на поверхню більш активного для захисту від корозії.

Для металів характерне утворення комплексних сполук, в яких йони металів є центральними йонами. Особливо велику здатність утворювати комплексні сполуки проявляють метали, які мають невеликий радіус йона. Внаслідок цього, сильне електричне поле дає можливість координувати навколо себе як протилежно заряджені ліганди, так і нейтральні полярні молекули ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ , етилендіамін та функціональні групи органічних сполук, таких як ціано  $-\text{CN}$ , родано  $-\text{SCN}$ , нітрино  $-\text{NO}_2$  і т. ін.

Стійкість комплексних сполук показує, що чим менший радіус йона металу і чим більший його заряд, тим більше проявляється його здатність до комплексоутворення. Для найбільш розповсюджених металів здатність до комплексоутворення зростає в такому порядку :

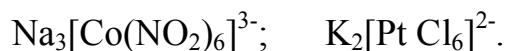


Стійкість комплексних сполук буде також залежати від заряду та дипольного моменту ліганду та радіусу його йону.

Метали можуть утворювати катіонні комплексні сполуки, в яких комплексний йон має позитивний заряд, наприклад:



У аніонних комплексних сполуках комплексний йон має негативний заряд:



У молекулярних комплексних сполуках утворюються нейтральні комплексні сполуки:



### Приклади виконання завдань

Приклад 1. Залізняк має такий склад: магнетид  $Fe_3O_4$  (масова частка 55 %), ільменіт  $FeTiO_3$  (масова частка 15 %) й інші речовини, що не містять феруму і титану. Яку масу заліза і титану можна отримати з такої руди масою 300 кг ?

Рішення:

Визначаємо масу магнетиту та ільменіту:

$$m(Fe_3O_4) = m(\text{руди}) \cdot \omega(Fe_3O_4);$$

$$m(Fe_3O_4) = 300 \cdot 0,55 \text{ кг} = 165 \text{ кг};$$

$$m(FeTiO_3) = m(\text{руди}) \cdot \omega(FeTiO_3);$$

$$m(FeTiO_3) = 300 \cdot 0,15 \text{ кг} = 45 \text{ кг}.$$

Кількості речовин магнетиту й ільменіту становлять:

$$\nu(Fe_3O_4) = \frac{m(Fe_3O_4)}{M(Fe_3O_4)};$$

$$\nu(Fe_3O_4) = \frac{165 \cdot 10^3}{232} \text{ моль} = 711,2 \text{ моль};$$

$$\nu(FeTiO_3) = \frac{m(FeTiO_3)}{M(FeTiO_3)};$$

$$\nu(FeTiO_3) = \frac{45 \cdot 10^3}{152} \text{ моль} = 296,1 \text{ моль}.$$

Із формул речовин випливає:

$$\nu(Fe) = 3\nu(Fe_3O_4); \nu_1(Fe) = 3 \cdot 711,2 \text{ моль} = 2133,6 \text{ моль};$$

$$\nu_2(Fe) = \nu(FeTiO_3); \nu_2(Fe) = 296,1 \text{ моль}.$$

Загальна кількість речовини заліза, яку можна отримати з даного зразка руди, становить:

$$\nu(Fe) = \nu_1(Fe) + \nu_2(Fe); \nu(Fe) = (2133,6 + 296,1) \text{ моль} = 2429,7 \text{ моль}.$$

Знаходимо масу заліза:

$$m(Fe) = \nu(Fe) \cdot M(Fe);$$

$$m(Fe) = 2429,7 \cdot 56 \text{ г} = 136063,2 \text{ г} = 136,1 \text{ кг}.$$

Із формули ільменіту випливає:

$$\nu(\text{Ti}) = \nu(\text{FeTiO}_3); \nu(\text{Ti}) = 296,1 \text{ моль.}$$

Визначаємо масу титану, який можна отримати з даного зразка руди:

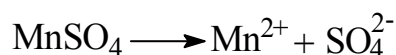
$$m(\text{Ti}) = \nu(\text{Ti}) \cdot M(\text{Ti});$$

$$m(\text{Ti}) = 296,1 \cdot 48 \text{ г} = 14212,8 \text{ г} = 14,2 \text{ кг.}$$

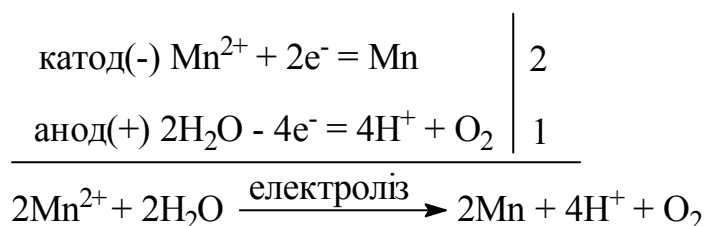
*Приклад 2.* Марганець отримують електролізом водного розчину манган(II) сульфату з інертними електродами. Визначте, яку масу марганцю отримали, якщо на аноді зібрано кисень об'ємом 16,8 л (нормальні умови). Зважте на те, що вихід кисню кількісний, а вихід металу становить 84 %.

*Рішення:*

Складаємо рівняння електролізу розчину сульфату(II) з інертними електродами. У розчині сіль дисоціює на йони:



Реакції на електродах:



або



Визначаємо кількість речовини кисню, отриманого під час електролізу:

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m}; \nu(\text{O}_2) = \frac{16,8}{22,4} \text{ моль} = 0,75 \text{ моль.}$$

Із рівняння електролізу випливає:

$$\frac{\nu(\text{Mn})}{\nu(\text{O}_2)} = \frac{1}{2}; \nu(\text{Mn}) = 2\nu(\text{O}_2);$$

$$\nu(\text{Mn}) = 2 \cdot 0,75 \text{ моль} = 1,5 \text{ моль.}$$

Маса марганцю становить:

$$M(\text{Mn}) = \nu(\text{Mn}) \cdot M(\text{Mn}); m(\text{Mn}) = 1,5 \cdot 55 \text{ г} = 82,5 \text{ г.}$$

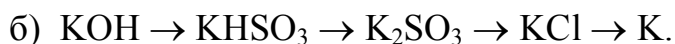
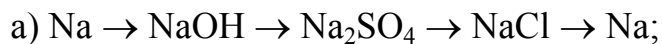
Враховуючи вихід металу, знаходимо масу реально отриманого марганцю:



$$m_p(\text{Mn}) = \frac{82,5 \cdot 84}{100} \text{ г} = 69,3 \text{ г}.$$

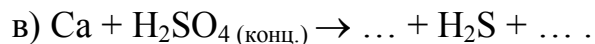
***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення перетворень:



Рівняння реакцій, що проходять у розчинах, напишіть у йонній та скороченій йонній формах.

2. Як змінюються відновна здатність металів і окиснювальна здатність їх йонів у ряду напруг ? Поясніть на конкретних прикладах, якими реакціями можна скористатися для вивчення порівняльної активності металів ?
3. Напишіть електронні та графічні електронні формули атомів Натрію, Калію та Рубідію
4. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в схемах реакцій взаємодії металів с кислотами:

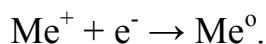


## РОЗДІЛ 16. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК НАТРІЮ І КАЛІЮ

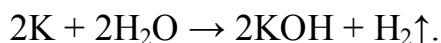
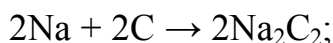
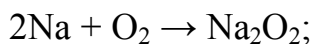
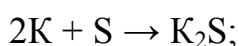
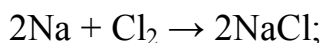
### *Загальні теоретичні положення*

**Натрій. Калій.** Натрій та Калій є елементами ІА групи періодичної системи і належать до лужних металів. Атоми цих елементів мають на зовнішньому рівні по одному *s*-електрону, які вони легко віддають під час хімічних реакцій, перетворюючись на позитивно заряджені йони (ступінь окиснення +1). Зі збільшенням радіуса атома (Na, K) виникає збільшення відновних і металічних властивостей, зростають електропровідність, густина та хімічна активність.

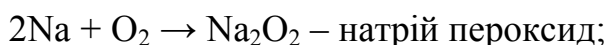
Металічний Натрій і Калій одержують електролітичним відновленням розплавлених солей або відповідних гідроксидів. При цьому на катоді проходить реакція відновлення



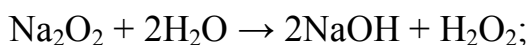
З елементами ІА і ІІА груп та між собою лужні метали утворюють сплави, з галогенами – лише найпростіші бінарні сполуки, з вуглецем – ацетиленіди, із сіркою – сульфіди і полісульфіди, із фосфором – фосфіди, кремнієм – силіциди, з водою – гідроксиди:



В атмосфері кисню ці метали згоряють, а під час нагрівання спалахують, утворюючи оксиди та пероксид чи надпероксид:



Пероксиди і надпероксиди підлягають гідролізу:



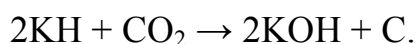
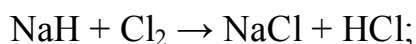
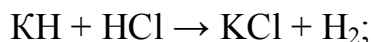
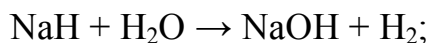
Оксиди лужних металів також реагують з водою з утворенням гідроксидів:



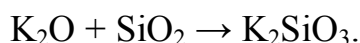
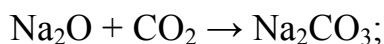
NaOH і KOH – безбарвні кристалічні речовини, добре розчиняються у воді з виділенням великої кількості тепла. Розчини цих гідроксидів називаються лугами.

За слабкого нагрівання калію та натрію в атмосфері водню утворюються гідриди. Наявність у гідридах Гідрогену зі ступенем окиснення –1 надає їм

сильні відновні властивості, які виявляються в реакціях з водою, кислотами та іншими окисниками:



У процесі взаємодії твердих бінарних сполук з оксидами, сульфідами, галогенідами утворюються солі:



### **Приклади виконання завдань**

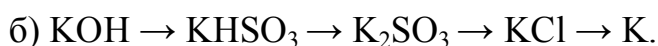
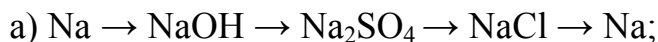
*Приклад 1.* Як змінюються радіуси і потенціали йонізації атомів лужних металів зі зростанням порядкового номера елементів? Дати пояснення які спостерігалися закономірностям на основі електронної будови атомів.

*Приклад 2.* Як і чому змінюються основне властивості у ряду  $\text{LiOH} - \text{CsOH}$ ?

*Приклад 3.* Чим пояснити різну послідовність розташування лужних металів у ряду напруг та в періодичній системі?

### **Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Напишіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення таких перетворень:



Рівняння реакцій, що відбуваються в розчинах, напишіть у йонній і скороченій йонній формах.

2. У сполуці Калію з Оксигеном масова частка металу становить 44,8 %. Визначте найпростішу формулу цієї сполуки.

3. Попіл, що використовується як калійне добриво, містить карбонат калію – поташ (масова частка 25 %). Визначте масу каїніту  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , який може замінити, як калійне добриво, попіл масою 100 кг.

4. Під час електролізу водного розчину калій хлориду отримали калій гідроксид масою 11,2 г. Яка маса води утворилася під час спалювання водню, що виділився?

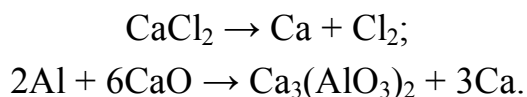
5. Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  у скороченій йонній, йонній і молекулярній формах.

## РОЗДІЛ 17. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК КАЛЬЦІЮ

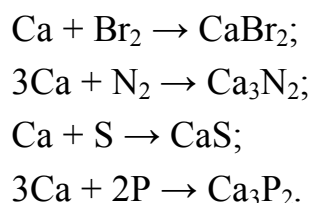
### *Загальні теоретичні положення*

Кальцій входить до ІІА-групи періодичної системи і відносяться до родини *s*-елементів. Атом цього елемента на зовнішньому рівні має два електрони в стані  $s^2$ . Зустрічаються в природі лише у вигляді різноманітних сполук .

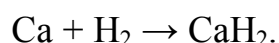
Кальцій отримують електролізом кальцій хлориду або алюмотермічним методом:



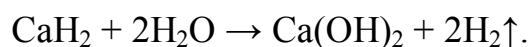
Кальцій має сильні відновні властивості, поступаючись лише лужним металам. Унаслідок хімічної активності переважна більшість бінарних сполук цього металу може бути одержана прямим синтезом із простих речовин. За високих температур кальцій реагує із галогенами, азотом, сіркою, фосфором, вуглецем та кремнієм з утворенням відповідних галогенідів, нітридів, сульфідів, карбідів та силіцидів:



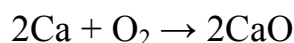
Кальцій під час нагрівання окиснюється воднем з утворенням гідридів – кристалічних речовин з йонною структурою:



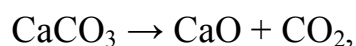
Гідриди легко реагують з водою з утворенням гідроксидів



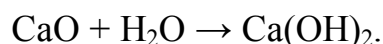
За підвищених температур кальцій згоряє у повітрі з утворенням оксиду



Кальцій оксид у промислових масштабах одержують прожарюванням карбонатів (вапна чи магнезиту)

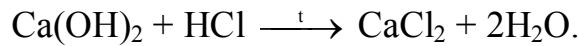
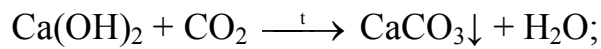
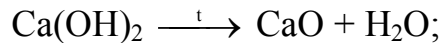
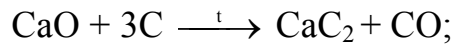
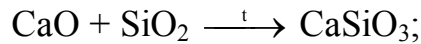
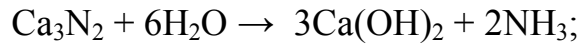


він взаємодіє із водою з утворенням відповідного гідроксиду.



Оксид і гідроксид кальцію мають основні властивості.

Деякі хімічні властивості сполук Кальцію наведені у таких реакціях:



На відміну від солей лужних металів, солі кальцію малорозчинні і забарвлюють полум'я у цегляно-червоний колір,

### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Жорстка вода містить кальцій гідрогенкарбонат (масова частка 0,015 %) і магній гідрогенкарбонат (масова частка 0,005 %). Яку масу кальцій гідроксиду необхідно додати до води об'ємом 10 л для усунення твердості? Густина води дорівнює 1 г/мл.

*Рішення:*

Маса взятого зразка води становить:

$$m = V \cdot \rho; \quad m = 10 \cdot 1 \text{ кг} = 10 \text{ кг} = 10^4 \text{ г}.$$

Визначаємо масу гідрогенкарбонатів у воді:

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = m \cdot \omega(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2);$$

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 10^4 \cdot 0,00015 \text{ г} = 1,5 \text{ г};$$

$$m(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = m \cdot \omega(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2);$$

$$m(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = 10^4 \cdot 0,00005 \text{ г} = 0,5 \text{ г}.$$

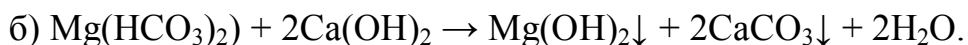
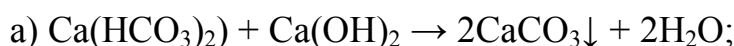
Знаходимо кількості речовин гідрокарбонатів:

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

$$v(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{1,5}{162} \text{ моль} = 9,26 \cdot 10^{-3} \text{ моль};$$

$$v(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{0,5}{146} \text{ моль} = 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Записуємо рівняння взаємодії кальцій і магній гідрогенкарбонатів з кальцій гідроксидом:



На підставі рівняння (а) записуємо:

$$v_a(\text{Ca}(\text{OH})_2) = v(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2); \quad v_a(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 9,26 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Із рівняння (б) випливає, що

$$v_6(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2v \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2;$$

$$v_6(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль} = 6,84 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Обчислюємо загальну кількість речовини кальцій гідроксиду, яка потрібна для усунення твердості води:

$$v(\text{Ca}(\text{OH})_2) = v_a(\text{Ca}(\text{OH})_2) + v_6(\text{Ca}(\text{OH})_2);$$

$$v(\text{Ca}(\text{OH})_2) = (9,26 + 6,84) \cdot 10^{-3} \text{ моль} = 1,61 \cdot 10^{-2} \text{ моль}.$$

Визначаємо масу потрібного кальцій гідроксиду:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = v(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,61 \cdot 10^{-2} \cdot 74 \text{ г} = 1,19 \text{ г}.$$

*Приклад 2.* Яку масу кальцію гексагідратхлориду  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  і води треба взяти для приготування розчину об'ємом 150 мл з масовою часткою хлориду кальцію 16 % і густиною 1,14 г/мл ?

*Рішення:*

Визначаємо масу розчину, який необхідно приготувати,

$$m = V \cdot \rho, \quad m = 150 \cdot 1,14 \text{ г} = 171 \text{ г}.$$

Знаходимо масу  $\text{CaCl}_2$ , яка необхідна для приготування розчину:

$$m(\text{CaCl}_2) = m \cdot \omega(\text{CaCl}_2); \quad m(\text{CaCl}_2) = 171 \cdot 0,16 \text{ г} = 27,36 \text{ г}.$$

Кількість речовини кальцій хлориду становить

$$v(\text{CaCl}_2) = \frac{27,36}{111} \text{ моль} = 0,2465 \text{ моль}.$$

Із формули кальцій гексагідратхлориду  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  випливає, що:

$$v(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = v(\text{CaCl}_2); \quad v(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,2465 \text{ моль}.$$

Отже, маса кальцій гексагідратхлориду, необхідного для приготування розчину, становить:

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = v(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O});$$

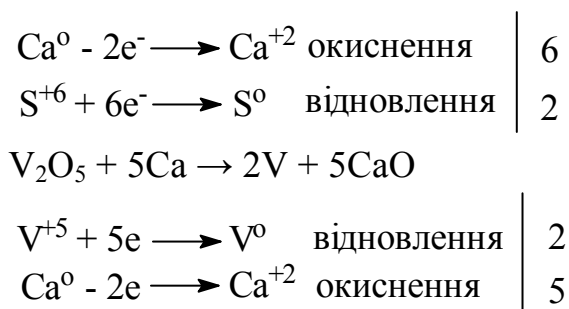
$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,2465 \cdot 219 \text{ г} = 54,0 \text{ г}.$$

Визначаємо необхідну масу води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m - m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = (171 - 54) \text{ г} = 117 \text{ г}.$$

*Приклад 3.* Застосовуючи метод електронного балансу, доберіть коефіцієнти в схемах таких окисно-відновних реакцій:





***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення таких перетворень:  

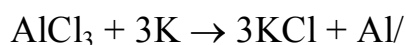
$$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}.$$
2. Вапняк масою 1,5 кг з масовою часткою карбонату кальцію 90 % прожарили в печі. До твердого залишку додали надлишок води. Яка маса отриманого кальцій гідроксиду ?
3. Які із солей розкладаються під час нагрівання:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{SrCO}_3$  ? Складіть рівняння відповідних реакцій.
4. Які із солей розчиняються у воді:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{CaF}_2$  ? Складіть рівняння їх електролітичної дисоціації.
5. Як реагують з водою: а) кальцій гідрид; б) кальцій дикарбід; в) кальцій нітрид ? До якого типу належать ці реакції ? Складіть їх рівняння.

## РОЗДІЛ 18. ХІМІЯ СПОЛУК АЛЮМІНІЮ ТА ФЕРУМУ

### *Загальні теоретичні положення*

*Алюміній* належить до *p*-елементів IIIA групи періодичної системи елементів. Будова електронної оболонки його атома –  $ns^2p^1$  (у незбудженому стані) та  $ns^1p_x^1p_y^1$  (у збудженому стані). Для Алюмінію, що належить до IIIA групи, характерний ступінь окиснення +3.

Еперше алюміній добув Велер у 1827 році дією металічного калію на алюміній хлорид

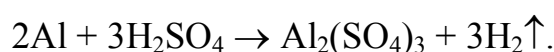


Зараз його добувають електролізом розплаву глинозему  $\text{Al}_2\text{O}_3$  в криоліті  $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$ . Для зниження температури плавлення електроліту та покращення проходження процесу в розплав додають фториди кальцію, магнію чи алюмінію.

Алюміній – сріблясто-білий легкий метал, що має густину  $2,7 \text{ г/см}^3$  з температурою плавлення  $660 \text{ }^\circ\text{C}$ . За кімнатної температури алюміній не змінюється на повітрі, але лише тому, що його поверхня вкрита тонкою плівкою оксиду, яка має дуже сильну захисну дію. Незважаючи на негативне значення електродного потенціалу, внаслідок утворення на його поверхні захисної оксидної плівки, Алюміній не витісняє водень з води. Порухення захисних плівок (шляхом амальгамування) призводить до швидкої корозії алюмінію на повітрі і до активної взаємодії його з водою:



Алюміній не взаємодіє з холодними концентрованими сульфатною і нітратною кислотами – стає “пасивним” (вкривається захисним шаром оксидів). Але під час нагрівання в розбавлених сульфатній і хлоридній кислотах він легко розчиняється:



З водними розчинами лугів алюміній взаємодіє, утворюючи тетрагідроксодіакваалюмінат,





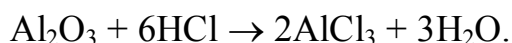
Алюміній безпосередньо взаємодіє з галогенами, азотом, сіркою, вуглецем; з воднем алюміній не реагує.

**Алюміній оксид  $Al_2O_3$**  (глинозем) зустрічається в природі у вигляді мінералу корунду. Корунд за твердістю схожий на алмаз, тому із нього виготовляють корундові різці по металу. Непрозорі кристали корунду, які містять близько 60 %  $Al_2O_3$ , є **наждаком**, що застосовується для шліфування металів, виготовлення точильних каменів та ін. Цей оксид може бути отриманий при нагріванні на повітрі подрібненого металу чи алюмінієвої фольги.

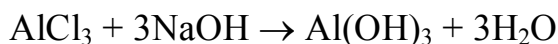
$Al_2O_3$  належить до амфотерних оксидів: у разі сплавлення з твердими лугами утворює солі метаалюмінієвої кислоти  $NaAlO_2$



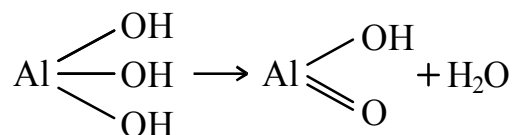
та реагує з кислотами з утворенням солей



**Алюміній гідроксид  $Al(OH)_3$**  отримують дією лугів на розчини солей:



Алюміній гідроксид також має амфотерний характер: він розчиняється як у кислотах, так і в надлишку лугів. Під час нагрівання  $Al(OH)_3$  поступово переходить у гідрат, якому відповідає метаалюмінієва кислота  $NaAlO_2$

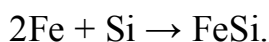
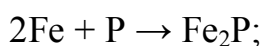
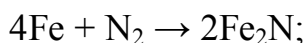
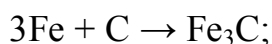


Солі алюмінію добре розчинні у воді, легко гідролізуються, а деякі з них – повністю (наприклад  $Al_2S_3$ ).

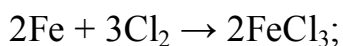
**Ферум** входить до VIII групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні атома цього елемента знаходяться  $2s$ -електрони. На  $d$ -підрівні передостаннього енергетичного рівня – 6 електронів. У незбудженому стані число непарних електронів у Феруму – 4. У атома Феруму під час збудження атомів за рахунок переміщення одного з  $4s$ -електронів в  $p$ -підрівень число непарних електронів збільшується до 6. Найбільш типовими ступенями окиснення Феруму є +2 і +3.

Залізо в сухому повітрі і кисні окиснюється дуже повільно, покриваючись при цьому тонкими плівками оксидів. За високих температур – з'єднується з киснем, утворюючи оксиди:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{FeO}$ . Із оксидів і гідроксидів Феруму лише  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  є амфотерними з переважанням основних властивостей. Свій максимальний ступінь окиснення +6 Ферум виявляє лише в солях фератної кислоти – фератах ( $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ,  $\text{BaFeO}_4$ ).

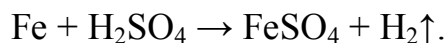
Залізо належить до металів із середнім рівнем відновних властивостей. За невисоких температурах залізо вступає в реакцію з багатьма простими речовинами – вуглецем, азотом, фосфором, кремнієм, сіркою та галогенами



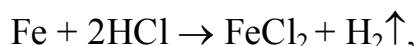
З галогенами та сіркою залізо утворює солі відповідних кислот



З лугами залізо не взаємодіє, але легко розчиняється у розведених кислотах, при цьому утворюються сіль феруму(II) і виділяється водень:



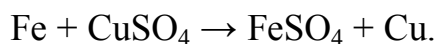
Хлоридна і розбавлена сульфатна кислоти окиснюють Ферум до Fe(II):



концентровані  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а також “царська горілка” – до Fe (III)



Із водних розчинів солей залізо витісняє метали, що знаходяться у ряду активності правіше від нього



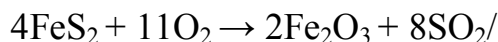
### ***Приклади виконання завдань***

*Приклад 1.* Який об'єм сульфур(IV) оксиду, вимірюного за температури 27 °C і тиску 98,5 кПа, утвориться під час випалу піриту масою 30 г, який крім

ферум дисульфїду  $FeS_2$  мїстить домїшки, що не утворюють пїд час випалу  $SO_2$ ?  
Масова частка домїшок у пїритї становить 20 %.

*Рїшення:*

Записуємо рївняння реакцї випалу ферум дисульфїду:



Масова частка домїшок у пїритї становить 20 %, отже, масова частка  $FeS_2$  становить 80 %, або 0,8. Визначаємо масу ферум дисульфїду  $d$  пїритї:

$$m(FeS_2) = m(\text{пїриту}) \cdot \omega(FeS_2); \quad m(FeS_2) = 30 \cdot 0,8 \text{ г} = 24 \text{ г}.$$

Визначаємо кїлькїсть речовини ферум дисульфїду:

$$\nu(FeS_2) = \frac{m(FeS_2)}{M(FeS_2)}; \quad \nu(FeS_2) = \frac{24}{120} \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

їз рївняння реакцї випливає:

$$\frac{\nu(SO_2)}{\nu(FeS_2)} = \frac{8}{4} = 2$$

Звідси отримаємо:

$$\nu(SO_2) = 2\nu(FeS_2); \quad \nu(SO_2) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль/}$$

Обчислюємо об'єм сульфур(IV) оксиду, що утворився, за нормальних умов:

$$V_H(SO_2) = \nu(SO_2) \cdot V_m; \quad V_H(SO_2) = 0,4 \cdot 22,4 \text{ л} = 8,96 \text{ л}.$$

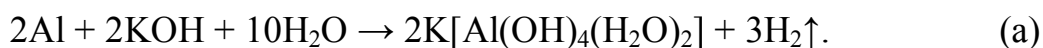
Застосовуючи формулу знаходимо об'єм газу за вказаних у задачї умов, враховуючи, що  $T = (273 + 27)K = 300 K$ :

$$V(SO_2) = \frac{p_H T V_H(SO_2)}{p T_H}; \quad V(SO_2) = \frac{101,3 \cdot 300 \cdot 8,96}{98,5 \cdot 273} \text{ л} = 10,1 \text{ л}$$

*Приклад 2.* Маємо сумїш порошокїв залїза, алюмїнїю та мїдї масою 16 г. На половину сумїшї подїяли надлишком концентрованого розчину калїй гїдроксиду, отримавши газ об'ємом 3,36 л. До їншої половини сумїшї додали надлишок розчину хлоридної кислоти. При цьому видїлився газ об'ємом 4,48 л. Визначте масовї частки металїв у сумїшї. Об'єми газїв зведено до нормальних умов.

*Рїшення:*

їз розчином калїй гїдроксиду взаємодїє лише один компонент сумїшї – алюмїнїй



Визначаємо кількість речовини водню, який виділився у даній реакції:

$$\nu_a(\text{H}_2) = \frac{V_a(\text{H}_2)}{V_m}; \quad \nu_a(\text{H}_2) = \frac{3,36}{22,4} \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}.$$

Із рівняння реакції (а) випливає, що:

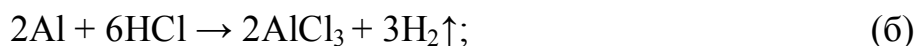
$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu_a(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}; \quad \nu(\text{Al}) = \frac{2}{3} \cdot \nu_a(\text{H}_2);$$

$$\nu(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 0,15}{3} \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Маса алюмінію в половині вихідного зразка масою 8 г становить:

$$m(\text{Al}) = \nu(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}); \quad m(\text{Al}) = 0,1 \cdot 27 \text{ г} = 2,7 \text{ г}.$$

Із розчином хлоридної кислоти взаємодіють алюміній і залізо:



Із рівняння (б) випливає, що:

$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu_b(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}; \quad \nu_b(\text{H}_2) = \frac{3}{2} \nu(\text{Al});$$

$$\nu_b(\text{H}_2) = \frac{3}{2} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}.$$

Об'єм цього водню дорівнює:

$$V_b(\text{H}_2) = \nu_b(\text{H}_2) V_m; \quad V_b(\text{H}_2) = 0,15 \cdot 22,4 \text{ л} = 3,36 \text{ л}.$$

Об'єм водню, що виділився в реакції (в), становить:

$$V_6(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) - V_b(\text{H}_2); \quad V_6(\text{H}_2) = (4,48 - 3,36) \text{ л} = 1,12 \text{ л},$$

де  $V(\text{H}_2)$  – об'єм водню, що виділився під час дії хлоридної кислоти на суміш металів масою 8 г, тобто об'єм водню, що виділився в реакціях (б) і (в).

Знайдемо кількість речовини водню, що утворився під час взаємодії заліза із хлоридною кислотою:

$$\nu_6(\text{H}_2) = \frac{V_6(\text{H}_2)}{V_m}; \quad \nu_6(\text{H}_2) = \frac{1,12}{22,4} \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

На основі рівняння (в) запишемо:

$$\nu(\text{Fe}) = \nu_6(\text{H}_2); \quad \nu(\text{Fe}) = 0,05 \text{ моль}.$$

Маса заліза в половині вихідного зразка суміші становить:

$$m(Fe) = \nu(Fe) \cdot M(Fe); \quad m(Fe) = 0,05 \cdot 56 \text{ г} = 2,8 \text{ г}.$$

Визначаємо масу міді в половині вихідного зразка суміші металів:

$$\begin{aligned} m(Cu) &= m(\text{суміші}) - m(Al) - m(Fe); \\ m(Cu) &= (8 - 2,7 - 2,8) \text{ г} = 2,5 \text{ г}. \end{aligned}$$

Визначаємо масові частки металів у суміші:

$$\omega(Al) = \frac{m(Al)}{m(\text{суміші})}; \quad \omega(Al) = \frac{2,7}{8} = 0,3375, \quad \text{або } 33,75 \%;$$

$$\omega(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{суміші})}; \quad \omega(Fe) = \frac{2,8}{8} = 0,35, \quad \text{або } 35 \%;$$

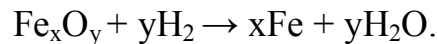
$$\omega(Cu) = \frac{m(Cu)}{m(\text{суміші})}; \quad \omega(Cu) = \frac{2,5}{8} = 0,3125, \quad \text{або } 31,25 \%.$$

*Приклад 3.* На відновлення ферум оксиду масою 11,6 г до металу витратили водень об'ємом 4,48 л (н.у.). Визначте формулу ферум оксиду.

*Рішення:*

Запишемо формулу оксиду у вигляді  $Fe_xO_y$ , де  $x = \nu(Fe)$ ,  $y = \nu(O)$  – кількості речовин атомних Феруму і Оксигену, що містяться у зразку оксиду кількістю речовини 1 моль.

Складаємо рівняння реакції відновлення ферум оксиду воднем:



Молярна маса оксиду становить:  $M(Fe_xO_y) = (56x + 16y)$  г/моль.

Визначаємо кількість речовини оксиду, взятого для відновлення:

$$\nu(Fe_xO_y) = \frac{m(Fe_xO_y)}{M(Fe_xO_y)}; \quad \nu(Fe_xO_y) = \frac{11,6}{56x + 16y}.$$

Знаходимо кількість речовини водню, затраченого на реакцію:

$$\nu(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m}; \quad \nu(H_2) = \frac{4,48}{22,4} \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

Із рівняння реакції випливає:

$$\frac{\nu(Fe_xO_y)}{\nu(H_2)} = \frac{1}{y}; \quad y \cdot \nu(Fe_xO_y) = \nu(H_2); \quad \frac{11,6}{56x + 16y} = 0,2,$$

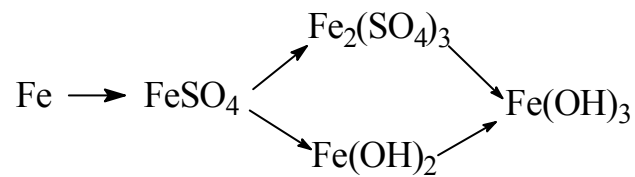
звідси отримаємо

$$\frac{x}{y} = \frac{8,4}{11,2} = \frac{1}{1,333} = \frac{3}{4}.$$

Отже, склад оксиду може бути виражений формулою  $Fe_3O_4$ .

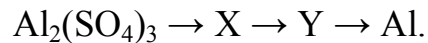
**Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Напишіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення таких перетворень:



Рівняння реакцій, що відбуваються в розчинах, напишіть у скороченій йонній формі.

2. Наведіть основні промислові способи отримання заліза.  
3. Напишіть у молекулярній і скороченій йонній формах рівняння реакцій, які треба провести для здійснення таких перетворень:



Назвіть речовини X і Y. Відповідь: X – гідроксид алюмінію, Y – оксид алюмінію.

## ЧАСТИНА 2. ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

### ГЛАВА 1. ТЕОРІЯ ХІМІЧНОЇ БУДОВИ ТА ІЗОМЕРІЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК О.М. БУТЛЕРОВА

#### *Загальні теоретичні положення*

У квітні 1861 року О.М. Бутлеров написав статтю “Про хімічну будову речовин”, яку зачитав 19 вересня 1861 року на з’їзді німецьких лікарів та природознавців, що відбувся у м. Шпейері.

У доповіді О.М. Бутлеров пропонує відмовитись від теорії типів у всіх її різновидах, пояснює, що треба розуміти під хімічною будовою; висловлює основне положення теорії хімічної будови, що відрізняє її від всіх попередніх поглядів і намічає способи визначення будови; говорить про форму та зміст формул хімічної будови.

Основні положення та поняття теорії хімічної будови утворюють струнку логічну систему, без якої неможлива робота сучасного хіміка-органіка.

До цієї системи входять певні положення:

1. Атоми в молекулах з’єднані один з одним попарно хімічними зв’язками відповідно до їх валентності;

2. Молекули мають визначений порядок (або послідовність) в розподілу зв’язків між атомами, тобто визначену хімічну будову;

3. Властивості хімічних сполук залежать від хімічної будови їх молекул; із цього положення випливає ряд висновків:

а) вивчаючи властивості речовин, можна скласти уявлення про їх хімічну будову, а знаючи хімічну будову навіть неохочених речовин, можна передбачити, які вони матимуть властивості;

б) причиною ізомерії є різниця в хімічній будові речовин, що мають однаковий склад;

в) формули хімічної будови дають уявлення і про властивості сполук.

4. Атоми в молекулах впливають один на одного, ця дія неоднаково позначається на властивостях атомів одних і тих же елементів, якщо хімічна будова молекул різна.

**Ізомерія.** Хімікам давно відомі речовини, що мають однаковий склад, але різні властивості. Такі речовини отримали назву ізомерів, тобто речовин, які складаються з однакових частин. Пояснення причин ізомерії було дуже складним завданням, що стояло перед вченими більш 30 років. Тільки О.М. Бутлерову вдалося вперше пояснити це явище. Відповідно до його теорії,





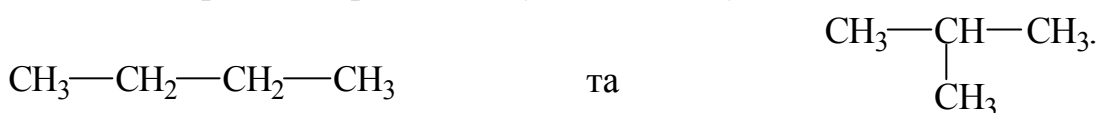
## ГЛАВА 2. НАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ. АЛКАНИ.

### Загальні теоретичні положення

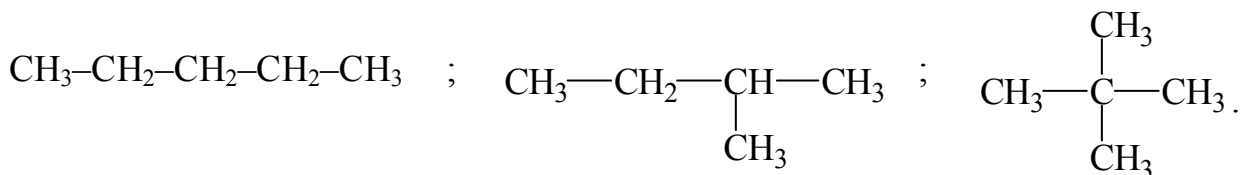
**Насиченими вуглеводнями** або алканами називаються сполуки, які складаються з атомів Карбону і Гідрогену, сполучених між собою лише  $\sigma$ -зв'язками, і не містять у собі циклів. В алканах атоми Карбону перебувають у стані  $sp^3$ -гібридизації.

Початковим вуглеводнем цього ряду є метан  $CH_4$ . Його можна назвати "Адамом органічного світу". За поступового заміщення у вуглеводнях атомів Гідрогену на одновалентний залишок або радикал  $-CH_3$ , який має назву метил, утворюється гомологічний ряд вуглеводнів, що починається з метану  $CH_4$ , причому кожний наступний член цього ряду за складом відрізняється від попереднього на одну групу  $CH_2$  (метиленова група). Ця різниця в складі, що спостерігається і в усіх інших гомологічних рядах, називається гомологічною різницею складу.

Таким чином, утворюється гомологічний ряд загальної формули  $C_nH_{2n+2}$ . Починаючи вже з четвертого члена, вуглеводні цього ряду з однаковим складом можуть мати різну будову, яка виражається різними структурними формулами. Так, для четвертого члена ряду, який має склад  $C_4H_{10}$ , можливе існування двох ізомерів, двох різних за будовою сполук:

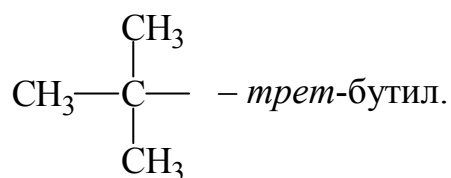
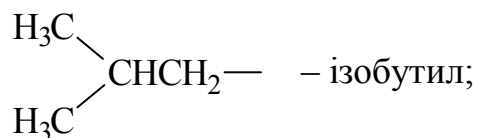
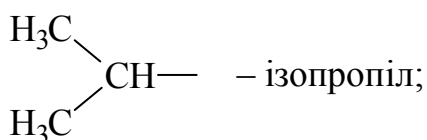
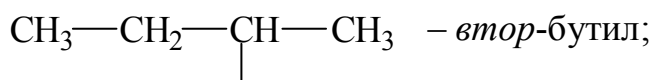
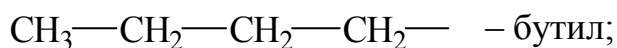
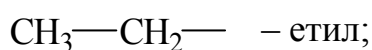
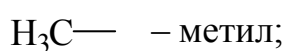


Для п'ятого члена  $C_5H_{12}$  можливі три ізомери:

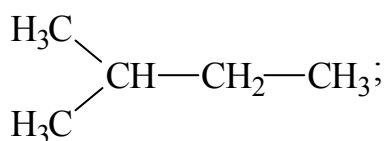


**Номенклатура.** Кожен член гомологічного ряду метану (з усіма можливими ізомерами) має особливе найменування, яке закінчується на *-ан*. Корені назв перших чотирьох гомологів є випадковими. Так, вуглеводень  $CH_4$  називають метаном,  $C_2H_6$  – етаном,  $C_3H_8$  – пропаном,  $C_4H_{10}$  – бутаном. Назви гомологів утворені від грецьких назв чисел:  $C_5H_{12}$  – пентан,  $C_6H_{14}$  – гексан,

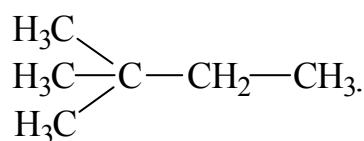
$C_7H_{16}$  – гептан і т.ін., за винятком назви вуглеводню  $C_9H_{20}$  – нонан, утвореної від латинського чисельника, а в назві вуглеводню  $C_{11}H_{24}$  – ундекан є латинський і грецький корені. Насамперед відрізняють “нормальні вуглеводні”, або вуглеводні з “нормальним” вуглеводневим ланцюгом, тобто з таким ланцюгом, у якому кожен атом Карбону не зв’язаний більш ніж як з двома іншими атомами Карбону. Будову “нормального” вуглеводню можна виразити загальною формулою  $CH_3-(CH_2)_n-CH_3$ . Всі інші ізомери називаються “ізовуглеводнями”, або вуглеводнями з розгалуженими вуглеводневими ланцюгами. Щоб розрізнити ізомерні вуглеводні, необхідно раціонально вживати назви, які включають до себе найменування вуглеводневих залишків (радикалів), що входять до складу молекули даного вуглеводню. Назви радикалів утворюються від назв відповідних вуглеводнів, змінюючи закінчення *-ан* на *-ил* або *-іл*. Далі наведені найбільш прості алкіли:



У наведених назвах втор-(вторинний) і трет-(третинний) вказують, біля якого атома Карбону перебуває вільна валентність. Префікс *ізо-* використовується для назв сполук або радикалів, в яких дві метильні групи знаходяться в одному кінці ланцюга атомів Карбону, не маючи інших розгалужень; префікс *нео-* вказує на наявність трьох метильних груп у кінці нерозгалуженого ланцюга:



Ізопентан



Неогексан

За номенклатурою IUPAC, назви насичених вуглеводнів характеризуються суфіксом *-ан*. Перші чотири вуглеводні носять історично складені назви, починаючи з п'ятого – в основу назви вуглеводню входить грецька назва відповідного числа атомів Карбону.

Назви насичених вуглеводнів з розгалуженими ланцюгами (ізоалканів) будуються таким чином.

1. За основу назви даної сполуки береться назва вуглеводню, яка відповідає числу атомів Карбону головного ланцюга, яким вважають: а) найдовший; б) найскладніший (з максимальним числом розгалужень). Якщо у вуглеводні можна виділити два чи більше однаково довгих ланцюги, тоді головним вибирають той із них, який має найбільшу кількість розгалужень.

2. Після встановлення головного ланцюга необхідно пронумерувати атоми Карбону. Нумерацію починають з того кінця ланцюга, до якого ближче підходить будь-який із алкілів. Якщо різні алкіли розташовані на рівній відстані з обох кінців ланцюга, тоді нумерацію починають з того кінця, до якого ближче радикал з меншим числом атомів вуглецю (метил, етил, пропіл і т.ін.). Якщо однакові радикали, за якими визначають початок нумерації, знаходяться на однаковій відстані від обох кінців ланцюга, але з одного боку їх більше, ніж з другого, то нумерація розпочинається з того боку, де кількість розгалужень більша.

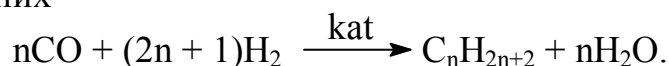
Перед тим, як назвати сполуку, перераховують заміщувані в порядку збільшення числа атомів Карбону в радикалі, причому перед назвою радикала ставлять цифру, що відповідає номеру атома Карбону головного ланцюга, біля якого розміщується даний радикал. Після цього називають вуглеводень, який відповідає головному ланцюгу атомів Карбону, відділяючи слово від цифр дефісом.

Якщо до складу вуглеводню входить декілька однакових радикалів, то число їх позначають грецькими числами (*ди-*, *три-* та ін.) і ставлять перед назвою цих радикалів, а їх положення вказують, як правило, цифрами, причому цифри розділяють комами, розміщують у порядку зростання і ставлять перед назвою даних радикалів, відділяючи їх дефісом від них.

**Методи одержання.** Крім розгонки нафти і виділення таким чином сумішей вуглеводів, застосовують певні промислові способи отримання сумішей вуглеводнів.

**1. Гідрогенізація бурого вугілля (Бергіус).** Тонко подрібнене буре вугілля змішують з важким маслом, яке одержали після розгонки продуктів гідрогенізації попередньої частини вугілля, додаючи як каталізатор залізо і діють воднем за температури 723–773 К під тиском 200–300 ат. Рідкий продукт гідрогенізації розганяють, виділяючи з нього газу, бензин і більш важкі погони. У такий спосіб у Німеччині, не маючи своєї нафти, одержували бензин, змащувальні мастила і сировину для хімічного синтезу.

**2. Синтез з карбон(II) оксиду.** Під час пропускання суміші карбон(II) оксиду з воднем за температури 473 К і атмосферному тиску над каталізаторами, які складаються із металічних заліза і кобальту, утворюється суміш алканів – **синтин**, який складається головним чином з нормальних парафінів з домішкою розгалужених



Синтин є сировиною для органічного синтезу і для переробки в моторне пальне.

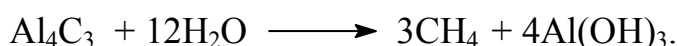
**3. Крекінг нафти.** У процесі крекінгу нафти вищі алкани та інші вуглеводні нафти подрібнюються і утворюють суміш нижчих алканів, починаючи з метану і олефінів,



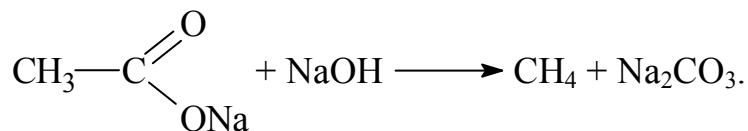
Таким чином, крекінг є одним з найважливіших джерел промислового добування алканів (у суміші з олефінами). З одержаних алканів особливо цінними для хімічної промисловості, як сировина, є пропан, бутан, ізобутан та ізопентан.

### **Лабораторні методи одержання. Синтез метану**

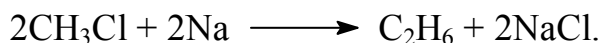
#### **1. Дія води на карбід алюмінію**



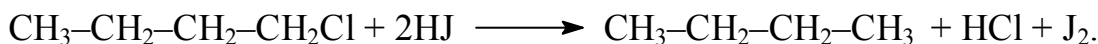
#### **2. Прожарювання натрій ацетату з лугами**



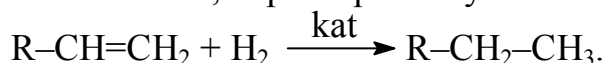
### 3. Синтез Вюрца



4. Відновлення за високої температури йодидною кислотою похідних алканів, галогенопохідних, спиртів, кислот



5. Утворення алканів  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  із олефінів  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Газоподібний водень у присутності активних каталізаторів (наприклад, нікелю), приєднуючись до олефінів за кратним  $\text{C}=\text{C}$  зв'язком, перетворює їх у алкани (*Сабатьє*):

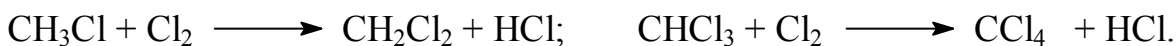


**Хімічні властивості.** Вуглеводні з ряду метану за звичайної температури хімічно досить інертні, тому вони й одержали назву парафіни (від латинських слів “*parum affinis*” – той, що має малу спорідненість).

З більшістю хімічних реагентів ці вуглеводні у вказаних умовах або зовсім не реагують, або реагують дуже повільно. За порівняно невисоких температур здійснюється лише невелика кількість реакцій, під час яких відбувається заміна атомів Гідрогену на різноманітні атоми і групи атомів (реакції металепсії). Ці реакції ведуть до утворення похідних відповідних вуглеводнів.

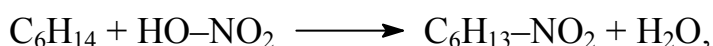
До реакцій приєднання парафіни зовсім не здатні в силу насиченості всіх зв'язків атомів Карбону.

1. **Дія галогенів.** На світлі парафіни можуть послідовно заміщувати атоми Гідрогену на атоми галогену, наприклад:



Під час цих реакцій флуор діє енергійніше інших галоїдів. Важче всього – йод.

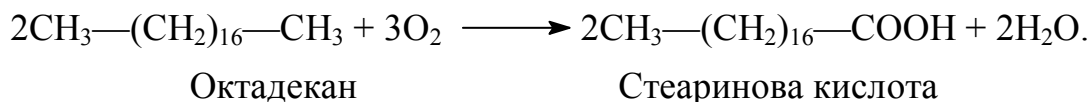
2. **Дія нітратної кислоти.** В умовах нагрівання нітратна кислота діє і “нітруючим чином”, особливо добре проходить реакція нітрування зі слабкою нітратною кислотою за умов підвищеного тиску. Реакція нітрування виражається рівнянням



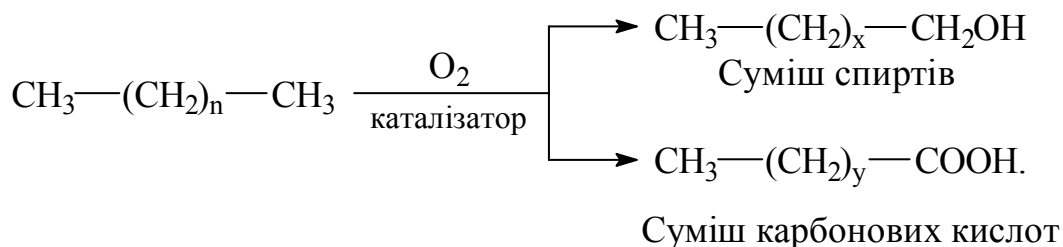
тобто один з атомів Гідрогену заміщується на залишок NO<sub>2</sub> (нітрогрупу) і виділяється вода.

**3. Окиснення.** Процес окиснення насичених вуглеводів, тобто процес спалювання палива, застосовується вже давно. Реакція йде зі спалахом, алкани окиснюються до вуглекислого газу і води. При цьому використовується теплова та світлова енергія, що виділяється в результаті реакції.

З помірним нагріванням (до 373–433 К) у присутності каталізаторів (KMnO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) алкани окиснюються киснем повітря до різних продуктів (навіть до кислот). Таке окиснення парафінів від C<sub>10</sub>H<sub>22</sub> до C<sub>18</sub>H<sub>38</sub> застосовується для утворення синтетичних жирів, мастил, а також мил:



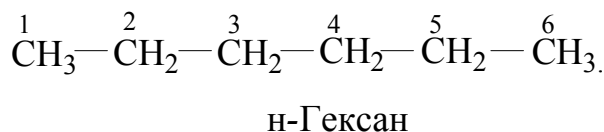
Розроблені і використовуються методи окиснення вищих алканів за низьких температур із застосуванням каталізаторів, що супроводжуються розривом карбонових ланцюгів. У загальному вигляді ця реакція може бути представлена так:



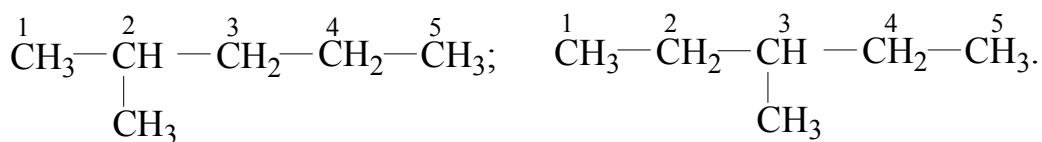
### **Приклади виконання завдань**

*Приклад 1.* Складіть структурні формули ізомерів вуглеводню складу C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> та назвіть їх.

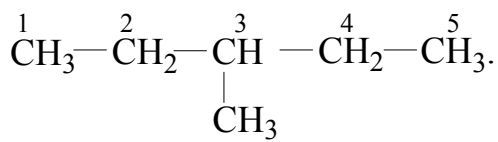
*Рішення:* Один ізомер складу C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> має карбоновий ланцюг без розгалужень



Два ізомери – складаються із п'яти атомів Карбону в головному ланцюзі:

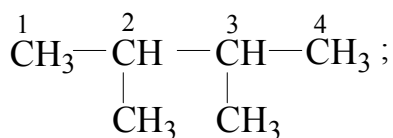


2-Метилпентан

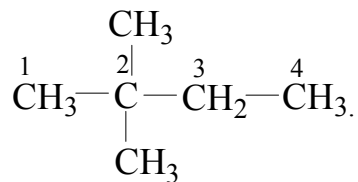


3-Метилпентан

Нарешті, ще два ізомери мають головний карбоновий ланцюг, що складається із чотирьох атомів:



2,3-Диметилбутан



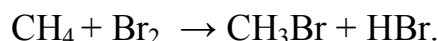
2,2-Диметилбутан

Отже, емпіричній формулі C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> відповідають п'ять ізомерів.

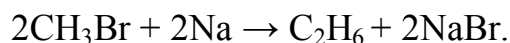
*Приклад 2.* Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких з метану і неорганічних реагентів можна добути бутан.

*Рішення:*

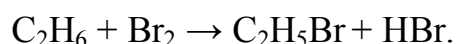
1. Бромованням метану можна добути бромметан (бромистий метил):



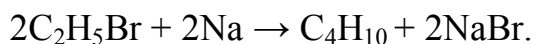
2. Унаслідок нагрівання бромметану із натрієм утворюється етан (реакція Вюрца):



3. Взаємодією етану з бромом можна отримати бромметан:



4. Бутан утворюється з бромметану за реакцією Вюрца:



*Приклад 3.* Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення таких перетворень:



*Рішення:* 1.  $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 4\text{Al}(\text{OH})_3;$

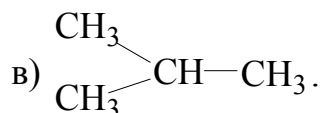
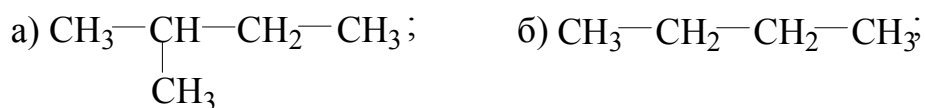
2.  $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr};$

3.  $2\text{CH}_3\text{Br} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3 + 2\text{NaBr};$

4.  $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}.$

**Практичні завдання і запитання для самоконтролю**

1. Формули скількох речовин зображено ? Назвіть вказані речовини:



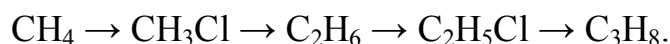
2. Чи вірно дані назви вуглеводням: а) 3-метил-2-пропілпентан; б) 2,2-диметил-4-етилпентан? Якщо невірно, тоді дайте правильну назву за міжнародною номенклатурою.

3. Напишіть структурні формули ізомерних вуглеводнів складу  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ . Назвіть їх і вкажіть ізомери з третинними атомами Карбону.

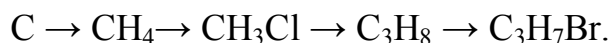
4. Перетворіть хлористий ізопентил у насичений вуглеводень: а) з тією самою будовою карбонового скелета; б) з подвійним числом атомів Карбону.

5. На 2-метилбутан подіяти речовинами: а) хлором; б) нітратною кислотою.

6. За допомогою яких реакцій можна здійснити такі перетворення:



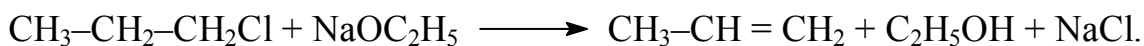
7. За допомогою яких реакцій можна здійснити такі перетворення:





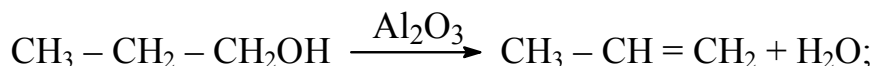


**Методи одержання. 1. Дією на галогенопохідні сполуки алкоголяту натрію чи спиртового розчину їдкою натру** (або інших таких самих сильних основ) відщеплюється галогеноводень і утворюється подвійний зв'язок:

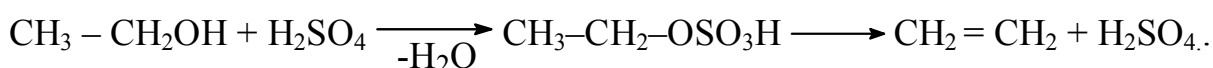


**2. Відщепленням води від спиртів та інших оксисполук:**

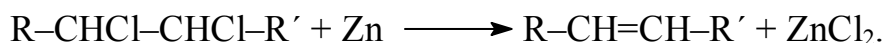
а) пропусканням їх парів над нагрітим приблизно до 673 К алюміній оксидом:



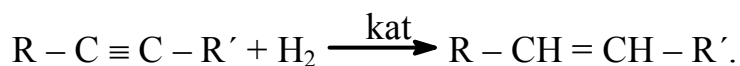
б) нагріванням спиртів із сульфатною кислотою або нелеткими карбоновими кислотами. При цьому реакція йде через утворення і такий розклад естеру:



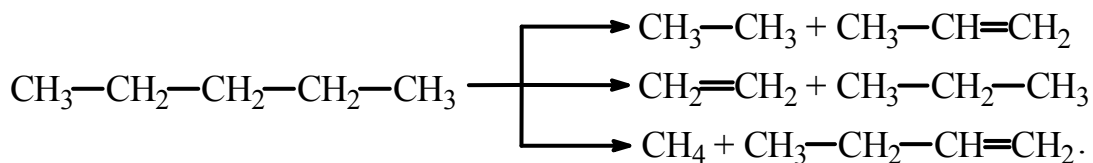
**3. Відщепленням металом (Zn, Mg) двох атомів галогену від 1,2-дигалогенопохідних:**



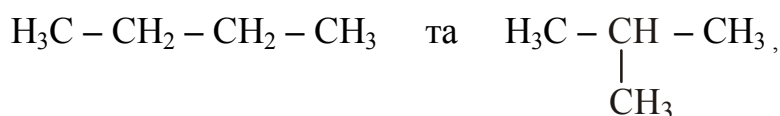
**4. Гідруванням сполук з потрійним зв'язком** над не дуже активним каталізатором (залізо, частково “отруєне” Pd або Pt):



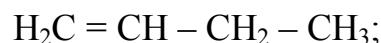
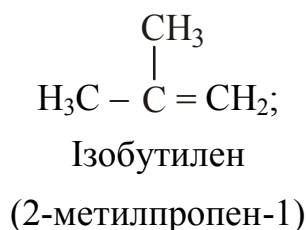
**5. Крекінг алканів.** Це головний промисловий спосіб утворення олефінів із вуглеводнів нафти:



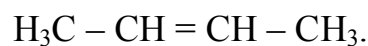
**Види ізомерії.** Крім ізомерії карбонового скелета, у ряду алкенів з'являється ще й ізомерія положення подвійного зв'язку. У загальному вигляді такого типу ізомерія – ізомерія положення замісника (функції) – спостерігається в тих випадках, коли в молекулі є які-небудь функціональні групи. Для алкану C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> можливі два структурних ізомери:



для алкєну C<sub>4</sub>H<sub>8</sub> (бутєну) – три:



Бутен-1

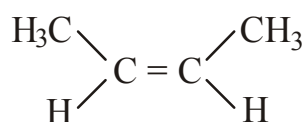


Бутен-2

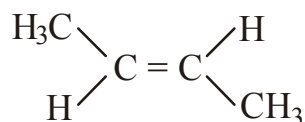
Бутен-1 та бутєн-2 є ізомерами положєння функції (у даному випадку її роль виконує подвійний зв'язок).

Щє один вид ізомерії, який з'явився у сполук, що містять подвійний зв'язок, будемо розглядати далі.

**Будова подвійного зв'язку.** Енергія розриву подвійного зв'язку C–C дорівнює 146 ккал/моль. Оскільки енергія σ-зв'язку дорівнює 81 ккал/моль, то енергія розриву π-зв'язку дорівнює лише 146–81 = 65 ккал/моль; π-електрони значно легше σ-електронів підлягають впливу, наприклад, поляризуючих розчинників або дії будь-яких атакуючих реагентів. Це пояснюється різницею у симетрії розподілу електронної хмари σ- та π-зв'язків. Максимальне перекривання p-орбіталей та мінімальна вільна енергія молекули реалізуються лише за умови плоскої будови вінільного фрагмента і за довжини зв'язку C=C, що дорівнює 1,34 Å, тобто значно меншій, ніж відстань між атомами Карбону, з'єднаними простим зв'язком (1,54 Å). Із обертанням “половинок” молекули однієї відносно іншої по осі подвійного зв'язку ступінь перекривання орбіталей знижується, що пов'язано з втратою енергії. Наслідком цього є відсутність вільного обертання по осі подвійного зв'язку. Наприклад, для симетричного ізомера бутілену (бутєна-2) відомі два ізомери, які розрізняються за деякими властивостями:



Цис-бутєн-2;



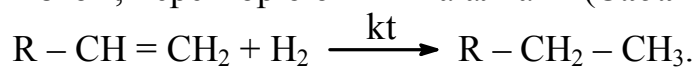
Транс-бутєн-2.

Цей вид ізомерії доволі поширений в органічних сполуках і отримав назву **цис-транс-ізомерія** (від лат. “cis” – по одну сторону і “trans” – по обидві сторони), або геометрична ізомерія. Цис-ізомер, той, у якого обидва однотипних

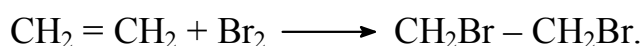
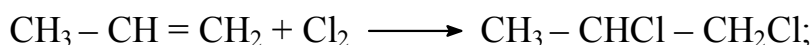
замісники знаходяться по одну сторону площини, мислено накладеної на подвійний зв'язок, тоді як у транс-ізомера вони розміщені по різні сторони. Як правило, транс-ізомери хімічно більш стійкі, ніж цис-ізомери, бо замісники в перших просторово більш віддалені і менше впливають один на одного.

**Хімічні властивості.** Всі сполуки, які містять подвійний, а також потрійний зв'язки, об'єднуються під загальною назвою ненасичених сполук. Для таких сполук характерні реакції приєднання, реакції заміщення є винятком.

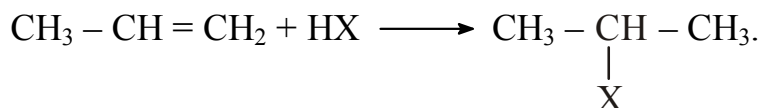
**1. Приєднання водню.** Газоподібний водень у присутності активних каталізаторів (дрібно подрібнених Ni, Pd, Pt) приєднується до олефінів і взагалі за кратним C=C-зв'язком, перетворюючи їх на алкани (**Сабатьє**):



**2. Приєднання галогенів.** Приєднанням галогенів утворюються дигалогенопохідні сполуки, які містять галогени біля сусідніх атомів Карбону:



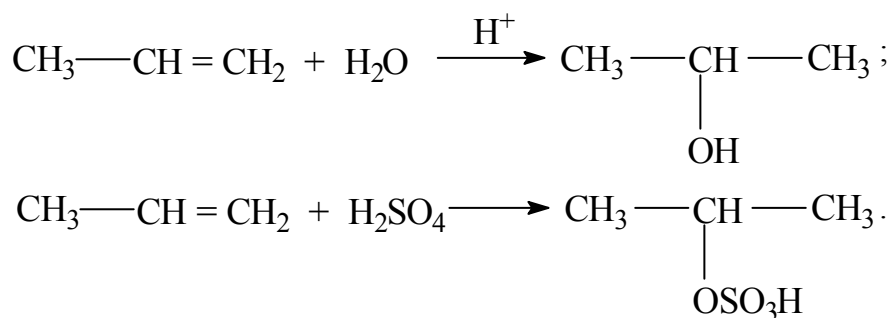
**3. Приєднання галогеноводнів.** Легко приєднуються до подвійного зв'язку також і галогеноводні, при цьому найбільш легко приєднується гідроген йодид, а найбільш важко – гідроген хлорид. При цьому приєднання йде за **правилом Марковникова**. Правило Марковникова встановлює орієнтацію приєднання галогеноводню та інших полярних молекул до несиметрично побудованих олефінів, наприклад пропілену. Згідно з цим правилом, Гідроген приєднується до Карбону, який несе найбільшу кількість атомів Гідрогену; галоген – до другого атома Карбону, з'єданого з першим подвійним зв'язком,



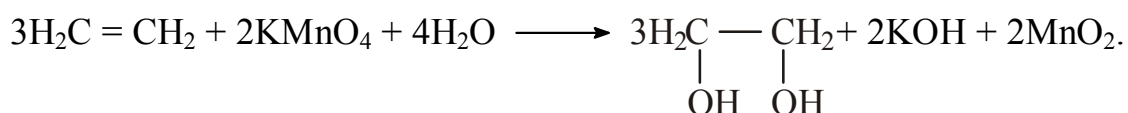
У присутності пероксидів бромистий водень приєднується не за правилом Марковникова (ефект Харраша):



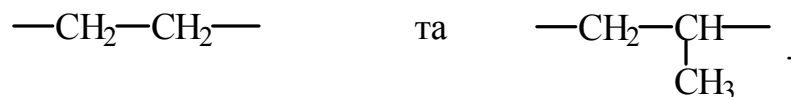
**4. Приєднання води та сульфатної кислоти.** Вода (у кислому середовищі) і кислоти приєднуються до олефінів за правилом Марковникова:



**5. Окиснення калій перманганатом** у нейтральному або слабко лужному середовищі призводить до утворення гліколів (*реакція Вагнера*):



Низькомолекулярні речовини, з яких синтезують полімери, називаються **мономерами**. Етилен та пропілен – мономери. Молекули високомолекулярних речовин (полімерів) мають ще назви макромолекул. Число, що показує, яка кількість молекул мономеру з'єднується в макромолекулу, називається ступенем полімеризації. Групи атомів, що повторюються багато разів в макромолекулі, називаються структурними ланками. Структурні ланки поліетилену і поліпропілену такі:



Поняття ”молекулярна маса” для полімерів має деякі особливості. У процесі полімеризації в макромолекули з'єднується не строго постійна кількість мономеру: в одні ланцюги з'єднується таких молекул більше, в інші – менше, залежно від того, коли відбувається обрив полімерного ланцюга, що росте. Унаслідок цього утворюються макромолекули різної довжини, а відповідно, і різної маси. Тому вказується для такої речовини **молекулярна маса** – це середня величина, від якої маса окремих молекул істотно відхиляється в той чи інший бік. Наприклад, якщо молекулярна маса полімеру 28000, то в ньому можуть бути молекули з відносною масою 26000, 28000, 30000 і т. ін.

### **Приклади виконання завдань**

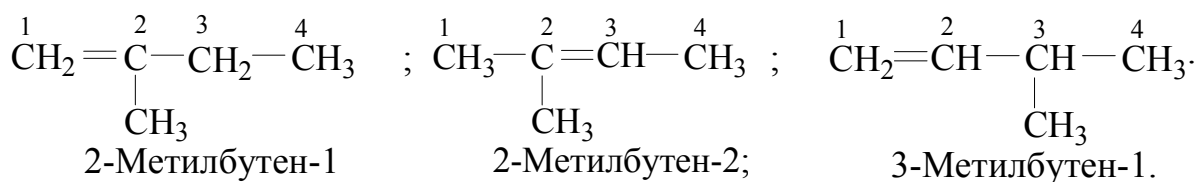
*Приклад 1.* Скільки ізомерних алкенів можуть відповідати емпіричній формулі  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ ? Напишіть структурні формули цих ізомерів і назвіть їх.

*Рішення:*

Два ізомерні алкени, що відповідають формулі  $C_5H_{10}$ , можуть мати п'ять атомів Карбону в головному ланцюзі:



Існують також три ізомери з чотирма атомами Карбону в головному ланцюзі:



Таким чином, формулі  $C_5H_{10}$  відповідають п'ять ізомерних алкенів.

*Приклад 2.* З числа речовин, формули яких наведені нижче, випишіть формули ізомерів гексену:

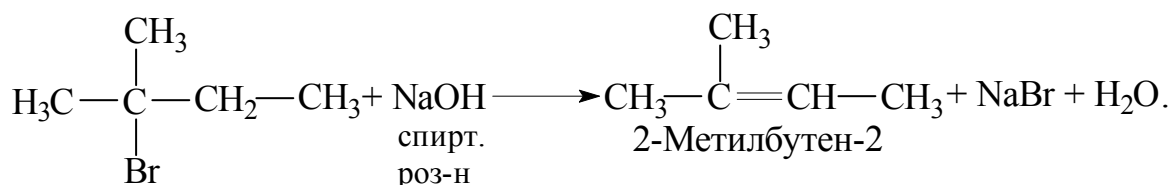
- а)  $H_3C-CH=CH-(CH_2)_2-CH_3$ ;
- б)  $H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$  ;
- в)  $CH_3-CH=CH-CH_3$ .

*Рішення:*

Ізомерами гексену є речовини а) і б). Вони мають однаковий склад, що відповідає формулі  $C_6H_{12}$ , але різну будову, тому є ізомерними.

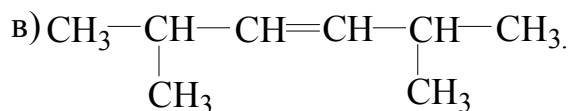
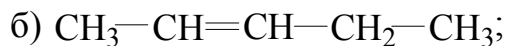
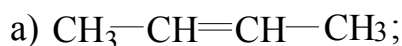
*Приклад 3.* Який вуглеводень утвориться в разі дії спиртового розчину лугу на 2-бром-2-метилбутан?

*Рішення:*



### Практичні завдання і запитання для самоконтролю

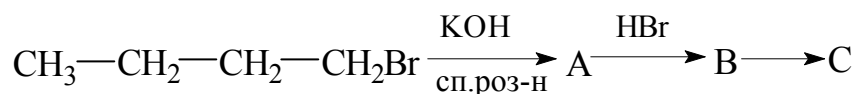
1. Напишіть проєкційні формули геометричних цис-транс-ізомерів таких вуглеводнів:



2. Отримайте відповідний етиленовий вуглеводень зі спирту такої будови:



3. Які вуглеводні утворюються при дії металічного цинку на наступні дигалогенопохідні: а) 2,3-дибромпентан; б) 2,3-дихлор-2-метилпентан? Складіть відповідні рівняння реакцій.
4. Напишіть формули будови проміжних і кінцевого продуктів за такою схемою:

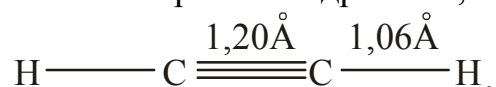


5. Які вуглеводні утворюються за дії металічного цинку на такі дигалогенопохідні вуглеводнів: а) 2,3-дибромпентан; б) 2,3-дихлор-2-метилпентан? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. На 2-метилбутен-1 подійте: а) водою; б) гідроген хлоридом; в) бромом. Напишіть відповідні рівняння реакцій та назвіть утворені сполуки.

## ГЛАВА 4. АЦЕТИЛЕНОВІ ВУГЛЕВОДНІ. АЛКІНИ

### Загальні теоретичні положення

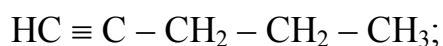
Клас “алкінів” (ацетиленових вуглеводнів) – це сполуки, що містять потрійний зв’язок між атомами Карбону і відповідають загальній емпіричній формулі  $C_nH_{2n-2}$ . Першим членом гомологічного ряду є вуглеводень ацетилен  $HC\equiv CH$ , який дав назву класу. Різними фізичними методами доведено, що ацетилен  $C_2H_2$  – найпростіший представник гомологічного ряду алкінів – має лінійну молекулу, в якій довжина карбон-карбонового потрійного зв’язку дорівнює 1,20, а довжина зв’язків Карбон – Гідроген 1,06Å:



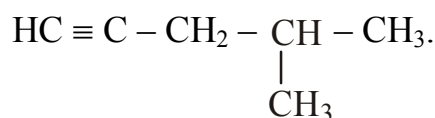
Зв’язки C–H в ацетилені належать до  $\sigma$ -зв’язків, утворених шляхом перекривання  $s$ -орбіталі Гідрогену з гібридизованою  $p$ -орбіталлю Карбону, і в молекулі є один карбон-карбоновий  $\sigma$ -зв’язок (утворений перекриванням двох гібридизованих  $sp$ -обіталей Карбону) і два карбон-карбонові  $\pi$ -зв’язки – результат перекривання двох взаємно перпендикулярних пар “чистих”  $p$ -орбіталей ( $p_y$  та  $p_z$ ) сусідніх атомів Карбону. Валентні кути в ацетилені на підставі цієї моделі дорівнюють  $180^\circ$  (молекула має лінійну конформацію, що робить неможливою цис-транс-ізомерію за потрійного зв’язку).

**Номенклатура.** Тривіальні назви гомологів ацетилену утворюються додаванням до ацетилену назв радикалів, що заміщують у ньому атоми Гідрогену, наприклад, метилацетилен  $CH_3-C\equiv CH$ , диметилацетилен  $CH_3-C\equiv C-CH_3$ , метилетилацетилен  $CH_3-C\equiv C-C_2H_5$ .

За міжнародною номенклатурою назви ненасичених вуглеводів з одним потрійним зв’язком утворюють від назв відповідного алкану, замінюючи закінчення *-ан* на *-ин* (*-ін*). Обирають найдовший ланцюг, що містить потрійний зв’язок і нумерують таким чином, щоб положення потрійного зв’язку мало найменший номер:



Пентин-1

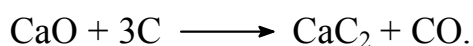


4-Метилпентин-1



Для  $\text{CH}\equiv\text{CH}$  зберігається назва “ацетилен”. Одновалентні радикали, утворені від алкінів, мають закінчення *-етиніл*  $\text{HC}\equiv\text{C}-$ ; пропаргіл  $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-$ .

**Методи одержання. 1. Карбідний метод.** До недавнього часу основним джерелом ацетилену слугував кальцій карбід, який отримують нагріванням суміші негашеного вапна і коксу у електричній печі за температури понад 2773 К:



Ацетилен утворюється розкладом кальцій карбиду водою



Метод був знайдений німецьким хіміком Велером ще в 1862 році і зберіг своє значення донині.

**2. Одержання ацетилену піролізом вуглеводнів.** У цьому випадку як сировину використовують газоподібні насичені вуглеводні, головним чином доступний метан або рідкі фракції нафти – прямогонні бензини, гас.

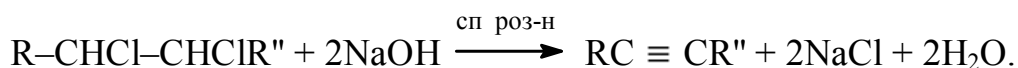
Піроліз метану (електро- або термічний) здійснюють нагріванням газу до 1673 К, при цьому утворюється ацетиленоводнева суміш:



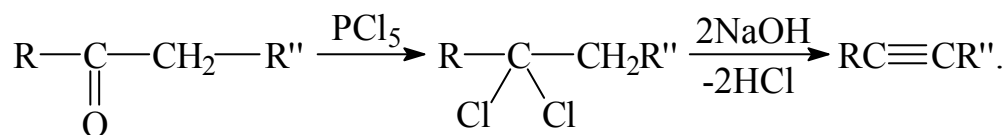
Піроліз метану здійснюється у великому промисловому масштабі і є другим за значенням (після карбідного) способом утворення ацетилену.

**Синтез ацетиленових вуглеводнів (методи утворення потрійного  $\text{C}\equiv\text{C}$ -зв'язку в ланцюзі карбонових атомів).**

**1. Одержання із олефінів.** Приєднують до олефіну  $\text{R}-\text{CH}=\text{CH}-\text{R}''$  молекулу галогену і від утвореного дигалогеніду, діючи спиртовим розчином їдкого натру, відщеплюють дві молекули  $\text{HNaI}$ :



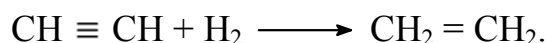
**2. Одержання із кетонів.** Діючи на кетон за температури 423–443 К п'ятихлористим фосфором, заміщують атом Оксигену на два атоми Хлору і, як у попередньому способі, відщеплюють спиртовим розчином їдкого натру дві молекули гідроген хлориду (О.Є. Фаворський)



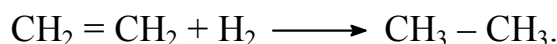
**Хімічні властивості.** Молекули алкінів можуть вступати в хімічні реакції приєднання, заміщення Гідрогену в метинових групах, ізомеризації, полімеризації, а також в реакції, під час яких відбувається розщеплення молекули за місцем потрібного зв'язку (наприклад, у разі окиснення).

**Реакції приєднання** звичайно протікають у дві стадії: перша – приєднання однієї пари одновалентних реагентів і утворення алкену або його похідного, а друга, як в алкенах, реакція утворення алкану або його похідного.

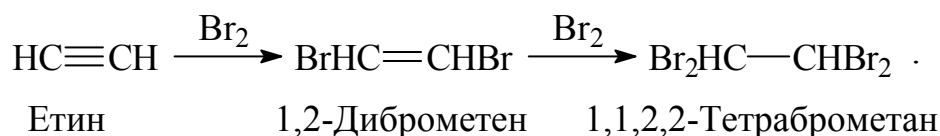
**1. Приєднання водню.** У процесі приєднання однієї молекули водню до потрібного зв'язку утворюється етиленовий вуглеводень:



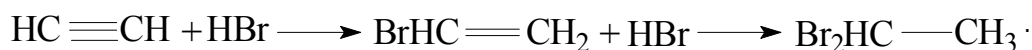
Реакція відбувається за дії натрію в спиртовому розчині (відновленням водню в момент виділення), а також – з молекулярним воднем над паладієвим каталізатором. У подальшому відновленні утворюється парафіновий вуглеводень



**2. Галогенування** також протікає через похідні алкенів і як електрофільна реакція. За вказаною причиною потрібний зв'язок складніше реагує на атаку електрофільного реагенту, ніж подвійний, тому перша стадія – утворення алкенпохідного із алкіну проходить значно повільніше другої – приєднання до алкенів.

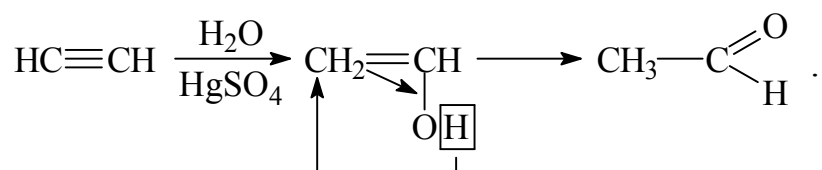


**3. Приєднання галогеноводнів.** Галогеноводні приєднуються до ацетиленів безпосередньо або в присутності каталізатора, наприклад  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$  та ін., при цьому звичайно утворюються суміші етиленових моногалогенопохідних та насичених дигалогенопохідних вуглеводнів:

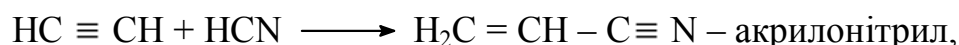


**4. Реакція гідратації.** На відміну від олефінів ацетилени легко приєднують воду в присутності каталізатора (реакція М.Г. Кучерова, 1881). Під час

реакції з ацетилену утворюється оцтовий альдегід, а з інших ацетиленових вуглеводнів – кетони

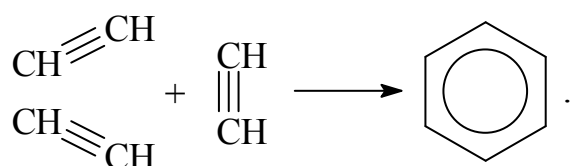


**5. Приєднання ціанідної (синильної) кислоти.** За спільної каталітичної дії  $\text{CH}_3\text{Cl}$  та  $\text{NH}_3$  до ацетилену можна приєднати ціанідну кислоту з утворенням акрилонітрилу



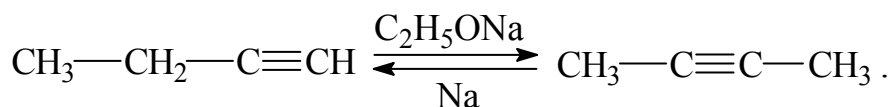
який застосовується у виробництві синтетичних каучуків і синтетичного волокна – нітрону.

**6. Полімеризація.** Ацетилен, який пропускають через залізну трубку, розігріту до темно-червоного кольору, переходить у бензол (Бертло)

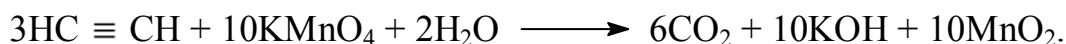


**7. Реакція ізомеризації.** Ацетиленові вуглеводні здатні до ізомеризації з переміщенням кратного зв'язку або з перетворенням на дієнові вуглеводні.

Під впливом лужних металів потрійний зв'язок переходить у кінець молекули, утворюються ацетиленіди. Дія спиртових розчинів лугів сприяє переходу ацетиленового зв'язку з кінця молекули в центр. Проміжними продуктами цих перетворень є аленові вуглеводні (О.Є. Фаворський)



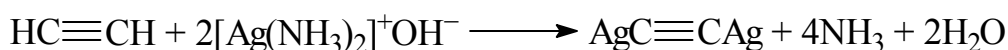
**8. Реакція окиснення.** Алкіни окиснюються більш легко, ніж алкени. Окиснення сильними реагентами звичайно супроводжується розривом карбонового ланцюга за місцем потрійного зв'язку і утворюються окиснені сполуки



Горять алкіни сильним кіптявим полум'ям.

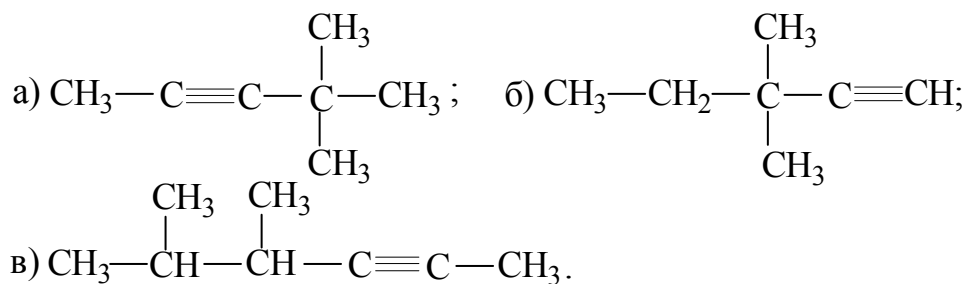
**Реакції заміщення атомів Гідрогену, розташованих біля потрійного зв'язку**

**9. Утворення ацетиленідів.** У разі взаємодії ацетилену (та  $\text{RC}\equiv\text{CH}$ ) з амоніачними розчинами аргентум оксиду або  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$  випадають осадки нерозчинних ацетиленідів (або ацетилідів) – безбарвний аргентум ацетиленід ( $\text{Ag}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Ag}$ ) та забарвлені від вишнево-бурого ( $\text{Cu}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Cu}$ ) до жовто-бурого ( $\text{R}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Cu}$ ) купрум ацетиленіди. Ці ацетиленіди є вибуховими.



**Приклади виконання завдань**

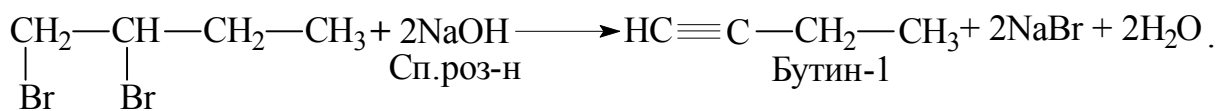
**Приклад 1.** Назвіть за систематичною номенклатурою такі сполуки:



**Рішення:** а) 4,4-диметилпентин-2; б) 3,3-диметилпентин-1; в) 4,5-диметилгексин-2.

**Приклад 2.** Які сполуки утворюються за дії спиртового розчину лугу на 1,2-дибромбутан? Напишіть схему реакції.

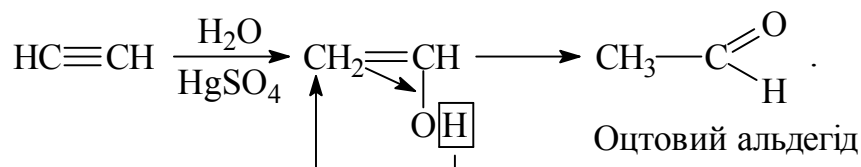
**Рішення:**

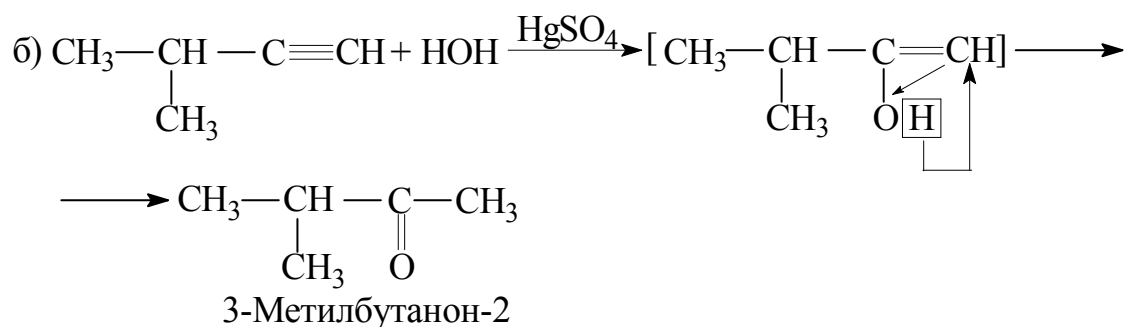


**Приклад 3.** Напишіть схеми реакцій гідратації: а) ацетилену; б) ізопропілацетилену. Вкажіть умови реакції Кучерова.

**Рішення:**

а)





### *Практичні завдання і запитання для самоконтролю*

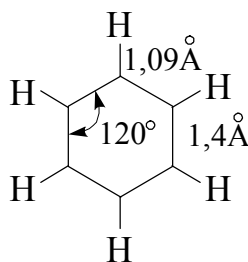
1. Напишіть структурні формули даних вуглеводнів: а) 2,2,5-триметилгексин-3; б) неогексилацетилен; в) діізопропілацетилен; г) 2,7-диметилоктин-3; д) ізопентилацетилен; е) диметилацетилен.
2. Напишіть структурні формули ізомерних ацетиленових вуглеводнів складу  $\text{C}_7\text{H}_{12}$  головний ланцюг яких містить п'ять атомів Карбону та назвіть їх.
3. Для 3,3-диметилпентену-1 напишіть реакцію з бромом, а для отриманої сполуки – з надлишком спиртового розчину лугу.
4. Напишіть для бутину-1 рівняння реакції з такими речовинами: а) воднем у присутності каталізатора; б) бромом; в) гідроген бромідом.
5. Напишіть для бутину-1 рівняння реакції взаємодії з: а) натрій амідом; б) амонійним розчином оксиду срібла.
6. Якими реакціями можна відрізнити пентин-1 від пентину-2 ?
7. Отримати із ацетилену та пропіну відповідні ацетиленіди срібла.

## ГЛАВА 5. АРОМАТИЧНІ СПОЛУКИ. АРЕНИ.

### Загальні теоретичні положення

До ароматичних сполук або аренів, як зазначено у науковій літературі, відноситься велика група сполук карбоциклічного ряду, молекули яких містять стійке циклічне угруповання (бензольне кільце), якому притаманні особливі фізичні та хімічні властивості. До класу ароматичних вуглеводнів найпростішого типу з загальною формулою  $C_nH_{2n-6}$  (при  $n \geq 6$ ) належать бензол (бензен) та велика кількість його похідних, а також похідні нафталіну, антрацену і т.ін.

**Будова молекули бензолу.** Відповідно до сучасних уявлень молекула бензолу має будову плоского шестикутника, сторони якого рівні між собою і складають 1,40 Å. Ця відстань є середнім значенням між величинами 1,54 Å (довжина одинарного зв'язку) і 1,34 Å (довжина подвійного зв'язку). Не лише атоми Карбону, але й пов'язані з ними шість атомів Гідрогену розташовуються в одній площині. Кути, утворені зв'язками Н–С–С та С–С–С, дорівнюють 120°:



Атоми Карбону в молекулі бензолу знаходяться в другому валентному стані ( $sp^2$ ). Як відомо, у цьому випадку із чотирьох орбіталей атома Карбону гібридизованими є лише три (одна  $2s$ - та дві  $2p$ -), а четверта  $2p$ -орбіталь перекривається з  $2p$ -орбіталами двох сусідніх атомів Карбону (праворуч і ліворуч). Шість делокалізованих  $\pi$ -електронів, що розміщуються на гантелеподібних орбіталах, осі яких перпендикулярні площині бензольного кільця, утворюють єдину стійку замкнену електронну систему. Супряження  $\pi$ -електронів тут реалізовано більшою мірою, ніж у бутадієні-1,3.

Енергія утворення молекули бензолу розрахована виходячи з наявності трьох простих зв'язків Карбон – Карбон, трьох подвійних зв'язків Карбон – Карбон та шести зв'язків Карбон – Гідроген, дорівнює  $3 \cdot 81 + 3 \cdot 147 + 6 \cdot 99 = 1278$  ккал/моль. Однак реальна теплота утворення бензолу дорівнює 1314 ккал/моль. Різниця між цими значеннями становить 36 ккал/моль і є енергією супряження, або енергією резонансу бензольного ядра.

Саме таку кількість енергії необхідно витратити, щоб порушити супряження в бензольному ядрі, цим пояснюється його стійкість.

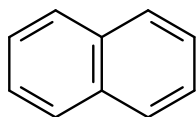
**Поняття “ароматичності”.** Ароматичністю називається сукупність властивостей, які повинні мати органічні речовини, якщо вони є ароматичними. Бензол та його численні похідні належать до ароматичних сполук і їм притаманні особливі властивості.

1. Схильність до реакцій заміщення, а не приєднання (незважаючи на формальну ненасиченість).

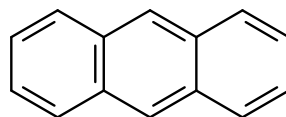
2. Висока стійкість ароматичних сполук.

3. Делокалізація  $\pi$ -електронів у системі. Саме наявність єдиної замкненої системи шести  $\pi$ -електронів у молекулі ароматичної сполуки – головна ознака ароматичності. Це обумовлює всі найважливіші фізичні та хімічні властивості сполук бензолу та його гомологів. Якщо молекула має неплоску будову (некопланарна), то в ній порушена паралельність між осями  $p$ -електронних орбіталей, а це призводить до усунення супряження. Наприклад, молекула циклооктатетраєну має неплоску будову,  $\pi$ -електрони подвійних зв'язків у ній знаходяться в супряженні, а тому така речовина позбавлена ароматичних властивостей. У результаті циклооктатетраєн виявляє властивості ненасиченої сполуки – легко вступає в реакції приєднання, легко окиснюється і т. ін.

4. Підлеглість правилу Е. Хюккеля. Ще в 1931 році Хюккель на основі квантово-механічних розрахунків сформулював таке правило: сполука повинна виявляти ароматичні властивості, якщо в молекулі є плоске кільце зі  $(4n + 2)$  спорідненими електронами, де  $n$  може приймати значення 1, 2, 3..., і т. ін. Відповідно до цього правила системи, що містять 6, 10, 14 і т.ін. узагальнених електронів, є ароматичними. Прикладами таких вуглеводнів можуть бути вже розглянутий бензол ( $n = 1$ ), а також нафталін ( $n = 2$ ) і антрацен ( $n = 3$ ):



Нафталін ( $n = 2$ ;  $4 \cdot 2 + 2 = 10$ );



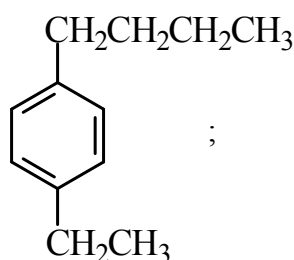
Антрацен ( $n = 3$ ;  $4 \cdot 3 + 2 = 14$ ).

Ці сполуки, як і бензол, виявляють ароматичні властивості і вони легко вступають у реакції заміщення, стійкі до дії окисників і не вступають у реакції приєднання.

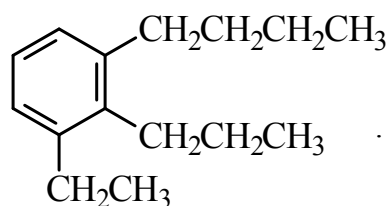
**Ізомерія та номенклатура.** Теорія будови передбачає існування лише однієї сполуки з формулою бензолу  $C_6H_6$ , а також лише одного найближчого гомолога з формулою  $C_7H_8$  (толуол).

За міжнародною номенклатурою усі ароматичні сполуки розглядаються як похідні бензолу (бензену). У випадку полізаміщених сполук положення замісників вказують цифрою, яка ставиться перед назвою замісника.

Нумеруючи бензольне ядро, використовують набір найменших локантів. Якщо існує вибір між декількома можливостями, то перший номер отримує група, що йде попереду в алфавіті, наприклад:

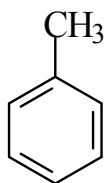


1-Бутил-4-етилбензол

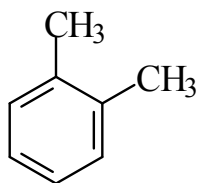


1-Бутил-2-пропіл-3-етилбензол

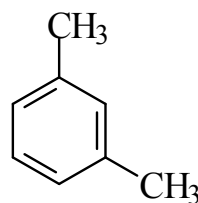
Для ізомерів положення з двома замісниками використовують префікси *орто-* (скорочено *о-*), *мета-* (*м-*) або *пара-* (*п-*):



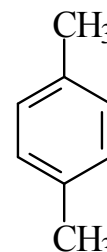
Толуол  
(метилбензол);



о-Ксилол  
(1,2- або  
о-Диметилбензол);



м-Ксилол  
(1,3- або  
м-Диметил-  
бензол);



п-Ксилол  
(1,4- або  
п-Диметилбензол).

**Методи одержання. 1. Одержання із кам'яного вугілля.** У процесі сухої перегонки кам'яного вугілля (за температури 1273–1473 К) утворюється декілька продуктів: коксовий газ, кокс, аміачна вода і кам'яно-вугільна смола (дьоготь). Переганяючи кам'яновугільну смолу, виділяють такі фракції:

**а) легке масло (під час нагрівання до 443 К).** Ця фракція складається переважно із ароматичних вуглеводнів (бензолу, толуолу, ксилолів та ін.);

**б) середнє масло (443–503 К).** Містить феноли, нафталін та піридинові основи;



*в) важке масло (503–543 K).* Із цієї фракції виділяють крезолі, ксиленолі, нафталін, хінолін;

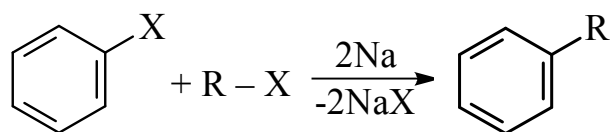
*г) антраценове масло (543–613 K).* Складається із антрацену, фенантрону та інших багатоядерних вуглеводнів.

## 2. Добування із нафти.

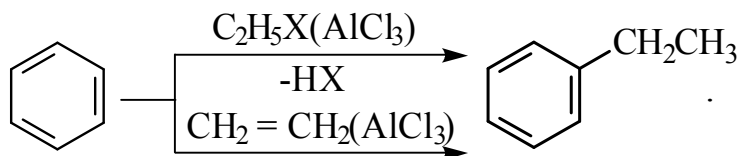
Іншим джерелом добування ароматичних вуглеводнів є нафта. Деякі нафти (наприклад, уральська) містять значні кількості (до 60 %) ароматичних вуглеводнів, які виділяють простою перегонкою або піролізом, а також каталітичним крекінгом.

Надзвичайно важливе значення мають дві синтетичні реакції синтезу гомологів бензолу – реакції В'юрца–Фіттіга та Фріделя–Крафтса.

**3. Реакція В'юрца–Фіттіга (1863).** Аналогічно утворенню алканів реакцією Вюрца можливий синтез алкілбензолів взаємодією галогенопохідних аренів та галогенопохідних алканів з натрієм, наприклад:



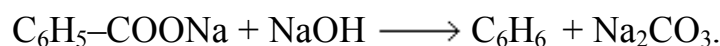
**4. Реакція Фріделя–Крафтса (1877 р.).** У присутності алюміній хлориду арили алкілюються галогеноалканами або алкенами, наприклад:



Як алкілюючі засоби, придатні спирти та їх ефіри з неорганічними та органічними кислотами. Нарівні з хлоридом алюмінію каталізаторами можуть слугувати й інші кислоти Льюїса, такі як ферум(III) хлорид, станум(IV) хлорид, бортрифторид або цинк хлорид, а також протонні кислоти (фторидна, сульфатна чи фосфатна кислоти).

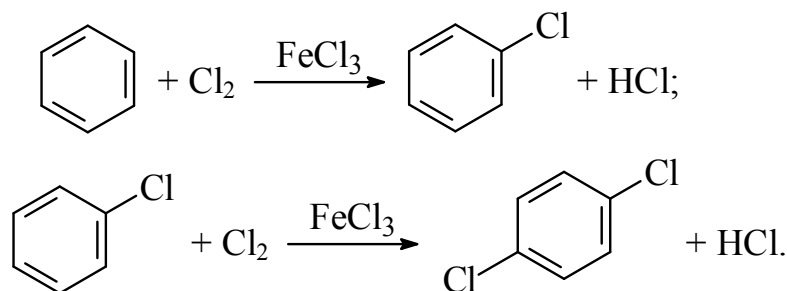
## 5. Декарбоксілювання кислот

Для отримання чистих ароматичних вуглеводнів часто користуються реакцією відщеплення  $\text{CO}_2$  від ароматичних кислот, нагріваючи їх солі з їдкими лугами та вапном:

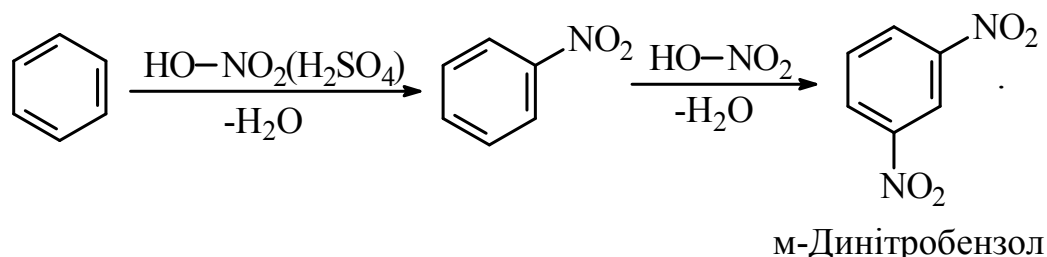


**Хімічні властивості.** Хімічні властивості ароматичних вуглеводнів, а також їх похідних відрізняються рядом особливостей, які об'єднуються під назвою "ароматичного характеру" цих речовин. Найбільш суттєвими рисами "ароматичного характеру" є схильність до реакцій заміщення, а не приєднання та велика стійкість бензольного ядра. Характерними для ароматичних вуглеводнів і взагалі для ароматичних сполук реакції заміщення, що легко проходять під дією концентрованих сульфатної та нітратної кислот.

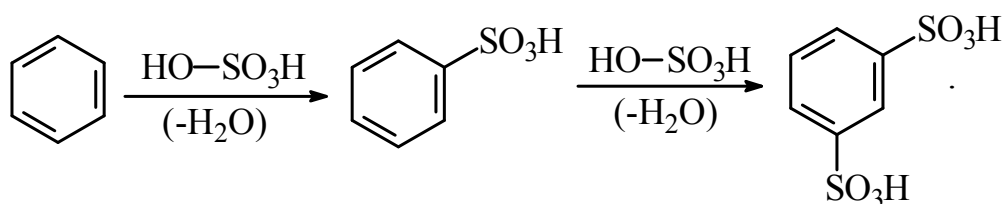
**1. За умови дії на бензол хлору або броду** в присутності каталізаторів, наприклад заліза, відбувається послідовне заміщення атомів Гідрогену галогеном, причому дотримуються правил орієнтації: із хлорбензолу отримують переважно п-ізомер дихлорбензолу:



**2. У разі дії на бензол нітруючої суміші (суміші нітратної та сульфатної кислот)** відбувається заміщення атомів Гідрогену нітрогрупою. У випадку подальшого нітрування також дотримуються правила заміщення: із нітробензолу утворюється м-ізомер динітробензолу:



**3. За дії на бензол концентрованої сульфатної кислоти** відбувається реакція сульфування: атоми Гідрогену заміщуються сульфогрупою. При цьому утворюється моноссульфо кислота та м-дисульфокислота:

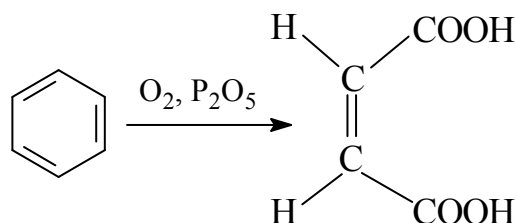


м-Бензолдисульфокислота

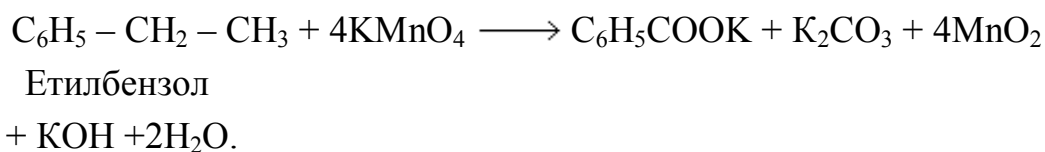
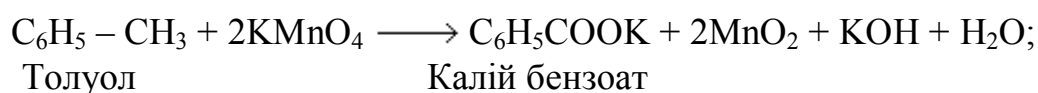
Ці три реакції відрізняють ароматичні вуглеводні від вуглеводнів інших класів.

**4. Окиснення бензолу та його гомологів.** Бензольне кільце з великими труднощами підлягає дії окисників.

У процесі окиснення киснем повітря в присутності каталізатора  $\text{P}_2\text{O}_5$  бензол утворює малеїнову кислоту:



Гомологи бензолу у разі дії звичайних окисників перетворюються в ароматичні кислоти. Незалежно від довжини боковий ланцюг створює карбоксильну групу. Із декількома замісниками шляхом підбору окисників можна окиснити послідовно більш довгий або більш короткий ланцюг, або навпаки. Ця реакція слугує для розпізнання будови ароматичних вуглеводнів:



**Правила орієнтації в бензольному ядрі.** Існує великий експериментальний матеріал відносно орієнтації в бензольному кільці замісників, які входять під впливом різних замісників, що уже є в бензольному ядрі. Були виведені спеціальні правила орієнтації, в основу яких покладені теоретичні міркування про перерозподіл  $\pi$ -електронної густини у бензольному кільці.

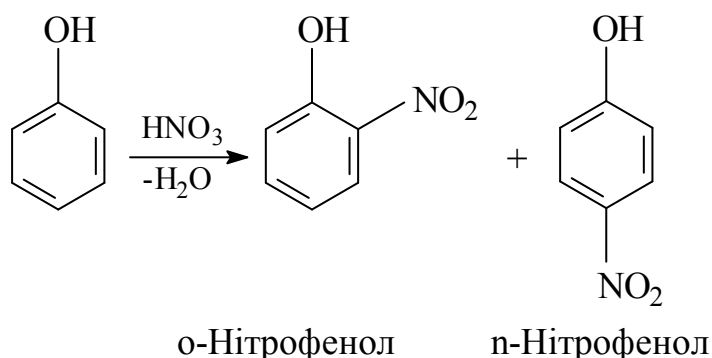
Реакційна здатність атомів Гідрогену бензольного кільця за наявності одного замісника визначається такими факторами: положенням та природою

вже існуючого замісника, природою діючого іншого реагенту та умовами проведення реакції. Грунтуючись на цьому, розрізняють два роди замісників.

**Замісники I роду** – це радикали або атоми, здатні віддавати електрони, тобто електродонори. Їх вхід у молекулу викликає, відштовхування електронів від атому Карбону, до якого вони приєднались, що супроводжується збільшенням електронної густини  $\delta^{\ominus}$  біля атомів Карбону бензольного кільця, що знаходяться в орто-положеннях та пара-положеннях до того Карбону, в якого перебуває перший замісник, та зменшення її  $\delta^{\oplus}$  в мета-положенні. Такі замісники полегшують входження електрофільних реагентів у бензольне кільце і називаються орто-орієнтантами та пара-орієнтантами. За дії нуклеофільних реагентів реакція заміщення йде з труднощами, а реагент стає в мета-положення. Перерозподіл електронної густини під дією замісника першого роду зображується таким чином:



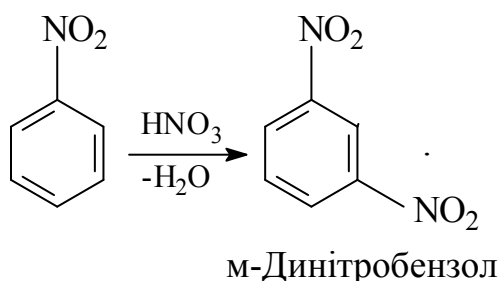
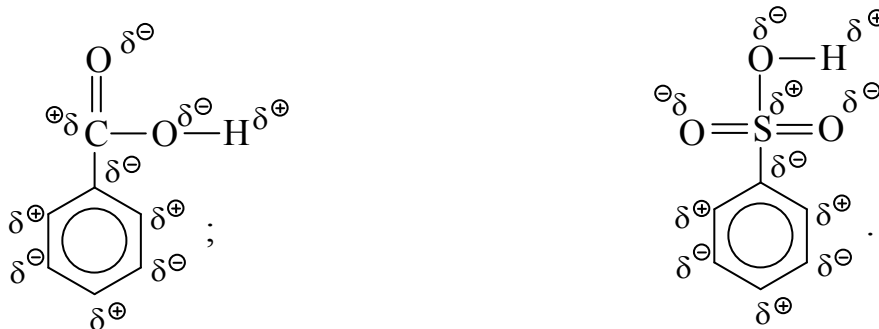
Наведемо приклад такої реакції:



Замісники I роду можна розташувати за силою їх орієнтуючої дії в такий ряд (Голлеман):  $\text{NH}_2 > \text{OH} > \text{OR} > \text{NHCOCH}_3 > \text{OCOCH}_3 > \text{CH}_3 > \text{Cl} > \text{Br} > \text{J}$ .

**Замісники II роду** – радикали, здатні відтягувати на себе електрони, тобто приймати електрони від реагуючої з ними речовини, наприклад бензольного кільця. Це – електронно-акцептори, їх наявність у молекулі ускладнює реакції з

електрофільними реагентами і, навпаки, полегшує реакції з нуклеофільними. Вплив замісників II роду на розподіл електронної густини виражається в тому, що, відтягуючи електрони на себе, вони тим самим зменшують електронну густину  $\delta^{\oplus}$  в атомів Карбону, що знаходяться в орто-положеннях та пара-положеннях до першого і збільшують густину  $\delta^{\ominus}$  у мета-атомів Карбону:

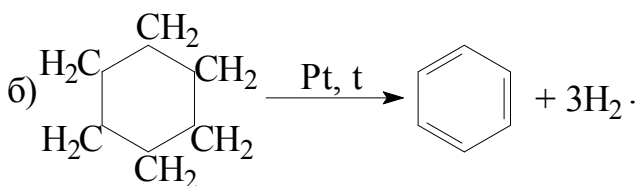
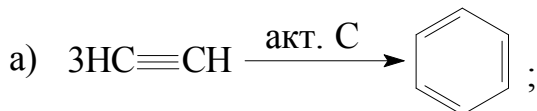


Замісники II роду можна розмістити за силою їх дії в такий ряд (Голлеман):  $\text{COOH} > \text{SO}_3\text{H} > \text{NO}_2$ .

### Приклади виконання завдань

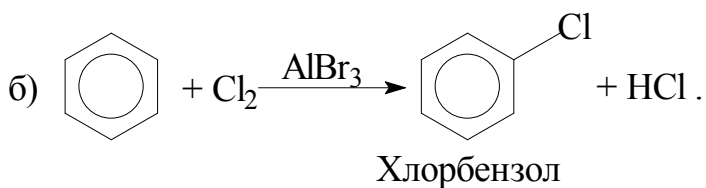
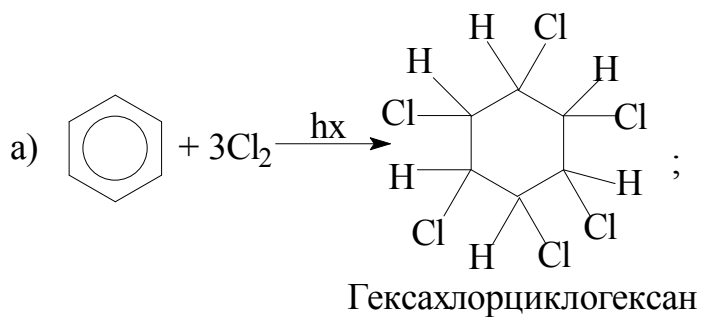
*Приклад 1.* Напишіть схеми отримання бензолу із зазначених вихідних речовин: а) ацетилену; б) циклогексану.

*Рішення:*

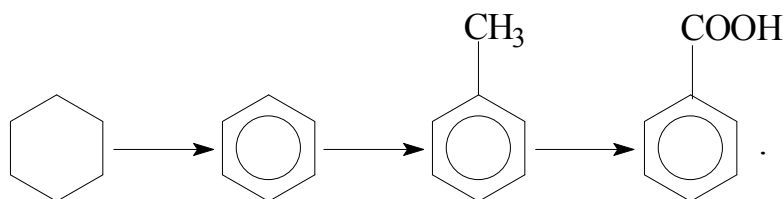


*Приклад 2.* Закінчіть рівняння реакцій між бензолом і хлором, що відбуваються за таким типом реакцій: а) приєднання; б) заміщення.

Рішення:

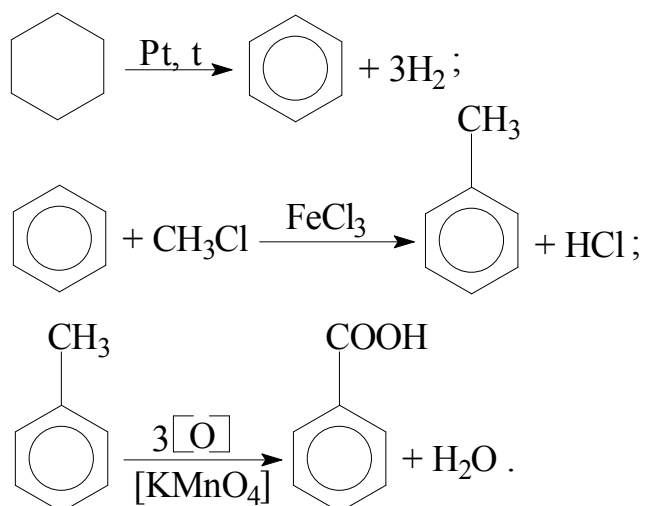


Приклад 3. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення таких перетворень:



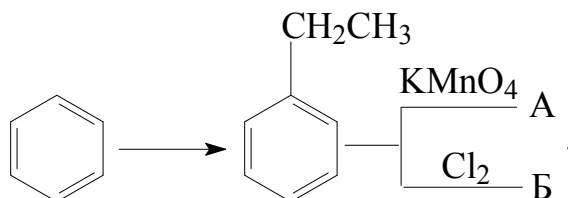
Вкажіть умови перебігу реакцій.

Рішення:



### Практичні завдання і запитання для самоконтролю

1. Отримайте реакцією В'юрца – Фіттіга: а) п-етилтолуол; б) ізобутилбензол.
2. Здійсніть перетворення:



3. Виконайте реакцію Фріделя – Крафтса для: а) бензолу та бромистого етилу; б) толуолу та бромистого ізопропілу; в) бензолу та етилену.
4. Проведіть нітрування: а) фенолу; б) бромбензолу; в) толуолу; г) кумолу.
5. Подійте на бензол надлишком хлору (під впливом ультрафіолетового випромінювання) та водню. Скласти відповідні рівняння реакцій та назвати продукти реакцій.

## ГЛАВА 6. ПРИРОДНІ ДЖЕРЕЛА ВУГЛЕВОДНІВ

### *Загальні теоретичні положення*

У природі вуглеводні зустрічаються переважно у вигляді природного газу, нафти кам'яного вугілля. Є два способи використання цих горючих копалин. Один – у вигляді палива, як джерело енергії, другий – для подальшої переробки. Перший спосіб – це звичайне спалювання, другий – це органічний синтез.

Природний газ, нафта, вугілля належать до невідновлюваних природних ресурсів. Ця обставина змушує раціонально експлуатувати природні родовища.

### *Природний газ*

У природному газі містяться вуглеводні з низькою молярною масою. Основною складовою частиною його є метан, його масова частка там 80 – 90 %. Крім метану, у природному газі є 2–3 % його гомологів – етану, пропану, бутану і невелика кількість домішок – сірководню, азоту, благородних газів, оксиду карбону(IV) і водяної пари.

Природний газ – цінне паливо, за своєю теплотворністю він перевершує усі відомі види палива (під час спалювання 1 м<sup>3</sup> газу виділяється до 54400 кДж тепла.)

Природний газ є також цінною хімічною сировиною. З нього добувають сажу, водень, ацетилен, хлорпохідні, синтез-газ.

### *Гази, супутні нафти*

До природних газів належать і супутні гази, які розчинені у нафті, містяться над нею і виділяються під час її добування. Вони є сумішшю легких вуглеводнів, хоча, на відміну від природного газу, в них менший вміст метану (до 40 %), а більше його гомологів та інших газів.

Раніше попутний газ не знаходив застосування і під час добування нафти його спалювали факельним способом. Зараз його уловлюють і використовують як паливо, але переважно як хімічну речовину.

### *Нафта*

#### *Склад і властивості нафти*

Нафта – масляниста рідина темно-бурого або майже чорного кольору з характерним запахом. Вона трохи легша за воду і практично не розчиняється в ній. За хімічним складом нафта є складною сумішшю вуглеводнів з різною молекулярною масою, головним чином рідких, з домішками інших органічних



речовин, що містять азот, кисень і сірку. Звичайно це парафінові вуглеводні, циклоалкани, ароматичні сполуки, а також розчини неорганічних солей.

Нафту видобувають з надр Землі через свердловини. Сиру нафту звичайно не використовують. Щоб добути з неї цінні технічні продукти, її піддають переробці.

### ***Перегонка нафти***

Первинна переробка нафти полягає у перегонці, тобто розділенні на різні продукти (фракції). Процес перегонки заснований на тому, що різні фракції нафти мають різну температуру кипіння (табл. 2).

***Таблиця 2. Вуглеводневі фракції, які добувають у процесі перегонки нафти***

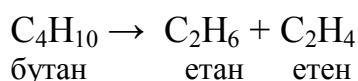
Фракція	Розміри молекул	Інтервал температур кипіння компонентів (°C)	Застосування
Бензин	$C_5 - C_{11}$	Від 40 до 200 °C	Моторне, авіаційне і автомобільне паливо. Розчинник масел
Лігроїн	$C_8 - C_{14}$	Від 120 до 240 °C	Пальне для тракторів, розчинник у лакофарбовій промисловості
Гас	$C_{12} - C_{18}$	Від 180 до 300 °C	Пальне для реактивних і тракторних двигунів
Газойль	$C_{18} - C_{25}$	Від 270 до 350 °C	Пальне для дизелів, котельне паливо.
Мазут	Від $C_{20}$ і вище. Залишок перегонки	Від 300 °C і вище	Мастила, парафін, вазелін, котельне рідке паливо, гудрон.

На виробництві перегонка здійснюється у ректифікаційній колоні. У процесі перегонки нафти ніяких хімічних змін із продуктами не відбувається.

## Крекінг нафтопродуктів

Для підвищення виходу бензину і поліпшення його якості застосовують процес, який називається крекінгом (від англ. “*cracking*” – розщеплення). У результаті крекінгу нерозгалужені сполуки перетворюють у більш розгалужені молекули. Відбувається також розщеплення важкокиплячих фракцій (газової) у сполуки з меншою молекулярною масою, які придатні як автомобільне паливо.

Наприклад:

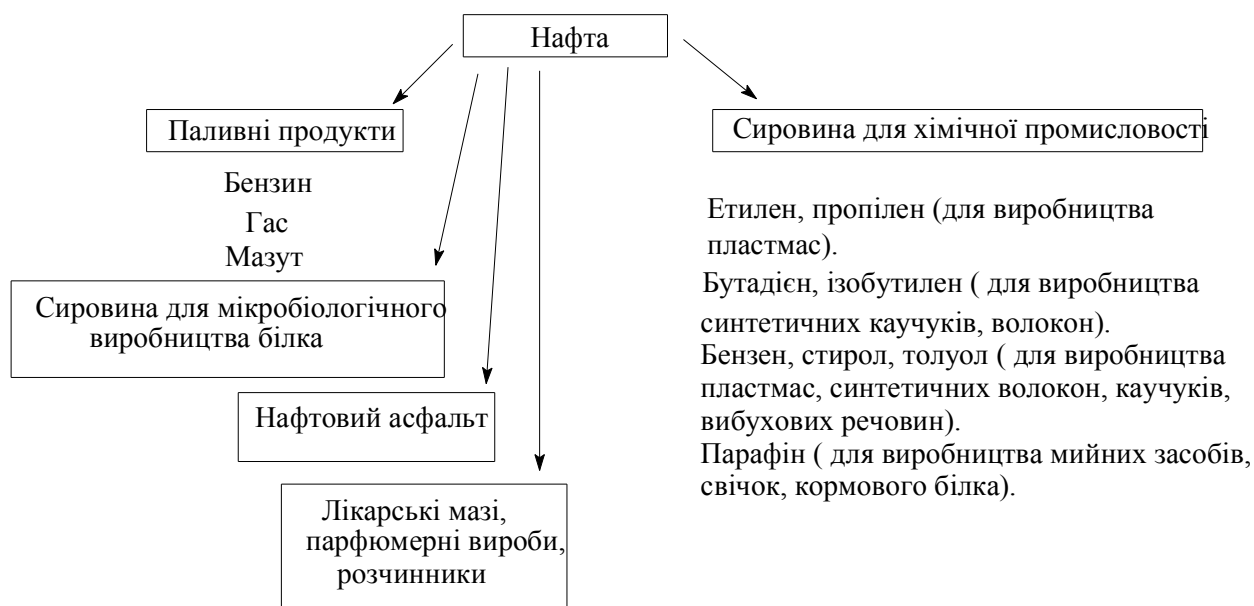


Такі реакції зумовлюють утворення газоподібних речовин. Таким чином, крекінг – це процес розкладу вуглеводнів нафти на більш леткі речовини. Крекінг дає можливість значно підвищити вихід бензину. Крім рідких продуктів (бензин), за термічного крекінгу відділяється велика кількість газів, які використовуються як сировина у хімічній промисловості.

Приблизний склад газів термічного крекінгу такий:

метан і його гомологи	– 40 %;
етилен	– 27 %;
пропілен	– 16 %;
бутен та інші	– 10 %;
водень	– 7 %.

Застосовують термічний і каталітичний крекінг. Термічний проводять за високої температури (450–600 °С) і підвищеного тиску. Каталітичний крекінг проводять за наявності каталізаторів ( переважно алюмосилікатів), температури 450 °С і атмосферного тиску.



**Кам'яне вугілля.** Кам'яне вугілля, як і нафта. Не індивідуальна речовина. До його складу входять вільний вуглець ( до 10 %), органічні речовини, що містять Карбон, Гідроген, Оксиген. Сульфур, Нітроген, мінеральні речовини. Вугілля використовують як паливо, а також в хімічній промисловості.

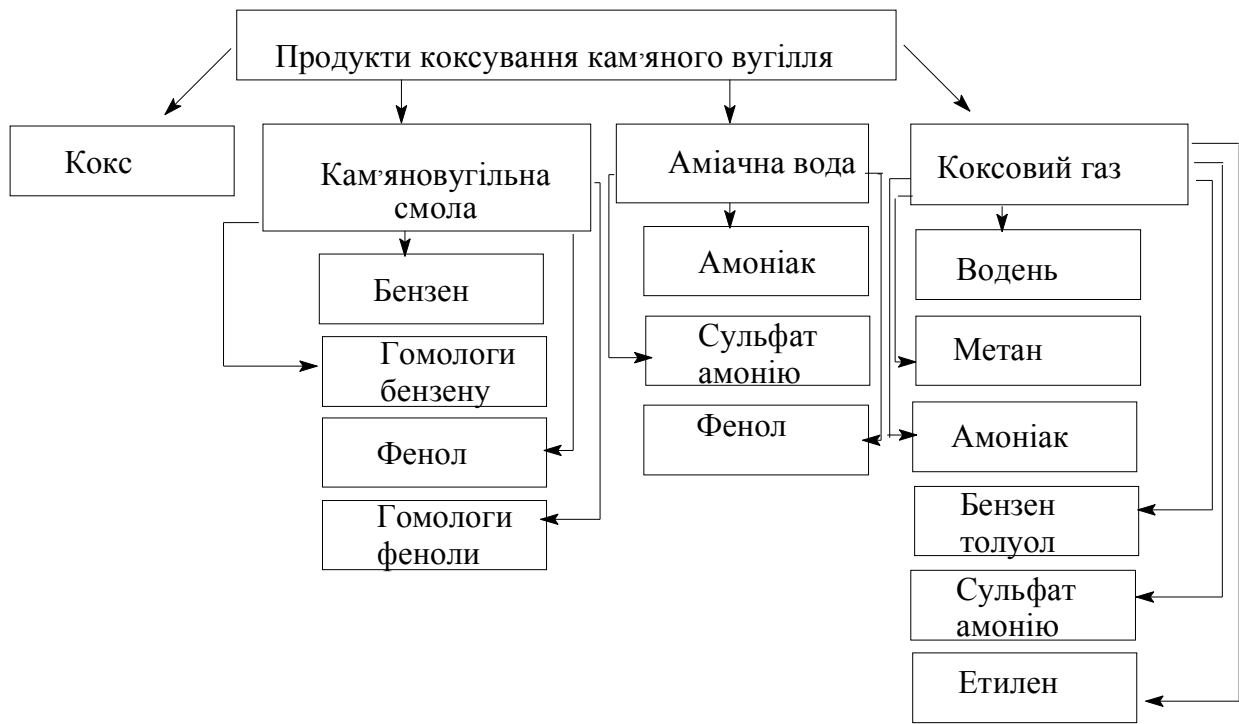
У процесі хімічної переробки вугілля вилучається величезна кількість цінних речовин. Унаслідок нагрівання до 1000 °С без доступу повітря вугілля перетворюється на кокс. Цей продукт на 96–98 % складається з вуглецю. Застосовується в металургії.

**Коксування** – це нагрівання кам'яного вугілля без доступу повітря до 1000 °С. У результаті утворюється кокс, кам'яновугільна смола і коксовий газ.

Кам'яновугільна смола і коксовий газ переробляються на коксохімічних заводах.

На основі продуктів, виділених із кам'яновугільної смоли, виникли цілі галузі хімічної промисловості – виробництво синтетичних барвників, лікарських препаратів, засобів захисту рослин, вибухових речовин тощо.

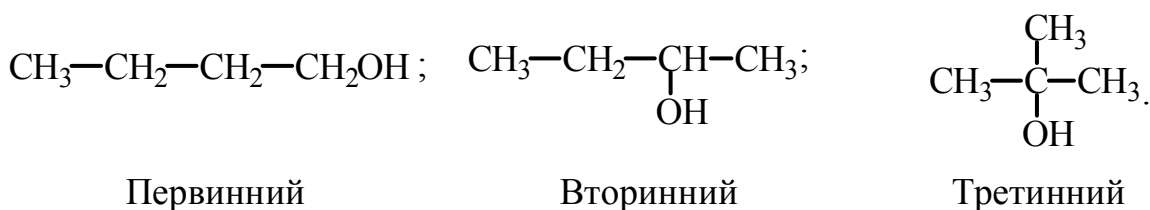
Отже, кам'яне вугілля – цінна хімічна речовина:



## ГЛАВА 7. ОДНОАТОМНІ НАСИЧЕНІ СПИРТИ

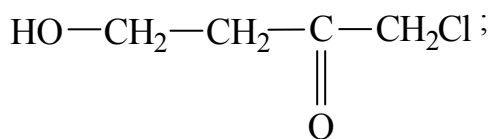
### Загальні теоретичні положення

Спиртами називаються похідні вуглеводнів, що містять групу чи декілька гідроксильних груп –ОН. Залежно від кількості гідроксильних груп у молекулі розрізняють одно-, дво-, три- і багатоатомні спирти. Число ізомерів і характер ізомерії у спиртів такі самі, як і в моногалогеналкілів. Спирти можна також класифікувати за органічним радикалом, пов'язаним з гідроксилем, тобто так само, як і вуглеводні: насичені спирти; ненасичені (ациклічні і циклічні); ароматичні спирти і т. ін. Крім того, спирти класифікують за характером атома Карбону, з яким пов'язаний гідроксил, тобто первинні, вторинні і третинні спирти:

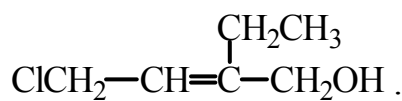


**Номенклатура.** За історичною тривіальною номенклатурою назви спиртів походять від назв радикалів, саме через це  $\text{CH}_3\text{—OH}$  називається метиловим спиртом,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—OH}$  – етиловим,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{—OH}$  – аміловим,  $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$  – *трет-*бутиловим спиртами.

За міжнародною номенклатурою назви спиртів будуються за назвою вуглеводню з відповідним числом атомів Карбону, до яких додається закінчення *-ол*. У разі наявності в сполуці більш старших груп гідроксильна група позначається префіксом *гідрокси-* (*окси-*). За основний ланцюг обирається найдовший нерозгалужений ланцюг атомів Карбону, до складу якого входить атом Карбону, пов'язаний із гідроксильною групою; якщо сполука є ненасиченою, то до цього ланцюга включається і кратний зв'язок. Слід звернути увагу на те, що за визначення початку нумерації гідроксильна функція має переваги перед галогеном, подвійним зв'язком та алкілом, отже, нумерацію розпочинають з того кінця ланцюга, ближче до якого розташована гідроксильна група:



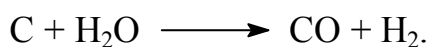
1-Хлор-4-оксибутанон-2



4-Хлор-2-етилбутен-2-ол-1.

### Методи одержання. 1. Нагрівання під тиском карбон(II) оксиду і водню.

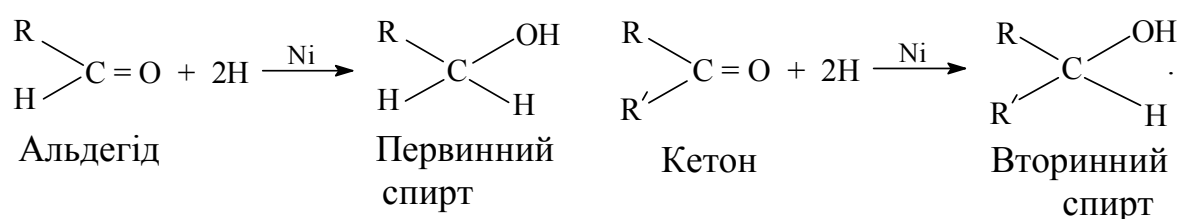
Газифікуючи кам'яне вугілля, іноді до повітря, необхідного для газифікації, додають водяну пару, при цьому відбувається його взаємодія з вуглецем:



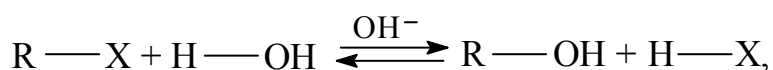
Такий газ називається водяним, він використовується як сировина для синтезу спиртів та інших органічних сполук. У присутності каталізаторів (Fe, Co) утворюється суміш спиртів, що називається синтолом



2. **Відновлення альдегідів і кетонів.** Альдегіди перетворюються в первинні, а кетони – у вторинні спирти:

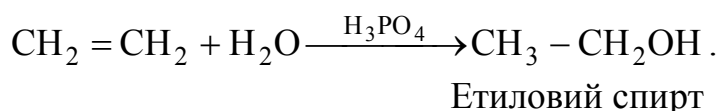


3. **Гідроліз моногалогенопохідних водними розчинами лугів** – один із загальних способів введення гідроксильної групи в молекули органічних сполук

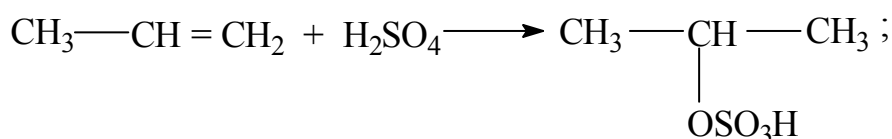


де X – галоген (Cl, Br, J).

4. **Каталітична гідратація алкенів** є основним методом одержання найпростіших спиртів (етилового, ізопропілового); каталізаторами можуть слугувати мінеральні кислоти (фосфатна, сульфатна):

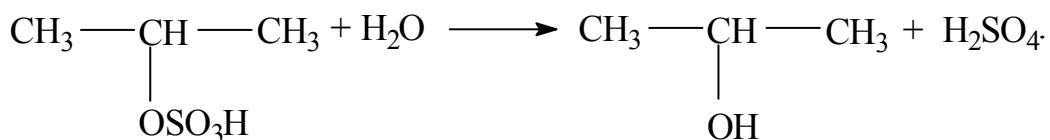


Реакція відбувається шляхом приєднання до алкена елементів кислоти відповідно до правила Марковникова, складний ефір мінеральної кислоти (естер), що утворюється



Ізопропілсульфатна кислота

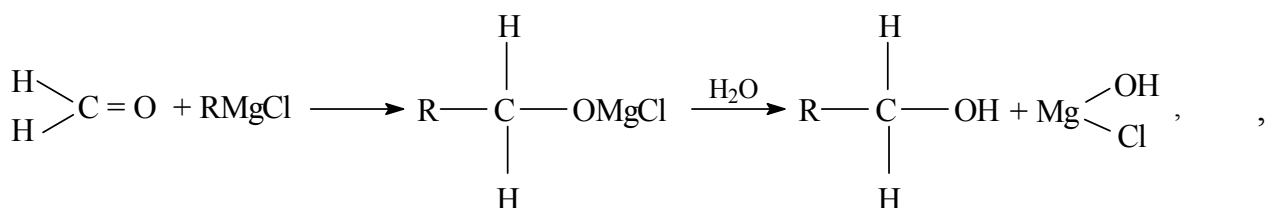
У процесі гідролізу, дає спирт і сульфатну кислоту



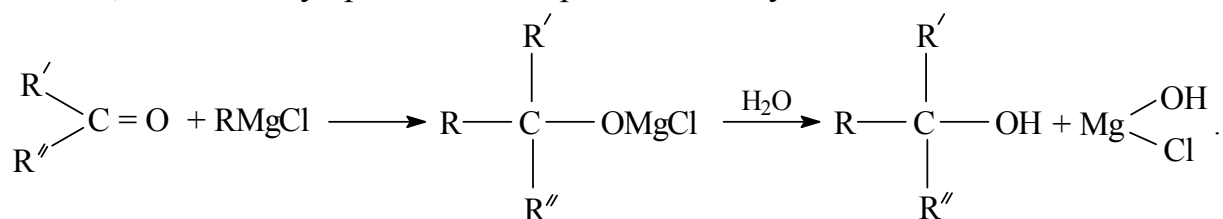
Пропанол-2

### 5. Синтез спиртів з використанням магнійорганічних сполук.

Приєднання магнійорганічних сполук (реактив Гриньяра) до альдегідів і кетонів дає можливість одержувати первинні, вторинні і третинні спирти. Для синтезу первинних спиртів на реактив Гриньяра діють формальдегідом:



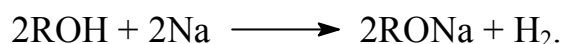
для синтезу вторинних спиртів одним із альдегідів (але не формальдегідом), зрештою, для синтезу третинних спиртів застосовують кетони:



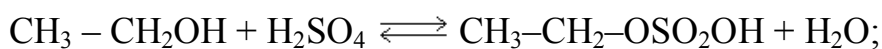
**Хімічні властивості.** Спирти не мають яскраво виражених кислотних або основних властивостей; оскільки алкільна група є донором електронів, то електронна густина на атомі Оксигену підвищена і дисоціація зв'язку  $-\text{OH}$  проходить меншою мірою, ніж у молекулі води (для спиртів  $pK_a = 18$ ). Реакції, в які вступають спирти, можна поділити на групи.

**1. Реакції, які здійснюються за участю лише одного атома Гідрогену гідроксильної групи.** Атом Гідрогену гідроксилу має певну рухливість і здатен до легкого заміщення.

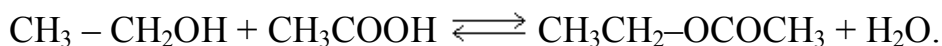
**Утворення алкоголятів металів.** У разі дії на спирти лужних металів відбувається, хоч і менш бурхливо, взаємодія, яка подібна до взаємодії натрію з водою



**Утворення складних ефірів (реакція етерифікації).** У процесі нагрівання спиртів з мінеральними чи органічними кислотами утворюються складні ефіри (естери)



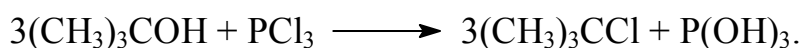
Етилсульфатна кислота



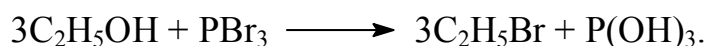
Оцтова кислота    Оцтовоетиловий естер

**2. Реакції, що відбуваються за участю гідроксильної групи.** Гідроксильна група спирту в деяких реакціях має відому рухливість і може заміщуватися або відщеплюватися.

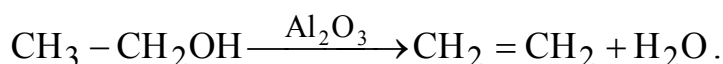
**Взаємодія з неорганічними галогенангідритами.** За дії неорганічних хлорангідридів на третинні і вторинні спирти відбувається в основному обмін гідроксилу на галоген



Обмін гідроксилу на галоген відбувається і за дії  $\text{PBr}_3$  і  $\text{PI}_3$  на первинні спирти

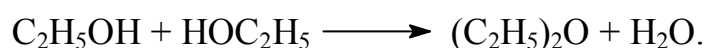


**Дегідратація спиртів в олефіни.** Всі спирти (крім метилового) під час пропускання їх парів над нагрітим до 648 К алюміній оксидом відщеплюють воду й утворюють олефін



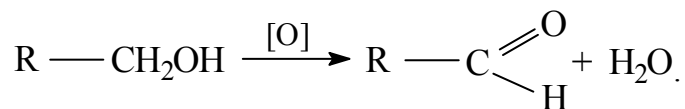
Особливо легко відщеплюється (елімінується) вода від третинних спиртів. Перетворення в олефін відбувається і під час нагрівання спиртів з кислотами (щавлевою, фталевою, сульфатною). При цьому попередньо утворюється естер, який, нагріваючись до високої температури, розкладається до кислоти і олефіну.

**Міжмолекулярна дегідратація.** За умов нагрівання надлишку спирту зі сульфатною кислотою або пропусканням парів спирту крізь порошкоподібний безводний алюміній сульфат за температури 473 К поряд із етиленовими вуглеводнями утворюється і простий ефір (етер)

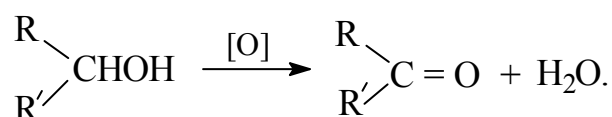




**3. Реакції окиснення.** Реакція окиснення у рідкій фазі привертає увагу як метод синтезу альдегідів, кетонів і карбонових кислот. Застосовується для встановлення будови спиртів. Первинні спирти, окиснюючись, перетворюються на альдегіди і далі на кислоти



Вторинні – у кетони з тією самою кількістю атомів Карбону, що і у вихідному спирті

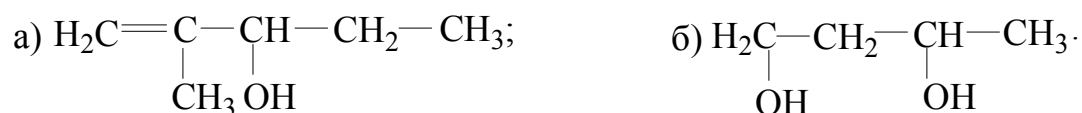


Окиснення третинних спиртів супроводжується руйнуванням карбонового ланцюга й утворенням карбонових кислот. Окисниками є хромова суміш, розчини калій перманганату або кисень повітря за участю мідного каталізатора.

### **Приклади виконання завдань**

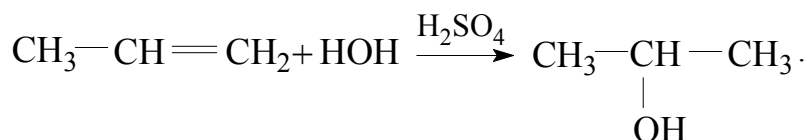
*Приклад 1.* Напишіть структурні формули сполук: а) 2-метил-1-пентен-3-олу; б) 1,3-бутандіолу.

*Рішення:*

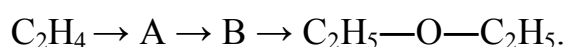


*Приклад 2.* Напишіть схему гідратації пропілену в присутності сульфатної кислоти.

*Рішення:*

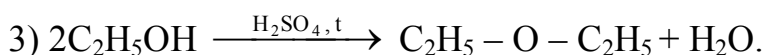
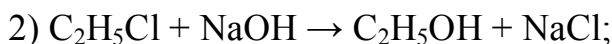
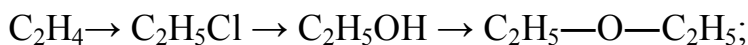


*Приклад 3.* Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



*Рішення:*

Кінцевий продукт – діетиловий етер – добувають із етанолу, отже, речовина В – C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH. Отримати спирт із етилену можливо через проміжну сполуку – галогенопохідне вуглеводню А.



***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

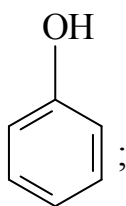
1. Напишіть структурні формули усіх ізомерних насичених одноатомних спиртів складу C<sub>4</sub>H<sub>9</sub>OH та назвіть їх за номенклатурою IUPAC.
2. Який спирт утвориться у разі дії на бутанон-2 йодистого втор-бутилмагнію? Складіть відповідне рівняння реакції.
3. Отримайте спирт за допомогою реакції Гриньяра, використовуючи як вихідні сполуки оцтовий альдегід та хлористий пропіл-магній.
4. На ізопропіловий спирт подійте: а) ще однією молекулою ізопропілового спирту; б) мурашиною кислотою; в) металічним натрієм; г) п'ятибромистим фосфором. Назвіть продукти реакції.
5. Напишіть схеми реакцій окиснення: а) бутанолу-1; б) ізопропанолу. Назвіть продукти реакцій.

## ГЛАВА 8. ФЕНОЛИ

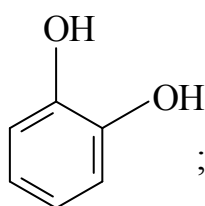
### Загальні теоретичні положення

Велика група синтетичних і природних сполук, в яких одна або декілька гідроксильних груп безпосередньо з'єднані з ароматичним ядром, називаються ароматичними оксисполуками, або фенолами.

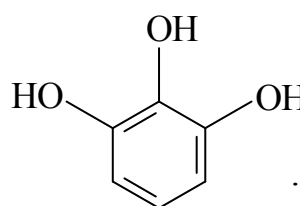
**Класифікація та номенклатура.** Феноли класифікують, як і спирти, за числом гідроксилів у молекулі на одноатомні, двоатомні, триатомні і багатоатомні.



Фенол

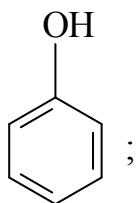


Пірокатехін (пірокатехол)

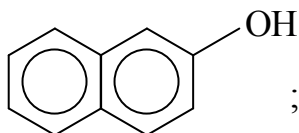


Пірогалол

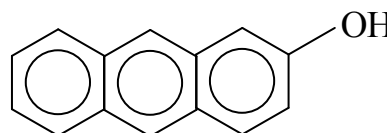
Крім того, вони поділяються за числом конденсованих ядер у арильному радикалі на феноли, нафтоли, оксіантрацени і т.ін.



Фенол



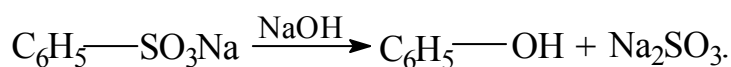
Нафтол-2 (або  $\beta$ -Нафтол)



Антрол-2 (або  $\beta$ -Антрол)

Називають феноли, як правило, за тривіальним принципом, але іноді і за числом і місцем гідроксильних груп у вуглеводневому радикалі, наприклад, фенол або оксибензол, паракрезол або параокситолуол, гідрохінон або параоксибензол. За номенклатурою IUPAC до назви основи відповідної сполуки додається префікс *окси-* (*гідрокси-*). Етери фенолів називають, додаючи до назви вуглеводню префікс *арилокси-* (ArO).

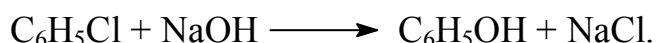
### Методи одержання. 1. Сплавлення солей сульфокислот з лугами



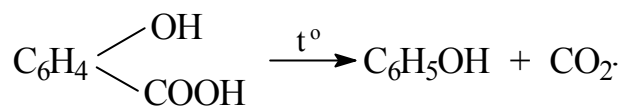
**2. Дія нітритної кислоти на первинні ароматичні аміни.** Ця реакція аналогічна синтезу спиртів із амінів жирного ряду, але тут проміжними продуктами є діазосполуки, під час кип'ятіння яких з водою і утворюються феноли



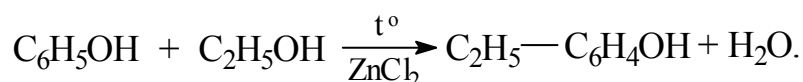
**3. Синтез із ароматичних галоїдних сполук.** Феноли можна отримати дією лугів на ароматичні галогенопохідні, а також дією водяної пари в присутності каталізаторів (наприклад, силікагель з домішками солей металів)



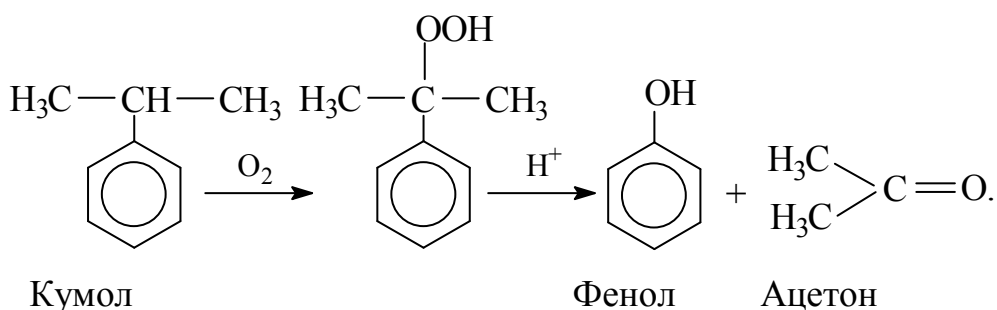
**4. Нагрівання ароматичних оксикислот.** Наприклад:



**5. Утворення вищих фенолів із нижчих.** Вищі феноли можна отримати нагріванням фенолів зі спиртами в присутності цинк хлориду



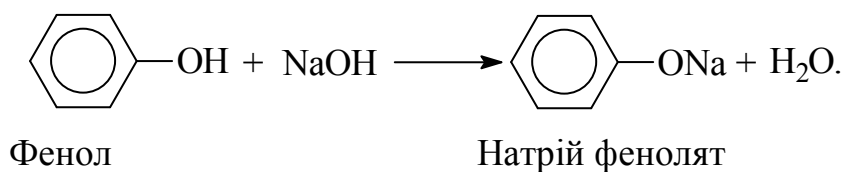
**6. Із кумолу:**



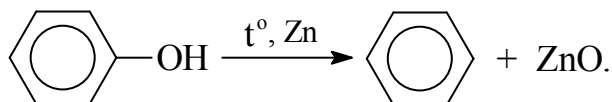
**Хімічні властивості.** Хімічні властивості фенолів визначають вельми реакційноздатною гідроксильною групою і активованим бензольним кільцем.

### Реакції фенольного гідроксилу

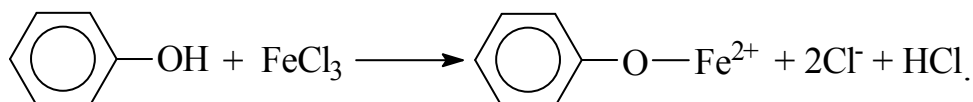
**1. Взаємодія з лугами.** На відміну від спиртів, які утворюють алкоголяти тільки у разі взаємодії з лужними металами, феноли унаслідок особливого стану їх гідроксилу, взаємодіють з розчинами лугів і утворюють феноляти подібно тому, як кислоти з лугами утворюють солі



**2. Реакція відновлення.** Нагріванням фенолів з цинковим пилом утворюються відповідні ароматичні вуглеводні

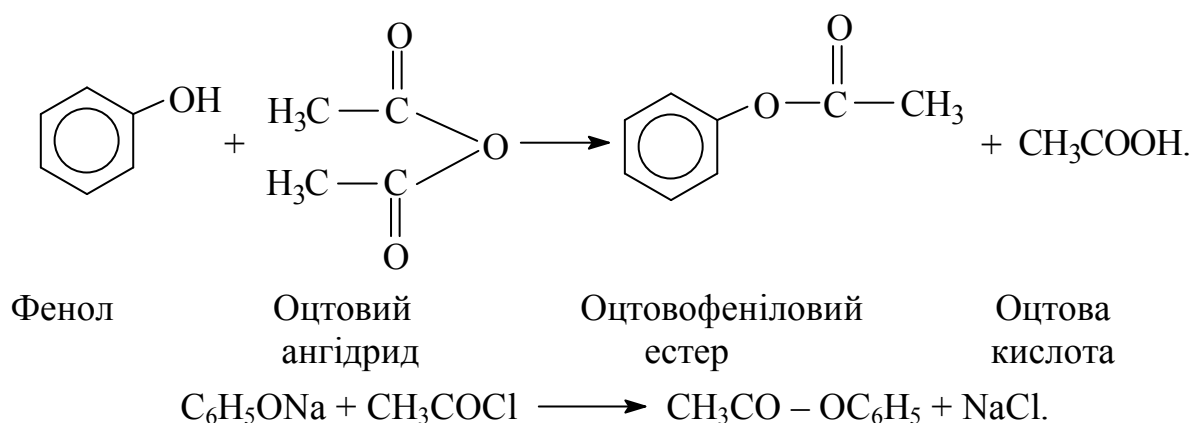


**3. Якісна реакція на феноли.** Викликає інтерес реакція фенолів з ферум(III) хлоридом, бо утворюються забарвлені сполуки. Кольорова реакція відбувається зі свіжоприготовленою сіллю (негідролізованою) у зв'язку з утворенням забарвленого йона

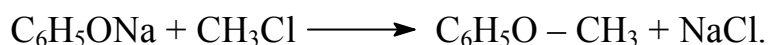


Фенол дає червоно-фіолетове забарвлення, крезоли – блакитне, а інші – зелене. Ароматичні спирти з ферум(III) хлоридом забарвлених сполук не утворюють.

**4. Утворення складних ефірів (естерів).** У випадку дії кислот естери фенолів утворюються з незадовільними виходами. Тому їх синтезують дією на феноли або феноляти хлорангідридів, або ангідридів кислот:

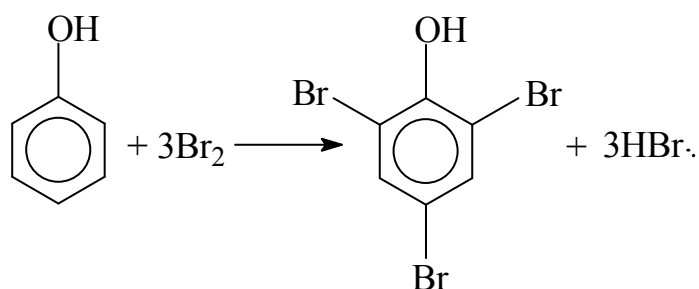


**5. Утворення простих ефірів (етерів).** У разі дії алкілюючих агентів на феноляти утворюються жирно-ароматичні етери фенолів



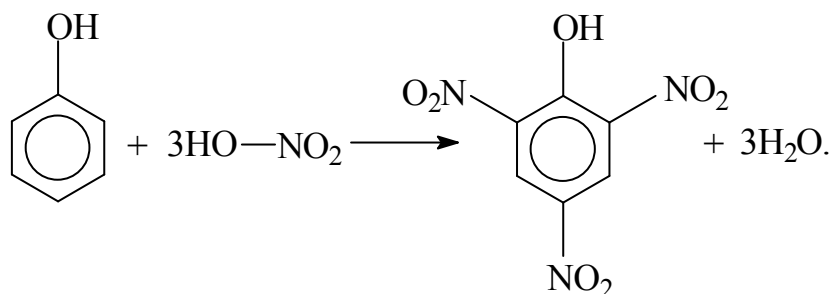
**Реакції бензольного ядра.** Завдяки ефекту супряження, гідроксильна група надає атомам Гідрогену бензольного ядра здатність надзвичайно легко заміщуватися на галоген, нітро- або сульфогрупу; Гідроксил є одним із замісників, який найбільш сильно орієнтує електрофільні реагенти в орто- і пара-положення.

**6. Дія галогенів.** Під час дії галогенів (навіть бромної води) в молекулі фенолу надзвичайно легко заміщуються на галоген послідовно три атоми Гідрогену. Кінцевим продуктом галогенування є трибромфенол



2,4,6-Трибромфенол

**7. Нітрування.** У разі дії на фенол дуже розбавленої нітратної кислоти утворюється суміш орто- і пара-нітрофенолів. Менш розбавлена кислота дає динітрофеноли і тринітрофенол (пікринову кислоту):



2,4,6-Тринітрофенол  
(Пікринова кислота)

**8. Сульфування.** У результаті сульфування концентрованою сульфатною кислотою утворюється суміш орто- і пара-фенолсульфокислот:



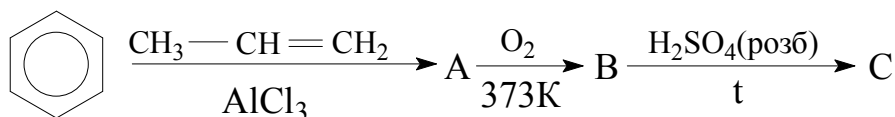
### Приклади виконання завдань

Приклад 1. Запропонуйте схему утворення фенолу із аніліну.

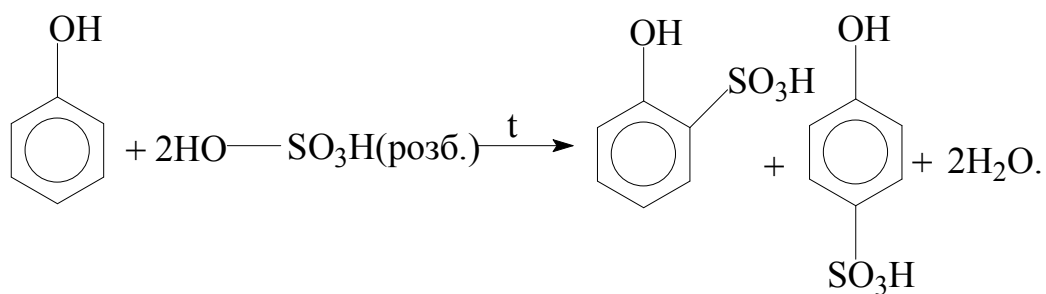
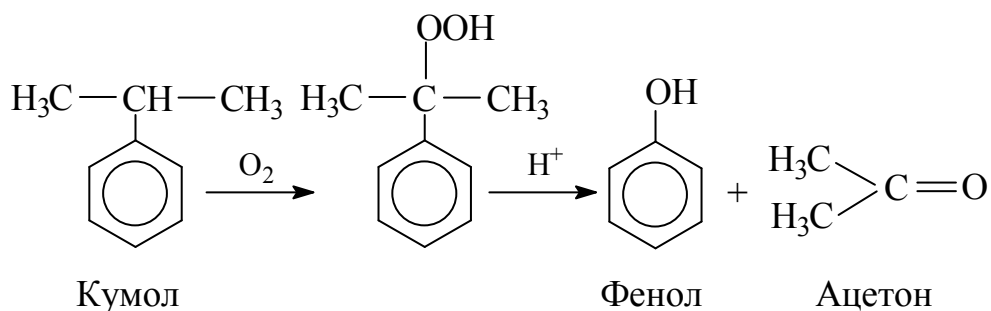
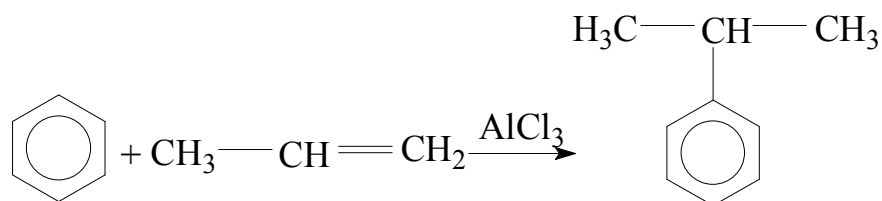
Рішення:



Приклад 2. Здійсніть перетворення:

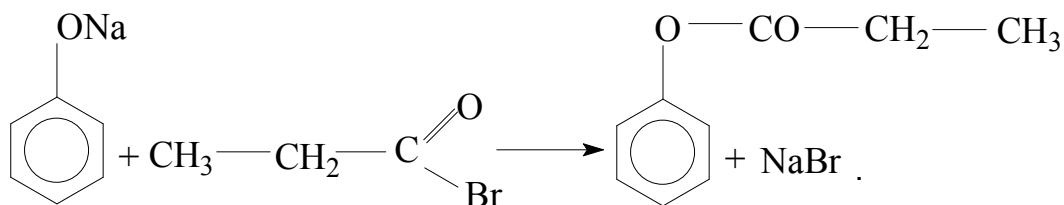


Рішення:



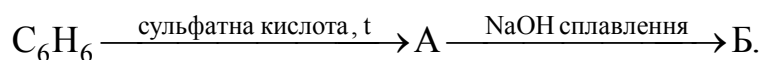
Приклад 3. Проведіть реакцію взаємодії натрій феноляту з бромангідридом пропіонової кислоти.

Рішення:



### Практичні завдання і запитання для самоконтролю

1. Складіть структурні формули сполук: а)  $\alpha$ -нафтол; б)  $\beta$ -антрол; в) натрій фенолят; г) пікринова кислота; д) 3-бромфенол; ж) гідрохінон; з) флороглюцин; к) п-диоксибензол; л) несиметричний триоксибензол.
2. Утворіть фенол із речовин: а) бензолу; б) кумолу. Складіть відповідні рівняння реакцій.
3. Напишіть рівняння реакцій взаємодії фенолу з: а) надлишком нітратної кислоти; б) надлишком бромов; в) ферум(III) хлоридом; г) розчином лугу.
4. Подійте на о-крезол сполуками: а) йодистим метилом; б) бромангідридом оцтової кислоти; в) ангідридом оцтової кислоти.
5. Здійсніть перетворення:



Назвіть проміжні та кінцевий продукти реакцій.

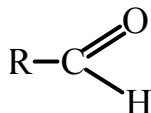
6. Поясніть особливості реакцій заміщення у ароматичне ядро для фенолів.



## ГЛАВА 9. АЛЬДЕГІДИ

### Загальні теоретичні положення

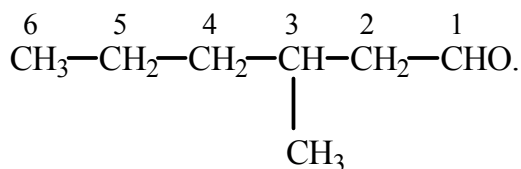
Альдегідами називаються органічні сполуки, молекули яких мають таку будову:



Вони містять у своєму складі карбонільну групу C=O (карбоніл), що пов'язана із органічним радикалом та атомом Гідрогену.

Альдегіди дуже поширені в живій природі, а їх похідні відіграють важливу роль у процесах життєдіяльності. Загальна формула гомологічного ряду насичених аліфатичних альдегідів  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ .

**Номенклатура.** Аліфатичні альдегіди називають за найдовшим карбоновим ланцюгом, додаючи до назви вуглеводню закінчення *-аль*. Наявність у сполуці двох альдегідних груп позначається закінченням *-діаль*. Нумерацію ланцюга починають з атома Карбону, який належить альдегідній групі. У назві номер при альдегідній групі, як правило, не ставлять



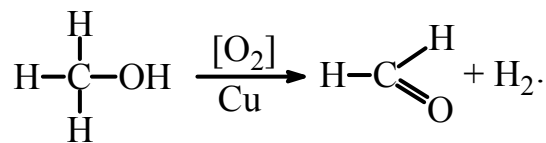
3-Метилгексаналь

Для альдегідів допускаються тривіальні назви, якщо відповідна кислота має тривіальну назву:

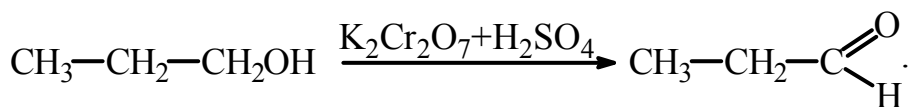
Формальдегід	$\text{CH}_2\text{O}$ ;
Ацетальдегід	$\text{CH}_3 - \text{CHO}$ ;
Пропіональдегід	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ ;
Акролеїн (акриальдегід)	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHO}$ ;
Кротональдегід	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CHO}$ ;
Бензальдегід	$\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CHO}$ .

**Методи одержання. 1. Каталітичне дегідровання спиртів.** У газовій фазі відбувається шляхом відокремлення водню від молекули спирту в присутності каталізатора (мідна сітка). Частина водню спалюють киснем,

спеціально пропускаючи повітря для підтримки необхідної температури 523 К. За цим методом у промисловості добувають мурашиний альдегід із метанолу

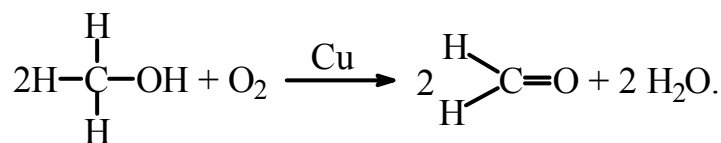


**2. Окиснення спиртів.** Альдегіди можуть бути отримані окисненням первинних спиртів. Окиснення може відбуватись у рідкій та газовій фазах. Під час окиснення в рідкій фазі широко використовують хромові кислоти, хромову суміш, а також водні та лужні розчини калій перманганату

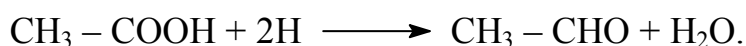


Пропіоновий альдегід

Альдегіди легко окиснюються в карбонові кислоти, тому, добуваючи їх, потрібно чітко дотримуватись умов реакції. Окиснення спиртів можна проводити каталітично – киснем повітря над мідним каталізатором. У такий спосіб у промисловому масштабі отримують головну масу формальдегіду із метанолу

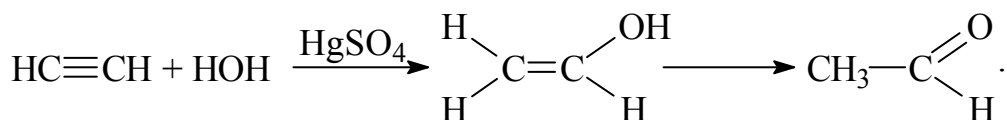


**3. Утворення із одноосновних карбонових кислот.** Альдегіди можна отримати відновленням кислот:

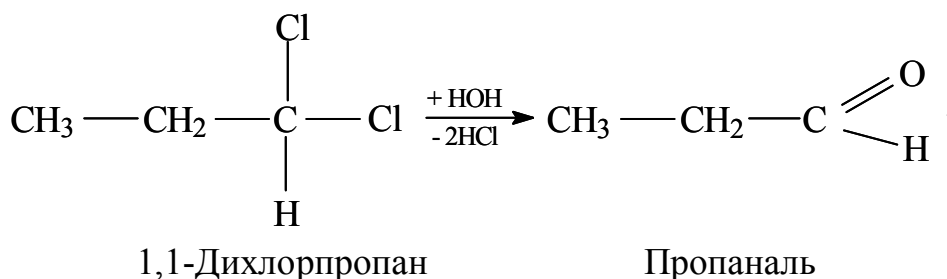


Частіше відновлюють не самі кислоти, а їх похідні, наприклад хлорангідриди. Для цього застосовують частково отруєну сірчистими сполуками платинову чернь (відновлення хлорангідридів за Розенмундом).

**4. Гідратація алкінів.** Ацетилен і його гомологи під час дії води в присутності каталізатора (солей двовалентної меркурію) перетворюються в оксосполуки. При цьому тільки ацетилен утворює альдегід, а саме ацетальдегід (реакція Кучерова). Цей спосіб є одним із головних промислових способів добування ацетальдегіду



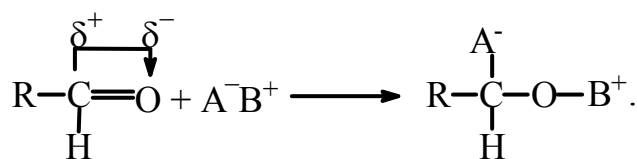
**6. Гідроліз гемінальних дигалогеналканів.** Гідроліз дигалогеналканів (у присутності лугів), у яких обидва атоми галогену стоять біля первинного Карбону, дає альдегід



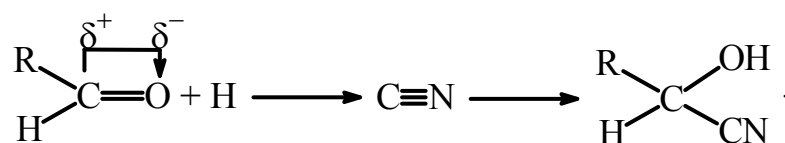
**Хімічні властивості.** Хімічні властивості альдегідів обумовлені:

- 1) розривом зв'язку карбонілу і приєднанням до Карбону негативно зарядженої частини реагенту, а до Оксигену – позитивно зарядженої;
- 2) повним заміщенням карбонільного Оксигену;
- 3) заміщенням атома Гідрогену альдегідної групи;
- 4) реакціями органічного радикала, пов'язаного з карбонілом.

**1. Реакції з розривом подвійного зв'язку карбонілу.** Реакції схематично можна зобразити так:

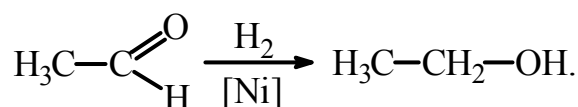


**Взаємодія з ціанідною кислотою.** Альдегіди приєднують ціанідну (синильну) кислоту в присутності слідів лугів з утворенням оксинітрилів (ціангідринів)



Оксинітрили можуть бути легко перетворені в  $\alpha$ -оксикислоти і  $\alpha$ -амінокислоти.

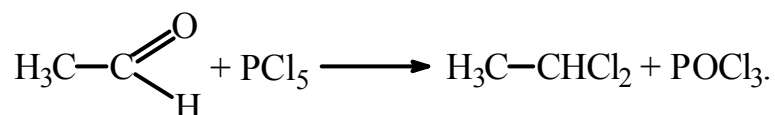
**Взаємодія з воднем.** Альдегіди можуть приєднувати водень (відновлюватись) за подвійним зв'язком, при цьому альдегіди дають первинні спирти



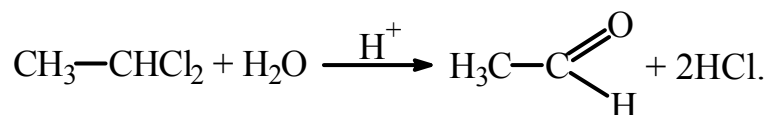
Цю реакцію можна здійснити, пропускаючи над подрібненим нікелем, платиною чи паладієм суміші водню з парами альдегіду або, діючи воднем у момент виділення.

## 2. Повне заміщення карбонільного Оксигену.

**Взаємодія з галогенідами фосфору.** У разі дії п'ятихлористого чи п'ятибромистого фосфору атом Оксигену в молекулі альдегіду заміщується двома атомами галогену



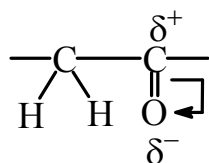
Таким чином, утворюються галогенопохідні вуглеводнів з двома атомами галогену біля одного атома Карбону, такі дигалогенопохідні, реагуючи з водою в присутності кислот, здатні дати вихідні альдегіди чи кетони:



## 3. Реакції за участю атома Гідрогену в $\alpha$ -положенні до карбонільної групи.

### Реакція галогенування.

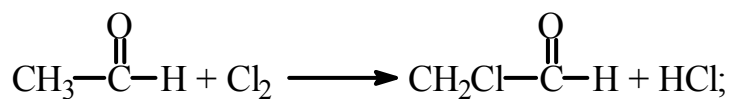
Поляризованість  $\pi$ -зв'язку карбонільної групи і наявність на атомі Карбону карбонільної групи частково позитивного заряду позначається на реакційній здатності атомів Гідрогену сусідньої з карбонілом карбонової ланки ( $\alpha$ -ланка) альдегідів. Звичайно, що в системі



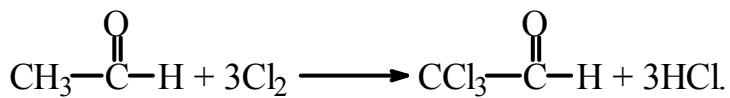
( $\delta^+$  і  $\delta^-$  – означають часткові заряди, тобто частку повного електронного заряду)

атоми Гідрогену під впливом сусіднього  $\delta^+$  заряду утримуються не так міцно, як у вуглеводнях, і легше вилучаються із молекули у вигляді протонів.

Рухливість  $\alpha$ -Гідрогену позначається і у разі галогенування. Під час взаємодії з вільними галогенами альдегіди легко хлоруються, бромуються і навіть йодуються в  $\alpha$ -положення (реакція відбувається через енольну форму). У випадку надлишку галогену всі  $\alpha$ -атоми Гідрогену можуть бути заміщені на галоген

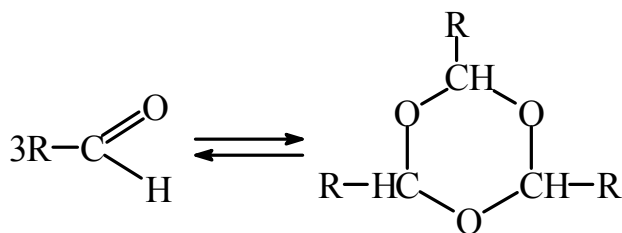


Хлорацетальдегід

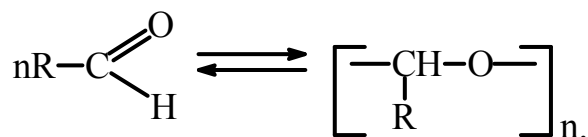


Хлораль

**4. Реакція полімеризації.** Ці реакції характерні тільки для альдегідів. Під впливом мінеральних кислот альдегіди здатні полімеризуватися з утворенням циклічних продуктів

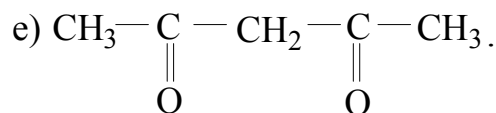
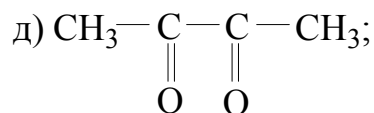
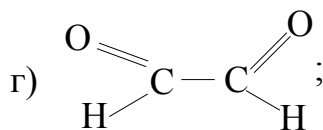
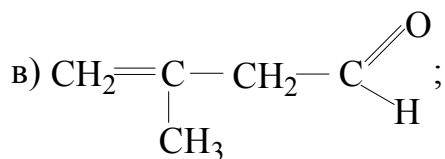
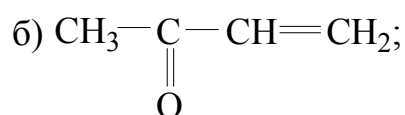
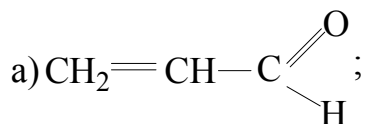


або лінійних полімерних сполук

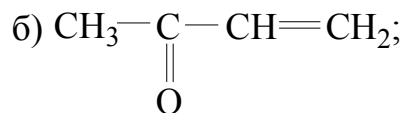
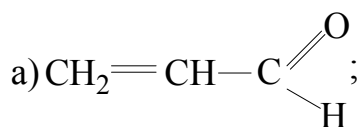


### Приклади виконання завдань

Приклад 1. Назвіть карбонільні сполуки:

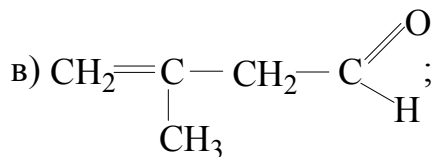


Рішення:

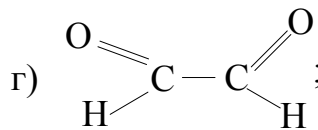


2-Пропеналь

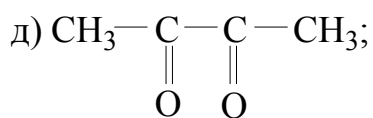
3-Бутенон-2



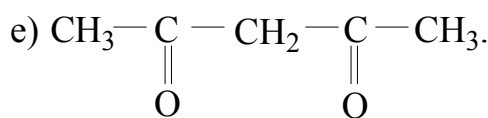
3-Метил-3-бутеналь



Етандіаль

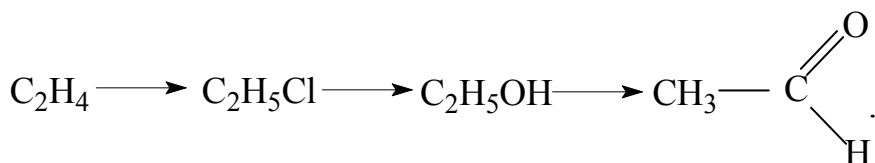


Бутадіон-2,3

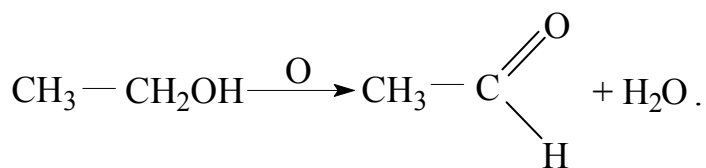
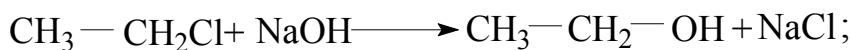


Пентадіон-2,4

Приклад 2. Здійсніть перетворення:



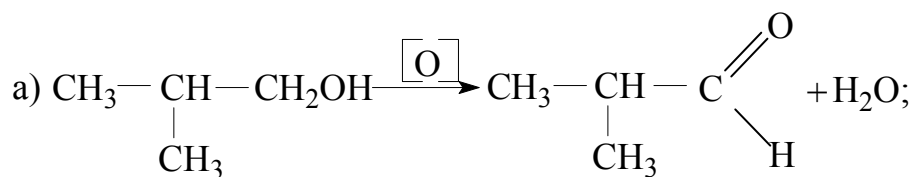
Рішення:



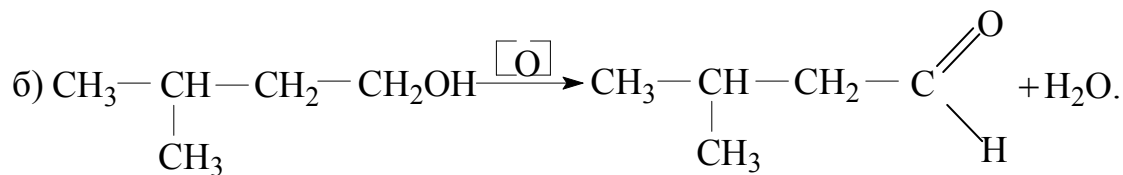
Приклад 3. Які альдегіди утворяться в результаті окиснення таких спиртів:

а) 2-метилпропанолу; б) 3-метилбутанолу-1?

Рішення:



Ізобутаналь



3-Метилбутаналь

### *Практичні завдання і запитання для самоконтролю*

1. Напишіть формули сполук: а) формальдегід; б) ізобутаналь; в) оцтовий альдегід; г) бензальдегід; д) акролеїн.
2. Складіть структурні формули усіх можливих ізомерних альдегідів складу  $C_6H_{12}O$ .
3. Отримайте 3-метилпентаналь окисненням відповідного спирту.
4. Подійте на 2-метилпропаналь речовинами: а) воднем; б) хлором. Складіть відповідні рівняння реакцій.
5. Які сполуки утворяться в результаті окиснення: а) пропілового спирту; б) бутанолу-1. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
6. Проведіть для оцтового альдегіду реакцію окиснення з утворенням відповідної карбонової кислоти.
7. Для ізобутаналу проведіть реакції взаємодії з: а) п'ятихлористим фосфором; б) ціанідною кислотою; в) бромом.
8. Яка сполука утвориться при дії води на 1,1-дихлорпентан ? Напишіть відповідне рівняння реакції.

## ГЛАВА 10. КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

### Загальні теоретичні положення

Гомологічний ряд одноосновних насичених кислот має загальну формулу  $C_nH_{2n}O_2$  і починається мурашиною кислотою  $HCOOH$ .

**Номенклатура.** У науковій та популярній літературі широко використовуються тривіальні назви кислот, дані їм частіше всього за природним джерелом, з якого вони вперше були виділені: мурашина, оцтова і т.ін. Наприклад:

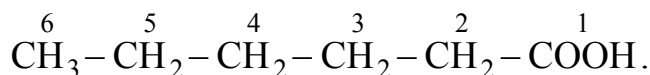


Оцтова

Пропіонова

Масляна

За номенклатурою IUPAC аліфатичні кислоти називають, додаючи до назви родоначального вуглеводню закінчення *-ова* (або *-діова* кислота). Нумерацію аліфатичних кислот завжди проводять таким чином, щоб найменший номер надавався карбоксильній групі:



Гексанова кислота

Галогеноангідриди кислот називають, додаючи у вигляді префікса до назви радикала назву галогена:



Ацетилхлорид



Бутирилфторид

Складні ефіри називають, додаючи у вигляді префікса назву спиртового радикала до назви кислоти, в якій закінчення *-ова* замінюється на *-ат* або *-оат*.

Для найпростіших кислот використовують тривіальні назви:

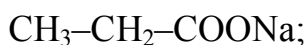


Метилформіат



Етилбутират

Солі кислот називають, додаючи до видозміненої назви радикала кислоти (у назві закінчення *-іл* замінюють на *-ат*) назву катіона:



Пропіонат натрію



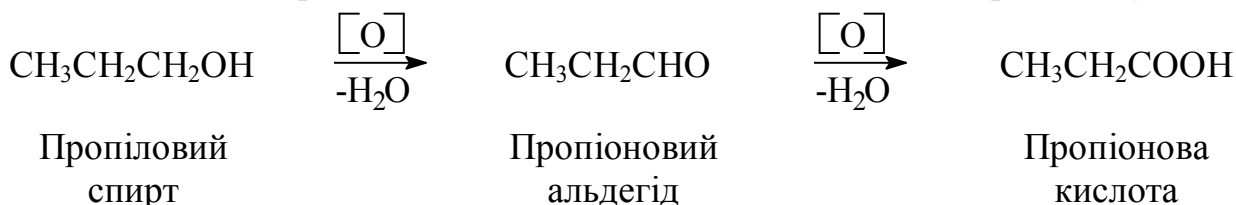
Бензоат амонію



**Методи одержання. 1. Окиснення вуглеводнів, первинних спиртів, альдегідів та кетонів із руйнуванням вуглеводневого скелета.**

Первинні спирти легко окиснюються через стадію альдегіду (або безпосередньо) в кислоти з тією ж кількістю атомів Карбону.

Окиснення проводиться сильним окисником, таким як хромова суміш:

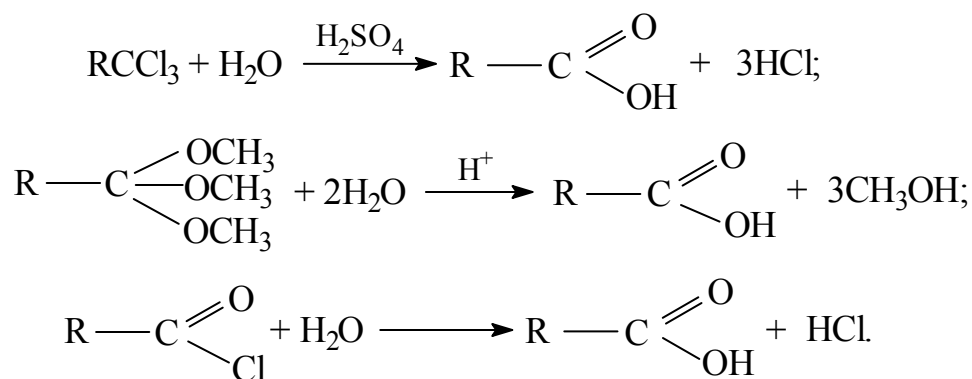


**2. Способи, засновані на гідролізі.** Будь-які сполуки типу:

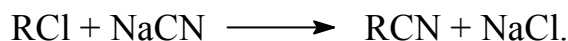


де *X*, *Y*, *Hal* – атоми Оксигену, Нітрогену та галогену (в останніх двох випадках пов'язані з Гідрогеном або якими-небудь групами атомів), під час гідролізу утворюють кислоту R–COOH.

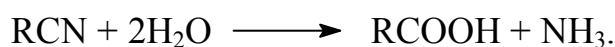
Наприклад:



Гідроліз нітрילів кислот має велике значення як метод синтезу карбонових кислот, оскільки нітрили легко добувають алкілуванням солей ціанідної кислоти

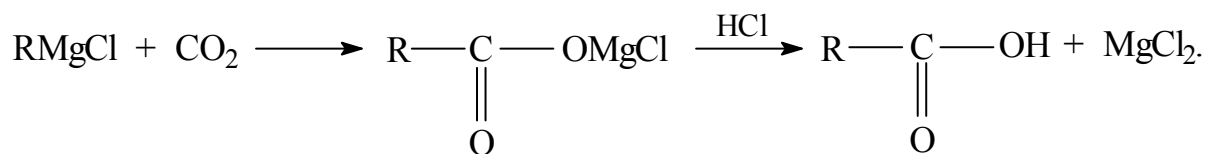


У результаті гідролізу утворюються кислоти, які містять на один атом Карбону більше, ніж початковий галогеновий алкіл



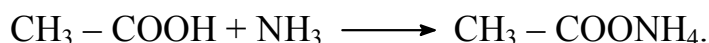
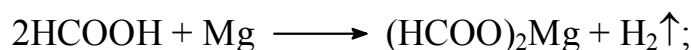
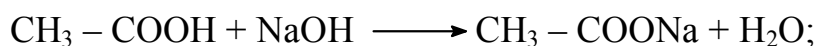
**3. Металоорганічний синтез.** За дії карбон(IV) оксиду на металорганічні сполуки лужних металів, магнію та алюмінію утворюються солі кислот, що

містять на один атом Карбону більше, ніж алкільні групи взятих метало-органічних сполук, які далі розкладаються дією розведеної кислоти

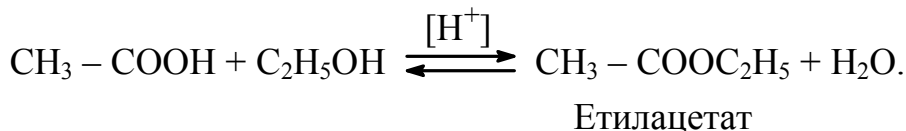


**Хімічні властивості.** Карбонові кислоти у більшості випадків у водному розчині дисоціюють лише незначною мірою і є слабкими кислотами, значно поступаючись таким кислотам, як хлоридна, нітратна та сульфатна.

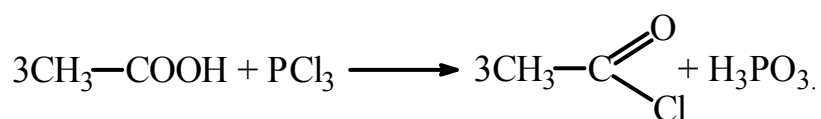
**1. Утворення солей.** Маючи кислий характер (виявляють індикаторами), карбонові кислоти легко утворюють солі дією на них гідроксидів або карбонатів металів чи дією амоніаку та амінів



**2. Реакція етерифікації.** Зі спиртами кислоти дають складні ефіри (естери)

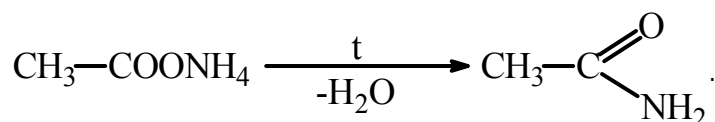


**3. Дія галогенуючих агентів.** Дією на кислоти галогенідів фосфору чи  $\text{SOCl}_2$  утворюють галогенангідриди кислот

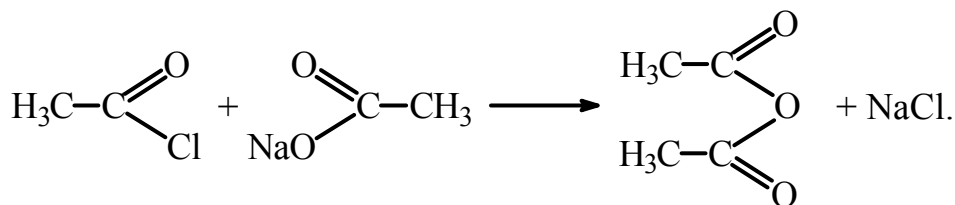


Хлористий ацетил

**4. Утворення амідів.** Під час нагрівання амонієвих солей кислот утворюються аміди



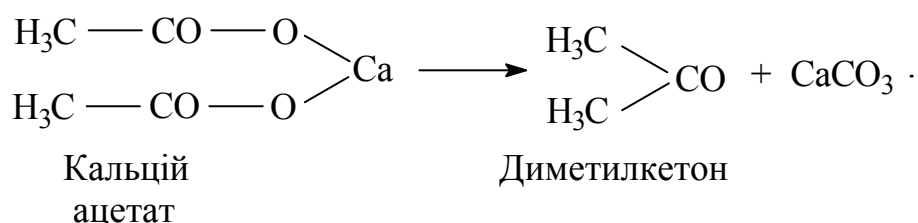
**5. Утворення ангідридів кислот.** Під час нагрівання суміші галогеноангідриду кислоти та її безводної солі утворюються ангідриди кислот



**6. Гідроліз солей лужних металів.** У разі сплавлення солей лужних металів карбонових кислот з лугами відбувається розщеплення карбонового ланцюга і декарбоксілювання, у результаті чого із карбонового радикала кислоти утворюється відповідний вуглеводень, наприклад:

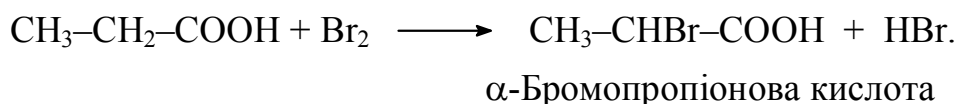


**7. Піроліз (суха перегонка) солей карбонових кислот.** Суха перегонка кальцієвих та барієвих солей карбонових кислот (крім мурашиної кислоти) приводить до утворення кетонів

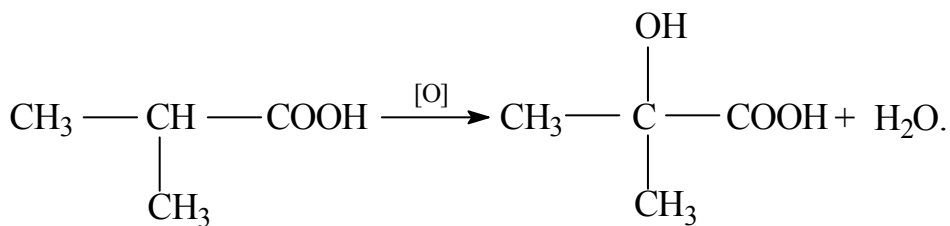


Якщо в реакції з  $\text{CaCO}_3$  реагує суміш двох різних кислот, то утворюється суміш солей, причому аніони можуть бути як однаковими  $(\text{RCOO})_2\text{Ca}$ , так і різними –  $\text{RCOO}-\text{Ca}-\text{OOCR}'$ .

**8. Галогенування кислот.** Атоми Гідрогену карбонових радикалів у кислотах за реакційною здатністю подібні до атомів Гідрогену в алканах. Виняток складають атоми Гідрогену, розміщені біля  $\alpha$ -карбонового атома (який пов'язаний із карбоксилем). Так, за дії хлору чи бром, в присутності переносників галогенів ( $\text{PCl}_3$ ,  $\text{I}_2$  та інші), на карбонові кислоти або їх хлорангідриди проходить заміщення саме  $\alpha$ -атомів Гідрогену



**9. Дія окисників.** Одноосновні карбонові кислоти, як правило, стійкі до дії окисників. Легко окиснюється лише мурашина кислота (до  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$ ) і кислоти з третинним атомом Карбону в  $\alpha$ -положенні. З окисненням останніх утворюються  $\alpha$ -оксикислоти

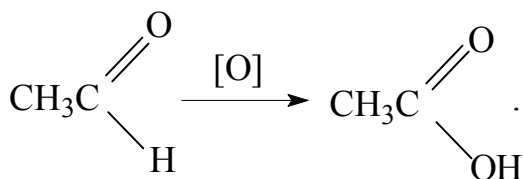
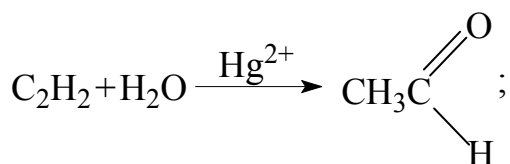
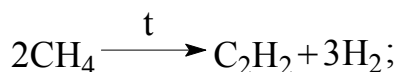


α-Оксиізомаляна  
кислота

### Приклади виконання завдань

*Приклад 1.* Складіть рівняння реакцій, які необхідно здійснити, щоб відбулись такі перетворення: метан  $\longrightarrow$  А  $\longrightarrow$  В  $\longrightarrow$  оцтова кислота.

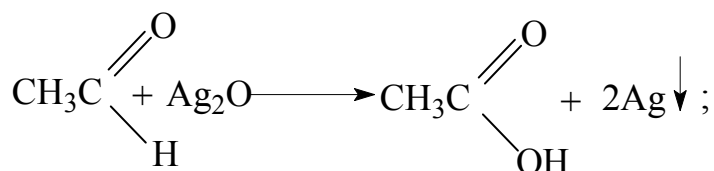
*Рішення:*



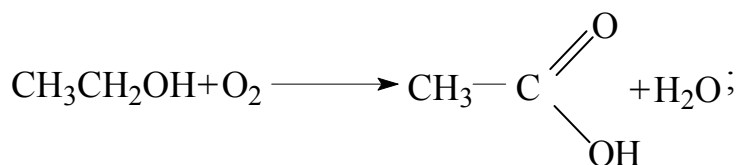
*Приклад 2.* Отримайте оцтову кислоту, використовуючи як вихідні речовини: а) альдегід; б) спирт; в) алкен; г) ацетилен.

*Рішення:*

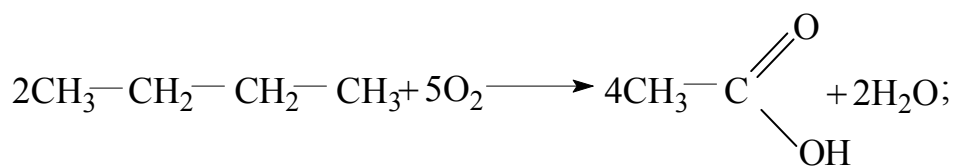
окиснення альдегідів



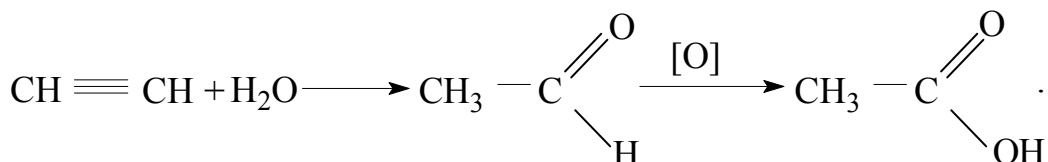
окиснення спиртів



окиснення алканів

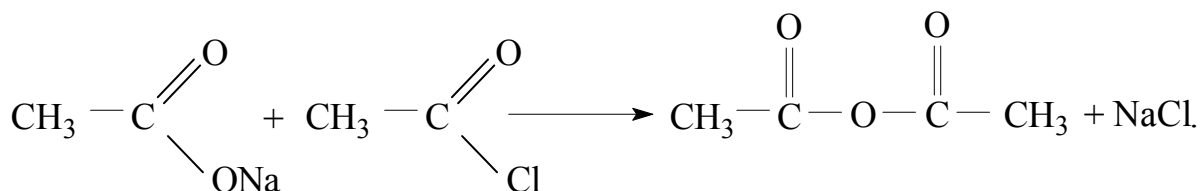


із ацетилену



*Приклад 3.* Складіть рівняння реакції взаємодії натрій ацетату з ацетилхлоридом.

*Рішення:*



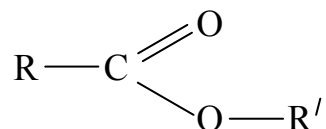
### ***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

1. Наведіть структурні формули ізомерних карбонових кислот складу  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$  та назвіть їх.
2. Поясніть основні ознаки класифікації карбонових кислот.
3. Складіть рівняння реакцій взаємодії мурашиної кислоти з речовинами: а) амоніаком; б) п'ятихлористим фосфором; в) етиловим спиртом (у присутності  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
4. Проведіть реакції етерифікації між речовинами: а) пропіоновою кислотою та етиловим спиртом; б) мурашиною кислотою та ізопропанолом. Назвіть утворені сполуки.
5. На ізомасляну кислоту подійте: а) бромом; б) окисником. Складіть відповідні рівняння реакцій та назвіть продукти реакції.

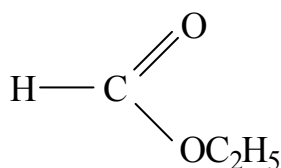
## ГЛАВА 11. ЕФІРИ. ЖИРИ.

### Загальні теоретичні положення

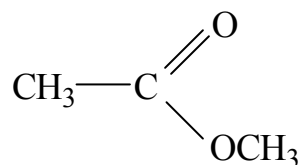
Складні ефіри органічних кислот (естери) можна розглядати як похідні карбонових кислот, в яких атом Гідрогену карбоксильної групи заміщений на вуглеводневий радикал, або як продукт заміщення гідроксильного Гідрогену у спиртах на кислотний радикал кислоти (ацил):



**Номенклатура та ізомерія.** Для найменування естерів частіше всього використовують тривіальні назви або історичну номенклатуру. Назва складного ефіру складається від назви кислоти і спирту, що беруть участь в його утворенні. Згідно з міжнародною номенклатурою назви естерів складають із назви вуглеводневого радикала і кореня латинської назви кислоти з додаванням закінчення *-ат* чи *-оат*:

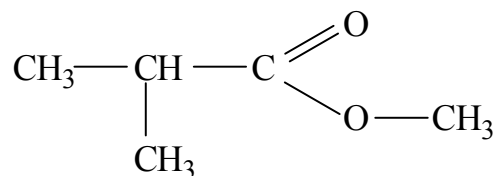
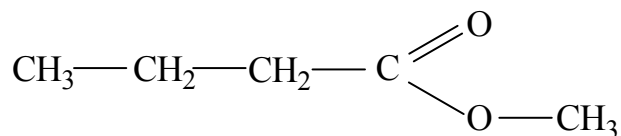


Етиловий естер мурашиної кислоти  
метилформіат

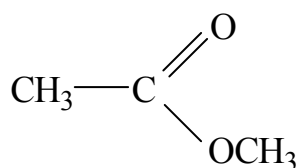
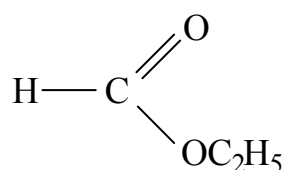


Метиловий естер оцтової кислоти  
метилацетат

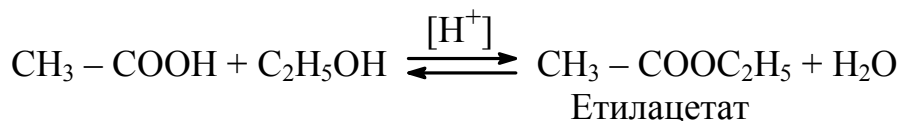
Ізомерю естерів визначають ізомерією вуглеводневих радикалів кислот та спиртів, що беруть участь в їх утворенні:



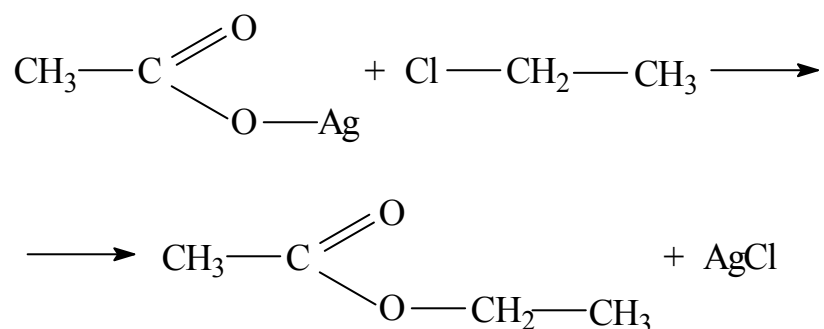
Для естерів також характерна метамерія. Класичним прикладом мета-мерів можуть слугувати етилформіат та метилацетат:



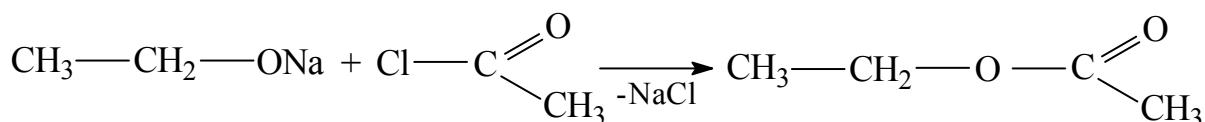
**Способи отримання. 1. Реакція етерифікації.** Естери утворюються за взаємодії спиртів з карбоновими (чи мінеральними) кислотами в присутності як каталізатора сильної мінеральної кислоти (частіше всього – сульфатної)



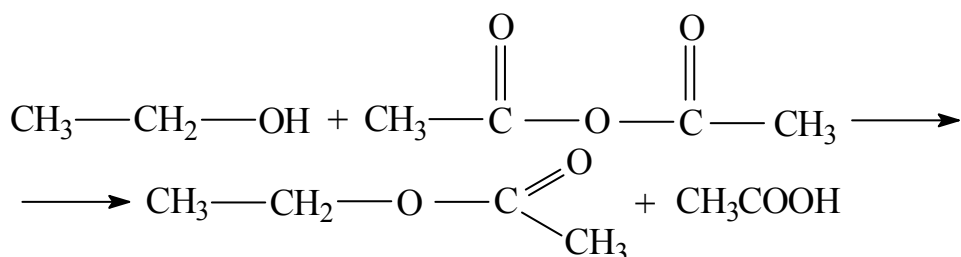
**2. Взаємодія солей карбонових кислот з галогенопохідними вуглеводнів**



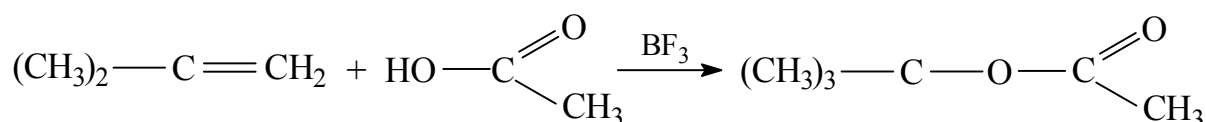
**3. Дія спиртів чи алкоголятів на галогеноангідриди кислот**



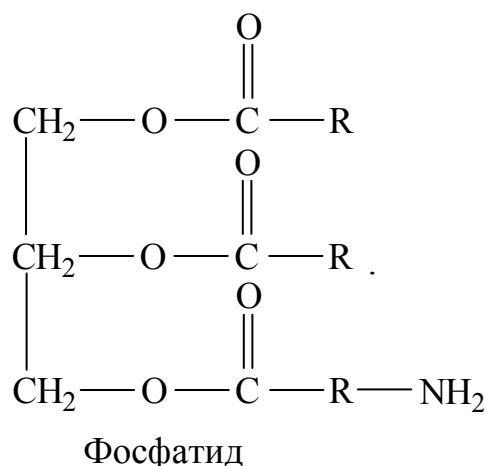
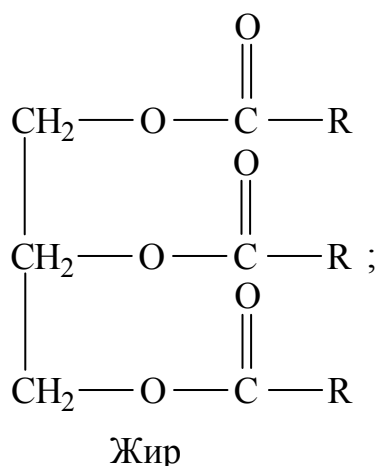
**4. Дія спиртів на ангідриди кислот**



**5. Приєднання карбонових кислот до алкенів**



Ліпідами називаються нерозчинні у воді та розчинні у вуглеводнях і ефірі речовини, що входять до складу тканин тварин. До них, зокрема, належать жири, тобто повні естери гліцерину та фосфатиди, а також дигліцериди жирних кислот, в яких гліцерин частково етерифікований фосфатною кислотою, а кислота другим своїм гідроксилом етерифікує аміноспирти:



Фосфатиди (лецитини і кефаліни) містять, окрім гліцерину та карбонових кислот, залишки фосфатної кислоти і аміноспирти. Вони входять до складу клітин рослинних і тваринних організмів (переважно клітин головного мозку та нервів) і відіграють важливу роль у різноманітних біологічних процесах: у передачі нервового збудження, регулюванні проникності оболонок клітин та ін.

Окисне розщеплення жирів – універсальний біохімічний процес, який проходить у всіх живих організмах та постачає енергію, необхідну для життєдіяльності. Жири нарівні з білками та вуглеводами – один з трьох основних поживних компонентів для ссавців.

Жири вперше були отримані синтетично Бертло (1854) нагріванням гліцерину з жирними кислотами.

Природні тваринні та рослинні жири (олії) складаються головним чином із естерів гліцерину та різних органічних кислот, в основному  $\text{C}_{10} - \text{C}_{18}$  (табл. 3). Жири містять у собі дві чи три головні кислоти та деякі інші кислоти в меншій кількості. Оскільки спирт у всіх природних жирах однаковий – гліцерин, то відміни, що спостерігаються між жирами, обумовлені виключно органічними кислотами.

Кислоти, що входять до складу жирів, доцільно поділяти на дві категорії: головні та другорядні. Головними кислотами жиру вважаються ті, вміст яких у жирові перевищує 10 % (олеїнова, пальмітинова, стеаринова). Більшість жирів містять дві чи три головні кислоти, а також деякі другорядні. Усі кислоти утворюють за можливістю більшу кількість змішаних гліцеридів (принцип рівномірного розподілу) – естерів гліцерину та органічних кислот. Іншими словами, кожна молекула гліцериду прагне до якомога більш гетерогенного складу.



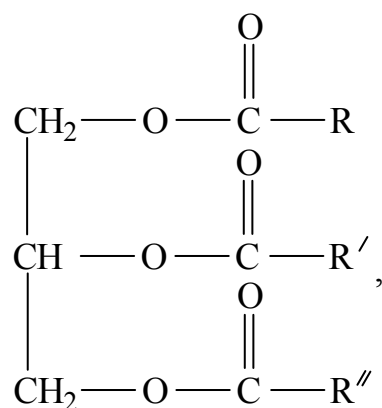
**Таблиця 3. Найважливіші кислоти, виділені із природних жирів**

Кислота	Кіл-ть С-атомів	Формула
Капронова	C <sub>6</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> COOH
Каприлова	C <sub>8</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> COOH
Капринова	C <sub>10</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> COOH
Пальмітинова	C <sub>16</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>14</sub> COOH
Стеаринова	C <sub>18</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>16</sub> COOH
<b>Ненасичені кислоти</b>		
Олеїнова	C <sub>18</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> <sup>10</sup> CH=CH <sup>9</sup> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> COOH
Лінолева	C <sub>18</sub>	CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> <sup>13</sup> CH=CH <sup>12</sup> CH <sub>2</sub> <sup>10</sup> CH=CH <sup>9</sup> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> COOH
Ліноленова	C <sub>18</sub>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> <sup>16</sup> CH=CH <sup>15</sup> CH <sub>2</sub> <sup>13</sup> CH=CH <sup>12</sup> CH <sub>2</sub> <sup>10</sup> CH=CH <sup>9</sup> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> COOH

Як правило, жири не витримують перегонки і розкладаються, навіть якщо їх переганяють за низького тиску. Температура плавлення, а, відповідно, і консистенція жирів, залежать від будови кислот, що входять до їх складу. Тверді жири, що плавляться за відносно високої температури, складаються, головним чином із гліцеридів насичених кислот, а в оліях, що плавляться в умовах більш низьких температур, які є густими рідинами, містять значні кількості ненасичених кислот. Для характеристики жирів застосовується, як правило, температура твердіння, яка не збігається з температурою плавлення – вона дещо нижча. Температура твердіння жиру також обумовлена характером кислот, що входять до його складу: вона тим вища, чим більший вміст насичених кислот.

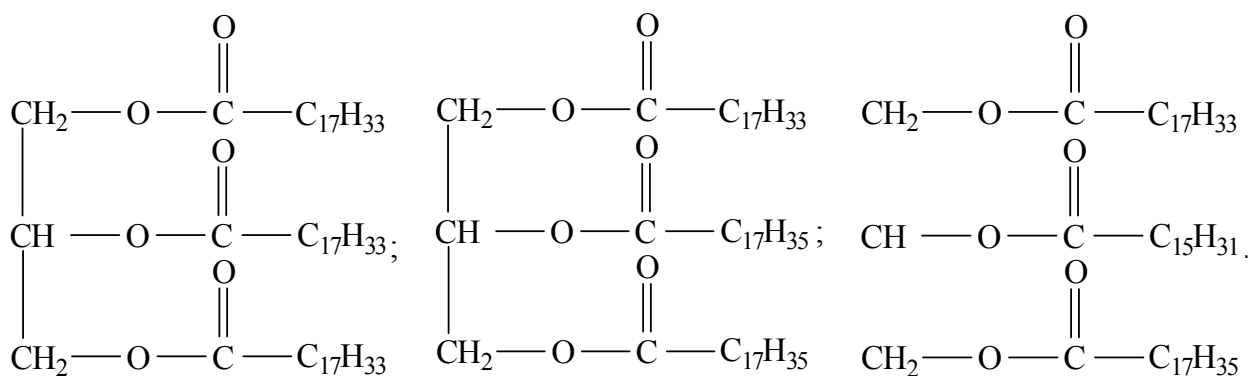
Жири розчиняються в ефірі, полігалогенопохідних, сірковуглеці, бензолі, толуолі, бензині.

Гліцериди мають таку загальну формулу:

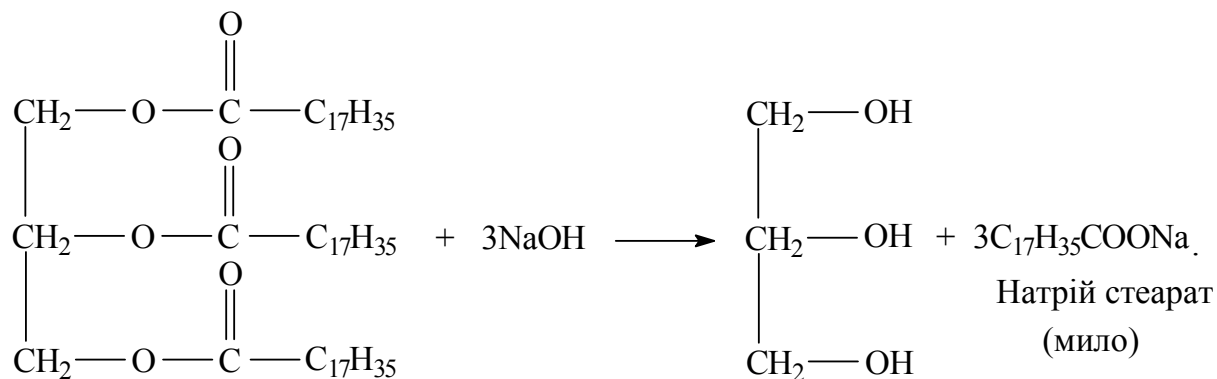


де R, R', R'' – вуглеводневі радикали.

Три гідроксили гліцерину можуть бути етерифіковані або лише однією, наприклад пальмітиною чи олеїною, або двома чи трьома різними кислотами:

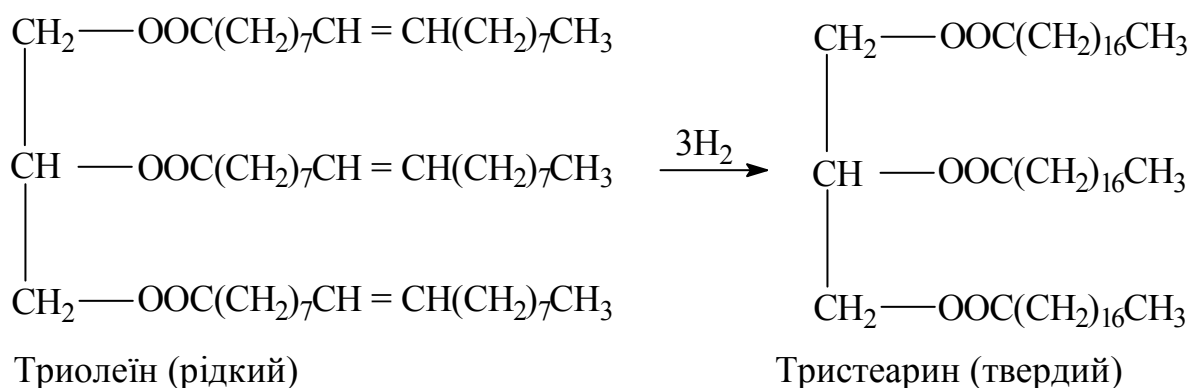


**Хімічні властивості. 1. Гідроліз (омилення).** Серед реакцій жирів особливе значення має гідроліз, який можна здійснити як кислотами, так і основами (лужний гідроліз). Омилення жирів за допомогою їдкого натру або їдкого калі проводиться у процесі отримання мила. Мило є лужними солями вищих жирних кислот. У промисловості як вихідні речовини для їх отримання застосовують тваринні жири (сало нижчих сортів), бавовняну, пальмову, кокосову олію. Під час нагрівання їх з їдким натром утворюється густий розчин (“мильний клей”), який містить у собі гліцерин та солі жирних кислот. Потім до гарячої рідини додають кухонну сіль – “висолюють” натрієве мило:



У продажу під різними назвами є різні миючі засоби (детергенти) – замінники мила, що є молекулами поверхнево-активних речовин, які містять 16–18 атомів Карбону, як полярну групу – сульфатну  $-\text{SO}_3\text{Na}$ , яка не боїться навіть морської води. Саме так побудовані молекули кращих та найбільш розповсюджених синтетичних миючих засобів.

**2. Гідрування.** Перетворення рідких жирів на тверді, які мають велике значення для харчових потреб, у миловарінні, полягає в гідруванні подвійних зв'язків у присутності каталізаторів, наприклад нікелю:



**3. Згіркнення.** Багато жирів на повітрі гіркнуть – набувають неприємного смаку та запаху. Розрізняють два типи згіркнення – гідролітичне та окиснювальне. Гідролітичне згіркнення у жирів проходить під впливом ферментів або мікроорганізмів і призводить до утворення вільних жирних кислот. Найбільш розповсюджений – окиснювальний тип згіркнення. Окиснення молекули жиру призводить до утворення альдегідів та кетонів з коротким ланцюгом, які мають неприємний смак та запах. Для сповільнення окиснення жирів у них вводять антиоксиданти (поліфеноли, хінони, катехіни). Рослинні комбіжири, що надходять до продажу, не гіркнуть завдяки антиоксидантам.

**4. Окиснення і полімеризація олій.** Рослинні олії за їх відношенням до кисню поділяються на дві групи: нездатні до висихання, які на повітрі

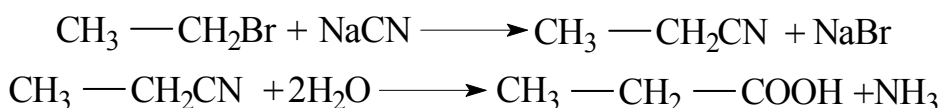
залишаються, очевидно, незмінними (бавовняна, соняшникова, мигдальна та ін.) і здатні до висихання (ляна, конопляна, горіхова та ін.), які містять гліцериди ненасичених кислот переважно з двома чи трьома зв'язками і перетворюються на повітрі в прозору, еластичну, стійку до органічних розчинників і погоди плівку. Складний “процес” висихання полягає в окисненні і полімеризації кислот і прискорюється в присутності каталізаторів: оксиду свинцю, солей марганцю (сикативів). Бавовняна олія, зварена з оксидом свинцю і відома під назвою оліфи, застосовується для приготування фарб, лаків, лінолеуму.

Жири – цінні поживні продукти харчування. Наприклад, свинина містить у середньому 21,5–37,3 % жирів, м'ясо курки – 6,8–13,7 %; коров'яче молоко – 3,6 %. Під час розщеплення 100 г жиру в організмі людини або тварин утворюється 107,1 г води. У результаті окиснення в організмі 1 г жиру утворюється 9,3 ккал енергії (1 г вуглеводів дає 4,3, а білків – 4,1 ккал). Жири – розчинники в організмі багатьох вітамінів (А, D, Е, К, F, Q). Вони беруть участь у терморегуляції живого організму і виконують захисні функції, зберігаючи внутрішні органи від механічних ушкоджень тощо.

### **Приклади виконання завдань**

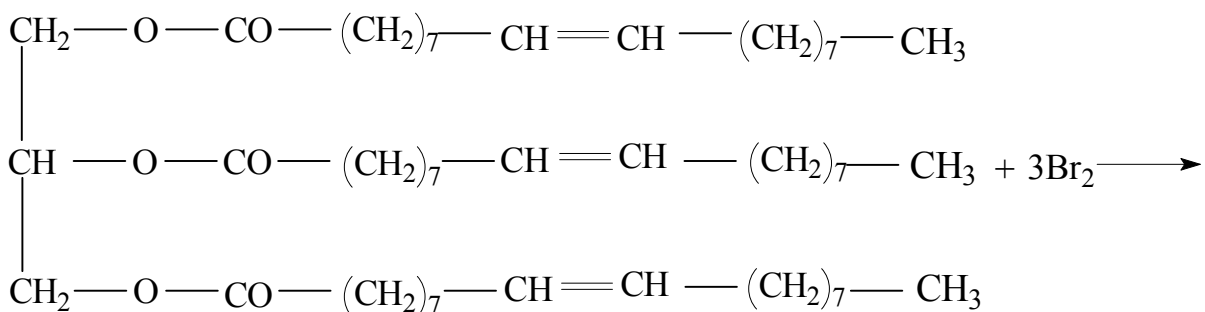
*Приклад 1.* Отримати із бромистого етилу пропіонову кислоту.

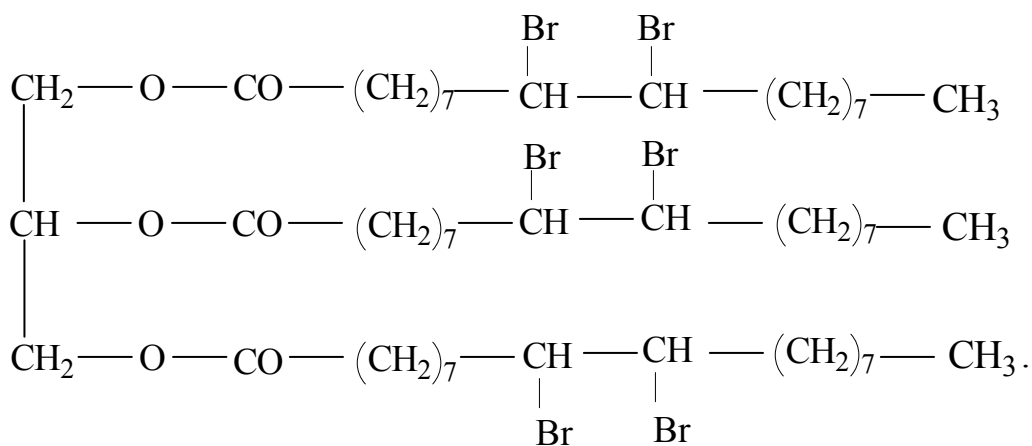
*Рішення:*



*Приклад 2.* Подійте на триолеїн бромною водою.

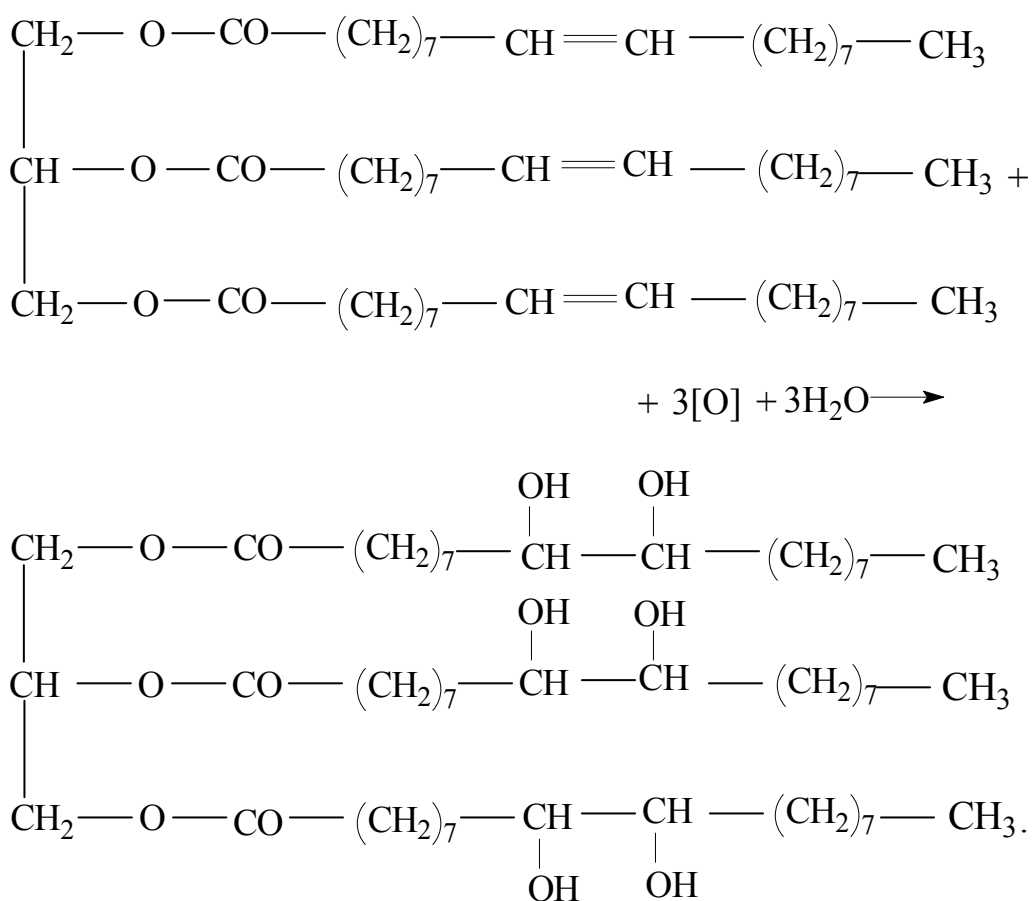
*Рішення:*





*Приклад 3.* Проведіть реакцію окиснення триолеїну водним розчином калій перманганату.

*Рішення:*



***Практичні завдання і запитання для самоконтролю***

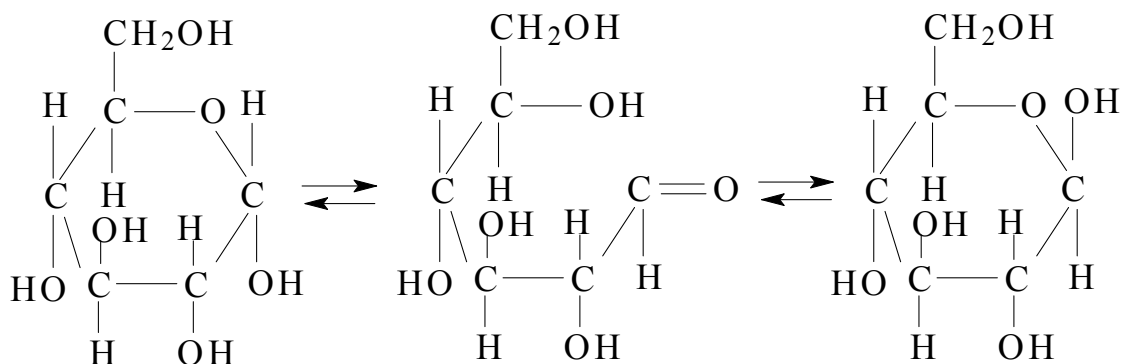
1. Наведіть структурні формули жирів: а) трипальмітину; б) дипальмітостеарину; в) олеопальмітостеарину.
2. Здійсніть реакцію кислотного гідролізу дипальмітостеарину.
3. Напишіть реакцію кислотного гідролізу диолепальмітину.
4. Поясніть основні ознаки класифікації жирів.

## ГЛАВА 12. БУДОВА, ВЛАСТИВОСТІ ТА ЗАСТОСУВАННЯ ГЛЮКОЗИ, САХАРОЗИ, КРОХМАЛЮ ТА ЦЕЛЮЛОЗИ

### Загальні теоретичні положення

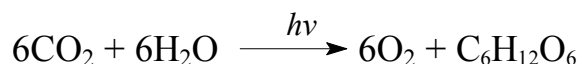
**Будова молекули, властивості та застосування глюкози.** Глюкоза – представник вуглеводів (моносахаридів). Молекулярна формула глюкози  $C_6H_{12}O_6$ . У складі молекули глюкози п'ять гідроксильних груп та одна карбонільна група.

У розчині глюкоза існує в ациклічній та циклічних  $\alpha$ - і  $\beta$ -формах, які перебувають у рівновазі:



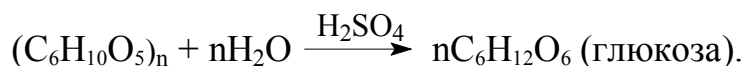
У природі глюкоза знаходиться в усіх органах зелених рослин, міститься у м'язах, крові та в невеликих кількостях у всіх клітинах людини.

Глюкоза утворюється у рослинах у результаті фотосинтезу в присутності хлорофілу:



У ході реакції відбувається акумуляція сонячної енергії рослинами.

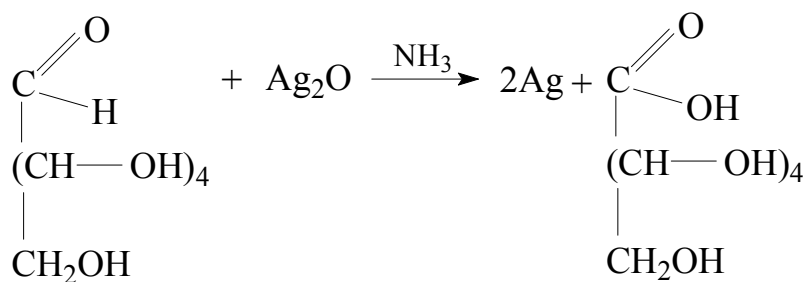
Промисловим способом добування глюкози є гідроліз крохмалю



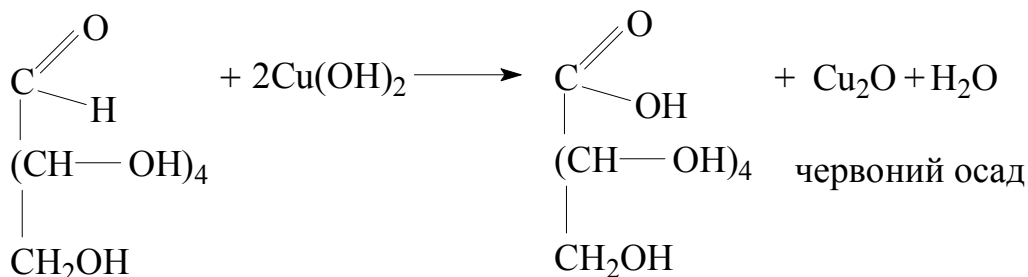
Глюкоза – безбарвна кристалічна речовина, добре розчинна у воді, утворює кристалогідрат  $C_6H_{12}O_6 \cdot H_2O$ .

Глюкоза вступає у реакції, що протікають за альдегідною групою:

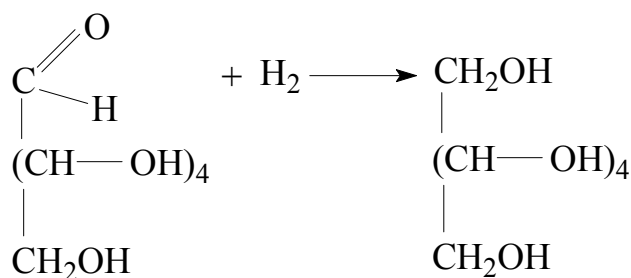
а) реакція “срібного дзеркала”



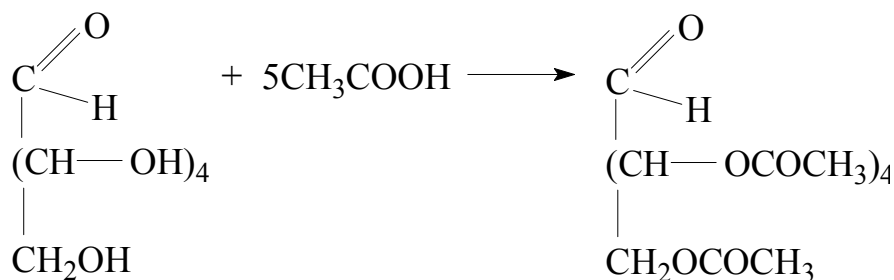
б) взаємодія з купрум(II) гідроксидом під час нагрівання:



в) відновлення



Глюкоза здатна вступати в реакції, що протікають за гідроксильною групою, наприклад в реакцію ацилування:

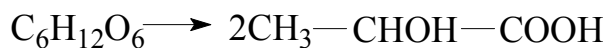


Для глюкози характерними є і специфічні реакції:

а) спиртове бродіння

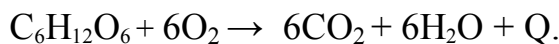


б) молочнокисле бродіння



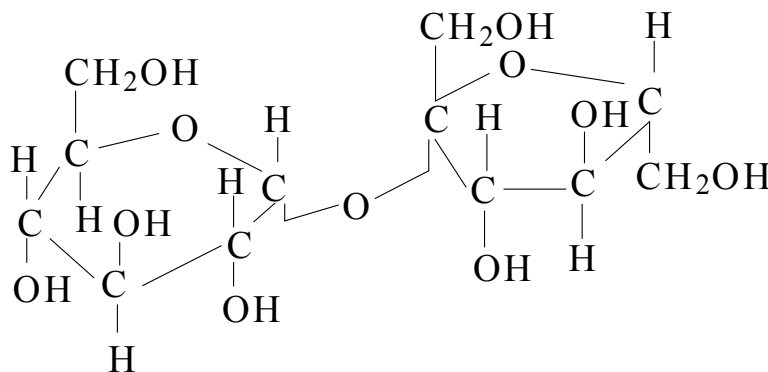
Молочна кислота

Глюкоза – це поживний продукт, який піддається в організмі поступовому окисненню із виділенням енергії. Сумарне рівняння процесу окиснення таке:



**Будова молекули, властивості та застосування сахарози.** Сахароза

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  – представник вуглеводів (дисахаридів).



Глікозидний зв'язок

У природі сахароза входить до складу соку цукрового буряку (16–20 %) та цукрової тростини (14–26 %).

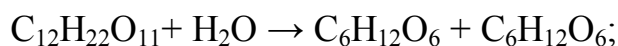
Сахарозу (цукор) виділяють з природних речовин з наступною очисткою.

Процес виробництва включає такі стадії:

1. Подрібнення цукрового буряку, видобування сахарози водою.
2. Виділення сахарози у вигляді кальцій сахарату  
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \text{CaO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}.$
3. Виділення сахарози з сахарату у вигляді водного розчину  
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \text{CaO} \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}.$
4. Упарювання розчину та виділення цукру.
5. Додаткова очистка цукру.

Сахароза – безбарвна кристалічна речовина, добре розчинна у воді.

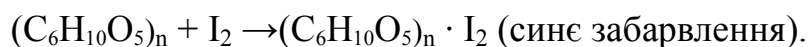
Під час нагрівання в розчині кислоти сахароза гідролізує. При цьому розривається глікозидний зв'язок з утворенням глюкози та фруктози:



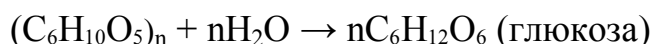




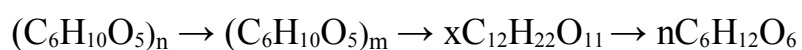
Крохмаль – білий порошок. У гарячій воді набухає, утворює клейстер під час нагрівання розчину. Характерною якісною реакцією на крохмаль є взаємодія з йодом



Крохмаль не відновлює купрум(II) гідроксид, оскільки не містить альдегідних груп. Під час нагрівання крохмалю у присутності сульфатної кислоти відбувається його гідроліз



Залежно від умов гідроліз відбувається з утворенням проміжних продуктів:

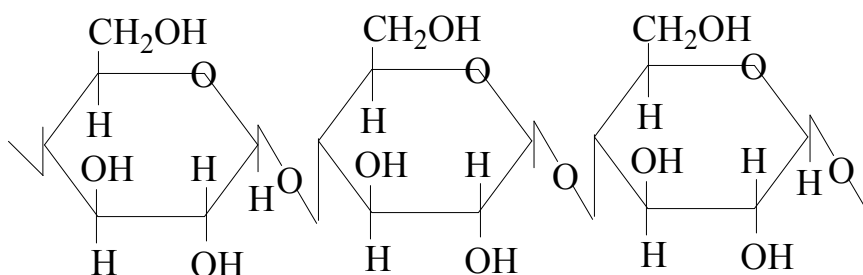


Крохмаль      Декстрин      Мальтоза      Глюкоза

Крохмаль – цінний поживний продукт. Для більш ефективного засвоєння крохмаль нагрівають, при цьому він переходить у декстрин (наприклад, картоплю – варять). В організмі декстрин гідролізується до глюкози, надлишок якої перетворюється у глікоген, що є резервною речовиною організму. У промисловості із крохмалю добувають глюкозу та патоку.

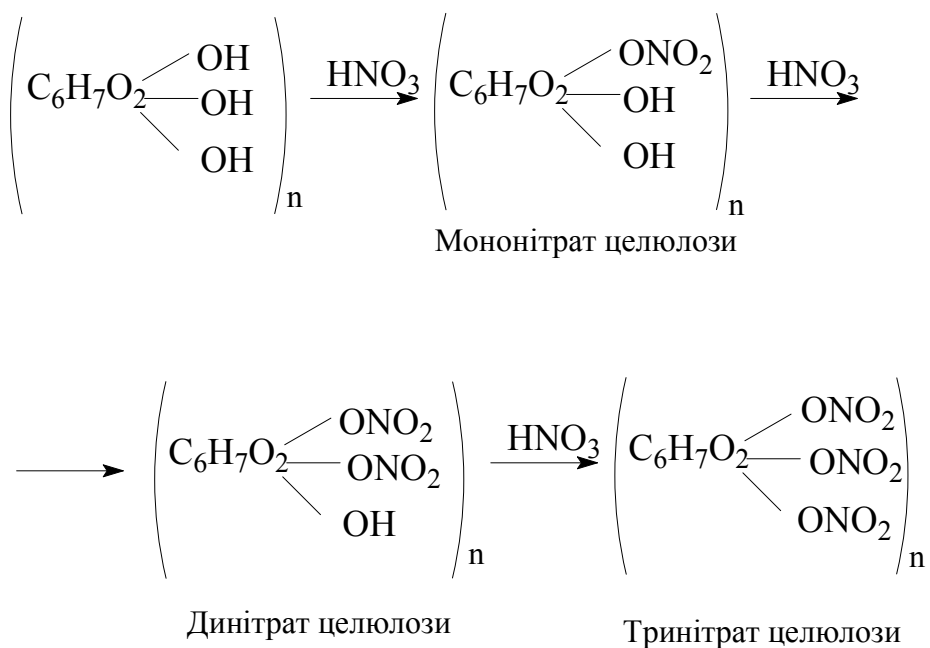
**Будова молекули, властивості та застосування целюлози. Целюлоза (клітковина)**  $(C_6H_{10}O_5)_n$  – широко розповсюджена у природі. Із целюлози побудовані стінки рослинних клітин. Деревина, бавовна та льон практично повністю складається з целюлози.

Целюлоза – полімер, що має лінійну макроструктуру з дуже довгих ланцюгів залишків  $\beta$ -D-глюкози:



Целюлоза не розчиняється у воді і органічних розчинниках. Під час нагрівання у розведених кислотах целюлоза гідролізує, утворюючи глюкозу. Целюлоза вступає в реакції, що характерні для спиртів: утворює етери й естери.

В елементарній комірці целюлози містяться три гідроксильні групи, тому в реакції може брати участь одна, дві чи три гідроксильних групи:



Деякі ефіри целюлози застосовуються у виробництві штучних волокон і пластмас, кіноплівки та нітролаків, целулоїду і бездимного пороху.

## ГЛАВА 13. АМІНОКИСЛОТИ. БІЛКИ.

### Загальні теоретичні положення

Амінокислотами (амінокарбоновими кислотами) називаються органічні сполуки, що містять у молекулі одночасно карбоксильну і аміногрупу. Їх можна розглядати як заміщені карбонові кислоти, у вуглеводневому радикалі яких один або декілька атомів Гідрогену заміщені на аміногрупи. Із приведеного визначення видно, що амінокислоти за будовою нагадують оксикислоти, але замість гідроксилу другою функціональною групою в них є залишок амоніаку:  $\text{NH}_2\text{-R-COOH}$ . У природі амінокислоти дуже розповсюджені і відіграють винятково важливу роль у процесах життєдіяльності, бо саме із залишків амінокислот збудовані гігантські молекули носіїв життя – білків.

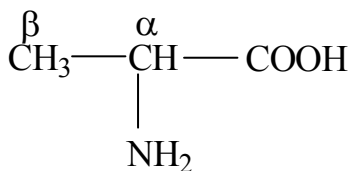
### Ізомерія

Кількість та характер ізомерів амінокислот залежить від:

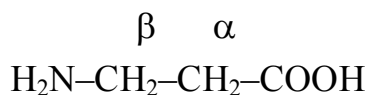
– ступеня розгалуження карбонового ланцюга радикала;

– взаємного розташування карбоксилу і аміногрупи, тобто вони діляться

на:  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ - і т.д. амінокислоти:

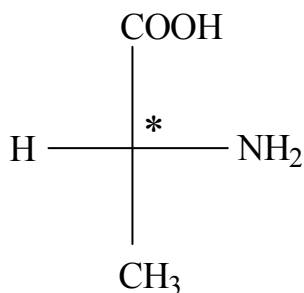


$\alpha$ -амінопропіонова кислота  
( $\alpha$ -аланін)

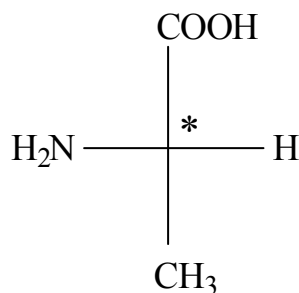


$\beta$ -амінопропіонова кислота  
( $\beta$ -аланін)

До того ж, всі природні амінокислоти, крім амінооцтової, містять асиметричні атоми Карбону, тому вони мають оптичні ізомери (антиподи). Розрізняють D- і L-ряди амінокислот:



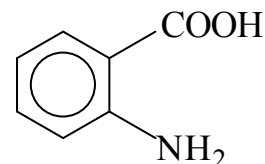
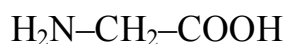
D(-) - аланін



L(+) - аланін

Слід відзначити, що всі амінокислоти, що входять до складу білків, належать до L-ряду.

**Номенклатура.** Назви амінокислот будуються так само, як і оксикислот, тобто із назви відповідної кислоти з префіксом *аміно-* та вказівкою місця аміногрупи по відношенню до карбоксилу. Наступні приклади ілюструють основні способи побудови назв амінокарбонових кислот:



2-аміноетанова кислота (амінооцтова кислота, гліцин глікоколь)	2-амінопропанова кислота (β-амінопропіонова кислота, β-аланін)	2-амінобензойна кислота (о-амінобензойна кислота, антранілова кислота)
---	--	--

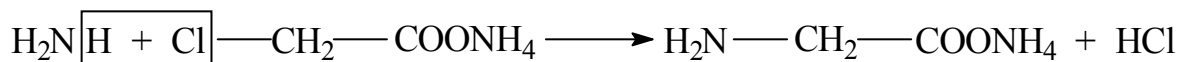
У побут міцно ввійшли емпіричні (тривіальні) назви амінокислот, якими широко користуються в хімії, в біологічних науках, у технології, а також у сільськогосподарській науці і практиці.

**Способи утворення.** Амінокислоти отримують трьома методами: ферментативним, гідролітичним та синтетичним.

**1. Мікробіологічний (ферментативний) метод.** У зв'язку з широким застосуванням амінокислот як добавок до корму сільськогосподарських тварин і птиці промисловість в останній час використовує мікробіологічні методи синтезу. Сьогодні вже освоєно мікробіологічне виробництво глютамінової і аспарагінової кислот, треоніну, аланіну, триптофану з використанням як сировини крохмалю, меляси та патоки. За мікробіологічного (ферментативного) способу синтезу амінокислоти утворюються в процесі життєдіяльності бактерій.

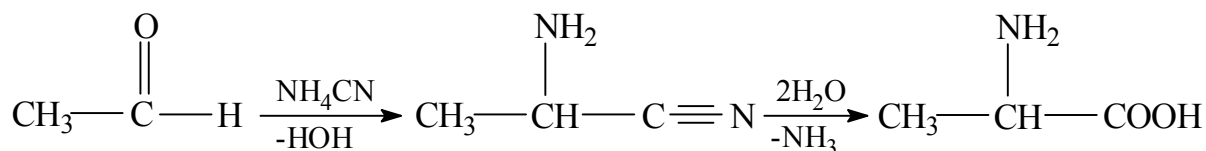
**2. Гідролітичний метод.** Заснований на гідролізі білкових природних продуктів, наприклад рогів, копит, крові (відходів переважно м'ясної промисловості), із яких виділяють амінокислоти. Як гідролітичний, так і ферментативний способи призводять до утворення сумішей оптично активних α-амінокислот.

**3. Синтетичні методи. 3.1. Дією амоніаку на  $\alpha$ -галогенкислоти або їх солі.** Сьогодні цей метод є основним промисловим методом синтезу  $\alpha$ -амінокислот:



Цю реакцію проводять з надлишком амоніаку, бо спочатку утворюється амонійна сіль галогенопохідної кислоти.

**3.2. Взаємодія альдегідів або кетонів з ціанідною кислотою або її солями** (ціангідринний або амініонітрильний синтез). А.Л. Штреккер, М.Д. Зеленський і Г.Д. Стадников запропонували для цієї мети обробляти альдегіди або кетони сумішшю солей  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{KCN}$ , із яких утворюється  $\text{NH}_4\text{CN}$ :

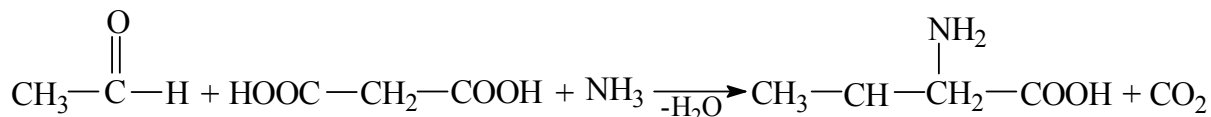


Етаналь

Амініонітрил

Аланін

**3.3. Метод В.М. Родіонова.**  $\beta$ -амінокислоти можна отримувати конденсацією альдегідів з маленовою кислотою і спиртовим розчином амоніаку:

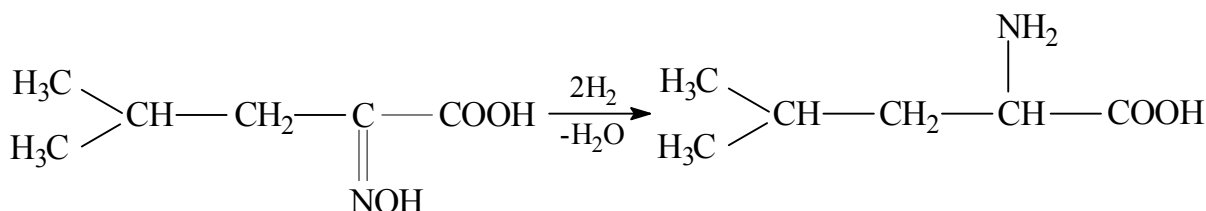
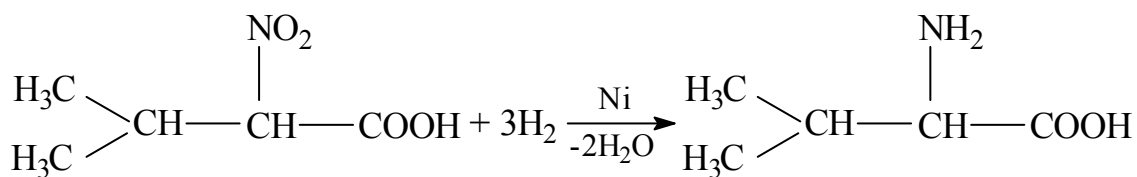


Етаналь

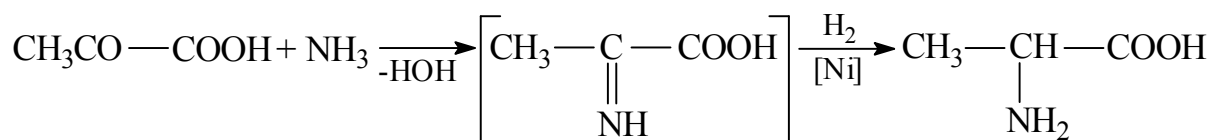
Маленова кислота

$\beta$ -аміномасляна кислота

**3.4. Відновленням  $\alpha$ -нітрокислот, оксимів або гідразонів  $\alpha$ -оксикислот:**

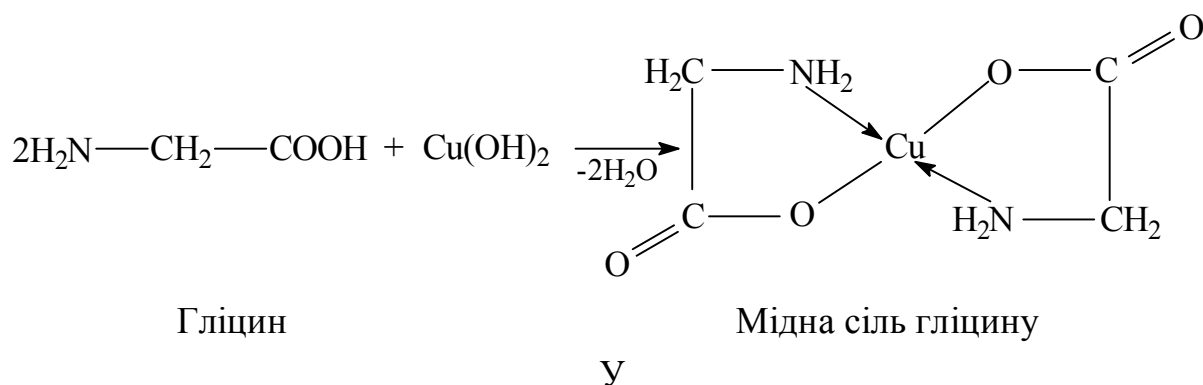


$\alpha$ -амінокислоти отримують також за каталітичного відновлення оксокарбонових кислот воднем у присутності амоніаку



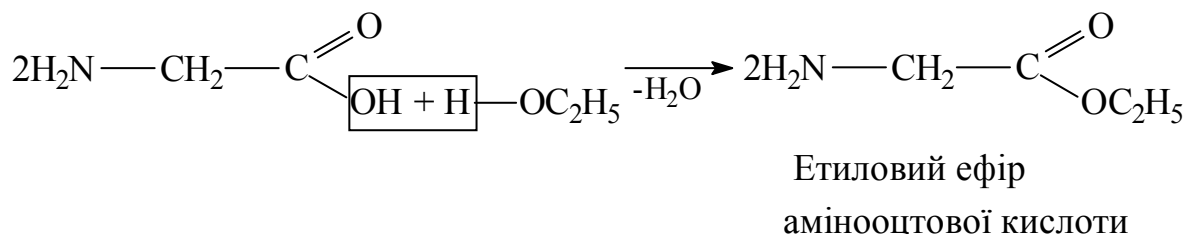
**Хімічні властивості.** Амінокислоти проявляють властивості, характерні як для кислот, так і для амінів. Крім того, амінокислоти мають специфічні властивості, характерні для сполук з одночасним вмістом двох різних за своєю природою функціональних груп.

**Реакції карбоксильної групи амінокислот. 1. Утворення солей з основами.** Як і аліфатичні кислоти, амінокислоти утворюють солі з основами. Крім звичайних солей, вони у певних умовах можуть утворювати внутрішньо-комплексні солі з катіонами важких металів. Дуже характерні, внутрішньо-комплексні солі  $\alpha$ -амінокислот із міддю, що гарно кристалізуються й інтенсивно забарвлені в синій колір:

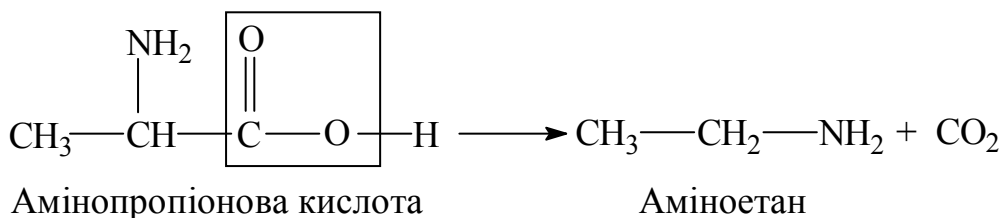


В цих солях атом Купруму з'єднується семиполярними зв'язками з атомами Нітрогену.

**2. Утворення складних ефірів.** Ефіри амінокислот отримують (звичайно у вигляді солей), діючи на амінокислоти спиртом у присутності гідроген хлориду

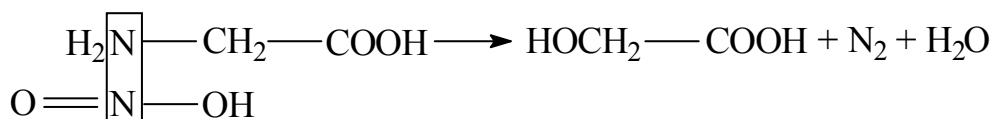


**3. Декарбоксілювання амінокислот.** У природі, в рослинних і тваринних організмах поширений ферментативний процес декарбоксілювання амінокислот. При цьому виділяється  $\text{CO}_2$  і утворюється амін, що містить на один атом Карбону менше:



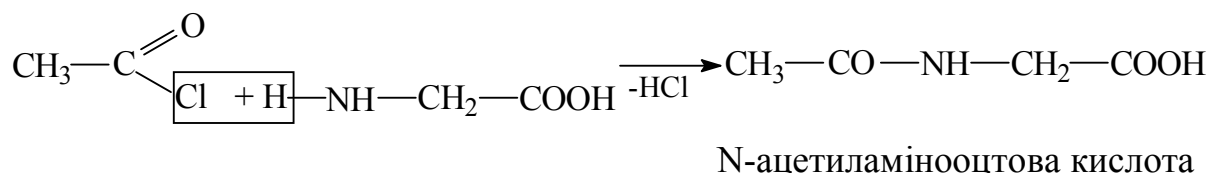
**Реакції аміногрупи амінокислот. 1. Утворення солей з кислотами.** З мінеральними кислотами амінокислоти дають солі, як і аміни.

**2. Дія нітритної кислоти (утворення оксикислот).** За дії нітритної кислоти утворюються оксикислота і виділяються азот і вода

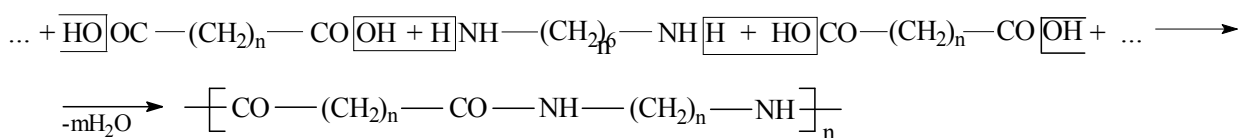


Цією реакцією користуються для кількісного газометричного визначення аміногруп в амінокислотах, а також у білках і продуктах їх розкладу (**метод Ван-Слейка**).

**3. Отримання ацильних похідних.** Як ацилюючі агенти застосовують галогенангідриди і ангідриди кислот



Амінокислоти можуть вступати в реакції поліконденсації з утворенням природних високомолекулярних сполук – поліпептидів:



Метиленові групи в таких сполуках пов'язані пептидними зв'язками – CO–NH–.

**Білки.** Білки – високомолекулярні органічні сполуки, що побудовані із залишків α-амінокислот, які з'єднані між собою пептидними зв'язками в довгі поліпептидні ланцюги, прямі і закручені. Вони становлять структурну та функціональну основу кожного живого організму, оскільки з їх діяльністю пов'язано існування живої матерії. В організмі білки виконують життєво важливі функції: структурну, захисну, каталітичну, транспортну, енергетичну, регу-



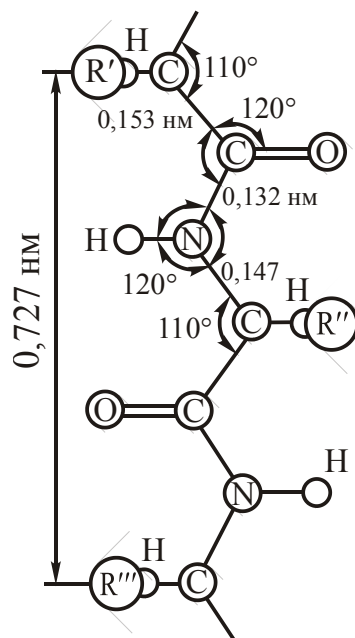
ляторну, спадкову тощо. З діяльністю білків пов'язані живлення, подразливість, скорочення, ріст, розвиток, розмноження, регуляція свого хімічного складу та функцій, пристосування до зовнішнього середовища і смерть, тобто всі прояви життя. Білки – необхідний продукт харчування людини (у середньому раціон повинен містити щоденно 80–400 г/добу), є сировиною для харчової, легкої та хімічної промисловості.

Білки становлять 45–50 % сухої маси живого організму. Це і було причиною їх першої наукової назви – “протеїни” (грец. *Protos* – перший, найважливіший). Для білків характерний постійний елементарний склад. Так, білкова молекула містить: Карбону – 50,6–54,5 %, Оксигену – 21,0–3,5, Нітрогену – 15–19, Гідрогену – 6,5–7,5, Сульфур – 0,3–2,5, Фосфору – 0,0–2,0, Феруму – 0,0–0,4 % і т. ін.

**Структура білкової молекули.** Для білків характерна складна будова їх молекул. У різні періоди розвитку органічної хімії вона вивчалась видатними хіміками різних країн світу: харків'янином О. Я. Данілевським (1888–1891), німецьким хіміком-органіком Е. Фішером (1899–1919), російським хіміком-органіком М.Д. Зелінським (1906–1934), американським фізиком і хіміком Л. Полінгом (1946–1951) та ін.

Головними структурними одиницями, які формують білкову молекулу, є 20 амінокислот, 2 амідні (аспарагін і глутамін) і 2 імінокислоти (пролін і оксипролін). Залишки амінокислот, що з'єднані між собою у довгі поліпептидні ланцюги, створюють основу структури білкової молекули. Методом рентгеноструктурного аналізу встановлено в такому ланцюгу між залишками амінокислот валентні кути і навіть між-атомні відстані (рис. 16).

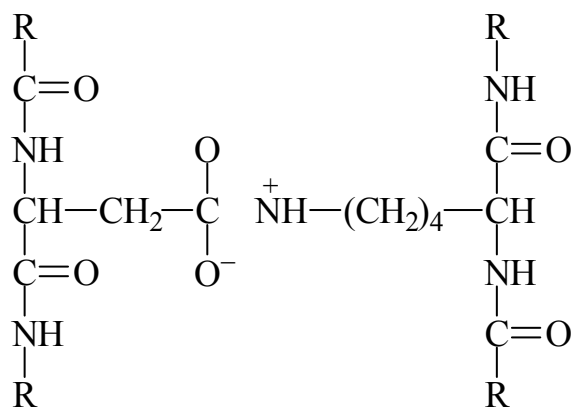
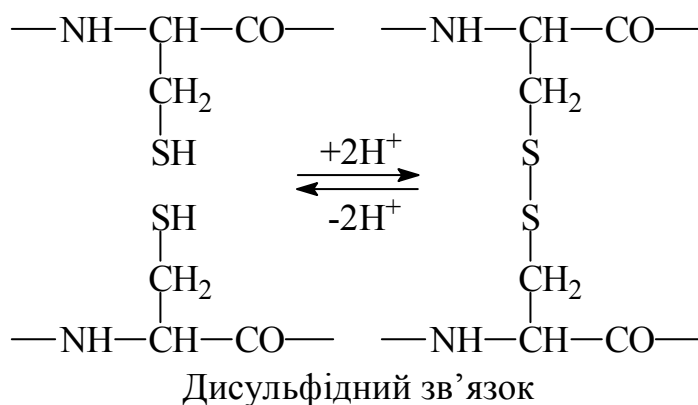
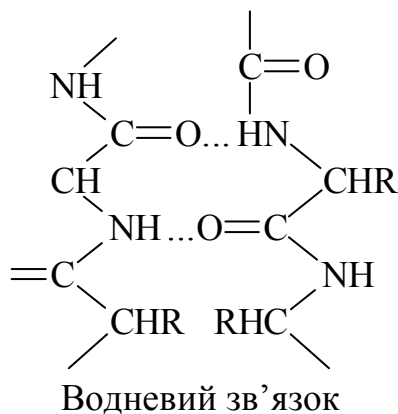
Після з'єднання амінокислот у поліпептидний ланцюг залишаються вільними від пептидних зв'язків (–CO–NH–) бокові розгалуження білкової молекули, які зумовлюють різноманітність її хімічних властивостей: карбоксильні групи аспарагінової і



**Рис. 16. Валентні кути і міжатомні відстані в поліпептидному ланцюзі білкової молекули**

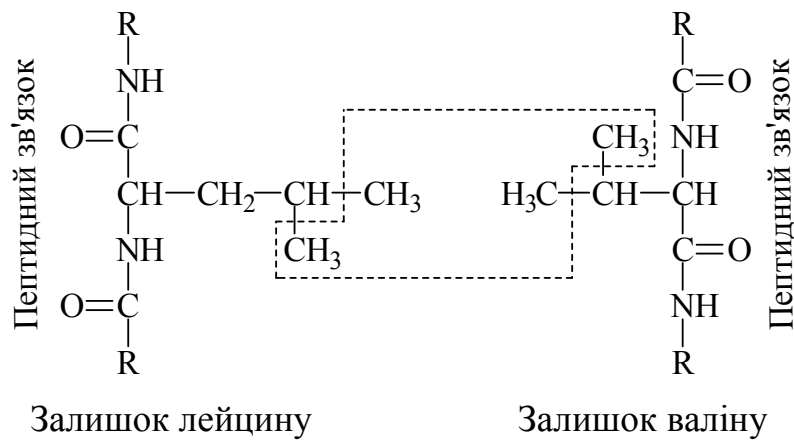
глутамінової кислот, аміногрупи лізину і оксилізину, гуанідинова група аргініну, імідазольна група гістидину, гідроксильна група серину і треоніну, фенольна група тирозину, сульфгідрильна група цистеїну, дисульфідна група цистину, тіоестерна група метіоніну, бензинове кільце фенілаланіну і тирозину, індольне ядро триптофану тощо.

Бокові розгалуження білкових поліпептидних ланцюгів взаємодіють між собою, надаючи білковій молекулі структурну і функціональну лабільність її численних зв'язків:



Йонний зв'язок

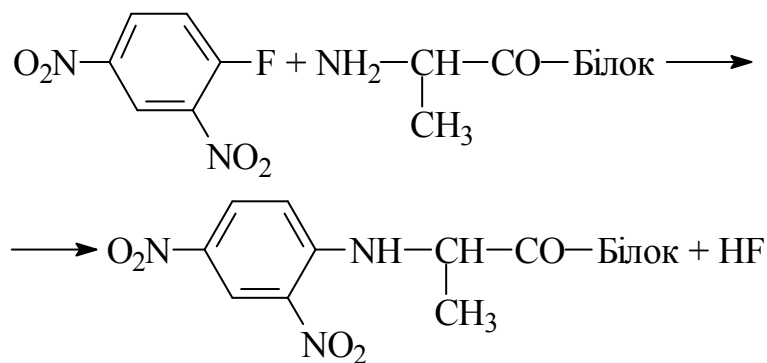
Крім того, у молекулі білка під впливом вандерваальсових сил між зближеними вуглеводневими радикалами амінокислот (валіну, аланіну, лейцину, ізолейцину, фенілаланіну, триптофану) формуються гідрофобні зв'язки, що у свою чергу призводить до утворення симетричних крапель, які мають найменшу поверхню контакту з водою



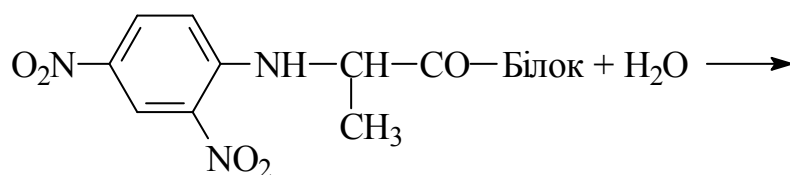
Виникає колоїдна частинка, всередині якої розміщені гідрофобна, зовні – гідрофільна частини молекули.

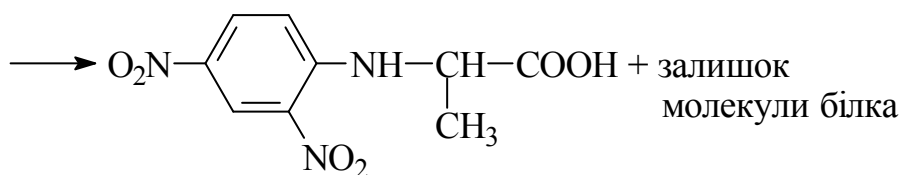
**Рівні структурної організації білкової молекули.** Розрізняють чотири рівні структурної організації білкової молекули – первинний, вторинний, третинний і четвертинний.

**Первинна структура** молекули білка визначається кількістю та послідовністю амінокислотних залишків у ній, які з'єднані між собою пептидними зв'язками. Визначення проводять за методом Сенгера (1949–1954). Виділений білок обробляють розчином динітрофторбензену (ДНФБ). На першому етапі процесу утворюється ДНБ-білок



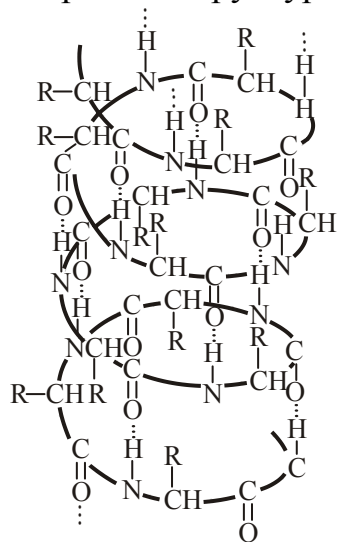
У подальшому ДНБ-білок гідролізується, що призводить до утворення залишку молекули білка і ДНБ-амінокислоти (у нашому випадку ДНБ-аланіну):



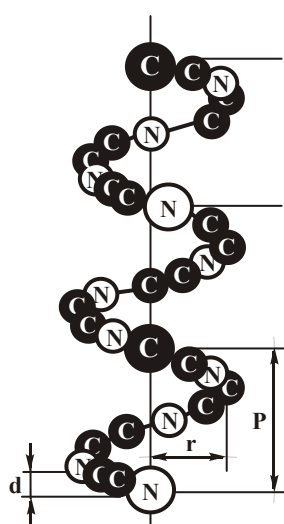


ДНБ-Аланін із суміші виділяють і гідролізують, внаслідок чого утворюються динітробензол і аланін. Залишок білка вступає в реакцію з новими порціями ДНФБ до того часу, поки вся молекула білка не розщепиться на амінокислоти. На основі виділених поступово амінокислот створюються карту первинної структури білкової молекули. При створенні такої карти керуються результатами проведеного вище аналізу амінокислотного складу білкової молекули. Для прикладу можна навести первинну структуру природного трипептиду глутатіону (γ-глутамілцистеїнілгліцину), під час гідролізу молекули якого утворюються три амінокислоти – глутамінова, цистеїн і гліцин. Така структура формується за рахунок двох пептидних ковалентних зв'язків між α-карбоксильною групою амінокислоти і α-аміногрупою другої амінокислоти.

**Вторинна структура** молекули білка формується за рахунок водневого зв'язку між групами –NH– і –CO– даного поліпептидного ланцюга, що призводить до упорядкування розміщення в просторі поліпептидного ланцюга у вигляді спіральної або складчастої структури (рис. 17, 18), яку вперше встановили Л. Полінг і Р. Корі (1951) і назвали її α-спіраллю і β-структурою. Ділянка вторинної структури білкової молекули наведена на рис.19.

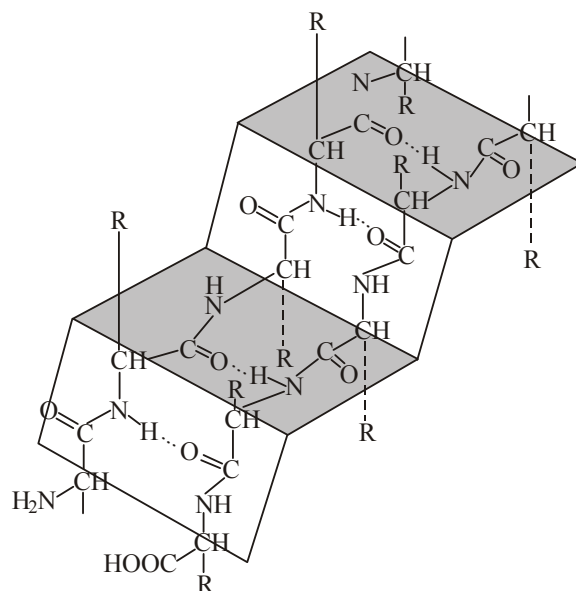


а



б

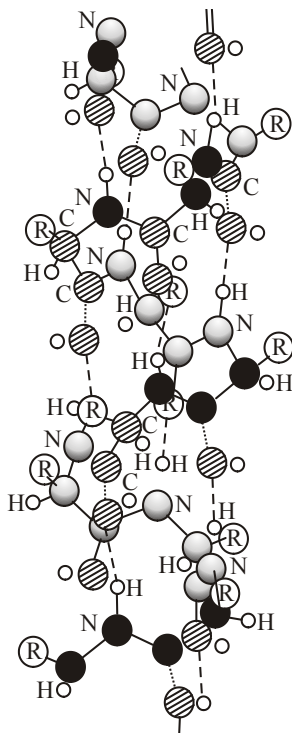
**Рис. 17.** α-спіраль у молекулах поліпептидів і білків: а – реальне розміщення атомів; б – схема розміщення атомів α-спіралі



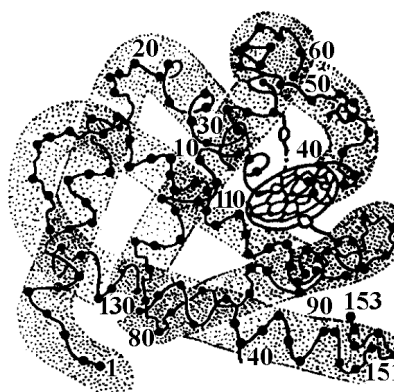
**Рис. 18.** β-Структура в молекулі колагену

**Третинна структура** молекули білка утворюється внаслідок взаємодії між боковими відгалуженнями поліпептидних ланцюгів. Це призводить до формування водневих, дисульфідних, іонних (сольових), вандерваальсових та інших зв'язків. Поліпептидні ланцюги згортаються в певному порядку, що призводить до утворення просторової конфігурації білкової молекули (рис. 20). При цьому гідрофобні радикали “втягуються” всередину молекули, формуючи сухі зони, а гідрофільні орієнтуються в бік розчинника, створюючи енергетично вигідну конфігурацію білкової молекули. Вона детально вивчена для РНКазі, міо- і гемоглобінів та інших білків.

**Четвертинна структура** білкової молекули є асоціацією (сполукою) декількох субодиниць поліпептидної природи, що мають власну первинну, вторинну і третинну структури, або глобул, що з'єднані у єдину складну молекулу. Такі субодиниці називаються протомерами, а їх комплекс – мультимером. Число протомерів, що утворюють мультимер, буває різним – від чотирьох (наприклад, гемоглобін) до кількох тисяч (білок тютюнової мозаїки). Таке об'єднання відбувається за рахунок хімічних зв'язків, що діють на поверхні поліпептидних ланцюгів – водневих, іонних та інших. Структура молекули білка дуже лабільна й легко змінюється під впливом різних факторів (фізичних і хімічних), що призводить до змін їх нативних властивостей – фізичних, фізико-хімічних і біологічних.



**Рис. 19.** Схема ділянки вторинної структури білкової молекули



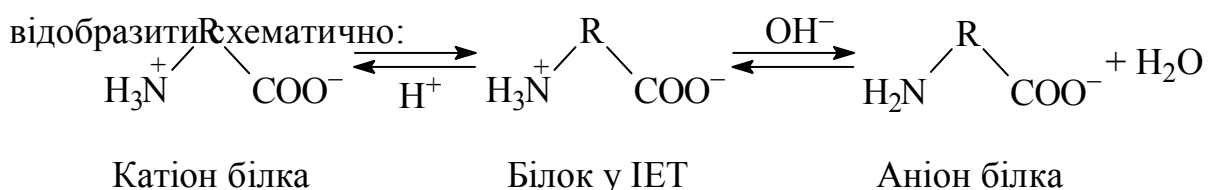
**Рис. 20.** Схема третинної структури молекули міоглобіну (за М. Ф. Перуцем)

**Фізико-хімічні властивості білків.** Більшість білків – тверді аморфні та кристалічні речовини. Деякі з них зберігають природну форму (наприклад, кератин вовни), окремі білки мають консистенцію в'язких рідин (наприклад, альбуміни і глобуліни сироватки крові). Більшість білків добре розчиняється у воді і утворює колоїдні розчини, вони розчиняються в лужних і кислих розчинах.

За формулою молекул білки розділяють на фібрилярні (ниткоподібні) і глобулярні (кулясті). Представником перших може бути фіброїн шовку, інших – альбумін сироватки крові. Є і перехідні форми, тобто молекула білка змінює форму залежно від функціонального стану органу та організму (наприклад, шіозин м'язової тканини).

Білки – високомолекулярні сполуки, їх молекулярна маса коливається від кількох тисяч (наприклад, інсулін – 5700) до сотень мільйонів (білок вірусу грипу – 322 млн.). Розчини білків оптично активні – вони обертають площину поляризації ліворуч.

**Хімічні властивості.** 1. Білки амфотерні. При взаємодії з основами й кислотами їх молекули утворюють солі. У кислому середовищі пригнічується дисоціація –COOH-груп і вільні NH<sub>2</sub>-групи бокових відгалужень білкового поліпептидного ланцюга стають позитивно зарядженими амонійними угрупованнями – катіонними. При надлишку гідроксильних іонів (у лужному середовищі) вільні –COOH-групи дисоціюються, у молекулі білка виникає загальний негативний заряд, і вона стає аніоном. При певних значеннях рН у молекулі білка дисоціюють однакові кількості карбоксильних та змінних груп. Такий стан називається ізоелектричним станом (*IEC*), а рН, при якому він настає, – ізоелектричною точкою (*IET*). IET яєчного альбуміну виникає при рН 4,8, сироваткового – 4,7, міозину – 5, гемоглобіну – 6,7. Ці процеси можна



2. Білки здатні до ферментативного, кислотного й лужного гідролізу. Гідроліз проходить ступінчасто, з утворенням ряду проміжних і кінцевих продуктів розщеплення білкової молекули:

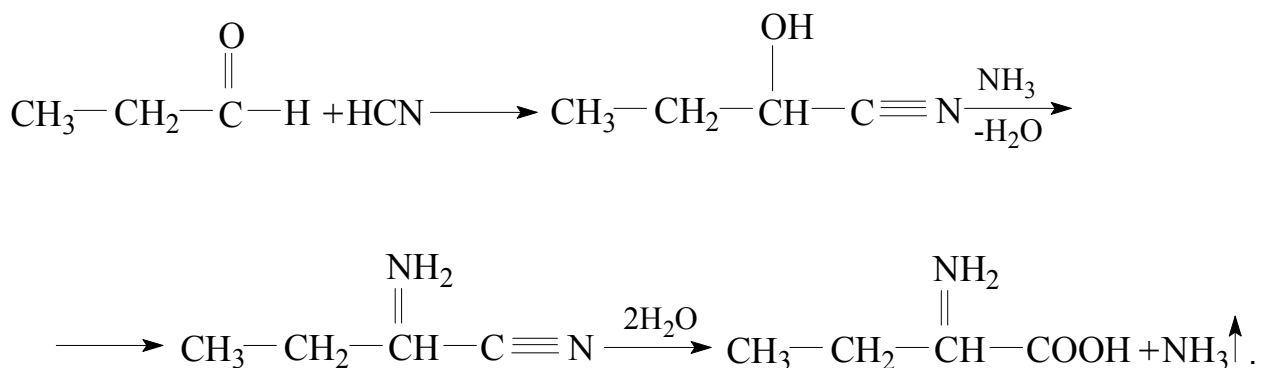
*білок → альбумози → пептони → поліпептиди → дипептиди → амінокислоти.*

3. Молекула білка вступає в багато хімічних реакцій своїми кінцевими і відгалуженими функціональними групами:  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{NH}_2$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{SH}$  тощо. Це визначає високу реакційну здатність молекули білка, що надає їй право називатися носієм життя.

### **Приклади виконання завдань**

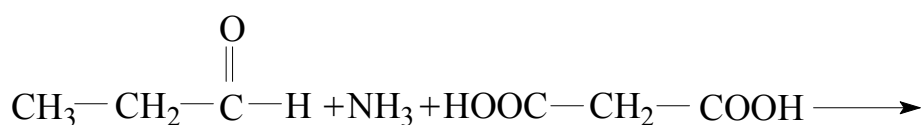
*Приклад 1.* Отримайте амініонітрильним методом  $\alpha$ -аміномасляну кислоту.

*Рішення:*

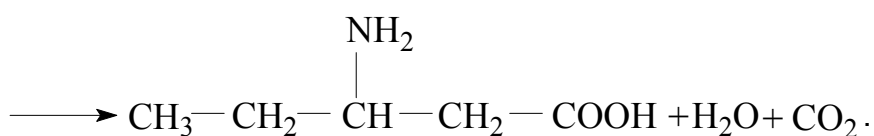


*Приклад 2.* Утворіть методом Родіонова  $\beta$ -аміновалеріанову кислоту.

*Рішення:*

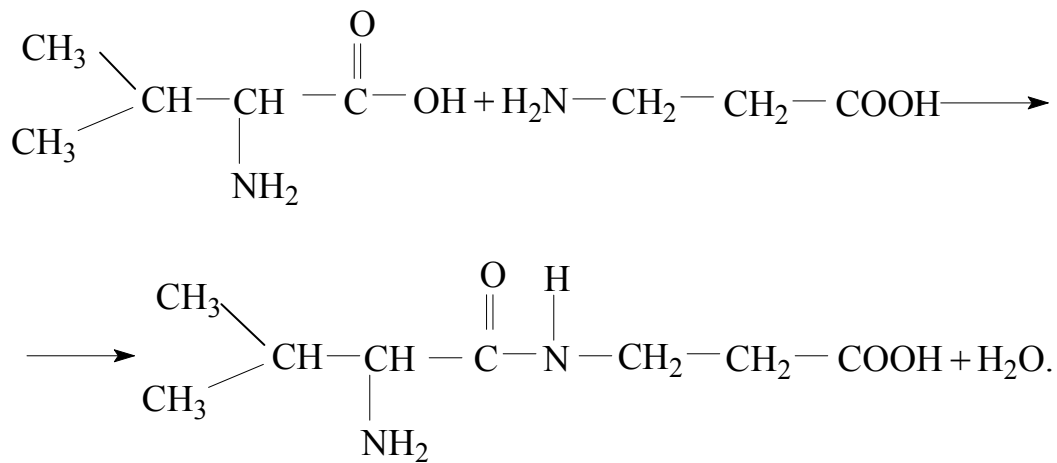


Пропаналь



Приклад 3. Утворіть дипептид використовуючи як вихідні речовини валін та β-аланін.

Рішення:



### Практичні завдання

1. Подійте амоніаком на 2-хлор-3-метилбутанову кислоту.
2. На β-аланін подійте речовинами: а) хлоридною кислотою; б) нітритною кислотою; в) етанолом; г) лугом.
3. Які кольорові реакції на білки Вам відомі ?
4. Для β-аланіну проведіть реакції взаємодії з речовинами: а)  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; б)  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{HNO}_2$ ; г)  $\text{PCl}_5$ . Складіть відповідні рівняння реакцій.
5. На гліцин подійте речовинами: а)  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ; в)  $\text{HNO}_2$ ; г)  $\text{CH}_3\text{-COCl}$ . Складіть відповідні рівняння реакцій.



## ВІДНОСНІ ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	<b>H</b> 2,1										<b>He</b> -
II	<b>Li</b> 0,97	<b>Be</b> 1,47	<b>B</b> 2,01	<b>C</b> 2,50	<b>N</b> 3,07	<b>O</b> 3,50	<b>F</b> 4,10				<b>Ne</b> -
III	<b>Na</b> 1,01	<b>Mg</b> 1,23	<b>Al</b> 1,47	<b>Si</b> 1,74	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,6	<b>Cl</b> 2,83				<b>Ar</b> -
IV	<b>K</b> 0,91	<b>Ca</b> 1,04	<b>Sc</b> 1,20	<b>Ti</b> 1,32	<b>V</b> 1,45	<b>Cr</b> 1,56	<b>Mn</b> 1,60	<b>Fe</b> 1,64	<b>Co</b> 1,70	<b>Ni</b> 1,75	
	<b>Cu</b> 1,75	<b>Zn</b> 1,66	<b>Ga</b> 1,82	<b>Ge</b> 2,02	<b>As</b> 2,20	<b>Se</b> 2,48	<b>Br</b> 2,74				<b>Kr</b> -
V	<b>Rb</b> 0,89	<b>Sr</b> 0,99	<b>Y</b> 1,11	<b>Zr</b> 1,22	<b>Nb</b> 1,23	<b>Mo</b> 1,30	<b>Tc</b> 1,36	<b>Ru</b> 1,42	<b>Rh</b> 1,45	<b>Pd</b> 1,35	
	<b>Ag</b> 1,42	<b>Cd</b> 1,46	<b>In</b> 1,49	<b>Sn</b> 1,72	<b>Sb</b> 1,82	<b>Te</b> 2,01	<b>I</b> 2,21				<b>Xe</b> -
VI	<b>Cs</b> 0,86	<b>Ba</b> 0,97	<b>La</b> 1,08	<b>Hf</b> 1,23	<b>Ta</b> 1,33	<b>W</b> 1,40	<b>Re</b> 1,46	<b>Os</b> 1,52	<b>Ir</b> 1,55	<b>Pt</b> 1,44	
	<b>Au</b> 1,42	<b>Hg</b> 1,44	<b>Tl</b> 1,44	<b>Pb</b> 1,55	<b>Bi</b> 1,67	<b>Po</b> 1,76	<b>At</b> 1,90				<b>Rn</b> -
VI I	<b>Fr</b> 0,86	<b>Ra</b> 0,97	<b>Ac</b> 1,00	* Лантаноїди: 1,08-1,14 ** Актиноїди: 1,11-1,2							

## Стандартні термодинамічні функції деяких речовин

Речовина	$\Delta H_{\text{утв.298}}^0$ , кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ , кДж/моль · К	$\Delta G_{\text{утв.298}}^0$ , кДж/моль
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
С (графіт)	0	5,7	0
CH <sub>4</sub> (г)	-74,9	186,2	-50,8
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,3	219,4	68,1
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (р)	82,9	269,2	129,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (р)	-277,6	160,7	-174,8
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	213,7	-394,4
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9	0
H <sub>2</sub> (г)	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HJ (г)	26,6	206,5	-1,8
H <sub>2</sub> O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H <sub>2</sub> O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	205,7	-33,8
N <sub>2</sub> (г)	0	200,0	0
NH <sub>3</sub> (г)	-46,2	192,6	-16,7
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,2	51,5
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
S(к., ромб.)	0	0	31,9
SO <sub>2</sub> (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (г)	-395,8	256,7	-371,2

$\Delta H_{\text{утв.298}}^0$ ,  $\Delta S_{298}^0$ ,  $\Delta G_{\text{утв.298}}^0$  – стандартні ентальпія, ентропія і енергія Гіббса утворення деяких речовин; к – кристалічний стан, г – газоподібний, р – рідинний.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Хомченко Г.П. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів / Г.П. Хомченко, І.Г. Хомченко. – К.: А.С.К., 2004. – 320 с.
2. Ярошенко О.Г. Завдання і вправи з хімії / О.Г. Ярошенко, В.І. Новицька. – К.: СТАНІЦА, 2003. – 230 с.
3. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі. навчальний посібник / Л.Б.Цветкова. – Л: Магнолія, 2007 – 398 с.
4. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 1968. – 239 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – [23-е изд., исправленное]. – Л.: Химия, 1985. – 264 с.
6. Буря О.І. Біонеорганічна хімія / О.І. Буря, О.П. Чигвінцева – Дніпропетровськ: Пороги, 2005. – 360 с.
7. Левітін Е.Я. Загальна та неорганічна хімія / Е.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г Ключєва. – Вінниця: Нова книга, 2003.– 468 с.
8. Хомченко Г.И. Неорганическая химия / Г.И. Хомченко, И.К. Цитович. – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.
9. Чигвінцева О.П. Неорганічна хімія. Практикум / О.П. Чигвінцева, В.В. Голов'ятинська. – Дніпропетровськ: ІМА-прес, 2011. – 80 с.
10. Чигвінцева О.П. Практикум з хімії / О.П. Чигвінцева. – Дніпропетровськ: ФОП Середняк Т.К., 2013. – 230 с.
11. Фрадїна Н.В. Хімія: навчальник посібник. / Н.В. Фрадїна, В.Є. Данильченко. – Харків: Країна мрій, 2008. – 220 с.
12. Кононський О.І. Органічна хімія / О.І. Кононський – К.: “Сільгоспосвіта”, 1994. – 528 с.
13. Бобрівник Л.Д. Органічна хімія / Л.Д. Бобрівник, В.М. Руденко, Г.О. Лезенко. – К.: ВТФ “Перун”, 2002. – 544 с.
14. Буря О.І. Органічна хімія / О.І. Буря, О.П. Чигвінцева. – Дніпропетровськ: “Федорченко А.А. ”, 2010. – 527 с.

15. Ерохин Ю.М. Сборник задач и упражнений по химии: [учеб. пособие для средних спец. учебных заведений, 2-е изд., перераб. и доп.] / Ю.М. Ерохин, В.И. Фролов // М.: “Высшая школа”, 1998 – 304 с.
16. Веселовская Т.К. Вопросы и задачи по органической химии: [учеб. пособие для вузов] / Т.К. Веселовская, И.В. Мачинская, Н.М. Пржиялговская // М.: “Высшая школа”, 1977 – 230 с.
17. Грандберг И.И. Органическая химия / И.И. Грандберг. – М.: “Высшая школа”, 1980. – 479 с.
18. Гольдфарб Я.Л. Збірник задач і вправ з хімії: [навч. посібник для учнів 8-11 класів середньої школи] / Я.Л. Гольдфарб, Ю.В. Ходаков, Ю.Б. Додонов // К.: “Радянська школа”, 1989. – 176 с.
19. Сборник упражнений по органической химии / В.И. Векслер, Н.Н. Мельтева, В. Н. Михайлова, З. Я. Хавин // М.: “Высш. Школа”, 1979.–216 с.
20. Альбицкая В.М. Задачи и упражнения по органической химии: [учеб. пособие для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп.] / В.М. Альбицкая, В.И. Серкова // М.: “Высшая школа”, 1983 – 207 с.

## ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА. . . . .	3
ЧАСТИНА 1. ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ. . . . .	4
ГЛАВА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.	
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. . . . .	4
Приклади виконання завдань . . . . .	9
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	13
ГЛАВА 2. БУДОВА АТОМА.. . . . .	14
Приклади виконання завдань. . . . .	18
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	19
ГЛАВА 3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА. . . . .	20
Приклади виконання завдань . . . . .	22
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	24
ГЛАВА 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК . . . . .	25
Приклади виконання завдань . . . . .	35
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	36
ГЛАВА 5. ТЕРМОХІМІЧНІ РІВНЯННЯ. . . . .	37
Приклади виконання завдань . . . . .	43
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	44
ГЛАВА 6. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. . . . .	45
Приклади виконання завдань . . . . .	51
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	52
ГЛАВА 7. ОКИСНО- ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. . . . .	53
Приклади виконання завдань . . . . .	54
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	55
ГЛАВА 8. ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИНИ. . . . .	56
Приклади виконання завдань . . . . .	57
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	58
ГЛАВА 9. ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ . . . . .	59
Приклади виконання завдань . . . . .	63
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	63
ГЛАВА 10. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. . . . .	64

Приклади виконання завдань . . . . .	69
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	70
РОЗДІЛ 11. ХІМІЯ СПОЛУК ГІДРОГЕНУ ТА ОКСИГЕНУ.	
ВЛАСТИВОСТІ ТА МЕТОДИ ОЧИЩЕННЯ ВОДИ. . . . .	71
Приклади виконання завдань . . . . .	82
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	84
РОЗДІЛ 12. ХІМІЯ СПОЛУК ХЛОРУ ТА СУЛЬФУРУ . . . . .	85
Приклади виконання завдань . . . . .	89
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	92
РОЗДІЛ 13. ХІМІЯ СПОЛУК НІТРОГЕНУ ТА ФОСФОРУ. . . . .	93
Приклади виконання завдань . . . . .	99
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	102
РОЗДІЛ 14. ХІМІЯ СПОЛУК КАРБОНУ ТА СИЛІЦІЮ. . . . .	103
Приклади виконання завдань . . . . .	105
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	106
РОЗДІЛ 15. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА	
ТА ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. . . . .	107
Приклади виконання завдань. . . . .	123
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	125
РОЗДІЛ 16. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК НАТРІЮ І КАЛІЮ. . . . .	126
Приклади виконання завдань . . . . .	127
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	127
РОЗДІЛ 17. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК КАЛЬЦІЮ . . . . .	128
Приклади виконання завдань . . . . .	129
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	131
РОЗДІЛ 18. ХІМІЯ СПОЛУК АЛЮМІНІЮ ТА ФЕРУМУ . . . . .	132
Приклади виконання завдань . . . . .	135
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	138
ЧАСТИНА II. ОРГАНІЧНА ХІМІЯ . . . . .	139
ГЛАВА 1. ТЕОРІЯ ХІМІЧНОЇ БУДОВИ ТА ІЗОМЕРІЯ	
ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК О.М. БУТЛЕРОВА . . . . .	139
ГЛАВА 2. НАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ. АЛКАНИ. . . . .	141
Приклади виконання завдань . . . . .	147
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	148

ГЛАВА 3. ЕТИЛЕНОВІ ВУГЛЕВОДНІ. АЛКЕНИ. ПОНЯТТЯ ПРО ПОЛІМЕРИ. . . . .	149
Приклади виконання завдань . . . . .	154
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	155
. ГЛАВА 4. АЦЕТИЛЕНОВІ ВУГЛЕВОДНІ. АЛКІНИ . . . . .	156
Приклади виконання завдань . . . . .	160
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	161
ГЛАВА 5. АРОМАТИЧНІ СПОЛУКИ. АРЕНИ . . . . .	162
Приклади виконання завдань . . . . .	170
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	171
ГЛАВА 6. ПРИРОДНІ ДЖЕРЕЛА ВУГЛЕВОДНІВ. . . . .	172
ГЛАВА 7. ОДНОАТОМНІ НАСИЧЕНІ СПИРТИ . . . . .	177
Приклади виконання завдань . . . . .	181
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	182
ГЛАВА 8. ФЕНОЛИ . . . . .	183
Приклади виконання завдань . . . . .	187
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	188
ГЛАВА 9. АЛЬДЕГІДИ . . . . .	189
Приклади виконання завдань . . . . .	193
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	195
ГЛАВА 10. КАРБОНОВІ КИСЛОТИ . . . . .	196
Приклади виконання завдань . . . . .	200
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	201
ГЛАВА 11. ЕСТЕРИ. ЖИРИ . . . . .	202
Приклади виконання завдань . . . . .	208
Практичні завдання і запитання для самоконтролю . . . . .	209
ГЛАВА 12. БУДОВА, ВЛАСТИВОСТІ ТА ЗАСТОСУВАННЯ ГЛЮКОЗИ, САХАРОЗИ, КРОХМАЛЮ ТА ЦЕЛЮЛОЗИ . . . . .	210
ГЛАВА 13. АМІНОКИСЛОТИ. БІЛКИ . . . . .	216
Приклади виконання завдань . . . . .	227
Практичні завдання і запитання для самоконтролю. . . . .	228
ДОДАТКИ . . . . .	229
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА . . . . .	231

Навчальне видання

ЧИГВІНЦЕВА Ольга Павлівна

## **ПРАКТИКУМ З ХІМІЇ**

Українською мовою

Редактор С.Г. Пустовгорова  
Комп'ютерний набір і верстка О.П. Чигвінцева

Підписано до друку 15.06.17.  
Формат 60 × 84/16. Папір офсетний.  
Обл. вид. арк. 8,06. Ум. друк. арк. 13,6. Тираж 100 прим. Зам. № 910

Видавець “ФОП Середняк Т.К.”  
Ідентифікатор видавця у системі ISBN: 7029  
Ntk/798-47-22? 063-401-55-03  
49000, Дніпропетровськ, а/я 1212,  
пр. Гагаріна, 11, оф. 5

Віддруковано на базі поліграфічно-видавничого  
центру «Адверта»  
49018, м. Дніпропетровськ-18, а/я №1212  
тел. 066-55-312-55, 798-47-22  
[www.isbn.com.ua](http://www.isbn.com.ua)  
[www.adverta.com.ua](http://www.adverta.com.ua)  
[www.vk.com/izdatelstvo\\_adverta](http://www.vk.com/izdatelstvo_adverta)  
[www.facebook.com/adverta.Izdatelstvo](http://www.facebook.com/adverta.Izdatelstvo)