

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ХАРЧОВИХ ТЕХНОЛОГІЙ**

ХІМІЯ

**НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК
ДЛЯ АБІТУРІЄНТІВ**

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України
як навчальний посібник
для вступників до вищих навчальних закладів

КИЇВ НУХТ 2005

УДК 54(075)

Гриф Міністерства освіти і науки України

Лист № 14/18.2-1103 від 17.05.05 р.

Автори: **В.М. Іщенко, Н.І. Буряк, І.Г. Рябокінь**, кандидати хім. наук; **П.Г. Нагорний**, д-р. хім. наук; **О.І. Кроніковський, Т.П. Колотуша, В.В. Фоменко**, кандидати хім. наук

Рецензенти: **Ю.С. Воловенко**, д-р. хім. наук, професор кафедри органічної хімії Київського національного університету імені Тараса Шевченка, **В.В. Маліновський**, канд. хім. наук, доцент кафедри загальної та неорганічної хімії Київського торговельно-економічного університету.

Хімія: Навч. посіб. для абітурієнтів / В.М. Іщенко, Н.І. Буряк, І.Г. Рябокінь та ін. – К.: НУХТ, 2005. – 344 с.

ISBN-612-048-8

Посібник містить теоретичний матеріал з шкільного курсу загальної, неорганічної та органічної хімії, а також запитання і задачі до кожного з розділів. Послідовність розділів відповідає програмі для абітурієнтів, що затверджена Міністерством освіти і науки України. Також в посібнику наводяться зразки екзаменаційних білетів, які в різні роки пропонувалися на вступних іспитах до Національного університету хімічних технологій.

Для школярів, абітурієнтів, студентів та вчителів.

75-РІЧЧЮ УНІВЕРСИТЕТУ ПРИСВЯЧУЄТЬСЯ

ПЕРЕДМОВА

Посібник має на меті допомогти абітурієнтам краще підготуватися до вступного іспиту з хімії. Теоретичний матеріал, який викладено в посібнику, відповідає шкільній програмі з хімії, а також програмі для абітурієнтів, затвердженій Міністерством освіти і науки України. Крім того в посібнику до кожного з розділів наведено контрольні запитання і завдання з прикладами рішень, а також для самостійного розв'язання, що сприяє поглибленому вивченню матеріалу з хімії.

Посібник складається з трьох частин. У першій частині - загальна хімія-сформульовано основні поняття, закони та загальнотеоретичні основи хімії. Друга частина містить інформацію про природні ресурси, методи одержання, хімічні властивості та застосування найважливіших сполук і хімічних елементів у народному господарстві. Наведено хімічні рівняння, що лежать в основі технологічних схем одержання найважливіших продуктів хімічної промисловості: NH_3 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 ; кислот - H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , H_3PO_4 ; лугів, мінеральних добрив тощо. Назви сполук та хімічних елементів подано за номенклатурою IUPAC, яка адаптована до традицій української мови. В третій частині - органічна хімія — викладено основні положення теорії будови органічних сполук, розглянуто хімічні властивості основних класів органічних сполук та показано генетичних зв'язок між ними. Наведено схеми синтезу основних органічних продуктів хімічної та харчової промисловості.

Не всі програми питання висвітлено в посібнику в однаковому обсязі. Автори зосередили більше уваги на тих питаннях, які, як правило, є складними для абітурієнтів. Це будова атома, періодичний закон і періодична

система хімічних елементів Д.І. Менделєєва, основні положення теорії хімічного зв'язку, окисно-відновні реакції, реакції органічних сполук тощо.

У кожному розділі після відповідних тем запропоновано завдання для самостійного розв'язання як типових, так і нестандартних задач, а також приклади тестових завдань. Одержання кінцевої відповіді в завданні свідчить про особливості складання іспиту з хімії з використанням комп'ютерної техніки.

Також наводяться зразки екзаменаційних білетів, які в різні роки пропонувались на вступних іспитах до Національного університету хімічних технологій.

Даний посібник має допомогти абітурієнтам у повторенні та систематизації знань з хімії і зорієнтувати на цілеспрямовану підготовку до іспиту.

Розділ 1

Предмет хімії. Найважливіші поняття і закони хімії

§1.1. Основні поняття

Хімія — наука про речовини, їх властивості та взаємні перетворення — є однією з найважливіших складових частин сучасного природознавства.

Предметом хімії — є *речовини*, з яких складається навколишній світ. Перетворення одних речовин в інші називають *хімічними реакціями* або *хімічними явищами*. Ознаками хімічних реакцій є енергетичний ефект (виділення або поглинання тепла), зміна забарвлення, утворення газу, осаду або розчинення осаду, появи чи зникнення запаху. Всі речовини складаються з *частинок*. Хімічні перетворення пов'язують з такими частинками як *атом*, *молекула*, *електрон*, *йони*, *радикали* тощо. Розглянемо такі складові частинки речовини як атом, молекула, а також класифікацію речовин, як описати склад речовини та її хімічне перетворення.

Молекула (від лат. moles — маса) — це здатна до самостійного існування частинка речовини, що зберігає всі хімічні властивості цієї речовини. Розмір та маса молекул дуже малі. Під час фізичних явищ молекули зберігаються, під час хімічних — руйнуються: розпадаються на атоми або групи атомів, що утворюють нові речовини. Молекула — це найменша частинка речовини молекулярної будови. Молекули складаються з атомів.

Атом (від гр. atomos — неподільний) — це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Основними характеристиками атома є його маса, розмір, заряд ядра та будова електронних оболонок.

Атоми входять до складу молекул. Існують також речовини, що мають атомну будову (алмаз, благородні гази).

Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра. Кожний елемент має свою *назву* та *хімічний символ* в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва. На даний час відомо 114 хімічних елементів. Елементи прийнято позначати *хімічними символами* (знаками).

Символ елемента складається як правило з першої або першої і наступної літери латинської назви елемента (Гідроген H, Оксиген O, Алюміній Al) тощо.

Формами існування хімічних елементів є *прості* і *складні* речовини.

Простими називаються речовини, які складаються з атомів одного хімічного елемента.

Складними називаються речовини, які складаються з атомів різних хімічних елементів.

Так, кисень O₂, озон O₃, залізо Fe, мідь Cu — прості речовини, а вода H₂O, аміак NH₃, сульфатна кислота H₂SO₄, етанол C₂H₅OH — складні. Налічується близько 500 простих речовин (природного і штучного походження) і близько 10 млн. складних. Той факт, що число простих речовин перевищує число хімічних елементів пояснюється явищем *алотропії*.

Алотропія — це явище існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, що відрізняються за хімічними і фізичними властивостями. Такі речовини називаються алотропними *формами*, або *модифікаціями*.

Наприклад, елемент Карбон існує у вигляді 5 алотропних модифікацій: алмаз, графіт, α - і β-карбіни, фурулен.

Як прості, так і складні речовини зображують за допомогою *хімічних формул*. Розглянемо, яку інформацію можна одержати з хімічної формули.

Наприклад, формула H₂O показує, що це вода; що вона утворена двома елементами — Гідроеном і Оксигеном, а співвідношення атомів цих елементів 2:1 (2 і 1 — відповідні індекси у формулі, прицьому одиницю не пишуть).

Формули простих речовин, а також тих неметалів, що складаються з атомів, записують символом відповідного елемента (наприклад, Na, C, He, Zn). Неметали, що мають молекулярну будову, слід запам'ятати: водень H_2 , кисень O_2 , озон O_3 , азот N_2 , галогени (фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , йод I_2), сірка S_8 , фосфор (білий) P_4 .

Щоб скласти формулу складної речовини, треба знати *валентність* або *ступінь окиснення* атомів хімічних елементів, які утворюють цю речовину.

Валентність — це здатність атома хімічного елемента приєднувати певне число атомів інших елементів.

За одиницю валентності прийнято валентність атома Гідрогену: в усіх сполуках він одновалентний. Атом Оксигену здатний приєднувати два атоми Гідрогену з утворення молекули H_2O . Отже валентність Оксигену дорівнює 2 — Оксиген двовалентний. Значення валентності елемента позначають римською цифрою над символом елемента або після назви елемента в круглих дужках. Валентність Гідрогену (I), Флуору (I), Оксигену (II), елементів першої та другої груп головних підгруп періодичної системи Д. І. Менделєєва (валентність цих елементів відповідно I і II), Бору(III) та Алюмінію(III) є сталою, але для більшості елементів валентність — це змінна величина.

Щоб скласти формулу сполуки, утвореної двома елементами, треба знайти найменше спільне кратне для значень валентностей елементів. Розділивши це число на число валентності елемента, дістають число атомів елемента у формулі сполуки. Розглянемо процедуру складання формули, виходячи із значень валентностей. Складемо формулу сполуки Сульфору (валентність VI) з Оксигеном. Запишемо символи елементів, позначивши над кожним значення валентності: $\overset{VI}{S} \dots \overset{II}{O}$

Знаходимо найменше спільне кратне для значень валентностей кожного елемента. Найменше спільне кратне чисел 6 і 2 є 6. Поділивши 6 на значення валентності Сульфору, дістанемо 1 (число атомів Сульфору у формулі);

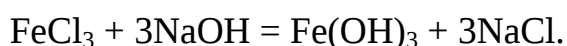
поділивши 6 на значення валентності Оксигену 2, дістанемо 3 (число атомів Оксигену у формулі). Одержуємо формулу SO_3 .

Ступінь окиснення – це формальний заряд атома в сполуці за умови, що всі зв'язки мають іонний характер. Ступінь окиснення позначають цифрою зверху над символом елемента і вказують заряд „+” або „-”. Наприклад, $\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+1}{\text{H}}$, $\overset{+3}{\text{Al}}$. Сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі чи в йонній сполуці дорівнює нулю. Це, так зване, *правило* електронейтральності. Детальніше про ступінь окиснення див. § 7.1.

Хімічні формули дають змогу зображати хімічні реакції за допомогою *хімічних рівнянь*.

Хімічне рівняння — це умовний запис або інтерпретація хімічного перетворення за допомогою формул, що узгоджується з законом збереження маси.

У кожному хімічному рівнянні є дві частини, які сполучені знаком рівності. У лівій частині записують формули речовин, які вступають в реакцію (*вихідні речовини, реагенти*), у правій — формули речовин, які утворюються внаслідок реакції (*продукти реакції*). Число атомів елемента у лівій і правій частинах хімічного рівняння має бути однаковим. Наприклад:



Число атомів Феруму (один), Хлору (три), Натрію (три), Оксигену та Гідрогену (кожного по три) в лівій і правій частинах однакове.

Коефіцієнти перед формулами хімічних речовин у рівняннях хімічних реакцій називаються *стехіометричними* коефіцієнтами.

Стехіометрія — розділ хімії, в якому розглядають масові та об'ємні співвідношення між речовинами, що реагують.

§1.2. Фізичні величини, що використовуються в хімії

У хімії використовуються такі фізичні величини: *маса, об'єм, кількість речовини, густина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса,*

молярна маса, молярний об'єм, відносна густина газів, тиск, температура, концентрація, час тощо.

Відотною атомною масою (A_r) (relative — відносний) хімічного елемента називається фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону ^{12}C . Одна дванадцята частина маси атома ізотопу Карбону ^{12}C — це атомна одиниця маси, абсолютне значення якої дорівнює $1,66 \times 10^{-27}$ кг (тобто 1 а.о.м. = $1,66 \times 10^{-27}$ кг). У періодичній системі наведено середні значення атомних мас елементів з урахуванням масових часток їх ізотопів у природі.

Відносна молекулярна маса (M_r) — це фізична величина, що визначається відношенням маси молекули до 1/12 маси атома ізотопу Карбону ^{12}C . Відносна молекулярна маса розраховується за хімічною формулою. Вона дорівнює сумі відносних атомних мас атомів всіх елементів, що входять до складу молекули або умовної частинки, що уособлює речовину (якщо речовина має немoleкулярну будову). Наприклад:

$$M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3A_r(\text{Ca}) + 2A_r(\text{P}) + 8A_r(\text{O}) = 3 \times 40 + 2 \times (31 + 4 \times 16) = 310.$$

Кількість речовини (ν) — це фізична величина, що визначається числом частинок — структурних одиниць речовини: атомів, молекул, йонів тощо. Одиницею вимірювання кількості речовини є моль.

Моль — це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць речовини, скільки атомів є в ізотопі Карбону ^{12}C масою 0,012 кг. Щоб визначити це число (N) атомів Карбону, необхідно 0,012 кг поділити на масу одного атома. Маса одного атома Карбону дорівнює $19,93 \times 10^{-27}$ кг. Тоді

$$N = 0,012 / (19,93 \times 10^{-27}) = 6,02 \times 10^{23} \text{ атомів.}$$

Число, яке ми одержали, називається **сталю Авогадро**:

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Стала Авогадро вказує на число частинок — структурних одиниць речовини, кількість якої становить 1 моль, тому має розмірність моль^{-1} .

Наведемо приклади:

1 моль кисню (діоксигену) містить $6,02 \times 10^{23}$ молекул O_2 ;

1 моль Оксигену містить $6,02 \times 10^{23}$ атомів O ;

1 моль води містить $6,02 \times 10^{23}$ молекул води;

1 моль $NaCl$ містить $6,02 \times 10^{23}$ йонних асоціатів $NaCl$.

Кількість речовини пов'язана з іншими величинами так:

$$\nu = m/M; \nu = N/N_A; \nu = V/V_m,$$

де m — маса речовини; M — молярна маса речовини; N — число частинок, N_A — стала Авогадро; V — об'єм речовини; V_m — молярний об'єм речовини.

Молярна маса — це фізична величина, що визначається відношенням маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Тобто

$$M = m/\nu,$$

де m — маса речовини; ν — кількість речовини, що їй відповідає.

Одиницею вимірювання молярної маси в СІ є кг/моль, в інших системах — г/моль. Очевидним є той факт, що чисельні значення відносної молекулярної і молярної мас співпадають.

Молярний об'єм — це фізична величина, що визначається відношенням об'єму речовини до відповідної кількості речовини. Тобто

$$V_m = V/\nu,$$

де V — об'єм речовини; ν — відповідна кількість речовини.

Одиницею вимірювання молярного об'єму в СІ є м³/моль, в інших системах — л/моль.

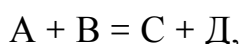
§1.3. Основні закони атомно-молекулярного вчення

Хімія як природнича наука опирається на сукупність законів природи, які мають велике пізнавальне та наукове значення. Досить важливими для хімії є закони стехіометрії, які встановлюють кількісні співвідношення елементів в

хімічних сполук та речовин в хімічних реакціях. Ці закони було відкрито в XVIII–XX ст. і вони стали основною складовою частиною атомно-молекулярного вчення.

Закон збереження маси речовин під час хімічних реакцій. Закон вперше сформулював і підтвердив експериментально М. В. Ломоносов у 1748 році. Сучасне формулювання закону: *загальна маса речовин, які вступають в реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються внаслідок реакції.*

Якщо хімічну реакцію в загальному вигляді виразити схемою



то закон збереження маси можна записати в такій формі:

$$m(A + B) = m(C + D).$$

Закон збереження маси є основою для кількісних розрахунків за хімічними рівняннями.

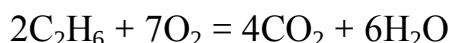
Закон сталості складу хімічних сполук. Цей закон, що відкритий в результаті багаторічної (1801–1808 рр.) наукової дискусії французьких хіміків Ж. Пруста і К. Бертоле, формулюється так: *кожна хімічна сполука незалежно від способу добування, має один і той же сталий склад.*

Розвиток хімії в наступні роки показав, що поряд з хімічними сполуками сталого складу існують і сполуки змінного складу. За пропозицією акад. М.В. Курнакова сполуки змінного складу назвали *бертолідами*, а сталого складу — *дальтонідами*. Прикладами сполук змінного складу можуть бути оксиди та карбіди титану $TiO_{1,9-2,0}$, TiC_{1-y} , карбіди цирконію ZrC_{1-x} .

Закон сталості складу дає можливість описати склад речовин певними хімічними формулами та робити за ними розрахунки.

Якщо в хімічних реакціях беруть участь гази, то починає діяти **закон об'ємних співвідношень**. Сформулював цей закон у 1808 році Ж. Гей-Люссак: *об'єми газів, що вступають в реакцію, відносяться між собою, а також до об'ємів газів, що утворилися в результаті реакції, як прості цілі числа.*

Так, у реакції горіння етану в кисні



співвідношення об'ємів газів таке:

$$V(\text{C}_2\text{H}_6):V(\text{O}_2):V(\text{CO}_2):V(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 7 : 4 : 6.$$

Цей закон дає змогу робити розрахунки об'ємів газів за хімічними рівняннями.

А. Авогадро пояснив закон об'ємних співвідношень тим, що гази складаються не з атомів, а з молекул, а молекули простих газів — двохатомні, наприклад H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 .

В 1811 р. А. Авогадро сформулював закон, який носить його ім'я (**закон Авогадро**): *в однакових об'ємах різних газів, взятих за однакових зовнішніх умов, міститься однакова кількість молекул*.

Із закону Авогадро випливають два наслідки:

1. За однакових умов рівні кількості різних газів займають однакові об'єми. Так, 1 моль будь-якого газу при температурі 273 К (0 °С) і тиску 101325 Па (1 атм, або 760 мм рт.ст.) займає об'єм, що дорівнює 0,0224 м³. Дані умови (p_0 , T_0) називаються нормальними умовами (н.у.), а об'єм — молярним об'ємом газу за н.у.

2. Відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого ж об'єму іншого газу (взятих за однакових умов) називається густиною першого газу за другим або (*відносною густиною*). Відносна густина позначається (D) і дорівнює відношенню відносних молекулярних або молярних мас газів:

$$D = M_{r1}/M_{r2} = M_1/M_2.$$

Здебільшого відносну густина знаходять за воднем, повітрям ($M_{r(\text{повітря})} = 29$) або киснем

$$D_{\text{H}_2} = M_{r(\text{газу})} / 2; D_{\text{пов}} = M_{r(\text{газу})} / 29; D_{\text{O}_2} = M_{r(\text{газу})} / 32.$$

При розв'язанні розрахункових задач з газоподібними речовинами досить часто доводиться визначати *параметри стану* газу (тиск, температуру, об'єм).

Рівняння, яке пов'язує параметри стану, називається *об'єднаним газовим законом*

$$p_1 V_1 / T_1 = p_2 V_2 / T_2 = p_n V_n / T_n$$

Один моль газу зв'язаний наступним співвідношенням з об'ємом, тиском і температурою:

$$pV = RT \quad (1),$$

де R — *універсальна газова стала*, яка дорівнює

$$R = V_m p_0 / T_0.$$

Знайдемо значення R

$$R = \frac{0,0244 \text{ м}^3 \cdot 101325 \text{ Па}}{1 \text{ моль} \cdot 273 \text{ К}} = 8,31 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)},$$

$$(\text{Па} = \text{Н/м}^2; 1 \text{ м}^3 \times \text{Н/м}^2 = \text{Н} \times \text{м} = \text{Дж}).$$

Якщо об'єм газу вимірюється в літрах, а тиск в атмосферах, то $R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/ (моль} \cdot \text{К)}$; якщо ж тиск вимірюється в мм рт.ст., то $R = 62,4 \text{ л} \cdot \text{мм рт.ст./ (моль} \cdot \text{К)}$.

Для ν моль газу рівняння (1) матиме вигляд

$$pV = \nu RT \quad (2).$$

Це рівняння називається **рівнянням Клапейрона - Менделєєва**. Рівняння (2) також називають *рівнянням стану ідеального газу*. Газ, який повністю підлягає рівнянню стану, називається *ідеальним*. Такого газу не існує в дійсності. Реальні гази добре підлягають рівнянню Клапейрона - Менделєєва при умові низьких тисків і високих температур. За цим рівнянням та за відносною густиною газу знаходять молярні маси газоподібних речовин.

§1.4. Розв'язання типових задач

Моль. Молярна маса

Задача 1. *Визначте кількість речовини Бору, що міститься в натрій тетрабораті масою 40,4 г.*

Р о з в ' я з а н н я.

Знайдемо молярну масу натрій тетраборату

$$M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 2 \cdot M(\text{Na}) + 4 \cdot M(\text{B}) + 7 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 4 \cdot 11 + 7 \cdot 16 = 202 \text{ г/моль}.$$

Визначимо кількість речовини $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

$$\nu = m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)/M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7),$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 40,4/202 = 0,2 \text{ моль.}$$

Як бачимо з формули натрій тетраборату, 1 моль цієї речовини містить 4 моль Бору, тобто кількість молів Бору в чотири рази більше за кількість молів $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

$$\nu(\text{B}) = 4 \cdot \nu(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 4 \cdot 0,2 = 0,8 \text{ моль.}$$

Відповідь: 0,8 моль.

Задача 2. Скільки атомів Фосфору міститься в тетрафосфорі P_4 масою 155 г?

Р о з в ' я з а н н я.

Знайдемо молярну масу P_4

$$M(\text{P}_4) = 4M(\text{P}) = 4 \cdot 31 = 124 \text{ г/моль.}$$

Визначимо кількість речовини тетрафосфору P_4

$$\nu(\text{P}_4) = m(\text{P}_4)/M(\text{P}_4); \nu(\text{P}_4) = 155 / 124 = 1,25 \text{ моль.}$$

Кількість речовини атомарного Фосфору буде в 4 рази більша, ніж тетрафосфору P_4

$$\nu(\text{P}) = 4 \cdot \nu(\text{P}_4).$$

Знайдемо кількість речовини Фосфору

$$\nu(\text{P}) = 4 \cdot 1,25 = 5 \text{ моль.}$$

Визначити число атомів Фосфору можна множенням кількості речовини на сталу Авогадро

$$N(\text{P}) = \nu(\text{P}) \cdot N_A = 5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,1 \cdot 10^{24}.$$

Відповідь: $3,1 \cdot 10^{24}$ атомів.

Задача 3. Скільки молекул H_2O міститься в 36 г води?

Р о з в ' я з а н н я.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль;}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ г} / 18 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль.}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ молекул.}$$

Відповідь: $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул.

Розрахунки за хімічними формулами. Масова частка. Визначення формул сполук

Задача 4. *Визначите масову частку (%) Натрію в натрій сульфіді (Na_2S).*

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо формулу для розрахунку

$$\omega(\text{Na}) = m(\text{Na})/m(\text{Na}_2\text{S}).$$

Візьмемо 1 моль натрій сульфіді і знайдемо його масу

$$\nu(\text{Na}_2\text{S}) = 1 \text{ моль; } M(\text{Na}_2\text{S}) = 78 \text{ г/моль;}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = \nu(\text{Na}_2\text{S}) \cdot M(\text{Na}_2\text{S}) = 78 \text{ г.}$$

З формули натрій сульфіді випливає, що кількість речовини атомарного Натрію в два рази більша за кількість речовини Na_2S , тобто

$$\nu(\text{Na}) = 2 \cdot \nu(\text{Na}_2\text{S}) = 2 \text{ моль.}$$

Знаходимо масу Натрію

$$m(\text{Na}) = \nu(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = 2 \cdot 23 = 46 \text{ г.}$$

І, нарешті, знаходимо масову частку Натрію

$$\omega(\text{Na}) = 46 / 78 = 0,59 \text{ (або 59\%).}$$

Відповідь: 59%.

Задача 5. *Визначите масову частку (%) води в кристалогідраті $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.*

Р о з в ' я з а н н я.

$$\nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль; } M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль;}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 250 = 250 \text{ г;}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot \nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль;}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль; } m(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot 18 = 90 \text{ г;}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 90 / 250 = 0,36 \text{ (або 36\%).}$$

Відповідь: 36%.

Задача 6. Речовина містить 20% Гідрогену та 80% Карбону. Молярна маса речовини 30 г/моль. Визначте формулу речовини.

Р о з в ' я з а н н я.

Для розрахунків припускаємо, що маса сполуки дорівнює 100 г. Тоді маси Гідрогену і Карбону становитиме 20 і 80 г відповідно.

Знаходимо кількість елементів

$$\nu(\text{H}) = m(\text{H})/M(\text{H}) = 20 / 1 = 20 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{C}) = m(\text{C})/M(\text{C}) = 80 / 12 = 6,667 \text{ моль}.$$

Знаходимо співвідношення цих кількостей

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) = 6,667 : 20 = 1 : 3.$$

Найпростіша формула сполуки CH_3 , $M(\text{CH}_3) = 15 \text{ г/моль}$.

За умовою задачі молярна маса сполуки дорівнює 30 г/моль. Тоді формула її буде C_2H_6 .

Відповідь: C_2H_6 .

Задача 7. Оксид металу має формулу M_2O , а масова частка Оксигену в ньому становить 25,8%. Що це за метал? Знайдіть його атомну масу.

Р о з в ' я з а н н я.

$$m(\text{M}_2\text{O}) = 100 \text{ г}; m(\text{O}) = 25,8 \text{ г};$$

$$m(\text{M}) = 100 - 25,8 = 74,2 \text{ г};$$

$$\nu(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O}) = 25,8 / 16 = 1,613 \text{ моль}.$$

З формули M_2O видно, що $\nu(\text{M}) = 2 \nu(\text{O})$. Отже

$$\nu(\text{M}) = 2 \cdot 1,613 = 3,226 \text{ моль}.$$

Знаходимо молярну масу металу

$$M = m(\text{M}) / \nu(\text{M}) = 74,2 / 3,226 = 23 \text{ г/моль}.$$

$A_r(\text{M}) = 23$. Цей метал — натрій. $A_r(\text{Na}) = 23$.

Відповідь: натрій, $A_r(\text{Na}) = 23$.

Молярний об'єм газів. Газові закони

Задача 8. Який об'єм займає за н.у. водень масою 1 г?

Р о з в ' я з а н н я.

Знаходимо кількість речовини

$$\nu(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) / M(\text{H}_2) = 1 \text{ г} / 2 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

Об'єм газоподібної речовини визначимо за формулою

$$V = \nu V_m.$$

За н.у. $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$. Отже,

$$V(\text{H}_2) = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л.}$$

Відповідь: 11,2 л.

Задача 9. *Знайдіть масу хлору, який міститься в балоні об'ємом 1 л при 0 °С та тиску 380 мм. рт.ст.*

Р о з в ' я з а н н я.

Перший спосіб.

За об'єднаним газовим законом приведемо об'єм хлору до нормальних умов. $P_0 V_0 / T_0 = P V / T$. Звідси:

$$V_0 = T_0 P V / P_0 T;$$

$$T_0 = 273 \text{ К}; P_0 = 760 \text{ мм рт.ст.}, \text{ тоді}$$

$$V_0 = 273 \cdot 380 \cdot 1 / 760 \cdot 273 = 0,5 \text{ л.}$$

Знайдемо кількість речовини

$$\nu(\text{Cl}_2) = V / V_m, \text{ за н.у. } V_m = 22,4 \text{ л/моль, тоді}$$

$$\nu(\text{Cl}_2) = 0,5 / 22,4 = 0,022 \text{ моль.}$$

Маса хлору дорівнюватиме

$$m(\text{Cl}_2) = \nu(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = 0,022 \cdot 71 = 1,58 \text{ г.}$$

Другий спосіб.

Задачу можна розв'язати за рівнянням Клапейрона - Менделєєва

$$pV = \frac{m}{M} RT, \text{ звідси } m = pVM / RT.$$

Значення R , яке нам підходить — $62,4 \text{ л} \cdot \text{мм рт. ст.} / (\text{моль} \cdot \text{К})$. Підставляємо дані задачі у вираз для m

$$m = 380 \cdot 1 \cdot 71 / 62,4 \cdot 273 = 1,58 \text{ г.}$$

Відповідь: 1,58 г.

Задача 10. Відносна густина газу за киснем дорівнює 1,5. Знайдіть його відносну густину за повітрям.

Р о з в ' я з а н н я.

$$D(\text{O}_2) = M_{(\text{газу})} / M(\text{O}_2).$$

Молярна маса повітря — 29 г/моль, а кисню — 32 г/моль. Отже, повітря легше за кисень в $29 / 32 = 0,9$ рази. Густина газу за повітрям буде $1,5 / 0,9 = 1,65$.

Відповідь: 1,65.

Задача 11. Газова суміш містить за масою 35% водню і 65% азоту. Визначте об'ємні частки (%) газів у суміші.

Р о з в ' я з а н н я.

Нехай маса суміші дорівнює 100 г, тоді $m(\text{H}_2)$ становитиме 35 г, а $m(\text{N}_2)$ - 65 г.

Знаходимо кількості речовин

$$\nu(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) / M(\text{H}_2); \nu(\text{H}_2) = 35 / 2 = 17,5 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{N}_2) = m(\text{N}_2) / M(\text{N}_2); \nu(\text{N}_2) = 65 / 28 = 2,32 \text{ моль}.$$

Сумарна кількість молів становитиме

$$17,5 + 2,32 = 19,82 \text{ моль}.$$

Оскільки об'єми газів пропорційні їх кількостям (закон Авогадро), об'ємні та молярні частки співпадатимуть

$$\varphi(\text{H}_2) = 17,5 / 19,82 \cdot 100\% = 88,3\%,$$

$$\varphi(\text{N}_2) = 2,32 / 19,32 \cdot 100\% = 11,7\%.$$

Відповідь: $\varphi(\text{H}_2) = 88,3\%$, $\varphi(\text{N}_2) = 11,7\%$.

Задача 12. Визначите густину за воднем газової суміші, що містить 30% карбон (II) оксиду, 30% азоту і 40% кисню за об'ємом.

Р о з в ' я з а н н я.

Якщо суміш складається з кількох газів і відомий її склад, то середнє значення молярної маси суміші дорівнює: $M_{\text{сер}} = M_1\varphi_1 + M_2\varphi_2 + \dots + M_n\varphi_n$, де M_1, M_2, M_n – молярні маси компонентів, а $\varphi_1, \varphi_2, \varphi_n$ – їх об'ємні частки. Для даного прикладу

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Тоді } M_{\text{сер}} = 0,3 \cdot 28 + 0,3 \cdot 28 + 0,4 \cdot 32 = 29,6 \text{ г/моль}.$$

Це і буде так звана молярна маса суміші

$$M_{\text{суміші}} = 29,6 \text{ г/моль};$$

$$D_{\text{H}_2} = M_{\text{суміші}} / M(\text{H}_2) = 29,6 / 2 = 14,8$$

Відповідь: $D_{\text{H}_2} = 14,8$.

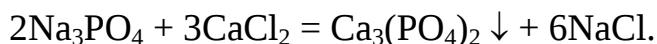
Розрахунки за хімічними рівняннями

Задачі такого типу в шкільному курсі хімії та на вступному іспиті переважають. Більшість з них розв'язуються за загальноприйнятими методиками. Проте конкурсні задачі, що оцінюються високим балом, не завжди стандартні. Такі задачі потребують певних неоднозначних підходів, через те що загальної методики їх розв'язування не існує. Розглянемо декілька стандартних і підвищеної складності задач.

Задача 13. *Скільки грамів осаду утвориться при змішуванні розчинів, що містять 16,4 г натрій ортофосфату і 22,2 г кальцій хлориду?*

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо рівняння хімічної реакції



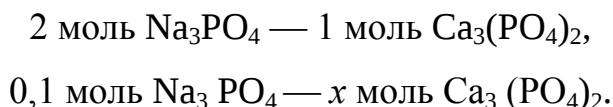
Знайдемо кількості речовин, що вступили в реакцію

$$\nu(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 16,4 / 164 = 0,1 \text{ моль}; \nu(\text{CaCl}_2) = 22,2 / 111 = 0,2 \text{ моль};$$

$$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 164 \text{ г/моль}; M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}.$$

За рівнянням реакції молярне співвідношення між реагуючими компонентами становить 2:3 (див. стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції). Тоді для 0,1 моль Na_3PO_4 потрібно 0,15 моль CaCl_2 . Отже, кальцій

хлориду є надлишок, а натрій ортофосфат реагує повністю. Складемо пропорцію



Звідси $x = 0,05$ моль. $M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310$ г/моль.

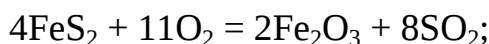
Маса осаду, що утворився дорівнюватиме $0,05 \cdot 310 = 15,5$ г.

Відповідь: 15,5 г.

Задача 14. *Визначите масу сульфатної кислоти в грамах, яку можна одержати з 150 г руди з вмістом FeS_2 80%. Вихід на всіх стадіях процесу вважати 100%.*

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо рівняння реакцій одержання сульфатної кислоти



Знайдемо масу чистого FeS_2

$$m(\text{FeS}_2) = m_{\text{руди}} \cdot 80 / 100 = 120 \text{ г.}$$

Знайдемо кількість речовини FeS_2

$$\nu(\text{FeS}_2) = m(\text{FeS}_2) / M(\text{FeS}_2) = 120 / 120 = 1 \text{ моль.}$$

$$(M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ г/моль})$$

Згідно з записаними рівняннями реакцій підрахуємо, скільки молів H_2SO_4 може утворитися з 1 моль FeS_2 . Один моль чистого FeS_2 містить 2 моль Сульфуру, а з 2 моль S можна одержати 2 моль H_2SO_4 .

Знаходимо масу сульфатної кислоти

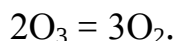
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu M = 2 \cdot 98 = 196 \text{ г.}$$

Відповідь: 196 г.

Задача 15. *Визначте об'ємну частку (в %) озону в суміші з киснем, якщо при розкладання озону об'єм суміші збільшився на 5%.*

Р о з в ' я з а н н я.

Об'єм суміші збільшується за рахунок розкладання озону, що відбувається за реакцією



Якщо взяти 2 л озону, то при повному розкладанні утвориться 3 л кисню і об'єм збільшиться на 1 л.

Прийmemo початковий об'єм суміші за 100 л, після реакції він повинен збільшитися на 5%, тобто на 5 л. Складаємо пропорцію

при розкладанні 2 л O_3 об'єм збільшується на 1 л,

$$\text{“}x \text{ л } \text{O}_3 \text{ — “ } 5 \text{ л.}$$

Звідси $x = 2 \cdot 5 / 1 = 10 \text{ л.}$

Озону було 10 л, отже, об'ємна частка становитиме

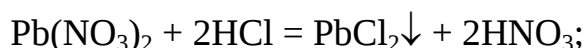
$$10 \text{ л} / 100 \text{ л} \cdot 100\% = 10\%.$$

Відповідь: 10%.

Задача 16. Через розчин, що містить 6,62 г плюмбум нітрату, пропустили гідроген хлорид об'ємом 1,12 л, (н.у). Утворився осад масою 5,22 г. Визначте вихід продукту реакції (у %).

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо рівняння реакції



$$\nu(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 6,62 / 331 = 0,02 \text{ моль } (M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}),$$

$$\nu(\text{HCl}) = 1,12 / 22,4 = 0,05 \text{ моль.}$$

Стехіометричне співвідношення реагентів 1:2. Отже, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ реагує повністю і за ним проводимо розрахунок

$$\nu(\text{PbCl}_2) = \nu(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль.}$$

Знаходимо масу PbCl_2 , яка теоретично повинна утворитися за рівнянням

$$m(\text{PbCl}_2) = 0,02 \cdot 278 = 5,56 \text{ г,}$$

$$M(\text{PbCl}_2) = 278 \text{ г/моль.}$$

Вихід продукту реакції — це відношення маси реально одержаного продукту ($m_{\text{практич}}$) до його маси, яка має утворитися за теоретичними розрахунками ($m_{\text{теор}}$), виражене в процентах

$$\eta = (m_{\text{практич}}/m_{\text{теор}}) \cdot 100\%.$$

Тоді:

$$\eta = (m_{\text{практич}}(\text{PbCl}_2)/m_{\text{теор}}(\text{PbCl}_2)) \cdot 100\%,$$

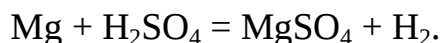
$$\eta = 5,22 / 5,56 \cdot 100\% = 93,9\%.$$

Відповідь: 93,9%.

Задача 17. *Суміш ошурок міді та магнію масою 1,5 г обробили надлишком розбавленої сульфатної кислоти. В результаті виділився водень об'ємом 0,56 л (н.у.) Обчислити масову частку (в %) міді в суміші.*

Р о з в ' я з а н н я.

У даному випадку мідь не взаємодіє з розбавленою сульфатною кислотою і об'єм водню, що виділився, відповідатиме певній масі магнію, який вступив в реакцію з кислотою. Запишемо рівняння реакції



Складемо пропорцію ($M(\text{Mg}) = 24,3$ г/моль)

$$24,3 \text{ г Mg} \text{ — } 22,4 \text{ л H}_2,$$

$$x \text{ г Mg} \text{ — } 0,56 \text{ л H}_2.$$

Звідси
$$x = 24,3 \cdot 0,56 / 22,4 = 0,6 \text{ г.}$$

Магнію в суміші було 0,6 г, а міді $1,5 - 0,6 = 0,9$ г.

Знаходимо масову частку міді

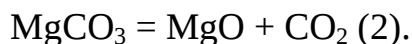
$$\omega = 0,9 / 1,5 = 0,6 \text{ (або 60\%).}$$

Відповідь: 60%.

Задача 18. *При прожарюванні суміші кальцій та магній карбонатів масою 14,2 г виділився газ об'ємом 3,36 л (н.у.). Визначити масову частку (в %) кальцій карбонату в суміші.*

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо рівняння розкладання карбонатів



Отже, CO_2 виділяється і в першому і в другому випадках.

Позначимо масу кальцій карбонату x г, тоді маса магній карбонату буде $(14,2 - x)$ г.

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{MgCO}_3) = 84 \text{ г/моль}.$$

Складемо пропорцію з рівняння (1).

$$100 \text{ г CaCO}_3 \text{ — } 22,4 \text{ л CO}_2,$$

$$x \text{ г CaCO}_3 \text{ — } y \text{ л CO}_2.$$

Звідси

$$y = 22,4 \cdot x / 100.$$

Складемо пропорцію з рівняння (2)

$$84 \text{ г MgCO}_3 \text{ — } 22,4 \text{ л CO}_2,$$

$$(14,2 - x) \text{ г MgCO}_3 \text{ — } z \text{ л CO}_2.$$

Звідси

$$z = (14,2 - x) \cdot 22,4 / 84.$$

За умовою задачі виділилося 3,36 л CO_2 . Отже,

$$22,4 \cdot x / 100 + (14,2 - x) \cdot 22,4 / 84 = 3,36,$$

$$\text{звідси } x = 10 \text{ г}.$$

Знаходимо масову частку кальцій карбонату

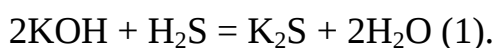
$$\omega = 10 / 14,2 = 0,7 \text{ (або 70\%)}.$$

Відповідь: 70%.

Задача 19. Знайдіть масу калій сульфїду, що утворився при пропусканні дигїдроген сульфїду об'ємом 4,48 л (н.у.) через розчин, що містив 16,8 г калій гїдроксиду.

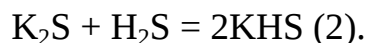
Р о з в ' я з а н н я.

При пропусканні H_2S через розчин KOH (по відношенню до H_2S він буде в надлишку) відбувається утворення середньої солі

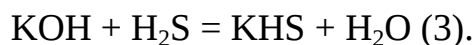


Молярне співвідношення реагентів $\nu(\text{KOH}) : \nu(\text{H}_2\text{S}) = 2 : 1$.

При пропусканні надлишку H_2S калій сульфід, що утворився, може далі взаємодіяти з H_2S за рівнянням



Загальне рівняння утворення кислої солі



Молярне співвідношення реагентів $\nu(\text{KOH}) : \nu(\text{H}_2\text{S}) = 1 : 1$.

Кількості реагуючих речовин

$$\nu(\text{KOH}) = m(\text{KOH})/M(\text{KOH}) = 16,8 / 56 = 0,3 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = V(\text{H}_2\text{S})/V_m(\text{H}_2\text{S}) = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}.$$

Молярне співвідношення реагентів

$$\nu(\text{KOH}) : \nu(\text{H}_2\text{S}) = 0,3 : 0,2 = 3 : 2.$$

Робимо висновок, що взаємодія відбуватиметься за першим і другим рівняннями.

За першим рівнянням розрахунок проводимо за KOH

$$\nu(\text{K}_2\text{S}) = 0,5 \cdot \nu(\text{KOH}),$$

$$\nu(\text{K}_2\text{S}) = 0,3 / 2 = 0,15 \text{ моль}.$$

За першим рівнянням також витратиться 0,15 моль H_2S .

Знаходимо кількість H_2S , яка прореагує за другим рівнянням

$$0,2 - 0,15 = 0,05 \text{ моль}.$$

Цій кількості H_2S відповідатиме така стала кількість K_2S . Остаточна кількість калій сульфїду становитиме

$$\nu(\text{K}_2\text{S}) = 0,15 - 0,05 = 0,1 \text{ моль},$$

$$m(\text{K}_2\text{S}) = \nu(\text{K}_2\text{S}) \cdot M(\text{K}_2\text{S}),$$

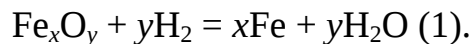
$$m(\text{K}_2\text{S}) = 0,1 \cdot 110 = 11 \text{ г}.$$

Відповідь: 11 г.

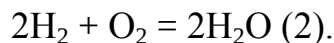
Задача 20. При відновленні одного з ферум оксидів масою 11,6 г до вільного металу витратили 4,48 л водню (н.у.). У відповіді вкажіть молярну масу ферум оксиду, що відновився.

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо рівняння відновлення ферум оксиду в загальному вигляді



Очевидним є той факт, що весь водень пішов на зв'язування Оксигену за реакцією



Знайдемо кількість речовини водню

$$v(\text{H}_2) = 4,48 : 22,4 = 0,2 \text{ моль}.$$

Згідно з рівнянням (2) 0,2 моль водню взаємодіє з 0,1 моль кисню, тобто кількість кисню, що входить до складу ферум оксиду, становить 0,1 моль.

Знайдемо масу O_2

$$m(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,1 \cdot 32 = 3,2 \text{ г}.$$

Тоді маса Феруму в складі ферум оксиду дорівнюватиме

$$11,6 - 3,2 = 8,4 \text{ г}.$$

Знайдемо кількість Феруму і Оксигену та їх відношення (x і y)

$$v(\text{Fe}) : v(\text{O}) = m(\text{Fe})/M(\text{Fe}) : m(\text{O})/M(\text{O});$$

$$8,4 / 56 : 3,2 / 16;$$

$$x : y = 0,15 : 0,2.$$

Зводимо це відношення до цілих чисел

$$x : y = 3 : 4.$$

Отже, формула оксиду Fe_3O_4 . $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль}$.

Відповідь: 232 г/моль.

§1.5. Задачі і вправи

1. Яку валентність проявляють елементи: Гідроген, Оксиген, Флуор?

2. Яку валентність проявляють елементи: Літій, Натрій, Калій?

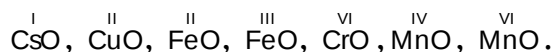
3. Яку валентність проявляють елементи: Магній, Кальцій, Барій?

4. Яку валентність проявляє Алюміній?

5. Яку валентність проявляють елементи в сполуках: KCl, CaH₂, HF, CH₄, Al₂S₃, MgS, Ba₃N₂?

6. Яку валентність проявляють елементи в сполуках: CO₂, N₂O₃, MnO, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇?

7. Складіть формули оксидів (над елементами вказана їх валентність):



8. Складіть формули сполук (над елементами вказана їх валентність):



9. Розрахуйте відносні молекулярні маси для: а) H₄P₂O₇; б) Na₂CO₃·10H₂O; в) K₄[Fe(CN)₆].

10. Розрахуйте молярні маси (в г/моль) для: а) бензолу C₆H₆; б) калій перманганату KMnO₄; в) пентагідрату купрум(II) сульфату CuSO₄·5H₂O.

11. Де міститься більше атомів: у 5 г заліза чи в 3 л гелію (н.у.)?

Відповідь: у 3 л гелію.

12. Де міститься більше атомів Гідрогену: в 90 г води чи в метані масою 80 г?

Відповідь: у 80 г метану.

13. Яке число атомів Нітрогену міститься: а) в 17 моль аміаку; б) в 17 г аміаку; в) в 17 л аміаку?

Відповідь: а) $1,02 \cdot 10^{24}$; б) $6,02 \cdot 10^{23}$; в) $4,57 \cdot 10^{23}$.

14. Чи однакове число молекул: а) в 0,5 г азоту і 0,5 г метану; б) в 0,5 л азоту і 0,5 л метану?

Відповідь: а) ні; б) так.

15. Знайдіть масу натрій дигідрогенфосфату (NaH_2PO_4) кількістю речовини 2,5 моль.

Відповідь: 300 г.

16. Яку кількість речовини становить азот масою 14 г? Яку масу мають $8 \cdot 10^{22}$ його молекул?

Відповідь: 0,5 моль; 8,4 г.

17. Розрахуйте масу в грамах Оксигену в 2 моль нітратної кислоти.

Відповідь: 96 г.

18. Розрахуйте молярну масу речовини, якщо відомо, що 0,5 моль цієї речовини мають масу 17 г. Визначте масу в грамах однієї молекули речовини.

Відповідь: 34 г/моль; $5,64 \cdot 10^{-23}$ г.

19. Визначте масові частки Оксигену в оксидах феруму: FeO , Fe_2O_3 і Fe_3O_4 (в %, з точністю до десятих).

Відповідь: 22,3%; 30,0%; 27,6%.

20. Визначте вміст води (у %) в залізному купоросі $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Відповідь: 45,3 %.

21. Визначте формулу сполуки, яка за даними хімічного аналізу містить 49,55% Мангану і 50,45% Оксигену.

Відповідь: Mn_2O_7 .

19. Деякий елемент V групи утворює сполуку з Гідрогеном, в якій вміст Гідрогену 17,647%. Визначте елемент. У відповіді вкажіть молярну масу його оксиду в найвищому ступені окиснення.

Відповідь: 108 г/моль.

22. Виведіть найпростішу формулу речовини, якщо до її складу входить 4,35% Гідрогену, 26,09% Карбону і 69,56% Оксигену.

Відповідь: H_2CO_2 (HCOOH).

23. Масова частка Сульфуру в сульфіді складу R_2S_3 становить 60,76%.
Визначте атомну масу елемента R.

Відповідь: 31 (P).

24. У хлороксиді масою 3,66 г 1,42 г Хлору. Визначте формулу оксиду.

Відповідь: Cl_2O_7 .

25. В результаті взаємодії 6,85 г металу з водою виділилося 1,12 л водню (за н.у.). Визначите метал, якщо у сполуках він двовалентний.

Відповідь: Барій.

26. В результаті розкладання 21 г карбонату двовалентного металу $MeCO_3$ виділилося 5,6 л CO_2 (за н.у.). Визначити атомну масу металу.

Відповідь: 24(Mg).

27. Молекулярна маса йодиду одновалентного металу на 8 одиниць більша за молекулярну масу його сульфату. Визначте цей метал.

Відповідь: Натрій.

28 Відносна густина газу за воднем дорівнює 8,5. Визначте: а) масу 1 л газу (за н.у.); б) об'єм газу масою 5,1 г (за н.у.).

Відповідь: а) 0,76%; б) 6,72 л.

29. При певній температурі густина пари сірки за повітрям дорівнює 6,67. Із скількох атомів складається молекула сірки за цих умов?

Відповідь: 6.

30. При спалюванні 0,29 г газоподібного вуглеводню одержали 448 мл (н.у.) CO_2 і 0,45 г води. Відносна густина цього вуглеводню дорівнює 29. Знайдіть молекулярну формулу вуглеводню.

Відповідь: C_4H_{10} .

31. Після спалювання 6,4 г невідомої речовини утворилося 4,48 л CO_2 (н.у.) і 7,2 г води. Молекулярна маса цієї речовини дорівнює 32. Визначте формулу речовини.

Відповідь: CH_4O (CH_3OH).

32. Зразок газу при 0°C займає об'єм 22,4 л. Який об'єм він займатиме: а) при 25°C ; б) 50°C ; в) 100°C (тиск газу залишається сталим)?

Відповідь: а) 24,45 л; б) 26,50 л; в) 30,60 л.

33. Водяна пара при 100°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 200 см^3 .
Приведіть її об'єм до н.у.

Відповідь: 146 см^3 .

34. Визначте молярну масу газу, якщо його зразок масою 0,750 г при 20°C і $0,989 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 4,62 л. Назвіть газ.

Відповідь: 4 г/моль (Гелій).

35. Який тиск утворюють $5 \cdot 10^{13}$ молекул ідеального газу в об'ємі 1 мл при 0°C ?

Відповідь: 0,188 Па.

36. Визначите об'ємний склад (у %) газової суміші CO і CO_2 , якщо густина за воднем цієї суміші дорівнює 19,6.

Відповідь: 70 % CO_2 і 30 % CO.

37. Визначте об'ємний склад газової суміші, з азоту і водню, якщо при температурі 127°C і тиску 10 атм її густина становить 1,28 г/л.

Відповідь: $\omega(\text{H}_2) = 81,7 \%$.

38. Який об'єм кисню в літрах (н.у.) необхідний для взаємодії з 3,1 г фосфору, якщо в результаті реакції утворився фосфор (V) оксид?

Відповідь: 2,8 л.

39. Який об'єм кисню в літрах (н.у.) можна одержати з калій перманганату масою 166,32 г, в якому масова частка домішок становить 5 %?
Розкладання відбувається за рівнянням: $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$.

Відповідь: 11,2 л.

40. Яку масу натрій хлориду можна одержати при взаємодії 3,45 г натрію з надлишком хлору?

Відповідь: 8,77 г.

41. Розрахуйте масову частку (в %) Карбону у вугіллі, якщо при спалюванні 1 кг вугілля виділилося $1,12 \text{ м}^3$ вуглекислого газу (за н.у.).

Припустіть, що домішки у вугіллі негорючі.

Відповідь: 60%.

42. Цинк витісняє мідь з купрум(II) хлориду. Чи достатньо 13 г цинку, щоб одержати 15 г міді?

Відповідь: не достатньо.

43. Обчисліть масу ферум(III) хлориду, який утворився при взаємодії 1,12 г заліза і 1 л хлору (н.у.).

Відповідь: 3,25 г.

44. Яка сіль (кисла чи середня) утворюється, якщо реагують: а) калій гідроксид масою 1,12 г і сульфатна кислота масою 1,96 г; б) калій гідроксид масою 2,24 г і сульфатна кислота масою 1,96 г?

Dilgjdilm^ f) KHSO_4 ,) K_2SO_4 /

45. Обчисліть, яку масу HCl можна одержати з 58,5 г натрій хлориду, якщо вихід гідрогенхлориду становить 68 % від теоретичного.

Відповідь: 28,4 г.

46. З природного фосфориту масою 840 кг одержали фосфатну кислоту масою 500 кг. Обчисліть масову частку кальцій фосфату в природному фосфориті, якщо виробничі втрати становлять 18 % (вихід 82 %).

Відповідь: 79 %.

47. На суміш натрій хлориду і натрій карбонату масою 69,1 г подіяли хлоридною кислотою. В результаті реакції виділився газ об'ємом 2,24 л (н.у.). Який склад суміші (у %)?

Відповідь: 15,34 % Na_2CO_3 .

48. Нагріванням 8 г суміші ZnCO_3 і ZnO одержали 6,24 г цинк оксиду. Визначте масу ZnO у вихідній суміші.

Відповідь: 3 г.

49. Визначте склад (в об'ємних %) суміші карбон оксиду і діоксиду, якщо при пропусканні 5 л суміші газів (н.у.) через розчин натрій гідроксиду маса останнього збільшилась на 5,9 г.

Відповідь: $\omega(\text{CO}) = 40 \%$.

50. Маса твердого залишку після відновлення воднем 15,2 г суміші FeO і CuO дорівнює 12,0 г. Розрахуйте склад суміші оксидів.

Відповідь: $\omega(\text{FeO}) = 47 \%$.

51. При спалюванні 134,4 л суміші метану, карбон монооксиду і етану отримали 179,2 л CO_2 . Визначте об'єм етану в газовій суміші.

Відповідь: 44,8 л.

52. До розчину, який містить 4,9 г фосфатної кислоти, добавили розчин, що містить 4,4 г натрій гідроксиду. Визначте масу утворених солей.

Відповідь: 1,64 г Na_3PO_4 і 5,68 г Na_2HPO_4 .

53. Наважку алюмінію нагріли з оксидом невідомого металу X_2O_3 , при цьому одержали 28 г металу X. Така ж маса алюмінію повністю прореагувала з хлоридною кислотою і при цьому виділилося 16,8 л водню (н.у.). Визначте метал і вкажіть у відповіді його молярну масу. Відповідь: Ферум, 56.

Будова атома і періодичний закон

§2.1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів

Д. І. Менделєєва

Після відкриття основних законів та створення атомно-молекулярного вчення хімія почала швидко розвиватися. Наприкінці XVIII ст. було відомо близько 30 хімічних елементів, а в середині XIX ст. — вже більше 60. Виникла необхідність їх систематизувати. Спроби класифікації елементів робили багато вчених. Але повністю розв'язати цю проблему вдалося лише російському вченому Д. І. Менделєєву. В основу класифікації хімічних елементів він поклав зростання їх атомних мас, допустивши, що не всі атомні маси визначені правильно і що хімічні властивості елементів періодично повторюються. У 1869 р. вчений сформулював періодичний закон.

Властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від значення атомних мас елементів.

Відповідно до цього закону і була складена періодична система елементів, яка об'єктивно відображає періодичний закон. Періодична система елементів є графічним (табличним) зображенням періодичного закону.

При складанні таблиці елементів, на відміну від попередників, Д. І. Менделєєв допустив:

що значення атомних мас правильно визначені не для всіх елементів (він виправив атомні маси близько 15 елементів);

що є ще невідкриті (невідомі) елементи, давши їм назви (екабор, екасиліцій, екаалюміній), тобто аналоги цих елементів; для яких він залишив пусті клітинки; його геніальне передбачення незабаром підтвердилося;

Д. І. Менделєєв передбачив наявність великих періодів.

Наприкінці XIX ст. періодична система набула загального визнання. Вона увійшла у всі підручники з хімії як класифікація елементів і стала *основним законом хімії*. Подальші відкриття будови атома та явища ізотопії показали, що головною кількісною характеристикою елемента є не атомна маса, а заряд ядра (або порядковий номер елемента).

На сьогодні відомо кілька сот варіантів графічного зображення періодичної системи. Найчастіше використовують дві форми таблиць — скорочену і розгорнуту. В нашій країні найпоширеніший варіант скороченої форми періодичної системи, як більш компактний. За цим варіантом періодична система складається з *періодів*, *рядів* і *груп*. По горизонталі вона має сім періодів (позначені римськими цифрами), з них перший, другий, третій називаються малими, 4, 5, 6, 7 — великими.

В першому періоді розташовано два елементи, в другому і третьому — по вісім; в 4 і 5 — по вісімнадцять, у шостому — 32, а в сьомому (незавершеному) — 21 елемент. Кожний період, за винятком першого, розпочинається лужним металом і закінчується інертним газом (сьомий період — незавершений).

Усі елементи періодичної системи пронумеровано в тому порядку, в якому вони йдуть один за одним. Номери елементів називаються *порядковими*. В системі 10 рядів (позначені арабськими цифрами). Кожний малий період складається з одного ряду, кожний великий — з двох рядів. Верхній ряд великого періоду парний, нижній — непарний.

У шостому періоді після Лантану розташовано 14 елементів з порядковими номерами 58–71, подібних до нього — лантанодів. У сьомому періоді після Актинію також розташовано 14 елементів (90–103), подібних до Актинію, — актиноідів. Місце цих елементів в системі позначено в клітинках Лантану та Актинію, а самі елементи розміщені окремо внизу таблиці.

У періодичній системі по вертикалі розміщено 8 груп (позначені римськими цифрами). Кожна група складається з двох підгруп: головної і побічної. Головну підгрупу (А) утворюють елементи малих і великих періодів, а побічну (Б) — тільки елементи великих періодів. Так, Гідроген, Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій і Францій складають головну підгрупу першої групи (1А), а Купрум, Аргентум, Аурум — побічну підгрупу першої групи (1Б).

Елементи кожної підгрупи — *хімічні аналоги*. Властивості елементів головної та побічної підгруп однієї групи різняться. Так, усі елементи побічних підгруп — метали, а більшість елементів головних підгруп IV–VIII груп — неметали. Водночас усі елементи однієї групи виявляють подібні властивості у вищих ступенях окиснення.

У періодах хімічні властивості змінюються від металічних (елементи початку періодів) через проміжні між металічними та неметалічними до неметалічних (елементи кінця періодів). У великих періодах така зміна відбувається повільніше. У головних підгрупах із збільшенням атомних мас зростають металічні властивості. Ці явища пояснюються виходячи із електронної теорії будови атомів.

§2.2. Ядерна модель будови атома

Наприкінці XIX та на початку XX століть були зроблені відкриття, які стали основою сучасної теорії будови атома. Це насамперед відкриття рентгенівського випромінювання (К. Рентген — 1895 р.), радіоактивності (А. Беккерель — 1896 рік), відкриття електрона (Дж. Томпсон — 1897 р.) та визначення заряду електрона (Р. Маллікен — 1899 р.) і відкриття у 1909 р. англійським вченим Е. Резерфордом ядра атома. Ці дослідження показали, що атом подільний, складається з позитивно зарядженого ядра і електронів, які мають негативний заряд. Заряд електрона ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл) прийнято вважати за одиницю елементарного заряду. В цих одиницях заряд електрона –1.

Однією з перших реальних моделей будови атома стала модель Резерфорда. Її суть можна звести до наступних положень.

1. Центральну частину атома займає позитивно заряджене ядро.
2. Весь позитивний заряд і майже вся маса атома зосереджується в його ядрі.
3. Навколо ядра рухаються (обертаються) електрони. Їх число дорівнює позитивному заряду ядра.

Ядерна модель атома збереглася і в сучасних уявленнях. Подальші дослідження показали, що позитивний заряд ядра атома чисельно дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва.

Число позитивних зарядів ядра кожного атома, а також число електронів, які обертаються в полі ядра, дорівнюють порядковому номеру елемента.

Найпростішою є схема будови атома Гідрогену (порядковий номер = 1). Його ядро має один позитивний заряд і в полі ядра обертається 1 електрон.

Ядро атома Гідрогену — елементарна частинка, яку називають *протоном*.

Порядковий номер атома Хлору дорівнює 17, отже, його позитивний заряд дорівнює 17 і в полі ядра обертається 17 електронів. Аналогічно можна уявити будову атомів інших елементів.

Склад атомних ядер.

На даний час в ядрі відкрито велику кількість елементарних частинок. Найважливішими з них є протони (символ *p*) і нейтрони (символ *n*). Властивості електрона і частинок, які входять до складу ядра, наведено в табл. 2.1.

Таблиця 2.1. Характеристики частинок, з яких складається атом

Частинка	Заряд		Маса	
	Кл	умовних одиниць	г	а. о. м.
Електрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,10 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Протон	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

В природі існують атоми одного і того самого елемента з різною масою. Такі атоми називаються *ізотопами*. Ядра цих атомів містять однакову кількість протонів (мають однаковий заряд), але різну кількість нейтронів.

Ізотопи — це різновидності атомів одного і того самого елемента, що мають різні атомні маси. Кожний ізотоп характеризується двома величинами: масовим числом (позначають зверху і ліворуч від хімічного символу) і порядковим номером (проставляється внизу і ліворуч від хімічного символу). Масове число A — це загальне число протонів (Z) і нейтронів (N) у ядрі

$$A = Z + N$$

Наприклад, ізотоп Калію з масовим числом 40 записується так: — ^{40}K . Знайдемо число нейтронів в його ядрі:

$$N = A - Z = 40 - 19 = 21.$$

Більшість хімічних елементів мають природні ізотопи. Так, Оксиген має ізотопи з масовими числами 16, 17, 18: ^{17}O , ^{16}O , ^{18}O .

Атомна маса елемента дорівнює середньому значенню мас усіх його природних ізотопів з урахуванням їх поширеності.

Атомні маси елементів, які зазначені в періодичній таблиці елементів Д. І. Менделєєва, — це середні масові числа природних сумішей ізотопів. Це одна з причин, чому вони відрізняються від цілих значень.

§2.3. Сучасна модель стану електрона в атомі

Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється. Змін зазнають електронні оболонки атомів, будовою яких пояснюється багато властивостей

хімічних елементів. Тому дуже важливе значення має визначення структури електронних оболонок та стану електронів в атомі.

Сучасна теорія електронної будови атома ґрунтується на важливому розділі фізики — *квантовій механіці*, яка описує властивості мікроскопічних об'єктів.

Згідно з уявленнями квантової механіки електрон як мікрочастинка має двоїсту природу — властивості частинки і хвилі. Таку природу — корпускулярно-хвильовий дуалізм — мають і інші мікрочастинки, рух та взаємодію яких вивчає квантова механіка.

Як частинка електрон має певну масу і заряд; як хвиля він характеризується здатністю до дифракції, інтерференції тощо.

Електрон в атомі не має траєкторії руху. Квантова механіка розглядає *ймовірність* перебування електрона в просторі навколо ядра. Електрон, який швидко рухається, може перебувати в будь-якій точці простору, що оточує ядро, і різні положення його розглядаються як *електронна хмара з певною густиною негативного заряду*.

На зміну траєкторіям (орбітам), які були в моделі Резерфорда, квантова механіка пропонує інший опис руху електрона — за допомогою *орбіталей*.

Простір навколо ядра, в якому перебування електрона найбільш імовірним, називається орбіталлю.

В ньому міститься близько 90% електронної хмари. Це означає, що близько 90% часу електрон перебуває в цій частині простору. Орбіталі знаходяться на певних відстанях від ядра, мають певну форму та орієнтацію в просторі. Для їх характеристики використовують набір квантових чисел: *головного (n), побічного (l) та магнітного (m_l)*. *Слід зазначити, що поняття “орбіталь”, “квантові числа”, “енергетичні рівні”, “підрівні” є математичними поняттями квантової механіки. Інтерпретація їх фізичної суті є умовною і спрощеною.*

Головне квантове число характеризує енергію орбіталі, яка перш за все залежить від відстані орбіталі від ядра. Воно має цілочисельні значення від 1 до нескінченності ($n=1,2,3\dots$). Орбіталі, що мають однакові значення n , утворюють *енергетичний рівень*.

Число енергетичних рівнів в атомі, заповнених електронами, чисельно дорівнює номеру періода, в якому перебуває елемент: в атомах елементів першого періоду 1 енергетичний рівень, II періоду — 2, III періоду — 3 і т.д. Максимальне число електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера рівня, тобто $N = 2n^2$, де N — число електронів; n — номер рівня, або головне квантове число.

Отже, на першому енергетичному рівні може перебувати не більше 2 електронів, на другому — не більше 8, на третьому — не більше 18, на четвертому — не більше 32 і т.д.

Побічне орбітальне квантове число l визначає форму орбіталі. Воно може мати цілочисельні значення від 0 до $n-1$. Наводимо позначення орбіталей залежно від значення квантового числа l :

<i>Значення l</i>	0	1	2	3	4
<i>Позначення орбіталі</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>

S-Орбіталь ($l = 0$) має сферичну симетрію, тобто форму кулі, *p*-орбіталь ($l = 1$) має форму гантелі, *d*-орбіталь ($l = 2$) — чотирьохпелюсткова розетка. Ще складніші форми, ніж *d*-орбіталі, мають *f*- і *g*- орбіталі. Форму та орієнтацію орбіталей показано на рис. 2.1.

Ці зображення не є фізичними картинами орбіталей. Вони являють собою графіки математичних функцій і дають інформацію про імовірність розподілу електронної густини. Схематично орбіталь (квантову комірку) позначають чотирикутником □.

Орбітальне квантове число визначає також кількість *енергетичних підрівнів*.

Покажемо це:

$n = 1$; $l = 0$ один підрівень $1s$;

$n = 2$; $l = 0, 1$ два підрівні $2s, 2p$;

$n = 3$; $l = 0, 1, 2$ три підрівні $3s, 3p, 3d$;

$n = 4$; $l = 0, 1, 2, 3$ чотири підрівні $4s, 4p, 4d, 4f$.

Як бачимо, число підрівнів на енергетичному рівні дорівнює значенню n . Кажуть, що енергетичний рівень розщеплюється на n енергетичних підрівнів.

Магнітне квантове число (m_l) визначає орієнтацію орбіталі в просторі.

Воно може набувати цілочисельних значень від $-l$ до $+l$. Число можливих значень m_l для орбіталі дорівнює $2l + 1$.

Знайдемо число значень магнітного квантового числа m_l для орбіталей:

s -орбіталь: $l = 0$, $m_l = 0$; одна орієнтація щодо трьох осей координат (рис. 2.1, а);

s -орбіталь на підрівні одна $\square$;

p -орбіталь: $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$; три орієнтації (рис. 2.1, б);

p -орбіталей на підрівні три $\square\square\square$;

d -орбіталь: $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$; п'ять орієнтацій (рис. 2.1, в);

d -орбіталей на підрівні п'ять $\square\square\square\square\square$.

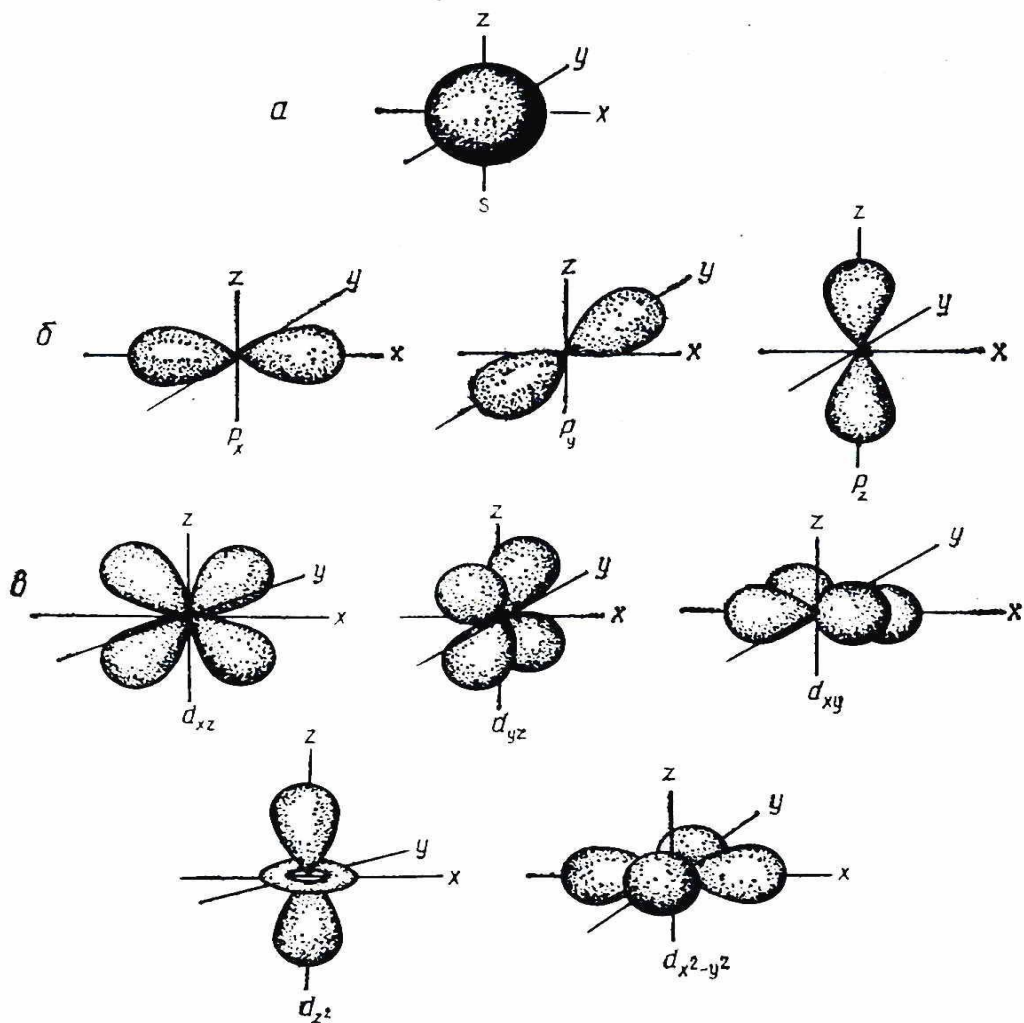


Рис. 2.1. Форма та орієнтація орбіталей: а — s-орбіталей; б — p-орбіталей; в — d-орбіталей

Отже, кожний енергетичний рівень містить певний набір енергетичних підрівнів, кожний енергетичний підрівень має певні орбіталі. Орбіталі можуть бути вакантними або заповненими електронами. На будь-якій орбіталі електрон характеризує чотири квантові числа: головне, побічне, магнітне і *спінове квантове число* електрона, або спін m_s . Спін електрона характеризує його обертання навколо своєї осі, тобто власний магнітний момент електрона. Спін може мати лише два значення $+1/2$ і $-1/2$. Графічне позначення значень спіну: $\uparrow$ або $\downarrow$. Розподіл електронів в атомі зображають у вигляді електронних формул атомів. Розглянемо, як їх складати та яку інформацію вони дають.

§2.4. Електронні формули атомів

Електронні формули атомів — це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях та підрівнях. Для складання електронних формул слід використовувати три правила.

Перше правило — **принцип Паулі**. *В атомі не може бути двох електронів, що мають однакові значення всіх чотирьох квантових чисел, тобто на кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів.* Якщо на орбіталі перебуває один електрон, то він називається *неспареним*, якщо два — то це *спарені* електрони. За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. Оскільки на одній орбіталі може бути одночасно максимум два електрона, то максимальна кількість електронів на різних рівнях становитиме:

на s -підрівні — 2;

на p -підрівні (трьох p -орбіталях) — 6;

на d -підрівні (п'ятьох орбіталях) — 10 і т.д.

Максимальне число електронів на підрівні позначається верхнім індексом: s^2 ; p^6 ; d^{10} ; f^{14} .

Друге правило — **принцип найменшої енергії**. *Електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням енергії, яка характеризується сумою $(n + l)$. При цьому, якщо сума $n + l$ для різних підрівнів однакова, заповнюється підрівень з меншим значенням n .* Користуючись цим правилом, можна одержати ряд послідовності заповнення електронами орбіталей атомів елементів періодичної системи:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p.$$

Третє правило — **правило Хунда**. *Сумарне спінове число електронів неповністю заповненого підрівня має бути максимальним.* Звідси випливають такі висновки:

1. Під час заповнення підрівня електрони займають різні орбіталі;

2. Спіни неспарених електронів, що перебувають на різних орбіталях, паралельні; наприклад, якщо на p -підрівні знаходяться три електрони, то вони мають розміститися на трьох різних орбіталях.

Користуючись цими правилами, запишемо електронні формули атомів хімічних елементів у відповідності з їх положенням у періодичній системі. У першому періоді містяться два хімічних елемента: Гідроген і Гелій. Їх електронні формули: ${}_1\text{H} — 1s^1$; ${}_2\text{He} — 1s^2$. Пояснимо запис. Велика цифра показує номер енергетичного рівня, який співпадає з номером періода, літера s — означає форму орбіталі або енергетичний підрівень. Маленька цифра над літерою праворуч — показує число електронів. Так, у Гідрогену 1 неспарений електрон перебуває на s -орбіталі; у Гелію — 2 спарених електрони. Електронна оболонка Гелію завершена і дуже стійка. Це інертний (благородний) газ.

У елементів другого періоду заповнюється другий енергетичний рівень, причому спочатку — орбіталь s -підрівня, а потім — три орбіталі p -підрівня: ${}_3\text{Li} — 1s^2 2s^1$; ${}_4\text{Be} — 1s^2 2s^2$; ${}_5\text{B} — 1s^2 2s^2 2p^1$; ${}_6\text{C} — 1s^2 2s^2 2p^2$; ${}_7\text{N} — 1s^2 2s^2 2p^3$; ${}_8\text{O} — 1s^2 2s^2 2p^4$; ${}_9\text{F} — 1s^2 2s^2 2p^5$; ${}_{10}\text{Ne} — 1s^2 2s^2 2p^6$.

У Неону заповнення p -орбіталей відбувається повністю; він — інертний газ.

III період починається з Натрію ($Z = 11$), електронна конфігурація якого ${}_{11}\text{Na} — 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Електронну формулу можна також зобразити більш компактно (скорочено). В ній та частина, яка відповідає заповненню електронним рівням інертного газу, позначається його символом в квадратних дужках і поряд зображаються інші електрони, що називаються зовнішніми, або *валентними*.

Число валентних електронів дорівнює номеру групи. Запишемо для Натрію та інших елементів III періоду їх скорочені електронні формули:

$_{11}\text{Na} — [\text{Ne}]3s^1$; $_{12}\text{Mg} — [\text{Ne}]3s^2$; $_{13}\text{Al} — [\text{Ne}]3s^23p^1$; $_{14}\text{Si} — [\text{Ne}]3s^23p^2$;
 $_{15}\text{P} — [\text{Ne}]3s^23p^3$; $_{16}\text{S} — [\text{Ne}]3s^23p^4$; $_{17}\text{Cl} — [\text{Ne}]3s^23p^5$; $_{18}\text{Ar} — [\text{Ne}]3s^23p^6$.

В атомів елементів I–III періодів, які ми розглянули, заповнюються *s*- або *p*-підрівні зовнішнього рівня. Відповідно вони належать до *s*- або *p*-елементів.

У атома першого елемента IV періоду Калію починає заповнюватися 4*s*-орбіталь, у Кальцію — 4*s*-орбіталь заповнена повністю:

$_{19}\text{K} — [\text{Ar}]4s^1$; $_{20}\text{Ca} — [\text{Ar}]4s^2$.

З елемента Скандію ($Z = 21$) починається заповнення 3*d*-підрівня. П'ять орбіталей 3*d*-підрівня можуть бути заповнені 10 електронами, що має місце в атомів елементів від Скандію до Цинку ($Z = 30$). Таких елементів 10 і вони утворюють *декаду*. У двох елементів IV періоду Хрому і Купруму відбувається так зване *проскакування* електрона з 4*s*- на 3*d* = підрівень. Це зв'язано з тим, що для атома енергетично більш вигідно мати повністю або наполовину заповнений *d*-підрівень. Тоді на зовнішньому 4*s*-підрівні атомів цих елементів знаходиться не два, а один електрон, другий “проскочив” на *d*-підрівень. Запишемо електронні формули атомів деяких елементів цієї декади:

$_{21}\text{Sc} — [\text{Ar}]4s^23d^1$; $_{24}\text{Cr} — [\text{Ar}]4s^13d^5$; $_{29}\text{Cu} — [\text{Ar}]4s^13d^{10}$; $_{30}\text{Zn} — [\text{Ar}]4s^23d^{10}$.

В елементів декад валентними є електрони зовнішніх і передостанніх підрівнів (наприклад, 4*s* і 3*d* в елементів IV періоду).

В атомах наступних після Цинку елементів іде заповнення 4*p*-підрівня. Таким же чином можна зобразити електронні формули атомів хімічних елементів інших періодів.

Ми вже говорили, що залежно від того, який підрівень заповнюється останнім, розрізняють *s*-, *p*-, *d*-, та *f*-елементи.

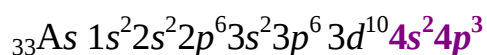
До *s*-елементів належать перші два елементи кожного періоду (IA і IIA підгрупи); останні шість елементів кожного періоду (крім 1-го і 7-го) — це *p*-елементи (IIIА–VIIIА підгрупи). У вільному стані *s*-елементи є металами, крім

Гідрогену і Гелію. Серед *p*-елементів є неметали і метали. Окрему групу *p*-елементів утворюють інертні гази, (VIII A підгрупа).

Елементи вставних декад, у яких заповнюється електронами *d*-підрівень, належать до *d-елементів*. Це всі елементи побічних підгруп, за хімічними властивостями вони є металами.

У *f-елементів* заповнюється електронами *f*-підрівень. Це — лантаноїди ($Z = 58..71$) та актиноїди ($Z = 90..103$).

За електронною формулою атома хімічного елемента можна визначити, в якому періоді і в якій групі розміщується цей елемент, до яких елементів він належить, а також передбачити можливі ступені окиснення, про що мова йтиме далі. Покажемо це на прикладі. Запишемо електронну формулу для елемента з $Z = 33$ (Арсен) і зобразимо графічно зовнішні електрони:



Як видно з формули, зовнішнім є четвертий рівень ($n = 4$). На ньому перебуває 5 електронів: $4s^2 4p^3$ (сума верхніх індексів $2 + 3 = 5$). Цей елемент міститься в четвертому періоді, головній підгрупі п'ятої групи (VA), це *p*-елемент.

§2.5. Періодичний закон і періодична система елементів

у світлі вчення про будову атома

Аналізуючи електронні конфігурації атомів, можна побачити ті самі періодичні закономірності, які Д. І. Менделєєв встановив, вивчаючи хімічні властивості елементів.

Властивості хімічних елементів, як правило, обумовлюються електронами зовнішнього енергетичного рівня. А оскільки електронні конфігурації зовнішнього енергетичного рівня в атомів хімічних елементів періодично повторюються, то періодично повторюються і хімічні властивості. Число ж електронів в електронній оболонці атома та її будову визначає заряд ядра. Тому саме заряд ядра визначає всі властивості елемента та його

положення в періодичній системі. Сучасне формулювання періодичного закону таке.

Властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук елементів перебувають у періодичній залежності від значення заряду ядер їх атомів (або порядкового номера елемента в періодичній системі).

Структуру періодичної системи можна також пояснити електронною будовою атомів.

У періодичній таблиці сім періодів — саме стільки енергетичних рівнів заповнюється в атомів відомих хімічних елементів. Перший період складається з атомів, у яких електрони заповнюють перший рівень, у другому періоді — другий, і т. д. Кожний новий період починається тоді, коли починає заповнюватися новий енергетичний рівень. Число елементів у кожному періоді визначається максимально можливим числом електронів на енергетичних підрівнях, які заповнюються електронами в цьому періоді. Наприклад, в елементів IV періоду заповнюються підрівні $4s3d4p$, максимальне число електронів на них: $2 + 10 + 6 = 18$; у цьому періоді 18 елементів.

Як уже відзначалося, зовнішні електронні оболонки подібні в атомів багатьох елементів (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr); (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra); (F, Cl, Br, I, At); (He, Ne, Ar, Kr, Xe) тощо. Вони утворюють групи елементів з подібними властивостями (аналоги) і знаходяться в певній головній підгрупі періодичної таблиці: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra в ІІА групі, F, Cl, Br, I, At — VIIA і т.д. В елементів головних підгруп заповнюються s - або p -підрівні зовнішнього рівня. Максимальне число електронів на цих підрівнях дорівнює 8 ($2 + 6$), тому існує 8 головних підгруп у періодичній системі.

В елементів побічних підгруп (їх ще називають перехідними елементами) заповнюються d - або f -підрівні. Оскільки кожен d -підрівень може містити 10 електронів, число d -елементів в кожному періоді дорівнює 10 (декада).

Деякі з цих елементів об'єднані в *тріади* (Fe, Co, Ni), (Ru, Rh, Pd), (Os, Ir, Pt), тому число побічних підгруп в скороченій формі таблиці теж дорівнює 8.

Число лантаноїдів і актиноїдів, які винесено в нижні ряди таблиці, дорівнює максимальному числу електронів на *f*-підрівні, тобто 14.

З електронною будовою атома пов'язані такі його характеристики, як *радіус, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність, ступінь окиснення*, тощо.

Енергія іонізації — це енергія, необхідна для відривання найслабкіше зв'язаного електрона від атома.

Енергія, що виділяється в результаті приєднання до атома одного електрона, називається *спорідненістю до електрона*.

Розглянемо, як змінюються ці характеристики, а також хімічні властивості елементів в періодах і групах. У періоді від лужного металу до інертного газу радіус атома зменшується. Це означає, що притягання електронів зовнішнього рівня до ядра збільшується, тому зростають неметалічні властивості. В кожному періоді найбільш активним неметалом є елемент VIIA підгрупи — галоген, а найбільш активним металом — лужний елемент IA підгрупи. Енергії іонізації та спорідненості до електрона в періоді зростають.

У групі згори вниз зростає число заповнених енергетичних рівнів, тому зростає і радіус атома. Сила притягання зовнішніх електронів до ядра зменшується, і в кожній групі зростають металічні властивості елементів. Так, в підгрупі галогенів найбільш активним неметалом є елемент з найменшим числом енергетичних підрівнів — Флуор. Галогени великих періодів — Йод і Астат — проявляють деякі металічні властивості. Енергії іонізації і спорідненості до електрона в головних підгрупах згори вниз зменшуються.

Виходячи з місця елемента в періодичній системі, можна описати його властивості.

Зробимо це для елемента з порядковим номером 25. Цей елемент — Манган (Mn). Він розміщується в четвертому періоді, в побічній підгрупі VII групи (VIIБ). Електронна формула Mn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ або скорочено $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$. Отже, Mn — *d*-елемент. Елемент може легко віддавати два електрони з 4-го рівня, проявляючи ступінь окиснення +2. При цьому він утворює оксид MnO і гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$, який є типовою основою. Газоподібних водневих сполук Mn не утворює, через те що знаходиться в побічній підгрупі. Атом Мангану може також віддавати електрони з 3*d*-підрівня передостаннього енергетичного рівня і теоретично може проявляти ступені окиснення від +2 до +7. Максимальна кількість можливих зв'язків, — сім. Найчастіше у Mn реалізуються ступені окиснення +2, +4, +6, +7. Манган в ступені окиснення +4 утворює амфотерний оксид MnO_2 . Оксид, що відповідає вищому ступеню окиснення — Mn_2O_7 . Цей оксид має кислотні властивості і йому відповідає кислота HMnO_4 .

§2.6. Розв'язування типових задач

Задача 1. *Скільки неспарених електронів має атом Силіцію в основному і збудженому станах? У відповіді вкажіть максимальну кількість зв'язків, які він може утворити.*

Р о з в' я з а н н я.

Структура електронної оболонки Силіцію в основному стані — 14^{28}Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (2 неспарених електрони):

в збудженому стані — $14^{28}\text{Si}^* 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ (4 неспарених електрони).

Отже, він може утворити 4 ковалентних зв'язки.

Відповідь: 4.

Задача 2. *Природний магній складається з трьох ізотопів з масовими числами 24, 25 і 26. Масова частка їх в природній суміші становить відповідно: 78,6%, 10,1 і 11,3%. Розрахуйте відносну атомну масу Магнію з точністю до сотих.*

Р о з в' я з а н н я.

Вклад кожного з ізотопів в атомну масу Магнію пропорційний їх масовим часткам і атомній масі конкретного ізотопу. Тоді відносна атомна маса:

$$A_r = 24 \times 78,6 \div 100 + 25 \times 10,1 \div 100 + 26 \times 11,3 \div 100 = 24,33 \text{ а.о.м.}$$

Відповідь: 24,33 а.о.м.

Задача 3. Елемент Купрум складається з двох ізотопів: ^{63}Cu і ^{65}Cu . Відносна атомна маса Купруму — 63,55. Розрахуйте масову частку(в %) кожного з ізотопів. У відповіді вкажіть з точністю до десятих, масову частку ізотопу ^{65}Cu .

Р о з в' я з а н н я.

Позначимо вміст ізотопу ^{65}Cu $X\%$, тоді вміст ^{63}Cu буде $(100 - X)\%$. Запишемо вираз для розрахунку відносної атомної маси:

$$A_r = 65 \times X \div 100 + 63 \times (100 - X) \div 100 = 63,55.$$

Звідси, $X = 27,5\%$.

Відповідь: 27,5%.

Задача 4. Структура зовнішнього (валентного) електронного шару елемента $5s^2 5p^4$. Визначте, що це за елемент? Які ступені окиснення для нього характерні? У відповіді вкажіть: а) кількість нейтронів в ядрі його атома; б) різницю молекулярних мас його вищого оксиду і сполуки з Гідрогеном.

Р о з в' я з а н н я.

Головне квантове число 5 показує, що цей елемент міститься в п'ятому періоді. Шість валентних електронів $(2 + 4) = 6$ вказують, на те, що він знаходиться в шостій VIA підгрупі (заповнюється p - підрівень). Це — Телур, ^{128}Te . Основні ступені окиснення: -2, +4 і +6. Вищий оксид TeO_3 , сполука з Гідрогеном — H_2Te . Відповідно молекулярна маса дорівнює $128 + 48 = 176 \text{ г/моль}$ і $128 + 2 = 130 \text{ г/моль}$. Різниця між ними $176 - 130 = 46 \text{ г/моль}$.

Кількість нейтронів визначаємо за формулою: $Z + N = A$, звідси $N = 128 - 52 = 76$.

Відповідь: а) 76; б) 46.

§2.7. Задачі і вправи

1 Ядро атома містить 20 протонів. У якому періоді розташовується даний елемент?

Відповідь: у четвертому.

2. Скільки протонів і нейтронів містить ядро атома Титану?

Відповідь: 48

3. Яка максимально можлива кількість електронів може бути на четвертому енергетичному рівні атома?

Відповідь: 18.

4. Скільки неспарених електронів є на електронних орбіталях атома Карбону в стаціонарному стані?

Відповідь: 2.

5. Атом елемента містить на зовнішньому енергетичному рівні шість електронів. Який порядковий номер елемента, якщо він перебуває в четвертому періоді.

Відповідь: 34.

6. Запишіть електронну структуру атома Хлору. У відповіді вкажіть число неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Відповідь: 1.

7. Що таке ізотопи? Співвідношення між ізотопами ^{63}Si : $^{65}\text{Si} = 27:10$. Визначте відносну атомну масу елемента з точністю до 0,01 а.о.м.

Відповідь: 63,54.

8. Природний бор складається з двох ізотопів ^{10}B і ^{11}B . Його відносна атомна маса 10,81. Яка масова частка (в %) ізоотопу ^{11}B в природному борі?

Відповідь: 81%.

9. Вкажіть кількість енергетичних рівнів у атома елемента з порядковим номером 25.

Відповідь: 4.

10. Атом елемента має конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня $4s^2 4p^3$. У якій групі періодичної системи знаходиться цей елемент? Відповідь: в 5.

11. Напишіть електронну структуру атома Фосфору. У відповіді вкажіть сумарну кількість s-електронів у цьому атомі.

Відповідь: 6.

12. Електронна структура атома елемента $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Які оксиди він утворює? У відповіді вкажіть молярну масу сполуки, яка утворюється при взаємодії його вищого оксиду з надлишком калій гідроксиду.

Відповідь: 212 г/моль.

13. Коротко охарактеризуйте поняття електронегативності. У відповіді вкажіть молярну масу атома найбільш електронегативного елемента періодичної системи.

Відповідь: 190г/моль.

14. Електронна структура атома елемента $1s^2 2s^2 2p^4$. Скільки простих речовин він утворює? Які ступені окиснення для нього характерні? У відповіді вкажіть, скільки грамів кальцію вступить в реакцію з 2 моль сполуки цього елемента з Гідрогеном у нижчому ступені окиснення. Відповідь: 40 г.

15. Який з елементів III періоду має найбільшу електронегативність? У відповіді вкажіть молярну масу його оксиду у найвищому ступені окиснення.

Відповідь: 183 г/моль.

16. Електронна будова атома елемента $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Які оксиди він утворює? У відповіді вкажіть кількість молів сульфатної кислоти, що прореагують з одним молем оксиду цього елемента у вищому ступені окиснення.

Відповідь: 3 моль.

17. Назвіть елемент, що розміщується в IV періоді VII групі побічній підгрупі. У відповіді вкажіть молярну масу його вищого оксиду.

Відповідь: 222 г/моль.

18. Назвіть елемент, що розміщується в III періоді VI групі. У відповіді вкажіть молярну масу його сполуки з Гідрогеном.

Відповідь: 34 г/моль.

19. Які з елементів Na, Cu, Si, Cr відносяться до побічних підгруп періодичної системи? Відповідь дайте сумою їх порядкових номерів.

Відповідь: 53.

20. Яку максимальну валентність може виявляти елемент з електронною будовою атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?

Відповідь: 6.

21. Поясніть, якому з елементів – Берилію, Магнію чи Алюмінію відповідає більш активний метал? У відповіді вкажіть число протонів у ядрі атома цього елемента.

Відповідь: 12.

22. Поясніть, якому з елементів — Йоду, Бром у чи Телуру – відповідає більш активний неметал? У відповіді вкажіть молярну масу сполуки цього елемента з натрієм.

Відповідь: 103 г/моль.

23. Елемент IV групи масою 7,2 г вступив у реакцію з 6,72 л (н.у.) хлору. Валентність елемента в реакції максимальна. Який це елемент?

Відповідь: Ті.

24. Оксид п'ятивалентного елемента містить 43,67% елемента. Назвіть цей елемент. У відповіді вкажіть його відносну атомну масу.

Відповідь: 31.

25. Скільки електронів міститься в 112 л еквімолярної суміші карбон (IV) оксиду і карбон (II) оксиду?

Відповідь: $5,418 \cdot 10^{25}$.

26. Скільки електронів міститься в 106,5 г фосфор (V) оксиду?

Відповідь: $3,16 \cdot 10^{25}$.

27. При нагріванні 5,2 г гідроксиду елемента, що належить до III групи періодичної системи, одержали таку кількість води, яка є достатньою для повного розчинення кальцій оксиду масою 5,6 г. Визначте невідомий елемент, вкажіть характер його оксиду.

Відповідь: Al.

28. Вищий оксид невідомого елемента має формулу E_2O_5 . Масова частка Гідрогену в сполучі цього елемента з Гідрогеном становить 17,65%. Складіть формули сполук елемента з Магнієм і Силіцієм та назвіть їх. Чи реагують вони з водою? Відповідь обґрунтуйте написанням рівнянь реакцій.

Відповідь: Mg_3 ; Si_3N_4 .

29. Елементи А та В належать до одного періоду і утворюють сполуку A_2B_3 . Елемент А утворює сполуку з Оксигеном, в якій масова частка Оксигену 47%. Масова частка Гідрогену в сполучі з елементом В становить 5,9%. Визначте ці елементи.

Відповідь: А—Al; В—S.

Елементи А і В належать до головних підгруп сусідніх груп періодичної системи елементів і утворюють між собою сполуку A_4B_3 . Сполука елемента А з Оксигеном містить 47,06% Оксигену, а масова частка Оксигену в сполучі В з Оксигеном становить 72,73%. Визначте елементи А і В. Які продукти утворюються при взаємодії речовини A_4B_3 з водою?

Відповідь: А—Al; В—C; $Al(OH)_3$ та CH_4 .

Розділ 3

Хімічний зв'язок. Будова речовини

§3.1. Електронегативність атомів

Тільки деякі елементи зустрічаються в природі у вигляді окремих (вільних) атомів: He, Ne, Ar, Xe, Kr. Атоми всіх інших елементів взаємодіють між собою або з атомами інших елементів, утворюючи прості (H_2 , O_2 , N_2 , P_4 , S_8) або складні (H_2O , $NaOH$, H_2SO_4 , $KMnO_4$) речовини, тобто між атомами виникає *хімічний зв'язок*.

В. Коссель і Г. Льюїс, виходячи з того, що зовнішня електронна оболонка благородних газів, за винятком Гелію, складається з восьми електронів, обґрунтували хімічну стабільність благородних газів саме такою електронною конфігурацією їх зовнішнього електронного шару. Вони припустили, що атоми інших елементів прагнуть набути восьмиелектронної конфігурації зовнішнього електронного шару, втрачаючи або приєднуючи електрони під час утворення сполук у ході хімічної реакції (*правило октету*). Атоми декількох легких елементів здатні утворювати сполуки, набуваючи конфігурації Гелію з двома електронами на зовнішньому шарі.

Утворення стійкої конфігурації може відбуватися багатьма способами, тому розрізняють декілька *типів хімічного зв'язку*. Це *йонний*, *ковалентний* (*полярний і неполярний*), *металічний* та *водневий* зв'язки.

Для пояснення, чому виникає той чи інший тип зв'язку, слід користуватися таким поняттям, як *електронегативність*.

Електронегативність — це здатність атомів у сполучі притягувати до себе електронну пару хімічного зв'язку. Електронегативність позначається χ (кси). Це величина умовна, безрозмірна. Її можна розглядати як півсуму величини енергії йонізації атома і його спорідненості до електрона. Існують різні системи визначення електронегативностей атомів. За системою

Л. Полінга електронегативність Флуору максимальна і дорівнює 4. По відношенню до неї вираховували електронегативності інших атомів, наприклад:

	F	O	Cl	N	Br	S	C	P	H	Si	Al	Mg	Ca	Na	K
χ	4,0	3,4	3,16	3	2,9	2,6	2,5	2,2	2,2	1,9	1,61	1,3	1,0	0,93	0,82

Тип хімічного зв'язку залежить від того, наскільки велика різниця значень електронегативностей атомів елементів, що утворюють сполуку. При різниці електронегативностей $\Delta\chi > 2$ зв'язок між атомами вважається йонним; якщо $\Delta\chi = 0,4\text{--}2,0$ — **полярний** ковалентний зв'язок з частковим йонним характером; при різниці $\Delta\chi < 0,4$ зв'язок вважається ковалентним **неполярним**.

§3.2. Йонний зв'язок

При взаємодії двох атомів з різними електронегативностями один з них віддає, а другий приймає електрони; при цьому перший атом перетворюється в позитивний йон, а другий — в негативний. Взаємна електростатична взаємодія цих йонів приводить до утворення стійкої сполуки.

Хімічний зв'язок між йонами, спричинений електростатичним притяганням, називається електровалентним, або йонним, зв'язком.

Він реалізується в сполуках типових металів (Na, Ca, Mg, Ba) з типовими неметалами (O, S, галогени). Проте, слід розуміти, що навіть в оксидах, сульфідах металів йонний зв'язок повністю, не реалізується.

Йони можна уявити як заряджені кульки, силові поля яких рівномірно розподіляються у всіх напрямках у просторі. Тому йонний зв'язок характеризується **ненаправленістю**. Зрозуміло, що взаємодія двох протилежно заряджених йонів (наприклад, Na^+ і Cl^-) не може привести до взаємної компенсації їх полів. Через це вони здатні притягувати йони протилежного знаку і в інших напрямках: йонний зв'язок характеризується **ненасичуваністю**.

У звичайних умовах йонні сполуки являють собою кристалічні сполуки з високими температурами плавлення і кипіння. Для йонних сполук поняття простих двохатомних молекул типу NaCl або CsF втрачає зміст. Кожний

кристал натрій хлориду складається з величезної кількості йонів $(\text{Na}^+ \text{Cl}^-)_n$ і являє собою *йонний асоціат*. Молекули NaCl можуть існувати тільки в газовій фазі в умовах високих температур.

§3.3. Ковалентний зв'язок

Механізм утворення ковалентного зв'язку розглянемо на прикладі утворення молекули водню: $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$; $Q = 436 \text{ кДж/моль}$.

Під час зближення атомів до певної відстані відбувається часткове перекривання їх електронних хмар (рис. 3.1).

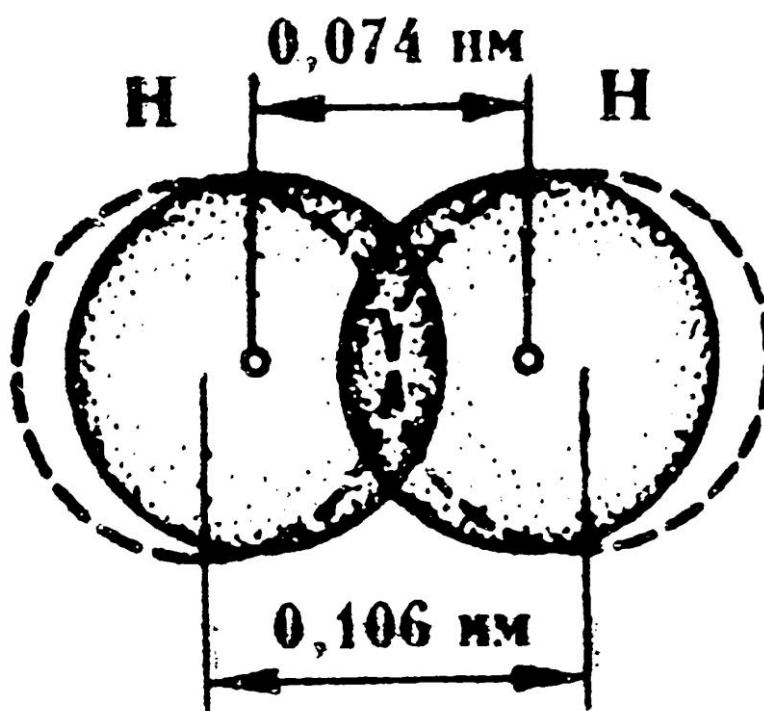


Рис. 3.1. Схема перекривання електронних хмар при утворенні молекули водню

В результаті цього між центрами обох ядер виникає молекулярна двоелектронна хмара, що має максимальну електронну густину в просторі

між ядрами; збільшення ж густини негативного заряду сприяє швидкому зростанню сил притягання між ядрами і молекулярною хмарою.

Отже, ковалентний зв'язок утворюється в результаті перекривання електронних хмар атомів, що супроводжується виділенням енергії. Якщо в атомів Гідрогену, що зблизилися до стикання, відстань між ядрами становить 0,106 нм (нанометрів), то після перекривання електронних хмар (утворення молекули H_2) ця відстань становить 0,074 нм (див. рис. 3.1) Звичайно, найбільше перекривання електронних хмар здійснюється вздовж лінії, що сполучає ядра двох атомів. Хімічний зв'язок тим міцніший, чим більше перекривання електронних хмар. В результаті виникнення хімічного зв'язку між атомами Гідрогену кожен з них досягає електронної конфігурації атома благородного газу гелію.

Хімічний зв'язок, що здійснюється електронними парами, називають ковалентним. Це двоелектронний і двоцентровий (утримує двоє ядер) зв'язок.

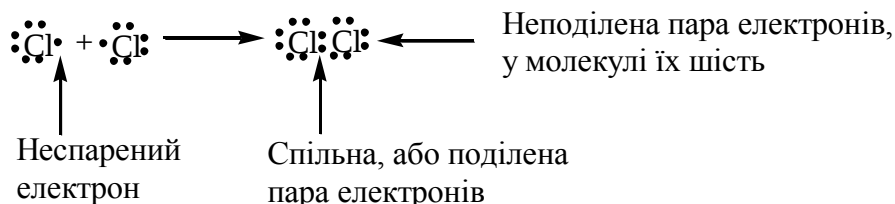
Розрізняють два види ковалентного зв'язку.

Неполярний ковалентний зв'язок — виникає між атомами з однаковою електронегативністю (H_2 , F_2 , N_2 , O_2).

Полярний ковалентний зв'язок — виникає між атомами з різною електронегативністю; спільна електронна пара зміщується до більш електронегативного атома (HCl , H_2O , NH_3 , H_2CO_3 , CH_3OH). Це найбільш поширений тип хімічного зв'язку.

Атоми, між якими виникають ковалентні зв'язки, характеризуються утворенням певного числа зв'язків. Це число називається *валентністю*. В межах електронної теорії ковалентного зв'язку **валентність атома визначається числом його неспарених електронів в основному або збудженому стані, які беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів.**

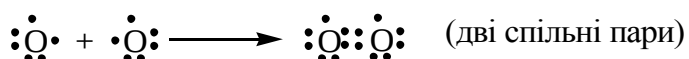
Розглянемо утворення зв'язку в молекулі Хлору. Атом Хлору має сім валентних електронів: $3s^2 3p^5$. Шість електронів будуть спарені (три неподілені пари) та один неспарений. Хлор в основному стані одновалентний. При узагальненні двох неспарених електронів атомів Хлору утворюється спільна електронна пара:



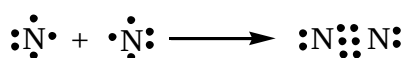
Якщо між атомами виник один ковалентний зв'язок (одна спільна електронна пара), він називається *одинарним*; якщо більше, то кратним: *подвійним* (дві спільні електронні пари), *потрійним* (три спільні електронні пари).

Одинарний зв'язок зображується однією рисою (штрихом), подвійний — двома, потрійний — трьома. Риска між двома атомами означає, що в них пара електронів узагальнена, внаслідок чого й утворився хімічний зв'язок.

В молекулі O_2 зв'язок подвійний:



В молекулі азоту атоми мають три спільні пари:

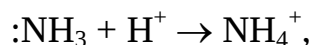


Кратність зв'язку обумовлена утворенням σ - і π -зв'язків. Якщо орбіталі перекриваються по лінії, що з'єднує центри двох атомів, тобто по осі зв'язку, такий ковалентний зв'язок називають σ -зв'язком. Одинарний зв'язок — це завжди σ -зв'язок. Так, у молекулах H_2O , Cl_2 , H_2 , CH_4 , NH_3 , атоми зв'язані σ -зв'язком.

Утворення π -зв'язку відбувається за рахунок перекривання електронних хмар в двох областях, які є симетричними відносно площини, що проходить

через σ -зв'язок. При утворенні π - зв'язку орбіталі перекриваються менше, ніж при утворенні σ -зв'язку. Тому π - зв'язок слабкіший, ніж σ -зв'язок. Подвійний зв'язок складається з одного σ - і одного π - зв'язку ($\text{H}_2\text{C} \overset{\pi}{\underset{\sigma}{=}} \text{CH}_2$), потрійний — з одного σ - і двох π - зв'язків (N_2).

Ковалентний зв'язок виникає не тільки за рахунок перекривання одноелектронних хмар — це *обмінний* механізм утворення ковалентного зв'язку. Можливий також інший механізм його утворення — *донорно-акцепторний*. За цим способом один з атомів (*донор*) надає неподілену електронну пару, а другий атом (*акцептор*) представляє вакантну атомну орбіталь. Так утворюються, наприклад, йон амонію (NH_4^+), гідроксонію (H_3O^+) тощо:



Всі чотири зв'язки N-H в катіоні амонію рівноцінні (мають однакову довжину і енергію), хоча три з них утворилися за обмінним механізмом, а четвертий — за донорно-акцепторним.

§3.4. Властивості ковалентного зв'язку

Всі типи хімічного зв'язку характеризуються такими величинами: енергія зв'язку і довжина зв'язку. Крім того, ковалентний зв'язок має ще такі властивості, як насичуваність і напрямленість у просторі.

Довжина зв'язку — це між'ядерна відстань. Хімічний зв'язок тим міцніший, чим менша його довжина. Однак мірою міцності зв'язку є його енергія.

Енергія зв'язку визначається кількістю енергії, яка необхідна для того, щоб розірвати зв'язок. Вона вимірюється в кілоджоулях, віднесених до 1 моль речовини. Так, згідно з дослідними даними, довжини зв'язку молекул H_2 , Cl_2 і N_2 відповідно становлять 0,074, 0,198 і 0,109 нм, а енергія зв'язку відповідно дорівнює 436, 242 і 946 кДж/моль. Зі збільшенням кратності зв'язку енергія зв'язку збільшується, а його довжина зменшується.

Насичуваність ковалентного зв'язку — це здатність атома утворювати певну (обмежену) кількість ковалентних зв'язків, що обумовлено їх валентними можливостями. Це залежить від таких факторів: кількості валентних атомних орбіталей; кількості неспарених електронів; розмірів атома.

Так, елементи II періоду B, C, N можуть утворювати максимум чотири ковалентних зв'язки (BF_4^- , CH_4 , NH_4^+) тому що в них є чотири валентні орбіталі, $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$.

Атоми III періоду Al, Si, P, S, Cl можуть утворювати більше (теоретично дев'ять зв'язків: $3s$, три $-3p$, і п'ять $-3d$). Практично вони найчастіше утворюють шість ковалентних зв'язків. (AlF_6^{3-} , SiF_6^{2-} , PF_6^- , SF_6). Слід враховувати і просторовий фактор (розміри атомів).

Напрявленість ковалентного зв'язку зумовлює просторову структуру молекул, тобто їх геометрію (форму). Розглянемо це на прикладі утворення молекул HCl, H_2O і NH_3 .

Відомо, що ковалентний зв'язок виникає в напрямку максимального перекривання електронних орбіталей атомів. Під час утворення молекул HCl відбувається перекривання s -орбіталі атома Гідрогену з p -орбіталлю атома Хлору. Молекули такого типу мають гантелеподібну форму (рис. 3.2).

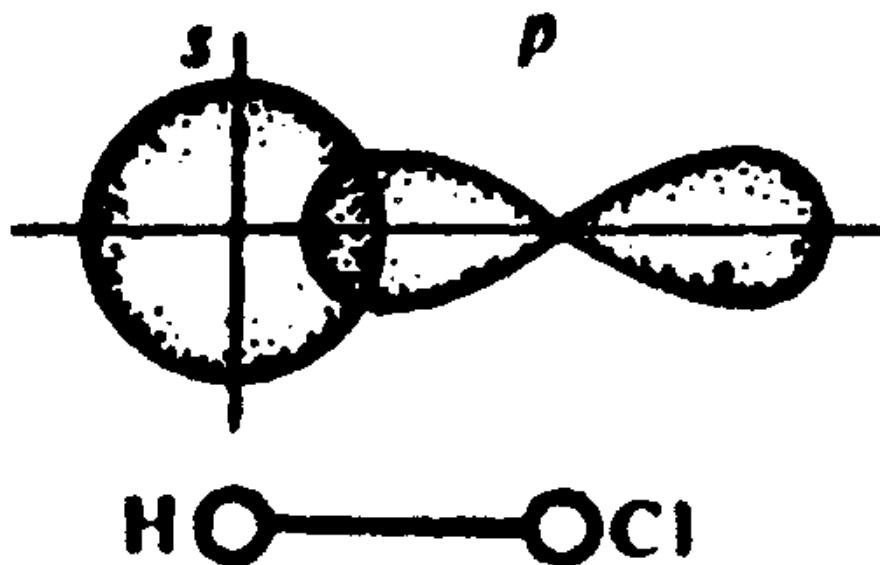


Рис. 3.2. Схема утворення хімічного зв'язку у молекулі хлороводню HCl

На зовнішньому рівні атома Оксигену є два неспарених електрони. Орбіталі їх взаємно перпендикулярні, тобто розміщені одна відносно одної під кутом 90° . Під час утворення молекули води орбіталь кожного p -електрона атома Оксигену перекривається з орбіталлю s -електрона атома Гідрогену вздовж лінії осей координат (рис. 3.3).

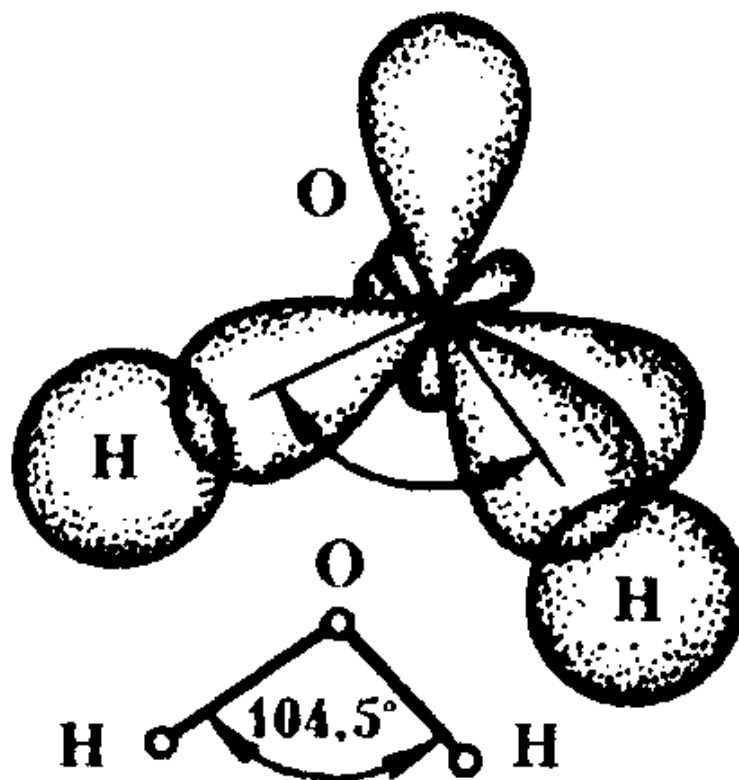


Рис. 3.3. Схема утворення хімічних зв'язків у молекулі H_2O

Хімічні зв'язки в цьому випадку повинні бути напрямлені під кутом 90° . Експериментально знайдено, що кут між зв'язками в молекулі води $H-O-H$ дорівнює $104,5^\circ$.

Отже, атом Оксигену з двома неспареними (валентними) p -електронами утворює з атомом Гідрогену молекулу води, яка має кутову форму. Очевидно, молекули такої самої форми повинні утворювати з Гідрогеном аналоги Оксигену — Сульфур, Селен, Телур.

В утворенні молекули NH_3 беруть участь три неспарених p -електрони атома Нітрогену, електронні орбіталі яких також взаємно перпендикулярні, і s -електрони трьох атомів Гідрогену. Зв'язки розміщуються вздовж трьох осей p -орбіталей (рис. 3.4).

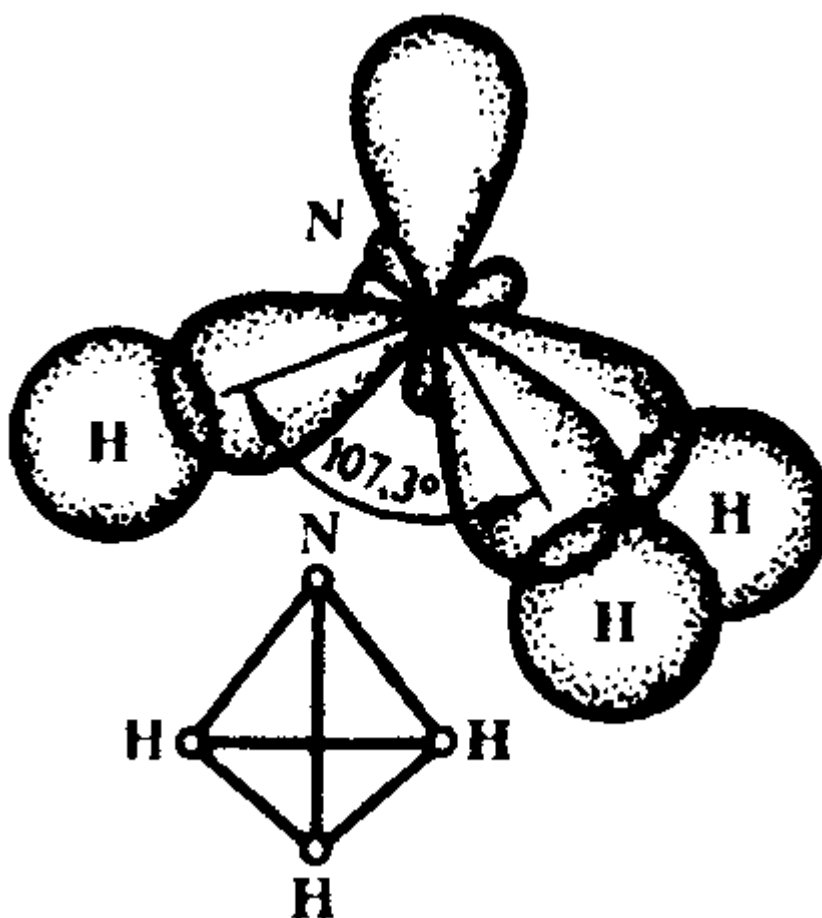


Рис. 3.4. Схема утворення хімічних зв'язків у молекулі NH_3

Молекула має форму правильної піраміди: в кутах трикутника розміщені атоми Гідрогену, у вершині піраміди — атом Нітрогену. Кут між зв'язками H—N—H дорівнює $107,3^\circ$. Молекули такої самої форми (але з іншою величиною кута) утворюють з Гідрогеном аналоги Нітрогену — Фосфор, Арсен, Стибій.

Досить часто хімічний зв'язок утворюється електронами, що належать різним орбітям. Здавалося б, що й зв'язки у молекулі в цьому випадку повинні бути нерівноцінні. Однак досвід показує, що вони рівноцінні. Це явище пояснюється уявленням про *гібридизацію* атомних орбіталей. Розглянемо це на прикладі утворення молекули BF_3 . Утворення цієї молекули можна уявити як взаємодію атома Бору у збудженому стані ($1s^2 2s^1 2p^2$) і трьох атомів Флуору ($1s^2 2s^2 2p^5$). В атомі Бору три неспарені електрони знаходяться

на $2s$ і $2p$ -валентних орбіталах, в атомі Флуору один неспарений електрон перебувають на p -орбіталі. Отже, при утворенні трьох хімічних зв'язків B—F повинні перекриватися $2s$ і $2p$ -орбіталі Бору з $2p$ -орбіталами Флуору. Хоча $2s$ і $2p$ -орбіталі Бору мають різну енергію і напрямленість і повинні давати різні за енергією зв'язки, проте як показали дослідження, всі три зв'язки абсолютно рівноцінні, тобто мають однакову енергію і довжину.

Цей факт вперше пояснив американський хімік Л. Полінг. Маючи відносно близьке значення енергії, $2s$ - і $2p$ -електрони можуть взаємодіяти між собою при утворенні хімічних зв'язків, при цьому виникають нові рівноцінні електронні хмари.

Гібридизацією називають процес вирівнювання орбіталей за формою та енергією.

При sp -гібридизації гібридизуються (взаємодіють) s - і p -орбіталі з утворенням двох sp -гібридних орбіталей, які мають певну форму (характерний розподіл електронної густини) і напрям у просторі (валентний кут = 180°). Молекула має лінійну будову, наприклад: BeF_2 , BeCl_2 , C_2H_2 .

При sp^2 -гібридизації гібридизуються одна s - і дві p -орбіталі, утворюючи три sp^2 -гібридні атомні орбіталі, які будуть розташовані в одній площині під кутом 120° . Молекула має форму рівностороннього трикутника; приклади молекул: BF_3 , SO_3 , C_2H_4 .

При sp^3 -гібридизації взаємодіють одна s - і три p -орбіталі, утворюючи чотири sp^3 -гібридні атомні орбіталі, які в просторі розташовуються в напрямку вершин правильного тетраедра (валентний кут $109,5^\circ$). Прикладами можуть бути молекули та іони типу CH_4 , NH_4^+ , SO_4^{2-} . *Гібридизацією орбіталей пояснюється також той факт, що валентні кути зв'язків у молекулах води й аміаку більше 90° і наближаються до тетраедра.*

Графічні формули сполук

Графічні формули показують (відображають) послідовність сполучення атомів у молекулі. При написанні таких формул не розділяють йонний і ковалентний зв'язки (обидва позначаються рисочкою, що означає електронну пару). Подвійний зв'язок — дві рисочки, потрійний — три ($\text{Cl} - \text{Ca} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{O} - \text{H}$, $\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$, $\text{CH} \equiv \text{CH}$, $\text{O} = \text{S} = \text{O}$, $\text{K} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$, $\text{K} - \text{O} - \text{H}$).

§3.5. Металічний зв'язок

Висока теплова і електрична провідність металів приводить до висновку, що валентні електрони атомів металів здатні відносно вільно рухатися всередині кристалічної решітки металу.

Зв'язок, який утворюється внаслідок взаємодії відносно вільних електронів з йонами металів, що розміщуються в вузлах кристалічної решітки, називають металічним зв'язком. Цей тип зв'язку характерний для простих речовин – металів (K, Na, Cu, Fe, Au тощо).

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах. Це властивість агрегатів атомів, розміщених в безпосередній близькості один від одного. Однак у пароподібному стані атоми металів сполучені між собою ковалентними зв'язками. Пара металів складається з окремих молекул. Міцність зв'язку в кристалі більша, ніж у молекулі металу, а тому процес утворення металічного кристалу відбувається з виділенням енергії.

Металічний зв'язок дещо подібний до ковалентного, оскільки і в його основі лежить узагальнення валентних електронів. Однак електрони, які здійснюють ковалентний зв'язок, належать лише двом сусіднім атомам і міцно з ними зв'язані. Електрони ж, які здійснюють металічний зв'язок, вільно переміщуються по всьому кристалу і належать усім його атомам. Металічний зв'язок відрізняється від ковалентного і за міцністю. Його енергія в 3–4 рази менша за енергію ковалентного зв'язку.

§3.6. Водневий зв'язок

Зв'язок, що утворюється між атомами Гідрогену однієї молекули і атомом електронегативного елемента (F, Cl, N) іншої молекули, називають водневим. Він реалізується в таких речовинах, як H_2O , HF , NH_3 , спиртах $\text{R} - \text{OH}$, кислотах $(\text{R} - \text{COOH})$ і т.д. Водневий зв'язок позначається крапками між атомами:



Цей зв'язок значно слабкіший за інші типи зв'язку. Наявність водневого зв'язку приводить до асоціації (агрегування) молекул, що в свою чергу проявляється в аномальних властивостях (висока температура кипіння, велика в'язкість) таких речовин як, вода, аміак, спирти, кислоти тощо. Щоб зрозуміти це, слід проаналізувати фізико-хімічні дані ряду речовин:

	NH_3	PH_3	H_2O	H_2S	HF	HCl	HJ	$\text{CH}_3\text{O}-\text{CH}_3$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	HCOOCH_3	CH_3COOH
M_r	17	34	18	34	20	36,5	280	46	46	60	60
$t^\circ\text{C}$	-33	-88	100	-61	19	-85	-35	-24	78,8	54,3	118

Чим більша молекулярна маса, тим вищою повинна бути температура кипіння. Але NH_3 , H_2O , HF , етанол, оцтова кислота мають аномально високі температури кипіння порівняно з їх аналогами. Причиною цього є міжмолекулярний водневий зв'язок, який приводить до утворення асоціатів $(\text{H}_2\text{O})_n$, H_2F_2 , та ін.

Водневі зв'язки відіграють надзвичайно важливу роль у процесах, що відбуваються у живих організмах. Завдяки цим зв'язкам молекули нуклеїнових кислот (ДНК, РНК) і білків утворюють просторові спіралі, за допомогою яких передається генетична інформація.

§3.7. Розв'язування типових задач

Задача 1. До атомів яких елементів зміщені спільні електронні пари в молекулах NH_3 , H_2O , F_2O ? Визначте суму атомних мас цих елементів.

Р о з в ' я з а н н я.

Виходячи зі значень електронегативностей, робимо висновки:

а) для NH_3 до Нітрогену N — 14;

б) для H_2O до Оксигену O — 16;

в) для F_2O до Флуору F — 19.

Сума атомних мас дорівнює

$$14 + 16 + 19 = 49.$$

Відповідь: 49.

Задача 2. Серед сполук CaF_2 , Cl_2 , Na_2O , HCl , N_2 , H_2O вкажіть сполуки з полярним ковалентним зв'язком. Знайдіть суму молярних мас цих сполук.

Р о з в ' я з а н н я.

CaF_2 , Na_2O — йонний зв'язок;

Cl_2 , N_2 — неполярний ковалентний зв'язок;

HCl , H_2O — полярний ковалентний зв'язок.

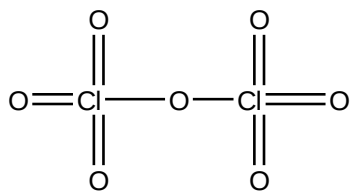
Знаходимо суму молярних мас:

$$36,5 + 18 = 54,5 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: 54,5 г/моль.

Задача 3. Запишіть графічну формулу хлор (VII) оксиду. У відповіді вкажіть: а) кількість спільних електронних пар; б) різницю подвійних і одинарних зв'язків.

Р о з в ' я з а н н я.



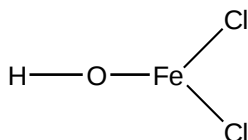
Подвійних зв'язків — 6, одинарних — 2.

Різниця $6 - 2 = 4$, кількість спільних електронних пар — 14.

Відповідь: а) 14; б) 4.

Задача 4. Скільки електронів бере участь в утворенні молекули ферум (III) гідроксохлориду?

Р о з в ' я з а н н я.



Зв'язків — 4, електронів — $4 \times 2 = 8$.

Відповідь: 8.

Задача 5. До якого елемента зміщені електронні пари в сполуці Ca_3P_2 ? У відповіді вкажіть кількість нейтронів в ядрі цього елемента.

Р о з в ' я з а н н я.

Фосфор — більш електронегативний елемент і електрони будуть зміщені до Фосфору. Атомна маса Фосфору — 31, порядковий номер — 15. Отже, кількість нейтронів в ядрі його атома дорівнюватиме $31 - 15 = 16$.

Відповідь: 16.

Задача 6. Серед сполук CH_4 , C_2H_2 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_4H_6 , C_6H_6 вкажіть сполуки, де Карбон перебуває в стані sp^2 -гібридизації. Знайдіть суму молярних мас цих сполук.

Р о з в ' я з а н н я.

CH_4 , C_2H_6 — sp^3 -гібридизація, $M(\text{C}_2\text{H}_4) = 28$ г/моль, $M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78$ г/моль;

C_2H_4 , C_6H_6 — sp^2 -гібридизація, $28 + 78 = 106$ г/моль;

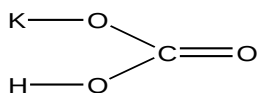
C_2H_2 , C_4H_6 — sp -гібридизація.

Відповідь: 106 г/моль.

Задача 7. Скільки ковалентних зв'язків виникає між атомами в калій гідрокарбонаті?

Р о з в ' я з а н н я.

Напишемо графічну формулу KHCO_3 :



Один зв'язок іонний K – O, а решта — полярні ковалентні.

Відповідь: 5.

§3.8. Задачі і вправи

1. Які типи хімічного зв'язку Ви знаєте? У відповіді вкажіть молярну масу сполуки з йонним зв'язком: Cl_2 , HCl , NaCl .

Відповідь: 58,5 г/моль.

2. Дайте визначення ковалентного зв'язку. Скільки спільних електронних пар у молекулі метану?

Відповідь: 4.

3. Який буває ковалентний зв'язок? У відповіді вкажіть молярну масу речовини з неполярним ковалентним зв'язком: F_2 , HF , KF . Відповідь: 38 г/моль.

4. Серед речовин NaCl , Cl_2 , HCl , CaF_2 , H_2O , Fe виберіть ті, що мають полярний ковалентний зв'язок і вкажіть суму їх молярних мас.

Відповідь: $18 + 36,5 = 54,5$ г/моль.

5. Напишіть електронну формулу елемента з порядковим номером 35. Покажіть розподіл валентних електронів по орбіталях. До яких елементів належить Бром та які ступені окиснення він проявляє в сполуках? Який характер зв'язку в сполуці Br_2 ?

Відповідь: ковалентний.

6. Напишіть електронну формулу елемента з порядковим номером 15. Покажіть розподіл валентних електронів по орбіталях. До яких елементів належать Фосфор та які ступені окиснення він може проявляти в сполуках? Який характер зв'язку у PH_3 ?

Відповідь: ковалентний.

7. Напишіть графічну формулу фосфор (V) оксиду і вкажіть кількість зв'язків між атомами Фосфору та Оксигену.

Відповідь: 5.

8. Напишіть графічну формулу кальцій гідрогенкарбонату та вкажіть сумарне число електронів, що утворюють зв'язки в цій речовині.

Відповідь: 24.

9. Скільки спільних ковалентних пар утворюють зв'язки в таких сполуках: а) алюміній нітрид; б) ксенон тетрафлуорид; в) кальцій фосфід; г) залізна окалина?

Відповідь: а) 3; б) 4; в) 6; г) 8.

10. Вкажіть, яка з наведених сполук Сульфуру має найбільший ступінь йонності: K_2S , BaS , CS_2 , Li_2S , H_2S , SO_2 , SO_2Cl_2 .

Відповідь: Li_2S

11. Поясніть механізм утворення молекул: а) бор трифлуориду; б) дигідрогенсульфіду; в) кальцій хлориду; г) сульфур тетрафлуориду; д) гідразину (N_2H_4).

12. Чи можлива взаємодія з утворенням донорно-акцепторного зв'язку таких молекул та іонів: а) бор трифториду та аміаку; б) карбон тетрафлуориду та аміаку; в) бор трифлуориду та флуорид-іонів; г) алюміній гідроксиду та гідроксид-іонів?

Відповідь: а), в) — можливо.

13. Скільки електронів беруть участь в утворенні зв'язків у молекулах: Cl_2O_7 , CO_2 , NH_3 , SiF_4 , OF_2 , B_2O_3 ?

14. Поясніть механізм утворення: а) алюміній хлориду; б) силіцій тетрахлориду; в) калій флуориду; г) цезій хлориду. Вкажіть тип хімічного зв'язку в кожній з молекул.

Відповідь: а), в), г) — йонний; б) — ковалентний полярний.

15. В яких з наведених сполук зв'язок елемент — хлор має йонну природу: CCl_4 , Cl_2O , $MgCl_2$, ICl_7 , HCl , $CsCl$? Відповідь обґрунтуйте.

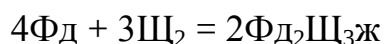
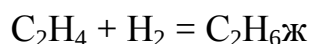
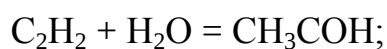
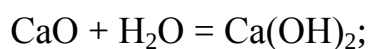
Відповідь: $MgCl_2$, $CsCl$.

Розділ 4

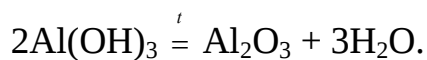
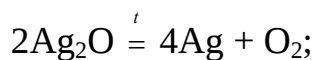
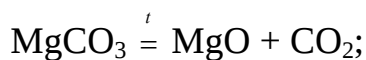
Закономірності перебігу хімічних реакцій

§4.1. Класифікація хімічних реакцій. Тепловий ефект реакції

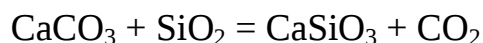
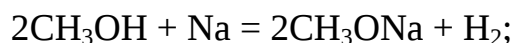
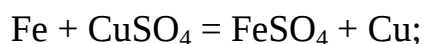
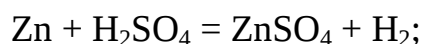
Хімічні реакції *умовно* можна класифікувати за кількістю і складом вихідних і утворених речовин. За цим принципом реакції поділяють на реакції сполучення:



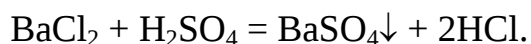
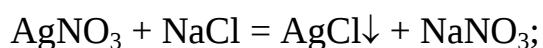
реакція розкладання:



реакція заміщення:

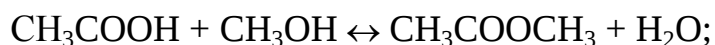
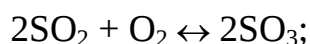
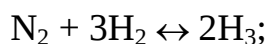


реакція обміну (див. тему “Електролітична дисоціація”):

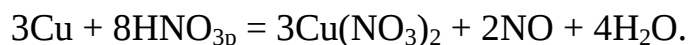
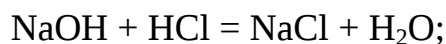


Реакції можна класифікувати за зміною ступенів окиснення атомів елементів, які входять до складу вихідних і утворених речовин. Це *окисно-відновні реакції* (див. розділ 7).

Реакції класифікують за оборотністю процесу на зворотні:

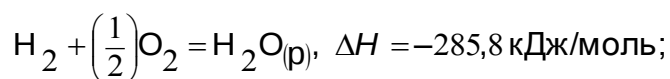


незворотні (відбуваються до кінця):

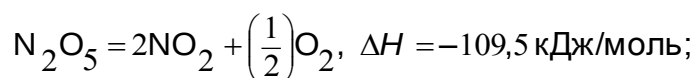
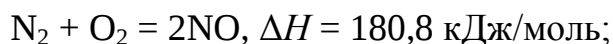


Цей поділ досить умовний, тому що реакція розкладання чи сполучення або будь-яка інша може бути одночасно і окисно-відновною і зворотною чи незворотною, і навпаки. Спільними для всіх реакцій є *енергетичні перетворення*. За ознакою виділення або поглинання теплоти реакції класифікують на

екзотермічні (реакції, що відбуваються з виділенням енергії):



ендотермічні (реакції, що відбуваються з поглинанням теплоти):

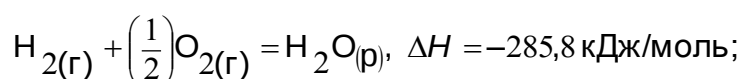


Пояснити енергетичні затрати в ході реакції можна так. Усі хімічні реакції пов'язані з розривом та утворенням хімічних зв'язків. У реагентах зв'язки розриваються, а в продуктах реакції утворюються нові зв'язки. Якщо хімічні зв'язки в реагентах міцніші, ніж у продуктах реакції, то затрати енергії на розрив зв'язків у реагентах більші, ніж кількість енергії, яка виділяється при утворенні нових зв'язків у продуктах реакції. Такі реакції відчуються з поглинанням теплоти (ендотермічні реакції). Якщо хімічні зв'язки в продуктах реакції міцніші, ніж у реагентах і на їх розрив витрачається енергії більше, ніж виділяється при утворенні нових зв'язків у реагентах, то такі реакції відбуваються з виділенням теплоти (екзотермічні реакції).

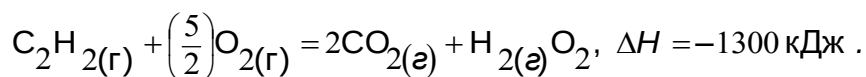
Кількість теплоти, що виділяється або поглинається в хімічних реакціях, називається *тепловим ефектом реакції* і позначається ΔH . Довгий час теплові ефекти позначали через Q і вважали їх позитивними, якщо теплота виділялася і негативними, якщо вона поглиналася. Очевидно, що $\Delta H = -Q$. Слід

дотримуватися першого позначення теплових ефектів, оскільки воно однакове і в інших дисциплінах. Розділ хімії, що вивчає теплові ефекти різних хімічних процесів, називається *термохімією*.

Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або поглинутої теплоти, а також вказується агрегатний стан речовин, називаються *термохімічними* рівняннями. При написанні термохімічних рівнянь дозволяється використовувати дробові коефіцієнти. В термохімії користуються поняттям *теплота утворення* — це та кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення 1 моль речовини з простих речовин:



Теплота згоряння — це кількість теплоти, яка виділяється під час згоряння 1 моль речовини, наприклад:



Якщо бачимо, на згоряння 1 моль ацетилену витрачається 2,5 моль кисню, утворюється 2 моль CO_2 , 1 моль H_2O і виділяється в навколишнє середовище 1300 кДж теплоти.

§4.2. Швидкість хімічних реакцій

Хімічні реакції відбуваються з різною швидкістю. Одні проходять повільно, протягом місяців, років, наприклад корозія заліза або бродіння виноградного соку, в результаті якого утворюється вино. Інші завершуються через декілька тижнів, як спиртове бродіння глюкози. Треті закінчуються дуже швидко, наприклад осадження нерозчинних солей, реакція нейтралізації.

Швидкість хімічної реакції залежить від багатьох причин. Розділ хімії, який вивчає ці причини, називається *хімічною кінетикою*.

Основним поняттям у хімічній кінетиці є поняття *швидкості реакції*, яка визначається зміною кількості речовини реагентів (або продуктів реакції) за одиницю часу в одиниці об'єму. Якщо за умови сталого об'єму і температури концентрація однієї з реагуючих речовин зменшилася (або зросла) від значення c_1 до значення c_2 за проміжок часу від t_1 до t_2 , то середня швидкість реакції становитиме

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

Одиницею вимірювання швидкості є моль/(л·с).

Розрізняють швидкість *гомогенної* реакції (відбувається в однорідному середовищі, де не існує межі поділу фаз, наприклад розчин, газоподібний стан) та *гетерогенної* реакції (речовини перебувають в різних фазах, між якими існує межа поділу, наприклад лід у воді або олія у воді). У випадку гетерогенної реакції швидкість реакції запишеться так:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t S},$$

де S — площа поверхні стикання реагуючих речовин.

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин та від умов, в яких вона відбувається. Найважливішими з них є: *концентрація, температура і наявність каталізатора*.

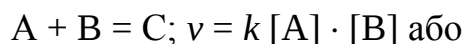
Залежність швидкості реакції від температури виражається *правилом Вант-Гоффа*, яке формулюється так: з підвищенням температури на кожні 10°C швидкість більшості реакцій зростає в 2—4 рази:

$$v_1 = v_0 : \gamma^{\frac{t_1 - t_0}{10}}, \quad \gamma = 2 - 4,$$

де γ — температурний коефіцієнт швидкості реакції (може бути і дробовим числом); v_1 — швидкість реакції при підвищеній температурі t_1 ; v_0 — швидкість реакції при початковій температурі t_0 .

Залежність швидкості реакції від концентрації описується *законом діючих мас*.

За сталої температури швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції



$$v = k C_A \cdot C_B,$$

де k — константа швидкості; $[A] = C_A$, $[B] = C_B$ — молярні концентрації реагуючих речовин, моль/л.

Для гомогенної реакції $2CO + O_2 = 2CO_2$ вираз залежності швидкості від концентрації матиме вигляд:

$$v = k [CO]^2 \cdot [O_2].$$

Для гетерогенної реакції $C + O_2 = CO_2$

$$v = k [O_2],$$

через те що концентрація твердої фази стала величина і у вираз залежності швидкості від концентрації її не вносять.

Одним з найсильніших засобів впливу на швидкість реакції є наявність у реагуючій системі *каталізатора* — речовини, яка підвищує (а іноді й зменшує — тоді її називають *інгібітором*) швидкість хімічної реакції, але сама не витрачається в цьому процесі. Каталізатори поділяють на три типи: *гомогенні*, *гетерогенні* та *біологічні* (*біокаталізатори*, або *ферменти*, їх ще називають *ензимами*).

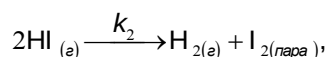
§4.3. Хімічна рівновага. Поняття про константу рівноваги

В хімічній практиці багато реакцій можуть відбуватися, як в прямому і зворотному напрямках (є оборотними).

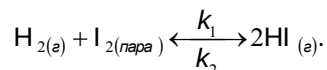
Система перебуває в стані *хімічної рівноваги*, якщо швидкість прямої реакції v дорівнює швидкості зворотної реакції $\bar{v}$.

Наприклад, якщо швидкість прямої реакції $\bar{v}$ перебігу реакції (константа швидкості k_1) $H_{2(г)} + I_{2(пара)} \xrightarrow{k_1} 2HI_{(г)}$

дорівнює швидкості зворотної реакції $\bar{v}$ (константа швидкості k_2)



то система перебуває в стані рівноваги. Такі реакції називаються *оборотними*, а їх рівняння записуються за допомогою *подвійної стрілки*:

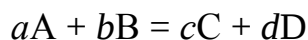


Реакцію, що протікає зліва направо, називають *прямою*, справа наліво — *зворотною*.

Хімічну рівновагу можна визначити як такий стан системи реагуючих речовин, у якому швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюють одна одній.

У стані рівноваги пряма і зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається *динамічною*. Концентрації реагуючих речовин, в стані хімічної рівноваги, називаються *рівноважними*.

Кількісною характеристикою стану рівноваги є *константа рівноваги* (K_p). В загальному випадку для реакції



$$\bar{v} = k_1[A]^a \cdot [B]^b, \text{ а } v = \bar{k}_2[C]^c \cdot [D]^d$$

в стані хімічної рівноваги

$$\bar{v} = v$$

$$k_1[A]^a \cdot [B]^b = k_2[C]^c \cdot [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b = K_p, \text{ тобто } K_p \text{ дорівнює відношенню добутку}$$

рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин, взятих у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції. Стан рівноваги може зберігатися як завгодно довго, якщо не змінювати зовнішні умови.

На стан рівноваги впливають такі фактори:

зміна концентрації;

зміна температури;

зміна тиску (для реакцій у газовому стані).

Вплив цих факторів виражається *принципом Ле Шательє*.

Якщо на систему, що перебуває в стані динамічної рівноваги, чинити якусь дію (змінювати концентрацію, температуру, тиск), то рівновага в системі зміщується в напрямку послаблення зовнішньої дії.

Розглянемо вплив цих факторів.

1. Збільшення концентрації вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції, а збільшення концентрації одного з продуктів реакції — в бік вихідних речовин. Зменшення концентрації вихідної речовини зміщує рівновагу в бік вихідної речовини; зменшення концентрації продукту реакції — в бік утворення цього продукту.

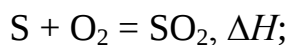
2. Підвищення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції, а її зниження — в бік екзотермічної.

3. Підвищення тиску сприяє процесу, що викликає зменшення числа молекул і зміщує рівновагу в сторону менших об'ємів, а зниження — в сторону більших.

§4.4. Розв'язування типових задач

Задача 1. При згорянні 4,8 г сірки виділилося 44,55 кДж теплоти. Визначіть теплоту утворення сульфур (IV) оксиду.

Р о з в ' я з а н н я.



$$\nu_{\text{S}} = 4,8 : 32 = 0,15 \text{ моль.}$$

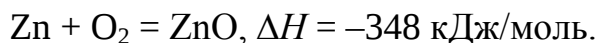
При спалюванні 4,8 г (0,15 моль) сірки виділилося 44,55 кДж, а при спалюванні 32 г (1 моль) — x кДж. Звідси

$$x = 32 \cdot 44,55 : 4,8 = 297 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь: 297 кДж/моль.

Задача 2. При окисненні певної маси цинку виділилося 139,2 кДж теплоти. Скільки грамів цинку вступило в реакцію, якщо теплота утворення ZnO дорівнює 348 кДж/моль?

Р о з в ' я з а н н я.



При взаємодії 65 г (1 моль) цинку виділяється 348 кДж теплоти, а при взаємодії x г — 139,2 кДж теплоти.

$$65 : x = 348 : 139,2.$$

Звідси $x = 26$ г. Відповідь: 26 г.

Задача 3. Для реакції $2CO + O_2 = 2CO_2$ вихідні концентрації при тиску p_0 були $[CO]_0 = 0,2$ моль/л, $[O_2]_0 = 0,5$ моль/л. Визначте початкові швидкості реакцій: а) при тиску p_0 ; б) у випадку, коли тиск в системі p_1 збільшили у два рази.

Р о з в ' я з а н н я.

$$v_0 = k[CO]_0^2 \cdot [O_2]_0 = k[0,2]^2 \cdot [0,5] = 0,02k \text{ (при } p_0\text{)}.$$

При збільшенні тиску в два рази об'єм системи зменшиться в 2 рази, а Отже концентрація газів збільшиться в 2 рази (за об'єднаним газовим законом) і стане

$$[CO]_1 = 2[CO]_0 = 0,4;$$

$$[O_2]_1 = 2[O_2]_0 = 0,5 \cdot 2 = 1,0.$$

Тоді

$$v_1 = k[0,4]^2 [1,0] = 0,16k.$$

Відповідь: а) $0,02k$; б) $0,16k$.

Задача 4. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,5. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температура підвищиться від 20 до 50 °С?

Р о з в ' я з а н н я.

За правилом Вант-Гоффа

$$v_1 = v_0 \gamma^{\Delta t/10}, \Delta t = 50 - 20 = 30^\circ C.$$

Тоді

$$n = v_t \div v_o = \gamma^{At/10} = \gamma^3 = 2,5^3 = 15,625.$$

Відповідь: у 15,625 рази.

Задача 5. Як зміниться стан рівноваги реакції $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, $\Delta H = -46$ кДж, якщо змінити умови реакції: а) підвищити температуру; б) збільшити тиск; в) збільшити об'єм реагуючої суміші?

Р о з в ' я з а н н я.

а) Пряма реакція екзотермічна ($\Delta H = -46$ кДж), зворотна реакція розкладання аміаку буде ендотермічна ($\Delta H = 46$ кДж), підвищення температури змістить рівновагу вліво.

б) За рівнянням реакції з 4 моль вихідних речовин (газів) утворюється 2 моль аміаку. При збільшенні тиску рівновага зміститься вправо (в сторону менших об'ємів).

в) Збільшення об'єму реагуючої суміші приведе до зменшення концентрації N_2 і H_2 за аналогічних міркувань. Цей фактор змістить рівновагу вліво (в бік утворення вихідних речовин).

Відповідь: а) і в) вліво, б) вправо.

§4.5. ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Які з наведених реакцій є ендотермічними:

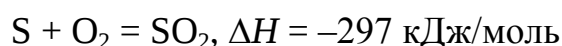
а) $NH_3(г) = 1/2 N_2(г) + 3/2 H_2(г)$, $\Delta H = 46,2$ кДж/моль;

б) $1/2 N_2(г) + O_2(г) = NO_2(г)$, $\Delta H = 33,9$ кДж/моль;

в) $H_2(г) + 1/2 O_2(г) = H_2O(г)$, $\Delta H = -241,9$ кДж/моль.

Відповідь: а, б.

2. За теоретичним рівнянням



обчисліть масу сірки, яка згоряє з виділенням 9,3 кДж теплоти.

Відповідь: 1 г.

3. Який вираз є термохімічним рівнянням реакції утворення рідкої води:

а) $\text{H}^+(\text{p}) + \text{OH}^-(\text{p}) = \text{H}_2\text{O}(\text{p})$, $\Delta H = -55,8 \text{ кДж/моль}$;

б) $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{р})$, $\Delta H = -285,8 \text{ кДж/моль}$;

в) $\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$, $\Delta H = -112,6 \text{ кДж/моль}$;

г) $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{р}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H = -241,8 \text{ кДж / моль}$.

Відповідь: б.

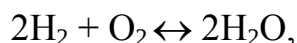
4. У скільки разів збільшиться швидкість реакції із збільшенням температури від 40 до 100°C? Температурний коефіцієнт реакції 2.

Відповідь: у 64 рази.

5. У скільки разів зменшиться швидкість реакції у газовій фазі, якщо зменшити температуру із 140 °C до 100°C? Температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3.

Відповідь: у 81 раз.

6. Як зміниться швидкість прямої реакції



якщо концентрація водню зменшилася в 2 рази, а кисню збільшилася в 3 рази?

Відповідь: зменшиться на 25%.

7. В якому випадку швидкість реакції залежатиме від концентрації обох взаємодіючих речовин:

а) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$;

б) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$;

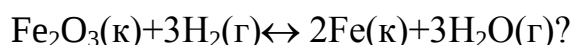
в) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$.

Відповідь: а.

8. Як зміниться рівновага системи $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при зниженні тиску?

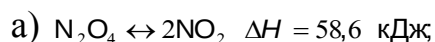
Відповідь: зміниться в бік зворотної реакції.

9. Як вплине підвищення тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі



Відповідь: не впливатиме.

10. Як вплине підвищення температури на рівновагу систем:



Відповідь: рівновага зміщується а) вправо; б) вліво.

11. При сполученні 21 г заліза з сіркою виділилося 36,54 кДж теплоти.

Обчисліть тепловий ефект цієї реакції

Відповідь: $\Delta H = -97,18$ кДж/моль.

12. При сполученні алюмінію масою 9 г з киснем виділилося 279,3 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення Al_2O_3 і складіть термохімічне рівняння реакцій.

Відповідь: $\Delta H = -459$ кДж/моль.

13. При утворенні арсен (V) оксиду масою 4,6 г виділилося 18,36 кДж теплоти. Визначте теплоту утворення даної речовини.

Відповідь: $\Delta H = -459$ кДж/моль.

14. З'їдаючи плитку шоколаду масою 100 г, людина отримує 529 ккал (1 ккал = 4,184 кДж). Обчисліть, яку масу чистого вугілля треба спалити, щоб виділилася така сама кількість теплоти. Тепловий ефект горіння вугілля становить 410 кДж.

Відповідь: 64,8 г.

15. Реакція при температурі 50 °С відбувається за 2 хв 15 с. Через який час закінчиться ця реакція при температурі 70°С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює трьом?

Відповідь: за 15 с.

16. При температурі 20°С реакція відбувається за 3 хв. За скільки хвилин відбудеться реакція при 0°С, якщо температурний коефіцієнт реакції 3?

Відповідь: 27 хв.

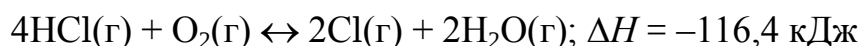
17. Визначте, як зміниться швидкість реакції утворення аміаку з азоту та водню, якщо а) збільшити тиск у системі в 2 рази; б) зменшити об'єм у 2 рази

Відповідь: а, б — збільшиться у 32 рази.

18. Як зміниться швидкість реакції $2\text{Fe}(\text{т}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{FeCl}_3(\text{т})$, якщо тиск в системі збільшити в 5 разів?

Відповідь: збільшиться у 125 разів.

19. Як впливатиме на рівноважний стан системи



а) підвищення тиску;

б) підвищення температури;

в) введення каталізатора?

Відповідь: а) зміститься вправо; б) зміститься вліво; в) не впливатиме.

20. Як зміниться стан рівноваги системи $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H > 0$ при

а) підвищенні температури;

б) зниженні тиску?

Запишіть вираз константи рівноваги.

Відповідь: а) зміщується вправо; б) не впливає.

21. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння метану, якщо відомо, що при згорянні метану об'ємом 105,26 л (н.у.) виділилося 4187 кДж теплоти.

Відповідь: -891 кДж/моль .

22. За рівнянням реакції $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H = -891 \text{ кДж}$ розрахуйте об'єм спаленого метану, якщо виділилося 1782 кДж теплоти.

Відповідь: 44,8 л (н.у.).

23. При згорянні 1 моль етанолу виділяється 1410 кДж теплоти. Яка кількість теплоти виділиться при спалюванні етанолу, одержаного бродінням 18 г глюкози?

Відповідь: 282 кДж.

24. На скільки градусів треба підняти температуру реакційної суміші, щоб швидкість реакції збільшилася в 243 рази? Температурний коефіцієнт реакції 3.

Відповідь: 50°.

25. Визначте, як зміниться тиск у системі $4\text{Al(к)} + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$, якщо швидкість реакції зросла в 64 рази.

Відповідь: збільшиться в 4 рази.

26. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, якщо тиск збільшити в 4 рази, а температуру зменшити з 60°C до 20°C. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

Відповідь: збільшиться у 4 рази.

27. У скільки разів слід збільшити концентрацію водню в системі $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, щоб швидкість реакції збільшилася у 125 раз?

Відповідь: у 5 разів.

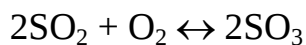
28. Як треба змінити концентрацію, тиск і температуру гомогенної системи



щоб змінити рівновагу в бік розкладання PCl_5 ?

Відповідь: температуру зменшити, концентрацію і тиск — збільшити.

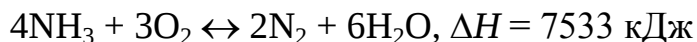
29. Після встановлення рівноваги в системі



рівноважні концентрації реагентів становили: $[\text{SO}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2] = 0,01 \text{ моль/л}$, $[\text{SO}_3] = 0,04 \text{ моль/л}$. Визначити константу рівноваги і вигідні концентрації кисню і сульфур (IV), оксиду.

Відповідь: $[\text{SO}_2]_0 = 0,01 \text{ моль/л}$; $[\text{O}_2]_0 = 0,03 \text{ моль/л}$; $K \approx 44,4$.

30. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції



Як вплине на рівновагу цієї системи:

а) зменшення температури;

б) збільшення тиску? (Останнє доведіть розрахунком).

Відповідь: $K_p = \frac{[N_2]^2 [H_2O]^6}{[NH_3]^4 [O_2]^3}$; а) зміщується вліво; б) зміщується вліво.

Розділ 5

Розчини. Теорія електролітичної дисоціації

§5.1. Чисельне вираження складу розчинів

Розчином називається гомогенна (однорідна) система, що складається з двох або більше компонентів (складових частин), відносна кількість яких може змінюватися в широких межах. В шкільній програмі розглядаються тільки бінарні (двокомпонентні) розчини. Один з компонентів (якого, як правило, більше) називають *розчинником* — (найчастіше це вода), а другий — *розчиненою речовиною* (солі, кислоти, луги тощо).

За агрегатним станом розчини бувають, крім рідких, тверді (сплави металів) і газоподібні (повітря, інші газові суміші).

Як правило, речовини розчиняються у воді в певних співвідношеннях. *Насиченим* називається такий розчин, в якому досягнута межа розчинності і який перебуває в динамічній рівновазі: нерозчинена речовина $\leftrightarrow$ речовина в розчині. *Ненасичений* розчин містить менше речовини, ніж потрібно для насичення, а *пересичений* — більше. Здатність речовин розчинятися в різних розчинниках може змінюватися в дуже широких межах. Прийнято вважати, якщо в 100 г води розчиняється 10 г і більше речовини, то таку речовину називають добре розчинною; якщо розчиняється менше 1 г — малорозчинною і якщо розчиняється менше 0,01 г речовини — нерозчинною. Р, М і Н — позначення в таблиці розчинності.

Для якісної характеристики розчинів користуються такими поняттями, як *розбавлені* і *концентровані* розчини. Слід відзначити, що ці поняття досить умовні. Наприклад, промисловість випускає концентровані розчини кислот: 98% H_2SO_4 , 57,5% HNO_3 , 37% HCl . Як бачимо, вміст розчиненої речовини досить різний, але всі ці розчини вважаються концентрованими. Розбавлені розчини містять 1–5% розчиненої речовини, або 0,01–2 моль речовини в 1 л розчину.

Розчинність речовин у різних розчинниках можна передбачити за емпіричним правилом: *подібне розчиняється в подібному*. Так, речовини з іонним або сильно полярним ковалентним зв'язком розчиняються в полярних розчинниках (воді, спиртах), а речовини з слабо полярним ковалентним зв'язком розчиняються в неполярних розчинниках (насичених і ароматичних вуглеводнях, ефірах).

З підвищенням температури розчинність майже всіх твердих і рідких речовин у розчинниках зростає. Навпаки, розчинність газів у рідинах з підвищенням температури зменшується. Тиск виявляє незначний вплив на розчинність твердих і рідких речовин, але сильно впливає на розчинність газів, яка прямо пропорційна до тиску.

Для кількісної характеристики складу розчинів вводиться таке поняття, як *концентрація розчину* — це вміст розчиненої речовини (в певних одиницях) в одиниці маси або об'єму розчинника або розчину. Існують різні способи вираження складу розчинів.

1. *Коефіцієнт розчинності K_s* (або розчинність) показує, скільки грамів речовини розчиняється в 100 г розчинника при даній температурі з утворенням насиченого розчину.

2. *Масова частка ω* визначається як відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину

$$\omega = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}; \quad \omega_{\%} = \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 100\%}{m_{\text{р.р.}} + m_{\text{р-ка}}},$$

де $m_{\text{р.р.}}$ — маса розчиненої речовини; $m_{\text{р-ну}}$ — маса розчину; $m_{\text{р-ка}}$ — маса розчинника.

Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках ($\omega_{\%}$). Масова частка у відсотках показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину.

Перші два способи називають масовими способами вираження концентрації розчину.

3. Молярна концентрація (C_M або M) показує, скільки молів розчиненої речовини (р.р.) розчинено в 1 л розчину

$$C_M = \frac{\nu}{V_{\text{л}}}; \quad \nu = \frac{m}{M}; \quad C_M = \frac{m}{M \cdot V_{\text{л}}},$$

де ν — кількість молів р.р.; m — маса р.р.; M — молярна маса; $V_{\text{л}}$ — об'єм розчину в літрах.

Щоб перейти від масової частки до молярної концентрації слід знати густину розчину (ρ).

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ (г / мл)}.$$

§5.2. Розв'язування типових задач

Якщо взаємодія між речовиною і розчинником не відбувається, то розв'язування задач з цієї теми зводиться до математичних прийомів; складання пропорції, розв'язування рівняння з одним невідомим чи системи рівнянь. При розв'язуванні задач такого типу насамперед слід в'яснити, що є *розчиненою речовиною* в даному розчині, і пам'ятати: *маса розчину = маса розчиненої речовини + маса розчинника*. Якщо в розчині відбувається взаємодія (між розчиненою речовиною і розчинником, двома компонентами розчину і т.д.), слід користуватися прийомами розрахунків за рівнянням реакції.

Задача 1. *Визначте масову частку солі в розчині, що утворився при розчиненні 50 г солі в 200 г води.*

Р о з в ' я з а н н я. 1-й спосіб.

$$\omega = (m_{\text{р.р.}} / m_{\text{р-ну}}) \cdot 100\%;$$

$$\omega = (50 : (50 + 200)) \cdot 100\% = 50 : 250 \cdot 100\% = 20\%.$$

2-й спосіб.

$$m_{\text{р-ну}} = 200 + 50 = 250 \text{ (г)}.$$

Складаємо пропорцію: у 250 г розчину міститься 50 г солі,

в 100 г розчину — x г солі

Тоді $250 : 100 = 50 : x$; звідси $x = 50 \cdot 100 : 250 = 20 \%$.

Відповідь: 20 %.

Задача 2. *Визначте масову частку (в %) цукру в розчині, який утворюється при розчиненні 30 г цукру в 240 г розчину цукру з масовою часткою 10%.*

Р о з в ' я з а н н я.

Тут слід врахувати, що розчинена речовина добавляється до розчину, тому загальна маса розчиненої речовини дорівнюватиме сумі 30 г та її маси в розчині.

1. Знаходимо масу цукру в 10% розчині

$$m_{\text{р.р.}} = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г.}$$

2. Знайдемо загальну масу нового розчину

$$240 + 30 = 270 \text{ г.}$$

3. Знайдемо загальну масу розчиненої речовини (цукру) в новому розчині

$$24 + 30 = 54 \text{ г.}$$

4. Визначимо масову частку цукру в новому розчині

$$\omega = (24 + 30) : (240 + 30) \cdot 100 \% = 54 : 270 \cdot 100 \% = 20 \%$$

Відповідь: 20 %.

Задача 3. *Визначте масу розчину солі з масовою часткою 50 %, який треба додати до 400 г води, щоб утворився розчин з масовою часткою 20 %.*

Р о з в ' я з а н н я.

Позначимо масу 50 % розчину солі, що треба додати до води, за x г. Тоді, маса розчину буде дорівнювати $(400 + x)$ г і він буде містити $(0,5x)$ г солі. За умовою він має бути 20%. Тобто $(400 + x)$ г складає 100%,

а $(0,5 x)$ г — 20%. Вираховуємо x :

$$20 \cdot (400 + x) = 100 \cdot 0,5 \cdot x;$$

$$8000 + 20 \cdot x = 50 \cdot x.$$

Звідси $x = 8000 : (50 - 20) = 266,66$ (г).

Отже, потрібно взяти 266,66 г 50% розчину солі.

Відповідь: 266,66 г.

Задача 4. Виміряного за нормальних умов 179,2 л гідроген хлориду розчинили в 708 мл води. Визначте масову частку і молярну концентрації розчину соляної кислоти, що утворився, якщо його густина дорівнює 1,15 г/мл.

Р о з в ' я з а н н я.

При розв'язуванні задачі слід пам'ятати, що HCl за н.у. — газ і густина води рівна 1 г/мл. $M_{\text{HCl}} = 36,45$ г/моль.

Визначимо кількість моль (ν) і масу HCl.

$$\nu = V/V_{\text{мол}} = 179,2 : 22,4 = 8 \text{ (моль)};$$

$$m = \nu \cdot M = 8 \cdot 36,5 = 292 \text{ (г)}.$$

$$\text{Тоді } \omega = [m(\text{HCl}) / (m(\text{HCl}) + m(\text{H}_2\text{O}))] \cdot 100\% = 292 \times 100\% : 1000 = 29,2\%.$$

Для визначення молярної концентрації необхідно знайти об'єм розчину.

$$V = m/\rho; V = 1000 : 1,15 = 869,6 \text{ (мл)} \approx 0,87 \text{ (л)}.$$

$$C_M = m \cdot 1000 / M \cdot V = 292 \times 1000 : 36,5 \times 869,6 = 9,19 \text{ (моль/л)};$$

$$\text{або } C_M = \nu / V;$$

$$C_M = 8 : 0,87 = 9,19 \text{ (моль/л)} \approx 9,2 \text{ (моль/л)} \approx 9,2 \text{ М}.$$

Відповідь: 9,19 моль/л.

Задача 5. Визначте масову частку купрум сульфату в розчині, який утворився при розчиненні 20 г мідного купоросу ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 116 г розчину купрум сульфату з масовою часткою розчиненої речовини 4 %.

Р о з в ' я з а н н я.

Особливість задачі полягає в тому, що до розчину CuSO_4 вносять кристалогідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, в якому є певна кількість розчинника — води.

Визначимо молярну масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$M = 160 + 90 = 250 \text{ г/моль}.$$

1. Визначимо загальну масу розчину:

$$116 + 20 = 136 \text{ г.}$$

2. Визначимо масу CuSO_4 у вихідному розчині

$$116 \cdot 0,04 = 4,64 \text{ г.}$$

3. Визначимо масу CuSO_4 в кристалогідраті

250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ містять 160 г CuSO_4

а 20 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ — x г. Звідси $x = 20 \cdot 160 : 250 = 12,8$ г.

4. Отже, маса розчиненої речовини в розчині дорівнюватиме

$$m_{\text{р.р.}} = 12,8 + 4,64 = 17,44 \text{ г.}$$

5. Визначимо $\omega = m_{\text{р.р.}}/m_{\text{р-ну}} \cdot 100\%$

$$\omega = 17,44 : 136 \times 100\% = 12,82\%.$$

Відповідь: 12,82%.

Задача 6. *Визначте масову частку сульфатної кислоти в розчині, що утворився при розчиненні 40 г сульфур (VI) оксиду (сульфатного ангідриду) в 120 г розчину сульфатної кислоти з масовою частку 24,5 %.*

Р о з в ' я з а н н я.

Особливістю цієї задачі є те, що при внесенні SO_3 в розчин він взаємодіє з H_2O утворюючи H_2SO_4 :



$M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

1. Визначимо масу сульфатної кислоти, що є в вихідному розчині:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 120 \cdot 0,245 = 29,4 \text{ (г)}.$$

2. Визначимо масу кислоти, що утвориться при взаємодії 40 г SO_3 з водою:

з 80 г SO_3 утвориться 98 г H_2SO_4 ,

а 40 г SO_3 — x г H_2SO_4 .

Звідси $x = 98 \cdot 40 : 80 = 49$ (г).

3. Маса кислоти, яка знаходиться в розчині, буде дорівнювати

$$29,4 + 49 = 78,4 \text{ (г)}.$$

4. Маса розчину становитиме

$$120 + 40 = 160 \text{ (г)}.$$

5. Тоді $\omega\% = (78,4 : 160) \cdot 100\% = 49\%$.

Відповідь: 49%.

Задача 7. *Визначте молярну концентрацію розчину соляної кислоти з масовою часткою розчинної речовини 38 %, густина якого дорівнює 1,18 г/мл.*

Р о з в ' я з а н н я.

Припустимо, що у нас є 1 л такого розчину (можна взяти будь-яку кількість).

1. Визначимо масу цього розчину.

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ (г)}.$$

2. Знаходимо масу соляної кислоти в цьому розчині:

$$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega = 1180 \cdot 0,38 = 448,4 \text{ (г)}.$$

3. Визначаємо C_M :

$$C_M = m / (M \cdot V) = 448,4 : 36,5 \cdot 1,0 = 12,28 \text{ (моль/л)};$$

$$C_M \approx 12,3 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 12,3 моль/л.

Задача 8. *Визначити масову частку (%) розчину калій гідроксиду, густина якого рівна 1,24 г/мл, а молярна концентрація 5,6 моль/л.*

Р о з в ' я з а н н я.

Розчин з молярною концентрацією 5,6 моль/л, це такий, в 1 л якого міститься 5,6 моль речовини КОН.

1. Визначимо масу 1 л такого розчину:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,24 = 1240 \text{ (г)}.$$

2. В цьому розчині знаходиться 5,6 моль КОН. Знаходимо його масу:

$$5,6 \cdot 56 = 313,6 \text{ (г)} \quad (M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}).$$

3. Визначимо $\omega\%$:

$$\omega\% = 313,6 : 1240 \cdot 100 \% = 25,29 \%;$$

$$\omega\% \approx 25,3\%$$

Відповідь: 25,3%.

Задача 9. *Визначте масу води, в якій при 100 °С можна розчинити 170,1 г KCl, розчинність (коефіцієнт розчинності) якого при цій температурі дорівнює 56,7, щоб утворився насичений розчин.*

Р о з в ' я з а н н я.

В 100 г води при 100°С розчиняється 56,7 г KCl, а в x г — 170,1 г KCl.

$$\text{Звідси } x = 170,1 \cdot 100 : 56,7 = 300 \text{ г; } m_{\text{води}} = 300 \text{ г.}$$

Відповідь: 300 г.

Задача 10. *Визначте $\omega\%$ насиченого розчину KCl, якщо розчинність його при цій температурі складає 56,7 г.*

Р о з в ' я з а н н я.

За умовою розчинність калій хлориду становить 56,7 г на 100 г води, значить маса всього розчину складатиме

$$100 + 56,7 = 156,7 \text{ (г).}$$

Знаходимо $\omega\%$:

$$\omega\% = 56,7 : 156,7 \cdot 100\% = 36,18\%.$$

Відповідь: 36,18%.

Задача 11. *Визначте масу KCl, яка викристалізується при охолодженні до 20 °С 626,8 г насиченого при 100 °С розчину калій хлориду, якщо розчинність його складає при 100 °С 56,7 г, а при 20 °С — 34 г.*

Р о з в ' я з а н н я.

З даних розчинності маса насиченого при 100°С розчину буде рівна 156,7 г.

1. Визначимо масу KCl, що міститься у вихідному розчині. В 156,7 г міститься 56,7 г KCl, а в 626,8 г — x г. Звідси

$$x = 626,8 \cdot 56,7 : 156,7 = 226,8 \text{ (г).}$$

2. Визначимо масу розчинника (води):

$$626,8 - 226,8 = 400 \text{ (г)}.$$

3. Визначимо масу KCl , що залишиться в розчині при 20°C . В 100 г води розчиняється 34 г KCl , а в 400 г води — у г KCl . Звідси

$$y = 400 \cdot 34 : 100 = 136 \text{ (г)}.$$

4. Різниця $(x - y)$ — це маса KCl , що викристалізується:

$$m_{\text{KCl}} = 226,8 - 136 = 90,8 \text{ г}.$$

Відповідь: 90,8 г.

Задача 12. Скільки літрів хлору (н.у.) може поглинути гарячий розчин KOH масою 2,0 кг і масовою часткою розчиненої речовини 14%?

Р о з в ' я з а н н я.

1. Запишемо рівняння реакції:



2. Визначимо масу і кількість моль KOH :

$$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{KOH}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega = 2000 \cdot 0,14 = 280 \text{ (г)},$$

$$n_{\text{KOH}} = m/M = 280 : 56 = 5 \text{ (моль)}.$$

3. Визначимо кількість моль Cl_2 , яка вступає в реакцію. 3 моль Cl_2 провзаємодіють з 6 моль KOH , а х моль — з 5 моль KOH .

$$\text{Звідси } x = 3 \cdot 5 : 6 = 2,5 \text{ (моль)}.$$

4. Визначимо об'єм хлору. 1 моль хлору за н.у. займає об'єм 22,4 л, а 2,5 — х л. Звідси

$$x = 22,4 \cdot 2,5 = 56 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 56 л.

§5.3. ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Розрахуйте масову частку (%) цукру, якщо в 2 л води розчинено 80 г цукру.

Відповідь: 3,8 %.

2. В 400 мл води розчинено 20 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Визначте масову частку CuSO_4 (%) в одержаному розчині.

Відповідь: 3 %.

3. Визначте масову частку (%) насиченого при 20 °С KCl, якщо розчинність його при цій температурі дорівнює 34 г.

Відповідь: 25,4 %

4. Знайдіть масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 мл 0,2 розчину з молярною концентрацією моль/л.

Відповідь: 5,1 %.

5. Розчинність CaCl_2 при 20 °С становить 114 г в 100 г H_2O . Розрахуйте молярну концентрацію цього розчину ($\rho = 1,1$ г/мл).

Відповідь: 11,3 моль/л.

6. Скільки грамів $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ треба взяти, щоб приготувати 400 мл розчину Na_2CO_3 з молярною концентрацією 0,2 моль/л.

Відповідь: 22,88 г.

7. При охолодженні 800 г розчину з масовою часткою 40 % в осад випало 50 г солі. Яка масова частка розчиненої речовини в одержаному розчині?

Відповідь: 36 %.

8. До 240 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 8% добавили 34 мл води. Яка масова частка розчиненої речовини одержаному розчині?

Відповідь: 7%.

9. Один об'єм води вбирає 74,6 об'ємів HF (н.у.). Яка масова частка HF в одержаному розчині?

Відповідь: 6,24 %.

10. Скільки літрів HCl (н.у.) треба розчинити в 1 л води, щоб утворився розчин HCl з масовою часткою 29,2 %.

Відповідь: 253 л.

11. До 780 мл розчину з масовою часткою NaOH 20 % ($\rho = 1,22$ г/мл) добавили 140 мл розчину з масовою часткою NaOH 10 % ($\rho = 1,11$ г/мл). Розрахуйте масову частку NaOH в одержаному розчині.

Відповідь: 18,43 %.

12. Визначте молярну концентрацію хлоридної кислоти в розчині, що утворився при змішуванні 80 мл розчину з молярною концентрацією 5 моль/л молярною концентрацією 220 мл розчину 2 моль/л.

Відповідь: 2,8 моль/л.

13. Визначте молярну концентрацію розчину H_2SO_4 з масовою часткою 62 % ($\rho = 1,52$ г/мл).

Відповідь: 9,61 моль/л.

14. Визначте масову частку (%) розчину NaOH з молярною концентрацією 8 моль/л, густина якого дорівнює 1,275 г/мл.

Відповідь: 25 %.

15. Технічний продукт містить 90 % NaOH . Скільки грамів технічного продукту треба взяти, щоб приготувати 2 л розчину NaOH з молярною концентрацією 0,1 моль/л?

Відповідь: 8,88 г.

16. З 3 л розчину з масовою часткою KOH 50 % ($\rho = 1,51$ г/мл) потрібно приготувати розчин з масовою часткою 10 %. Скільки літрів води треба взяти для приготування цього розчину?

Відповідь: 18,12 л.

17. Визначте масу води масу розчину цукру з масовою часткою 60 %, які потрібні для приготування 600 г розчину цукру з масовою часткою 20 %.

Відповідь: 400 г води і 200 г розчину цукру.

18. Визначте масу води, яка потрібна для розчинення 27,8 г залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ для того, щоб приготувати розчин FeSO_4 з масовою часткою 10 %.

Відповідь: 124,2 г.

19. Який об'єм (мл) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,83$ г/мл) з масовою часткою 94 % потрібно взяти для приготування 0,5 л розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 1 моль/л?

Відповідь: 28,49 мл.

20. При 50 °С розчинність речовини становить 20 г, а при 20 °С – 10 г. Скільки грамів речовини викристалізується, якщо 700 г насиченого розчину охолодити від 50 до 20 °С?

Відповідь: 53 г.

21. Визначте масову частку (%) NaOH в розчині, що утворюється при розчиненні 124 г оксиду натрію в 216 мл води.

Відповідь: 47 %.

22. В 100 мл води розчинили 69 г металічного натрію. Яка масова частка (%) одержаного розчину?

Відповідь: 71,64 %.

23. До 250 г розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою 19,6 % добавили 14,2 г фосфор (V) оксиду. Знайдіть масову частку ортофосфатної кислоти в одержаному розчині.

Відповідь: 26 %.

24. При розчиненні деякої кількості ферум (II) сульфід у витратили 350 мл. розчину HCl з густиною 1,05 г/мл. При цьому виділилося 1,2 л газу. Визначте масову частку (%) HCl у розчині.

Відповідь: 9,93 %

25. Визначте масу води, в якій треба розчинити 120 г сульфур (VI) оксиду, щоб утворився розчин сульфатної кислоти з масовою часткою 49 %.

Відповідь: 180 г.

26. Який об'єм (мл) 0,5 моль/л розчину H_3PO_4 треба додати до 100 мл розчину NaOH ($\rho = 1,15$ г/мл) з масовою часткою 14 %, щоб утворилася середня сіль?

Відповідь: 268,3 мл.

27. Через розчин Na_2CO_3 масою 200 г і масовою часткою 8 % пропустили надлишок CO_2 . Визначте молярну концентрацію утвореної солі, якщо густина одержаного розчину 1 г/мл.

Відповідь: 1,5 моль/л.

28. Розчин NaOH з масовою часткою NaOH 10 %, об'ємом 181,81 мл і густиною 1,1 г/мл увібрав 11,2 л SO₂ (н. у.). Визначте масову частку (%) солі, що утворилася в розчині.

Відповідь: 22,4 %.

29. До розчину амоній хлориду об'ємом 267,5 мл ($\rho = 1,2$ г/моль) і масовою часткою NH₄Cl 20 % добавили 200 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 24 %. Розчин підігріли до повного виділення газу. Визначте масову частку одержаного розчину.

Відповідь: 14%.

30. В 1 л води розчинили 1 моль глюкози і збрадили за допомогою дріжджів. Визначте масову частку глюкози в одержаному розчині.

Відповідь: 8,4%.

§5.4. Електролітична дисоціація

Якщо два електроди, що з'єднані з джерелом струму, занурити в суху сіль, наприклад натрій хлорид, або дистильовану воду, то струм через таке електричне коло не проходить. Якщо занурити електроди в розчин солі, кислоти або лугу, то можемо спостерігати проходження струму. Солі і луги проводять електричний струм не тільки у водних розчинах, але і в розплавленому стані. Водні розчину цукру, глюкози, спиртів, а також газові суміші азоту, кисню тощо не проводять електричного струму. На основі цих властивостей усі речовини поділяються на *електроліти* і *неелектроліти*.

Електролітами називаються речовини, водні розчини яких або розплави проводять електричний струм: солі, луги, кислоти.

Неелектролітами називаються речовини, водні розчини яких не проводять електричного струму: цукор, глюкоза, метан, вуглеводи і т.ін.

Розчини електролітів мають нижчі значення температури плавлення і більш високі температури кипіння в порівнянні з відповідними значеннями для чистого розчинника або для розчину неелектроліту в тому ж розчиннику.

Для пояснення цих властивостей шведський вчений С. Арреніус в 1887 р. запропонував *теорію електролітичної дисоціації*. Основні положення сучасної теорії електролітичної дисоціації, доповнені і узагальнені іншими вченими, такі:

1. Під час розчинення у воді або іншому полярному розчиннику, чи в процесі розплавлення електроліту відбувається *електролітична дисоціація* — *розпад речовини на іони*. Дисоціація — оборотний процес.

2. Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з іонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах — лише з іонними.

3. Іони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані.

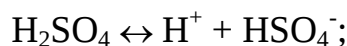
4. У розчині і розплаві електроліту іони рухаються хаотично. Під час пропускання постійного електричного струму через розчини або розплав електроліту позитивно заряджені іони (катіони) рухаються до катода (–), а негативно заряджені іони (аніони) — до анода (+).

Дисоціація кислот, лугів і солей в розчинах. 1. *Кислоти* в розчинах дисоціюють на катіони Гідрогену і аніони кислотних залишків



Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, при цьому дисоціація за першим ступенем відбувається більш повно, ніж за другим і т.д.

1-й ступінь:



2-й ступінь:



Саме іони H^+ надають кислотам характерних для них загальних властивостей, в тому числі і кислий смак розчину.

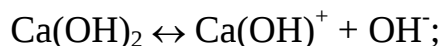
2. *Основи* — це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроксид-іони (OH^-) і катіони металів або металоподібних груп (NH_4^+).



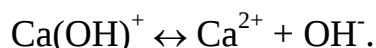
Наприклад.

Багатокислотні основи також дисоціюють ступінчасто.

1-й ступінь:

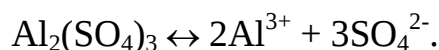


2-й ступінь:



Загальні властивості основ обумовлені гідроксид-іонами OH^- .

2. *Середні солі* — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів або металоподібних груп і аніони кислотних залишків



Кислі солі — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів і Гідрогену та аніони кислотних залишків.

Кислі солі дисоціюють ступінчасто

1-й ступінь:



2-й ступінь:



Дисоціація за другим ступенем відбувається незначною мірою.

Розчини і розплави електролітів називаються електричними провідниками другого роду. Провідники першого роду — це метали, в яких струм переноситься завдяки руху електронів.

§5.5. Сильні і слабкі електроліти. Ступінь дисоціації

Фізичними дослідженнями, зокрема вимірюванням електропровідності розчинів, було встановлено, що одні розчини добре проводять електричний

струм (*сильні електроліти*), а інші майже не проводять струм або проводять його в дуже незначній мірі (*слабкі електроліти*).

Оскільки електропровідність розчину залежить від концентрації іонів, то звідси можна зробити висновок: одні речовини практично повністю розпадаються на іони (дисоціюють), а інші дуже мало. Для кількісної характеристики процесу дисоціації вводиться таке поняття, як *ступінь дисоціації α (альфа)*. Це відношення числа молекул електроліту (n), що розпалися на іони, до загального числа молекул (N) в розчині:

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Зрозуміло, що α може бути в межах: $0 < \alpha < 1$; $0 < \alpha < 100\%$.

За значенням α електроліти поділяються на два типи: сильні і слабкі.

Сильні електроліти (сильні електроліти в розчині практично повністю розкладаються на іони).

1. Всі розчинні солі.
2. Луги: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂. (сильні основи)
3. Сильні кислоти: H₂SO₄, HCl, HBr, HI, HMnO₄, HClO₄, HNO₃, C₆H₅SO₃H.

Отже до сильних електролітів відносять всі іонні сполуки, а також сполуки з сильно полярними ковалентними зв'язками.

Слабкі електроліти (в розчині частково дисоціюють на іони).

1. Нерозчинні основи і NH₄OH.
2. Слабкі кислоти: HF, HClO, HClO₃, H₂S, H₂SO₃, HNO₂, H₃PO₃, H₃PO₄, HCN, H₂CO₃, R-COOH, феноли та ін.
3. Дуже слабким електролітом є H₂O ($\alpha \ll 1$).

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, концентрації розчину та температури. При підвищенні температури і зменшенні концентрації ступінь дисоціації збільшується.

§5.6. Реакції іонного обміну в розчинах електролітів. Іонно-молекулярні рівняння

Під час складання іонно-молекулярних рівнянь слід брати до уваги розчинність сполуки і силу електроліту. Нерозчинні (Н) і малорозчинні (М) сполуки і слабкі електроліти завжди записують у молекулярних формах, а сильні — у вигляді іонів.

Розглянемо взаємодію кислот і основ (*реакція нейтралізації*).

1. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ — молекулярне рівняння,

$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ — повне іонно-молекулярне рівняння,

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$ — скорочене іонно-молекулярне рівняння.

2. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} = \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$,

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$,

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$.

Реакції солей між собою або солей з кислотами чи основами.

1. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$,

$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$,

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{AgCl}\downarrow$.

2. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$,

$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$,

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$.

3. $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$,

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{K}^+ + 3\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}^+ + 3\text{Cl}^-$,

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$.

4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,

$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \leftrightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

Реакції, які ми розглянули, відносяться до реакцій *іонного обміну*. Реакції іонного обміну відбуваються до кінця, тобто є *необоротними*, у випадках:

коли в результаті реакції утворюється слабкий електроліт (H_2O , спирт, тощо);

коли один з продуктів реакції виділяється з сфери реакції у вигляді осаду (AgCl) або газу (CO_2 , H_2S).

Досить часто реакції іонного обміну використовують в хімії, як *якісні* (характерні) на той чи інший іон. За кольором чи формою осаду, запахом газу, реакцією середовища (зміною забарвлення індикатора) можна визначити іон або сполуку.

Ми вже знаємо, що вода є дуже слабким електролітом. Дисоціює вона за рівнянням: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В чистій воді концентрація Гідроген-іонів $[\text{H}^+]$ і гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$ однакова і дорівнює 10^{-7} моль/л. За значенням концентрації іонів Гідрогену визначають *реакцію середовища*: $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л — *кисла*, $[\text{H}^+] \approx 10^{-7}$ моль/л — *нейтральна*, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л — *лужна*. В табл. 5.1 наведено забарвлення типових індикаторів залежно від реакції середовища.

Таблиця 5.1. Реакція середовища і забарвлення індикаторів

Концентрація $[\text{H}^+]$, моль/л	Реакція середовища	Індикатор		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенолфталеїн
10^{-3}	Кисла	Червоне	Червоне	Безбарвне
10^{-4}	Те саме	Те саме	Те саме	Те саме
10^{-5}	“	“	“	“
10^{-7}	Нейтральна	Фіолетове	Жовте	“
10^{-9}	Лужна	Синє	Те саме	Малинове
10^{-12}	Те саме	Те саме	“	Те саме

Щоб уникнути незручностей, пов'язаних із застосуванням чисел з від'ємними показниками ступеня, концентрацію іонів Гідрогену прийнято виражати через водневий показник, що позначається символом рН (читається “пе-аш”).

Водневим показником рН називається десятковий логарифм концентрації водневих іонів, взятий з протилежним знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

або

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}},$$

де $[\text{H}^+]$ — концентрація іонів Гідрогену, моль/л.

Поняття “водневий показник” введено датським хіміком С. Серенсеном у 1909 р.: літера “р” — початкова літера датського слова *potenz* — математичний ступінь, буква “Н” — символ Гідрогену.

§5.7. Гідроліз солей

Експериментально встановлено, що не тільки кислоти і основи, але й солі можуть мати лужну або кислу реакцію середовища — причиною цього є *гідроліз солей*. Гідролізом називають реакцію іонного обміну солі з водою, в результаті якої утворюються молекули слабких електролітів. Гідроліз можна визначити як процес, обернений реакції нейтралізації. Наведемо приклади (табл. 5.2).

Таблиця 5.2. Забарвлення індикаторів в розчинах деяких солей

<i>Розчин солі</i>	<i>Колір індикатора</i>		
	<i>лакмус</i>	<i>фенолфталеїн</i>	<i>метиловий оранжевий</i>
KCl	Не змінюється	Не змінюється	Не змінюється
Al ₂ (SO ₄) ₃	Червоніє	Не змінюється	Стає рожевим
Na ₂ CO ₃	Синіє	Малиновий	Стає жовтим

Як видно з табл. 5.2, у випадку KCl забарвлення індикаторів не змінилося, середовище нейтральне. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою (NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaBr_2), не гідролізують.

З водою взаємодіють (гідролізують) солі, утворені:

слабкою кислотою і сильною основою (Na_2CO_3 , K_3PO_4 , Na_2S);

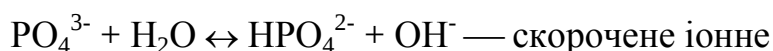
сильною кислотою і слабкою основою (FeCl_3 , CuSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$);

слабкою кислотою і слабкою основою ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4CN , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$), через те що з водою реагують тільки аніони слабких кислот і катіони слабких основ.

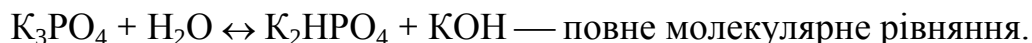
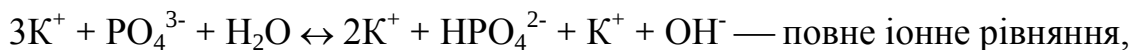
Розглянемо гідроліз цих типів солей.

1. Сіль, утворена слабкою кислотою (H_3PO_4) і сильною основою (KOH), гідролізує так:

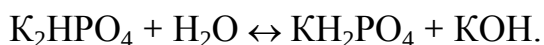
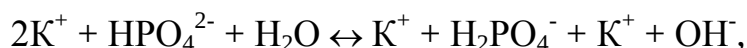
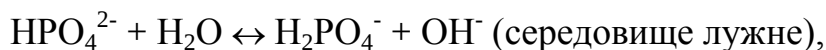
1-й ступінь:



рівняння (середовище лужне),



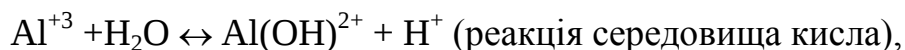
2-й ступінь:

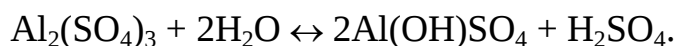
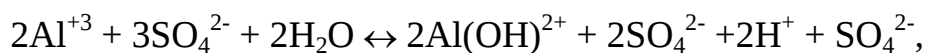


Висновок: якщо гідролізу зазнає сіль, утворена сильною основою і слабкою багатоосновною кислотою, то в результаті гідролізу утворюється кисла сіль і в розчині накопичуються OH^- -іони. Реакція середовища лужна, $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л.

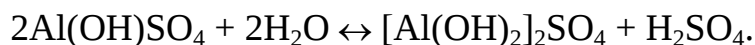
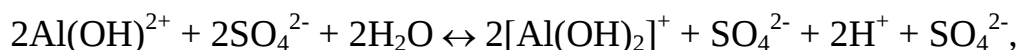
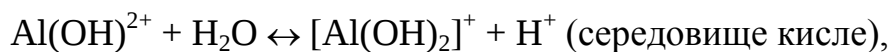
2. Сіль, утворена сильною кислотою (H_2SO_4) і слабкою основою ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

1-й ступінь:



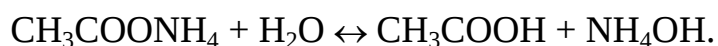
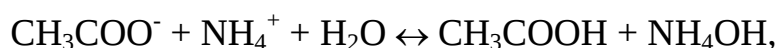


2-й ступінь:



Висновок: якщо гідролізу зазнає сіль, утворена сильною кислотою і слабкою багатокислотною основою, то в результаті утворюється основна сіль і генеруються Гідроген-іони $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л. Реакція середовища — кисла.

3. Сіль, утворена слабкою кислотою (CH_3COOH) і слабкою основою (NH_4OH).



В результаті гідролізу утворюється слабка основа і слабка кислота — реакція середовища близька до нейтральної $[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-] \approx 10^{-7}$ моль/л.

Слід пам'ятати, що деякі солі не можна одержати в розчині (в таблиці розчинності стоять риси, наприклад $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, Al_2S_3 , CuCO_3), тому що вони в водних розчинах або повністю, або майже повністю гідролізують.

§5.8. Розв'язування типових задач

Задача 1. Яких частинок розчиненої речовини найбільше у водному розчині H_2S : іонів H^+ , іонів S^{2-} чи іонів HS^- ?

Р о з в ' я з а н н я.

Розчин дигідроген сульфур (H_2S) у воді — слабка кислота, яка дисоціює ступінчасто, причому дисоціація за першим ступенем переважає. Отже, найбільше в розчині буде Гідроген-іонів H^+ .



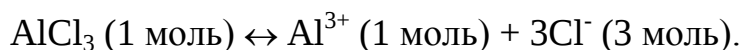
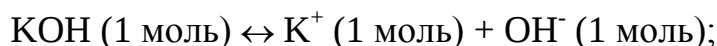
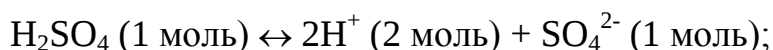
Відповідь: іонів H^+ .

Задача 2. Напишіть рівняння дисоціації розчинів H_2SO_4 , KOH , $AlCl_3$. У відповіді вкажіть: а) суму аніонів в цих розчинах; б) різницю сум аніонів і катіонів в цих розчинах за умови, що кожної речовини взято по 0,5 моль.

Р о з в ' я з а н н я.

Усі три сполуки належать до сильних електролітів і якщо в умові не зазначений ступінь дисоціації, то слід вважати, що вони дисоціюють повністю, тобто $\alpha = 1$ або 100%.

Запишемо рівняння дисоціації цих сполук:



Якщо з 1 моль речовини утворюється зазначена кількість катіонів і аніонів, то з 0,5 моль речовини утвориться кількість в два рази менша. Тепер вираховуємо суму аніонів:

$$0,5 + 0,5 + 1,5 = 2,5 \text{ моль}$$

і суму катіонів:

$$1,0 + 0,5 + 0,5 = 2 \text{ моль}.$$

Знаходимо різницю суми аніонів і катіонів:

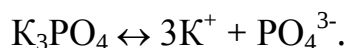
$$2,5 - 2,0 = 0,5 \text{ моль}.$$

Відповідь: а) 2,5 моль; б) 0,5 моль.

Задача 3. Хімічним аналізом встановлено, що в певному об'ємі розчину K_3PO_4 міститься 0,25 моль PO_4^{3-} -аніонів. Яка маса в грамах іонів калію міститься в розчині?

Р о з в ' я з а н н я.

Запишемо реакцію дисоціації K_3PO_4 :



3 моль K^+ — 1 моль іонів PO_4^{3-} , x моль K^+ — 0,25 моль PO_4^{3-} . Звідси

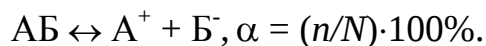
$$x = 3 \cdot 0,25 = 0,75 \text{ моль } K^+,$$

$$m = 39 \cdot 0,75 = 29,25 \text{ г } K^+.$$

Відповідь: 29,25 г.

Задача 4. Після розчинення електроліту АБ утворився розчин, в якому на кожну молекулу АБ, що непродукуювала, припадає по чотири іони A^+ і чотири іони B^- . Чому дорівнює ступінь дисоціації електроліту?

Р о з в' я з а н н я.



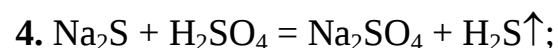
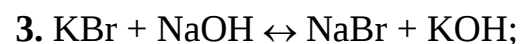
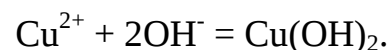
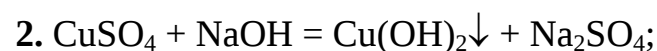
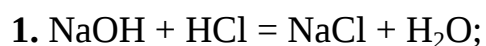
За умовою співвідношення кількості молекул, що продукуювали, до непродукуюваних молекул 4 : 1, тобто сума частин чи молів дорівнює 5. Звідси $\alpha = (4 \div 5) \times 100\% = 80\%$.

Відповідь: 80%.

Задача 5. Вкажіть пару електролітів, реакція між якими у водному розчині неможлива: 1) NaOH і HCl; 2) CuSO₄ і NaOH; 3) KBr і NaOH; 4) Na₂S і H₂SO₄.

Р о з в' я з а н н я.

Реакції 1, 2 і 4 проходять до кінця, тому що в реакції 1 утворюється малодисоційована речовина H₂O, в реакції 2 — осад Cu(OH)₂, а в реакції 4 — виділяється газ H₂S. Реакція 3 до кінця не проходить, в ній встановлюється рівновага між продуктами взаємодії і вихідними речовинами.

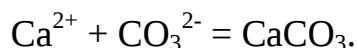
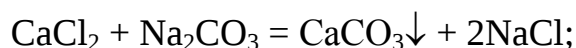


Відповідь: 3.

Задача 6. При зливанні розчинів яких речовин реакція іде до кінця? У відповіді вкажіть суму молекулярних мас цих речовин. 1) BaCl_2 і $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{OO})_2$ і NaHCO_3 ; 3) CaCl_2 і Na_2CO_3 ; 4) K_2SO_4 і MgCl_2 .

Р о з в ' я з а н н я.

Користуючись таблицею розчинності, слід пам'ятати, що гідрокарбонати лужноземельних металів розчинні у воді (на відміну від середніх карбонатів). За таблицею розчинності знаходимо, що до кінця іде тільки реакція 3



Знаходимо суму молярних мас CaCl_2 і Na_2CO_3 :

$$111 + 106 = 217 \text{ г/моль}.$$

Відповідь : 217 г/моль.

Задача 7. З якими речовинами: Fe , FeCl_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, K_2CO_3 взаємодіятиме водний розчин натрій гідроксиду? Напишіть рівняння в молекулярній та скороченій іонній формах. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь в молекулярній формі.

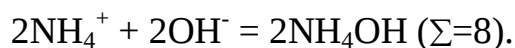
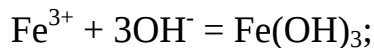
Р о з в ' я з а н н я.

Знаючи властивості феруму і користуючись таблицею розчинності, знаходимо:

$\text{Fe} + \text{NaOH}$ — не взаємодіє;

$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$ — не взаємодіє;

$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$ — не взаємодіє;



Підсумовуємо одержані значення:

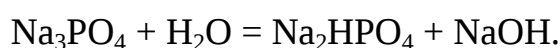
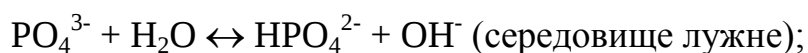
$$8 + 8 = 16.$$

Відповідь: 16.

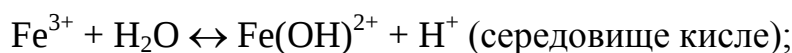
Задача 8. Є три розчини солей: KNO_3 , $FeCl_3$, Na_3PO_4 . У якому з цих розчинів буде кисле середовище? У відповіді вкажіть молярну масу солі, яка утвориться за першим ступенем гідролізу.

Р о з в ' я з а н н я.

Калій нітрат не зазнає гідролізу. Натрій ортофосфат зазнає гідролізу:



Ферум (III) хлорид зазнає гідролізу:



Знаходимо молярну масу $Fe(OH)Cl_2$:

$$M = 56 + 17 + 71 = 144 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: 144 г/моль.

§5.9. ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Напишіть рівняння дисоціації наступних речовин: $Al_2(SO_4)_3$, HNO_3 , $Ca(OH)_2$. У відповіді вкажіть кількість іонів у розчині $Al_2(SO_4)_3$.

Відповідь: 5.

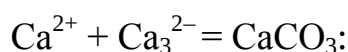
2. Складіть рівняння електролітичної дисоціації H_3PO_4 . У відповіді вкажіть заряд аніона, що утворюється за 2-м ступенем дисоціації.

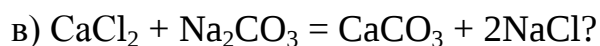
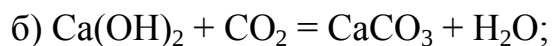
Відповідь: 2—.

3. Концентрація ацетат-іонів у розчині оцтової кислоти за молярною концентрацією 0,1 моль/л дорівнює 0,014 моль/л. Визначте ступінь дисоціації кислоти.

Відповідь: 0,14.

4. Яке з наведених нижче молекулярних рівнянь реакцій відповідає скороченому іонному рівнянню





Відповідь: в.

5. Напишіть рівняння реакції: $\text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
в молекулярній та іонній формах. У відповіді вкажіть суму іонів в скороченому іонному рівнянні.

Відповідь: 6

6. Дано формули речовин, розгини яких попарно зливають: а) AgNO_3 і K_3PO_4 ; б) CuSO_4 і NaOH ; в) KOH і HCl ; г) BaCl_2 і H_2SO_4 . Визначте, в яких випадках реакція відбувається з утворенням осаду. Напишіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та іонних формах.

Відповідь: а, б, г.

7. Складіть рівняння дисоціації наступних електролітів: BaCl_2 , NaNO_3 . Скільки молів аніонів буде в розчині солей, якщо кожної солі взято по 0,5 моль.

Відповідь: 1,5 моль.

8. У 0,5 л розчину калій хлориду міститься 11,50 г цієї солі. Які іони і в яких молярних концентраціях містяться в розчині?

Відповідь: 0,3 моль/л K^+ і 0,3 моль/л Cl^- .

9. Ступінь дисоціації деякого слабкого електроліту НА дорівнює 33% при концентрації його в розчині 0,6 моль/л. Обчисліть концентрації іонів і молекул у розчині.

Відповідь: 0,2 моль/л іонів і 0,4 моль/л молекул.

10. З якими речовинами: Mg , KHSO_3 , Na_2SO_4 , Zn(OH)_2 взаємодіятиме водний розчин KOH ? Запишіть рівняння в молекулярній і скороченій іонних формах. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь в молекулярній формі.

Відповідь: 10.

11. З якими речовинами: Fe , KHCO_3 , NaCl , Be(OH)_2 , Mg(OH)Cl взаємодіятиме водний розчин KOH ? Запишіть рівняння реакцій в

молекулярній і скороченій іонній формах. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів біля КОН у рівняннях в молекулярній формі.

Відповідь: 4.

12. У 2 л розчину міститься 11,2 л хлороводню (н.у.) і 58,5 г натрій хлориду. Які іони і в яких концентраціях присутні в розчині?

Відповідь: 0,25 моль/л H^+ , 0,5 моль/л Na^+ і 0,75 моль/л Cl^- .

13. В якому з розчинів об'ємом 1 л міститься більша кількість іонів: 0,3 моль/л розчину Na_3PO_4 чи 0,4 моль/л розчину CuSO_4 ?

Відповідь: в розчині Na_3PO_4 .

14. Яка маса гідрогену міститься у вигляді іонів у 0,5 л розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією 0,1 моль/л, ступінь дисоціації якої 90%?

Відповідь: 0,45 г.

15. Водний розчин якої солі матиме кислу реакцію середовища: а) калій карбонату; б) ферум (II) сульфату; в) літій хлориду? Напишіть іонні та молекулярні рівняння, що підтверджують вашу відповідь.

Відповідь: б.

16. Водний розчин якої солі матиме лужну реакцію середовища: а) літій нітрату; б) калій сульфіді; в) алюміній сульфату? Напишіть іонні рівняння, що підтверджують вашу відповідь.

Відповідь: б.

Розділ 6

Найважливіші класи неорганічних сполук

Усі неорганічні речовини поділяються на прості і складні. До простих речовин належать метали і неметали. Складні речовини поділяють на класи сполук. Цей поділ ґрунтується на схожості хімічних властивостей. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди та солі.

§6.1 Оксиди

Оксидами називаються складні речовини, до яких входять два елементи, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення – 2.

Майже всі хімічні елементи утворюють оксиди; поки що не добуто оксиди благородних газів – гелію, неону, аргону.

В оксидах атоми Оксигену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані між собою. Тому до оксидів не відносять пероксид водню H_2O_2 (графічна формула $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$) та пероксиди металів. Останні належать до класу солей, пероксид водню виявляє кислотні властивості.

Назви оксидів. Згідно з міжнародною номенклатурою назви оксидів утворюються з назви елемента з вказуванням його валентності та додаванням слова оксид. Наприклад, H_2O – гідроген оксид (вода), N_2O_3 – нітрогену (III) оксид, FeO – ферум (II) оксид .

Класифікація оксидів. Усі оксиди поділяються на *солетворні* та *несолетворні*. Солетвірні оксиди можуть реагувати або з кислотами, або з основами (деякі — і з тими, і з тими), утворюючи солі. Несолетвірні оксиди в такі реакції за звичайних умов не вступають. До несолетворних оксидів належать N_2O , NO , CO .

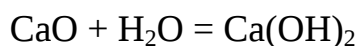
Солетворних оксидів надзвичайно багато. За властивостями їх поділяють на основні, кислотні та амфотерні.

Основні оксиди. Основними називаються такі оксиди, яким відповідають основи. Основні оксиди утворюють тільки метали: лужні (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), лужноземельні (Ca, Sr, Ba, Ra), магнію, лантану, бісмуту та інші металічні елементи у невисоких ступенях окиснення (+1, +2). Приклади основних оксидів: Na₂O, MgO, CaO, La₂O₃, Bi₂O₃, Cu₂O, Ag₂O, MnO, FeO тощо.

Тип хімічного зв'язку у цих сполуках переважно іонний. Усі основні оксиди за звичайних умов – тверді речовини.

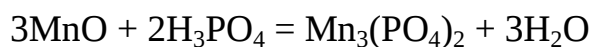
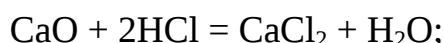
Розглянемо хімічні властивості основних оксидів.

1. Оксиди лужних і лужноземельних металів взаємодіють з водою. Це реакції сполучення, а їх продуктами є розчинні у воді основи (луги):



Формула основи складається з атома металічного елемента та гідроксильних груп, кількість яких дорівнює значенню валентності елемента. Гідроксильна група є одновалентною: Оксиген одну “Одиницю” валентності використовує на зв'язок з Гідрогеном, а другу – на зв'язок з металічним елементом: Н-О-М. Група OH⁻ має заряд -1 (ступінь окиснення Оксигену -2, Гідрогену +1, їх сума -2+1=-1).

2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води:



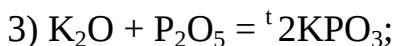
Основний оксид + кислота = сіль + вода

На прикладі останньої реакції розглянемо, як складається формула солі. Манган в оксиді MnO двовалентний: Mn^{II} ; залишок PO_4^{3-} тривалентний (він зв'язаний з трьома одновалентними атомами Гідрогену). Позначимо над металом та кислотним залишком їх валентності:

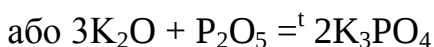


Найменше спільне кратне чисел 2 і 3 є число 6. Розділивши його на значення валентності $\text{Mn}(2)$ та кислотного залишку $\text{PO}_4(3)$, дістанемо індекси у формулі: $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$.

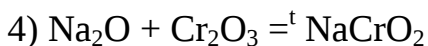
3. Основні оксиди взаємодіють з кислотними і амфотерними оксидами з утворенням солей:



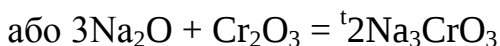
Калій метафосфат*



Калій ортофосфат



Натрій метакроміт

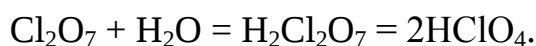


Натрій ортохроміт

Розглянемо, як складаються формули солей для даного типу реакцій. Добре було б згадати, яка кислота чи кислоти відповідає оксиду, який проявляє кислотні властивості. Розглянемо перше рівняння. Оксид карбону (IV) CO_2 є ангідридом карбонатної кислоти H_2CO_3 , кислотний залишок цієї кислоти CO_3^{2-} , він двовалентний (молекула кислоти втратила два одновалентні атоми Гідрогену). Відповідно заряд цього залишку -2 . Це значення можна одержати, склавши ступені окиснення атомів Карбону та Оксигену: $+4 + (-2) \cdot 3 = -2$. Кальцій має ступінь окиснення $+2$, отже, формула солі – CaCO_3 .

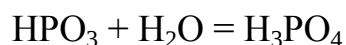
*Якщо елемент з одним і тим самим ступенем окиснення утворює кілька оксигенвмісних кислот, то для назви кислоти з меншим вмістом кисневих атомів додають префікс *мета-*, при найбільшому їх числі *орто-*.

Формулу кислоти, яка відповідає оксиду, можна також вивести, записавши всі атоми наявних у формулах оксиду і кислоти елементів разом, причому за порядком, прийнятим для кислоти (першим атом Н, останнім О). Інколи одержану формулу спрощують. Розглянемо друге рівняння:



Оксиду Cl_2O_7 відповідає кислота HClO_4 , кислотний залишок ClO_4^- , він одновалентний (заряд 1-). Формула солі з Барієм, у якого ступінь окиснення +2, $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$.

Деяким кислотним оксидам відповідають кілька кислот. Цей випадок розглянуто в третьому рівнянні:



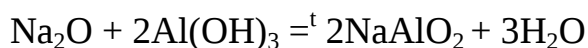
Метафосфатна кислота

Ортофосфатна кислота

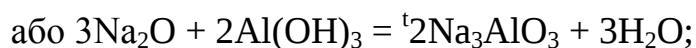
Відповідні формули солей з кислотним залишком PO_3^- (одновалентний, заряд 1-) та PO_4^{3-} (тривалентний, заряд 3-) будуть KPO_3 і K_3PO_4 .

В четвертому із запропонованих рівнянь амфотерний оксид Cr_2O_3 проявляє кислотні властивості. Цей оксид не взаємодіє з водою, проте розглянутим раніше прийомом, якщо додати молекулу води, дістанемо формулу $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ або HCrO_2 (кислотний залишок CrO_2^- , формула солі NaCrO_2). Але Хром може входити до складу іншого кислотного залишку, з трьома атомами Оксигену (згадаємо амфотерний гідроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$, який можна представити як кислоту H_3CrO_3). Валентність кислотного залишку CrO_3^{3-} дорівнює трьом (заряд 3-), формула солі Na_3CrO_3 .

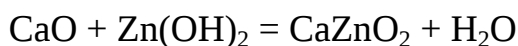
4. Оксиди лужних і лужноземельних металів під час сплавлення взаємодіють з амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води:



метаалюмінат Натрій



ортоалюмінат Натрій



Кислотні оксиди. Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти. Тому кислотні оксиди ще називають ангідридами кислот. До них належать оксиди неметалів, а також металів в вищих ступенях окиснення: Cl_2O , Cl_2O_7 , SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , B_2O_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

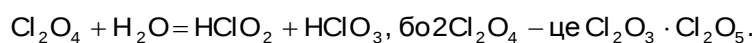
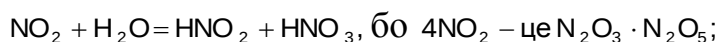
Типом хімічного зв'язку є ковалентний полярний. Різні кислотні оксиди за звичайних умов мають неоднаковий агрегатний стан. Є тверді речовини (P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7), рідини (N_2O_3 , SO_3) і газоподібні (CO_2 , SO_2).

Найбільш характерні хімічні властивості кислотних оксидів такі:

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:



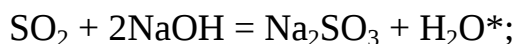
Деякі кислотні оксиди (так звані змішані) утворюють з водою дві кислоти:



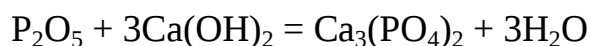
Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою, наприклад SiO_2 .

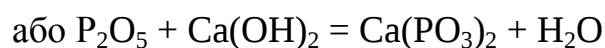
Оксидам B_2O_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , As_2O_3 , SiO_2 відповідають орто- і мета кислоти: HBO_2 і H_3BO_3 ; HPO_2 і H_3PO_3 ; HPO_3 і H_3PO_4 ; H_2SiO_3 і H_4SiO_4 ; HAsO_2 і H_3AsO_3 .

2. Кислотні оксиди взаємодіють з лугами. Внаслідок цього утворюється сіль і вода:



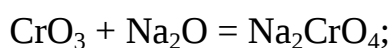
(відповідає кислота H_2SO_3)



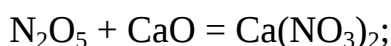


*Інші кислотні і амфотерні оксиди, які можуть утворювати мета- і орто солі, буде згадано далі.

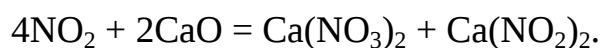
3. Кислотні оксиди взаємодіють з основними і амфотерними оксидами з утворенням солей:



(відповідає кислота H_2CrO_4)



(відповідає кислота HNO_3)



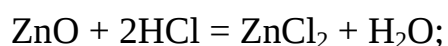
Амфотерні оксиди. Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов виявляють властивості основних і кислотних оксидів.

До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох металів побічних підгруп (CuO , ZnO , SnO , PbO , MnO_2 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3).

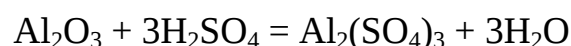
Тип хімічного зв'язку – йонно-ковалентний. Всі амфотерні оксиди є твердими речовинами. Вони мають такі хімічні властивості:

1. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють. Їх гідроксиди одержують непрямим способом.

2. Амфотерні оксиди, як і основи, взаємодіють з кислотами з утворенням солей:

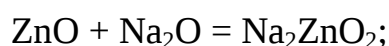


Основні властивості

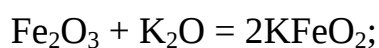
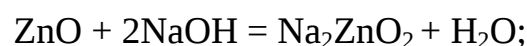


Основні властивості

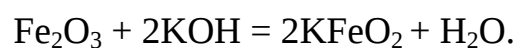
3. Амфотерні оксиди, як і кислоти, взаємодіють з основними оксидами та лугами. Ці реакції відбуваються при сплавленні:



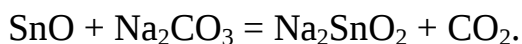
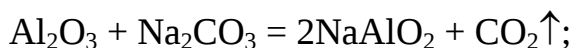
Кислотні властивості, відповідає кислота H_2ZnO_2



Кислотні властивості, відповідає кислота HFeO_2



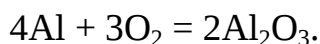
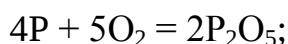
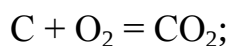
4. Амфотерні оксиди під час сплавляння з деякими солями лужних металів (наприклад, содою) утворюють солі:



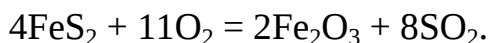
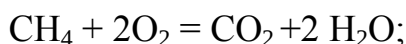
Амфотерні оксиди Al_2O_3 і Cr_2O_3 , проявляючи кислотні властивості, можуть утворювати орто- і мета солі.

Одержання оксидів. Способи одержання оксидів різноманітні, але основними з них є три.

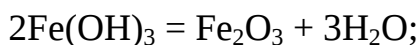
1. Безпосереднє сполучення речовини з киснем (за різних умов). Наприклад:



2. Горіння складних речовин:



3. Розкладання під час нагрівання кисневмісних сполук: гідроксидів кислот карбонатів, нітритів тощо. Наприклад:



§6.2 Основи

Основами називаються сполуки, які складаються з атома металу і гідроксогруп OH . Наприклад, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{La}(\text{OH})_3$ є основами. Слід згадати, що OH^- — це гідроксид-іон, заряд його дорівнює -1 . Число гідроксид-іонів в основі визначається ступенем окиснення металу.

Назви основ. Згідно з міжнародною номенклатурою назви основ складаються із назви металу і слова *гідроксид*. Наприклад, NaOH — натрій

гідроксид, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій гідроксид. Якщо елемент утворює кілька основ, то в назві зазначається ступінь його окиснення римською цифрою в дужках: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум (II)гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум (III) гідроксид.

Крім цих назв, для деяких найважливіших основ застосовуються й інші, переважно традиційні назви. Наприклад, NaOH називають їдким натром, KOH – їдким калі, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеним вапном.

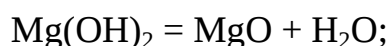
Кислотність основи. Число гідроксогруп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи. Наприклад, NaOH , KOH , LiOH – однокислотні основи; $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – двокислотні; $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$ – трикислотні; $\text{Th}(\text{OH})_4$ – чотирикислотна основа. Багатокислотні основи (дві і більше гідроксогруп) можуть утворювати основні солі.

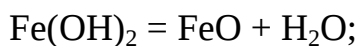
Залишки основ. Позитивні іони, які утворюються в результаті відривання від основи однієї або кількох гідроксогруп називаються залишками основи (катионами). Наведемо приклади.

Формула основи	Залишок основи
NaOH	Na^+
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Mg^{2+} ; $(\text{MgOH})^+$
$\text{Bi}(\text{OH})_3$	Bi^{3+} ; $(\text{BiOH})^{2+}$; $[\text{Bi}(\text{OH})_2]^+$

Властивості основ. Основи є твердими речовинами. За розчинністю у воді вони поділяються на дві групи: розчинні (луги) і нерозчинні. Лугами є гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Луги як сильні електроліти у водних розчинах практично повністю дисоціюють і змінюють забарвлення індикаторів.

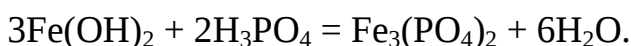
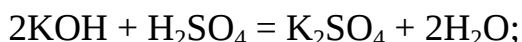
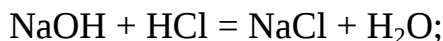
Луги NaOH і KOH дуже стійкі до нагрівання. Наприклад, NaOH кипить за температури 1400°C без розкладання. Проте, більшість основ під час нагрівання розкладаються. Наприклад,





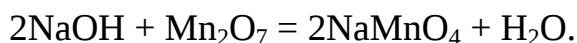
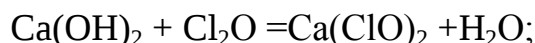
Найважливіші хімічні властивості основ зумовлені їх відношенням до кислот, кислотних оксидів, кислих, основних і середніх солей.

1. Під час взаємодії основ з кислотами в еквівалентних кількостях утворюється середня сіль і вода:

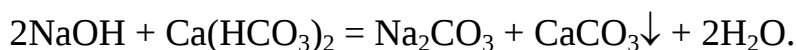
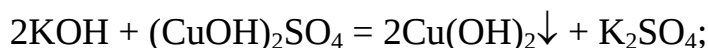
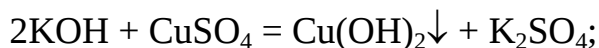


Взаємодія основ з кислотами називається *реакцією нейтралізації*. Будь-яка реакція нейтралізації зводиться до взаємодії іонів OH^- і H^+ з утворенням малодисоційованого електроліту – води.

2. Луги взаємодіють з кислотними оксидами:



3. Луги взаємодіють з розчинами різних солей:

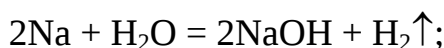


Перші дві реакції є реакціями обміну, остання – реакція нейтралізації.

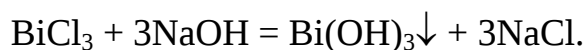
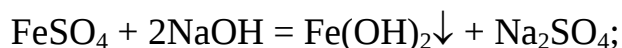
Зазначимо, що реакція обміну відбувається, якщо:

- 1) хоча б один з її продуктів є газом чи леткою сполукою;
- 2) хоча б один з продуктів реакції є малорозчинною у воді сполукою осаджується з розчину;
- 3) хоча б один з продуктів реакції, що здійснюється у водному розчині є більш слабким електролітом, ніж реагенти.

Одержання основ. Луги одержують під час взаємодії металів або їх оксидів з водою:



Малорозчинні у воді основи одержують непрямим способом, а саме: дією лугів на водні розчини відповідних солей:



§6.3 Амфотерні гідроксиди

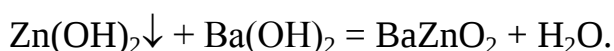
Амфотерними називають гідроксиди, які виявляють основні і кислотні властивості залежно від умов реакції. До амфотерних належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію), а також багатьох металів побічних підгруп: Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Fe(OH)_3 .

Амфотерні гідроксиди мають таку саму номенклатуру, що і основи. Це тверді речовини, малорозчинні у воді.

Хімічні властивості. Під дією кислот амфотерні гідроксиди проявляють основні властивості; при еквівалентних співвідношеннях утворюються середні солі:



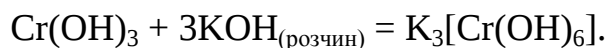
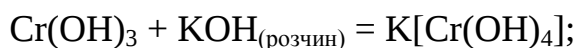
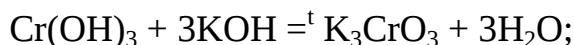
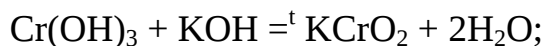
Під дією сильних основ - лугів амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості:



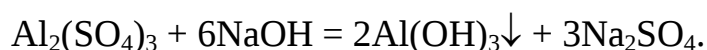
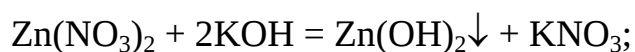
Склад продуктів реакції амфотерних гідроксидів з лугами залежить від умов проведення реакції. Так, наведена реакція відбувається при нагріванні (сплавлянні) суміші твердих речовин. Під час взаємодії Zn(OH)_2 з водним розчином Ba(OH)_2 утворюється координаційна сполука гідроксоцинкат, що містить у кислотному залишку гідроксильні групи замість атомів Оксигену. Формула цієї солі складається так: якщо шляхом заміни кожного атома Оксигену (двовалентного) в залишку ZnO_2 на дві гідроксильні групи (одновалентні), то дістанемо $\text{Ba}[\text{Zn(OH)}_4]$:



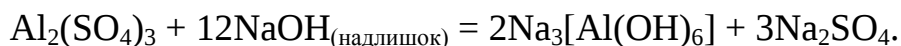
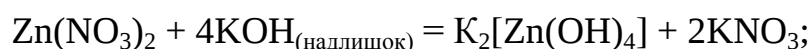
Залежно від умов проведення реакції між гідроксидом хрому (III) і лугом можна одержати чотири різні продукти:



Одержання. Амфотерні гідроксиди одержують, як і нерозчинні у воді основи, під час взаємодії солей з лугами. Щоб запобігти розчиненню гідроксидів у надлишку лугів, необхідно дотримуватися молярних співвідношень. Наведемо приклади:



В надлишку розчину лугу одержані амфотерні гідроксиди розчиняються з утворенням розчинних гідроксокомплексів:



§6.4 Кислоти

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на атоми металів.

Кислоти класифікують за різними ознаками (наявність Оксигену в складі, основністю, силою кислоти, окисними властивостями). За наявністю Оксигену розрізняють оксигенні та безоксигенні кислоти.

Назви кислот. Назви оксигенних кислот утворюються від назви неметалу з значенням у дужках ступеня окиснення і слова “кислота”:



$\text{H}_2\text{CO}_3^{+4}$ – Карбонатна кислота

HBO_2^{+3} – Метаборатна кислота

(гідрогенборатна кислота)

$\text{H}_3\text{BO}_3^{+3}$ – Ортоборатна кислота

(тригідрогенборатна кислота)

$\text{H}_{2n}(\text{SiO}_3)_n$ – Поліметасилікатна кислота

HNO_2^{+3} – Нітритна кислота

(нітратна (III) кислота)

HNO_3^{+5} – Нітратна кислота

(нітратна (V) кислота)

$\text{H}_2\text{SO}_3^{+4}$ – Сульфітна кислота

(сульфатна (IV) кислота)

$\text{H}_2\text{SO}_4^{+6}$ – Сульфатна кислота

(сульфатна (VI) кислота)

$\text{H}_3\text{AsO}_4^{+5}$ – Арсенатна кислота

(тригідрогенарсенатна (V) кислота)

HMnO_4^{+7} – Манганатна(VII) кислота

HPO_3^{+5} – Метафосфатна кислота

(гідрогенфосфатна кислота)

$\text{H}_3\text{PO}_4^{+5}$ – Ортофосфатна кислота (

тригідрогенфосфатна (V) кислота)

$\text{H}_4\text{SiO}_4^{+4}$ – Ортосилікатна кислота

(тетрогідрогенсилікатна кислота)

Назви безкисневих кислот утворюються від назви неметалу з закінченням *-о* і слова “воднева”: HCl – хлороводнева, H_2S – сірководнева тощо. Для деяких кислот використовують традиційні назви: HCl - соляна,

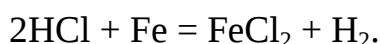
HF- плавикова, H_2CO_3 – вугільна кислота тощо. *Основність кислот.* Число атомів Гідрогену кислоти, здатних заміщуватися на атоми металу з утворенням солі, визначає основність кислоти. Так HCl , HNO_3 – одноосновні кислоти, H_2S , H_2SO_4 –двохосновні, H_3PO_4 - трьохосновна кислота. Багатоосновні кислоти можуть утворювати кислі солі.

Кислотні залишки. Негативні йони, які утворюються в результаті відривання від молекули кислоти одного або кількох атомів Гідрогену, називаються кислотними залишками (аніонами).

Одноосновні кислоти утворюють тільки однозарядні кислотні залишки (Cl^- , F^- , NO_3^-),а багатоосновні – декілька. Так, відщепленням катіонів H^+ від молекули H_2SO_4 дістанемо залишки HSO_4^- і SO_4^{2-} ; ортофосфатна кислота H_3PO_4 утворює три кислотні залишки: PO_4^{3-} і два кислих кислотних залишки HPO_4^{2-} і H_2PO_4^- .

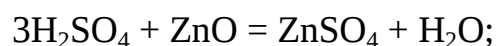
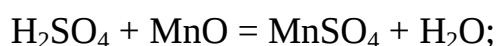
Властивості кислот. Кислоти можуть бути твердими (H_3BO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4) або рідкими (H_2SO_4 , HNO_3). Багато кислот добре розчиняються у воді. Кислотами є також водні розчини газоподібних гідрогенних сполук деяких неметалів (HCl , HBr , HI , H_2S). Розчинні у воді кислоти змінюють забарвлення індикаторів. Розглянемо загальні властивості кислот.

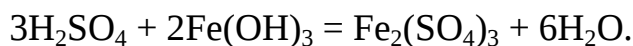
1. Кислоти взаємодіють з металами. Наприклад,



При цьому атоми металів окиснюються, а катіони гідрогену відновлюються. Метали, що розміщуються в ряду стандартних електродних потенціалів праворуч від водню, з кислот його не витісняють. Не виділяється водень і при взаємодії металів з нітратною і концентрованою сульфатною кислотами.

2. Кислоти взаємодіють з основними і амфотерними оксидами та основами:



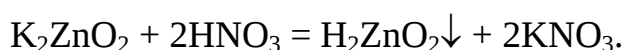
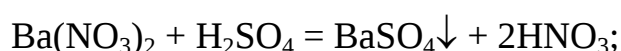
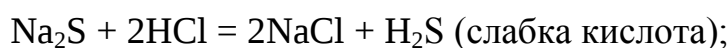


В цих реакціях можуть утворюватися і інші солі (кислі чи основні), про що буде згадано пізніше.

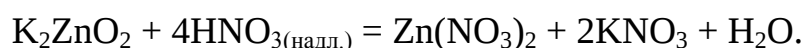
3. Кислоти взаємодіють з солями.

Ці реакції можуть відбуватися як у водному розчині, так і без води. Реакція між сіллю і кислотою можлива, якщо: 1) кислота-продукт слабкіша за кислоту-реагент або є нестійкою; 2) сіль-продукт менш розчинна у воді сполука, ніж сіль-реагент. Якщо на сіль у твердому стані подіяти кислотою, то реакція відбуватиметься за умови, що кислота-продукт є леткою сполукою або розкладається.

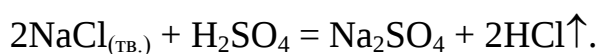
Приклади реакцій:



Якщо в останньому випадку взяти надлишок HNO_3 , то одержаний осад амфотерного гідроксиду розчинятиметься – відбувається реакція нейтралізації:

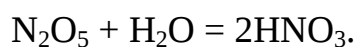


Реакція між натрій хлоридом і сульфатною кислотою можлива тільки тоді, коли сіль перебуває в твердому стані:

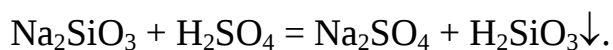


У водному розчині газ гідрогенхлорид не виділятиметься, бо має високу розчинність у воді.

Одержання кислот. Більшість кисневмісних кислот одержують під час взаємодії оксидів неметалів з водою. Наприклад,



Якщо такі оксиди не розчиняються у воді, то відповідні їм кислоти одержують непрямим способом, а саме: дією на сіль іншої кислоти:



Безкисневі кислоти одержують розчиненням у воді водневих сполук неметалів (HF, HCl, HBr, HI, H₂S).

§6.5 Солі

Солі – це продукти заміщення Гідрогену кислоти на метал або продукти обміну гідроксогрупи гідроксидів металів на кислотні залишки кислот.

Залежно від складу розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні, подвійні і комплексні.

Середні солі є продуктом повного заміщення Гідрогену кислоти на метал або повного обміну гідроксогруп основи на кислотні залишки. Переважна більшість солей, які вивчаються в шкільному курсі хімії, належать до середніх.

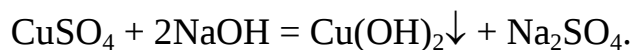
Наведемо приклади: NaCl, K₂S, Na₂CO₃, Ca(NO₃)₂, Al₂(SO₄)₃ тощо.

Назви солей. Вони складаються з двох слів: назви катіона в називному відмінку і назви аніона. Число аніонів і катіонів, як правило, не зазначається. Але якщо один і той самий метал виявляє різні ступені окиснення, то його валентність зазначають у дужках римською цифрою. Наприклад, NaCl –натрій хлорид, Ca(NO₃)₂ – кальцій нітрат, FeSO₄ – ферум(II) сульфат, Fe₂(SO₄)₃ – ферум (III) сульфат.

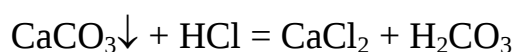
Властивості середніх солей. Майже всі солі — тверді кристалічні речовини. Вони мають різний колір і неоднакову розчинність у воді.

Для середніх солей характерні перш за все реакції обміну.

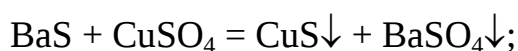
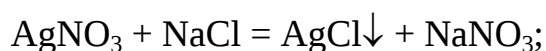
1. Взаємодія з лугами:

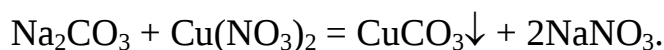


2. Взаємодія з кислотами:

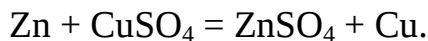


3. Реакція між двома солями:





Солі взаємодіють з металами, якщо метал в ряду стандартних електродних потенціалів стоїть перед металом, що утворює сіль. Наприклад,



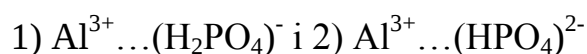
одержання середніх солей. Солі одержують під час хімічної взаємодії сполук різних класів, а також при взаємодії простих речовин між собою простих речовин. У даному розділі зустрічалися майже всі основні реакції, за якими одержують солі. *Повторіть їх!*

Кислі солі. Кислі солі – це продукти неповного обміну атомів Гідрогену можливий для двохосновних (H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S тощо), трьохосновних (H_3PO_4) кислот, але неможливий для одноосновних (HCl , HNO_3), тому одноосновні кислоти не утворюють кислих солей.

Приклади кислих солей: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHS , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Розглянемо, як складаються формули кислих солей на прикладі кислих ортофосфатів алюмінію. H_3PO_4 може утворювати два “кислих” кислотних залишки: H_2PO_4^- (кислотний залишок завжди має негативний заряд, молекула H_3PO_4 втратила один катіон H^+ , тому заряд залишку буде -1) і HPO_4^{2-} (молекула H_3PO_4 втратила два катіони H^+ , тому заряд кислотного залишку буде -2). Ступінь окиснення $\text{Al}+3$.

Запишемо складові солі іони, їхні заряди:



Використаємо правило електронейтральності речовини. Зробимо це так само, як і при складанні формули за валентностями елементів. Числа 3 і 1 – це заряди іонів у першій солі. Їх спільне кратне (3) поділимо на числа зарядів і дістанемо індекси. Формула солі $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$. Для другої солі спільне кратне чисел 3 і 2 дорівнює 6 – поділимо на 3 (дістанемо 2 – кількість іонів Al^{3+}) і на 2 (дістанемо 3 – кількість груп HPO_4^{2-}). Одержуємо формулу солі — $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$.

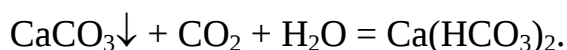
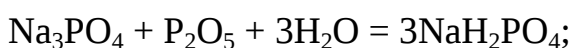
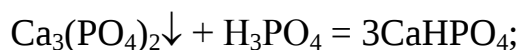
Назви кислих солей утворюються додаванням до назви аніона слова “гідроген-“ і в разі потреби перед ним — відповідний числівник. Наприклад,

$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ –алюміній дигідрогенфосфат ; $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$ – алюміній гідрогенфосфат .

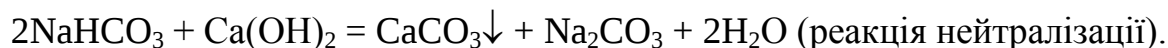
Одержання кислих солей. Кисла сіль може утворюватися під час взаємодії надлишку кислоти з основою (амфотерним гідроксидом):



Також кислу сіль можна одержати під час взаємодії середньої солі багатоосновної кислоти з цією ж кислотою чи її ангідридом (за наявності води):



Властивості кислих солей. Кислі солі можуть вступати в реакції обміну та нейтралізації:



Більшість кислих солей добре розчиняються в воді.

Основні солі. Основні солі є продуктом неповного обміну гідроксогруп основи (амфотерного гідроксиду) на кислотні залишки.

Основних солей не утворюють однокислотні гідроксиди: NaOH , KOH тощо.

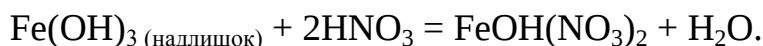
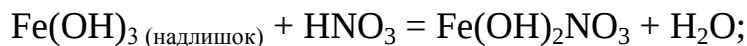
Приклади основних солей: MgOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, FeOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Формули основних солей складають так само, як і кислих. Для прикладу складемо формули основних солей сульфату феруму(III). Залишків гідроксиду $\text{Fe}(\text{OH})_3$, які містять гідроксогрупи, два: $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ і FeOH^{2+} . Разом з іоном SO_4^{2-} вони входитимуть до складу основних солей: $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ і FeOHSO_4 .

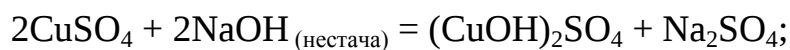
Назви основних солей утворюють, додаючи до назви аніона відповідної середньої солі слово “гідроксо-“ і в разі потреби відповідний числівник.

Наприклад, $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ – ферум(III) дигідроксосульфат, FeOHSO_4 – ферум(III) гідроксосульфат.

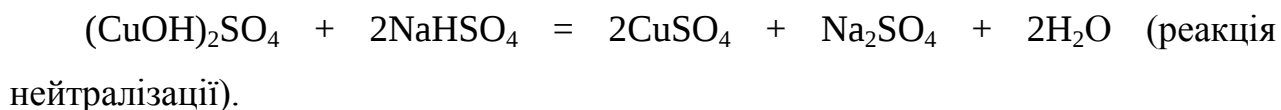
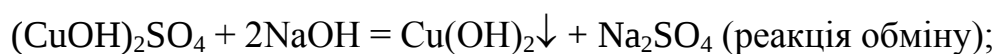
Одержання основних солей. Основні солі утворюються під час взаємодії надлишку основи (амфотерного гідроксиду з кислотою. Наприклад,



Основні солі можна одержати також взаємодією середньої солі з меншою кількістю лугу (реакція неповного обміну) та під час реакції між основою і середньою сіллю:



Властивості основних солей. Для основних солей, як і для кислих, характерні реакції обміну та нейтралізації:

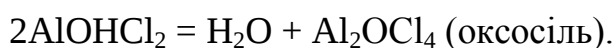
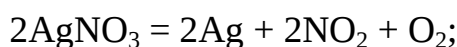


Майже всі основні солі малорозчинні у воді.

Під час нагрівання більшість солей розкладається. Залежно від природи солі утворюють різні продукти розкладання. Наведемо приклади:



Na_2CO_3 – не розкладається; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — не розкладається;

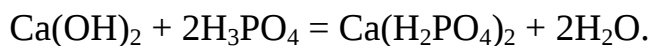
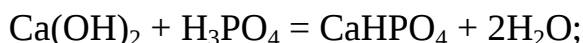
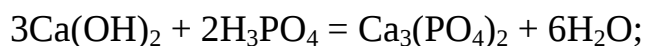
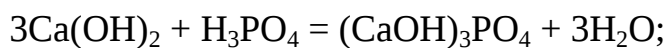


Подвійні та комплексні солі. Подвійні солі складаються з іонів двох різних металів і кислотного залишку. Наприклад, $KAl(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$.

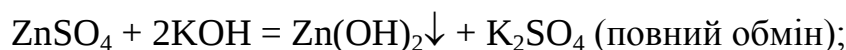
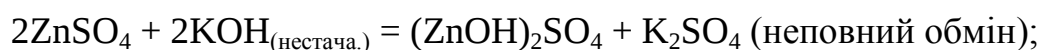
Комплексні солі – це такі солі, до складу яких входять комплексні іони. Наприклад, солі $K_4[Fe(CN)_6]^{4-}$, $Na[Al(OH)_4]^-$ – комплексні, оскільки містять комплексні іони $[Fe(CN)_6]$, $[Al(OH)_4]$

§6.6 Багатоваріантні реакції

Під час взаємодії багатокислотних основ і багатоосновних кислот залежно від молярних співвідношень можуть утворюватися середні, кислі та основні солі. Покажемо це на прикладі взаємодії кальцій гідроксиду і ортофосфатної кислоти:



Під час взаємодії солі з лугом (кислотою) залежно від відносної кількості реагентів також можуть відбуватися різні реакції. Розглянемо це на прикладі взаємодії цинк сульфату з лугом:



$ZnSO_4 + 4KOH_{(надлишок)} = K_2[Zn(OH)_4] + K_2SO_4$ (розчинення амфотерного цинк гідроксиду).

Тому, виконуючи ту чи іншу реакцію між неорганічними речовинами, завжди слід врахувати молярні співвідношення реагентів.

§6.7 Розв'язування типових задач:

1. Який кислотно-основний характер мають сполуки ZnO , $Fe(OH)_2$, Cl_2O , CaO , CrO_3 ?

Р о з в ' я з а н н я.

Перш за все визначаємо ступінь окиснення елементів в сполуках та відношення сполук до відповідного класу:

$\text{Zn}^{2+}\text{O}^{2-}$ - металу(II)оксид ; $\text{Fe}^{2+}(\text{OH})_2^-$ - метал(II) гідроксид ;

$\text{Cl}_2^+\text{O}^{2-}$ -неметал оксид ; Ca^{2+}O – метал(II) оксид ;

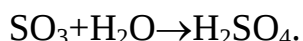
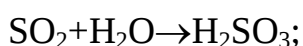
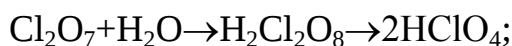
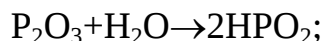
$\text{Cr}^{6+}\text{O}_3^{2-}$ - метал (VI) оксид.

Тепер згідно з правилами (див. §6,1, Оксиди) визначаємо кислотно-основний характер кожної речовини: ZnO — це виняток з групи оксидів одної двовалентних металів і має амфотерний характер, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – має основний характер, Cl_2O – кислотний характер, CaO – основний характер, CrO_3 – кислотний характер.

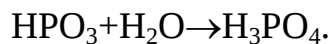
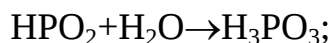
2. Які кислоти відповідають кислотним оксидам (ангідридам кислот): P_2O_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7 , SO_2 ?

Р о з в ' я з а н н я.

Формули відповідних кислот можна одержати, додаючи до відповідного оксиду воду. Наприклад:



Але з §6.4. Кислоти ми знаємо, що деякі кислоти існують в мета- і орто-формах. В нашому прикладі це кислоти H_3PO_4 -ортофосфорна і HPO_3 -метафосфатна. Щоб визначити формулу їх ортоформ треба до формули метаформи додати ще одну молекулу води.Тоді формули ортоформ відповідних кислот матимуть вигляд:



3. Які солі можуть утворюватися під час взаємодії сульфатної кислоти і кобальту(II) гідроксиду .

Р о з в ' я з а н н я.

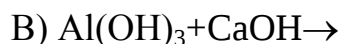
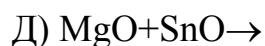
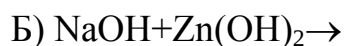
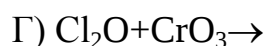
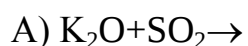
Тип солі,що утвориться залежить від співвідношення компонентів (див6.5. Солі).При співвідношенні основа:кислота = більше :менше утворюються основні солі $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$.

При еквівалентному співвідношенні основи і кислоти утворюються середні солі CoSO_4 .

При співвідношенні основа:кислота = менше:більше утворюються кислі солі $\text{Co}(\text{HSO}_4)_2$.

Отже, якщо в реакції є надлишок кислоти (яка належить до багатоосновних кислот), завжди утворюватимуться кислі солі.Якщо в реакції є надлишок основни (яка належить до багатокислотних основ), утворюватимуться основні солі. Якщо кислота і основа реагують в еквівалентних кількостях, утвориться середня сіль.

4. Чи відбуватимуться реакції між парами таких речовин? Які продукти при цьому утворюватимуться?

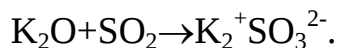


Р о з в ' я з а н н я.

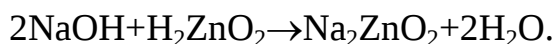
Передусім за описаними вище правилами визначаємо кислотно-основний характер внаведених сполук (§6(1-3), а також пам'ятаємо,що кислотно-основна взаємодія відбувається між речовинами різної природи: кислотні реагують з основними та амфотерними ,основні- з кислотними та амфотерними, амфотерні- і з кислотними, і з основними, і з амфотерними.Продуктами цієї взаємодії будуть солі(якщо в лівій частині рівняння є гідроген, то в продуктах як правило є вода).

Розглянемо наведені в умові пари речовин.

А) K_2O - основний оксид, SO_2 - кислотний оксид. Реакція відбуватиметься. Сіль, що утвориться при цьому, складатиметься з катіона основної речовини K^+ і аніона, що відповідає кислотному залишку кислотної речовини (див.вище задача 2: $SO_2+H_2O\rightarrow H_2SO_3$); отже, це йон SO_3^{2-} . Тоді рівняння реакції матиме вигляд :



Б) $NaOH$ - основа, $Zn(OH)_2$ - амфотерний гідроксид. Ця реакція також відбуватиметься. Формула солі складатиметься з катіона Na^+ і аніона амфотерної речовини, яка в цій реакції реагує, як кислота H_2ZnO_2 :

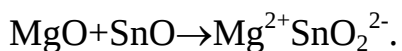


В) $Al(OH)_3$ - амфотерний гідроксид, CaO - основний оксид. Формула солі складатиметься з катіона Ca^{2+} основної речовини і аніона амфотерного гідроксиду, який в цій реакції реагує як кислота H_3AlO_3 :

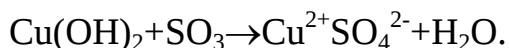


Г) Cl_2O – оксид неметалу – кислотна речовина, CrO_3 - оксид металу(VI)- також кислотна речовина- реакція не відбувається.

Д) MgO - оксид металу(II) — основна речовина, SnO - оксид металу(II)- виняток (див. §6.1. Оксиди) — це амфотерна речовина. В парі з MgO вона матиме кислотний характер і їй відповідає кислота $SnO+H_2O\rightarrow H_2SnO_2$, кислотний залишок цієї кислоти — $(SnO_2)^{2-}$. Отже,



Ж) $Cu(OH)_2$ -амфотерна речовина (виняток з групи гідроксидів металу(II)), SO_3 - оксид неметалу- кислотна речовина ($SO_3+H_2O\rightarrow H_2SO_4$) .Тоді рівняння реакції матиме вигляд:

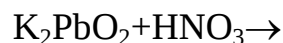
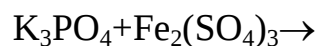
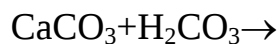
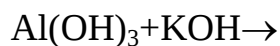
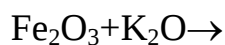
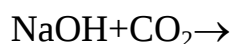


$Cu(OH)_2$ в парі з кислотним оксидом SO_3 реагує як основа, утворюючи катіон Cu^{2+} у складі солі.

§6.8 Задачі і вправи

1. Який кислотно-основний характер мають сполуки: BaO , Fe_2O_3 , Li_2O , CuO , SnO , Fe_3O_4 , Cl_2O , Mn_2O_7 ?
2. Які оксиди можна одержати, виходячи тільки з речовин: CH_3NH_2 , HCl , NH_4NO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, O_2 , $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$?
3. З якими з наведених речовин може реагувати CaO : SiO_2 , NO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, H_2SO_4 , NaOH ? Записати формули продуктів цієї взаємодії.
4. Які оксиди (ангідриди) відповідають кислотам : H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HPO_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$?
5. Які з наведених речовин можуть взаємодіяти між собою: NaOH , SO_2 , HNO_3 , NO_2 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Cr_2O_3 ?
6. Навести формули сполук, які є продуктами гідратації таких речовин: K_2O , P_2O_3 , Cl_2O_7 , BaO , N_2O_5 , SO_2 ?
7. Які солі можуть утворитися при взаємодії $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 ?
8. Які кислоти відповідають оксидам P_2O_3 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 , SiO_2 ?
9. Привести формули всіх солей, які можуть утворитися під час взаємодії дифосфатної кислоти з лугом ?

10. Закінчити рівняння:



Розділ 7

Окисно-відновні реакції. Електроліз

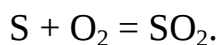
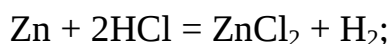
§7.1. Теорія окисно-відновних реакцій

Багато хімічних реакцій супроводжуються переносом електронів від одного реагента до іншого, а отже і зміною ступенів окиснення реагуючих елементів. Такі реакції називаються *окисно-відновними (ОВР)*. Під *ступенем окиснення* розуміють умовний заряд, який мав би атом, коли б усі електрони його зв'язків були зміщені до більш електронегативного атома. Залежно від співвідношення величини електронегативностей елементів, атоми можуть мати як *позитивний*, так і *негативний* ступені окиснення.

Процес віддачі електронів атомом (підвищення ступеня окиснення) називається *окисненням*, а процес приєднання електронів (зниження ступеня окиснення) — *відновленням*.

Сполуки (атоми, йони), що віддають електрони, називаються *відновниками*. Сполуки (атоми, йони), що приєднують електрони, називаються *окисниками*. При цьому відновники окиснюються, а окисники — відновлюються.

Частину рівнянь ОВР можна написати, звичайно підбираючи коефіцієнти:



Але в більшості випадків для написання рівнянь ОВР необхідно користуватись спеціальними методами складання рівнянь:



Ступінь окиснення атома в молекулі визначають таким чином:

1. Ступінь окиснення елемента у вільному стані дорівнює 0: O_2 , N_2 , H_2 , S , Fe .

2. Ступінь окиснення Гідрогену в сполуках дорівнює +1, за винятком гідридів активних металів, де він дорівнює –1:

+1: H_2O , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaHSO_4 ;

-1: NaH , CaH_2 , LiAlH_4 .

3. Ступінь окиснення Оксигену в сполуках майже завжди дорівнює -2, за винятком пероксидів, де він становить -1, а також сполук OF_2 , O_2F_2 , де він дорівнює відповідно +2 та +1.

-2: H_2O , H_2SO_4 , NaOH , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, MgO ;

-1: H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 .

4. Ступінь окиснення будь-якого простого (одноатомного) йона дорівнює його заряду:

NaCl , Na^{+1} , Cl^{-1} ;

AlBr_3 , Al^{+3} , Br^{-1} .

5. В сполуках неметалів, до складу яких не входять Гідроген і Оксиген, неметал з більшою електронегативністю має негативний заряд, а з меншою — позитивний. Ступінь окиснення більш електронегативного неметалу дорівнює його найбільш поширеного йона:

$\text{C}^{+4}\text{Br}_4^{-1}$, $\text{P}_2^{+5}\text{S}_5^{-2}$, $\text{S}^{+4}\text{F}_4^{-1}$, $\text{S}^{+6}\text{F}_6^{-1}$.

6. В молекулах з ковалентними зв'язками і приблизно однаковою електронегативністю, а також у сполуках нестехіометричного складу (N_4S_4 , As_4S_4) поняття ступінь окиснення втрачає зміст і його можна вважати таким, що дорівнює 0.

7. Молекули будь-якої хімічної сполуки електронейтральні, інакше кажучи алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів у молекулі дорівнює 0:

$\text{N}^{-3}\text{H}^{+1}_4\text{Cl}^{-1}$, $\text{K}^{+1}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}^{-2}_7$;

$-3 + 4 - 1 = 0$; $+2 + 12 - 14 = 0$.

8. Алгебраїчна сума ступенів окиснення в комплексному йоні дорівнює заряду йона:

$[\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6^{-1}]^4$, $[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6^{-1}]^{-3}$;

$+2 - 6 = -4$; $+3 - 6 = -3$.

Періодична залежність ступенів окиснення елементів. Валентності, а також і ступені окиснення елементів, обумовлені будовою їх валентних електронних шарів, яка визначає положення елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Кожен елемент має характерні ступені окиснення.

1. Неперехідні *s*- і *p*- елементи (ІА – ІІІА) груп періодичної системи утворюють переважно позитивно заряджені йони, ступінь окиснення яких відповідає номеру групи:

<i>ns¹</i>		<i>ns²</i>		<i>ns²p¹</i>	
<i>Елемент</i>	<i>Ступінь окиснення</i>	<i>Елемент</i>	<i>Ступінь окиснення</i>	<i>Елемент</i>	<i>Ступінь окиснення</i>
Li	+1	Be	+2	B	+3
Na	+1	Mg	+2	Al	+3
K	+1	Ca	+2	Ga	+3
Rb	+1	Sr	+2	In	+3
Cs	+1	Ba	+2	Tl	+3

2. Елементи (ІVА – VІІІА) груп (*ns²np⁽²⁻⁶⁾*–електронів) мають максимальний позитивний ступінь окиснення, що відповідає номеру групи (за винятком Флуору, який завжди має ступінь окиснення –1), і максимальний негативний — (–8 + номер групи). Більшість з цих елементів мають ще проміжні ступені окиснення.

<i>Елемент</i>	<i>Ступінь окиснення</i>	<i>Приклади сполук</i>
F	–1	H ₂ F ₂ , NaF, KHF ₂ , Na ₃ [AlF ₆]

Cl, Br, I	-1 +7 +1 проміжні +3 +5	HCl, CaCl ₂ , Al(OH)Cl ₂ , H[SbCl ₆] ; Cl ₂ O ₇ , HClO ₄ , NaClO ₄ , Ba(ClO ₄) ₂ ; Cl ₂ O, HClO, Ca(ClO) ₂ ; HClO ₂ , NaClO ₂ ; HClO ₃ , KClO ₃ ,
S	-2 +6 +2 проміжні +4	H ₂ S, NaHS, CaS, Ba(HS) ₂ ; SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ S ₂ O ₇ ; SCl ₂ ; SO ₂ , H ₂ SO ₃ , NaHSO ₃ ;
Se, Te	-2 +6 +4 проміжні	H ₂ Se, Na ₂ Se, CdSe ; H ₂ SeO ₄ , TeO ₃ ; SeO ₂ , TeO ₂ , H ₂ SeO ₃ , Na ₂ TeO ₃
N	-3 +5 -2, -1, +1, +3, +4	NH ₃ , NH ₄ OH, (NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ ; N ₂ O ₅ , HNO ₃ , Ca(NO ₃) ₂ ; N ₂ H ₄ , NH ₂ OH, N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , HNO ₂ , NO ₂
P	-3 +5 +1 +3	PH ₃ , PH ₄ I ; P ₂ O ₅ , H ₃ PO ₄ , PCl ₅ , HPO ₃ , H ₄ P ₂ O ₇ ; H ₃ PO ₂ , NaH ₂ PO ₂ , Ca(H ₂ PO ₂) ₂ ; P ₂ O ₃ , H ₃ PO ₃ , HPO ₂ , Na ₂ HPO ₃ (P ⁺³)

As, Sb	-3 +5 +3	AsH ₃ , SbH ₃ , GaAs As ₂ O ₅ , H ₃ AsO ₄ , H[Sb(OH) ₆], Sb ₂ O ₅ As ₂ O ₃ , SbCl ₃ , HAsO ₂ , Sb(OH) ₃ , NaSbO ₂
C, Si	-4 +4 +2	CH ₄ , SiH ₄ , Al ₄ C ₃ , Mg ₂ Si CO ₂ , SiO ₂ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , Ca(HCO ₃) ₂ , CaSiO ₃ , CO, SiO, CS, SiS
Ge, Sn, Pb	-4 +4 +2	GeH ₄ , SnH ₄ , PbH ₄ , GeO ₂ , SnO ₂ , PbO ₂ , Na ₂ GeO ₃ , Sn(OH) ₄ , Na ₄ PbO ₄ , GeO, SnO, PbO, SnCl ₂ , Na ₂ SnO ₂ , Na ₂ Pb(OH) ₄

3. Для перехідних металів ступінь окиснення і положення в періодичній системі не так однозначно пов'язані, як для *s*- і *p*-елементів, але певна закономірність також простежується. Максимальний ступінь окиснення для елементів IB та IIIB підгруп може перевищувати номер групи, а для елементів IIB–VIIB підгруп ступінь окиснення може бути менший за номер групи:

Ступінь окиснення	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIIB	VIIB
+1	AgCl	Hg ₂ Cl ₂					
+2	CuSO ₄	HgS	SmSO ₄	TiO	VSO ₄	CrCl ₂	MnO
+3	HAuCl ₄		CeCl ₃	Ti ₂ O ₃	V(OH) ₃	Cr ₂ O ₃	Mn ₂ O ₃
+4			CeO ₂	TiO ₂	VOSO ₄	CrO ₂	MnO ₂
+5					V ₂ O ₅		K ₃ MnO ₄

+6						Na ₂ CrO ₄	K ₂ MnO ₄
+7							KMnO ₄

§7.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

При складанні ОВР застосовують два методи:

метод обліку зміни ступенів окиснення (електронного балансу);

метод напівреакцій (йонно-електронного балансу).

Обидва методи ґрунтуються на основній умові, що в ОВР загальне число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати загальному числу електронів, які приєднує окисник. Це досягається знаходженням найменшого спільного кратного, яке можна поділити на число електронів, що віддає відновник і приєднує окисник і визначити, скільки молекул окисника і відновника беруть участь у реакції.

Як визначити продукти реакції, що повинні утворитись? Для цього потрібно враховувати валентні електронні оболонки окисника і відновника і періодичну залежність ступенів окиснення. З накопиченням досвіду, особливо при вивченні хімії елементів і виконанні лабораторних робіт, можна робити правильні передбачення.

Розглянемо метод електронного балансу на реакціях різного типу. При застосуванні цього методу бажано дотримуватися такої послідовності дій.

1. Встановити, яка сполука є окисником, відновником, а яка виконує роль середовища.

2. Визначити (передбачити), які ступені окиснення матимуть відновник і окисник у даній реакції.

3. Скласти рівняння електронного балансу, знайти найменше спільне кратне і визначити число молекул окисника і відновника (тобто поставити коефіцієнти перед формулами окисник і відновник до і після реакції). При цьому слід враховувати емпіричне правило, що в більшості випадків знайдені коефіцієнти спочатку треба ставити перед продуктами реакції.

4. Поставити коефіцієнти перед формулами катіонів-спостерігачів (ті, що не змінили ступені окиснення), якщо такі є.

5. Поставити коефіцієнти перед формулами аніонів спостерігачів (якщо такі є).

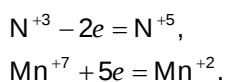
6. Поставити коефіцієнти перед формулами, що містять атоми Гідрогену і за числом атомів Оксигену до і після реакції перевірити баланс.

Така послідовність дій в переважній більшості випадків себе повністю виправдовує. Розглянемо реакцію:

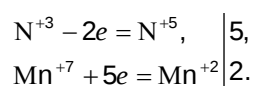


Тут ступінь окиснення змінюється в Нітрогену від +3 до +5, в Мангану – від +7 до +2. Перехід $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$ відповідає втраті двох електронів, тимчасом як перехід $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ відповідає приєднанню п'яти електронів. N^{+3} – відновник, Mn^{+7} – окисник.

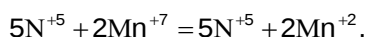
Складемо для Нітрогену і Мангану схеми електронних переходів:



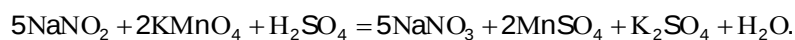
Число електронів, що віддає Нітроген, має дорівнювати числу електронів, що приєднує Манган. Для цього підставляємо до відповідних елементів множники 5 і 2 (виходячи з найменшого спільного кратного).



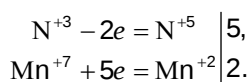
Підсумовуючи ліву і праву частини з урахуванням множників, отримаємо



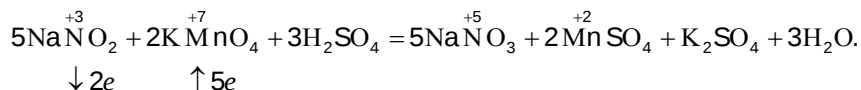
Отримані за електронною схемою коефіцієнти підставляємо в рівняння реакції



Надалі послідовно знаходимо коефіцієнти для атомів елементів, що не беруть участі у процесах окиснення – відновлення (у нашому випадку – для Калію, Сульфіту, Гідрогену). Остаточне рівняння матиме вигляд:



Існує також інший спосіб запису, яким ми будемо переважно користуватися:



Тут стрілка, направлена вниз, означає, що в іон N^{+3} в молекулі NaNO_2 втрачає два електрони, тобто є відновником. Навпаки, стрілка, направлена до молекули KMnO_4 , означає, що іон Mn^{+7} приєднує п'ять електронів, тобто є окисником. Принцип підтирання коефіцієнтів той же, що і в списаній вище електронній схемі.

Після цього, щоб уникнути помилок, потрібно зробити перевірку. Звичайно її проводять, підраховуючи ті атоми в лівій і правій частинах рівняння реакції, яких ще не рахували. В нашому випадку це атоми Оксигену. До речі, перевірку найчастіше роблять саме підраховуючи число атомів Оксигену (за винятком тих випадків, коли Оксиген бере безпосередню участь у процесі окиснення-відновлення).

У розглянутій реакції при підрахунку числа атомів Оксигену у лівій та правій частинах рівняння можна не враховувати той Оксиген, що входить до складу сульфат-іонів, оскільки число цих іонів уже зрівняне. Тому беремо до уваги тільки Оксиген у складі молекул нітриту (10) і перманганату (8) – разом 18 у лівій частині, а в правій частині у складі молекул нітрату (15) і води (3) – також 18.

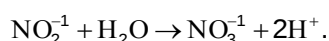
Підбирати коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій можна виходячи не із ступенів окиснення, величин досить умовних, а із реальних зарядів тих йонів, що існують у розчині. З цією метою використовують йонно-електронний метод, або метод напівреакцій, за якими спочатку складають

йонні рівняння для процесів окиснення відновника чи відновлення окисника, а потім записують загальне йонне рівняння.

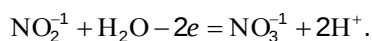
При складанні рівнянь окисно-відновлених реакцій в йонному вигляді слід керуватися загальними правилами складання йонних реакцій. Сильні електроліти записують у вигляді йонів, при цьому в йонне рівняння не включають ті йони, що в результаті реакції не змінюються. Слабкі електроліти, неелектроліти, гази, осади записують у вигляді молекул.

Для прикладу наведемо реакцію взаємодії нітриту з перманганатом у кислому середовищі (раніше рівняння цієї реакції було складено за допомогою методу електронного балансу).

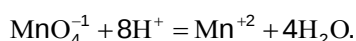
Процес окиснення нітрит-іона в нітрат-іон відбувається за такою схемою:



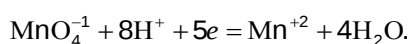
В цій схемі число атомів однакове в лівій і правій частинах. Щоб зрівняти заряди, слід від лівої частини відняти два електрони, тоді замість стрілки можна поставити знак дорівнює (це перша напівреакція):



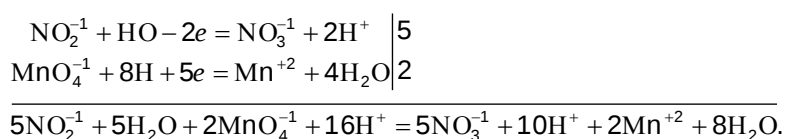
Процес відновлення перманганат-іона MnO_4^{-1} в катіон Mn^{+2} записуємо так:



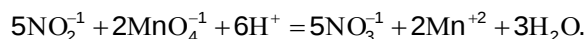
Щоб зрівняти заряди, слід до лівої частини цієї схеми додати п'ять електронів (це друга напівреакція):



Для складання загального йонного рівняння реакції потрібно йонно-електронні рівняння напівреакцій почленно підсумувати, попередньо зрівнявши кількість електронів, що віддаються і приєднуються за допомогою відповідних співмножників:



Після скорочення подібних членів (молекули H_2O , іони H^{+1}) одержимо загальне йонне рівняння в остаточному вигляді:



Після підстановки відповідних катіонів і аніонів перейдемо від йонного рівняння до молекулярного:



Таким чином, складання рівнянь окисно-відновних реакцій за допомогою йонно-електронного методу дає той же результат, що і метод електронного балансу.

Йонно-електронні схеми мають перевагу над електронними, тому що показують роль йонів гідрогену, гідроксильних йонів та води в окисно-відновних реакціях. Крім того, використовуються не гіпотетичні іони, а реально існуючі. Дійсно, у розчині немає йонів N^{+3} , Mn^{+7} , S^{+6} чи Cr^{+6} , зате є йони NO_2^{-1} , MnO_4^{-1} , SO_4^{-2} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$.

Недоліком йонно-електронних схем є неможливість їх застосування до рівнянь окисно-відновних реакцій, що відбуваються поза розчинами.

§7.3. ТИПИ ОКИСНО - ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Окисно-відновні процеси належать до найбільш поширених хімічних реакцій. Вони надзвичайно різноманітні. В окисно-відновному процесі можуть брати участь атоми одного, двох і більше елементів, атоми окисника і відновника можуть перебувати як у молекулах різних речовин, так і в молекулі однієї і тієї самої сполуки. Перебіг окисно-відновних реакцій залежить не тільки від природи реагуючих речовин, але й від умов реакцій, а саме: рН середовища, концентрації реагуючих компонентів, температури тощо.

Розглянемо деякі типи окисно-відновних реакцій.

Реакції, в яких змінюється ступінь окиснення атомів одного елемента

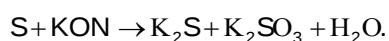
До цього типу реакцій передусім належать реакції диспропорціонування.

Деякі ступені окиснення елементів виявляються в тих чи інших випадках нестійкими. Такими непридатними для цього ступеня окиснення умовами можуть бути кисле чи лужне середовище, підвищення температури тощо.

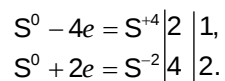
Нестійкий ступінь окиснення перетворюється на два ступені, з яких один відповідає тому, що віддає електрони, а інший – тому, що приєднує їх у порівнянні з первісним ступенем окиснення.

Таким чином, в подібних реакціях одна і та ж речовина є і окисником, і відновником, через що такі реакції і називаються реакціями самоокиснення – самовідновлення, або реакціями диспропорціонування.

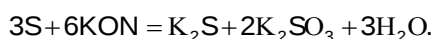
Розглянемо реакцію:



Оскільки сірка в лужному середовищі нестійка, її атоми в цій реакції і віддають, і приєднують електрони. Електронні схеми для реакції мають вигляд:



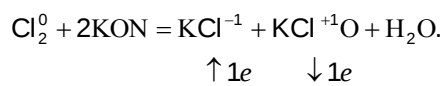
З електронної схеми підставимо коефіцієнти в рівняння реакції



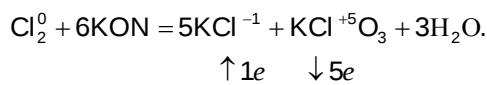
У цій реакції співмножники в електронній схемі (2, 4) скорочуємо в два рази, виходячи з найменшого спільного кратного для електронів, що віддають та приєднують. У деяких реакціях, які ми розглянемо пізніше, для остаточного підбору коефіцієнтів потрібно буде збільшити їх у два рази.

Прикладом реакції диспропорціонування може бути також взаємодія хлору з лугом. До речі, характер цієї взаємодії на холоді і при кип'ятінні ілюструє залежність окисно-відновних реакцій від температури. Щоб швидко розставити коефіцієнти, в реакціях диспропорціонування зручно писати електрони під продуктами реакції і розставляти коефіцієнти справа наліво.

При низькій температурі:

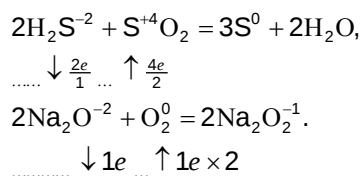


При високій температурі:

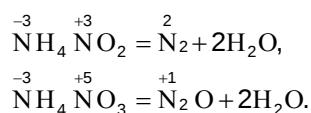


До цього типу реакцій, крім реакцій диспропорціонування, відносять і реакції взаємодії речовин, що містять атоми одного і того самого елемента в різних ступенях окиснення. При цьому утворюється речовина з проміжним ступенем окиснення атомів даного елемента.

Наприклад:



До них слід віднести і внутрішньомолекулярні реакції розкладання речовини, в яких атоми одного і того самого елемента мають різні ступені окиснення:

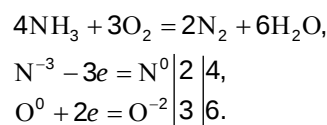


Реакції, в яких змінюється ступінь окиснення атомів двох елементів

Міжмолекулярні реакції. До таких реакцій належать реакції, в яких окисник і відновник перебувають в різних речовинах. Ці реакції можуть відбуватися як в твердій чи газовій фазах, так і в розчині.

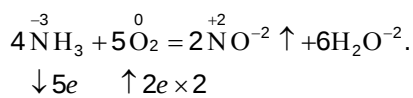
Використання електронних схем є єдино можливим для рівнянь реакцій, що відбуваються в газовій і твердій фазах.

Прикладом реакції в газовому середовищі є окиснення аміаку на повітрі:

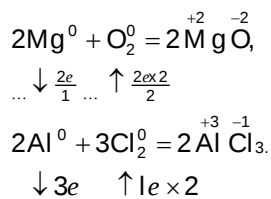


В цьому випадку співмножники подвоюємо, тому що в одній молекулі кисню міститься два атоми.

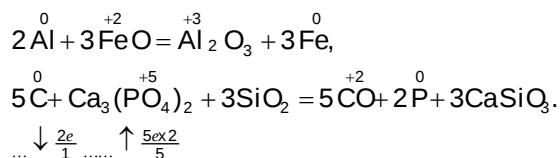
Окиснення аміаку при наявності каталізатора і при іншому способі запису:



Реакція окиснення металів є прикладом взаємодії твердих речовин з газоподібними:



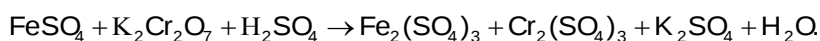
Наведемо приклади окисно-відновних реакцій між твердими речовинами:



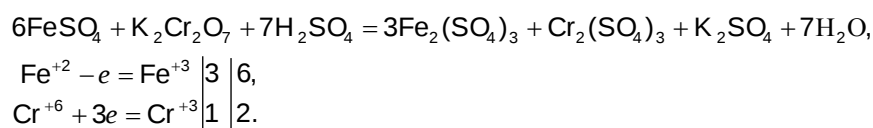
Ці реакції, відбуваються в твердій і газовій фазах. Проте значно більша кількість окисно-відновних реакцій відбувається в розчинах. Тут необхідно виділити два випадки. Перший, коли в окисно-відновну систему для солеутворення вводиться спеціальна речовина (кислота чи луг). Другий – коли молекули окисника або відновника витрачаються не тільки на процес окиснення-відновлення, але й додатково на солеутворення:

1. Реакції, в яких для солеутворення вводиться спеціальна речовина (кислота або луг).

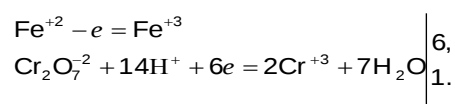
Розглянемо окиснення ферум (II) сульфату калій дихроматом



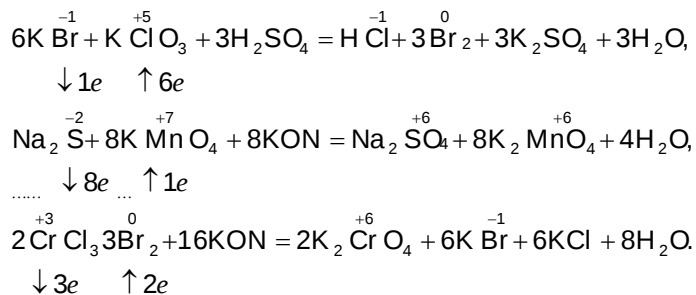
Ступінь окиснення у Феруму змінюється від +2 до +3, у Хрому – від +6 до +3. Сульфатну кислоту введено для солеутворення. Знаходження стехіометричних коефіцієнтів можливе як за допомогою електронних схем:



так і за допомогою йонно-електронних схем:

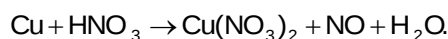


Наведемо ще декілька прикладів реакцій, в яких для солеутворення використовується кислота чи луг:



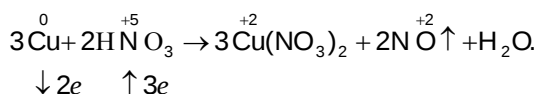
2. Реакції, в яких окисник або відновник є одночасно солетворною речовиною.

Розглянемо реакцію:



В реакції Нітроген нітратної кислоти частково змінює ступінь окиснення (від + 5 до + 2), переходячи в NO, а частково залишається в попередньому стані окиснення, утворюючи сіль Cu(NO₃)₂.

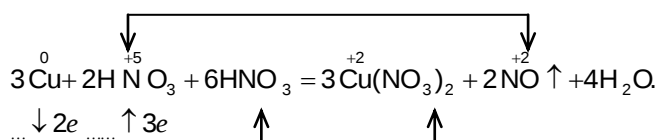
Електронна схема дає можливість врахувати витрату кислоти тільки на окиснення Купруму, але не на солеутворення:



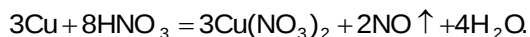
З рівняння реакції видно, що на утворення трьох молекул Cu(NO₃)₂

витрачено ще 6 молекул нітратної кислоти (без зміни ступеня окиснення Нітрогену). Отже, в ліву частину рівняння потрібно додати 6 молекул HNO₃, і зрівняти кількість атомів Гідрогену.

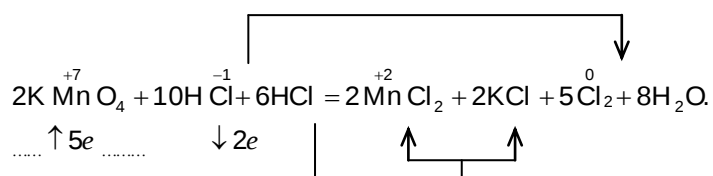
Рівняння реакції матиме вигляд:



Звичайно ставлять сумарні коефіцієнти, тому остаточне рівняння реакції таке:



Як приклад реакції, в якій на солеутворення витрачаються молекули відновника, наведемо взаємодію калій перманганату з хлоридною кислотою:



Остаточне рівняння реакції:



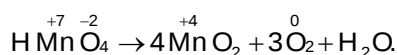
Таким чином, особливість знаходження коефіцієнтів рівнянь окисно-відновних реакцій, в яких окисник чи відновник є одночасно і солетворною речовиною, полягає в тому, що коефіцієнти для цього окисника або відновника беруть не з електронної схеми, а підсумовуючи однакові атоми правої частини рівняння реакції.

Внутрішньомолекулярні реакції. В реакціях внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення і окисник, і відновник міститься в молекулі вихідної складної речовини. В цьому випадку атом з більш позитивним ступенем окиснення окислюватиме інший атом з меншим ступенем окиснення. В результаті реакції вони виділяються у вигляді різних речовин. До внутрішньомолекулярних належать реакції термічного розкладання.

Наприклад, перманганатна кислота розкладається на манган діоксид, кисень і воду:



Тут Манган змінює ступінь окиснення від + 7 до + 4, а Оксиген – від – 2 до 0. В процесі реакції Манган приймає від Оксигену 3 електрони. Коефіцієнт 3 треба поставити перед молекулою кисню. Виділяючись у вигляді молекули, Оксиген віддає Мангану 4 електрони, тому перед манган діоксидом ставимо коефіцієнт 4.

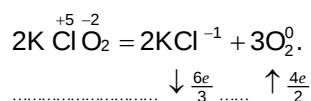


Щоб у правій і лівій частинах рівняння була однакова кількість атомів Мангану, перед манганатною кислотою також потрібно поставити коефіцієнт 4 і, зрівнявши Гідроген, одержимо остаточне рівняння:



Як і у випадку реакцій диспропорціонування, при розстановці коефіцієнтів у рівняннях внутрішньомолекулярних реакцій зручно переходити від правої частини рівняння до лівої.

Наприклад:

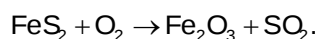


Реакції, в яких змінюється ступінь окиснення атомів трьох елементів

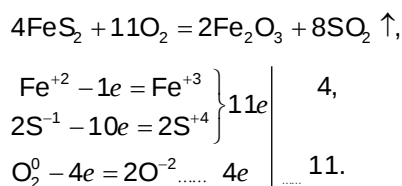
У деяких реакціях в процесах окиснення - відновлення беруть участь атоми трьох елементів. Це можуть бути як міжмолекулярні реакції, що відбуваються в твердій і газовій фазах або в розчині, так і внутрішньомолекулярні реакції розкладання.

У міжмолекулярних реакціях, як правило, одна з речовин містить у своєму складі два відновники або окисники. Для таких реакцій з двома відновниками (або окисниками) кількість відданих (або приєднаних) електронів потрібно розраховувати на всю молекулу.

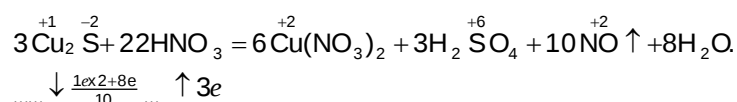
Так у реакції:



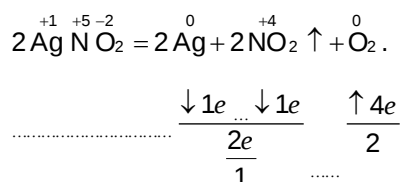
відновником є молекула FeS_2 , причому окиснюється і Ферум (від + 2 до + 3), і Сульфур (від - 1 до - 4). При складанні електронної схеми для даної реакції розрахунок ведемо для всієї молекули FeS_2 :



Можна користуватися й іншим способом запису, наприклад:



Прикладом внутрішньомолекулярної реакції, в якій змінюється ступінь окиснення атомів трьох елементів, може бути реакція розкладання аргентум нітрату:



§7.4. Найбільш відомі окисники та відновники

Реакція може бути окисно-відновною лише в тому випадку, коли є наявні і окисник, і відновник. Складаючи рівняння окисно-відновних реакцій, слід чітко уявити, які речовини можуть бути окисником чи відновником, які при цьому утворюються продукти реакції.

Розглянемо деякі найбільш сильні і поширені окисники та відновники.

Окисники. До окисників належать прості і складні речовини, які містять елементи, здатні приєднувати електрони, знижуючи при цьому свій ступінь окиснення. Здатність елементів до приєднання електронів характеризується енергією спорідненості до електрона. Чим більша в елемента енергія спорідненості до електрона, тим легше йому приєднувати електрони, тим сильніші його окисні властивості.

Найбільш поширені окисники можна поділити на три групи:

вільні елементи (неметали);

метали із змінною валентністю у вищому ступені окиснення;

вищі оксигенвмісні кислоти, їх ангідриди і солі.

1. Окисники – вільні елементи (неметали)

Окисниками можуть бути елементарні речовини, нейтральні атоми яких внаслідок приєднання електронів переходять в негативно заряджені йони:

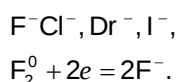


Окисниками в даному випадку є атоми *p*-елементів, що містять, як правило, на зовнішньому електронному шарі від 7 до 4 електронів (s^2p^5 - s^2s^2). Це неметали (галогени, халькогени тощо), для яких характерна велика спорідненість до електрона або велика електронегативність.

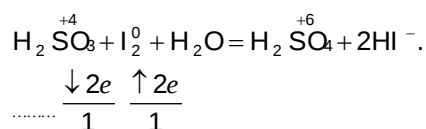
Для неметалів електронегативність, а відповідно, і здатність приєднувати електрони, зменшуються в такій послідовності:



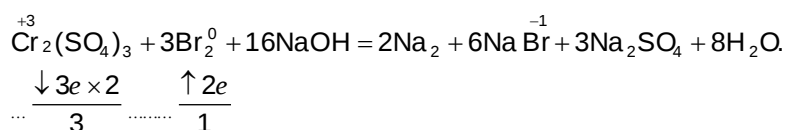
Молекули галогенів F_2, Cl_2, Br_2, I_2 при цьому перетворюються на негативно заряджені йони:



У кислому середовищі продуктами відновлення галогенів є галогенідні кислоти HF, HCl, HBr, HI, наприклад:

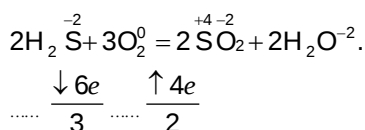


При окисненні в лужному середовищі утворюються солі цих кислот – галогеніди металів:

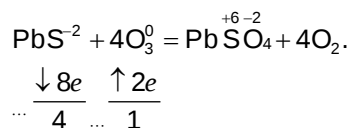


Нейтральні атоми кисню, сірки та їх аналогів переходять до стану відновлення O^{-2}, S^{-2} тощо.

Кисень – сильний окисник, особливо при високих температурах:



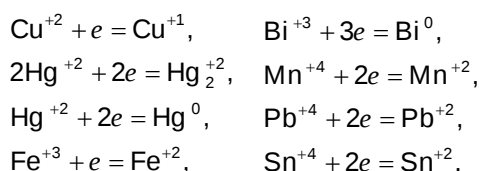
Сильні окисні властивості має алотропічна модифікація Оксигену - озон. В реакціях за його участю утворюється кисень:



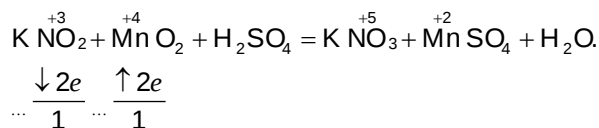
Сірка та її аналоги при підвищеній температурі є окисниками по відношенню до водню та металів. Продукти відновлення сірки — гідрогенсульфід та сульфід металів. При окисненні металів азотом, фосфором, вуглецем, кремнієм утворюються відповідно нітриди, фосфіди, карбіди, силіциди.

2. Окисники – метали із змінною валентністю у вищому ступені окиснення

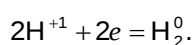
Йони металів з вищим ступенем окиснення, виконуючи функцію окисників, перетворюються на йони металів з нижчим ступенем окиснення. Найчастіше окисниками є такі йони металів:



Окисні властивості діоксидів мангану та плюмбуму (MnO_2 , PbO_2) краще всього виявляються в кислому середовищі:



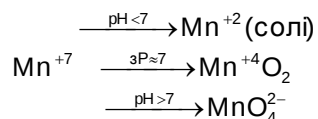
До цієї ж групи окисників належать сполуки, що містять позитивно заряджені іон H^{+1} (вода, кислоти), який при взаємодії з відновником переходить в елементарний Гідроген:



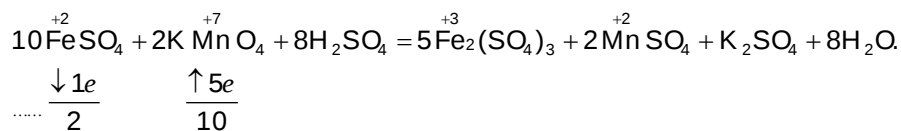
3. Окисники – вищі оксигеновмісні кислоти, їх ангідриди і солі

До складу окисників цієї групи належать атоми елементів у вищому чи одному з більш високих ступенів окиснення, наприклад KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3

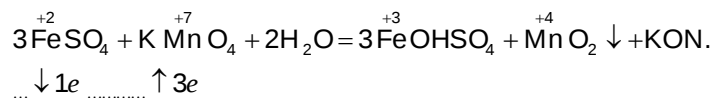
Калій перманганат KMnO_4 . Залежно від реакції середовища Мангану у цій сполуці знижує ступінь окислення до різних значень:



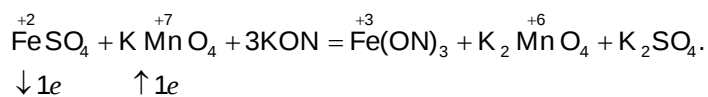
У кислому середовищі перманганат приєднує п'ять електронів, при цьому утворюється катіон Mn^{+2} :



У нейтральному середовищі перманганат приєднує три електрони, при цьому утворюється манган діоксид (MnO_2):

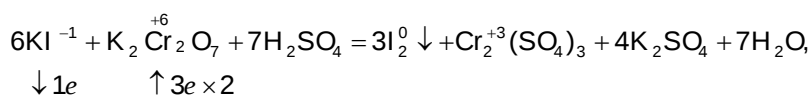


У лужному середовищі перманганат приєднує тільки один електрон, при цьому він відновлюється до манганат-іона - MnO_4^{-2} :

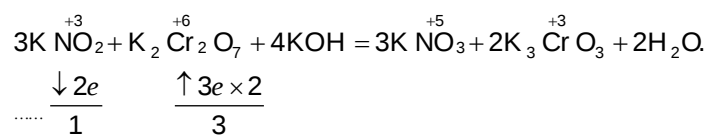


Калію дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ незалежно від реакції середовища відновлюється до Cr^{+3} . Окисник є також хромат K_2CrO_4 та хромовий ангідрид CrO_3 .

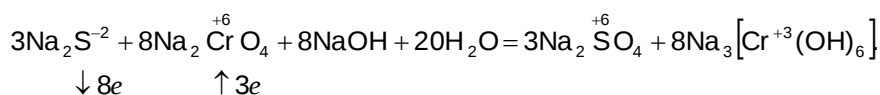
У кислому середовищі утворюються солі Cr^{+3} з аніонами кислот, які створюють кисле середовище:



У лужному середовищі при сплавленні утворюються хроміти KCrO_2 чи K_3CrO_3 , наприклад:

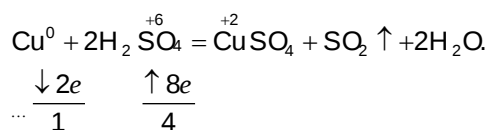


Як відомо, в лужних розчинах Cr^{+3} існує у вигляді аніонів гідроксокомплексів $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{-3}$, тому реакцію одержання хромітів у розчині слід записати в такому вигляді:

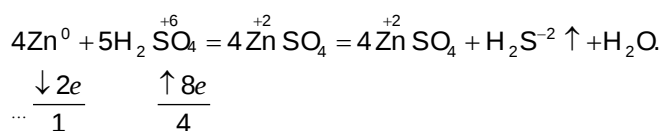


Сульфатна кислота H_2SO_4 . Необхідно пам'ятати, що окисником за рахунок йонів SO_4^{-2} є тільки концентрована сульфатна кислота, розбавлена ж сульфатна кислота є окисником лише за рахунок йонів Гідрогену.

Ступінь відновлення сульфатної кислоти залежить від сили відновника і температури. Як правило, слабкими відновниками сульфатна концентрована кислота відновлюється до SO_2 :

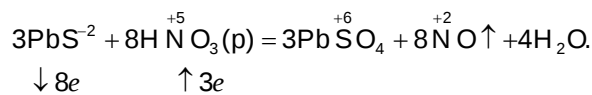
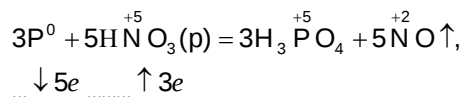
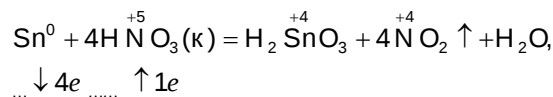
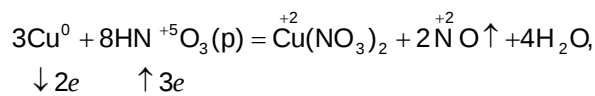
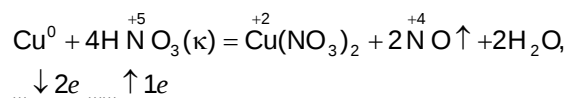


Сильніші відновники відновлюють H_2SO_4 до S^0 чи H_2S :

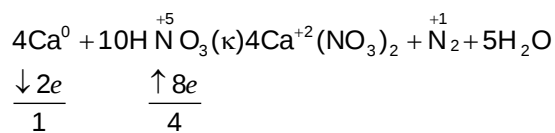


Нітратна кислота HNO_3 є сильним окисником як у концентрованих, та і в розбавлених розчинах. У підкислених розчинах окисні властивості мають також і солі нітратної кислоти. Характер продуктів відновлення HNO_3 залежить від концентрації кислоти, сили відновника, температури. Звичайно утворюються суміші різних продуктів відновлення з переважанням якогось одного з них.

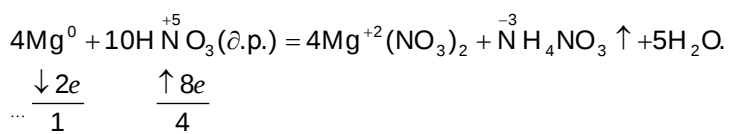
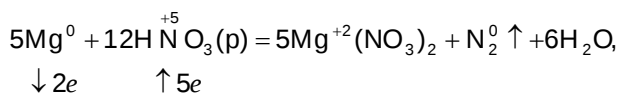
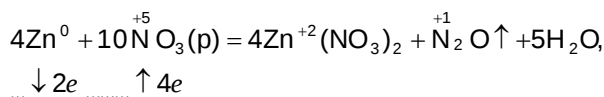
Складні речовини неметали і малоактивні метали відновлюють концентровану нітратну кислоту до NO_2 , розбавлену — до NO . При цьому неметали і метали з деякими ознаками неметалічності нітратна кислота окиснює до вищих оксигенвмісних кислот:



Дуже активні метали (лужні, лужноземельні) здатні відновити концентровану HNO_3 до N_2O :



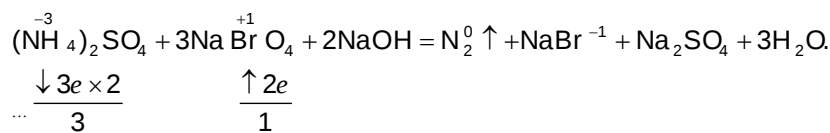
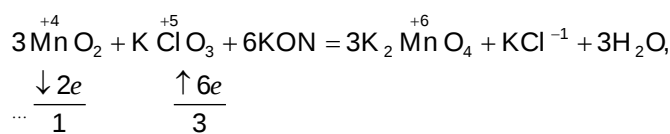
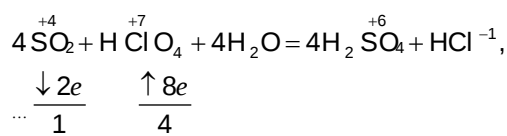
Розбавлена нітратна кислота відновлюється активними металами до N_2O чи N_2 ; дуже розбавлена – до NH_3 (NH_4NO_3)



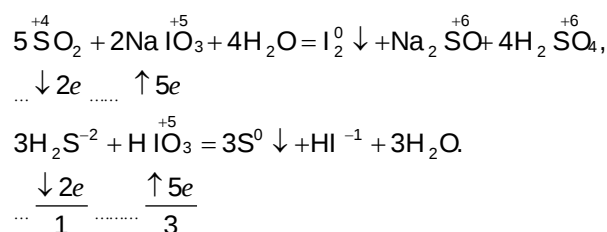
Багато металів не розчиняються (Au, Pt, Pd, Rh) або пасивуються (Al, Fe, Cr, Mn, Ti, Co, Ni) в холодній концентрованій нітратній чи сульфатній кислотах.

Нітрати залежно від відновника і умов проведення реакції можуть відновлюватися до нітритів або навіть до аміаку.

Оксигенвмісні сполуки галогенів. Оксигенвмісні кислоти хлору, бромов та їхні солі звичайно відновлюються до хлорид=і бромід=іонів:



Оксигенвмісні кислоти йоду та їхні солі, як правило, відновлюються до вільного йоду, але при дії сильних відновників можуть утворюватися і йодид-іони.



Відновники. В окисно-відновному процесі відновник віддає електрони, тобто підвищує свій ступінь окиснення. Сильні відновники поділяють на чотири групи:

вільні елементи (метали);

метали із змінною валентністю в нижчому ступені окиснення;

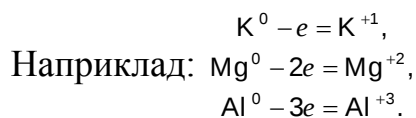
негативно заряджені йони неметалів;

нижчі оксигенвмісні кислоти, їх ангідриди та солі.

1. Відновники – вільні елементи (метали)

До цієї групи відновників належать метали, а також деякі неметали, наприклад: H, C, P, S, атоми яких здатні втрачати електрони і переходити в окиснений стан.

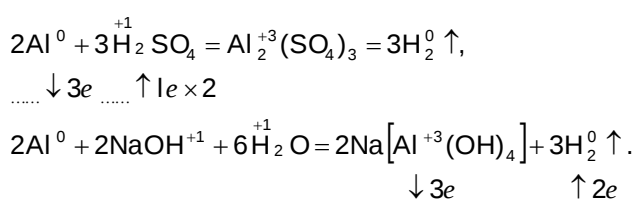
Виконуючи роль відновника, атоми металів переходять в позитивно заряджені йони: $\text{Me}^0 - ne = \text{Me}^{+n}$



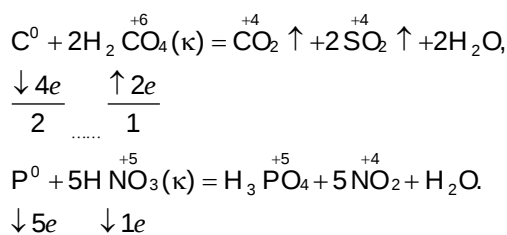
Активність металу як відновника визначається його положенням в ряді напруг: Li, K, Ba, Cf, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

У наведеному ряді активність металів зменшується, тому кожний метал витісняє з розчинів солей метали, що знаходяться з права від нього.

Окиснюючись, метали звичайно утворюють солі з аніонами кислот, які беруть участь у реакції. Метали, сполуки яких виявляють амфотерні властивості (Zn, Al, Cr, Sn, Pb та інші) у кислому середовищі переходять до складу катіона, а у лужному середовищі – до складу аніона, наприклад:



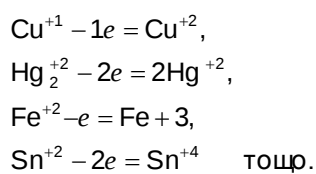
Неметали також ведуть себе як відновники, особливо при високих температурах. При цьому утворюються оксиди або кислоти:

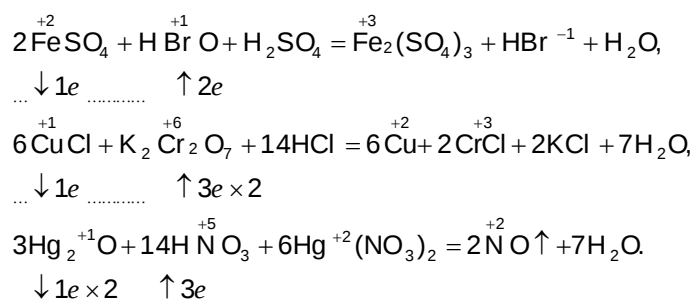


2. Відновники – метали із змінною валентністю в нижчому ступені окиснення

До цієї групи відновників належать йони металів з нижчим ступенем окиснення, здатні при взаємодії з окисником підвищувати ступінь окиснення, втрачаючи електрони. Звичайно використовують солі цих металів, рідше їх оксиди.

Наприклад:

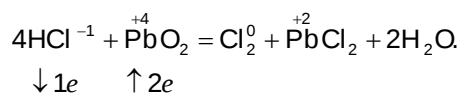




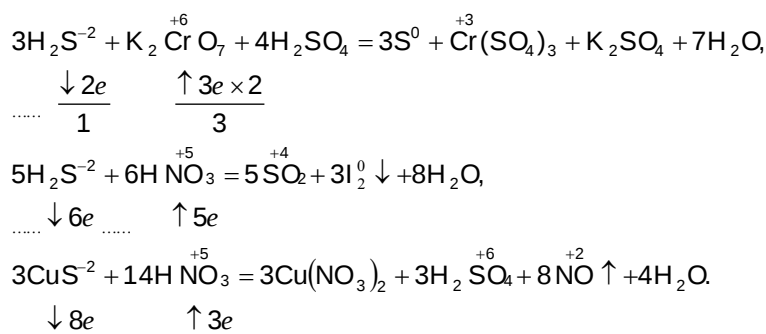
3. Відновники – негативно заряджені йони неметалів

До цієї групи відновників належать безоксигенні кислоти та їхні солі (HCl, H₂S, NaCl, Na₂S), гідриди лужних і лужноземельних металів (NaH, CaH₂), а також леткі гідриди елементів V групи (NH₃, PH₃, AsH₃). Негативно заряджені йони неметалів, що входять до складу цих відновників, здатні втрачати електрони і переходити в нейтральні атоми або ж підлягати подальшому окисненню.

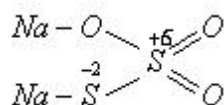
Гідрогенгалогеніди, як правило, окиснюються до вільних галогенів:



Гідроген сульфід і сульфідні металів – більш сильні відновники, тут можливе окиснення сульфід-іона до S⁰, S⁺⁴, S⁺⁶, наприклад:

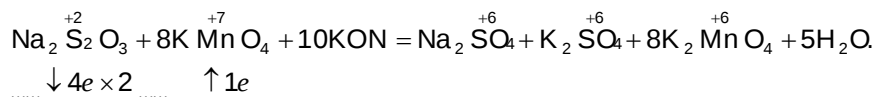


Привертає увагу такий відновник, як натрій тіосульфат Na₂S₂O₃. Його графічна формула

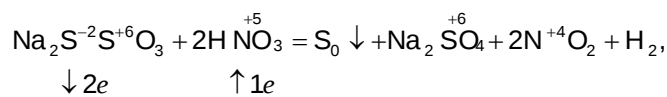


За ступенями окиснення атомів Сульфуру можемо написати Na₂S⁻²S⁺⁶O₃, тобто у цій сполуці один йон Сульфуру має ступінь окиснення + 2, другий - +

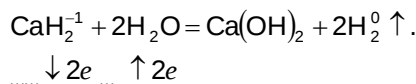
6, а в середньому ж ступінь окиснення атомів Сульфуру в натрій тіосульфаті дорівнює + 2. Майже завжди для зрівнювання коефіцієнтів у реакціях за участю натрій тіосульфату можна виходити з ступеня окиснення Сульфуру + 2, наприклад:



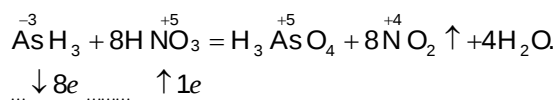
Проте в деяких реакціях, в яких йон S^{-2} окиснюється, наприклад, до вільної сірки S^0 , а інший йон S^{+6} залишається без зміни, необхідно при зрівнюванні коефіцієнтів враховувати будову цієї речовини, наприклад:



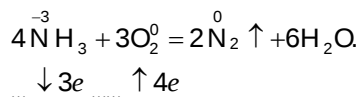
Гідриди лужних і лужноземельних металів – це речовини, в яких ступінь окиснення Гідрогену дорівнює – 1. Йон H^{-1} за своїми властивостями близький до йонів галогенів. Найбільш характерні відновні властивості гідридів виявляються в реакції взаємодії з водою:



Гідриди елементів V групи виявляють відновні властивості за рахунок іонів N^{-3} , P^{-3} , As^{-3} . При взаємодії з сильними окисниками вони, як правило, окиснюються до вищих оксигенвмісних кислот, наприклад:



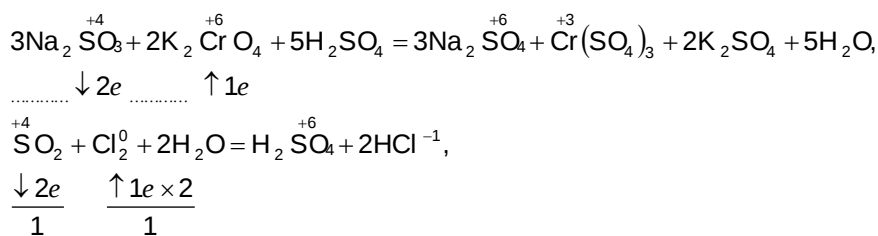
Можливі і проміжні ступені окиснення:



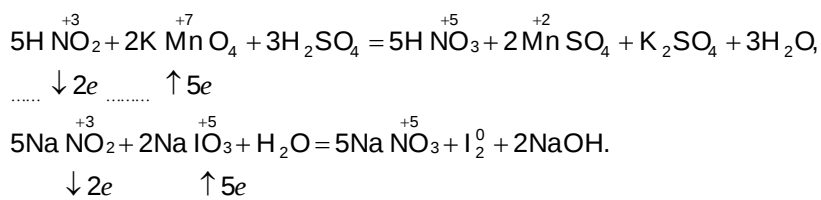
4. Відновники – нижчі оксигенвмісні кислоти, їх ангідриди та солі

Молекули цих відновників містять атоми елемента в одному з нижчих ступенів окиснення. При взаємодії з окисниками ці атоми втрачають електрони і утворюють сполуки, що відповідають максимальному позитивному стану окиснення даного елемента.

Сульфїтна кислота H_2SO_3 , сульфур (IV) оксид SO_2 і сульфїти (Na_2SO_3 , K_2SO_3 та ін.) відновні властивості краще всього виявляють у кислому та нейтральному середовищах:



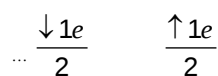
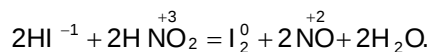
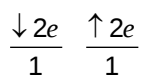
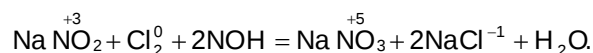
Нїтритна кислота HNO_2 і нїтрити окиснюються відповідно до нїтратної кислоти та нїтратів:



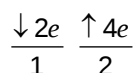
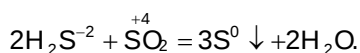
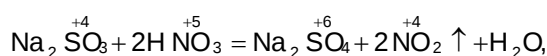
Окисно-відновна двоїстість. Існує група речовин, здатних бути як окисником, так і відновником, тобто двоїстих. Окисно-відновна двоїстість (амфотерність) розповсюджена досить широко і може бути викликана двома причинами.

Найбільш широко розповсюджена окисно-відновна двоїстість у речовин, що містять елементи в проміжному ступені окиснення, наприклад N^{+3} , S^{+4} , O^{-1} , I^0 тощо. Ці речовини залежно від умов окисно-відновної реакції можуть поводити себе двояко: і приймати, і втрачати електрони, тобто бути або окисником, або відновником.

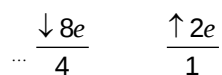
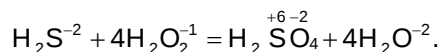
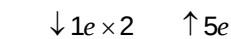
Нїтритна кислота HNO_2 і нїтрити, виступаючи як відновники, окиснюються при цьому до нїтратної кислоти та її солей. Дїючи як окисники, вони відновлюються до NO або до більш низьких ступенів окиснення Нітрогену залежно від характеру відновника:



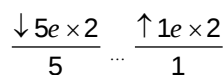
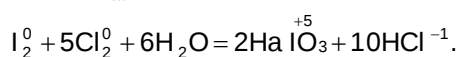
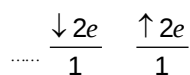
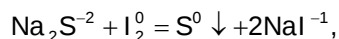
Сульфїтна кислота H_2SO_3 , сульфур (IV) оксид SO_2 і сульфїти, діючи як відновники, самі при цьому окиснюються до сульфатної кислоти і сульфатів; виступаючи ж у ролі окисників, вони відновлюються, як правило, до елементарної сірки



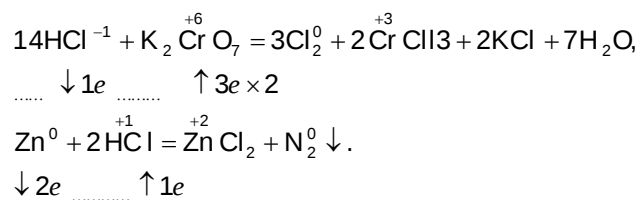
Гідроген пероксид H_2O_2 , пероксиди металів, діючи як відновники, окиснюються до вільного кисню. Виступаючи в ролі окисників, вони відновлюються до йона O^{-2} .



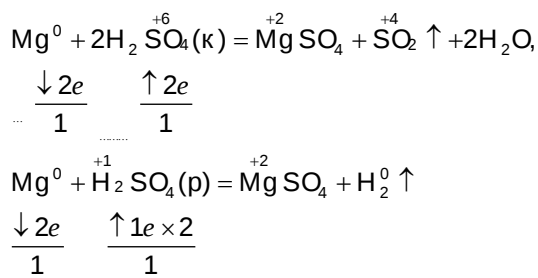
Елементарний йод I_2 є слабким окисником і сам окиснюється більш сильними окисниками, наприклад хлорною водою чи нітратною кислотою:



Другою причиною окисно-відновної двоїстості може бути різна природа окремих складових частин молекул. Так, гідрогенгалогенїдні кислоти є відновниками за рахунок негативно заряджених галогенїд-іонів, а окисниками за рахунок позитивно заряджених йонів H^{+1} ;

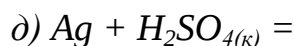
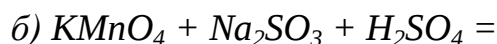
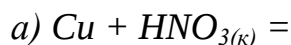


Сульфатна кислота H_2SO_4 є начебто подвійним окисником: у концентрованому стані вона окиснює головним чином за рахунок іонів SO_4^{-2} , а в розбавленому при взаємодії з металами – за рахунок іонів H^{+1} :

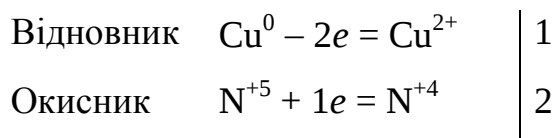
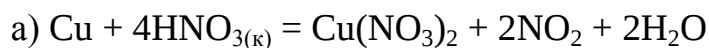


§7.5. Приклади завдань

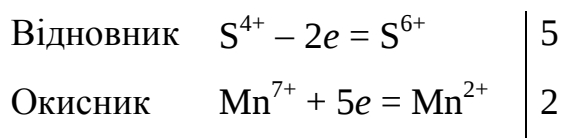
Задача 1. Закінчіть рівняння реакцій. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь.



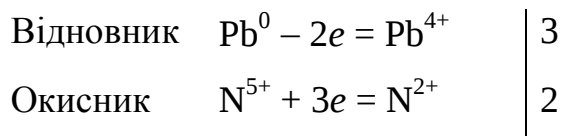
Р о з в' я з а н н я.



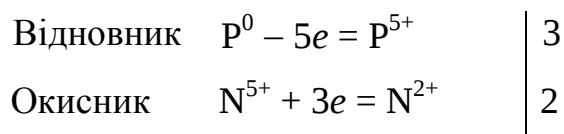
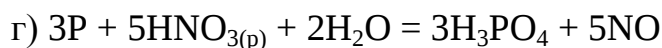
Відповідь: сума коефіцієнтів 10.



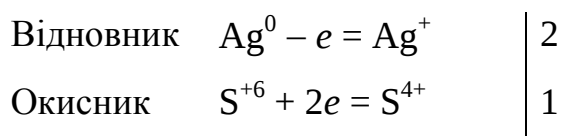
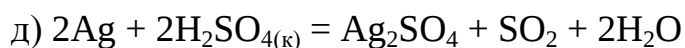
Відповідь: сума коефіцієнтів 21.



Відповідь: сума коефіцієнтів 20.

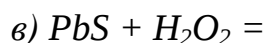
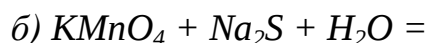


Відповідь: сума коефіцієнтів 18.

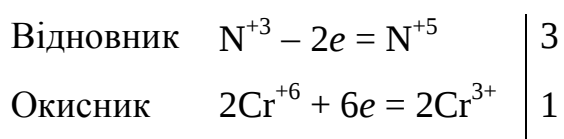
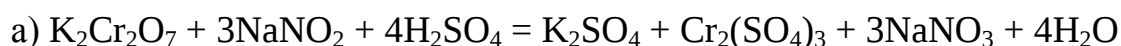


Відповідь: сума коефіцієнтів 8.

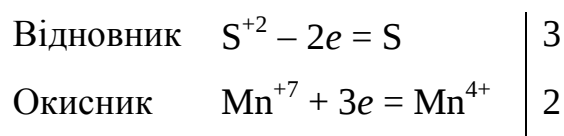
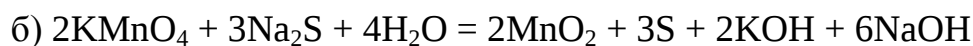
Задача 2. Закінчіть рівняння реакцій. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів лівої частини рівняння.



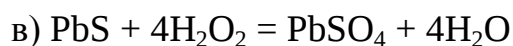
Р о з в' я з а н н я.

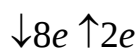


Відповідь: сума коефіцієнтів лівої частини = 8.



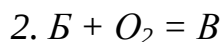
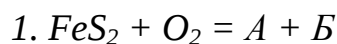
Відповідь: сума коефіцієнтів лівої частини 9.





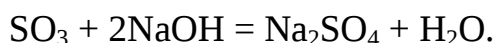
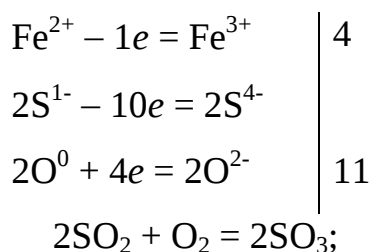
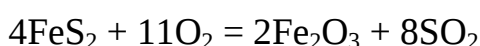
Відповідь: сума коефіцієнтів лівої частини 5.

Задача 3. Здійснить перетворення:



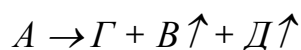
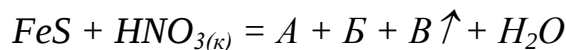
У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів всіх рівнянь.

Р о з в' я з а н н я.



Відповідь: сума коефіцієнтів всіх рівнянь 35.

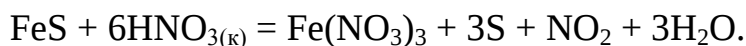
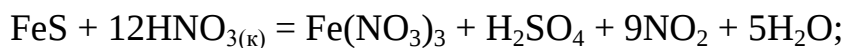
Задача 4. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів біля речовини А в обох рівняннях.

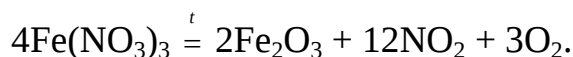
Р о з в' я з а н н я.

В залежності від температури і кількості нітратної кислоти можуть мати місце дві реакції:



Але в обох випадках біля речовини А ($Fe(NO_3)_3$), а тільки вона може термічно розкладатися з утворенням трьох продуктів (Γ , В і Д), коефіцієнт 1.

Згідно з реакцією розкладання:



Таким чином, сума коефіцієнтів біля А дорівнює 5.

Отже, незалежно від того, яке з двох перших рівнянь ви напишете правильно, результат буде один (5) і машина його зарахує.

Відповідь: сума коефіцієнтів 5.

§7.6. Основи електрохімічних процесів. Ряд напруг металів

Електрохімія вивчає окисно-відновні процеси, які можуть бути джерелом електричної енергії і, навпаки; окисно-відновні реакції, що відбуваються в розчинах чи розплавах електролітів під час пропускання через них постійного електричного струму.

Якщо пластинку металу занурити в розчин його солі, то частина йонів металу, з його поверхні під дією полярних молекул води перейде в розчин. Встановиться певна рівновага:



Залежно від природи металу його пластинка може мати певний негативний заряд відносно електроліту. Цю величину називають рівноважним електродним потенціалом. Він залежить не тільки від природи металу, але і від концентрації його йонів в розчині і температури. Абсолютне значення електродного потенціалу визначити неможливо. Можна визначити його відносне значення, тобто значення щодо потенціалу якогось іншого електрода. За нуль (точку відліку) прийняли потенціал такої окисно-відновної реакції:



Порівнюючи стандартні (виміряні при $T=298\text{K}$; $C(\text{Me}^{n+})=1$ моль/л) електродні потенціали з потенціалом водневого електрода, отримали ряд, який в шкільній програмі називають рядом напруг металів:

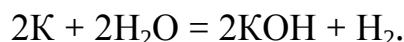
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, FeCr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Чим менше значення електродного потенціалу ($\text{Li}/\text{Li}^+ = -3,04 \text{ В}$, $\text{Ca}/\text{Ca}^{2+} = -2,87 \text{ В}$), тим активніший метал, тим сильніші його відновні властивості, тим більш слабким окисником буде його йон (Li^+ , Ca^{2+}). Окисно-

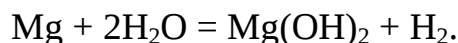
відновні потенціали Cu, Ag, Au мають позитивне значення, тобто вони малоактивні (важко віддають свої електрони), але їх катіони (Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+}) будуть окисниками (легко приєднують електрони).

Потрібно вміло користуватись рядом напруг металів. Для цього слід пам'ятати такі висновки:

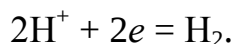
1. Активні метали взаємодіють з водою:



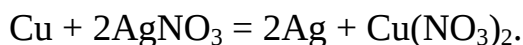
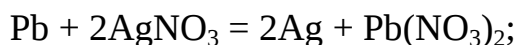
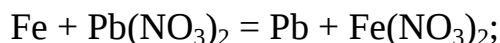
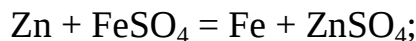
Магній взаємодіє з водою при нагріванні, а алюміній — якщо з нього зняти оксидну плівку:



2. Метали, що стоять в ряду напруг до Гідрогену, витісняють його з кислот-неокисників (HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH тощо). В цих випадках окисником є H^+ води або кислоти:

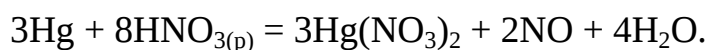


3. Кожний метал витісняє всі наступні метали з розчинів їх солей.



При цьому слід пам'ятати, що для активних металів (Li–Mg) подібні реакції не мають змісту, тому що ці метали в першу чергу взаємодіятимуть з водою, а не з сіллю іншого металу.

4. Метали, що стоять в ряду напруг після Гідрогену, не взаємодіють з кислотами-неокисниками, а можуть розчинятись лише в кислотах-окисниках (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$, тощо):



§7.7. Електроліз

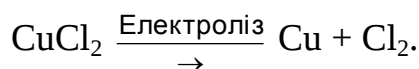
Якщо в розчин або розплав електроліту занурити два електроди і пропустити постійний електричний струм, то в такій системі відбуватимуться окисно-відновні процеси. Покажемо це на прикладі розчину CuCl_2 .



До катоду прямують катіони, до аноду — аніони. На катоді відбувається процес відновлення, на аноді — процес окиснення.

<i>Катод</i>	<i>Анод</i>
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$	$2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$

Тобто катіони Купруму на катоді приєднують електрони — відновлюються, а на аноді віддають електрони (окиснюються) аніони хлору. Тоді реакцію можна записати так:



Кількість утворених продуктів реакцій залежатиме від величини електричного заряду, що пройшов через електрохімічну систему.

Методом електролізу в промисловості одержують багато речовин (H_2 , O_2 , Cl_2 , Na, K, Mg, Al, NaOH, KClO_3 , KMnO_4 , H_2O_2 тощо).

Закони електролізу встановлені М. Фарадеєм і вивчаються, крім курсу хімії, в шкільному курсі фізики. Через це нагадаємо рівняння, що об'єднує два закони електролізу Фарадея:

$$m = AIt/nF,$$

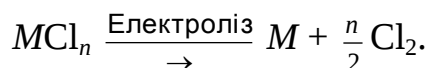
де A — молярна маса атома елемента; I — сила струму, А; t — час, с; n — валентність елемента; F — стала Фарадея (96500 Кл).

Слід пам'ятати:

$$q = It = A \cdot c = \text{Кулон}.$$

$$F = N_A q = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ Кл} = 96485 \text{ Кл} = 96500 \text{ Кл}.$$

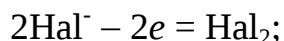
Процеси, що відбуваються під час електролізу розплавів NaCl, KCl, CaCl₂, MgCl₂



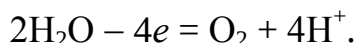
В процесі електролізу розчинів кислот, лугів і солей може брати участь вода, що залежить від положення металу в ряду напруг металів.

1. Процеси, що відбуваються на аноді.

а) під час електролізу розчинів хлоридів, бромідів, йодидів (Cl⁻, Br⁻, I⁻) на аноді виділяється галоген:

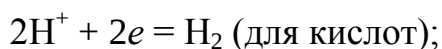
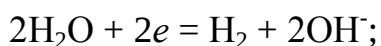


б) під час електролізу флуоридів (F⁻) і солей оксигенвмісних кислот (CO₃²⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻) на аноді окиснюється O²⁻ і виділяється діоксиген:

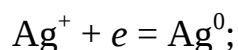


2. Процеси, що відбуваються на катоді.

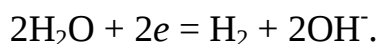
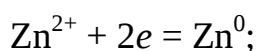
а) під час електролізу водних розчинів солей активних металів (Li–Al) і кислот на катоді відбувається відновлення води; при цьому і виділяється водень:



б) під час електролізу розчинів солей пасивних металів (Cu–Au) на катоді, як і під час електролізу розплавів, виділяється метал:



в) під час електролізу розчинів солей середини ряду (Zn–Pb) можливі два процеси: відновлення йонів металу і відновлення води:



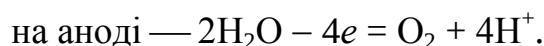
На практиці, підбираючи умови (напругу, кислотність розчину, спеціальні добавки в розчин), відновлення води практично зводять до мінімуму.

§7.8. Розв'язування типових задач

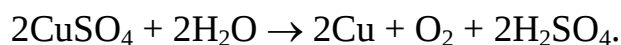
Задача 1. Через розчин купрум сульфату пропустили струм силою 50 А протягом 1 год. Запишіть, що процеси відбуваються на катоді і аноді процеси. Визначте маси речовин, що виділилися на катоді і на аноді. У відповіді вкажіть різницю між масами цих речовин.

Р о з в' я з а н н я.

Оскільки це сіль пасивного металу і оксигеновмісної кислоти, то процеси на електродах будуть такі:



Сумарне рівняння електролізу:



За законом Фарадея знаходимо масу речовини на катоді (або на аноді), а потім за рівнянням реакції масу іншої речовини:

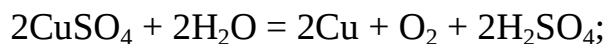
$$m = AIt/nF,$$

$$m_{\text{к}} = 64 \cdot 50 \cdot 1 \cdot 3600 : 2 \cdot 96500 = 59,689 \text{ г};$$

$$m_{\text{а}} = 16 \cdot 50 \cdot 3600 : 2 \cdot 96500 = 14,922 \text{ г};$$

$$\Delta m = m_{\text{к}} - m_{\text{а}} = 59,689 - 14,922 = 44,767 \text{ г};$$

або за рівнянням реакції:



$$2,64 \text{ — } 32,$$

$$59,689 \text{ — } x;$$

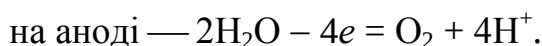
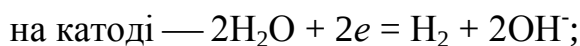
$$x = 59,689 \cdot 32 : 128 = 14,922 \text{ г}.$$

Відповідь: 44,8 г.

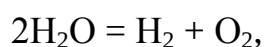
Задача 2. Через розчин кальцій нітрату об'ємом 200 мл, густиною 1,2 г/мл і масовою часткою солі 10% пропустили струм силою 80,0 А протягом 30 хв. Визначте масову частку (ω , %) отриманого розчину.

Р о з в' я з а н н я.

Оскільки сіль утворена активним металом і оксигенвмісною кислотою, то



Тобто відбуватиметься електролітичне розкладання води:



$$2 \times 18 \text{ — } 32,$$

$$x \text{ — } 11,94.$$

$$m_a = 16 \cdot 80 \cdot 1800 : 2 \cdot 96500 = 11,94 \text{ г.}$$

Звідси визначаємо масу води, що розклалася:

$$m_{\text{води}} = 11,94 \cdot 36 : 32 = 13,43 \text{ г.}$$

Визначимо масу розчину до електролізу:

$$m_{\text{р-ну}} = V\rho = 200 \cdot 1,2 = 240 \text{ г;}$$

$$m_{\text{р-р}} = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г.}$$

Визначимо масу розчину після електролізу:

$$240 - 13,43 = 226,57 \text{ г;}$$

$$\omega\% = (24 : 226,57) \cdot 100\% = 10,6\%.$$

Відповідь: 10,6%.

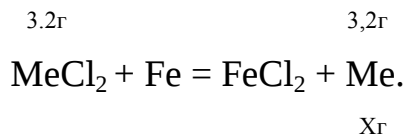
Задача 3. У розчин, що містить 3,2 г двовалентного металу у вигляді хлориду, занурили залізну пластинку масою 50 г. Після повного виділення металу маса пластинки збільшилась на 0,8 %. Визначте метал.

Р о з в' я з а н н я.

Обчислимо на скільки грамів збільшилась маса пластинки:

$$\Delta m = \frac{50\text{г} \cdot 0,8\%}{100\%} = 0,4\text{г}.$$

Напишемо рівняння реакції:



Позначимо масу 1 моль невідомого металу через x . Як видно з рівняння реакції, 1 моль заліза заміщує 1 моль металу, молярна маса якого більша, ніж у заліза. Отже, за рівнянням реакції $\Delta m_1 = (x-56)$ г. Складемо пропорцію і розв'яжемо її.

$$3,2 \text{ г} : x \text{ г} = \Delta m : \Delta m_1; \quad 3,2 \text{ г} : x \text{ г} = 0,4 \text{ г} : (x-56) \text{ г}$$

$$3,2(x - 56) = 0,4x$$

$$x = 64. \text{ Відповідь: мідь.}$$

§7.9. Задачі і вправи

1. Що таке ступінь окиснення? Чому дорівнює алгебраїчна сума ступенів окиснення Нітрогену в сполуках: NH_4Cl , HNO_3 , NO_2 , N_2H_4 , N_2 , N_2O_3 ?

Відповідь: 7.

2. Розрахуйте ступінь окиснення Карбону в кожній з сполук: HCOOH , CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

3. Які речовини називаються окисниками, а які відновниками? Які з сполук Na_2S , HCl , KI , HNO_3 , H_2SO_4 , Al , PH_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ виявляють лише окисні або лише відновні властивості? Чому?

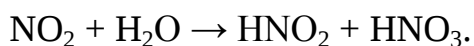
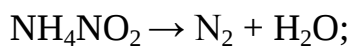
4. Які з наведених речовин виявляють лише окисні чи лише відновні властивості або ті та інші властивості: K_2MnO_4 , KMnO_4 , Cr_2O_3 , K_2CrO_4 , K_2S , K_2SO_3 , H_2SO_4 , CO , CH_4 , MnO_2 ? Чому?

5. Що називають процесом окиснення і процесом відновлення? Визначити, окиснення чи відновлення відбувається під час таких перетворень:

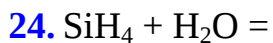
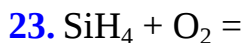
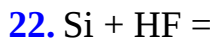
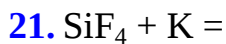
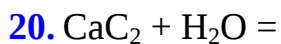
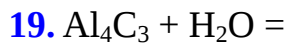
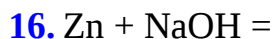
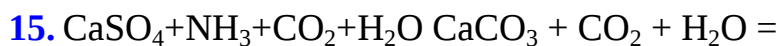
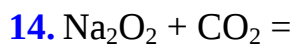
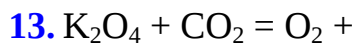
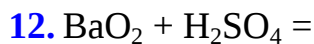
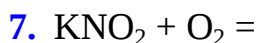
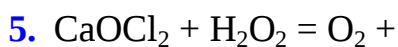
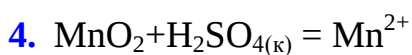
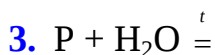
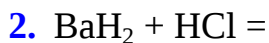
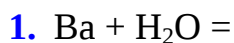


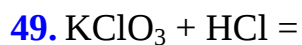
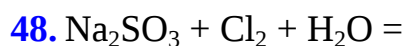
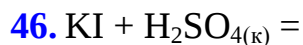
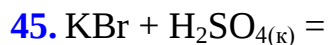
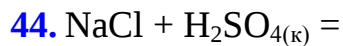
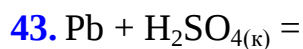
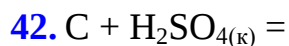
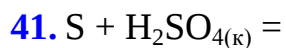
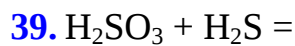
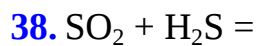
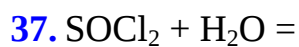
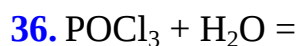
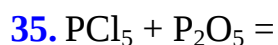
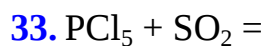
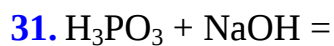
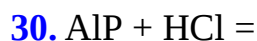
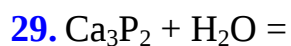
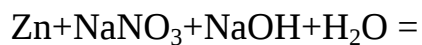
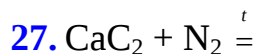
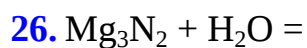
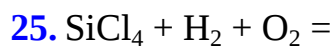
6. Які з наведених реакцій належать до реакцій: міжмолекулярного окиснення-відновлення; внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення; диспропорціонування? Підібрати коефіцієнти до реакцій:



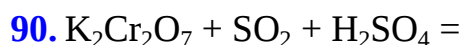
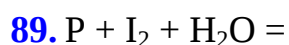
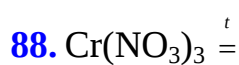
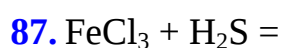
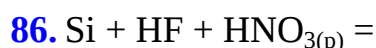
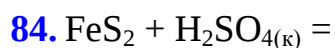
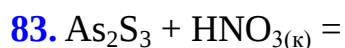
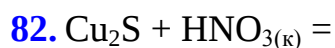
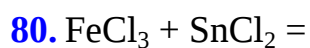


7. Записати продукти реакцій та розставити коефіцієнти в рівняннях, використовуючи метод електронного балансу:





51. $\text{HClO} \xrightarrow{t} =$
52. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 =$
53. $\text{I}_2 + \text{HNO}_{3(\text{K})} =$
54. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
55. $\text{KI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
56. $\text{CuSO}_4 + \text{KI} =$
57. $\text{Cu} + \text{HCl} + \text{O}_2 =$
58. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} =$
59. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} =$
60. $\text{NaCrO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$
61. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
62. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
63. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
64. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Zn} + \text{KOH} =$
65. $\text{CrO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} =$
66. $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 =$
67. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
68. $\text{KMnO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
69. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
70. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} =$
71. $\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
72. $\text{CrSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
73. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} =$
74. $\text{Na}_2\text{MnO}_3 + \text{KNO}_3 =$
75. $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{KOH} =$
76. $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
77. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
78. $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
79. $\text{FeCl}_3 + \text{KI} =$



8. При зануренні в розчин мідного купоросу кадмієвої пластинки маса її зменшилась на 3 г. Визначте масу кадмію, що перейшов у розчин.

Відповідь: 7 г.

9. Цинкова пластинка масою 5 г занурена в розчин купрум (II) сульфату. Після закінчення реакції промита й висušена пластинка мала масу 4,96 г. Визначте масу купрум (II) сульфату, що перебував у розчині.

Відповідь: 6,4 г.

10. Залізну пластинку масою 60 г занурили в 200 мл розчину купрум (II) хлориду з молекулярністю 2 моль/л. Чому дорівнює маса пластинки після закінчення реакції?

Відповідь: 63,2 г.

11. Маса мідної пластинки становила 80 г, а після занурення її в розчин аргентум (I) нітрату збільшилася на 3,8 %. Визначте масу солі, що прореагувала.

Відповідь: 6,8 г.

12. Скільки годин треба пропускати струм силою 0,5 А через розчин мідного купоросу, щоб одержати 0,2 кг міді?

Відповідь: 337,5.

13. Електроліз розчину сульфату певного тривалентного металу проводили 35 хв, силою струму 6 А, внаслідок чого на катоді виділилося 6,04 г металу. Визначте метал.

Відповідь: La/

14. На мідній пластині розміром 120x150 см електролітичним способом відкладено шар нікелю товщиною 0,0034 мм. Скільки годин відбувався електроліз, якщо сила струму 0,5 А, а вихід за струмом 100%? Густина нікелю 8,9 г/см³.

Відповідь: 99,5.

15. Обчислити валентність Хрому, якщо при проходженні через розчин солі Хрому струму силою 10 А протягом 30 хв на катоді виділяється 3,25 г хрому.

Відповідь: 3.

Розділ 8

Елементи в природі. Хімічні властивості неметалів

§8.1. Поширеність та форми існування елементів у природі

На основі численних аналізів вмісту різних хімічних елементів в земних породах, виконаних вченими протягом більш як 100 років в кінці XIX на початку XX століть, визначено вміст кожного з елементів в земній корі.

Земною корою називають верхній шар Землі товщиною приблизно 16 км. Середній відносний вміст даного хімічного елемента в будь-якій природній системі (зірки, Сонячна система, планети, Земля), виражений в *масових* або *молярних частках*, називають його *поширеністю*, або *кларком*. Назва запропонована російським вченим-геохіміком О. Є. Ферсманом на честь американського геохіміка Ф.У. Кларка, який у 1889 р. вперше обчислив вміст багатьох хімічних елементів в земній корі.

Хімічний склад, закономірності поширення та розподіл елементів на Землі вивчає наука *геохімія*. Завдання цієї науки визначив В. І. Вернадський, який розглядав її як науку про історію атомів Землі, як частину космічної

хімії. Подальший розвиток геохімії тісно пов'язаний з роботами видатних вчених О. Є. Ферсмана, В. М. Гольдшмідта, О. П. Виноградова.

Земна кора складається з 88 елементів. Практично відсутні короткоживучі радіоактивні елементи Технецій, Прометій, Астат, Францій та трансуранові елементи.

Абсолютна величина (значення) кларка не є незмінною, оскільки з розвитком геохімічної науки і практики збільшується пошук нових покладів корисних копалин, а отже величина розвіданих запасів того чи іншого елемента теж збільшується. Масові і молярні частки легких елементів, таких як Гідроген, Літій, Берилій, Бор, Силіцій і навіть Оксиген, дещо відрізняються (див. табл. 8.1). Загальний вміст перших 11 елементів у земній корі становить 99,15% (масові частки) і 95,60% (молярні частки). У 1962 р. О. П. Виноградов отримав найбільш достовірні дані про відносний вміст елементів у земній корі.

Таблиця 8.1. Атомні і масові кларки деяких елементів (за О. П. Виноградовим, 1962 р.)

<i>Елементи</i>	O	S	Al	Fe	Mg	Ca	C	F	Ti
<i>молярна частка, %</i>	5,8	2,0	6,0	3,4	2,0	2,0	2,0	2,4	0,25
<i>масова частка, %</i>	4,7	2,6	8,1	0,64	2,1	2,6	3,10	5,60	0,65

Залежно від хімічної природи елемент може мати власні мінерали або бути супутнім іншим елементам. Усі хімічні елементи можна поділити на три групи. *Поширені елементи*, загальний вміст яких переважає $1 \cdot 10^{-3}$, це елементи Гідроген, Силіцій, Алюміній, Карбон, Титан, Цинк та ін. *Рідкісні елементи* — це мало поширені або недостатньо вивчені елементи. До таких відносять: Літій, Рубідій, Лантан, Уран, Реній та ряд інших. І *розсіяні елементи*, наприклад Купрум, масова частка якого становить $4,7 \cdot 10^{-3}\%$,

вважають поширеним елементом, оскільки він концентрується в багатьох великих родовищах і його легко добути в чистому вигляді. Рубідій, якого значно більше, ніж Купруму (масова частка $1,5 \cdot 10^{-2}\%$), є типовим рідкісним і розсіяним елементом, тому що не має власних мінералів, а в природі його знаходять тільки як домішку до інших мінералів.

Хімічні елементи в природі зустрічаються у вільному стані (Au, Ag, Cu, N₂, O₂, S, інертні гази, платинові метали) і в зв'язаному. Найбільш поширені сульфідні руди елементів (Co, Ni, Cu, Zn, As, Sb, Hg), оксидні (Fe, Ti, V, Cr, Mn, Nb, Ta), а також силікатні, фосфатні, карбонатні тощо.

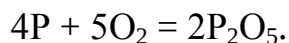
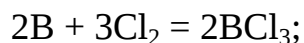
Речовина, яка складається з одного різновиду атомів, називається *простою*. Хімічні елементи, як метали, так і неметали, утворюють декілька простих речовин. У простій речовині атоми одного виду можуть бути по різному розташовані в кристалічній решітці або молекули простих речовин можуть містити різну кількість атомів одного і того самого елемента. Якщо атоми одного і того самого елемента утворюють декілька простих речовин, вони називаються *алотропними видозмінами*. Наприклад, елемент Карбон утворює декілька простих речовин, які відрізняються розташуванням атомів у кристалічній решітці. Це алмаз (кубічна решітка), графіт (гексагональна), α - і β -карбіни і фулерени. Для Сульфуру — це ромбічна, моноклінна і пластична сірка. Для Феруму — α -, δ - і γ -залізо.

§8.2. Неметали

Поділ елементів на метали і неметали досить умовний. Деякі елементи за одними ознаками можна віднести до неметалів, тоді як за іншими вони нагадують метали. Наприклад, силіцій (твердий, блискучий, легко віддає електрони) схожий на метал, але за низькою електропровідністю і здатністю легко утворювати ковалентні зв'язки — схожий на неметал.

Яка ж сукупність ознак дає можливість впізнати елемент з неметалічним характером? По-перше, це хімічні властивості простих речовин-неметалів. Атоми простих речовин-неметалів легко приєднують електрони, утворюють

хімічні зв'язки, проявляючи себе в хімічних реакціях в якості окисників (галогени, діоксиген і т. ін.). Проте, якщо взаємодіють два неметали з різною електронегативністю, то неметали можуть бути відновниками:



Так, Оксиген і хлор приєднують електрони і є окисниками, а Фосфор і Бор— віддають електрони і є відновниками. Оскільки неметали досить хімічно активні, то в природі вони зустрічаються переважно в зв'язаному стані. Так, основу літосфери становить силіцій (IV) оксид і його сполуки силікати, основу гідросфери— вода (дигідроген оксид). В земній корі галогени знаходяться в зв'язаному стані, утворюючи значні поклади галогенідних солей. Те саме можна сказати і про Сульфур, хоча він зустрічається і у вільному стані. Оксиди неметалів за деякими винятками— кислотні оксиди (CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5) та ін. Елементи-неметали здатні утворювати у водних розчинах лише прості негативні іони: F^- , Cl^- , S^{2-} , та ін. Входячи до складних аніонів, елементи-неметали виявляють позитивний ступінь окиснення: SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO^- , ClO_4^- , PO_4^{3-} .

У вільному стані іонів N^{5+} , S^{4+} , P^{5+} , Cl^{5+} не існує. До типових неметалів належать елементи Флуор, Хлор, Оксиген, Нітроген, Гідроген, Сульфур, Фосфор, Силіцій та ін.

§8.3. Гідроген

Гідроген належить до найпоширеніших елементів у природі. Вміст його у земній корі, включаючи гідросферу становить 17%, у космосі його вміст сягає 90%. Маса Сонця майже наполовину складається з Гідрогену, він є основною складовою частиною планет-гігантів Юпітера, Сатурна, міститься в кометах і туманностях та міжзоряному газі.

У природі Гідроген зустрічається у вигляді сполук та у вільному стані. Гідроген входить до складу води (масова частка 11,11%), нафти, вугілля, глини, органічних речовин. У вільному стані водень (дигідроген) зустрічається

у невеликих кількостях у вулканічних і природних газах, а також входить до складу повітря.

Гідроген відкрив у 1766 р. англійський вчений Г. Кавендиш за допомогою реакції між хлоридною (або сульфатною) кислотою і металами і назвав його “горючим повітрям”. Пізніше у 1780 р., А. Лавуазьє встановив, що Гідроген входить до складу води і дав новому елементу сучасну назву “той, що породжує воду”. Гідроген утворює просту речовину H_2 — водень (дигідроген). Природний Гідроген складається з трьох ізоотопів: стабільних — протію ${}_1^1H$ та дейтерію ${}_1^2H$ (D) і радіоактивного ізоотопу тритію — ${}_1^3H$ (T).

Гідроген як хімічний елемент дуже специфічний. Це пов’язано з будовою атома Гідрогену, який має єдиний валентний електрон, що перебуває у полі дії атомного ядра. Звідси і висока енергія іонізації Гідрогену (1310 кДж/моль). Це призводить до того, що навіть у сполуках з енергійними окисниками (дифлуором, діоксигеном, хлором) дуже важко утворюються позитивно заряджені іони H^+ . Тому всі сполуки, що містять Гідроген із ступенем окиснення +1, мають значну частку ковалентного зв’язку. Гідроген в реакціях з активними металами може бути і окисником, виявляючи ступінь окиснення -1, з утворенням солеподібних гідридів KH , CaH_2 . Іншого особливістю гідрогенних сполук є їх здатність утворювати водневий зв’язок, який обумовлює відмінність властивостей сполук Гідрогену від інших елементів.

Фізичні властивості і одержування водню (дигідрогену). Водень — це безбарвний газ, без запаху і смаку, найлегший з усіх відомих газів (один літр за н.у. має масу 0,09 г). Молекула водню складається з двох атомів, що досить міцно зв’язані між собою, тому розпад молекули H_2 на атоми стає помітним при температурі, вищій за $2000^\circ C$. Водень погано розчиняється у воді (2 об’єми на 100 об’ємів води), дещо краще розчиняється в органічних розчинниках і добре розчиняється в деяких металах (Ni, Pt, Pd). Завдяки великій рухливості молекул має низькі температури плавлення ($-259,1^\circ C$) і

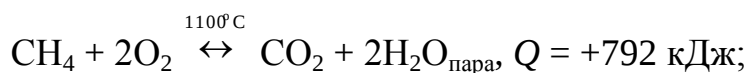
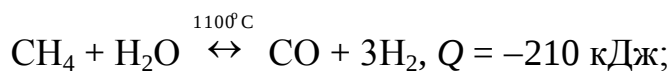
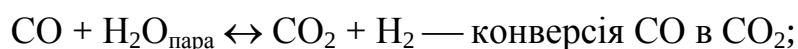
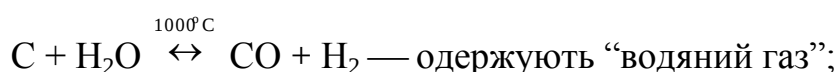
кипіння ($-252,6^{\circ}\text{C}$). Отже, водень разом з гелієм належить до газів, що найважче зріджуються.

У промисловості і лабораторії водень одержують різними методами. Найчастіше чистий водень одержують електролізом води. Електролізу піддають не чисту воду, а водні розчини натрій чи калій гідроксидів або розчин натрій хлориду. Під час проходження електричного струму через такі розчини відбуваються різні процеси, які сумарно можна виразити рівнянням розкладання води:



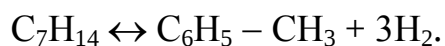
На катоді за допомогою електричного струму водень відновлюється, на аноді кисень окиснюється. У воді гідроген виявляє ступінь окиснення $+1$, а кисень -2 .

Дуже поширеним у промисловості є конверсійний спосіб одержування водню, за яким на розжарений кокс при 1000°C діють водяною парою або на метан діють водяною парою і киснем при температурі $800\text{--}900^{\circ}\text{C}$ і наявності каталізатора. В результаті такої взаємодії утворюється суміш CO і H_2 . Карбон (II) оксид окиснюють до CO_2 і відокремлюють від водню, пропускаючи суміш газів під тиском через воду.

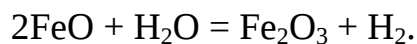
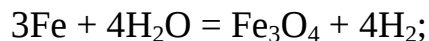


Співвідношення компонентів підбирають так, щоб результуючий процес був слабо екзотермічним. Водень також одержують як побічний продукт при крекінгу і ароматизації вуглеводнів:

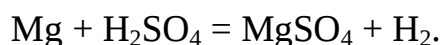
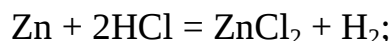




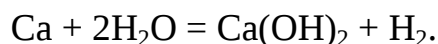
Раніше водень одержували у великій кількості, пропускаючи водяну пару при високій температурі через залізні ошурки, або ферум (II) оксид:



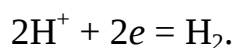
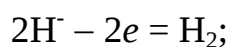
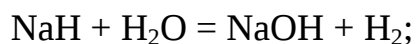
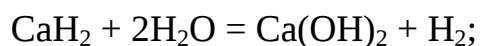
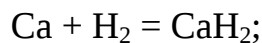
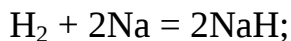
В лабораторії водень одержують частіше дією розбавленої соляної кислоти на цинк в апараті Кіппа:



Іноді водень одержують дією силіцію та алюмінію на розчини лугів або взаємодією активних металів з водою:

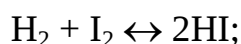
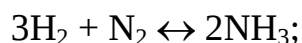
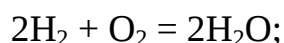
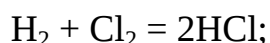
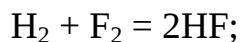


Хімічні властивості дигідрогену. У звичайних умовах молекулярний водень (дигідроген) має невисоку хімічну активність і сполучається лише з найактивнішими неметалами (з дифлуором, з вибухом — і дихлором — при опроміненні). При нагріванні може взаємодіяти з дибромом, диїодом, сіркою, селеном та іншими неметалами. Безпосередньо водень реагує лише з активними металами (лужними, лужноземельними) виявляючи при цьому властивості окисника і утворюючи солеподібні сполуки (NaH , KH , CaH_2). У воді вони розкладаються з виділенням водню. Ці сполуки називаються гідридами, в них Гідроген утворює негативно заряджений іон H^- .

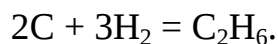
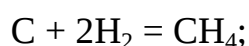
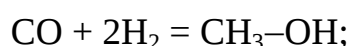
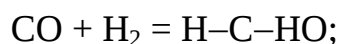
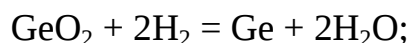
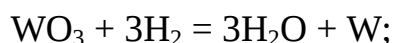


У хімічних реакціях з неметалами і оксидами водень є відновником. В атмосфері дифлуору він вибухає, а в дихлорі і кисні— горить.

Значно вищу активність виявляє атомарний Гідроген, який утворюється під час пропускання молекулярного водню через зону тліючого розряду або при розкладанні його під дією електричної дуги. За кімнатної температури атомарний Гідроген взаємодіє з азотом, сіркою, фосфором, арсеном:



Використання дигідрогену. Водень широко використовується в хімічній промисловості для синтезу аміаку, метилового спирту (метанолу), гідрування різних органічних сполук, очищення нафти та нафтопродуктів, одержання штучного палива, одержання гідрогенхлориду та хлоридної кислоти, перетворення рідких жирів у тверді, одержання напівпровідникових і важкоплавких металів шляхом відновлення їх оксидів при підвищених температурах, одержання високих температур (гідроген-кисневе полум'я може досягати 3000°C), в хімічній технології зрідження газів для одержання низьких температур. Ізотопи Гідрогену застосовуються в атомній техніці.



Контрольні вправи і запитання

1. Чи можна добути дигідроген дією концентрованої сульфатної кислоти на метали?

2. Що таке “тримуча суміш”?

3. Який ступінь окиснення Гідрогену в гідридах?

4. Як одержати гідриди лужноземельних металів?

5. В яких процесах Гідроген може бути відновником, а в яких окисником?

6. Чим можна пояснити такі різні властивості дигідрогену?

§8.4. Оксиген

Оксиген — символ елемента O, молекулярна формула O₂, систематична назва простої речовини *кисень*, або *діоксиген*. Оксиген є найпоширенішим елементом у природі. В земній корі малярна частка його становить 52,3%. Більша частина Оксигену в природі перебуває в зв’язаному стані, в основному у вигляді неорганічних сполук з силіцієм, алюмінієм та іншими елементами. У вільному стані кисень присутній в атмосфері об’ємна частка 20,9% і масова частка 23,15%.

Кисень відкрили незалежно один від одного шведський хімік К. Шеєле (1772 р.) і англійський хімік Дж. Прістлі (1774 р.). Але вони не зрозуміли значення свого відкриття, через те що були прибічниками популярної на той час теорії “флогістону” — теплороду, невагомої горючої субстанції, яка підтримує процес горіння. Вперше одержав диоксиген, дослідив його властивості і виконав важливі досліді, створивши теорію горіння, французький хімік А. Лавуазьє (1774–1777 рр.). Його і слід вважати справжнім відкривачем цього хімічного елемента. А. Лавуазьє назвав газ “оксижен” — “той, що породжує кислоту”.

Природний Оксиген складається з трьох ізотопів ${}_8^{16}\text{O}$, ${}_8^{17}\text{O}$, ${}_8^{18}\text{O}$, штучно одержані і нестійкі ізотопи Оксигену.

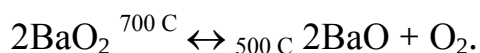
Електронна конфігурація атома Оксигену у незбудженому стані $1s^2 2s^2 2p^4$ характеризується наявністю на останньому енергетичному рівні двох неспарених електронів, що беруть участь в утворенні хімічних зв’язків.

Відповідно до цього Оксиген може утворювати сполуки переважно із ступенем окиснення -2 , а також -1 . Відомі сполуки Оксигену з ступенем окиснення $+2$ (OF_2), а також $+1$ (O_2F_2), вони не є оксидами.

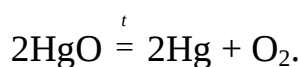
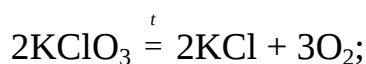
Фізичні властивості і одержування діоксигену (кисню). Молекула діоксигену двохатомна. Зв'язок у молекулі діоксигену — подвійний, енергія дисоціації становить 494 кДж/моль , помітне розкладання молекул на атоми відбувається при температурі, вищій за 2000°C ($\text{O}_2 = 2\text{O}$).

Діоксиген — це газ без кольору, запаху і смаку. У рідкому стані — це рідина блакитного кольору, яка нижче -219°C кристалізується і кипить при температурі вище -183°C . Діоксиген належить до газів середньої густини, 1 л має масу (за н.у.) $1,429 \text{ г}$, розчиняється у воді (5 об'ємів O_2 на $100 \text{ об'ємів H}_2\text{O}$ при 0°C). Підтримує життєдіяльність живих організмів.

У промисловості діоксиген одержують у великих кількостях зрідженням повітря з наступною фракційною перегонкою, причому діоксиген одержують у рідкому стані, а динітроген — у газоподібному. Також його одержують як побічний продукт при електролізі води. Раніше діоксиген одержували за методом Бріна:

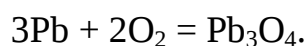
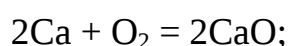
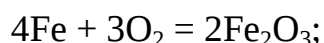
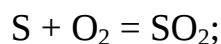
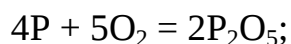


В лабораторії методи одержування кисню ґрунтуються на розкладанні під час нагрівання багатих на Оксиген сполук, а саме: нітратів, хлоратів, перхлоратів, калій манганату (VII), оксидів, пероксидів.

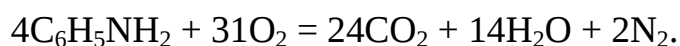
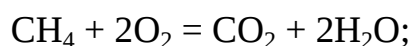
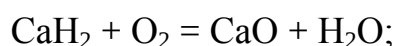


Хімічні властивості кисню. Кисень має велику спорідненість до електрона і належить до найсильніших окисників. Він безпосередньо

сполучається з багатьма елементами, особливо при нагріванні, утворюючи оксиди, в яких ступінь його окиснення дорівнює -2 . За звичайних умов безпосередньо з киснем не взаємодіють лише благородні метали, інертні гази та галогени і азот. При невеликому нагріванні метали і неметали в кисні горять:



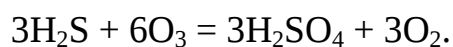
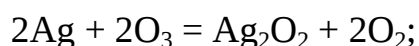
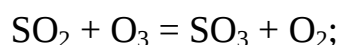
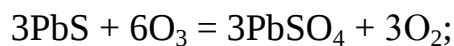
В кисні горять різні гідрогенні сполуки і органічні речовини:



Озон. У верхніх шарах атмосфери під дією ультрафіолетового випромінювання Сонця, а в атмосфері під час грозових розрядів, утворюється цікава алотропна видозміна кисню— озон (O_3), або триоксиген:

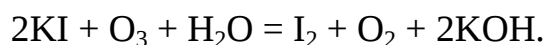


Озон дуже нестійкий і легко розкладається на кисень. Озон є надзвичайно сильним окисником і використовується в різних галузях народного господарства, наприклад для знезараження води. Він здатний окиснювати хімічно малоактивні речовини: срібло, меркурій, різні органічні сполуки, гуму, каучук і т. ін.:



Тонкий шар озону в стратосфері захищає Землю від жорсткого ультрафіолетового випромінювання Сонця. В лабораторних умовах озон

одержують в озонаторах, діючи на молекулярний кисень тліючим електричним розрядом. Присутність невеликих кількостей озону легко виявити за його реакцією з калій йодидом:



Контрольні вправи і запитання

1. Напишіть електронну формулу молекули кисню.
2. До якого типу реакцій належить реакція горіння?
3. Напишіть рівняння реакції горіння ацетилену. Яку температуру може дати ця реакція?
4. Де застосовують рідкий кисень?
5. Де утворюється озон в природі і де його застосовують?
6. Чим пояснюється нелінійна будова молекули озону?
7. Які ступені окиснення виявляє Оксиген в хімічних реакціях?
8. Чи завжди кисень є окисником?

§8.5. Вода

Вода належить до найбільш поширених бінарних сполук Гідрогену з Оксигеном. Майже три чверті поверхні Землі вкриті океаном. Вода в природі існує в твердому, рідкому і газоподібному станах. Роль води в природі величезна. Вона бере участь у руйнуванні гірських порід, створенні ґрунту, без неї не може існувати життя на Землі. У природі вода ніколи не буває чистою хімічною сполукою — це розчини різних концентрацій, які крім того містять різні домішки у завислому стані. Атмосферна вода — найбільш чиста і містить невелику кількість розчинених газів: SO_2 , N_2 , O_2 , NO та ін. Поверхнева і підземні води мають найрізноманітніший якісний і кількісний склад. Ці води містять велику кількість різних розчинених солей: хлориди калію і натрію, магнію і кальцію, сульфати цих металів, кальцій, магній гідрокарбонати, розчинні солі феруму, H_2S , CO_2 , натрій гідрокарбонат та багато інших сполук. Крім того, вода містить в змуленому стані пісок, глину, колоїдні часточки.

Фізичні властивості води. Вода — це безбарвна прозора рідина, без кольору і запаху. Чиста вода замерзає при 0°C і кипить при 100°C. Найбільшу густину 1 г/см³ має при 4°C, це призводить до того, що водойми взимку не можуть промерзнути до дна. Густина льоду менша, ніж густина води, тому лід плаває на воді. Вода є добрим розчинником, характеризується полярною будовою молекул і тому в ній краще розчиняються речовини з полярною або іонною будовою молекул. Молекули води мають кутову будову, *sp*³-гібридні зв'язки, що визначають їх високу полярність. Завдяки полярності молекули води притягуються одна до одної, утворюючи асоціати з двох, трьох і більше молекул, між якими існує водневий зв'язок. За різних температур між поодинокими і асоційованими молекулами існує динамічна рівновага. Завдяки існуванню асоційованих молекул вода має високу теплоємність.

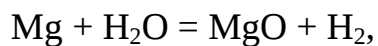
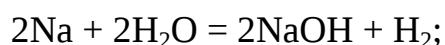
Хімічні властивості води. Вода — термічно дуже стійка сполука, але при температурах вище 2500°C починає помітно розкладатися на водень і кисень. При подальшому нагріванні процес дисоціації пришвидшується і при 5000°C вода розкладається з вибухом на складові частини. Вода належить до слабких електролітів і дисоціює за рівнянням:



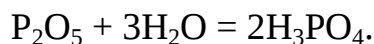
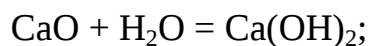
Точніше, у воді утворюється гідратований іон гідроксонію H_3O^+ .

З наведеного рівняння можна визначити, що воду треба віднести до амфотерних електролітів. Ступінь електролітичної дисоціації води надзвичайно малий, приблизно $1,8 \cdot 10^{-7}\%$, тобто в дисоційованому стані перебуває одна з близько 556000000 молекул H_2O .

Вода хімічно досить активна речовина. Вона взаємодіє з активними металами:



з кислотними та основними оксидами:

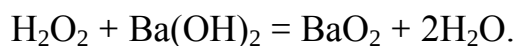


Під час кристалізації багатьох речовин вода утворює кристалогідрати та подвійні солі: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

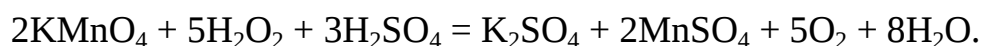
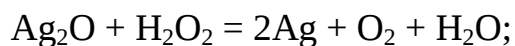
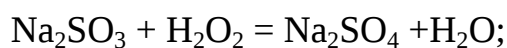
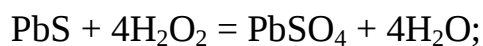
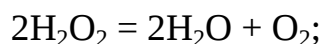
У природі існує важка вода D_2O . Це безбарвна сиропоподібна рідина, що має температуру замерзання $+3,8^\circ\text{C}$, а температуру кипіння $101,4^\circ\text{C}$. Її густина при 25°C становить $1,04 \text{ г/см}^3$.

Хімічні властивості важкої води подібні до звичайної, тільки вона дещо менш реакційно здатна. Сконцентрувати і виділити її із звичайної води можна електролізом або повільним заморожуванням звичайної води.

Гідроген утворює з Оксигеном ще одну бінарну сполуку — H_2O_2 (пероксид водню) або дигідроген пероксид. Ступінь окиснення Оксигену в цій сполуці -1 . Дигідроген пероксид належить до слабких кислот, при взаємодії з лугами він утворює солі, що називається пероксидами:



Дигідроген пероксид — нестійка сполука. Легко розкладається з утворенням води і кисню і є сильним окисником. При наявності сильних окисників може виявляти і відновні властивості:



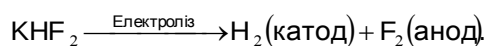
§8.6. Галогени

Галогени (або солероди) належать до типових неметалів. Дуже хімічно активні речовини, тому завжди перебувають у зв'язаному стані. Флуор і Хлор дуже поширені елементи в природі. Їхній вміст у земній корі становить

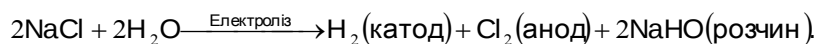
0,01 і 0,02%. Масовий вміст Брому і Йоду значно менший — $3 \cdot 10^{-6}$ і $4 \cdot 10^{-6}\%$. Наведемо деякі природні сполуки галогенів. Мінерали, що містять Флуор: CaF_2 (флюорит), $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)(\text{OH} \cdot \text{F})$ (фторапатит), $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (кріоліт); Хлор — NaCl (галіт), KCl (сильвін), $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ (сильвініт), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналіт); Бром — $\text{KBr} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (бромкарналіт). Сполуки Брому містяться в морській воді, у воді деяких озер, морських водорослях. Йод міститься в морській воді, морській капусті та водах бурових свердловин. Морська капуста містить йоду до 0,5% маси сухих водорослей.

Фізичні властивості галогенів. Молекули простих речовин галогенів двохатомні. Дифлуор — газ світло-жовтого кольору, з різким запахом, дуже отруйний; дихлор — жовто-зелений газ з різким характерним запахом, отруйний; дибром — важка темнобура рідина з задушливим запахом, отруйний; диїод — тверда кристалічна речовина чорно-сірого кольору.

Одержання галогенів. Флуор можна одержати електролізом розплаву калій гідрогендифториду:



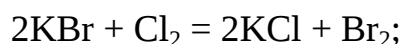
Хлор у промисловості одержують також електролізом розплаву суміші солей натрій і калій хлоридів або електролізом розчину натрій хлориду:

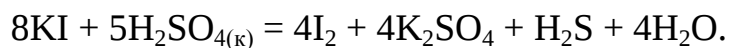


У лабораторії дихлор одержують дією окисників на концентровану хлоридну кислоту:



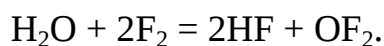
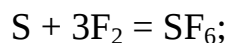
Бром і йод в лабораторії одержують дією розрахованої кількості хлору або концентрованої сульфатної кислоти на відповідні солі:



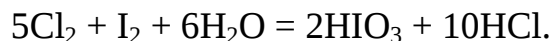
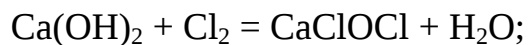
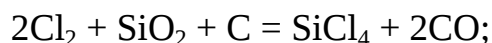
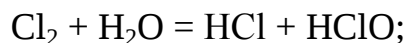
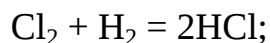
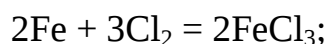


Загальна характеристика галогенів. Усі галогени на зовнішньому енергетичному рівні мають по 7 електронів: ns^2np^5 -конфігурація і тому найлегше виявляють ступінь окиснення -1 . Всі галогени, крім Флуору, можуть виявляти і позитивні ступені окиснення: $+1$, $+3$, $+5$ та $+7$. Позитивні парні ступені окиснення $+6$ та $+4$ для галогенів розглядаються як змішані.

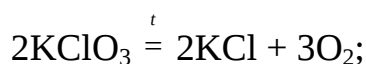
Хімічні властивості хлору та його похідних. Найбільш активним з галогенів є дифлуор. Він взаємодіє практично з усіма елементами періодичної системи. У дифлуорі навіть горить вода:

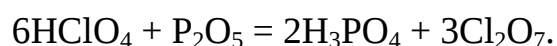
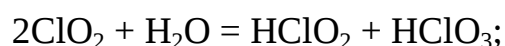


Дихлор також активний неметал і при незначному нагріванні взаємодіє практично з усіма металами і неметалами, органічними сполуками, оксидами, лугами, водою:



Хлор утворює ряд оксигенвмісних кислот, солі яких під час нагрівання розкладаються з виділенням кисню, а в розчині після невеликого нагрівання піддаються реакції дисмутації: в ряду $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$ окисна здатність кислот зменшується.





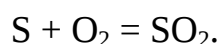
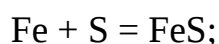
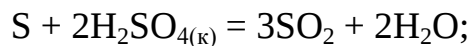
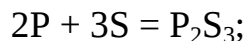
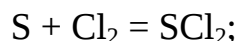
§8.7. Сульфур

Сульфур — елемент головної підгрупи VI групи, типовий неметал, сильний окисник. Досить поширений у природі елемент, масовий кларк його становить 0,03%. Сульфур трапляється, як у зв'язаному, так і вільному стані. Великі поклади самородної сірки є також в Україні в Передкарпатті, де її добувають шляхом підземної плавки перегрітим паром і в рідкому стані викачують на поверхню. В зв'язаному стані Сульфур знаходять в основному в сульфідних мінералах: PbS (свинцевий блиск), CuFeS₂ (мідний колчедан), FeS₂ (пірит), ZnS (цинкова обманка) та ін., а також в сульфатних мінералах: CaSO₄·2H₂O (гіпс), MgSO₄ (кізерит), BaSO₄ (важкий шпат), Na₂SO₄·10H₂O (мірабіліт) тощо.

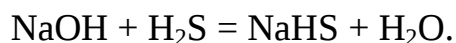
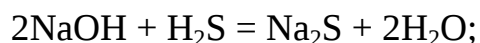
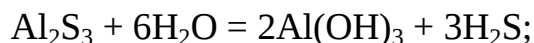
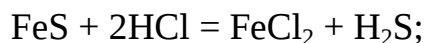
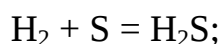
Фізичні властивості сірки. За звичайних умов, сірка — це тверда речовина жовтого кольору, існує в трьох алотропних модифікаціях: ромбічна, моноклінна і пластична. Сірка може існувати у формі складних молекул S₈, S₆, S₄, S₂. Вона не розчиняється у воді і легко розчиняється в сірковуглеці CS₂.

Хімічні властивості сірки. Сульфур — типовий неметал, на останньому енергетичному рівні містить 3s²3p⁴-електрони, чим обумовлені основні ступені окиснення, його в сполуках: -2, +4 та +6. За кімнатної температури сірка реагує з флуором, хлором, концентрованими кислотами-окисниками сульфатною та нітратною. В умовах незначного нагрівання сірка реагує з більшістю металів і неметалів, розчинами лугів та сульфідів лужних металів і

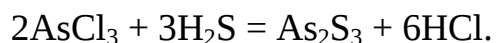
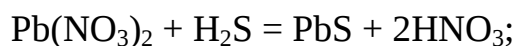
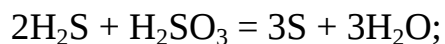
амонію. При нагріванні на повітрі сірка горить, утворюючи сульфур (IV) оксид:



Сірка взаємодіє з воднем, утворюючи дигідроген сульфід, водний розчин якого є слабкою двохосновною кислотою. *Дигідроген сульфід* — безбарвний, токсичний газ з запахом зіпсованих яєць. В лабораторії його одержують, діючи розбавленою хлоридною кислотою на ферум сульфід або алюміній сульфід:

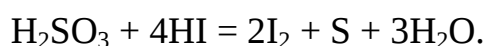
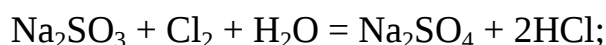
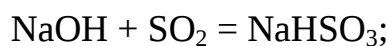
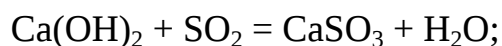
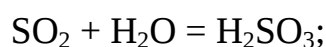
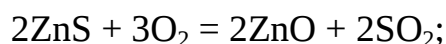
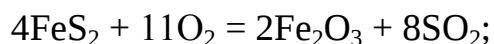


Дигідроген сульфід — типовий відновник, з солями *d*-металів утворює нерозчинні кольорові осади, що використовуються для якісного визначення різних елементів:

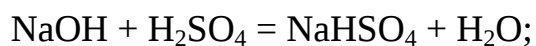
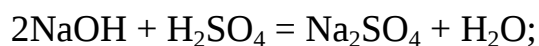
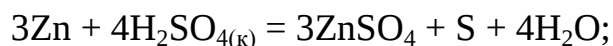
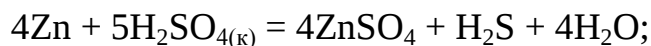
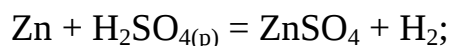
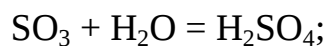
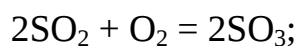


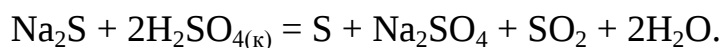
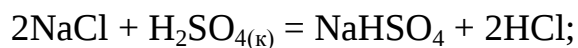
Сульфур (IV) оксид — безбарвний газ з різким запахом, утворюється під час згоряння сірки на повітрі. В лабораторії його одержують взаємодією концентрованої сульфатної кислоти з міддю. В промисловості для

виробництва сульфатної кислоти цей оксид у великих кількостях одержують, випалюючи пірит (FeS_2) або сульфіді інших металів. Сульфур (IV) оксид — ангідрид сульфітної кислоти. Сульфітна кислота (H_2SO_3) — слабка двохосновна кислота, утворює середні і кислі солі, в хімічних реакціях виявляє в основному відновні властивості, але може бути і окисником:



Сульфур (VI) оксид — безбарвна рідина, ангідрид сульфатної кислоти, твердне вже при $+17^\circ\text{C}$, сублімує при 45°C . Його одержують окисненням SO_2 за наявності каталізатора (Pt , V_2O_5), високої температури і тиску. Сульфур (VI) оксид енергійно взаємодіє з водою з утворенням сульфатної кислоти. Сульфатна кислота (H_2SO_4) — сильна двохосновна кислота, у воді дисоціює ступінчато. В концентрованому вигляді вона є сильним окисником. Продукт головного неорганічного синтезу, широко застосовується для виробництва добрив, синтетичних мийних засобів, пластмас і багатьох хімічних реактивів.



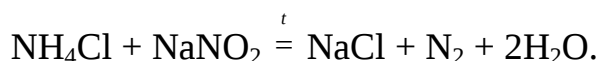
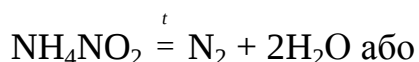


§8.8. Елементи п'ятої групи періодичної системи

Загальна характеристика. Елементи Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій та Бісмут утворюють головну підгрупу V групи періодичної системи Д. І. Менделєєва, мають переважно неметалічний характер. В ряду від Нітрогену до Бісмуту спостерігається поступове зменшення неметалічних властивостей і зростання металічних. Це можна пояснити поступовим збільшенням атомних радіусів елементів. Нітроген і Фосфор — типові неметали, Арсен і Стибій мають проміжні властивості (наближаються до металів), Бісмут — метал. За звичайних умов прості речовини азот (динітроген) — газ, решта — тверді речовини.

Нітроген належить до поширених елементів, масовий кларк його становить $4 \cdot 10^{-2}\%$. В природі Нітроген трапляється в основному у вільному стані у складі атмосфери Землі. Об'ємна частка його в повітрі становить 78,1%. Нітроген міститься в зв'язаному стані у вигляді чилійської NaNO_3 і норвежської $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ селітри. Нітроген входить до складу білків усіх живих істот на Землі. Невеликі його кількості є в кам'яному вугіллі та в нафті.

Фізичні властивості і одержування динітрогену (азоту). Азот — це газ без кольору і запаху, трохи легший за повітря, не підтримує життєдіяльність живих організмів. Температура кипіння -196°C . У воді розчиняється погано. Природний азот складається з двох ізотопів: $^{14}_7\text{N}$, $^{15}_7\text{N}$. У промисловості азот одержують зрідженням повітря, а в лабораторії — за реакцією:

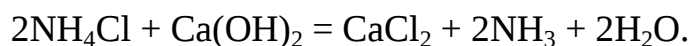
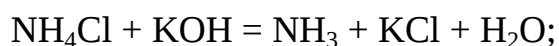
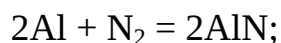
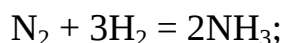
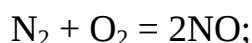
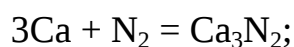
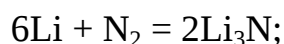


Хімічні властивості динітрогену. Нітроген — типовий неметал. Має на зовнішньому енергетичному рівні $2s^2 2p^3$ -електрони. Віддаючи або приймаючи електрони, він виявляє в хімічних реакціях ступені окиснення від -3 до $+5$.

Молекула азоту дуже стійка, тому що атоми в ній з'днюються потрійним зв'язком $N \equiv N$.

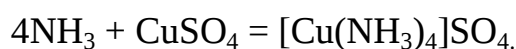
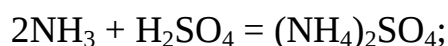
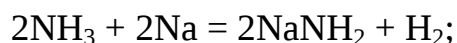
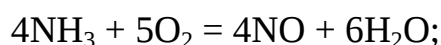
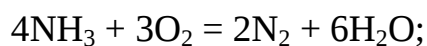
Атом Нітрогену не можна перевести в збуджений стан, тому що в нього відсутні вільні електронні орбіталі на зовнішньому енергетичному підрівні, і тому він може утворювати тільки чотири ковалентні зв'язки. Валентні зв'язки утворюють три неспарені *p*-електрони і неподілена електронна пара $2s^2$. На зовнішньому енергетичному рівні Нітроген має 5 електронів. Приєднуючи електрони, він може виявляти ступені окиснення -1 , -2 та -3 , а віддаючи відповідну кількість електронів — ступені окиснення $+1$, $+2$, $+3$, $+4$ та $+5$.

За звичайних умов азот реагує тільки з літієм, утворюючи відповідний нітрид. При підвищених температурах азот може вступати у взаємодію з лужними і лужноземельними металами, алюмінієм, титаном і іншими, утворюючи відповідні нітриди. Вище 2000°C він може взаємодіяти з киснем. За високих температур ($400\text{--}450^\circ\text{C}$) і тиску ($20\text{--}100$ МПа), а також при наявності каталізатора (платина або металічне залізо з домішками калій та алюміній оксидів) азот реагує з воднем, утворюючи аміак. Ця реакція рівноважна і лежить в основі промислового одержання аміаку і солей амонію. В лабораторії аміак одержують взаємодією солей амонію з лугами. Наступні рівняння реакцій ілюструють властивості азоту та способи одержання аміаку:

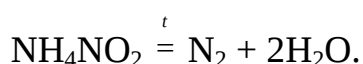
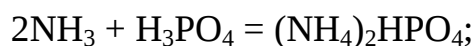
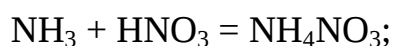


Фізичні та хімічні властивості аміаку. Аміак — газ без кольору, з різким запахом, отруйний. Добре розчиняється у воді (1200 об'ємів на 1 об'єм води), утворюючи слабкий луг. За температури $-33,4^{\circ}\text{C}$ зріджується.

Аміак добре взаємодіє з розбавленими кислотами, горить на повітрі, реакція окиснення аміаку при наявності каталізатора покладена в основу процесу одержання нітратної кислоти. Рідкий аміак взаємодіє з активними металами, утворюючи аміди та іміди. Аміак, завдяки наявності неподіленої пари електронів, взаємодіє з солями з утворенням комплексних сполук з донорно-акцепторним зв'язком:

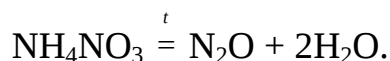


Аміак та його солі широко використовуються як добрива, він є основним реагентом для одержування нітратної кислоти в промисловості, використовується для одержування соди, а також як холодоносії на великих промислових холодильниках. Майже всі солі амонію добре розчиняються у воді. Під час нагрівання солі амонію розкладаються з виділенням аміаку. Найбільш широко використовуються як добрива солі NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ та $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$:

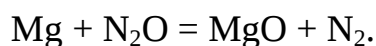
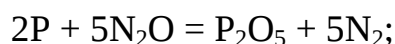


Оксиди нітрогену. Нітроген утворює п'ять оксидів: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Перші два відносять до несолеотворних, інші є кислотними оксидами.

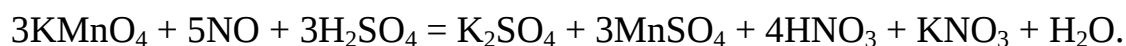
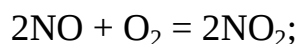
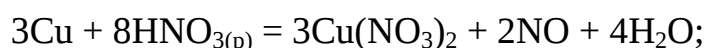
Нітроген (I) оксид (N_2O) — безбарвний газ з приємним запахом і солодкуватим смаком, широко використовується в медицині для анестезії. В лабораторії N_2O одержують нагріванням амоній нітрату:



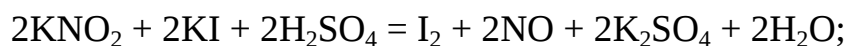
Динітроген оксид легко розкладається під час нагрівання і тому речовини, що мають велику спорідненість до Оксигену, в N_2O горять:



Нітроген (II) оксид (NO) — безбарвний газ, в лабораторії переважно одержують дією розбавленої нітратної кислоти на мідні ошурки або відновленням нітритів лужних металів. В окисно-відновних реакціях NO переважає як відновник, але може бути і окисником. Сильні окисники можуть окиснити NO до нітратної кислоти. Нітроген оксид киснем повітря легко окиснюється до NO_2 . Ця реакція лежить в основі промислового виробництва нітратної кислоти.

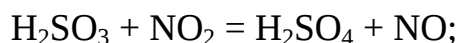
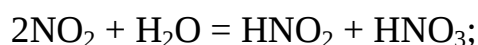
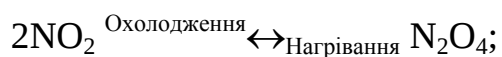
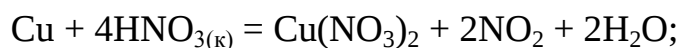


Нітроген (III) оксид (N_2O_3) можна одержати охолодженням еквімолекулярної суміші газів NO та NO_2 , яка нижче $0^\circ C$ перетворюється в синю рідину. Розчиняючись у воді N_2O_3 , утворює слабку, нестійку нітритну кислоту. Її солі досить стійкі і можуть бути одержані нагріванням нітратів лужних металів. В окисно-відновних реакціях нітритна кислота може виявляти як окисну, так і відновну функцію.





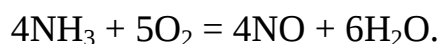
Нітроген (IV) оксид (NO₂) — бурий газ з різким запахом, в лабораторії одержують розкладанням нітратів або взаємодією концентрованої нітратної кислоти з металами середньої активності. NO₂ легко зріджується у безбарвну рідину і кипить при 21°C. Легкість його переходу в рідкий стан обумовлена його димеризацією. Нітроген (IV) оксид — кислотний змішаний оксид і під час взаємодії з водою утворює дві кислоти. В окисно-відновних перетвореннях переважно діє як окисник, але при наявності сильних окисників може виявляти і відновні властивості.



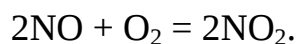
Нітроген (V) оксид (N₂O₅) — біла кристалічна речовина, термічно нестійка, легко розкладається на NO₂ та O₂, кислотний оксид.

Нітратна кислота: добування і властивості. Концентровану нітратну кислоту в промисловості одержують трьома стадіями:

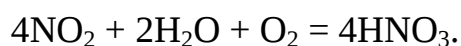
1. Каталітичне окиснення аміаку:



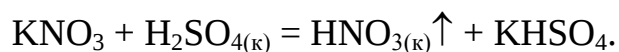
2. Окиснення нітроген оксиду до NO₂:



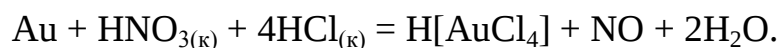
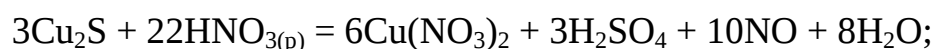
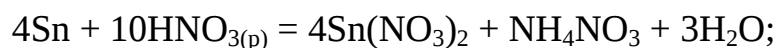
3. Поглинання нітроген (IV) оксиду водою в автоклавах під невеликим тиском при наявності діоксигену:



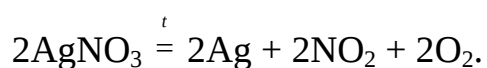
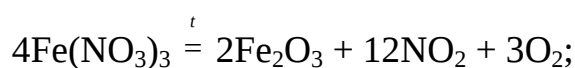
У лабораторії 100%-у нітратну кислоту можна одержати перегонкою нітратів лужних металів з концентрованою сульфатною кислотою:



Нітратна кислота — сильний окисник, по різному взаємодіє з металами. При цьому Нітроген відновлюється до сполук із ступенями окиснення +4, +2, +1, 0 і навіть –3. Концентрована нітратна кислота легко окиснює неметали та їх сульфідів, переводячи складові елементи в сполуки з вищими ступенями окиснення. Такі метали, як Fe, Cr, Al, під дією концентрованої нітратної кислоти пасивуються:



Солі нітратної кислоти при нагріванні розкладаються:

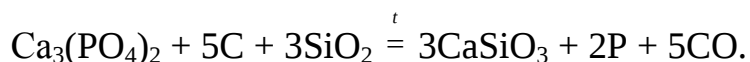


Нітратна кислота широко застосовується для виробництва добрив, вибухових речовин, барвників, пластичних мас, штучних волокон, при переробці руд і концентратів кольорових і рідкісних металів, в органічному синтезі, для виробництва лікарських препаратів тощо.

§8.9. Фосфор

Фосфор є другим елементом головної підгрупи V групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Це досить поширений елемент. Масовий кларк його у земній корі становить 0,04%. Фосфор — хімічно активний неметал, тому в природі трапляється тільки в зв'язаному стані, в основному в мінералах фосфориті ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) і апатиті ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH}, \text{F})$). У вигляді фосфату кальцію Фосфор входить до складу кісток тварин і людини. В кістках людини близько 1,4 кг фосфору, в м'язах — 150 г, а в нервовій тканині — близько 12 г.

Фосфор і його сполуки необхідні для народного господарства. В промисловості білий фосфор одержують, відновлюючи за високої температури фосфорит в електропечах:



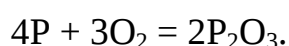
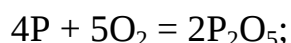
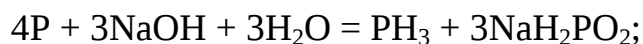
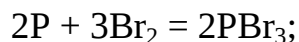
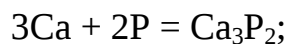
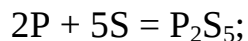
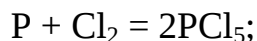
Пара фосфор конденсується під водою і надходить на подальшу переробку. Найбільше з фосфориту і апатиту виробляється ортофосфатної кислоти, яка використовується для одержання фосфатних добрив.

Україна багата на власні поклади апатитів, що розташовані в Передкарпатті. Апатити України, до того ж, містять ще такі цінні домішки, як оксиди лантаноїдів, вартість яких перевершує вартість основного мінералу.

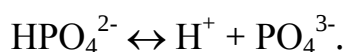
Фізичні та хімічні властивості фосфору. За звичайних умов молекули фосфору чотирьохатомні. Фосфор має декілька алотропних видозмін. Білий фосфор — тверда, безбарвна, дуже отруйна речовина, не розчиняється у воді, розчиняється в CS_2 , легко окиснюється на повітрі. Червоний фосфор одержують з білого, нагріваючи його без доступу повітря; він менш хімічно активний; кристалічна решітка — атомна. Відомий ще чорний фосфор і фіолетовий, що утворюються під час нагрівання з білого фосфору при тиску 1200 МПа і вище. В природі Фосфор утворюється один моноізотоп $^{31}_{15}\text{P}$.

Фосфор — хімічно активний неметал, має на останньому енергетичному рівні $3s^2 3p^3$ -електрони, тому в хімічних сполуках виявляє ступені окиснення

–3, +1, +3 і +5. Білий фосфор енергійно горить на повітрі, взаємодіє з галогенами, сульфуром, металами, лугами і концентрованими кислотами:



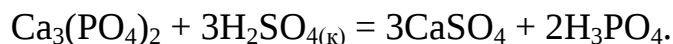
Фосфор при згорянні на повітрі утворює два оксиди: P_2O_5 і P_2O_3 , які є ангідридами відповідних кислот: H_3PO_4 і H_3PO_3 . Ортофосфатна кислота під час нагрівання вище 200°C втрачає воду і перетворюється на дифосфатну кислоту ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$). Метафосфатна кислота (HPO_3) утворюється під час розчинення P_2O_5 у воді за температури 0°C . Основність цих кислот, крім H_3PO_3 , визначається кількістю атомів Гідрогену. Ортофосфатна кислота дисоціює за трьома стадіями:



Таким чином ортофосфатна кислота може утворювати два типи кислих солей: дигідрофосфати ($\text{M}^{\text{I}}\text{H}_2\text{PO}_4$ і $\text{M}^{\text{II}}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$) та гідрофосфати ($\text{M}^{\text{I}}_2\text{HPO}_4$ і $\text{M}^{\text{II}}\text{HPO}_4$), де M^{I} — Li, Na, K, Rb; M^{II} — Ca, Mg, Sr, Ba. Дигідрофосфати лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді.

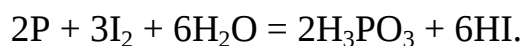
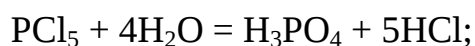
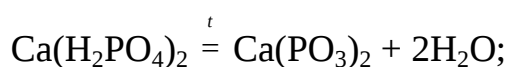
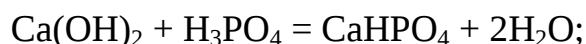
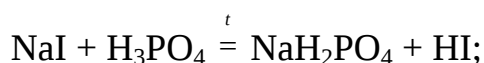
У промисловості технічну ортофосфатну кислоту одержують взаємодією концентрованої сульфатної кислоти з фосфоритом. Потім її вимивають водою і, якщо потрібно концентрують нагріванням. Таким чином одержують кислоту з масовою часткою H_3PO_4 56–60 %. Концентровану і чисту ортофосфатну

кислоту одержують спалюванням білого фосфору з подальшим розчиненням P_2O_5 у воді:

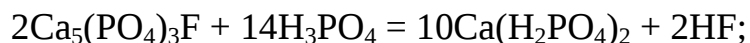


Ортофосфатна кислота (H_3PO_4) належить до кислота середньої сили, не є окисником, виробляється промисловістю у вигляді розчину з масовою часткою H_3PO_4 88,5 % і $\rho = 1,71 \text{ г/см}^3$.

Вона повільно взаємодіє з металами, основними оксидами, основами і лугами, солями лужних і лужноземельних металів, утворюючи відповідні сполуки:



Ортофосфатна кислота широко застосовується в медичній та харчовій промисловості, але найбільше — у виробництві фосфорних добрив: подвійного суперфосфату ($Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$) і преципітату ($CaHPO_4$), а також нітро- і амофосів ($NH_4NO_3 + NH_4H_2PO_4$ і $NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2HPO_4$):



§8.10. Елементи четвертої групи періодичної системи

До головної підгрупи четвертої групи періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва належать елементи Карбон, Силіцій, Германій, Станум і Плюмбум. Ці елементи мають чотири валентні електрони на останньому

енергетичні рівні (ns^2np^2), тому в сполуках можуть виявляти ступені окиснення від -4 до $+4$. Радіуси атомів цих елементів закономірно зростають в ряду від C до Pb , тому перші два елементи є типовими неметалами, Германій виявляє проміжні властивості, а Станум і Плюмбум — типові метали.

§8.11. Карбон

Карбон — один з поширених елементів земної кори, його масовий кларк дорівнює $0,3\%$. Карбон входить до складу органічних речовин, з яких побудовані всі живі організми. Природний Карбон має два стабільних ізотопи: ${}_6^{12}C$ і ${}_6^{13}C$. В атмосфері Землі під дією космічних променів постійно утворюється радіоактивний ізотоп ${}^{14}C$, який включається в кругообіг карбону. Ізотоп ${}^{14}C$ — β -радіоактивний, тому за інтенсивністю β -випромінювання рослинних і тваринних рештків можна визначити час їх розкладання.

Значна кількість Карбону у зв'язаному стані є в мінералах: кальциті $CaCO_3$ (вапняк, мармур, крейда, ісландський шпат), доломіті $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, магнезиті $MgCO_3$, малахіті $Cu_2(OH)_2CO_3$ тощо.

Карбон має три природних алотропних видозміни: алмаз, графіт, карбін (α - і β -кумулени) і фурулени, одержали штучно.

Алмаз — найтвердіша речовина на Землі. В кристалічній решітці алмазу реалізується sp^3 -гібридизація, всі зв'язки ковалентні і рівноцінні, він не проводить електричного струму.

Графіт — м'яка речовина, в кристалічній решітці реалізується sp^2 -гібридизація, зв'язки в площині плоских шестикутників рівноцінні і міцні, але зв'язки між шарами шестикутників в $2,5$ рази довші, тому графіт м'який.

α - і β -Кумулени мають лінійні молекули, в яких чергуються одинарний і потрійний зв'язки або всі зв'язки рівноцінні — подвійні (α -кумулен $\equiv C-C \equiv C-C \equiv$ і β -кумулен $=C=C=C=C=$).

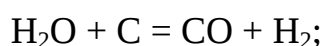
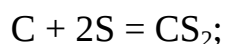
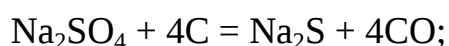
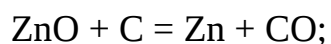
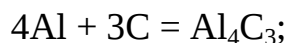
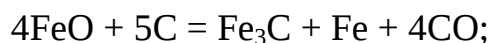
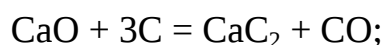
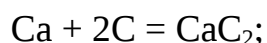
Фурулени (C_{60} і більше) являють собою об'ємно замкнуті шароподібні структури, які побудовані з рядів шестичленників та п'ятичленників.

Графіт — це кристалічна, чорна, жирна на дотик тверда речовина з густиною $2,2 \text{ г/см}^3$; алмаз — прозорий безбарвний кристал з густиною $3,5 \text{ г/см}^3$; карбін — чорний кристалічний порошок з густиною $1,9 \text{ г/см}^3$. Алмаз за температури $1850\text{--}2000^\circ\text{C}$ без доступу повітря перетворюється на графіт. Зворотний процес відбувається частково за температури $2000\text{--}3000^\circ\text{C}$, тиску $6 \cdot 10^6 (10^7) \text{ кПа}$ і наявності каталізатора.

Карбон у вільному стані трапляється в покладах графіту, кам'яного та бурого вугілля, горючих сланців. У вигляді простих гідрогенних сполук входить до складу нафти, торфу, природних газів.

Хімічні властивості карбону та його сполук. Карбон на останьому енергетичному рівні має $2s^2 2p^2$ -електрони і в сполуках може виявляти ступені окиснення -4 , -2 , $+2$ і $+4$.

Карбон горить на повітрі і утворює два оксиди: CO і CO_2 . За підвищеної температури він взаємодіє з більшістю металів і неметалів, утворюючи карбіди. Карбон в умовах високих температур є сильним відновником і застосовується в промисловості для відновлення оксидів металів з метою одержання чистих металів. Карбон може відновлювати різні оксигеновмісні солі металів, утворюючи інші солі. Взаємодіючи з парою води, він утворює водяний газ, що є цінним реагентом великотонажного органічного синтезу. Карбон окиснюється кислотами-окисниками до CO або CO_2 :

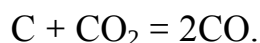




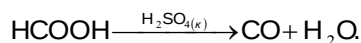
Карбіди класифікують за їх відношенням до води і розбавлених кислот. Лужні, лужноземельні та інші метали утворюють ацетиленіди, метаніди і змішані карбіди. Карбіди перехідних металів (Ti, Nb, Ta, Hf, Mo, W та ін.) надзвичайно термічно і хімічно стійкі і тверді речовини і застосовуються в різних галузях ракетної і ядерної техніки.

Карбон з Оксигеном утворює два оксиди: CO — несолетворний оксид (сильний відновник) і CO₂ — кислотний, при взаємодії з водою утворює слабку двохосновну карбонатну кислоту H₂CO₃.

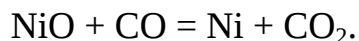
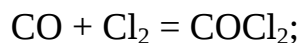
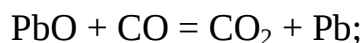
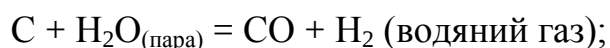
Карбон (II) оксид (CO) — безбарвний газ, без смаку і запаху, дуже отруйний. З гемоглобіном крові утворює комплексні сполуки, що блокують постачання кисню. Добре горить на повітрі. Застосовується для відновлення багатьох металів з їх оксидів. У промисловості CO одержують за реакцією:



В лабораторії CO одержують за реакцією зневоднення мурашиної кислоти:

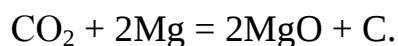
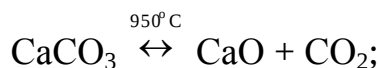


В промисловості CO у великих кількостях утворюється в складі водяного і генераторного газів:

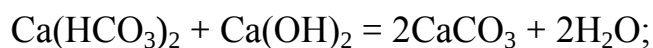
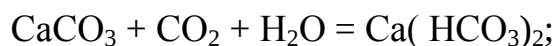
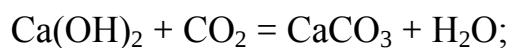


Карбон (IV) оксид (CO₂) — безбарвний газ, без запаху і смаку, розчиняється у воді з утворенням слабкої кислоти, не отруйний, але не підтримує дихання і горіння.

У промисловості одержують у великих масштабах термічним розкладанням карбонатів кальцію і магнію. В лабораторії CO_2 одержують, діючи кислотами-неокисниками на кальцій карбонат:



Карбонатна кислота — слабка двохосновна кислота, утворює два типи солей: карбонати і гідрокарбонати. Останні зумовлюють тимчасову твердість води і легко розкладаються під час кип'ятіння:



Карбон у вигляді коксу дуже широко використовується в хімічній промисловості як найкращий і дешевий відновник. Великі його кількості використовуються в чорній металургії для одержання чавуну. Найбільше застосовуються такі сполуки Карбону: Na_2CO_3 — сода (для виробництва скла, мила, паперу); NaHCO_3 — питна сода (галузі застосування — медицина, харчова промисловість); K_2CO_3 — поташ (використовується як мінеральне добриво, у виробництві скла, фотосправі, у виробництві мила). В промисловості “питну соду” NaHCO_3 і “кальциновану соду” Na_2CO_3 одержують за реакціями:



§8.12. Силіцій

Після Оксигену Силіцій є найпоширенішим елементом земної кори. Його масовий кларк становить близько 27%. В земній корі на відміну від Карбону

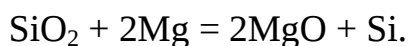
Силіцій міститься виключно у зв'язаному стані. Найпоширенішими є його сполуки з Оксигеном: SiO_2 — кварц (різні його модифікації), гірський кришталь, аметист, пісок, топаз, яшма, агат, опал, кремінь і ін.

Поряд з силіцій діоксидом у земній корі існує дуже велика кількість алюмосилікатних мінералів, які складають її основу: $\text{NaAl}[\text{SiO}_4]$ — нефелін, KAlSi_3O_8 — ортоклаз, $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ — альбіт, $\text{KAl}_3\text{H}_2[\text{SiO}_4]_3$ — слюда, $\text{Mg}_3\text{Ca}(\text{SiO}_3)_4$ — азбест, ZrSiO_4 — циркон та ін.

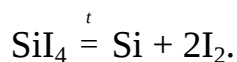
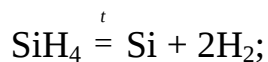
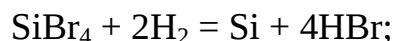
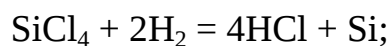
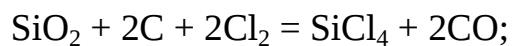
Силіцій — тверда речовина, існує в двох алотропних модифікаціях: кристалічній і аморфній, остання хімічно більш активна. Аморфний Силіцій — бурий порошок, а кристалічний — світло-сірі, блискучі, тверді, дуже крихкі кристали з густиною $2,33 \text{ г/см}^3$, мають температуру плавлення 1420°C . Кристалічна структура Силіцію — алмазоподібна, атоми зв'язані ковалентними зв'язками і перебувають у стані sp^3 -гібридизації.

Силіцій одержують під час виплавки чавуну, до складу якого він входить як небажана домішка. В широких масштабах його застосовують як легуючий матеріал і тоді виплавляють в значних кількостях у вигляді сплаву з залізом $\text{Fe}(\text{Si})$ — феросиліцію. Силіцій надзвичайно широко застосовується в сучасній електроніці для виготовлення напівпровідників і сучасних інтегральних схем.

Вимоги до чистоти (вмісту різних домішок) його елемента дуже різні. Силіцій для напівпровідникових матеріалів має бути надзвичайно чистим, вміст домішок не повинен перевищувати $10^{-5}\%$. Тому для його одержання застосовують методи, що різко відрізняються від методів одержання феросиліцію. Для одержання звичайного силіцію застосовують методи металотермії:

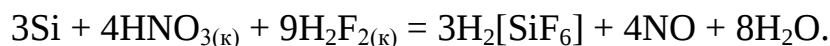
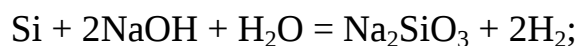


Надчистий Силіцій одержують відновленням дигідрогеном попередньо очищених силіцій тетраклориду чи силіцій тетрабромиду або розкладанням силіцій гідриду чи силіцій тетрайодиду:

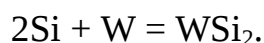
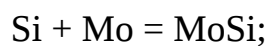
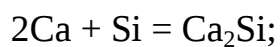
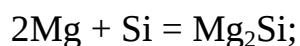
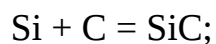
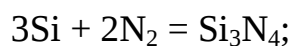
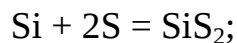
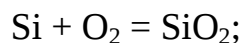


Одержаний силіцій потім очищають різними фізичними методами.

Хімічні властивості силіцію та його сполук. Силіцій на останньому енергетичному рівні має чотири валентні $3s^2 3p^2$ -електрони. Тому в сполуках може виявляти ступені окиснення від -4 до $+4$. Найбільш поширеним є ступінь окиснення $+4$. Елементарний Силіцій — надзвичайно хімічно стійка речовина. З кислотами Силіцій не взаємодіє. Повільно розчиняється тільки в розплавах чи концентрованих розчинах лугів та суміші концентрованих нітратної і плавикової кислот:

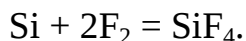
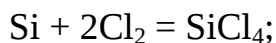


Під час нагрівання Силіцій взаємодіє з металами і неметалами, утворюючи силіциди та інші сполуки. За температури вище 750°C окиснюється киснем повітря до SiO_2 . За температури 2000°C взаємодіє з Карбоном, утворюючи карборунд — речовину, яка за твердістю майже не поступається алмазу і широко застосовується як абразивний матеріал:

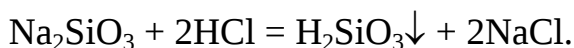
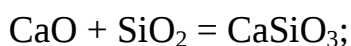
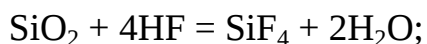
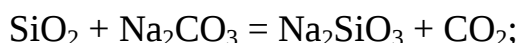
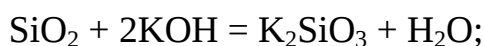


Силіциди перехідних металів є дуже тугоплавкими, твердими і хімічно стійкими сполуками і часто застосовуються в ракетобудуванні.

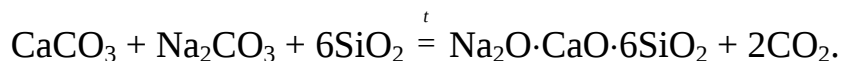
При підвищеній температурі силіцій легко взаємодіє з галогенами, утворюючи тетрагалогеніди:



Під час взаємодії Силіцію з киснем утворюється SiO_2 — кислотний оксид, що утворює силікатні кислоти. SiO_2 в природі існує у вигляді різних кристалічних модифікацій — кварцу, тридиміту, кристобаліту, тощо. В усіх модифікаціях він існує у вигляді полімеру з міцною атомною решіткою, яка побудована з тетраедрів $[\text{SiO}_4]$, що утворюють об'ємну тривимірну сітку. Метасилікатна кислота H_2SiO_3 — слабка, утворює нерозчинні солі, крім солей лужних металів. Натрій метасилікат Na_2SiO_3 під назвою “розчинне скло” широко застосовується в будівельній справі, у виробництві мийних засобів, для закріплення ґрунтів, та ін. Одержують його сплавленням піску з содою при високій температурі. Потім так звану “силікат брилу” в автоклавах за температури 120°C і незначного тиску переводять у розчин Na_2SiO_3 . Виділений з натрій метасилікату гель застосовується як сорбент:



Силіцій (IV) оксид широко застосовується у виробництві скла. Звичайне скло складається з кварцового піску, соди і вапняку. Шихту підсушують, потім розплавляють і скляну масу варять у спеціальних печах за температури $1350\text{--}1400^\circ\text{C}$ протягом декількох годин, а потім з прозорої в'язкої скляної маси формують скляні вироби:



Є безліч сортів і видів звичайного і спеціального скла. Його одержують, додаючи до основної скляної маси різні добавки. Як правило, це тугоплавкі оксиди різних металів, які надають склу тих чи інших властивостей. У склі, що називається кришталю, наприклад, масова частка PbO становить 27 %. Плавлячи чистий кварцовий пісок, можна одержати дуже тугоплавке і термічно стійке “кварцове скло”. Додаванням до основної скляної маси оксидів кобальту, нікелю, феруму, хрому та інших металів одержують різнокольорове скло.

Велика кількість глини, піску і карбонатів кальцію та магнію використовується для виробництва цементу. Зараз в Україні виробляється більше 4,3 млн. т цементу на рік. Для цього вологу розмелену масу вихідних компонентів спікають у спеціальних обертових нахилених печах за температури 1300–1350°C протягом декількох годин. Опалюють такі печі природним або супутніми газами. В результаті цього утворюється тверда спечена маса, що називається *цементним клінкером*. Цементний клінкер є сумішшю силікатів кальцію і магнію та відповідних алюмінатів, алюмосилікатів і феритів, наприклад CaSiO_3 , $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$, $\text{Mg}(\text{FeO}_2)_2$, Ca_2SiO_4 , $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, 2SiO_2 та ін. Клінкер тонко розмелюють і фасують у паперові мішки.

Під час змішування цементу з водою за рахунок утворення різних кристалогідратів цементна маса тужавіє і твердне, стає як камінь. Цементний розчин, змішаний з піском і дрібним шлаком або гравієм, називається бетоном і надзвичайно широко застосовується в будівництві.

Цемент є різних марок, наприклад: 400, 500, 600 тощо. Марка цементу означає граничне навантаження, яке витримує цементний розчин певної концентрації після повного тверднення. Вважається, що процес тверднення цементного розчину повністю закінчується через 24 доби.

§8.13. ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

ГІДРОГЕН

1. Скільки ізотопів існує для елемента Гідрогену?

Відповідь: 3

2. Що таке "важка вода", які її фізичні властивості? Вкажіть різницю молекулярних мас води звичайної і "важкої".

Відповідь: 2.

3. Водень взаємодіє з киснем і натрієм. В якій реакції він має властивості окисника? Вкажіть молекулярну масу сполуки, що утворюється в цій реакції.

Відповідь: 24.

4. Що таке водневий зв'язок? На фізичні властивості якої з перерахованих сполук: етанол, етаналь, вода, кальцій гідрид, гідроген хлорид, він має істотний вплив? Вкажіть її молекулярну масу.

Відповідь: 18.

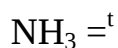
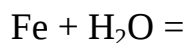
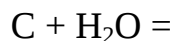
5. Що таке "водяний газ" і як його одержують в промисловості? У відповіді вкажіть суму молекулярних мас сполук, що його складають.

Відповідь: 48. (CO, H₂, H₂O)

6. Як одержують у промисловості "синтез-газ"? Напишіть відповідне рівняння реакції і вкажіть суму його коефіцієнтів.

Відповідь: 6.

7. За якою з наведених реакцій одержують водень в промисловості?

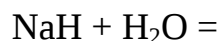
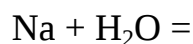


У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів цього рівняння.

Відповідь: 4.

8. За якою з наведених реакцій одержують водень в лабораторії?





У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів цього рівняння.

Відповідь: 5.

9. У багатотонажному виробництві якого твердого добрива використовують водень, як вихідну сполуку? Вкажіть його молярну масу.

Відповідь: 80.

10. Яку найбільш поширену сполуку на Землі утворює Гідроген? Вкажіть суму протонів атомів елементів, що її утворюють.

Відповідь: 9.

11. В закритій посудині прореагувало 6 л кисню і 4 л водню. Після реакції суміш газів, що залишилися привели до нормальних умов. Який став її об'єм?

Відповідь: 4.

12. Скільки літрів водню (н.у.) виділиться під час електролізу 18 л води, якщо повнота проходження реакції електролізу становить 95%?

Відповідь: 42560 л.

13. Скільки літрів водню (н.у.) виділиться під час взаємодії 46 г натрію з водою?

Відповідь: 22,4 л.

14. Як вплине на швидкість реакції утворення аміаку підвищення тиску в 3 рази в реагуючій суміші?

Відповідь: зросте в 9 разів.

15. Безбарвний газ А з різким запахом добре розчиняється у воді і цей розчин реагує з магнієм, виділяючи горючий газ Б, який під час нагрівання з магнетитом виділяє метал. Напишіть рівняння реакцій і вкажіть суму коефіцієнтів біля речовини Б.

Відповідь: 5.

16. Суміш, що містить 3,36 л водню і 6 л азоту (н.у.), пропустили над каталізатором за підвищеної температури і тиску. Газ, що утворився, пропустили через 50 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 30 % густиною $1,2 \text{ г/см}^3$. Яка масова частка солі в розчині? Вважати, що всі реакції відбуваються повністю.

Відповідь: 10,7%.

17. У герметичну посудину об'ємом 2,5 л, що містить 200 мл води, вкинули 2,3 г натрію. Визначте тиск у посудині після закінчення реакції і приведення газової суміші до нормальних умов.

Відповідь: 200 кПа.

18. Гази, одержані розкладанням 6,4 г амоній нітриту і взаємодією 7,29 г магнію з розчином розбавленої хлоридної кислоти за відповідних умов, вступили в реакцію, а газ, що утворився розчинили в 300 мл води. Визначте сполуку, що утворилася і масову частку її в розчині в процентах.

Відповідь: 21%.

19. Відносна густина суміші водню з азотом за гелієм дорівнює 6. Визначте об'ємну частку водню в суміші.

Відповідь: 15,4%.

20. Для синтезу аміаку застосовують суміш газів з об'ємною густиною за гелієм 2,4. Визначте об'єми водню і азоту, які потрібні для приготування 450 л такої суміші.

Відповідь : H_2 - 318,5 л; N_2 - 131,5 л.

ОКСИГЕН

21. Які алотропні видозміни Оксигену ви знаєте? Яка найбільша кількість атомів вміщується в одній з них?

Відповідь: кисень, озон; 3.

22. Які ступені окиснення виявляє Оксиген в сполуках? Яка сума ступенів окиснення його в сполуках: O_2 , H_2O_2 , K_2O , OF_2 , Fe_3O_4 , CaO ?

Відповідь:

23. Прокалили 0,35 моль калій перманганату. Який об'єм кисню виділився (н. у.)?

Відповідь: 3,92 л.

24. Який об'єм повітря потрібний для повного спалювання 64 г сірки? Вважати, що об'ємна частка кисню в повітрі вважати дорівнює 20%.

Відповідь: 224 л.

25. Яким способом одержують кисень у промисловості?. Який об'єм (н.у.) займає 1 кг рідкого кисню?

Відповідь: 700 л.

26. Скільки кисню виділяється під час розчинення у воді 8,6 г Na_2O ?

Відповідь: 1,23 л.

27. Вміст кисню в повітрі становить 20%. Скільки літрів кисню (н.у.) можна одержати з 350 кг повітря?

Відповідь: 54070 л.

28. Який з оксидів мангану утвориться під час взаємодії 16,5 г мангану з 4,48 л кисню (н.у.)?

Відповідь: Mn_3O_4 .

29. В суміші було 2 моль NO і 2 моль O_2 ; 25% O_2 прореагувало. Який об'ємний склад (%) суміші, що утворилася? Який вихід NO_2 в (%) від теоретичного?

Відповідь: 38,46% O_2 ; 30,77% NO ; 30,77% NO_2 ; 50%.

30. Якщо в системі $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ об'єм зменшити в два рази, то в скільки разів збільшиться швидкість реакції?

Відповідь: у 8.

31. Розрахуйте середню молекулярну масу повітря, якщо його об'ємний склад дорівнює: N_2 - 78,09%, O_2 - 20,95, CO_2 - 0,03 і Ar - 0,93%.

Відповідь: 29.

32. Визначте метал, в оксиді якого масова частка Оксигену становить 53,3 %.

Відповідь: Mg.

33. Під час пропускання 16,4 л кисню через озонатор одержано 14 л розчину газу. Визначте масову частку озону в газовій суміші в процентах.

Відповідь: 50,5%.

34. Скільки літрів повітря потрібно для спалювання 20 л еквімолекулярної суміші метану з етаном?

Відповідь: 275 л.

35. Яка кількість теплоти виділяється під час спалювання 35,84 л суміші пентану з гексаном, якщо відносна густина її за гелієм становить 20,185. Під час згоряння 1 моль пентану виділяється 3118 кДж, а 1 моль гексану — 3707,5 кДж теплоти.

Відповідь: 5578 кДж.

36. Спалили 40 мл суміші водню з киснем. Після згоряння об'єм суміші становив 31 мл. Визначити об'ємну частку водню в суміші (%) вважаючи, що вода конденсувалася.

Відповідь: 15%.

37. Під час згоряння метанолу масою 12,8 г виділяється 234,6 кДж теплоти. Яка кількість теплоти утворилася, якщо в реакцію вступило 0,1 моль кисню?

Відповідь : 39,2 кДж.

38. В результаті взаємодії дигідроген сульфід з сульфур (IV) оксидом утворилося 100 г сірки. Який об'єм дигідроген сульфід вступив у реакцію?

Відповідь: 46,7 л.

39. Який об'єм повітря потрібний для повного згоряння 4,4 г H_2S ?

Відповідь: 22 л.

40. Під час окиснення газу 1 концентрованою сульфатною кислотою утворюється проста речовина 2, складна речовина 3 і вода. Розчини речовин 1 і 3 реагують між собою з утворенням осаду речовини 2. Назвіть ці речовини, напишіть рівняння реакцій і вкажіть суму їх коефіцієнтів.

Відповідь: 1- H_2S ; 2- SO_2 ; 3- S ; 13.

НІТРОГЕН

41. Напишіть, які існують сполуки Нітрогену з Оксигеном і вкажіть суму ступенів окиснення Нітрогену в цих сполуках.

Відповідь: 15.

42. Напишіть електронну формулу молекули азоту і вкажіть, скільки електронів бере участь у зв'язках між атомами.

Відповідь: 6.

43. З представленого ряду речовин виберіть ту, яка може бути тільки окисником: HNO_2 , NH_3 , NO_2 , KNO_3 , N_2O , N_2O_3 . У відповіді вкажіть її молярну масу.

Відповідь: 101.

44. Розкладанням якої речовини одержують азот в лабораторії? Скільки грамів цієї речовини потрібно для одержання 3 л азоту (н.у.).?

Відповідь: 8,57 г.

45. Визначте об'ємну частку азоту (%) в суміші з воднем, якщо густина за гелієм цієї суміші дорівнює 6.

Відповідь: 84,6%.

46. Напишіть рівняння окиснення аміаку при наявності каталізатора, вкажіть суму коефіцієнтів реакції.

Відповідь: 19.

47. Який об'єм кисню потрібно взяти для каталітичного окиснення 60 л аміаку?

Відповідь: 75 л.

48. Який об'єм газу виділиться під час взаємодії розбавленої нітратної кислоти з 12,8 г міді?

Відповідь: 2,98 л.

49. Скільки калій нітрату утвориться під час пропускання 0,15 моль (н.у.) нітроген (IV) оксиду через розчин КОН об'ємом 120 мл, масовою часткою 25% і густиною 1,23 г/см³?

Відповідь: 76 г.

50. Суміш міді з її оксидом обробили концентрованою нітратною кислотою. Виділилося 4,48 мл газу. Яка масова частка купрум (II) оксиду у вихідній суміші?

Відповідь: 55,6%.

51. Яка маса солі утвориться під час взаємодії 166,65 г нітратної кислоти з 112 г КОН?

Відповідь: 202 г.

52. На мідний порошок масою 25,6 г подіяли надлишком нітратної кислоти. Утворилося 67,9 г безводної солі. Розрахуйте вихід солі.

Відповідь: 90,3%.

53. Масова частка Нітрогену в добриві становить 35 % . Добриво містить амоній нітрат. Яка масова частка амоній нітрату в добриві?

Відповідь: 100%.

54. Яку масу амоній нітрату потрібно внести в ґрунт на площі 10 га, щоб у перерахунку на зв'язаний Нітроген кількість його становить 60 кг на гектар?

Відповідь: 1714 кг.

55. Яка маса амоній сульфату містить таку саму кількість зв'язаного Нітрогену, як і 14 кг амоній нітрату?

Відповідь: 23,1 кг.

56. Газ, одержаний під час розкладання NaNO_3 , змішали з газом, який одержали дією надлишку КОН на 32,5 г цинку. Знайдіть масу речовини, яка утворилася після вибуху суміші цих двох газів.

Відповідь: 9 г.

57. Знайдіть найпростішу формулу речовини, в якій масова частка Оксигену 47,53%, Нітрогену 13,86%, Калійю 38,61%. Який об'єм газу виділиться при нагріванні 40,4 г цієї речовини?

Відповідь: 4,48 л.

58. На суміш алюмінію з міддю масою 20 г поділяли концентрованою нітратною кислотою. Виділився газ об'ємом 8,96 л. Знайдіть масову частку алюмінію в суміші.

Відповідь: 36%.

59. Змішали 100 мл суміші N_2O і NO з 100 мл кисню. Після реакції об'єм суміші становив 175 мл. Визначте об'ємну частку N_2O в суміші в процентах.

Відповідь :50%.

60. Вихідна суміш газів для синтезу аміаку мала густину 0,5536 г/л (н.у.). Після закінчення реакції і відокремлення рідини при охолодженні нижче $-36^{\circ}C$ відносна густина суміші газів за воднем становила 6,7. Визначте вихід реакції (%) від теоретично можливого.

Відповідь: 25,5%.

ХЛОР

61. У лабораторних умовах хлор одержують дією концентрованої хлоридної кислоти на манган діоксид або калій перманганат. Запишіть відповідні рівняння реакцій, у відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь.

Відповідь: 44.

62. У промисловості хлор одержують електролізом розчину натрій хлориду. Напишіть рівняння реакції і розрахуйте, скільки хлору виділиться під час електролізу 120 кг розчину натрій хлориду з масовою часткою 20 %?

Відповідь: 4,6 м³.

63. Розрахуйте масову частку хлоридної кислоти, яка утворилася під час розчинення гідроген хлориду, який одержали з 29,75 г натрій хлориду у 50 мл води.

Відповідь: 27,07 %.

64. В суміші, яка містила 3 об'єми водню і 1 об'єм хлору, вступило в реакцію 0,3 об'єми хлору. Визначте об'ємна частка (%) в суміші після реакції.

Відповідь: HCl - 15%; Cl_2 - 17,5%; H_2 - 67,5%.

65. У 500 мл води розчинили 89,6 л газоподібного HCl , виміряного за нормальних умов. Яка масова частка хлоридної кислоти, що утворилася, в розчині?

Відповідь: 22,6 %.

66. У 200 мл розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 % ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) на холоді пропустили 4,48 л хлору. Які солі і в якій кількості утворилися?

Відповідь: NaCl - 11,7 г; NaClO - 14,9 г.

67. Розчин, що утворився під час пропускання 22,4 л хлору в 800 мл з масовою часткою розчину натрій гідроксиду 20 %, нагріли. Розрахуйте масові частки солей, що утворилися, в розчині.

Відповідь: NaCl - 33,58%; NaClO_3 - 13,37%.

68. Через 75 г гарячого розчину мурашиної кислоти з масовою часткою 10% пропустили газоподібний хлор до одержання кислот, масові частки яких зрівнялися. Визначте молярну концентрацію кожної з кислот.

Відповідь: HCOOH - 0,0267 моль/л; HCl - 0,0336 моль/л.

69. Після прожарення 22,12 г калій перманганату утворилося 21,16 г твердої суміші. Який максимальний об'єм хлору можна одержати, якщо діяти на суміш, що утворилася, концентрованою хлоридною кислотою?

Відповідь: 7,012 л.

70. Який об'єм хлору (н.у.) можна одержати з 1 м^3 розчину ($\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою натрій хлориду 20,7% і магній хлориду 4,3 %?

Відповідь: 61,2 м^3 .

71. Під час нагрівання бертолетової солі реакції розкладання відбуваються або з утворенням калій перхлорату, або з виділенням кисню. Розрахуйте, скільки бертолетової солі (%) розклалося за цими реакціями, якщо

після повного розкладання 73,5 г бертолетової солі одержали 33,5 г калій хлориду?

Відповідь: з виділенням O_2 -66,7%; з виділенням $KClO_4$ - 33,3%.

72. Під час оброблення 200 мл розчину калій йодиду хлором виділилося 2,54 г темно-сірого осаду. Яка масова частка калій йодиду в розчині в процентах?

Відповідь: 1,66%.

73. Під час термічного розкладання 20,85 г хлориду фосфору виділилося 7,1 г хлору. Яка валентність фосфору в хлориді?

Відповідь: 5.

74. Напишіть реакцію взаємодії між гідроген хлоридом і кальцій гіпохлоритом і вкажіть суму коефіцієнтів реакції.

Відповідь: 6.

75. Скільки мілілітрів розчину КОН концентрацією 12 моль/л потрібно витратити на нейтралізацію кислот, які утворюються під час взаємодії 1,5 моль $POCl_3$ з надлишком води?

Відповідь: 750 мл.

76. Порошок окисненого заліза масою 10 г прохлорували і одержали 24,5 г хлориду заліза. Розрахуйте масову частку окисненого заліза в суміші.

Відповідь: 84,4%.

СУЛЬФУР

77. Наважку порошку заліза і дворазову масу сірки нагріли без доступу повітря. Які сполуки утворилися? Вкажіть суму їх молярний мас.

Відповідь: 206.

78. На повітрі сірка згоряє, утворюючи газ. Який ступінь окиснення сірки в цьому газі?

Відповідь: 4.

79. Напишіть реакцію випалення піриту і вкажіть суму коефіцієнтів рівняння реакції.

Відповідь: 25.

80. Розрахуйте вміст піриту в концентраті, якщо після випалення 1 т піриту (повнота випалення 98%) утворилося $358,4 \text{ м}^3 \text{ SO}_2$.

Відповідь: 97,96%.

81. Через розчин, що містить 10 г натрій гідроксиду, пропустили 13 л дигідроген сульфід. Яка сіль і в якій кількості утворилася?

Відповідь: 14 г.

82. Розрахуйте масу сірки, яку потрібно спалити, щоб одержати 300 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 15 %.

Відповідь: 14,7 г.

83. Суміш ферум(II) сульфід і піриту, масою 20,8 г прожарили, при цьому утворилося 6,72 л газу (н.у.). Визначте масу твердого залишку.

Відповідь: 16 г.

84. Суміш 2 л кисню і сульфур(IV) оксиду прореагувала, при цьому утворилося 0,17 г сульфур(VI) оксиду. Визначте об'ємні частки компонентів суміші (%), якщо сульфур(IV) оксид прореагував повністю.

Відповідь: 2,38 % SO_2 , 97,62 % O_2 .

85. До 40 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 12 % добавили 4 г SO_3 . Яка масова частка кислоти в одержаному розчині в процентах?

Відповідь: 22%.

86. Яку кількість піриту треба окиснити, щоб одержати 250 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 40 %?

Відповідь: 61,2 %.

87. Визначте масову частку кислоти (%), що утворилася під час розчинення в 200 мл води газу, що виділився після спалювання 4,8 г сірки.

Відповідь: 5,8%.

88. Визначте масову частку дигідроген сульфїду в розчинї (%), який одержали розчиненням натрій сульфїду масою 39 г в 2л хлоридної кислоти з масовою часткою 5 %.

Відповідь: 0,85%.

89. Чистота технічного FeS становить 88%. Який об'єм H_2S можна одержати з 12 кг такого продукту?

Відповідь: 2,69 м³

90. Під час спалювання 2,66 г речовини утворилося 1,54 г CO_2 і 2,24 г SO_2 . Визначте молярну масу речовини.

Відповідь: 76.

91. Під час взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою виділився газ, після пропускання якого через розчин КОН одержали 0,4 л розчину калій сульфїту молярною концентрацією 0,3 моль/л. Яка кількість міді прореагувала?

Відповідь: 7,68 г.

92. Суміш вуглецю, силіцію та сірки масою 10 г прореагувала з концентрованою сульфатною кислотою. Залишилося 0,16 г нерозчинної речовини. Газ, що виділився, пропустили через сірководневу воду. Утворилося 4,5 г осаду. Визначте кількість грамів вуглецю в суміші.

Відповідь: 4,7 г.

93. Скільки ферум сульфїду треба взяти, щоб під час оброблення її соляною кислотою виділилася така кількість газу, що з 17,5 мл розчину з масовою часткою КОН 25 % ($\rho=1,28 \text{ г/см}^3$) утворилася б кисла сіль?

Відповідь: 8,8 г.

94. Яке з фосфатних добрив: фосфорит, преципітат, фосфід кальцію, суперфосфат подвійний, амофос має найбільший вміст фосфору?

Відповідь: суперфосфат.

95. Яку масу фосфору можна одержати з 7,5 кг фосфориту, що містить 5% домішок. Вихід реакції вважати 100%.

Відповідь: 1,42 кг.

96. Скільки грамів P_2O_5 потрібно додати до 500 мл розчину з масовою часткою ортофосфатної кислоти 45% ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$), щоб її масова частка збільшилася на 15%?

Відповідь: 129,76 г.

97. З фосфориту масою 1300 кг одержали 600 кг ортофосфатної кислоти. Знайдіть масову частку кальцій фосфату в природному фосфориті, якщо виробничі втрати становить 12%.

Відповідь: 83%.

98. В речовині масова частка Натрію 42,1%, Фосфору 18,9 і Оксигену 39,0%. Знайдіть молекулярну формулу речовини.

Відповідь: Na_3PO_4 .

99. Під час повного згоряння 19,2 г речовини, молекула якої містить 1 атом Фосфору, виділилося 8,96 г CO_2 і утворився розчин, що містить ортофосфатну кислоту, масою 46,4 г. На нейтралізацію цієї кислоти було витрачено 120 мл розчину КОН концентрацією 1 моль/л. Знайдіть формулу речовини.

Відповідь: CH_3PH_2 .

100. Які солі і в якій кількості утворилися, якщо 29,4 г фосфатної кислоти вступило в реакцію з 32,0 г натрій гідроксиду.

Відповідь: 32,8 г Na_3PO_4 ; 14,2 г Na_2HPO_4 .

КАРБОН

101. Скільки алотропних видозмін вуглецю ви знаєте? Яку кристалічну решітку має алмаз?

Відповідь: 6, молекулярну.

102. Під час термічного розкладання 96, 0 г суміші кальцій і магній карбонатів утворилося 22,4 л CO_2 , виміряного за нормальних умов. Визначте склад твердої суміші.

Відповідь: 75% $CaCO_3$; 25% $MgCO_3$.

103. Після пропускання 3 м³ повітря через розчин Ca(OH)₂ виділилося 2,8 г білого осаду. Визначте масову частку CO₂ в повітрі.

Відповідь: 0,21%.

104. Під час згоряння суміші газів CO і CO₂ об'ємом 48 мл в надлишку кисню об'єм суміші зменшився на 6 мл. Розрахуйте об'ємний вміст CO в суміші.

Відповідь: 25% CO.

105. Скільки поташу K₂CO₃ з масовою часткою домішок 30 %, крейди, чистота якої 80%, і піску з масовою часткою SiO₂ 90 % потрібно для виплавлення 120 кг скла складу K₂O · CaO · 6SiO₂?

Відповідь: K₂CO₃- 46,37 кг; CaCO₃ - 29,41 кг; SiO₂ - 94,11 кг.

106. Суміш вапняку і піску прожарюють до сталої маси, при цьому маса суміші зменшилася на 12 %. Визначте масову частку піску в суміші в процентах.

Відповідь: 72,73 %.

107. Графіт — надзвичайно хімічно інертна сполука, але він поступово розчиняється в концентрованих сульфатній і нітратній кислотах. Які продукти при цьому утворюються ? Напишіть рівняння реакцій і у відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

Відповідь: 20.

Розділ 9.

Метали та їх властивості

§9.1. Загальні властивості металів

Як відомо, усі хімічні елементи залежно від властивостей простих речовин, які вони утворюють, поділяють на метали та неметали. Така класифікація елементів певною мірою умовна. Наприклад, деякі елементи, що належать до металів – германій, стибій, виявляють окремі властивості, характерні для неметалів, тобто займають проміжне положення між двома групами елементів. З іншого боку, окремі металічні властивості можуть виявляти деякі елементи – неметали, наприклад силіцій, арсен, телур.

Звичайно до неметалів відносять 22 елементи. Решта елементів належать до металів. У періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва неметали і метали займають певні області (табл. 9.1).

Т а б л и ц я 9.1. Положення елементів (металів і неметалів) у періодичній системі Д.І.Менделєєва

Н

He

	L	B			B	C	N	O	F	N
i	e								e	
	N	H			A	S	P	S	C	A
a	g			l	i			l	r	
	K	C	S	T	C	G	A	S	B	K
	a	e	i-Zn	a	e	s	e	r	r	
	R	S	Y	C	I	S	S	T	I	X
b	r		r-Cd	n	n	b	e		e	
	C	B	L	H	T	P	B	P	A	R
s	a	a-Lu	f-Hg	e	b	i	o	t	n	
	F	ra	A	K						

З таблиці видно, що до металів належать: усі s-елементи (за винятком H і He); усі *d*- і *f*-елементи; *p*-елементи III групи (за винятком B); деякі *p*-елементи IV – VI груп (IV – Ge, Sn, Pb; V – Sb, Bi; VI – Po). Отже, метали займають ліву частину періодичної системи і розміщені під діагоналлю Al – Po.

Вступаючи у хімічні перетворення, атоми металів звичайно віддають свої валентні електрони. Кількісно здатність атома віддавати електрони характеризується енергією йонізації. Про легкість віддавання електронів атомами металів можуть свідчити низькі значення їхньої енергії йонізації порівняно з неметалами (табл.9.2).

Т а б л и ц я 9.2. Енергія йонізації атомів деяких елементів $E \rightarrow E^+ + e^-$.

Елемент	Енергія йонізації, кДж/моль	Елемент	Енергія йонізації, кДж/моль
<i>Li</i>	519	<i>H</i>	1310
<i>Na</i>	498	<i>O</i>	1314
<i>Mg</i>	736	<i>S</i>	1000
<i>Fe</i>	761	<i>Cl</i>	1255
<i>Cu</i>	745	<i>Ar</i>	1519

Здатність віддавати електрони зростає із зменшенням числа їх на зовнішньому енергетичному рівні і з віддаленням зовнішнього енергетичного рівня від атомного ядра. В обох випадках це зумовлено збільшенням розміру атома. Більшість атомів металів має 1 – 3 валентних електрони, але може бути чотири, п'ять і навіть шість, наприклад Sn... $5s^25p^2$, Bi... $6s^26p^3$, Po... $6s^26p^4$.

Отже, здатність атомів віддавати електрони і металічність елементів у періодах зменшуватиметься, а в підгрупах – збільшуватиметься з ростом порядкового номера елемента.

§9.2. Метали в природі та їх одержування

Деякі метали (золото, срібло, мідь, ртуть, платина) трапляються в природі у вигляді простих речовин – самородних металів. Більшість же металів входить до складу різних мінералів. Наприклад, залізо міститься в мінералах магнетиті Fe_3O_4 , гематиті Fe_2O_3 , піриті FeS_2 тощо.

Мінерали або суміші їх, придатні для промислового одержування металів, називаються рудами. Залежно від того, які сполуки металів входять в руду, розрізняють оксидні ($\text{Al}_2\text{O}_3, \text{Cu}_2\text{O}, \text{Fe}_2\text{O}_3$), сульфідні ($\text{MoS}_2, \text{ZnS}, \text{FeS}_2$), фосфатні ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), карбонатні ($\text{FeCO}_3, \text{MgCO}_3$), хлоридні ($\text{MgCl}_2, \text{KCl}, \text{NaCl}$), сульфатні ($\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), силікатні та інші руди. Рудами звичайно є й суміші самородного металу або його сполуки з різними силікатами. Домішки, що супроводжують метал чи його сполуку в руді, називають пустою породою.

Склад природних сполук металів залежить від реакційної здатності металу, загального поширення, хімічної активності та розчинності відповідних його сполук. Деякі метали зустрічаються в природі у вигляді мінералів, які самі по собі мають велике практичне значення і широко застосовуються для різних потреб. Це хлориди натрію і калію, гіпс, вапняк, каолін, корунд, рубін, пірит тощо. Здебільшого ж багаті на той чи інший метал руди використовуються як вихідні матеріали для видобування відповідних металів.

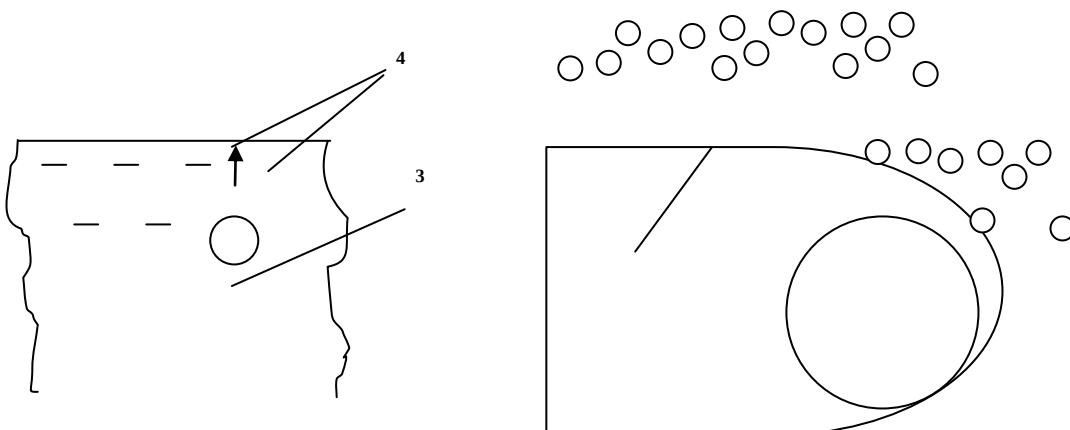
Галузь промисловості, що займається видобутком металів з руд, називається *металургією*. Для одержання металів використовують руди, що містять достатню кількість металу у вигляді сполук, доступних для хімічних перетворень. При цьому враховується також поширення металів у природі. Так, титан одержують з руд з масовою часткою TiO_2 6 – 30%, а у виробництві

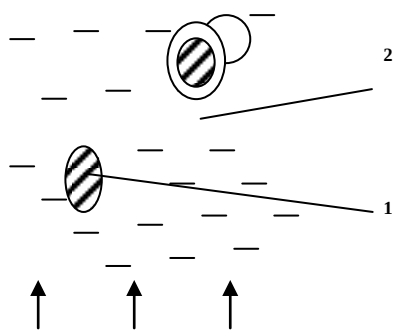
вольфраму застосовують руди, що містять 0,14 – 0,5% WO_3 . Металургія охоплює як процеси одержання металів, так і підготовку металічних руд до їх переробки на метал (подрібнення, збагачення тощо). Для одержання металів у вільному стані потрібно спочатку очистити їх природні сполуки, а потім здійснити процес відновлення.

Збагачення руд. Однією з найважливіших стадій переробки руд є їх збагачення, що полягає у відокремленні пустої породи для підвищення вмісту в руді корисного мінералу. Для збагачення руд користуються такими методами, як флотація, магнітна сепарація, гравітаційна сепарація тощо. Часто використовують комбінацію кількох методів.

Процес флотації ґрунтується на різній здатності води змочувати часточки пустої породи і корисного мінералу при наявності флотаційних реагентів - спеціальних речовин, які вибірково адсорбуються на поверхні часточок корисного мінералу і не адсорбуються на часточках пустої породи. Внаслідок адсорбції флотаційних реагентів часточки корисного мінералу набувають здатності не змочуватися водою.

Для проведення флотації подрібнену руду вміщують у флотаційну машину - резервуар з водою, на дні якого є вузькі отвори для нагнітання повітря. В воді розчиняють флотаційний реагент. Бульбашки повітря прилипають до часточок мінералу, що не змочуються водою, і піднімають їх на поверхню розчину(рис. 9.1). Часточки ж пустої породи, що добре змочуються, не прилипають до бульбашок повітря і осідають на дно посудини. Збагачену руду знімають з поверхні розчину. Так, зокрема, збагачують сульфідну поліметалічну руду, яка не змочується водою.





Повітря

Рис. 9.1

Рис.9.1. Схема збагачення руди методом флотації: 1-часточка пустої породи; 2-часточка мінералу; 3-адсорбований шар флотаційного реагенту; 4-бульбашки повітря.

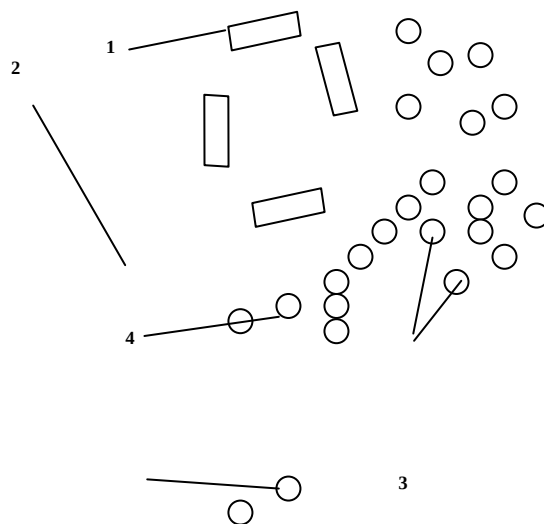


Рис. 9.2

Рис. 9.2. Схема збагачення руди методом магнітної сепарації: 1-барабан з електромагнітами; 2-конвеєр; 3-часточки пустої породи; 4-часточки збагаченої руди.

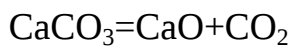
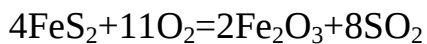
Гравітаційна сепарація ґрунтується на різниці густини корисного мінералу і домішок. При цьому розділення здійснюють за допомогою важких розчинів, які мають проміжну густину. Часточки легкого компонента спливають на поверхню, а важкого - осідають на дно посудини.

Метод магнітної сепарації використовується для збагачення руд, корисний мінерал яких має магнітні властивості, наприклад магнітний залізняк. В цьому випадку на барабан з електромагнітами, що обертається, з допомогою конвеєра подається подрібнена руда. Феромагнітні часточки притягуються магнітом і переносяться ним у збірник руди, а пуста порода зсипається з стрічки конвеєра в інше місце (рис. 9.2). Для більш ретельного відокремлення пустої породи магнітну сепарацію руди повторюють декілька разів. Для одержання благородних металів часто користуються механічним

способом відокремлення пустої породи. Так, домішки легких силікатних порід в процесі одержання золота, платинових металів можна вимити водою, оскільки вони мають значно меншу густину, ніж метал. Для більш повного вилучення самородного металу з пустої породи руду обробляють розчинником, який розчиняє метал і не розчиняє пусту породу.

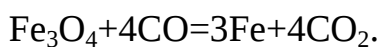
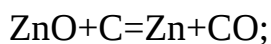
Внаслідок збагачення руд дістають продукт - рудний концентрат.

Метали найчастіше одержують методом відновлення їх оксидів, тому багато сполук металів на першій стадії переробки піддають випалюванню, наприклад:

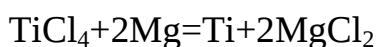
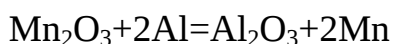


Відновлення металів. Залежно від активності металу застосовують різні відновники, а через це й різні способи одержання металів. Розрізняють пірометалургійні і гідрометалургійні методи одержання металів.

П і р о м е т а л у р г і я – це процес одержання металів відновленням їхніх сполук за високих температур. Як відновник у пірометалургії широко застосовують вуглець (у вигляді коксу) або карбон (II) оксид. Такий варіант пірометалургії називається карботермією. За цим способом одержують чорні метали, бісмут, олово, свинець, цинк. Наприклад:

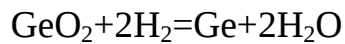
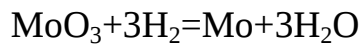


Процес відновлення оксидів або галогенідів активними металами (Al, Mg, Na, Ca, Ba) називається металотермією. Цим методом користуються для одержання титану, цирконію, рідкісноземельних елементів, урану, торію, хрому тощо. Наприклад:



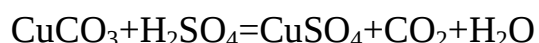
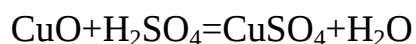
Досить поширеним відновником є водень. На його використанні ґрунтується метод порошкової металургії. Суть його полягає у відновленні

оксидів металів воднем при високій, але недостатній для розплавлення температурі. Так одержують порошкоподібний кобальт, нікель, залізо, молібден, вольфрам, германій та багато інших металів:

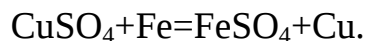


Відновлення часто проводять електролізом розплавів сполук металів. Такий метод одержання металів називають піроелектрометалургійним (одержання лужних і лужноземельних металів, алюмінію, титану тощо). Електрохімічні методи застосовують для одержання дуже активних металів, які важко, або зовсім не можна одержати, використовуючи звичайні відновники.

Г і д р о м е т а л у р г і я — це одержання металів відновленням їхніх сполук у водних розчинах. За цим способом перероблену руду(концентрат) обробляють відповідними реагентами для переведення сполуки металу в розчин. Як розчинники використовують воду, кислоти, розчини лугів. З розчину метал можна витіснити іншим металом (метод цементації). Наприклад, для одержання міді оксидні або карбонатні руди розчиняють у сульфатній кислоті:



а потім мідь витісняють із розчину CuSO_4 залізом:



Методом цементації одержують золото, срібло, уран, цинк тощо.

Іншим варіантом гідрометалургійного методу є виділення металів електролізом водних розчинів їх сполук.

Сучасній науці і техніці необхідні метали з незначним вмістом домішок. Щоб одержати метал високої чистоти, технічний метал піддають додатковій переробці. Існує багато способів очищення металів: електрорафінування,

перегонка металів у вигляді легколетючих сполук з наступним їх розкладанням, дистиляція, вакуумна плавка, зонна плавка тощо.

§9.3. Будова металів

Більшість металів у твердому стані належать до кристалічних речовин. Для них характерне утворення металічної кристалічної решітки, у вузлах якої розміщуються переважно іонізовані атоми. Частіше всього метали кристалізуються в об'ємноцентрованій кубічній (лужні метали, хром, ванадій, β -титан, α -залізо та ін.), гранецентрованій кубічній (алюміній, мідь, срібло, золото, γ -залізо, нікель, платина, паладій тощо) та в гексагональній щільноупакованій (берилій, магній, цинк, кадмій, α -титан та ін.) решітках (рис. 9.3).

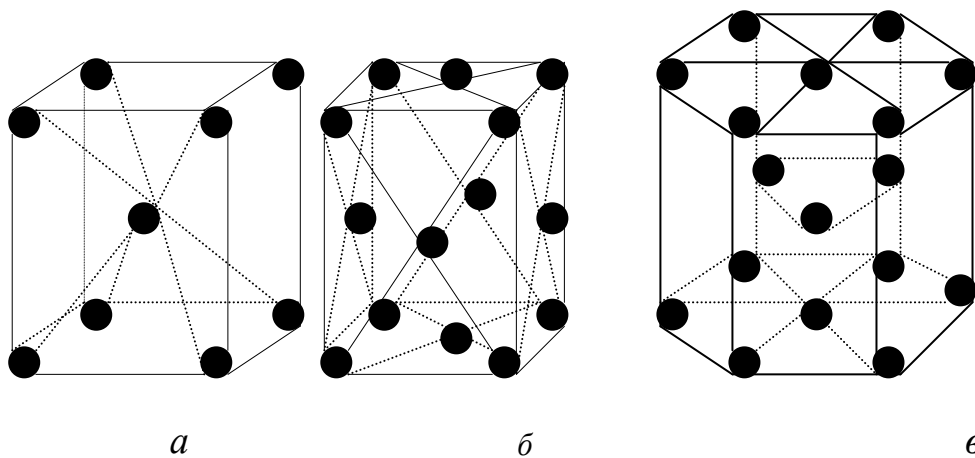


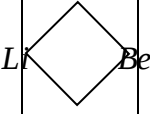
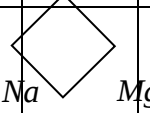
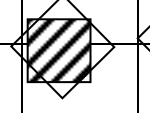
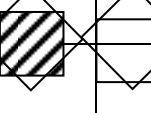
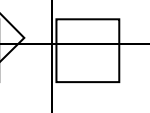
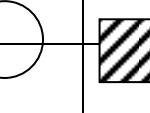
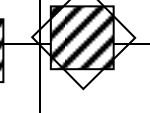
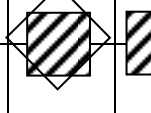
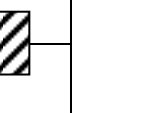
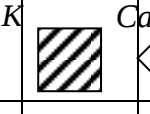
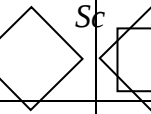
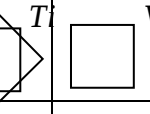
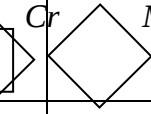
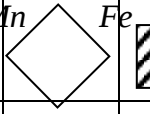
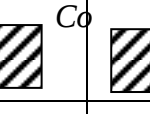
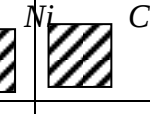
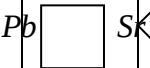
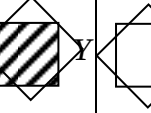
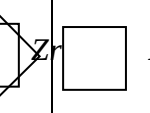
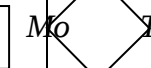
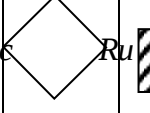
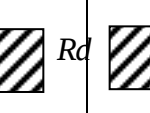
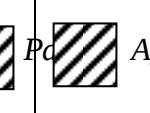
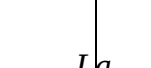
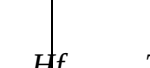
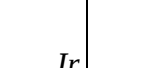
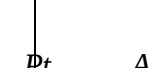
Рис.9.3. Кристалічні решітки металів:

a - об'ємноцентрована кубічна; *б* - гранецентрована кубічна; *в* - гексагональна щільноупакована

Між кристалічною будовою металів і їх положенням у періодичній системі елементів існує досить чіткий взаємозв'язок (табл. 9.3). Деякі метали можуть існувати в кількох модифікаціях, що відрізняються типом кристалічної структури. Так, у двох алотропних модифікаціях, стійких за різних температур, існують титан, цирконій, скандій, лантан, уран, церій. Хром,

кальцій, олово мають три кристалічні модифікації, манган - чотири, а плутоній - шість.

Т а б л и ц я 9.3. Залежність між кристалічними решітками металів та їх положенням у періодичній системі елементів

I A	I IA	I IIB	I VIB	V B	V IB	V IIB		V IIIB		I B
										
										
										
										
										
										

П р и м і т к а. В таблиці позначення структур такі.

 – об'ємноцентрована кубічна структура;  – гранецентрована кубічна структура;  – гексагональна щільноупакована структура;  – має три кубічні модифікації.

Будовою кристалічної решітки визначаються механічні властивості металів: пластичність, ковкість, твердість, густина тощо.

Відщеплені від атомів вільні електрони утворюють “електронний газ”, що вільно рухається між вузлами решітки, реалізуючи делокалізований металічний зв’язок.

Електрична провідність металів мало змінюється залежно від температури, оскільки збільшення заселеності електронами їх зони провідності компенсується зростаючими з підвищенням температури коливаннями іонів у вуглах кристалічної решітки, які заважають переміщенню електронів. Найбільшу провідність мають метали за низьких температур. Близько абсолютного нуля деякі з них не створюють опору проходженню електричного струму. В цьому виявляється їх надпровідність.

Крім електричної провідності характерний блиск, теплова провідність та інші властивості металів пояснюються наявністю делокалізованих електронів. Поверхня металів відбиває не тільки видимі, а й невидимі промені і навіть радіохвилі.

§9.4. Фізичні властивості металів

Метали мають ряд загальних властивостей. Усі метали, крім ртуті, за звичайних умов – тверді речовини кристалічної будови. У кристалічному стані вони добре відбивають світло і тому непрозорі, мають характерний металічний блиск. Найкраще відбивають світло індій та срібло, тому їх використовують для виготовлення дзеркал у прожекторах і рефлекторах. Багато металів на повітрі вкриваються плівкою (звичайно оксидною) і втрачають блиск. Більшість металів мають білий або сірий колір з різними відтінками, хоча є й винятки. Так, мідь – метал рожево-червоного кольору, золото – жовтого. У порошкоподібному стані більшість металів набувають чорного або темно-сірого кольору (за винятком магнію та алюмінію).

Усі метали добре проводять електричний струм і теплоту, але найкращими провідниками є срібло і мідь.

Характерною властивістю металів є пластичність: здатність легко змінювати форму під дією зовнішніх сил і зберігати одержану форму після припинення цієї дії. Завдяки пластичності метали можна кувати, прокатувати в листи, штампувати. Найбільш пластичний метал – золото. З нього можна виготовляти дуже тонку фольгу (до 0,003 мм) і витягувати тонкі нитки.

Густина, температури плавлення, кипіння та твердість металів залежать від їх індивідуальних властивостей (маси атома, заряду ядра, міцності металічного зв'язку) і змінюються в широких межах.

За густиною метали звичайно поділяють на легкі (густина менша за $5000 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$): літій, натрій, магній, калій, кальцій, алюміній тощо, і важкі (густина понад $5000 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$): цинк, залізо, мідь, свинець, ртуть, золото тощо. Найважчий метал – осмій (густина $22500 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$), а найлегший – літій ($534 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$).

За температурами плавлення розрізняють легкоплавкі ($t_n < 1000^\circ\text{C}$; ртуть, натрій, магній, олово, свинець, алюміній тощо) і тугоплавкі ($t_n > 1000^\circ\text{C}$; мідь, залізо, хром, титан тощо). Найнижчу температуру плавлення має ртуть ($-38,87^\circ\text{C}$), найвищу — вольфрам (3410°C).

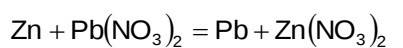
За твердістю метали поділяють на тверді і м'які. Найтвердішими є хром і вольфрам (ріжуть скло), а найм'якшими – натрій, калій, рубідій, цезій, індій (легко ріжуться ножем).

§9.5. Хімічні властивості металів.

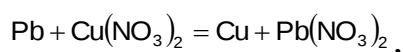
Характерною властивістю металів є їх здатність легко віддавати валентні електрони і перетворюватись на вільні позитивні йони внаслідок низьких значень електронегативностей, які зумовлені невисокими енергіями йонізації атомів і невеликою (часто від'ємною) спорідненістю до електрона. Металам не властиве утворення сполук, у яких вони мають негативний ступінь окиснення. Отже, вільні метали можуть бути лише відновниками.

Значення електронегативностей дають можливість порівняти активність металів у розрідженому газовому середовищі. Частіше ж доводиться працювати з металами на повітрі або в водних розчинах. Більш вдалою характеристикою активності металів у таких умовах є їх стандартні електродні потенціали, які визначають легкість утворення позитивних йонів з нейтральних атомів при наявності води.

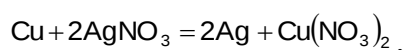
Метали мають різну відновну здатність. Це яскраво виявляється в реакціях взаємного витіснення металів або під час взаємодії деяких з них з кислотами-неокисниками. Так, цинк витісняє свинець з розчину його солі:



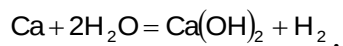
Свинець витісняє мідь з розчину її солей:



а мідь витісняє срібло:



Здатність одних металів витіснити інші з їх сполук вивчав російський вчений М. Бекетов (1827-1911). Він розмістив метали в певній послідовності, яка має назву ряд напруг, або ряд стандартних електродних потенціалів металів. Метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють інші метали, що стоять за ними в ряду напруг, з насичених розчинів їх солей. Лужні і лужноземельні метали, занурені в розчин солей інших металів, реагують насамперед з водою. Метали, які розташовані в ряду напруг до водню, витісняють його з розчинів кислот-неокисників, а ті, що знаходяться в ряду перед алюмінієм, витісняють його з води за звичайної температури:



Метали взаємодіють з неметалами, водою, кислотами, лугами, солями, оксидами, спиртами (таб.9.4).

Т а б л и ц я 9.4. Хімічні властивості металів

Реаге	Рівняння реакції	Проду	Метали,щ
-------	------------------	-------	----------

НТ		КТ	о реагують
Кисе нь	$2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$	Оксид або пероксид	Усі, крім золота, срібла і платинових металів
Галог ени	$2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AuCl}_3$ $2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 = 2\text{FeBr}_3$	Галоген ід	Усі
Сірка	$\text{Pb} + \text{S} = \text{PbS}$ $\text{Ag} + \text{S} = \text{Ag}_2\text{S}$	Сульфід	Усі, крім золота і платинових металів
Азот	$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$	Нітрид	Лужні, лужноземельні, магній
Фосф ор	$3\text{Cd} + 2\text{P} = \text{Cd}_3\text{P}_2$ $3\text{K} + \text{P} = \text{K}_3\text{P}$	Фосфід	Майже всі
Вугле ць	$\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ $3\text{Fe} + \text{C} = \text{Fe}_3\text{C}$	Карбід	Майже всі
Крем ній	$\text{V} + 2\text{Si} = \text{VSi}_2$ $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$	Силіцид	Майже всі
Воде нь	$\text{Ba} + \text{H}_2 = \text{BaH}_2$ $2\text{La} + 3\text{H}_2 = 2\text{LaH}_3$	Гідрид	Активні метали
Вода	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$	Гідроксид (луг) і водень	Лужні, лужноземельні, магній
Кисл оти- неокисник	$\text{Zn} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розб.})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$	Сіль і водень	Всі, що стоять в ряду електрод

И			них потенціалів до водню
HNO_3 (конц.)	$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$	Сіль, оксид азоту і вода	Усі, крім заліза, хрому, алюмінію, золота, платино- вих металів
HNO_3 (розб.)	$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $4Mg + 10HNO_3 = 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 4H_2O$	Сіль, оксид азоту і вода	Усі, крім золота і платинових металів
H_2SO_4 (конц.)	$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ $4Mg + 5H_2SO_4 = 4MgSO_4 + H_2S + 4H_2O$	Сіль, ді оксид сірки (сірка, сірководень) і вода	Усі, крім заліза, хрому, алюмінію, золота, платино- вих металів
Луги	$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$	Сіль і водень	Здатні утворювати амфотерні сполуки
Солі	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$ $Cu + Hg(NO_3)_2 = Cu(NO_3)_2 + Hg$	Сіль і метал	Усі, що розміщу-ються в стандар-тних

			електродних потенціалів перед металу солі
Окси ди металів	$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Mn}$ $\text{V}_2\text{O}_5 + 5\text{Ca} = 2\text{V} + 5\text{CaO}$ $\text{TiO}_2 + 4\text{Na} = \text{Ti} + 2\text{Na}_2\text{O}$	Метал і оксид	Активні метали (алюміній, маг- ній, натрій і тощо).
Аміа к	$2\text{Na} + 2\text{NH}_3 = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ $\text{Ca} + \text{NH}_3 = \text{CaNH} + \text{H}_2$	Амід, імід водень	Лужні, лужнозе мельні, магній, алюміній
Спир ти	$2\text{K} + 2\text{CH}_3\text{OH} = 2\text{CH}_3\text{OK} + \text{H}_2$	Алкого лят і водень	Лужні, лужноземельні

§9.6. Метали та сплави в техніці

У промисловості переважно використовують не чисті метали, а металічні сплави. Сплавами називають системи, що складаються з двох і більше металів, а також металів і неметалів чи складних речовин. Широке застосування сплавів зумовлене тим, що вони можуть мати такі корисні властивості, яких не мають чисті метали. Так, сплав, що складається з 99% міді та 1% берилію, твердіший за мідь у 7 разів; з 50,1% вісмуту, 24,9% свинцю, 14,2% олова і 10,8% кадмію має температуру плавлення 65,6°C, хоча $t_{\text{пл}}$ вісмуту становить 271,3°C, свинцю – 327,4, олова – 231, кадмію – 320,9°C. Сплав золота і срібла має значну твердість, тоді як самі ці метали порівняно м'які. Відомо, що цинк, мідь і алюміній за звичайних умов не взаємодіють з водою, але сплав, який

містить 50% міді, 45% алюмінію та 5% цинку, за таких умов реагує з водою з витісненням водню.

Хімічний зв'язок у сплавах металічний. Тому вони мають металічний блиск, високу теплову і електричну провідність та інші властивості металів.

Сплави одержують змішуванням металів у розплавленому стані, вони тверднуть під час повільного охолодження. При цьому можливі такі типові випадки:

1. Розплавленні метали змішуються між собою в будь-яких співвідношеннях, необмежено розчиняючись один в одному. Це характерно для металів, які кристалізуються в однотипних решітках і мають близькі за розмірами атоми ($\text{Na}-\text{K}$, $\text{Cu}-\text{Ag}$, $\text{Ag}-\text{Au}$, $\text{Ni}-\text{Pd}$, $\text{Sb}-\text{Bi}$, $\text{Ni}-\text{Fe}$, $\text{Fe}-\text{Al}$ і тощо).

Під час охолодження таких розплавів утворюються тверді розчини, які мають значною мірою упорядковану кристалічну решітку, чим зумовлюється їх повна однорідність. Порівняно з чистими металами тверді розчини мають більш високу твердість, міцність і добре проводять тепло і електричний струм.

2. Розплавлені метали змішуються між собою в будь-яких співвідношеннях, але під час охолодження твердий розчин не утворюється. В цих сплавах температура плавлення одного чистого металу знижується через наявність іншого металу, так само як температура замерзання води знижується внаслідок наявності в ній розчиненої речовини. Це призводить до утворення в сплаві двох твердих фаз, тобто під час тверднення таких сплавів утворюється маса, що складається з найдрібніших кристаликів кожного з металів. Це характерно для металів складу $\text{Bi}-\text{Cd}$, $\text{Ag}-\text{Pb}$, $\text{Pb}-\text{Sn}$ та ін.

3. Розплавленні метали під час змішування взаємодіють один з одним, утворюючи хімічні сполуки — інтерметаліди. Здатність до утворення інтерметалічних сполук виявляється у пар металів, які значною мірою відрізняються електронегативністю та хімічними властивостями (CuZn , Cu_5Zn_8 , CuZn_3 , Cu_3Al , Ag_3Al , Na_2Pb_5 , Na_2Pb , Na_4Pb та ін).

Великий вклад у розвиток досліджень металічних сплавів вніс академік М.С. Курнаков (1860-1941). Він розробив метод фізико-хімічного аналізу сплавів, який дав можливість встановити зв'язок між складом і властивостями багатьох сплавів та одержати сплави з наперед визначеними властивостями.

Сплави бувають тверді та м'які, туго- та легкоплавкі, стійкі до дії кислот і лугів.

Чавун – сплав на основі заліза, що містить понад 1,7% вуглецю, а також манган, кремній, фосфор, сірку. Чавун значно твердіший за залізо. Використовується для виготовлення масивних деталей різних машин і є сировиною для одержання сталей.

Сталь – сплав на основі заліза, що містить менше за 1,7% вуглецю і так звані легуючі добавки — хром, манган, кремній, нікель, які надають сталі твердості, жаростійкості, хімічної стійкості та інших цінних якостей. Сталь є основним матеріалом у машинобудуванні, будівництві і багатьох інших галузях народного господарства.

Латунь – сплав на основі міді, що містить від 10 до 50% цинку. Латунь широко використовується в моторобудуванні.

Бронза – сплав на основі міді, що містить до 20% олова. Бронза добре піддається литтю. Її використовують в машинобудуванні (підшипники, поршневі кільця, клапани, різноманітна арматура) та для художнього лиття.

Константан – сплав, що містить близько 60% міді, 39-40% нікелю та 1-2% мангану.

Мельхіор – містить близько 20% нікелю.

Ніхром – сплав, що містить близько 60% нікелю, 14-18% заліза і близько 18% хрому. Він характеризується високим електричним опором і використовується в виробництві нагрівальних приладів.

Хромель – містить близько 90% нікелю і близько 10% хрому.

Алюмель – містить близько 95% нікелю, 1,8-2,5% алюмінію, 1,8-2,2% мангану і 0,85-1,15% кремнію. Хромель та алюмель широко використовуються у виробництві термовимірювальної апаратури.

Бабіти – сплави, що містять близько 65% свинцю, 15-17% олова, 15-17% сурми, близько 2% міді. Використовуються для виготовлення підшипників.

Дуралюміній – сплав на основі алюмінію, який містить 3-5% міді, біля 1% магнію та стільки ж нікелю і мангану. Має добрі механічні властивості і використовується в літако- та машинобудуванні.

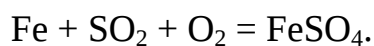
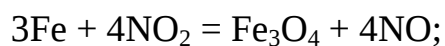
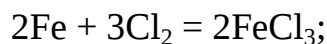
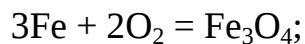
Силумін – містить 86-88% алюмінію і 12-14% кремнію. Має добрі механічні властивості і використовується для виготовлення різних деталей, які не втрачають міцності до температури 300°C.

У світі для потреб техніки виробляється 75 металів і близько 1500 різних сплавів.

§9.7. Корозія металів

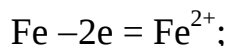
Корозія металів — це їх руйнування під впливом зовнішнього середовища. Розрізняють корозію хімічну і електрохімічну.

Хімічна, або газова, корозія відбувається внаслідок дії на метал сухих газів (наприклад кисню, азоту, галогенів, сульфур діоксиду, дигідроген сульфід та ін.). Хімічна корозія супроводжується переходом електронів від металу до окисника, але при цьому в системі не виникає електричний струм:

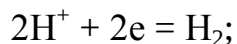


Значно частіше на поверхні металу присутня плівка води і тоді руйнування металу відбувається за електрохімічною схемою з утворенням гальванічних пар елементів. Така корозія називається *електрохімічною*. Отже,

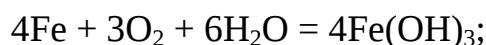
1. Спочатку Ферум переходить у вигляді йонів у розчин (тонкий шар води) на поверхні металу:



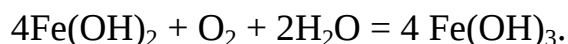
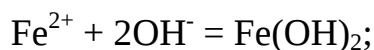
2. Потім відбувається відновлення йонів Гідрогену, що виникають при розчиненні CO_2 у воді:



3. При окисненні Феруму киснем повітря при наявності води утворюються OH^- – іони:



4. Йони Феруму реагують з гідроксид-іонами:



Як бачимо, хімічний процес поєднується з електрохімічним.

Щоб запобігти корозії або усунути корозію металів та сплавів, найчастіше застосовують такі методи захисту:

ізоляція металу від навколишнього середовища, для чого поверхню металу покривають лаками або фарбами;

створення на поверхні металу захисних оксидних чи інших плівок (окисдування, фосфатування та ін);

покривання поверхні металу іншими металами (хромовання, нікелювання, алітування (покриття алюмінієм), цинкування, лудіння, тощо);

протекторний захист — сполучення корпусу, деталі чи корабля з куском активнішого металу. Тоді за електрохімічним механізмом руйнуватиметься більш активний метал, а деталь з менш активного металу відіграватиме роль катода і не зазнаватиме корозійного руйнування;

катодний захист — підведення до металевої конструкції, яку потрібно захистити, постійного струму від зовнішнього джерела, так щоб конструкція

була катодом. За анод править кусок металу або графітова пластинка, яку вміщають у середовище (розчин або закопують у землю), з яким перебуває в контакті конструкція;

застосовують інгібітори корозії — речовини, незначні добавки яких до корозійного середовища різко зменшують корозію металів або сплавів. Такими речовинами для сталі є розчини *фосфатів, хроматів, нітратів*.

Розділ 10

Метали головних підгруп

§10.1. Лужні метали

Загальна характеристика підгрупи. До лужних металів належать елементи головної підгрупи першої групи періодичної системи Д. І. Менделєєва: Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій та Францій.

Усі елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні лише один s -електрон, що і зумовлює їхні хімічні властивості. В межах підгрупи зверху вниз зростають радіуси зазначених елементів, а отже зменшується енергія йонізації їх атомів і збільшується хімічна активність. Прості речовини цих елементів — активні метали, сильні відновники, активність яких зростає від літію до цезію (Францій — радіоактивний елемент і в природі практично не існує).

У природі елементи головної підгрупи поширені виключно у зв'язаному стані, переважно у вигляді галогенідних, сульфатних та алюмосилікатних сполук. Літій — типово розсіяний елемент, Натрій і Калій — належать до найбільш поширених елементів земної кори, а Рубідій і Цезій — рідкісні і розсіяні елементи. Рубідій не утворює самостійних мінералів і міститься як невелика домішка до мінералів Калію. Натрій і Калій трапляється в природі у вигляді мінералів: NaCl (галіту), KCl (сильвіну), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвініту), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналіту), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (мірабіліту), $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (шеніту), $\text{KBr} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (бромкарналіту), $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (каїніту) тощо. Атомні кларки цих елементів відповідно дорівнюють 2,6% і 2,5%.

За звичайних умов лужні метали перебувають у кристалічному стані. Це м'які, блискучі метали, які легко ріжуться ножом. На повітрі Літій швидко вкривається чорною плівкою літій нітриду (взаємодіє з динітрогеном), натрій і калій — плівкою відповідного пероксиду, а рубідій і цезій — спалахують.

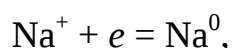
Лужні метали досить легкі, і мають низькі температури плавлення.

Елемент	ρ , г/см ³	$t_{\text{пл}}$, °C	E_f , кДж
---------	----------------------------	----------------------	-------------

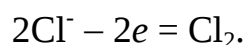
Літій	0,53	180	519
Натрій	0,97	98	498
Калій	0,86	64	418
Рубідій	1,53	39	402
Цезій	1,87	28	377

Літій забарвлює полум'я в карміново-червоний колір, Натрій — в жовтий, а Калій — у фіолетовий. Натрій — моноізотопний елемент, а Калій має два ізотопи ${}_{19}^{39}\text{K}$ і ${}_{19}^{40}\text{K}$.

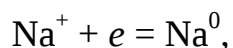
Одержують металічні натрій і калій електролізом розплавлених хлоридів або гідроксидів з деякими добавками, що знижують температуру плавлення систем. Під час електролізу натрій хлориду на катоді виділяється розплавлений натрій



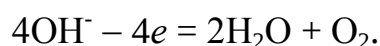
а на аноді — газоподібний хлор



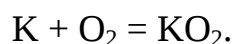
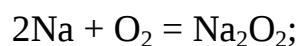
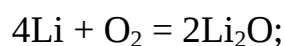
Під час електролізу розплаву NaOH на катоді:



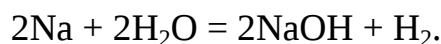
а на аноді:



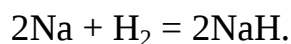
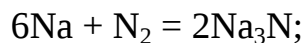
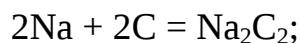
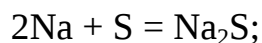
Усі лужні метали горять на повітрі, але тільки літій утворює дилітій оксид (Li_2O) за реакцією:



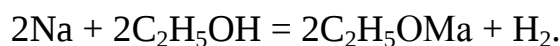
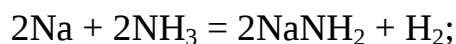
Натрій і калій окиснюються на повітрі з утворенням пероксидів та оксигенідів (M_2O_2 і MO_2). Інші лужні метали можуть утворювати ще складний сполуки з Оксигеном. Усі лужні метали енергійно взаємодіють з водою (калій, рубідій — з вибухом), утворюючи відповідні гідроксиди:



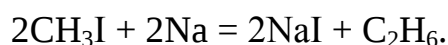
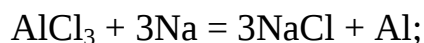
Калій і натрій енергійно взаємодіють з вуглецем, сіркою, а за підвищеної температури — з динітрогеном і дигідрогеном, утворюючи відповідні солі:



Натрій і калій витісняють Гідроген з рідкого аміаку та спиртів з утворенням відповідних амідів і алкоголятів:



Натрій і калій легко взаємодіють з солями інших металів, а також з галогенпохідними органічних сполук:



На реакціях витіснення ґрунтується застосування лужних металів у технології виробництва цінних рідкісних і розсіяних елементів, таких як Цирконій, Гафній, Скандій, Ніобій, Тантал та ін. В сільському господарстві широко використовуються сполуки Калію як штучні добрива; це солі K_2CO_3 (поташ), KCl (калій хлорид), K_2SO_4 (калій сульфат), KNO_3 (калійна селітра). Великі поклади сільвініту на Україні м. Калуш більш ніж на 90% переробляються на добрива для сільського господарства.

Із сполук Натрію в найбільшому масштабі виробляється і використовується в ряді галузей хімічної промисловості натрій карбонат (Na_2CO_3), або сода, — для виробництва скла, паперу, в текстильній промисловості; натрій гідроксид (NaOH) — у виробництві мила, штучного шовку, металів; NaHCO_3 — у харчовій промисловості; Na_2SO_4 і NaCl — вихідні солі для виробництва соди, хлору, натрій гідроксиду.

Металічні натрій і калій широко використовуються як теплоносії в ядерних реакторах, клапанах авіаційних двигунів, як каталізатори для одержання деяких типів каучуків.

§10.2. Магній та лужноземельні метали

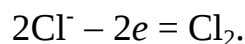
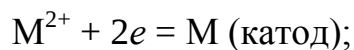
Головну підгрупу II групи періодичної системи Д.І. Менделєєва становлять елементи Берилій (Be), Магній (Mg), Кальцій (Ca), Стронцій (Sr), Барій (Ba) і Радій (Ra). З них до лужноземельних належать Кальцій, Стронцій, Барій і Радій. Усі ці елементи мають на останньому енергетичному рівні по два s-електрони, чим і визначається їхня велика хімічна активність. Берилій і Магній мають менші атомні радіуси, ніж лужноземельні елементи, тоді як радіуси останніх близькі між собою і тому вони утворюють окрему групу.

Найбільше значення для народного господарства і використання мають Кальцій і Магній та їхні сполуки і сплави з іншими металами.

Поширеність у природі. Магній і Кальцій досить поширені елементи, їх масові кларки становлять 2,1 і 3,6%. У природі трапляються у вигляді таких сполук: карбонатів CaCO_3 (мінерали — мармур, крейда, вапняки, кальцит, ісландський шпат та ін.), $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломіт); сульфати — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гіпс), $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ (ангідрит); $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (фосфорит); $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH}, \text{F})$ (апатит). У природних водах тимчасову твердість води визначає наявність водорозчинних гідрокарбонатів — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

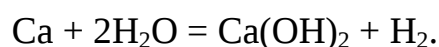
Фізичні властивості і одержання металів. Магній та кальцій — легкі (густина Mg — $1,74 \text{ г/см}^3$, Ca — $1,54 \text{ г/см}^3$), сріблясто-білі, м'які, пластичні метали, кристалізуються в гексагональній та кубічній гранецентрованій решітках відповідно, мають досить високі температури плавлення (Mg — 650°C , Ca — 852°C).

У промисловості магній і кальцій одержують електролізом розплавлених хлоридів металів при наявності інших солей, що зменшують температуру плавлення сольової системи:

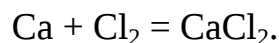
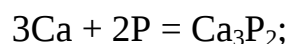
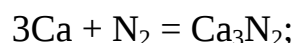
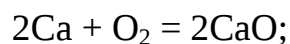


Хімічні властивості. Магній і кальцій — активні метали. Кальцій на повітрі повільно взаємодіє з вологою повітря і утворює на поверхні плівку з $Ca(OH)_2$. Магній з поверхі вкривається оксидною плівкою і далі не окиснюється, але при підпалюванні обидва метали яскраво горять.

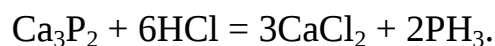
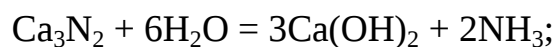
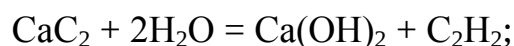
Кальцій — енергійно, магній — дещо меншою мірою під час нагрівання взаємодіють з водою з утворенням відповідних гідроксидів:



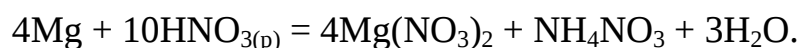
Кальцій і магній за підвищених температур. взаємодіють з воднем, киснем, азотом, фосфором, галогенами, сіркою та вуглецем, утворюючи відповідні солі:



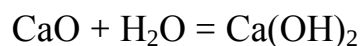
Фосфіди, оксиди, карбіди, нітриди кальцію і магнію реагують з водою і кислотами. Реакція взаємодії кальцій карбіду з водою лежить в основі одержання ацетилену для газозварювання і промислового використання:



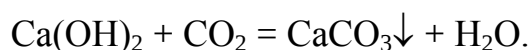
Кальцій і магній — сильні відновники і в сполуках завжди виявляють ступінь окиснення +2:



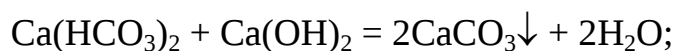
Під час нагрівання $CaCO_3$ до $950^\circ C$ вапняк розкладається з утворенням негашеного вапна (CaO). Кальцій оксид (негашене вапно), біла вогнетривка речовина, енергійно реагує з водою:



з утворенням гашеного вапна, яке широко застосовується в будівництві як вяжучий матеріал. Кальцій гідроксид — луг, на повітрі вбирає CO_2 :



Гашене вапно застосовується також для усунення тимчасової твердості води:



Тимчасову твердість води можна усунути кип'ятінням:



Карбонати кальцію і магнію широко використовують як плавень у доменному виробництві чавуну, виплавці сталі, як флюси для одержання рідкісних металів. Вапняки використовують для виробництва цементу, соди; гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) широко використовують як будівельний та оздоблювальний матеріал, для виробництва сульфатної кислоти. Прожарюванням гіпсу за температури $150\text{--}170^\circ\text{C}$ одержують напівводний гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$) — алебастр, який теж широко застосовується в будівництві для оздоблювальних робіт та в медицині. Кальцій хлорид використовують як осушник, в сільському господарстві, гіпс та вапняки застосовують для вапнування і гіпсування кислих ґрунтів.

§10.3. Алюміній

Поширення в природі, одержання. Алюміній — хімічний елемент головної підгрупи III групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Алюміній — один з найпоширеніших елементів земної кори (посідає третє місце після Силіцію та Оксигену — масовий кларк 8,8%) у природі трапляється виключно в зв'язаному стані. Алюмосилікатні породи складають основу земної кори. Найважливіші мінерали Алюмінію: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (боксит),

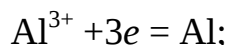
Al_2O_3 (корунд), Na_3AlF_6 (кріоліт), NaAlSiO_4 (польовий шпат — нефелін), $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ (берил) та багато інших.

В наш час алюміній одержують виключно електролізом розчину Al_2O_3 в розплавленому кріоліті за температури $950\text{--}1000^\circ\text{C}$. Для цього алюміній оксид (глинозем) вилучають з природного бокситу або нефеліну, осаджуючи $\text{Al}(\text{OH})_3$ з послідуєчим висушуванням і прожаренням. Потім одержаний оксид розчиняють в розплавленому кріоліті і ведуть електроліз (напруга електричного струму $4\text{--}5\text{ В}$, сила струму $40000\text{--}100000\text{ Ам}$) в електролізерній ванні, яка футерована графітом, з графітовим анодом. На катоді (під ванни) накопичується розплавлений алюміній, який періодично зливають за допомогою вакуумного ковша-сифона, а в розплав поступово додають наступні порції алюміній оксиду та нефеліну.

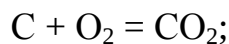
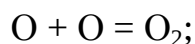
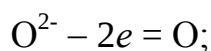
В розплаві кріоліту алюміній оксид дисоціює:



Під час електролізу на катоді:



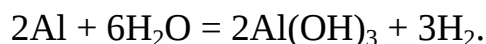
на аноді відбувається ряд процесів:



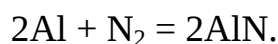
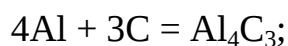
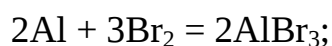
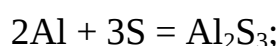
і анод поступово згоряє.

Фізичні та хімічні властивості алюмінію. Алюміній — м'який, сріблясто-білий метал, має температуру плавлення 660°C і густину $2,70\text{ г/см}^3$. Кристалізується в кубічній гранецентрованій решітці, має високі теплову і електричну провідність, легко кується і прокатується в дріт і тонку алюмінієву фольгу. Алюміній утворює безліч сплавів з магнієм, силіцієм, титаном, манганом та іншими металами. Алюміній — моноізотопний елемент $_{13}^{27}\text{Al}$.

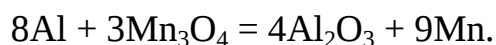
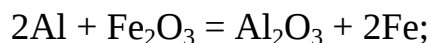
Алюміній — досить активний метал, на зовнішньому енергетичному рівні має три електрони, що визначають його валентність в хімічних сполуках. Вона переважно дорівнює 3. За звичайної температури він стійкий до повітря і води, через те що захищений міцною оксидною плівкою. Якщо її зняти, то він енергійно реагує з водою за реакцією:



За підвищених температур алюміній енергійно взаємодіє з киснем, азотом, сіркою, галогенами, вуглецем:

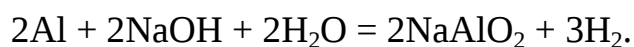
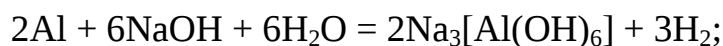
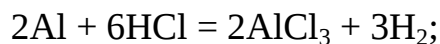


Металічний алюміній є сильним відновником і застосовується в промисловості в реакціях алюмотермії для одержання хрому, мангану та інших металів:



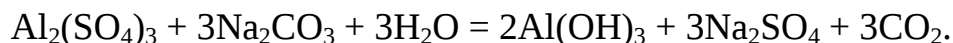
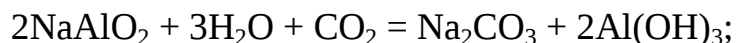
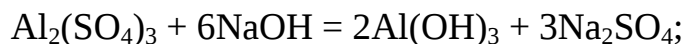
Енергетичний ефект таких реакцій настільки значний, що залізо чи хром плавляться.

Алюміній розчиняється в розбавлених кислотах і лугах з виділенням дигідрогену і утворенням відповідних солей. Концентровані нітратна та сульфатна кислоти алюміній пасивують.



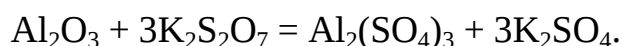
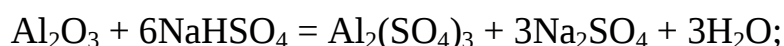
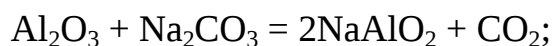
Алюміній оксид та гідроксид. Алюміній оксид безпосередньо з водою не взаємодіє, тому алюміній гідроксид одержують діючи на солі алюмінію

гідроксидами натрію чи калію або застосовуючи гідроліз алюмініатів лужних металів:

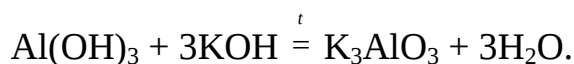
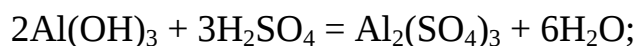
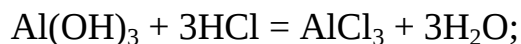
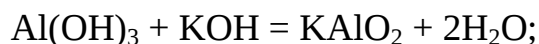


Алюміній оксид одержують прожаренням алюміній гідроксиду.

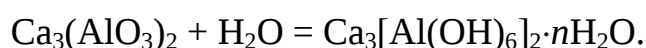
Алюміній оксид та алюміній гідроксид — амфотерні сполуки, тобто розчиняються в кислотах і лугах. Але прожарений алюміній оксид перевести в розчин можна тільки сплавляючи з содою чи твердими лугами або натрій чи калій дисульфатами:



Алюміній гідроксид — амфотерна сполука:



Сполуки Алюмінію надзвичайно широко застосовуються в народному господарстві. Насамперед — це штучні алюмініати та алюмосилікати, що є основою різноманітних цементів. В процесах тужавіння або тверднення цементної маси лежить взаємодія з водою (процес гідратації) алюмініатів та алюмосилікатів:



Штучні алюмосилікати застосовуються як цеоліти, іонообмінники, фарби (ультрамарин). Для вичинки хутра і дубління шкіри широко застосовуються алюмокалієві галуни ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$).

Але найширше застосування мають сам алюміній та його сплави. Алюмінієвий дріт є основним експлуатаційним матеріалом в електротехніці. Для провідної мережі в основному використовують алюмінієві провідники. Ще ширше застосовують сплави алюмінію в авіації, ракетобудуванні та космонавтиці. Це сплави: дуралюміній (Mg, Cu, Al, Mn), силумін (Al, Si, Mn), магналін та сплави з літієм, титаном і іншими металами.

Використовуючи велику хімічну інертність алюміній оксиду, ним покривають сплави чорних металів для захисту від корозії. Ця операція називається алітуванням.

Розділ 11

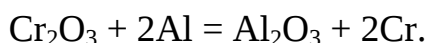
Метали побічних підгруп

§11.1. Хром та його сполуки

Хром — елемент побічної підгрупи VI групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Належить до поширених елементів, його масовий кларк $3,5 \cdot 10^{-2}\%$. У природі трапляється виключно в зв'язаному стані. Найпоширеніші мінерали — FeCrO_4 (хроміт), PbCrO_4 (крокоїт), $(\text{Mg,Fe})\text{CrO}_4$ (магнохроміт), $(\text{Fe,Mn})\text{Cr}_2\text{O}_4$ (ферохроміт), $\text{Fe}(\text{Al,Cr})_2\text{O}_4$ (алюмохроміт).

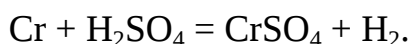
Хром — сріблястобілий-метал, дуже твердий, крихкий, з густиною $7,19 \text{ г/см}^3$ і температурою плавлення 1890°C ; має кубічну об'ємноцентровану кристалічну решітку.

Хром одержують металотермією за реакцією:



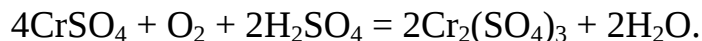
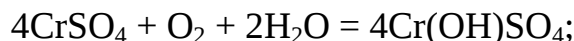
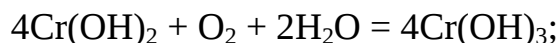
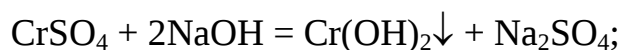
Реакція відбувається з великим виділенням теплоти, внаслідок чого Хром плавиться і зтікає вниз тигля. Частково Хром одержують у вигляді сплаву з залізом (ферохром) під час плавки в доменних печах.

Хром досить інертний метал, стійкий по відношенню до води і повітря, але в порошкоподібному стані розчиняється в кислотах-неокисниках. Концентрована нітратна кислота і “царська вода” повністю пасивують його:

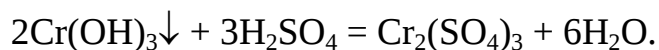
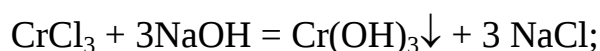


Будова валентного електронного шару Хрому така: $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. Валентні електрони перебувають на $4s$ і $3d$ -підрівнях, тому для Хрому відомі сполуки із ступенями окиснення 0, +2, +3, +4, +5 і +6. Найхарактерніші з них +3 та +6.

Хром з Оксигеном утворює три оксиди: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 . Оксид хрому (II) є основним оксидом, оксид хрому (III) — амфотерний, а CrO_3 — типово кислотний оксид, утворює кислоти (H_2CrO_4 і $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) середньої сили. Сполуки хрому (II) нестійкі і киснем повітря окиснюються в сполуки хрому (III):



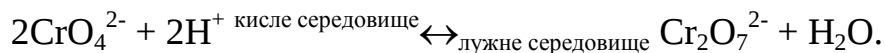
За хімічними властивостями солі Cr^{3+} дуже подібні до аналогічних солей алюмінію. Під дією лугів випадає зелений осад хром гідроксиду (III), який має амфотерні властивості, розчиняється в кислотах і надлишку лугу:



Солі Cr^{3+} в лужному середовищі під дією сильних окисників переходять у солі Cr^{6+} — хромати:



У кислому середовищі CrO_4^{2-} -іони перетворюються на $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -іони. В лужному середовищі ця реакція проходить у протилежному напрямку:



У кислому середовищі дихромати мають значні окисні властивості і при дії відновників (S^{2-} , N^{3-} , NO_2^- , SO_3^{2-}) переходять в сполуки хрому (III):



Хром широко використовується для захисту різних конструкцій від корозії (хромування), як легуюча добавка до різних сплавів, для виробництва нержавіючих сталей, як легуюча добавка у виробництві лазерних кристалів тощо.

§11.2. Манган та його сполуки

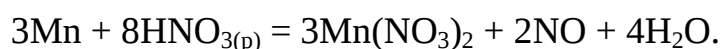
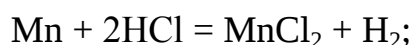
Манган — елемент побічної підгрупи VII групи періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва. За поширеністю в природі посідає 14 місце (масовий кларк $9 \cdot 10^{-2}\%$). Після заліза — це другий важкий елемент, що міститься в земній корі. Трапляється тільки в зв'язаному стані в мінералах:

$\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (піролюзит), $\text{MnO}(\text{OH})$ (манганіт), Mn_3O_4 (гаусманіт), MnCO_3 (родохрозит), $3\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{MnSiO}_3$ (брауніт).

Манган одержують в доменному процесі у вигляді сплавів з залізом — фероманганових сплавів, які застосовують для легування різних сталей, або за реакцією алюмотермії, як і хром. Україна за запасами манганових руд і виробництву мангану посідає одне з перших місць у світі.

Манган — твердий, сріблястий метал з густиною $7,44 \text{ г/см}^3$, має температуру плавлення 1244°C , кубічну кристалічну решітку.

Металічний манган реагує з кислотами-окисниками і неокисниками, утворюючи відповідні солі:

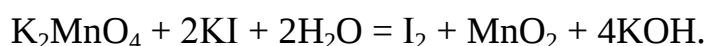
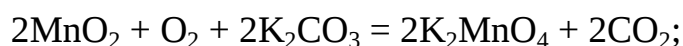


У сполуках манган виявляє всі ступені окиснення від +2 до +7. З Оксигеном утворює ряд оксидів: MnO , Mn_2O_3 — основні, MnO_2 — амфотерний, Mn_2O_7 — кислотний.

Останні три оксиди мають окисні властивості. Найважливіший з них MnO_2 — не розчинна у воді сполука, застосовується як сильний окисник у кислому середовищі:

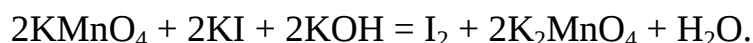
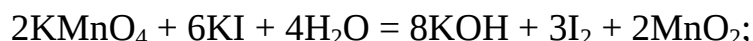


Сплавленням манган діоксиду з карбонатами лужних металів на повітрі або при наявності окисників можна одержати солі мангану (VI). Вони нестійкі у воді, але стійкі в лужному середовищі. Як і MnO_2 є сильними окисниками в лужному середовищі:



Найвищий ступінь окиснення +7 манган має в калій перманганаті KMnO_4 . Це добре розчинна у воді сіль фіолетового кольору — дуже сильний окисник.

Залежно від рН середовища калій перманганат відновлюється до різних ступенів окиснення і має різну окисну дію. Так, в реакціях з відновниками в кислому середовищі манган (VII) відновлюється до мангану (II); в нейтральному середовищі — до мангану (IV), а в лужному — до мангану (VI). Наприклад:

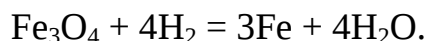


Манган використовують для виготовлення спеціальних сплавів в чорній та кольоровій металургії.

§11.3. Ферум та його сполуки

Ферум — елемент побічної підгрупи VIII групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Це один з найпоширеніших елементів земної кори, посідає четверте місце після Оксигену, Силіцію та Алюмінію, масовий кларк становить 4,7%. Ферум досить хімічно активний елемент і в чистому вигляді в природі практично не трапляється. У вигляді сполук з Оксигеном міститься в мінералах. Це Fe_2O_3 (гематит), Fe_3O_4 (магнітний залізняк), $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (лимоніт), FeCO_3 (сидерит), FeS_2 (пірит), CuFeS_2 (мідний колчедан) і інші руди.

Одержання заліза в чистому вигляді. Виробництво чавуну і сталей. В промисловості чисте залізо майже не виробляють. Хоча в 70-х роках був розроблений метод одержання “кричного” заліза за реакцією:



Він давав змогу одержати метал для спеціальних цілей, в якому були відсутні домішки Карбону, Фосфору, Сульфуру та ферум карбіду (Fe_3C).

В промисловості у великих масштабах (Україна за 2000 рік виробила 33 млн.т сталі) виробляють чавун і різні види сталей. Чавун — це сплав на основі Феруму, що містить 1,7–6% Карбону, а також Фосфор, Сульфур, Силіцій і ферум карбіди. Сталі — це сплави на основі Феруму, що містять

0,05–1,7% Карбону, елементи Фосфор, Сульфур, Силіцій і метали V, Mn, Cr, Ni, Ti, Nb, Mo, W, Co, Ta тощо як легуючі добавки, що значною мірою впливають на фізико-хімічні властивості сталей.

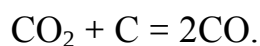
Чавуни виплавляють в доменних печах з залізної руди (концентратів Fe_2O_3 і Fe_3O_4). Паливом у доменному процесі є Карбон у вигляді коксу, флюсами — суміш вапняків (CaCO_3 , MgCO_3), відновником — являється CO, а носієм тепла і окисником — гаряче повітря, збагачене киснем, для більшої інтенсифікації процесу. Реакції відновлення в доменному процесі відбуваються в твердому і рідкому станах шихти в інтервалі температур 1000–1700°C. В доменну піч завантажують шихту — суміш попередньо підготовлених залізної руди, коксу та флюсів. Розглянемо стадії і основні реакції, що мають місце в доменному процесі.

Спочатку шихта зневоднюється і підсушується за температури 400–600°C.

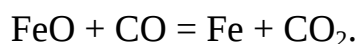
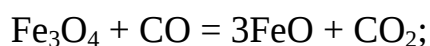
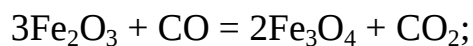
Потім починається розкладання вапняку за реакцією.



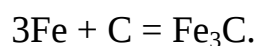
Проходячи через пласт розжареного коксу, CO_2 відновлюється до CO.



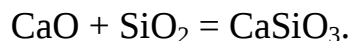
Оксид вуглецю (II) починає відновлювати ферум оксиди до вільного заліза за температури 1200°C:



Вище 1100°C у домні частково відновлюються Манган, Силіцій, Фосфор оксиди, домішки яких є в шихті, до чистих елементів, які в свою чергу розчиняються і взаємодіють з розплавленим залізом. Відновлене залізо взаємодіє з коксом:



Кальцій і магній оксиди за температури 1450–1800°C взаємодіють з силіцій- та манганоксидами, утворюючи рідкий шлак:



Періодично з домни випускають через спеціальні отвори (льотки) рідкий шлак і розплавлений чавун. Чавун містить до 6% розчиненого і зв'язаного Карбону та невеликі домішки Силіцію, Фосфору, мангану та Сульфур. Такий метал крихкий і погано піддається механічній обробці. Більше 90% чавуну переробляють на сталь. Щоб одержати сталь, треба з переробного чавуну видалити Сульфур, Фосфор, Силіцій і внести в нього спеціальні добавки, що урізноманітнюють якості сталей. Це відбувається різними способами.

За *бессемерівським (конверторним)* способом виробництва сталі рідкий чавун завантажують у конвертор (спеціальна футерована термостійкими матеріалами велика груша), в який продувають збагачене киснем повітря. Карбон, Силіцій та Сульфур швидко вигорають. До конвертора вносять спеціальні добавки-розкислювачі. Стан та перебіг процесу аналізують за допомогою спеціальних експрес-аналізаторів, які контролюють склад газів, що виходять з конвертора. Таким чином за 40–45 хвилин одержують якісну сталь.

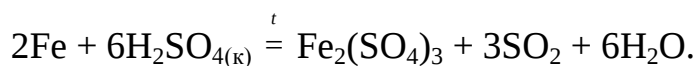
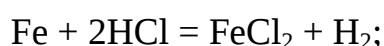
Для одержання спеціальних марок високоякісної сталі застосовують *мартенівський спосіб*. Останнім часом все більше поширюється *електродугувий спосіб* виплавки сталі в спеціальних електропечах. В цих апаратах можна легко контролювати склад рідкого металу, коригуючи вміст тих чи інших легуючих компонентів.

За складом сталі поділяють на прості, інструментальні, конструкторські і спеціальні (леговані). Легуючими елементами є Cr, Mo, W, Ni, Mn, V, Ta, та ін. У виробництві сталей широко використовують металобрухт.

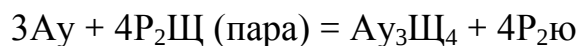
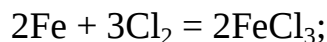
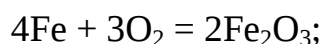
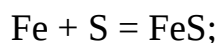
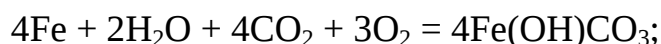
Фізичні та хімічні властивості Феруму. Залізо — сріблясто-білий метал, пластичний, плавиться за температури 1539°C, має густину 7,87 г/см³. Добре проводить теплоту і електричний струм. В стані червоного жару його можна кувати, зварювати, прокатувати. Має три алотропні модифікації: α-

Fe — до 911°C, γ -Fe — до 1400°C і δ -Fe — вище 1400°C. Чисте залізо на вологому повітрі не ржавіє. Має сильні феромагнітні властивості.

На останніх енергетичних підрівнях феруму міститься вісім електронів ($3d^6 4s^2$ -конфігурація). Виявляє в хімічних сполуках ступені окиснення +2 і +3, значно рідше +4 і +6. Нещодавно одержані сполуки Феруму із ступенем окиснення +8. Розчиняється в розбавлених кислотах-неокисниках і пасивується концентрованими сульфатною і нітратною кислотами, але під час нагрівання взаємодіє з ними:



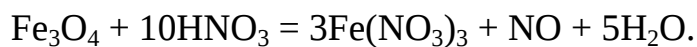
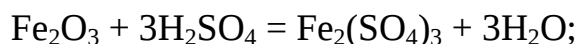
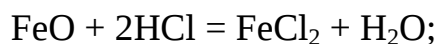
За підвищених температур взаємодіє з водяним паром, діоксигеном, галогенами, Сульфуром, Карбоном та іншими елементами. Стійкий до дії розплавлених лугів:



Ферум утворює декілька оксидів: FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄.

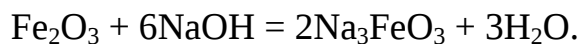
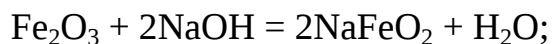
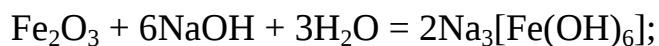
Ферум (II) оксид має основні властивості, ферум (III) оксид — амфотерні, а Fe₃O₄ — це змішаний оксид, який можна розглядати як FeO·Fe₂O₃.

Всі оксиди феруму розчиняються в розбавлених кислотах:

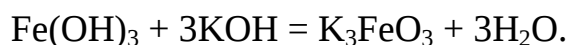
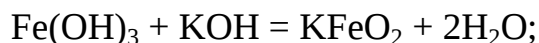


Амфотерний Fe₂O₃ взаємодіє з лугами:

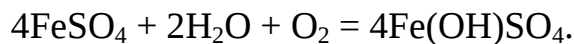
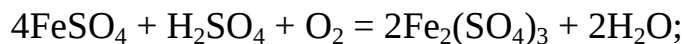
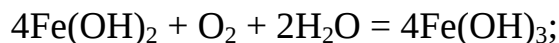




Ферум (II) гідроксид має основні властивості і не розчиняється в лугах, ферум (III) гідроксид — амфотерний:



Сполуки феруму (II) під дією окисників легко переходять в сполуки феруму (III):



§ 11.4. Задачі і вправи

МЕТАЛИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП ПЕРШОЇ ТА ДРУГОЇ ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

1. Окисненням лужного металу масою 70 г одержали 150 г його оксиду. Визначте метал.

Відповідь: літій

2. Визначте масу калію, яку потрібно використати для приготування 200 г розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 10%.

Відповідь: 13,9г.

3. Лужноземельний метал масою 10 г окиснили хлором. При цьому одержали 27,75 г його хлориду. Визначте метал.

Відповідь: кальцій.

4. Лужноземельний метал масою 25 г окиснили киснем повітря. Добутий оксид розчинили у воді. Утворилось 46,25 г гідроксиду. Який метал використали?

Відповідь: кальцій.

5. У воді об'ємом 0,5 л розчинили 0,75 моль калію. Який об'єм (н.у.) водню при цьому виділився?

Відповідь: 8,4л.

6. У сполучі лужноземельного металу з Гідрогеном масова частка металу становить 95,24%. Визначте формулу сполуки.

Відповідь: CaH_2 .

7. На реакцію з водою використали 9,2 г натрію. Який об'єм водню (н.у.) виділився?

Відповідь: 4,48 л.

8. До складу сполуки входять Натрій, Силіцій та Оксиген, маси яких відносяться як 23:14:24. Визначте формулу сполуки.

Відповідь: Na_2SiO_3 .

9. З 50 кг натрій хлориду одержали 17,8 кг натрію. Визначте вихід металу.

Відповідь: 90,5%.

10. Скільки Калію (%) в розрахунку на K_2O міститься в сильвініті, масова частка KCl в якому становить 30%?

Відповідь: 19%.

11. Яку масу вапняку, масова частка CaCO_3 в якому 80%, потрібно використати для одержання 200 т паленого вапна?

Відповідь: 446т.

12. Яку масу барію потрібно розчинити у воді, щоб одержати такий же об'єм водню, як при розчиненні у воді літію масою 28 г?

Відповідь: 274г.

13. Який об'єм водню (н.у.) виділиться під час розчинення у воді сплаву барію і натрію масою 20 г, масова частка натрію в якому 20%?

Відповідь: 4,56л.

14. Натрій масою 2,30 г розчинили у 20,0 мл води. Визначте масову частку (%) лугу в одержаному розчині.

Відповідь: 18%.

15. Доломіт масою 73,6 г прожарювали до повного припинення виділення газу. Визначте масові частки речовин (%) в одержаній суміші речовин.

Відповідь: 58,3%CaO, 41,7% MgO.

16. Визначте масу солі, яка утвориться при окисненні 20,0 г кальцію хлором об'ємом 25,6 л (н.у.).

Відповідь: 55,5г CsCl₂.

17. Яка маса кальцій карбонату утвориться при нагріванні 32,4 кг кальцій гідрогенкарбонату?

Відповідь: 20кг.

18. До суміші кальцій карбонату, алюмінію та металічного кальцію масою 15,7 г добавили надлишок хлоридної кислоти. Відношення кількостей речовин компонентів суміші становить 1:2:4. Обчисліть: а) об'єм газоподібних речовин, які виділилися під час реакції; б) густину за воднем одержаної суміші газів. Вимірювання об'ємів газів проводили за нормальних умов.

Відповідь: а) 8,96л; б) 3,63.

19. У воді об'ємом 400 мл розчинили 71,49 г суміші барій хлориду і барій нітрату. До одержаного розчину добавили надлишок сульфатної кислоти. Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили за температури 1500°C. Маса одержаного твердого залишку становила 34,272 г. Вихід продукту 80%. Обчисліть маси солей у вихідній суміші.

Відповідь: 6,24г BaCl₂; 65.25г Ba(NO₃)₂.

20. До розчину, що містить 4,045 г суміші натрій броміду і кальцій йодиду, добавили 95,63 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою солі 8%. Осад відфільтрували. Речовина, що містилася у фільтраті, прореагувала з

хлоридною кислотою, яка містилась у 50 мл концентрацією 0,2 моль/л розчину. Обчисліть масові частки солей (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 64% NaB_4 ; 36% CaI_2 .

21. Суміш газів об'ємом 17,92 л (н.у.), що містить карбон діоксид та чадний газ, пропустили крізь розчин кальцій гідроксиду певної маси. Одержаний осад масою 20 г відфільтрували. Речовина, яка містилась у фільтраті, прореагувала із 160 мл розчину нітратної кислоти концентрацією 2,5 моль/л. Розрахуйте масові частки газів (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 82,5% CO_2 ; 17,5% CO .

22. Суміш калій нітрату та міді прожарили на повітрі. Маса суміші після прожарювання не змінилась. Визначте масову частку міді (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 38,8%.

АЛЮМІНІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

23. Який об'єм повітря (н.у.) витратиться на згоряння порошку алюмінію масою 16,2 кг?

Відповідь: 48м³.

24. Під час взаємодії алюмінію кількістю речовини 0,75 моль з невідомим галогеном одержали 200,25 г алюміній галогеніду. Який галоген використали?

Відповідь: B_4 .

25. Суміш магнію і алюмінію масою 20 г помістили в надлишок водного розчину лугу. Виділилося 1,008 л (н.у.) водню. Визначте масову частку алюмінію (%) в суміші.

Відповідь: 4,05%.

26. Яку масу заліза одержали при алюмінотермічному відновленні 69,6 кг залізної окалини, якщо втрати продукту становили 10%?

Відповідь: 45,4кг.

27. Який об'єм газу (н.у.) виділиться під час розчинення суміші алюмінію і міді масою 13,5 г у водному розчині лугу? Масова частка міді в суміші становить 20%.

Відповідь: 13,4л.

28. Визначте масу алюмінію, яку необхідно використати для заміщення всього Аргентуму в аргентум нітраті, що міститься в розчині масою 212,5 г з масовою часткою солі 20%.

Відповідь: 2,25г.

29. На розчинення суміші масою 20 г, що містить алюміній оксид і купрум (II) оксид, витратили 80 г розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 10%. Визначте масову частку алюміній оксиду (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 36,43%.

30. Для одержання мангану шляхом алюмінотермії змішали 21,6 кг алюмінію та 53,07 кг манган діоксиду. Визначте масовий склад твердого залишку після прожарювання вихідної суміші.

Відповідь: 40,8кг Al_2O_3 ; 33кг; 0,87кг MnO_2 .

31. Розрахуйте масу солі, яку можна одержати сплавлянням алюміній оксиду масою 30,6 г і калій гідроксиду масою 28 г.

Відповідь: 49г KAlO_2 .

32. Під час розчинення 1,8г технічного алюмінію в розбавленій сульфатній кислоті одержали 2016 мл водню (н.у.). Обчисліть масову частку домішок (%) в технічному алюмінії.

Відповідь: 10%.

33. Який об'єм хлоридної кислоти з концентрацією хлороводню 2 моль/л необхідно використати для розчинення 62,4 г алюміній гідроксиду?

Відповідь: 1,2л.

34. Яку масу алюмінію можна одержати з 2,5 т глинозему, масова частка алюміній оксиду в якому становить 90%?

Відповідь: 1,2т.

35. Наважку алюмінієвого пилю масою 17,82 г повністю окиснили хлором. З одержаної солі приготували 600 мл розчину. Половину одержаного розчину використали на реакцію з розчином калій гідроксиду об'ємом 1240 мл із вмістом лугу 54,8 г/л. Обчисліть маси одержаних продуктів реакції.

Відповідь: 73,8г KCl; 2,99г $K[Al(OH)_4]$; 8,31г $Al(OH)_3$.

36. Газову суміш, одержану під час прожарювання 70 г суміші алюміній нітрату, амоній карбонату та крейди, пропустили через посудину, в якій містився надлишок хлоридної кислоти. Об'єм газової суміші при цьому зменшився на 8,96 л (н.у.). Суміш газів, що залишилася, пропустили крізь надлишок розчину кальцій гідроксиду. Утворилось 60 г осаду. Розрахуйте масові частки (%) компонентів вихідної суміші.

Відповідь: 57,14% $CaCO_3$; 27,43% $(NH_4)_2CO_3$; 15,43% $Al(NO_3)_3$.

37. Яку масу цинк гідроксиду потрібно додати до алюміній гідроксиду масою 15,6 г, щоб після прожарювання цієї суміші маса одержаного твердого залишку становила 80% від маси вихідних речовин?

Відповідь: 125г.

38. Під час розчинення 30 г кристалогідрату алюміній сульфату в 600 мл води утворився розчин з масовою часткою солі 3,23%. Визначте формулу кристалогідрату.

Відповідь: $Al_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$.

39. Суміш алюміній сульфіді і цинк нітриду залили водою і нагріли до кипіння. Одержали суміш газів об'ємом 17,92л (н.у.) з густиною 1,328 г/л. Визначте масовий склад вихідної суміші.

Відповідь: 30г Al_2S_3 ; 22,3г Zn_3N_2 .

40. На суміш міді та алюмінію масою 400г подіяли надлишком концентрованої нітратної кислоти. Одержаний розчин відокремили від нерозчинного залишку і піддали електролізу до повного розкладання солі. На

аноді при цьому виділилося 26,88 л газу (н.у.). Обчисліть масову частку алюмінію (%) у вихідній суміші металів.

Відповідь: 61,6%.

41. Під час взаємодії сплаву міді, заліза та алюмінію масою 7,90 г з надлишком хлоридної кислоти одержали 1,568 л газу і 5,12 г нерозчинного залишку. Розрахуйте масові частки металів (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 64,8% Cu; 28,4% Fe; 6,8% Al.

42. На суміш алюмінієвих та мідних ошурок подіяли при нагріванні надлишком розчину калій гідроксиду. Виділилося 11,2л газу (н.у.). Нерозчинний залишок відфільтрували і розчинили в концентрованій нітратній кислоті. Розчин випарували, а тверду речовину, що залишилася, прожарили. Маса твердого залишку 0,8 г. Визначте масовий склад вихідної суміші.

Відповідь: 0,64г Cu; 9г Al.

43. Під час дії на суміш алюмінію, міді та алюміній оксиду надлишку гарячого концентрованого розчину лугу виділилося 13,44 л газу (н.у.) і залишилося 38,4 г нерозчинного залишку. Під час дії на таку суміш надлишку розбавленої сульфатної кислоти утворилося 102,6 г алюміній сульфату. Обчисліть: а) масу вихідної суміші; б) масову частку алюміній оксиду в цій суміші (%).

Відповідь: а) 59,4г; б) 17,2%.

ФЕРУМ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

44. Який об'єм водню (н.у.) утвориться під час взаємодії 12,4 г заліза, що містить 10% домішок, з надлишком хлоридної кислоти?

Відповідь: 4,46л.

45. Яка маса солі утвориться після спалювання 22,4 г заліза в хлорі об'ємом 22,4л (н.у.)?

Відповідь: 65г.

46. Залізні ошурки масою 14 г окиснили надлишком бром. Одержаний продукт розчинили в 0,8 л води. Визначте масову частку (%) речовини в одержаному розчині.

Відповідь: 8,5%.

47. Який об'єм водню (н.у.) утвориться, якщо 7 г залізного порошку помістити в 60 г хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 25%?

Відповідь: 2,8л.

48. Визначте об'єм повітря (н.у.) та масу піриту, масова частка домішок в якому становить 10%, які необхідно використати для добування 2,5 т сульфур діоксиду.

Відповідь: 5729м^3 ; 2,6т.

49. Повністю окиснили 90 г суміші піриту та купрум (II) сульфід. Який об'єм (н.у.) сульфур діоксиду виділився при цьому? Відомо, що масова частка купрум (II) сульфід в суміші становить 60%.

Відповідь: 26л.

50. Який об'єм газу (н.у.) виділиться під час взаємодії 40 г ферум (II) сульфід, масова частка домішок в якому становить 20%, з сульфатною кислотою, що міститься в розчині масою 400 г ($W = 20\%$)?

Відповідь: 8,14л.

51. Яку масу заліза можна одержати з 5 т бурого залізняку $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, якщо масова частка пустої породи в руді становить 15%?

Відповідь: 2,6т.

52. Визначте формулу кристалогідрату, якщо масові частки Феруму, Хлору та води в ньому становлять відповідно 20,70%, 39,37% та 39,93%.

Відповідь: $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

53. Із 64 г сульфату металу зі ступенем окиснення +3 одержали 25,6 г оксиду цього металу. Визначте формулу солі.

Відповідь: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

54. На суміш заліза і міді масою 10 г подіяли надлишком хлоридної кислоти. При цьому виділилося 2,8 л водню (н.у.). Визначте масову частку (%) заліза у вихідній суміші.

Відповідь: 70%.

55. На реакцію з 60 г суміші ферум (II) сульфату і ферум (III) сульфату витратили 1,5 дм³ розчину з концентрацією калій перманганату 0,02 моль/л, підкисленого сульфатною кислотою. Визначте масовий склад (%) вихідної суміші.

Відповідь: 38% FeSO_4 ; 62% $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

56. Маса твердого залишку, одержаного після повного розкладання суміші ферум (III) гідроксиду і купрум (II) гідроксиду, зменшилася на 19,08% порівняно з вихідною масою. Визначте масові частки речовин (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 38% FeSO_4 ; 62% $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

57. Ферум (II) сульфід, що містить домішки металічного заліза, розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Утворилася газова суміш об'ємом 2464 мл (н.у.) і масою 3,402 г. Розрахуйте масову частку домішок заліза (%) у вихідній речовині.

Відповідь: 6,32%.

58. Під час дії на суміш заліза і міді надлишку розчину сульфатної кислоти виділилося 11,2 л газу (н.у.). А після розчинення такої ж маси вихідної суміші в концентрованій нітратній кислоті утворюється сіль, під час термічного розкладання якої виділяється 28 л газової суміші (н.у.). Розрахуйте масові частки металів (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 46,7% Fe; 53,3% Cu.

59. Крізь розчин ферум (II) хлориду масою 200г з масовою часткою солі 20% пропускали хлор до ти, поки масові частки солей у розчині не стали однаковими. Обчисліть об'єм хлору (н.у.), який вступив у реакцію.

Відповідь: 1,55л.

60. Знайдіть маси цинку та хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 10%, які потрібно використати для одержання водню, необхідного для повного відновлення суміші масою 165,6 г. Суміш містить залізну окалину і ферум (III) оксид у співвідношенні 1:2.

Відповідь: 195г, 2190г.

61. Залізну пластинку занурили в розчин купрум (II) сульфату масою 600 г з масовою часткою солі 20%. Через деякий час її вийняли. Визначте ступінь виділення Купруму з купрум (II) сульфату (%), якщо маса пластинки збільшилася на 0,8 г.

Відповідь: 13,3%.

62. На суміш купрум (II) оксиду, заліза та міді масою 24,8 г подіяли надлишком концентрованої нітратної кислоти. Виділилося 6,72 л газу (н.у.). Розрахуйте масовий склад вихідної суміші (%), якщо відомо, що під час взаємодії такої ж за складом і масою вихідної суміші з надлишком розбавленої сульфатної кислоти виділилося 2,24 л газу (н.у.).

Відповідь: 5,6г Fe; 9,6г Cu; 9,6г CuO.

63. Суміш масою 12,12 г, що містить ферум (II) оксалат та ферум (II) карбонат, піддали термічному розкладання без доступу кисню. Одержаний твердий залишок розчинили в надлишку розчину нітратної кислоти. Виділилося 672 мл нітроген монооксиду (н.у.). Обчисліть масові частки солей (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 28,7%FeCO₃; 71,3%FeC₂O₄.

64. Під час часткового термічного розкладання ферум (III) нітрату масою 19,36 г утворилося 9,64 г твердого залишку. Розрахуйте ступінь розкладання солі (%).

Відповідь: 75%.

ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНИХ ПІДГРУП

ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ

(Cu, Zn, Ag, Mn, Cr)

65. Хром (VI) оксид масою 8 г розчинили у воді об'ємом 800 мл. Визначте масову частку (%) хромової кислоти в одержаному розчині.

Відповідь: 1,2%.

66. Яку масу хрому можна одержати відновленням хром (III) оксиду масою 120 кг, масова частка домішок в якому становить 7%?

Відповідь: 76,4кг.

67. Купрум (II) оксид масою 0,4 г розчинили в сульфатній кислоті з масовою часткою речовини 15%. Визначте: а) масу солі, що утворилася; б) масу розчину кислоти, яку витратили на розчинення оксиду.

Відповідь: а) 0,8г CuSO_4 ; б) 3,3г.

68. У результаті термічного розкладання гідроксиду металу (III) масою 69,3 г одержали 12,6 г водяної пари. Визначте невідомий метал.

Відповідь: Zn.

69. Визначте формулу кристалогідрату хром (III) сульфату, якщо в 179 г цього кристалогідрату зв'язано 81г води.

Відповідь: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

70. Розрахуйте масу аргентум нітрату, що викристалізується під час охолодження до 10°C 2,5 кг, насиченого при 60°C розчину аргентум нітрату. Розчинність солі при 60°C становить 525 г на 100 г води, а при 10°C – 70 г на 100 г води.

Відповідь: 1820г.

71. Розрахуйте масу купрум (II) хлорид дигідрату та об'єм води, які потрібно взяти для приготування розчину з масовою часткою солі 30%, при повному електролізі якого можна одержати 20 г міді. Втрати металу становлять 10%.

Відповідь: 59г; 97мл.

72. Під час повного електролізу солі, що містилася у водному розчині аргентум нітрату об'ємом 1400 мл ($\rho = 1,03$ г/мл), на аноді виділився газ, який

був повністю витрачений на окиснення 19,2 г міді. Розрахуйте масову частку солі (%) у вихідному розчині.

Відповідь: 7,07%.

73. Масова частка цинку в його сплаві з кадмієм становить 80%. Визначте масу сплаву, яку потрібно використати для взаємодії з хлоридною кислотою, щоб одержати 50 л (н.у.) водню.

Відповідь: 158г.

74. Цинк нітрат масою 141,75 г піддали повному термічному розкладання. Газову суміш, що утворилася, розчинили у воді об'ємом 450 мл. Розрахуйте масову частку речовини (%) в розчині.

Відповідь: 17,8%.

75. Під час повного термічного розкладання купрум (II) нітрату масою 84,6 г утворився твердий залишок, який повністю розчинили в розчині сульфатної кислоти з масовою часткою речовини 35%. Визначте: а) об'єм розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,26$ г/мл), який витратили на розчинення твердого залишку; б) масу мідного купоросу, яку можна одержати з утвореного розчину.

Відповідь: а) 100мл; б) 113г.

76. Газ, утворився під час дії на срібло масою 10,8 г надлишку концентрованої нітратної кислоти, пропустили крізь розчин барій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою солі 20,0%. Розрахуйте масові частки речовин в одержаному розчині (%).

Відповідь: 15,4% Ba(OH)_2 ; 3,2% $\text{Ba(NO}_3)_2$; 2,8% $\text{Ba(NO}_2)_2$.

77. Під час повного електролізу солі, що містилася в розчині аргентум нітрату об'ємом 1,7 л ($\rho = 1,01$ г/мл), на катоді одержали метал, на розчинення якого витратили 200 мл розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,154$ г/мл, $W=26\%$). Розрахуйте: а) масову частку аргентум нітрату у вихідному розчині (%); б) об'єм газу (н.у.), що виділився на аноді.

Відповідь: а) 7,1%; б) 4л.

78. Електроліз водного розчину купрум (II) нітрату з масовою часткою солі 8% проводили доти, поки масова частка солі не зменшилася до 7%. У скільки разів при цьому зменшилася маса розчину?

Відповідь: в 1,004 разу.

79. Еквімолярну суміш купрум (II) нітрату і аргентум нітрату піддали повному термічному розкладанню. Одержали газову суміш об'ємом 17,92 л (н.у.). Розрахуйте масові частки солей (%) у вихідній суміші.

Відповідь: 52,51% $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 47,49% AgNO_3 .

80. Суміш невідомого кількісного складу купрум (II) нітрату і аргентум нітрату піддали термолізу. Утворилася газова суміш об'ємом 29,12л (н.у.), а маса твердого залишку виявилася в 2,037 разу меншою за масу вихідної суміші. Розрахуйте масові частки солей у вихідній суміші.

Відповідь: 31,2% AgNO_3 ; 68,8% $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

81. До 200 мл розчину з концентрацією калій дихромату 0,3 моль/л добавили надлишок розчину лугу, а потім 180 мл розчину барій хлориду концентрацію 1,5 моль/л. Визначте: а) масу осаду, що випав; б) об'єм 0,5 М розчину аргентум нітрату концентрацією 0,5 моль/л, який потрібно додати до одержаного розчину, щоб осадити всі наявні в розчині хлорид-йони.

Відповідь: а) 30,4г BaCrO_4 ; б) 1080мл.

Розділ 12

Основні положення органічної хімії

§12.1. Предмет органічної хімії. Особливості органічних сполук

На початку XIX ст. всі відомі речовини поділяли за їх походженням на дві групи: речовини мінеральні і речовини органічні. Багато вчених вважали, що органічні речовини можуть утворюватися тільки в живих організмах за допомогою “життєвої сили”, тому синтез їх неможливий.

Ці погляди на органічні речовини були спростовані самою практикою. Німецький хімік Ф. Велер синтезував з неорганічних сполук щавлеву кислоту і сечовину, французький хімік М. Бертло — жир, а О.М. Бутлеров — найпростішу цукристу речовину.

Цими синтезами було доведено, що органічні і неорганічні сполуки взаємозв'язані, проте відрізняються деякими особливостями. Переважна більшість неорганічних сполук має молекулярну будову і тому для них характерні високі температури плавлення і кипіння. Органічні речовини як правило, молекулярної будови, тому вони мають низькі температури кипіння і плавлення. Майже всі органічні речовини горючі і розкладаються при нагріванні. До складу молекул всіх органічних речовин входить Карбон.

Органічна хімія — це розділ хімічної науки, в якому вивчаються сполуки Карбону і їхні перетворення. Крім Карбону органічні сполуки містять елементи Гідроген, Оксиген, Нітроген і значно рідше Фосфор, Сульфур, галогени, метали. Органічні сполуки мають ряд особливостей:

атоми Карбону здатні сполучатися один з одним, утворюючи ланцюги і кільця, що нетипово для більшості неорганічних сполук;

в органічних сполуках зв'язок між атомами ковалентний, тому вони переважно є неелектролітами;

під час нагрівання в межах 400–600°C органічні сполуки розкладаються і обвуглюються, а за наявності достатньої кількості кисню — горять;

серед органічних сполук поширене явище ізомерії;

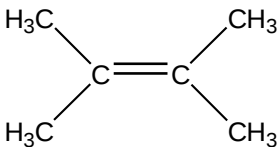
утворюють гомологічні ряди.

Такі особливості органічних сполук зумовлені будовою атома Карбону. Атом Карбону має чотири валентних електрони. Атоми Карбону утворюють з іншими атомами, а також один з одним спільні електронні пари. При цьому на зовнішньому енергетичному рівні кожного атома Карбону буде вісім електронів (октет), чотири з яких одночасно належать іншим атомам. *Тобто, Карбон в органічних сполуках завжди чотири ковалентний.*

В органічній хімії є такі типи формул молекул сполук:

емпіричні: C_6H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 ;

електронні: $H : C :: C : H$;

структурні: $H - C \equiv C - H$, ;

скорочені структурні: $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$.

При написанні рівнянь реакцій слід користуватися структурними або скороченими структурними формулами. Електронні формули використовують для пояснення взаємовпливу функціональних груп або механізму реакції.

§12.2. Основні положення теорії хімічної будови органічних. Ізомерія.

Гомологічні ряди

В середині XIX ст. працями вчених Е. Франкланда, Ш.Ф. Жерара, Ф.А. Кекуле, А.С. Купера, О.М. Бутлерова були розроблені основні положення теорії будови органічних сполук, які при подальшому розвитку науки вдосконалювалися.

1) У молекулах органічних речовин атоми сполучені один з одним у певній послідовності відповідно до їх валентності. Порядок зв'язку атомів у молекулах називається хімічною будовою.

2) Властивості речовин залежать не лише від того, які атоми і в якій кількості входять до складу молекули, а й від того, в якому порядку вони сполучені між собою.

3) За властивостями речовини можна визначити будову її молекули, а за будовою молекули — передбачити її властивості.

4) Атоми або групи атомів у молекулах речовин взаємно впливають один на одного. Від цього залежить реакційна здатність молекули.

З цих основних положень випливає існування ізомерії, що було підтверджено експериментально (великою кількістю синтезів).

Ізомери — це речовини, які мають однаковий склад і однакову молекулярну масу, але різну будову молекул, що спричинює різні фізико-хімічні властивості цих речовин. Наприклад:

C_4H_{10} — *n*-бутан,

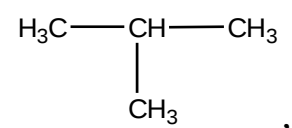
$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$,

$T_{\text{кип}} = 0,5^\circ C$;

C_2H_6O — диметиловий ефір,

$CH_3 - O - CH_3$.

C_4H_{10} — ізобутан,



$T_{\text{кип}} = 11,7^\circ C$;

C_2H_6O — етанол,

$CH_3 - CH_2 - OH$.

Серед величезної кількості органічних сполук можна виділити групи, які подібні за своїми властивостями і відрізняються між собою числом атомів Карбону.

Гомологами називаються органічні сполуки, які подібні за хімічними властивостями, але склад яких відрізняється на одну або кілька груп $-CH_2-$. Гомологи, розташовані в порядку зростання їх молярної маси, утворюють гомологічний ряд. Група $-CH_2-$ називається гомологічною різницею.

Гомологічні ряди можна побудувати для всіх класів органічних сполук: алканів, алкенів, спиртів тощо. Знаючи властивості одного з членів ряду, можна зробити висновки про властивості інших представників цього ряду. Склад молекул усіх членів гомологічного ряду виразити загальною формулою. Так, для алканів загальною формулою буде C_nH_{2n+2} , для аренів — C_nH_{2n-6} , для

одноатомних насичених спиртів — $C_nH_{2n+2}O$, і т.д., де n — число атомів Карбону в молекулі.

§12.3. Класифікація органічних сполук

Усі органічні сполуки залежно від природи карбонового скелета можна розділити на три великі групи: *ациклічні*, *карбоциклічні* і *гетероциклічні*.

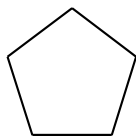
Ациклічні (нециклічні, ланцюгові) сполуки називаються також жирними, або аліфатичними. Серед ациклічних сполук розрізняють насичені і ненасичені.

Насичені: C_2H_6 , $CH_3 - CH - (CH_3)_2$, $CH_3 - CH_2 - OH$, $CH_3 - COO - C_2H_5$.

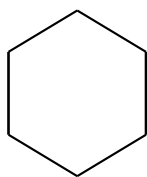
Ненасичені: C_2H_4 , $CH_2 = CH - CH = CH_2$, $CH_2 = CHCl$, C_2H_2 .

Карбоциклічні — це сполуки, молекули яких складаються із замкнутих в кільце карбонових ланцюгів. Їх поділяють на циклічні (насичені і ненасичені) і ароматичні, які містять бензольні кільця.

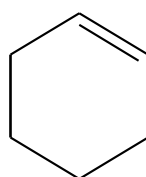
Циклічні:



циклопентан

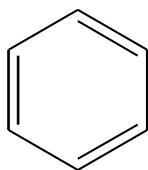


циклогексан

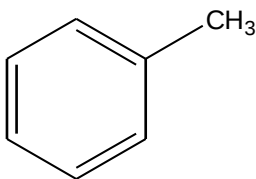


циклогексен

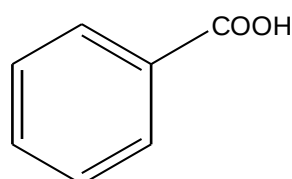
Ароматичні:



бензол

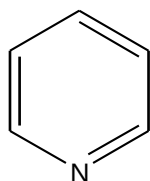


толуол

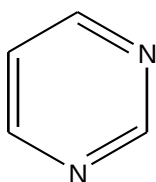


бензойна кислота

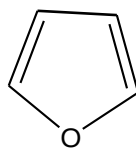
Гетероциклічні — це сполуки, до складу яких входять крім Карбону атоми інших елементів (N, S, O):



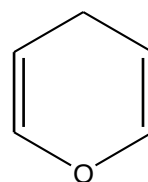
піридин



піримідин



фуран

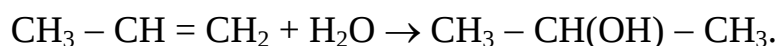
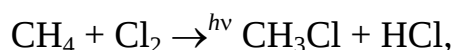


піран

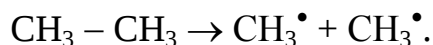
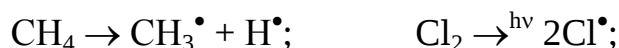
До складу органічних сполук крім С і Н входять і інші елементи у вигляді груп атомів, які визначають хімічні властивості даного класу сполук. Їх називають *функціональними групами*. За функціональними групами зазначені вище типи органічних сполук поділяються на класи: – Hal (галогенпохідні), – OH (спирти і феноли), = C = O (альдегіди і кетони), – COOH (карбонові кислоти), – NO₂ (нітросполуки), – NH₂ (аміни) тощо.

§12.4. Типи органічних реакцій

Органічні реакції, як і неорганічні, поділяються на три типи: заміщення, відщеплення та приєднання:

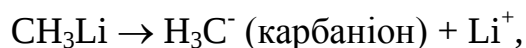
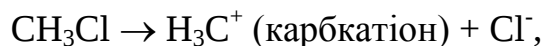


Органічні реакції можна класифікувати і за механізмом розриву ковалентного зв'язку в реагуючих молекулах. Якщо спільна електронна пара ділиться між атомами, то утворюються вільні радикали — частинки, що мають неспарені електрони. Такий розрив зв'язку називається *гомолітичним*, або *радикальним*:



За радикальним механізмом відбуваються реакції під дією світла ($h\nu$), радіоактивного випромінювання, за високої температури (крекінг).

Якщо під час розриву зв'язку спільна електронна пара залишається біля одного з атомів, то утворюються іони: катіон і аніон. Такий механізм називають *іонним*, або *гетеролітичним*:





Гетеролітичний механізм спостерігається, як правило, при розриві полярного ковалентного зв'язку (C – Cl, C – O та ін.).

Катіони: CH_3^+ , NO_2^+ , Br^+ та інші називаються *електрофілами*.

Аніони: CH_3^- , NH_2^- , OH^- та інші називаються *нуклеофілами*.

§13.1. Насичені вуглеводні (алкани)

Алкани — сполуки, що містять тільки одинарні C – C і C – H σ -зв'язки.

Загальна формула C_nH_{2n+2} .

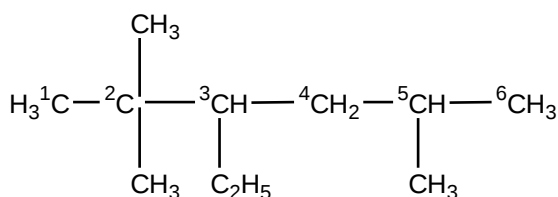
Номенклатура. Перші чотири алкани мають тривіальні назви: метан, етан, пропан, бутан. Назви інших алканів утворюються з назви грецького числівника і суфікса *-ан*. Перед назвою алканів нерозгалуженої будови, починаючи з бутану, часто ставлять букву *n-*, від слова “нормальний”, наприклад *n*-гексан. Якщо від молекули алкану відщеплюється атом Гідрогену, утворюється алкільний радикал загальної формули C_nH_{2n+1} . Назви алкільних радикалів походять від назв відповідного алкану, тільки суфікс *-ан* змінюють на *-ил* чи *-іл* (табл. 9.1).

Т а б л и ц я 9.1. Назви алканів та алкільних радикалів

<i>Число атомів</i>	<i>Формула</i>	<i>Назва</i>	<i>Радикал</i>	<i>Назва радикала</i>
Карбону				
1	CH_4	Метан	$CH_3 -$	Метил
2	C_2H_6	Етан	$C_2H_5 -$	Етил
3	C_3H_8	Пропан	$C_3H_7 -$	Пропіл
4	C_4H_{10}	Бутан	$C_4H_9 -$	Бутил
5	C_5H_{12}	Пентан	$C_5H_{11} -$	Пентил(а
6	C_6H_{14}	Гексан	$C_6H_{13} -$	міл)
7	C_7H_{16}	Гептан	$C_7H_{15} -$	Гексил
8	C_8H_{18}	Октан	$C_8H_{17} -$	Гептил
9	C_9H_{20}	Нонан	$C_9H_{19} -$	Октил
10	$C_{10}H_{22}$	Декан	$C_{10}H_{21} -$	Ноніл
				Децил

Алкани з розгалуженим ланцюгом називають так.

1. Вибирають най довший ланцюг.
2. Нумерують атоми Карбону в ланцюзі так, щоб атом Карбону, біля якого стоїть замісник, одержав найменший номер.
3. Перед основною назвою вказують номер атома Карбону, біля якого стоїть замісник і називають цей замісник.
4. Якщо в алкані декілька однакових замісників, їх кількість вказують грецьким числівником, (ди-, три, тетра-), а номери відповідних атомів Карбону відокремлюють комами.



2,2,5-триметил-3-етилгексан

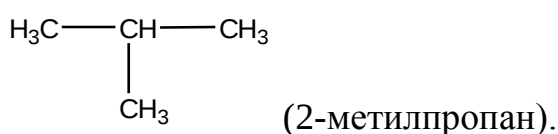
C^1 і C^6 — первинні атоми (утворюють тільки один С – С зв’язок);

C^4 — вторинний, сполучений з двома атомами Карбону;

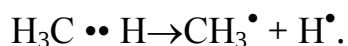
C^3 — третинний, утворює три С – С зв’язки;

C^2 — четвертинний, сполучений з чотирма атомами Карбону.

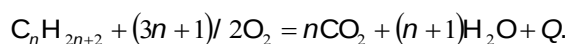
Ізометрія. Для алканів характерна структурна ізомерія вуглецевого ланцюга, зумовлена різним сполученням атомів Карбону в молекулах:



Будов. В алканах кожний атом Карбону перебуває в стані sp^3 -гібридизації, утворює чотири σ -зв’язки, просторово направлені до вершин тетраедра, кут $109^\circ 28''$. Довжина зв’язку С – С дорівнює 0,154 нм. Зв’язки міцні, малополярні, тому для насичених вуглеводнів характерні реакції заміщення з розривом С – Н-зв’язку за радикальним механізмом:

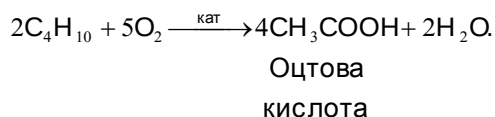


Хімічні властивості. 1. Повне окиснення (горіння):



2. Специфічне каталітичне окиснення.

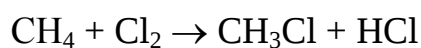
“М’яким” окисненням в наявності каталізатора одержують суміш кисневмісних сполук. У промисловості застосовують для одержання оцтової кислоти, вищих карбонових кислот.



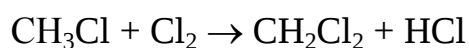
Алкани не знебарвлюють розчин калій перманганату!

3. Реакції радикального заміщення.

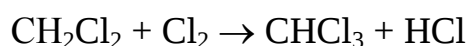
За звичайних умов метан активно реагує тільки з дифлуором (фтором), повільно взаємодіє з хлором і майже не реагує з бромом. Реакції з бромом і хлором прискорюються під дією світла і при нагріванні. В результаті цих реакцій атоми Гідрогену в алканах поступово заміщуються атомами галогену. Такі реакції називаються *галогенуванням*. При галогенуванні метану утворюється суміш продуктів — галогенпохідних метану.



Хлорметан

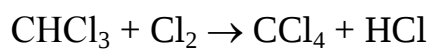


Дихлорметан



Трихлорметан

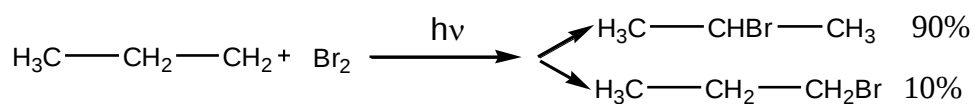
(хлороформ)



Тетрахлорметан

(Карбон тетрахлорид)

У процесах хлорування та бромовання гомологів метану найлегше заміщується атом Гідрогену біля третинного атома, потім біля вторинного і первинного атомів Карбону:

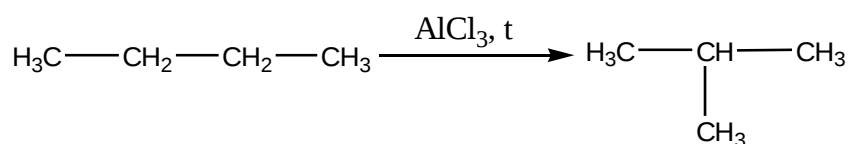


4. Відщеплення Гідрогену (дегідрування) відбувається за високої температури і наявності каталізаторів:



5. Ізомеризація.

Алкани нерозгалуженої будови під час нагрівання при наявності каталізатора перетворюються в алкани з розгалуженим ланцюгом:



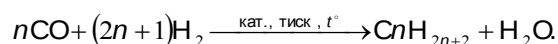
6. Крекінг.

Під час сильного нагрівання без доступу кисню в молекулах алканів розриваються С – С-зв'язки і утворюється суміш алканів і алкенів з меншим числом атомів Карбону:

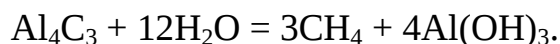


Цей процес використовують в нафтохімічній промисловості для одержання більш легких алканів і ненасичених вуглеводнів.

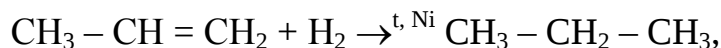
Одержування алканів. У промисловості практично всі алкани можна одержати з нафти, природного газу або супутного нафтового газу. Використовують також метод, в основі якого лежить реакція:



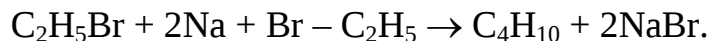
У лабораторії метан можна одержати за реакцією алюміній карбіду з водою або HCl:



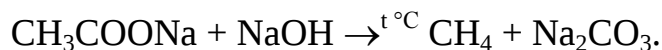
Для одержання алканів використовують реакцію гідрування ненасичених вуглеводнів при наявності каталізаторів (Pt, Pd, Ni):



а також (реакція Вюрца) взаємодією металічного натрію з галоген-похідними:



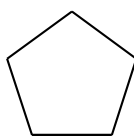
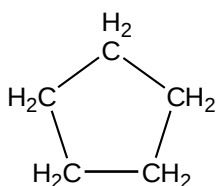
Можна одержати алкани, сплавляючи солі карбонових кислот з надлишком лугу:



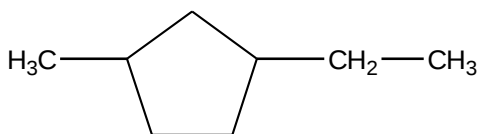
§13.2. Циклоалкани

Циклоалкани — це насичені вуглеводні циклічної будови. Загальна формула C_nH_{2n} ($n = 3, 4, \dots$).

Номенклатура. Назви циклоалканів походять від назв алканів з таким самим числом атомів Карбону в молекулі з додаванням префікса *цикло-*. Якщо молекула циклоалкану містить замісник, то його називають на початку сполуки. Атоми Карбону в циклі нумеруються так, щоб замісники мали найменші номери:

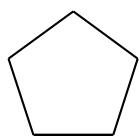


Циклопентан, або спрощено

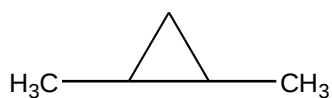


1-Метил-3-етилциклопентан

Ізомерія. Структурна формула циклоалканів зумовлена ізомерією циклів:

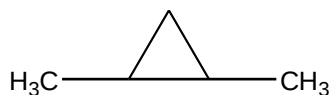


Циклопентан (C_5H_{10})

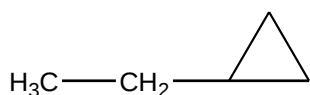


1, 2-Диметилциклопропан (C_5H_{10})

ізомерією типів замісників:

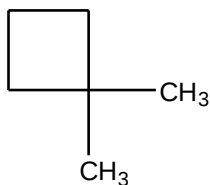


1, 2-Диметилциклопропан

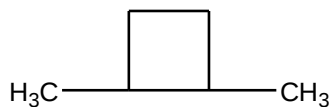


Етилциклопропан (C_5H_{10})

ізомерією положення замісників:



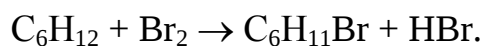
1, 1-Диметилциклобутан



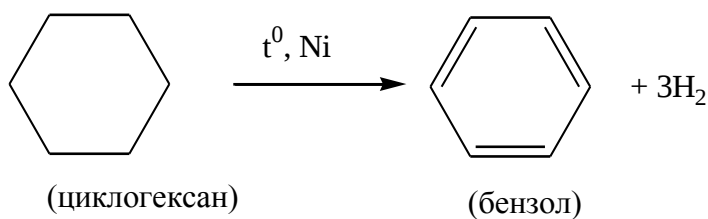
1, 2-Диметилциклобутан

Міжкласова ізомерія — циклоалкани ізомерні алкенам. За розміром циклів циклоалкани поділяють на малі (C_3 , C_4) і звичайні (C_5 , C_7) цикли, які відрізняються за хімічними властивостями.

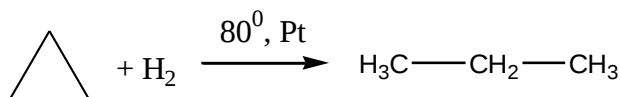
Хімічні властивості. Циклопентан, циклогексан за хімічними властивостями близькі до алканів. Для них характерні *реакції заміщення*:



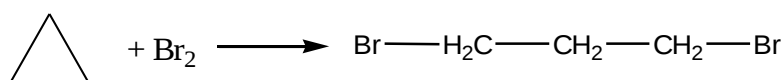
Дегідрування циклогексану відбувається при наявності каталізатора з утворенням бензолу:



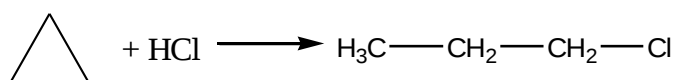
Циклопропан і циклобутан (малі цикли) за хімічними властивостями близькі до алкенів. Вони приєднують водень, галогени та галогеноводні.



Пропан

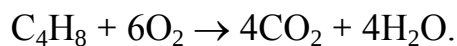


1, 3-Дибромпропан

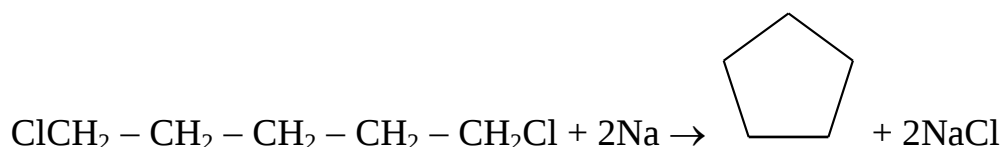


1-Хлорпропан

Циклоалкани окиснюються (горять):



Одержання циклоалканів. У промисловості циклоалкани одержують при переробці нафти. В лабораторії їх можна одержати за реакцією Вюрца з дигалогенпохідних:

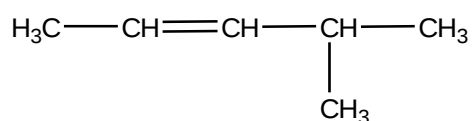


§13.3. Ненасичені вуглеводні (алкени).

Алкени — ненасичені вуглеводні, що містять один подвійний —C=C— зв'язок. Загальна формула алканів C_nH_{2n} .

Номенклатура. В назві відповідного алкана суфікс *—ан* замінюють на *—ен*. Наприклад: етан — етен, пропан — пропен (пропілен), бутан — бутен (бутилен). Для розгалуженого алкену головний ланцюг має містити подвійний

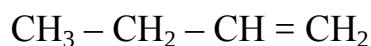
зв'язок. Атоми Карбону нумеруються від того кінця ланцюга, до якого ближче розташований подвійний зв'язок. Номер перед назвою головного ланцюга вказує на положення подвійного зв'язку:



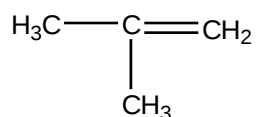
4-Метилпентен-2-пентен

Якщо від молекули етену відщеплюється атом Гідрогену, утворюється ненасичений радикал, наприклад $\text{CH}_2 = \text{CH} -$ (вініл).

Ізомерія. Структурна ізомерія алкенів зумовлена ізомерією вуглецевого ланцюга:

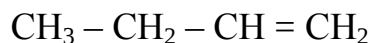


1-Бутен

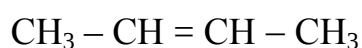


2-Метилпропен

ізомерією положення подвійного зв'язку:

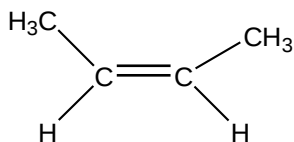


1-Бутен



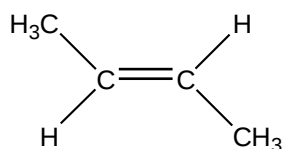
2-Бутен

Просторова (*цис*-, *транс*-) ізомерія зумовлена різним положенням замісників відносно площини подвійного зв'язку:



цис-ізомер: замісники розміщені по один бік подвійного зв'язку

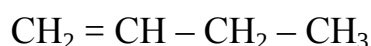
(*цис*-2-Бутен)



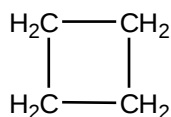
транс-ізомер: замісники розміщені по різні боки подвійного зв'язку

(*транс*-2-Бутен);

міжкласова ізомерія алкенів зумовлена тим, що загальні формули циклоалканів і алкенів однакові, тому алкени і циклоалкани є міжкласовими ізомерами. Наприклад, формулі C_4H_8 відповідають такі сполуки:



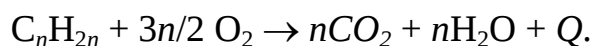
1-Бутен



Циклобутан

Будова. Подвійний зв'язок $C = C$ складається з σ - і π -зв'язків. Атоми Карбону біля подвійного зв'язку перебувають в стані sp^2 -гібридизації. Гібридні орбіталі утворюють три σ -зв'язки, що лежать в площині під кутом 120° . При перекриванні негібридизованих p -орбіталей сусідніх атомів Карбону утворюється π -зв'язок. Електрони в π -зв'язку лежать поза міжядерним простором зв'язаних атомів Карбону. Завдяки цьому за подвійним зв'язком легко відбувається реакції електрофільного приєднання та полімеризації.

Хімічні властивості. 1. Повне окиснення алкенів. Алкени горять в надлишку повітря з утворенням вуглекислого газу і води:



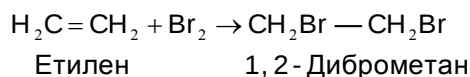
2. Специфічне окиснення алкенів.

Розбавлений розчин калій перманганату окиснює алкени у відповідні 1, 2-діоли:



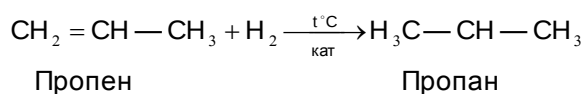
В результаті перебігу реакції фіолетовий колір калій перманганату знебарвлюється, тому ця реакція є якісною на подвійний зв'язок.

Реакції електрофільного приєднання: 1. Алкани легко приєднують галогени, утворюючи дигалогенпохідні:

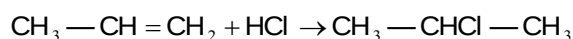


знебарвлення бромної води — якісна реакція на подвійний зв'язок.

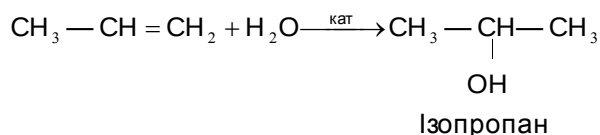
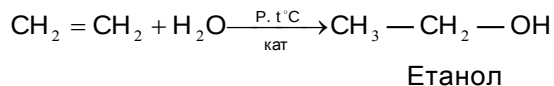
2. За наявності каталізаторів (Pt, Ni) алкани приєднують водень (гідрування етилену і його гомологів):



3. Алкени приєднують галогеноводні, утворюючи галогенпохідні:



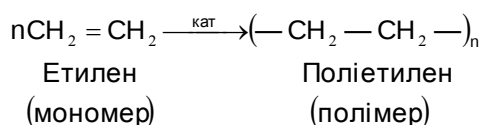
4. Приєднання води до алкенів (реакція гідратації) відбувається за наявності кислотних каталізаторів, наприклад H_2SO_4 :



Ці реакції використовують в промисловості для одержання етанолу та ізопропанолу.

Приєднання галогеноводнів і води до Алкенів відбувається за правилом Марковникова: *атом Гідрогену приєднується до того атома Карбону, який сполучений з більшим числом атомів Гідрогену.*

Реакції полімеризації. При підвищеній темпкратурі, тиску і за наявності каталізатора внаслідок розривання подвійного зв'язку:



Тут n означає ступінь полімеризації.

Одержання алкенів. Промислові методи:

термічний крекінг нафтопродуктів — основний спосіб одержання алкенів у промисловості:



(Бутан) (Бутен)

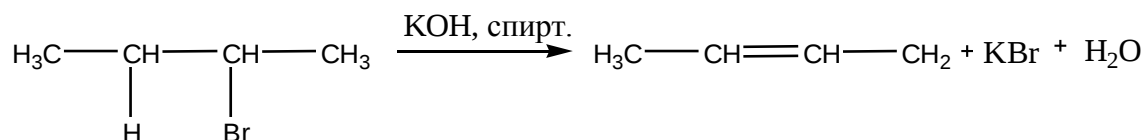
каталітичне дегідрування насичених вуглеводнів:



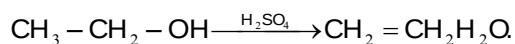
виділення з коксових газів.

Лабораторні методи:

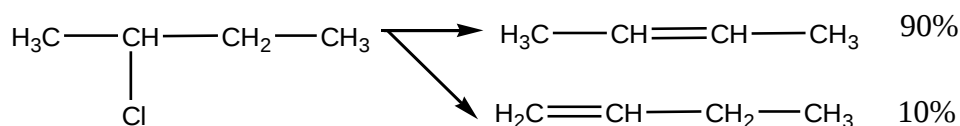
одержання з галогенпохідних насичених вуглеводнів під дією спиртового розчину KOH:



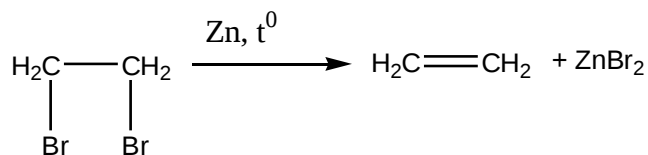
дегідратація спиртів:



Правило Зайцева: атом Гідрогену відщеплюється від того з сусідніх атомів Карбону, який зв'язаний з меншим числом атомів Гідрогену.



з дигалогенпохідних:



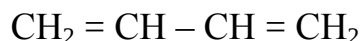
§13.4. Дієнові вуглеводні (алкадієни)

Алкадієни — ненасичені вуглеводні, що містять два подвійних зв'язки.

Загальна формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Номенклатура. Головний ланцюг в алка дієнах вибирають таким чином, щоб він містив обидва подвійні зв'язки. Нумерують ланцюг так, щоб сума

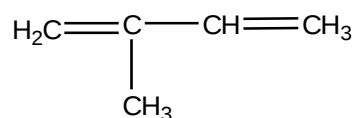
номерів атомів Карбону біля подвійних зв'язків була мінімальною. Назва сполуки закінчується на *-дієн* і вказує місце положення подвійного зв'язку.



1, 3-Бутадієн



1, 2-Пентадієн



2-Метил-1, 3-Бутадієн

Ізомерія. Структурна ізомерія дієнів зумовлена:

ізомерією вуглецевого ланцюга;

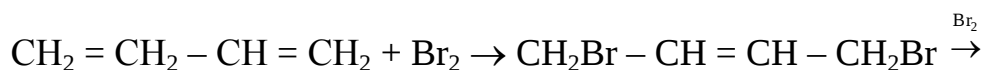
ізомерією положення подвійного зв'язку.

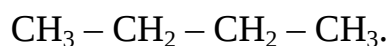
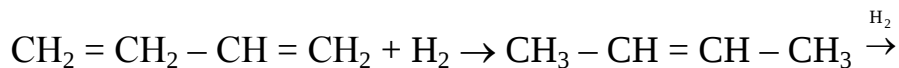
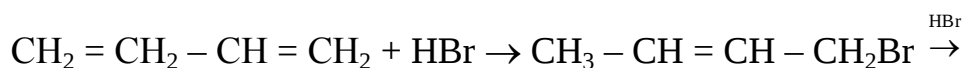
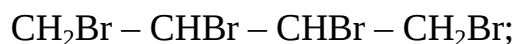
Просторова *цис*-, *транс*- ізомерія зумовлена різним положенням замісників відносно площини подвійних зв'язків.

Будова. Практичне значення мають дієни в яких поперемінно чергуються простий і подвійний зв'язки, так звані спряжені зв'язки. В фрагменті $-\text{C} = \text{C} - \text{C} = \text{C} -$ атоми Карбону перебувають у стані в sp^2 -гібридизації. Негібридизовані p -орбіталі чотирьох атомів Карбону взаємодіють між собою, утворюючи делокалізовані зв'язки. Структурну формулу бутадієну можна зобразити так: $\text{CH}_2 \overset{\cdot\cdot\cdot}{-} \text{CH} \overset{\cdot\cdot\cdot}{-} \text{CH} \overset{\cdot\cdot\cdot}{-} \text{CH}_2$.

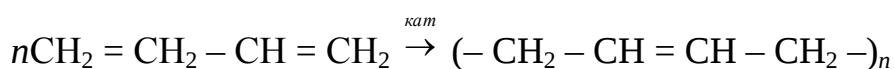
Крапки над лініями зв'язків показують, що зв'язки між атомами Карбону проміжні між одинарними і подвійними.

Хімічні властивості. Для дієнів характерні реакції електрофільного приєднання. Молекула дієну може приєднати дві молекули водню, дві молекули галогену, дві молекули гідрогенгалогеніду. Приєднання відбувається в дві стадії. На першій стадії утворюється, як правило, продукт 1, 4-приєднання, а на другій — приєднується ще одна молекула (2, 3-приєднання):

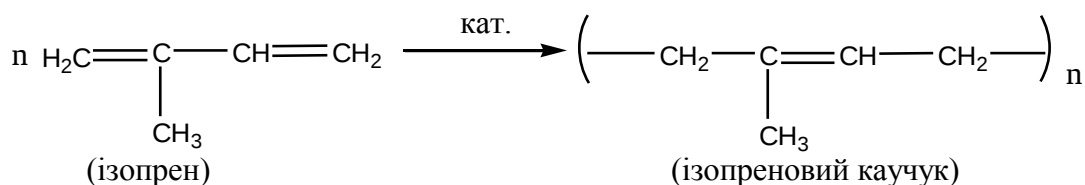




Важливою для дієнів є реакція полімеризації, яку використовують для одержання синтетичних каучуків:

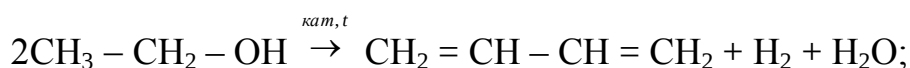


(дивініловий каучук),

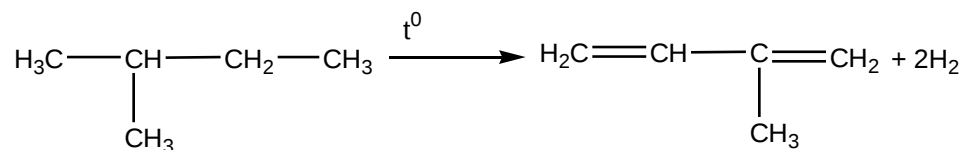
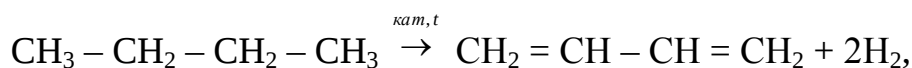


Одержання дієнів. В промисловості 1,3-бутадієн одержують:

1. У пропускаючи пару етанолу над каталізатором (спосіб Лебедева):



2. Дегідруванням алканів:



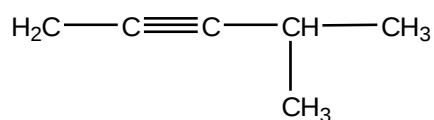
§13.5. Алкіни

Алкіни — ненасичені вуглеводні, що містять потрійний зв'язок $-\text{C} \equiv \text{C}-$.

Загальна формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Номенклатура. Хімічні назви алкінів походять від назв відповідних алканів. У назві відповідного алкану закінчення *-ан* замінюють на *-ін* або *-ин*. Для розгалужених алкінів головний ланцюг має містити потрійний зв'язок. Ланцюг нумерують з того кінця, до якого ближче стоїть потрійний зв'язок. У

назвах алкінів вказують номери атомів Карбону, називають замісники біля цих атомів Карбону, а потім — номер атома Карбону, біля якого розміщений потрібний зв'язок:



4-Метил-2-Пентин

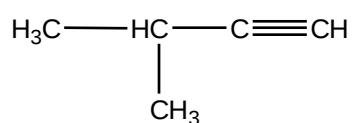
Номер перед назвою головного ланцюга вказує на положення потрібного зв'язку.

Ізомерія. Для алкінів відомі два види ізомерії — структурна та міжкласова. Структурна ізомерія зумовлена:

ізомерією Карбонового ланцюга:

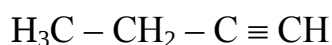


1-Пентін

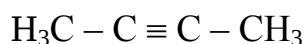


3-Метил-1-Пентин

ізомерією положення потрібного зв'язку:



1-Бутін

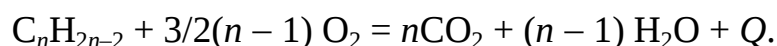


2-Бутін

Міжкласова ізомерія — алкіни ізомерні алкадієнам.

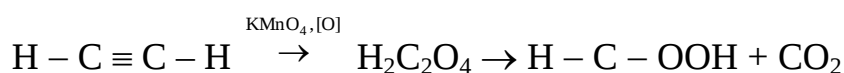
Будова. Потрійний зв'язок $-\text{C} \equiv \text{C}-$ складається з двох π - і одного σ -зв'язків. Атоми Карбону біля $-\text{C} \equiv \text{C}-$ зв'язку перебувають у стані sp -гібридизації. Гібридні орбіталі кожного атома утворюють два σ -зв'язки, що лежать на одній лінії, під кутом 180° . Два π -зв'язки розміщені у взаємно перпендикулярних площинах. Завдяки такому розташуванню π -зв'язки легко атакуються електрофільними реагентами.

Хімічні властивості. 1. Повне окиснення (горіння):



2. Специфічне окиснення.

Алкіни легко знебарвлюють розчини калій перманганату — це якісна реакція на потрійний зв'язок:

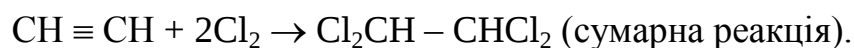
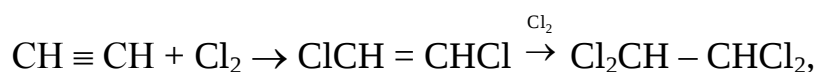


Оксалатна Мурашина

кислота кислота

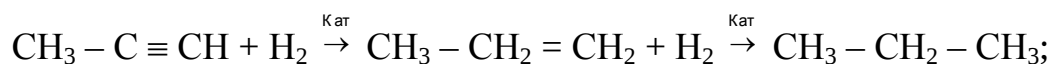
3. *Реакції приєднання.* Алкіни приєднують водень, галогеноводні, галогени за місцем потрійного зв'язку. Такі реакції відбуваються в дві стадії:

для галогенів:

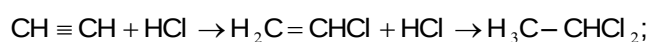


Знебарвлення бромної води і реакція з калій перманганатом є якісними реакціями на потрійний зв'язок.

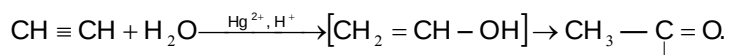
Водень (H₂) приєднується за наявності каталізаторів (нікелю, платини, паладію):



галогеноводні приєднуються на обох стадіях по правилу Марковнікова:



вода приєднується при наявності солей Hg²⁺ в кислому середовищі (реакція Кучерова):



Ацителен

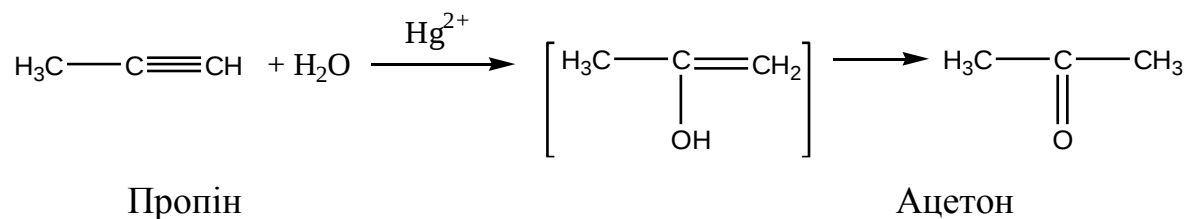
H

Етаналь або

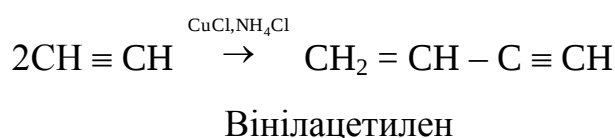
оцтовий альдегід

Реакція відбувається в одну стадію з утворенням нестійкої сполуки — вінілового спирту, який швидко перетворюється на оцтовий альдегід.

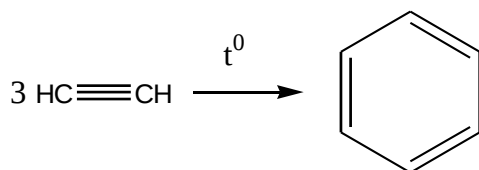
Приєднання води до гомологів ацетилену відбувається за правилом Марковникова. При цьому утворюються кетони:



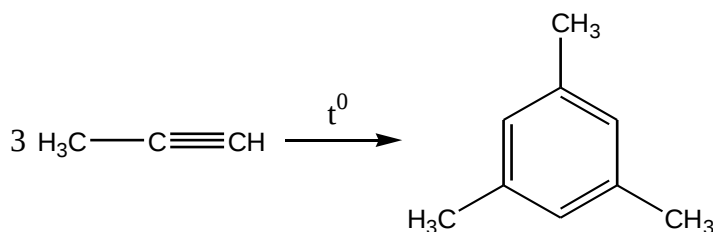
4. *Полімеризація.* Димеризація ацетилену відбувається при наявності каталізатора купрум (I) хлориду та амоній хлориду з утворенням вінілацетилену — проміжного продукту при одержанні каучуків.



Тримеризація ацетилену і гомологів відбувається при пропусканні їх над активованим вугіллям при нагріванні:



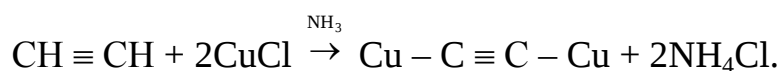
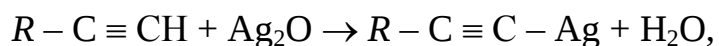
Бензол



1, 2, 3-Триметилбензол

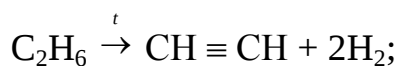
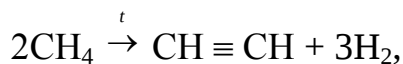
або

5. *Реакції заміщення.* Атом Гідрогену в кінцевій $-\text{C}\equiv\text{CH}-$ групі має кислотні властивості і заміщується на метал під дією сильних основ:

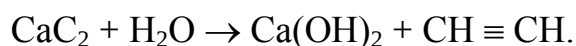


Утворюються ацетиленіди металів: ацетиленід срібла, ацетиленід міді тощо.

Одержання алканів. У промисловості ацетилен одержують термічним крекінгом метану та його гомологів:



з кальцій карбідом:

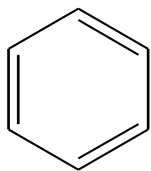


В лабораторії алкіни одержують з галогенопохідних насичених вуглеводнів:

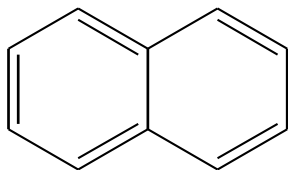


§13.7. Ароматичні вуглеводні (арени)

Ароматичні вуглеводні (арени) — це сполуки, молекули яких містять одне або кілька бензольних ядер:



Бензол або Бензен

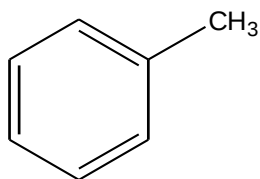


Нафталін

Перший член гомологічного ряду — бензол або бензен. При заміщенні атомів Гідрогену в молекулі бензелу різними радикалами утворюються гомологи бензену.

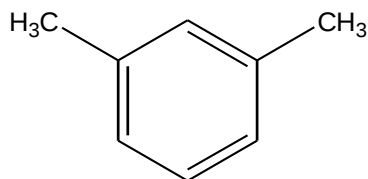
Загальна формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$, $n \geq 6$.

Номенклатура. Назви аренів походять від слова “бензен” з зазначенням замісників у бензольному ядрі і їх положення.



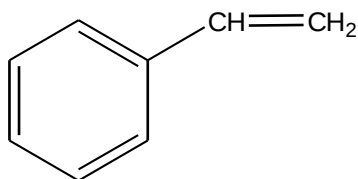
Метилбензен,

або толуол



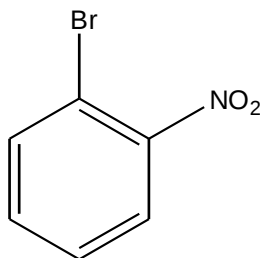
1, 3-Диметилбензен,

або метаксилол



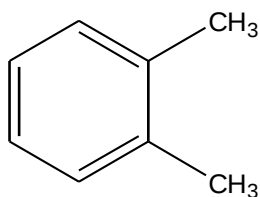
Вінілбензен,

або стирол

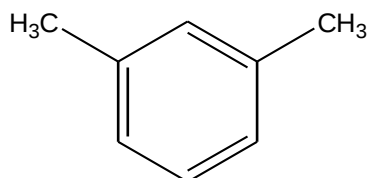


1-Бром-2-нітробензен

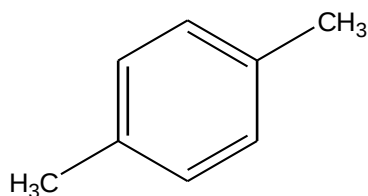
Ізомерія. Для гомологів бензену ізомери можливі, якщо з бензольним ядром зв'язані два замісники. Структурна ізомерія зумовлена взаємним положенням радикалів:



1, 2-Диметилбензен,
або *o*-ксилол



1, 3-Диметилбензен,
або *m*-ксилол



1, 4-Диметилбензен,
або *p*-ксилол

Ізомери в положенні 1,2; 1,3 та 1,4 називаються орто- (*o*-), мета - (*m*-) і пара- (*p*-).

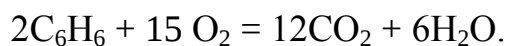
Якщо від молекули бензену відщепляється атом Гідрогену, утворюється радикал C_6H_5 —, що має назву *феніл*.

Будова. В молекулі бензену всі шість атомів Карбону перебувають у стані sp^2 -гібридизації і утворюють правильний шестикутник. Довжина всіх С – С-зв'язків однакова і становить 0,139 нм. Негібридизовані $2p$ -орбіталі кожного з шести атомів Карбону взаємодіють між собою, утворюючи єдину π -електронну ароматичну систему. Хмари π -електронів розміщені нижче і вище бензольного ядра. Така циклічна система з шести електронів має підвищену стійкість і зумовлює специфічні (ароматичні) властивості бензену. За звичайних умов бензен не вступає в реакції приєднання, характерні для

ненасичених вуглеводнів. Реакції бензену, як правило, зводяться до взаємодії π -електронів з електрофільними реагентами.

Хімічні властивості.

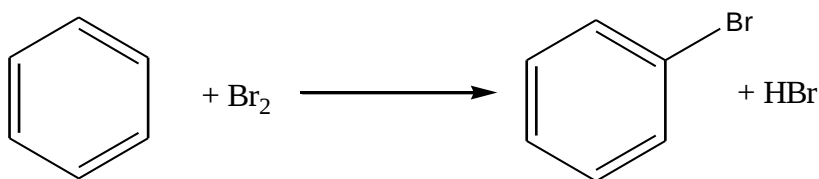
1. Повне окиснення (горіння). Бензен горить дуже кіптявим полум'ям:



2. Специфічне окиснення. Бензен не знебарвлює розчин калій перманганату (бензольне ядро стійке до дії окисників).

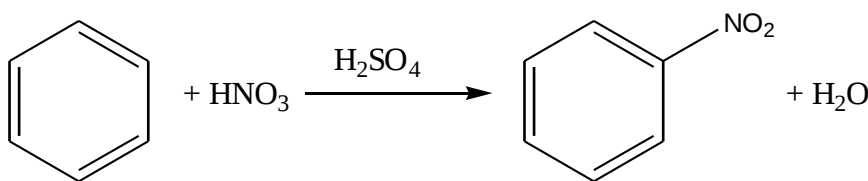
3. *Реакції заміщення*. Ці реакції відбуваються легше, ніж у насичених вуглеводнів, протікають за участю різних каталізаторів, завдяки яким утворюються позитивно заряджені (електрофільні) частинки. Атом Гідрогену може заміщуватися на галоген, нітрогрупу, алкільну групу тощо. За механізмом електрофільного заміщення відбуваються:

- реакції галогенування при наявності солей феруму, алюмінію:



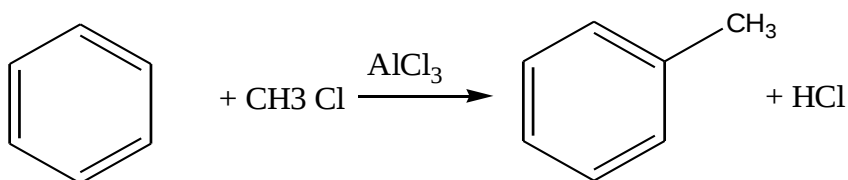
Аналогічно відбувається реакція з хлором;

- реакції нітрування:



Нітруюча суміш — це суміш концентрованих нітратної та сульфатної кислот. Сульфатна кислота каталізує реакцію і є водовідбирним агентом.

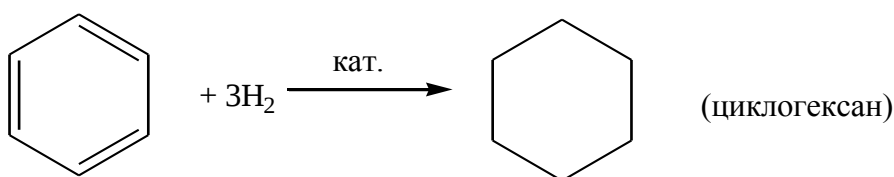
- реакції алкілювання (реакція Фріделя - Крафтса) відбуваються при наявності каталізаторів AlCl_3 , FeCl_3 . Бензен взаємодіє з алкілгалогенідами, утворюючи гомологи:



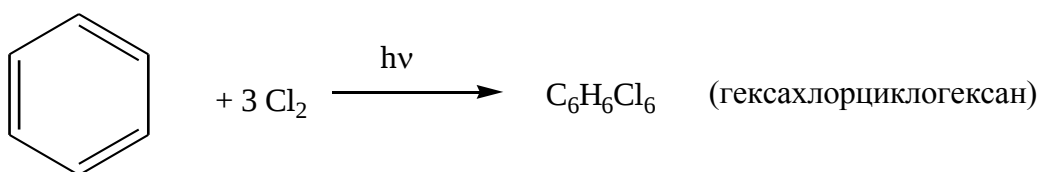
4. *Реакції приєднання.* Ароматична система бензольного ядра стійка і тому реакції приєднання відбуваються важче, ніж у ненасичених вуглеводнів.

Бензен не знебарвлює бромну воду;

- гідрування бензену відбувається в жорстких умовах (нагрівання, високий тиск, наявність каталізаторів Ni, Pt, Pd та ін.):

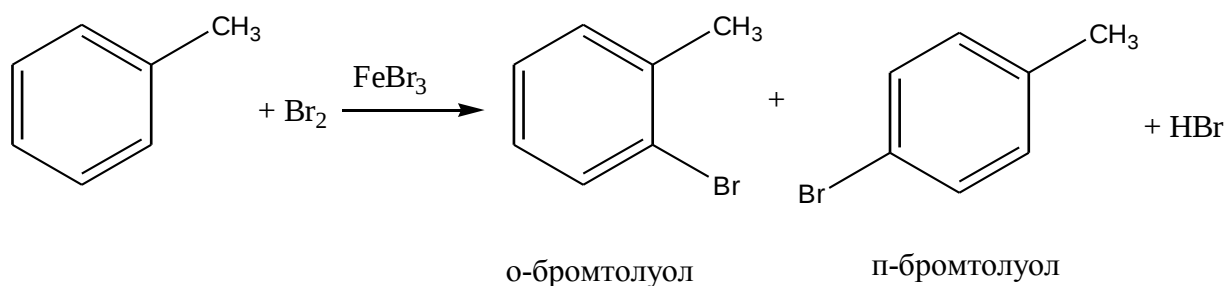


- хлор приєднується під дією ультрафіолетового випромінювання:

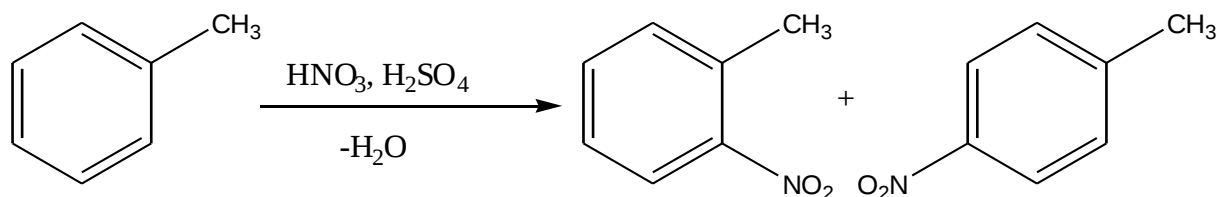


Властивості гомологів бензену розглянемо на прикладі толуолу (метилбензену). За хімічними властивостями толуол близький до бензену, але має свої особливості, зумовлені взаємним впливом метильної групи і бензольного ядра. Для толуолу характерні два типи реакцій. До першого типу відносять реакції заміщення, що відбуваються в бензольному ядрі, до другого — реакції метильної групи.

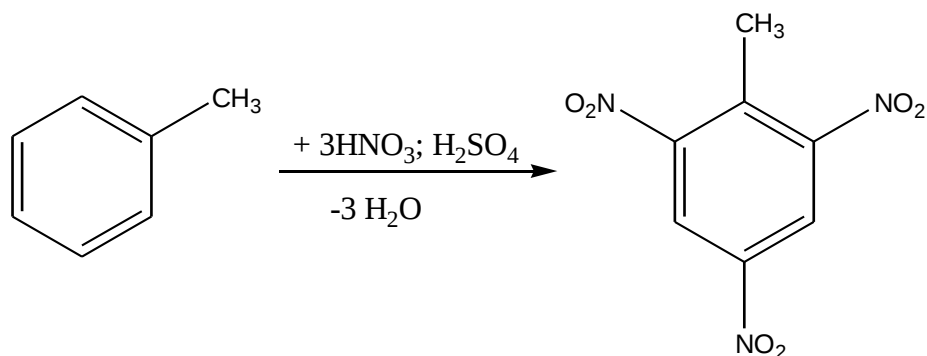
Толуол легше, ніж бензен, вступає в реакції заміщення з електрофілами. Це реакції галогенування, нітрування, алкілування, які відбуваються в більш м'яких умовах. В усіх випадках утворюється суміш 2- і 4-заміщених толуолів. Так, при бромуванні толуолу утворюються два продукти:



При нітруванні толуолу також утворюється суміш двох ізомерів: 1-метил-2-нітробензену(1) та 1-метил-4-нітробензолу(2):



При підвищеній температурі (за умов нітрування бензену) одержують 2, 4, 6-тринітротолуол:

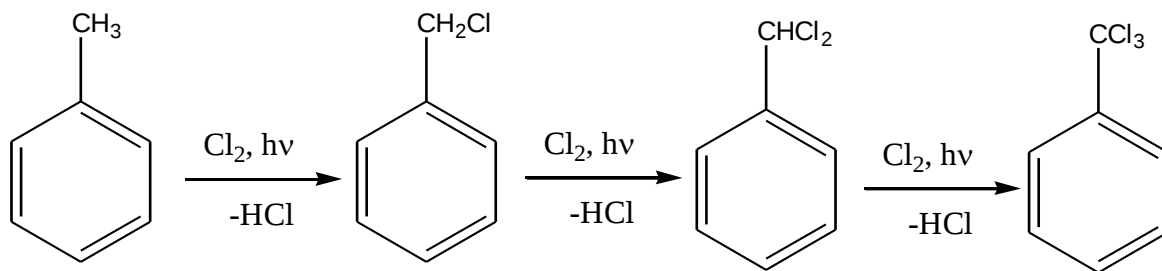


Це свідчить про те, що метильна група *полегшує* заміщення в бензольному ядрі.

Толуол, як і бензен, вступає в реакцію приєднання водню з утворенням метилциклогексану:

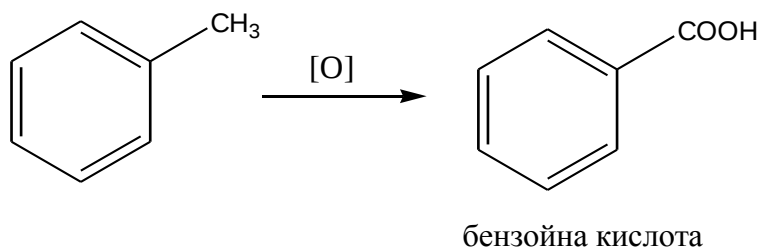
Реакції метильної групи толуолу. За хімічними властивостями метильна група схожа на метан. Для неї характерні такі самі реакції радикального заміщення, як і для метану.

1. *Реакції заміщення.* Під дією світла хлор і бром заміщують атоми Гідрогену в метильній групі, а не в бензольному ядрі:



Ці реакції відбуваються за радикальним механізмом.

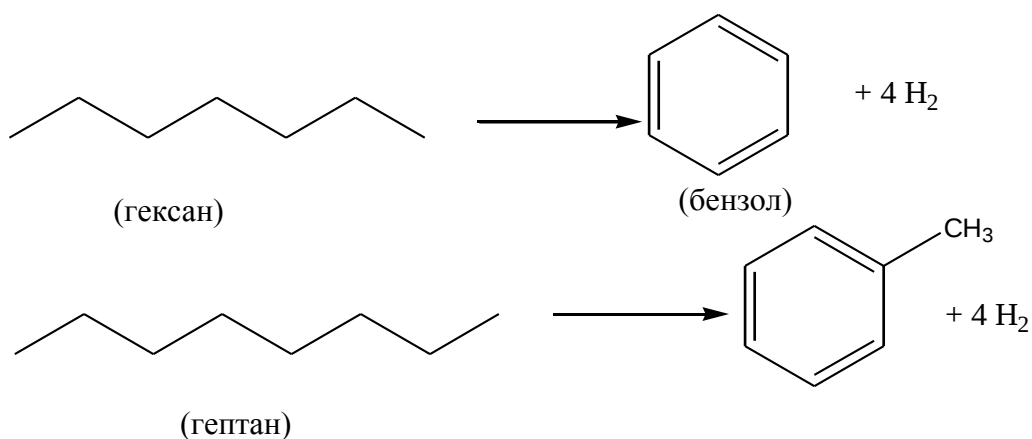
2. *Реакції окиснення.* Відомо, що метан стійкий проти дії окисників і не знебарвлює розчин калій перманганату. Сильні окисники (калій перманганат, калій дихромат у кислому середовищі) окиснюють групу —CH_3 в молекулі толуолу в карбоксильну:



Таким чином, бензольне ядро активує метильну групу.

Метильна група має властивість відштовхувати від себе електрони. Під впливом $\text{CH}_3\text{—}$ -групи в бензольному ядрі, в положеннях 2,4,6 до метильної групи виникають часткові негативні заряди δ^- . Завдяки підвищенню електронної густини, атоми Гідрогену в *o*- і *n*- положеннях стають більш рухливими і легко заміщуються на електрофільні частинки.

Одержання ароматичних вуглеводнів. Бензен і ряд його гомологів одержують з кам'яновугільної смоли, а також з нафти. Якщо бензинову фракцію нафти пропустити при нагріванні над каталізатором, то відбувається дегідроциклізація алканів:

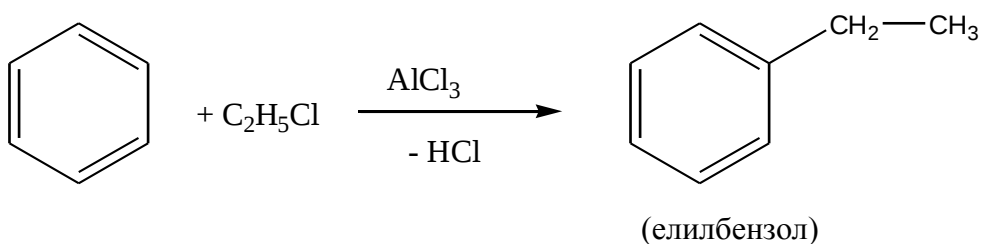


Синтетичні методи:

бензен одержують тримеризацією ацетилену:



гомологи бензену одержують при взаємодії алкілгалогенідів з бенzenом за участю каталізатора AlCl_3 :

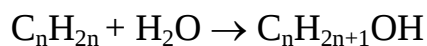


13. 8. Розв'язання типових задач.

Задача 1. Під час гідратації 5,6 л певного алкену утворилось 15 г нової речовини. Яка молярна маса алкену?

Р о з в ' я з а н н я

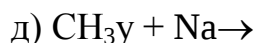
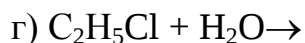
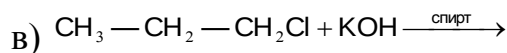
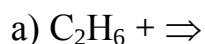
В результаті гедратації алкенів утворюються спирти:



Кількість речовини алкену, яка вступила в реакцію: $\nu = 5,6/22,4 = 0,25$ моль.

За рівнянням 1 моль алкену відповідає 1 моль спирту. Звідси $M_{\text{спирту}} = m/\nu = 15/0,25 = 60$ г/моль, а $M_{\text{алкену}} = M_{\text{спирту}} - M_{\text{H}_2\text{O}} = 60 - 18 = 42$ г/моль.

Задача 1. Закінчіть рівняння реакцій:



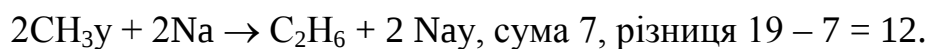
У відповіді вкажіть: а) суму коефіцієнтів реакцій заміщення і відщеплення; б) різницю сум коефіцієнтів реакцій окиснення і реакції Вюрца.

Р о з в ' я з а н н я

Реакція повного окиснення (горіння)



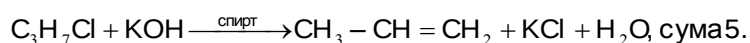
Реакція Вюрца (метод одержання насичених вуглеводнів):



Реакція заміщення (в даному випадку це гідроліз):



Реакція відщеплення (метод одержання ненасичених вуглеводнів):



Загальна сума $4 + 5 = 9$.

Відповідь: а) 12; б) 9.

Задача 3. Знайдіть густину за повітрям і за гелієм таких сполук:

а) *n*'ятого члена гомологічного ряду алканів;

б) третього члена гомологічного ряду алкенів

в) другого члена гомологічного ряду алкінів

Р о з в ' я з а н н я

$$M_{\text{пов}} = 29 \text{ г/моль}; M_{\text{He}} = 4 \text{ г/моль}.$$

а) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, C_5H_{12} — пентан.

$$M = 12 \cdot 5 + 12 = 72 \text{ г/моль}; D_{\text{пов}} = M_{\text{C}_5\text{H}_{12}} / M_{\text{пов}}; D_{\text{пов}} = 72 : 29 = 2,48 \approx 2,5;$$

$$D_{\text{He}} = 72 : 4 = 18.$$

б) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$, C_4H_8 — бутен. $M = 48 + 8 = 56 \text{ г/моль};$

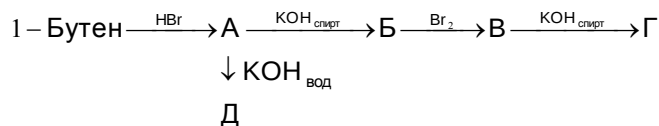
$$D_{\text{пов}} = 56 : 29 = 1,93; D_{\text{He}} = 56 : 4 = 14.$$

в) $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH}$, C_3H_4 — пропін. $M = 40 \text{ г/моль};$

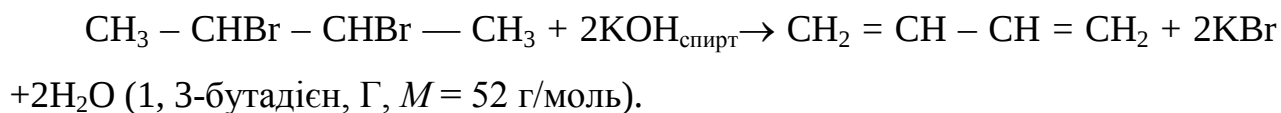
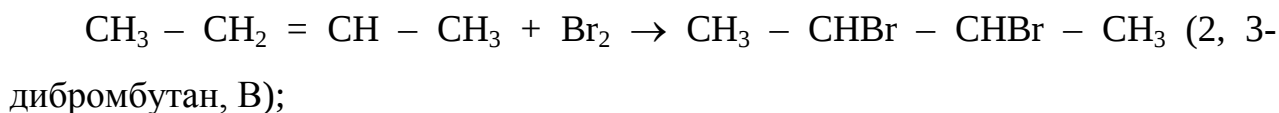
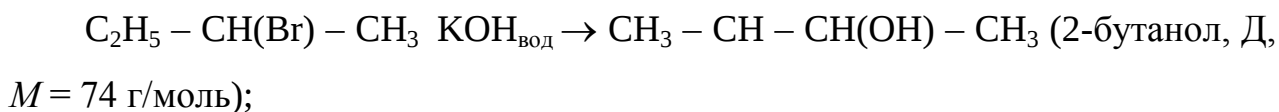
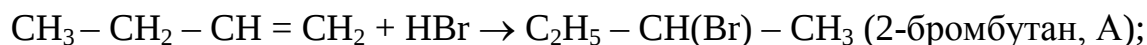
$$D_{\text{пов}} = 40 : 29 = 1,38; D_{\text{He}} = 40 : 4 = 10.$$

Відповідь: а) 2,5 і 18; б) 1,9 і 9; в) 1,4 і 10.

Задача 4. Здійснить перетворення і назвіть всі речовини:



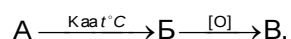
Р о з в ' я з а н н я



Сума: $74 + 52 = 126$ г/моль.

Відповідь: 126 г/моль.

Задача 5. Насичений вуглеводень А з відносною густиною парів за гелієм 25 ввели в реакцію одночасної циклізації і дегідрування. При цьому одержали речовину Б, пара якої має відносну густину за гелієм 23. Речовина Б при нагріванні з розчином KMnO_4 окиснюється в речовину В.



Напишіть ці реакції. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас (А + Б + В).

Р о з в ' я з а н н я

За формулою $D_{\text{He}} = M/4$ обчислимо молярну масу алкану А:

$$M_{\text{А}} = 4 \cdot 25 = 100 \text{ г/моль.}$$

Використовуючи загальну формулу алканів, знаходимо число атомів карбону в алкані:

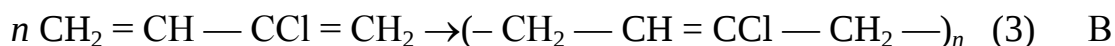
$$M_{r(\text{C}_n\text{H}_{2n+2})} = 12n + 2n + 2 = 100$$

$$\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{CH} \equiv \text{CH} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{CH} \quad (1) \quad \text{A}$$

В результаті приєднання гідрогенхлориду до вінілацетилену одержуємо речовину Б:



Хлоропрен — дієновий вуглеводень. Відомо, що при полімеризації 1, 3-бутадієнів утворюються каучуки:



Напишемо скорочену схему перетворення ацетилену в хлоропрен:



За формулою $\nu = V/V_{\text{м}}$ обчислюємо кількість речовини ацетилену:

$$\nu = \frac{100\text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 4,464 \text{ моль.}$$

Із схеми (4) видно, що кількість речовини хлоропрену вдвічі менша за кількість речовини ацетилену. Отже,

$$\nu_{\text{C}_4\text{H}_5\text{Cl}} = \frac{\nu_{\text{C}_2\text{H}_2}}{2} = \frac{4,464}{2} = 2,232 \text{ моль.}$$

Знаючи кількість речовини хлоропрену, обчислюємо його масу:

$$m = \nu M_{\text{C}_4\text{H}_5\text{Cl}} = 2,232 \cdot 88,5 = 197,532 \text{ г}$$

При полімеризації теоретичний вихід полімеру дорівнює масі мономеру.

В нашому випадку теоретичний вихід каучуку становив 197,532 г.

За формулою $\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$ обчислюємо практичний вихід каучуку:

$$m_{\text{практ.}} = \frac{\eta m_{\text{теорет.}}}{100 \%} = \frac{197,532 \cdot 60 \%}{100 \%} = 118,5 \text{ г.}$$

Відповідь: 118,5 г.

Задача 7. Алкін, що містить n атомів карбону в головному ланцюзі, приєднав 80 г бром, при цьому утворилося 104 г продукту. Скільки структурних ізомерів можна написати для цього алкіну? Назвіть ці сполуки.

Р о з в ' я з а н н я

Алкіни за потрійним зв'язком приєднують дві молекули бром:



за формулою $\nu = m/M$ визначимо кількість речовини бром:

$$\nu_{\text{Br}_2} = \frac{80\text{г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

З рівняння (1) видно, що кількість речовини алкіну вдвічі менша за кількість речовини бромиду:

$$\nu_{\text{C}_n\text{H}_{2n-2}} = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ моль.}$$

За умовою задачі в реакцію з бромом вступило $104 - 80 = 24$ г алкіну.

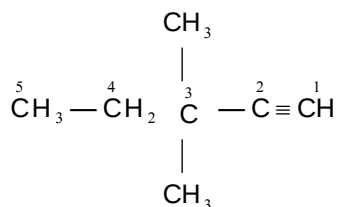
$$\text{Знаходимо молярну масу алкіну: } \nu = \frac{m}{M_r} \quad M_{\text{C}_n\text{H}_{2n-2}} = \frac{m}{\nu} = \frac{24 \text{ г}}{0,25 \text{ ммоль}} = 96 \text{ г / моль.}$$

Визначаємо, чому дорівнює число атомів карбону в алкіні

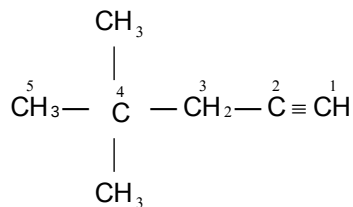
$$M_r_{\text{C}_n\text{H}_{2n-2}} = 12n + 2n - 2 = 96$$

$$14n = 98$$

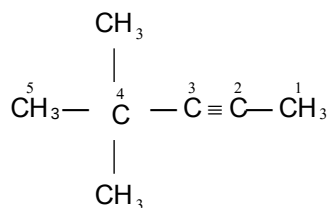
$$n = 7$$



3,3-диметил пентин-1



4,4-диметил пентин-1



4,4-диметил пентин-2

13. 9. Задачі і вправи.

1. Поясніть поняття: алкан-, sp^3 -гібридизація, галогенування, нітрування, дегідрування.

2. Які з наведених сполук є ізомерами, а які гомологами: а) 2, 2, 3, 3-тетраметилбутан; б) *n*-гептан; в) 3-етилгексан; г) 2, 2, 4-триметилгексан; д) 3-метил-3-етилпентан?

3. Яка структурна формула алкану, якщо 11 г його займають об'єм 5,6 л(н.у).

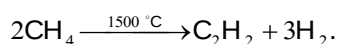
4. Напишіть структурні формули таких вуглеводнів: а) 2, 3, 3-триметилпентен-1, б) 3, 4-диметилпентен-2; 2, 4-диметилгексен-2, г) 2, 5, 5-триметилгексен-2.

5. Обчисліть такі характеристики для етену: а) густина за гелієм; б) маса 1 л (н.у.); в) об'єм 1 г (н.у.).

6. Скільки грамів 1, 2-дихлоретану можна одержати з 8,4 г етену, якщо практичний вихід становить 80 %?

7. Визначте формулу алкену, якщо 0,4 г його приєднують 1,143 г бром.

8. У промисловості ацетилен одержують піролізом метану:



Скільки літрів метану прореагувало, якщо об'єм газової суміші в результаті реакції збільшився на 400 л?

9. Скільки бромбензену можна одержати під час взаємодії 15,6 г бензену з 32,5 г бром?

10. Скільки ізомерів має ароматичний вуглеводень складу C_8H_{10} . Напишіть структурні формули цих сполук і назвіть їх.

11. Густина газоподібного алкану 2,589 г/л (н.у.). Знайдіть молекулярну формулу вуглеводню і його елементний склад (в %).

Відповідь: С — 82,76 %, Н — 17,24 %.

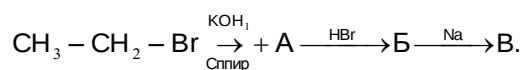
12. Скільки молів кисню потрібно для спалювання 56 л метан-етанової суміші, відносна густина якої за воднем 12,2?

Відповідь: 7,25.

13. Газ, що утворився після повного згоряння 0,2 моль алкану, пропустили через вапняну воду при цьому утворилося 80 г осаду. Скільки атомів карбону містить молекула алкану?

Відповідь: 4.

14. Напишіть структурні формули продуктів



У відповіді вкажіть молекулярну масу речовини В.

Відповідь: 86.

15. Скільки етанолу можна одержати з 160 кг технічного карбїду кальцію, що містить 20 % домішок, якщо практичний вихід становить 75 %.

Відповідь: 66.

16. В результаті повної взаємодії 8,96 л (н.у.) гідрогенбромїду з дієновим вуглеводнем утворилося 46 г продукту. Визначте формулу дієну.

Відповідь: C_5H_8 .

17. Скільки мілілітрів 5 % розчину бром у тетрахлоретанї (густина розчину 1,6 г/см³) може повністю прореагувати з 5,4 г сумїші бутину-1, бутадїєну-1,3 та бутину-2.

Відповідь: 400.

18. Як здїйснити такі перетворення: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$? Вкажіть умови перебігу реакцій утворення цих речовин.

19. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



20. Напишіть структурні формули ароматичних вуглеводнів, загальна формула яких C_9H_{12} . Назвіть ці ізомери.

21. Сумїш метану, етену і бутену об'ємом 11,2 л прореагувала з 24,3 г гідрогенбромїду. Визначте об'ємну частку етену в сумїші, якщо відносна густина сумїші за воднем становить 14,4.

Відповідь: 40%.

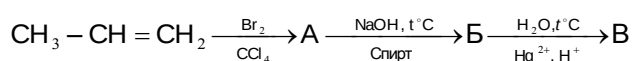
22. Для згоряння суміші етену і ацетилену витратили 17,92 л кисню (н.у.), а для повного галогенування такого ж об'єму витратили 64 г бромів. Визначте об'ємний склад суміші.

Відповідь: 4,48 л C_2H_4 ; 2,24 л C_2H_2

23. Скільки грамів бутену-2 можна одержати з 2 моль бутену-1, якщо приєднання гідрогенброміду відбувається на 80 % за правилом Марковникова, а відщеплення гідрогенброміду — на 80 % за правилом Зайцева.

Відповідь: 71,68.

24. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



Яку масу речовини В можна одержати з 1 моль пропену, якщо вихід становить 75 % від теоретичного.

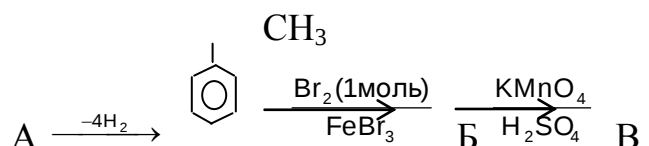
Відповідь: 43,5.

25. Природний ненасичений вуглеводень лікопін, що надає забарвлення помідорам, має молекулярну формулу $C_{40}H_{56}$. Скільки подвійних зв'язків є в молекулі лікопіну, якщо 5,36 г його приєднують за участю каталізатора 2,912 л водню (н.у.).

Відповідь: 13.

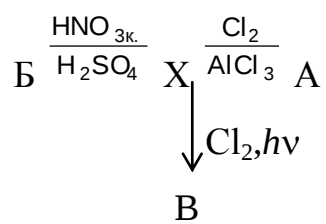
26. У результаті крекінгу вуглеводню А утворюються два інші вуглеводні: Б і В. Дегідруванні цих вуглеводнів одержують речовину Г, яку використовують для синтезу каучуку. Напишіть формули речовин А, Б, В і Г. Напишіть рівняння реакцій і вкажіть умови їх перебігу.

27. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням



Назвіть речовини А, Б, В, і напишіть їхні структурні формули.

28. Напишіть рівняння таких перетворень:



Сполука X, ароматичний вуглеводень, відносна густина якого за воднем 46.

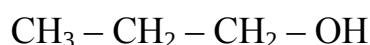
Розділ 14

Оксигенвмісні органічні сполуки

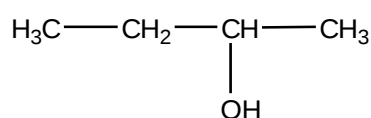
§14.1. Спирти

Органічні сполуки, які містять одну або декілька функціональних гідроксильних груп – OH , називаються спиртами. Аліфатичні спирти можна розглядати як алкани, в яких один атом Гідрогену заміщений – OH -групою. Загальна формула одноатомних спиртів $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

Номенклатура. Назви спиртів утворюють з назви відповідного алкану. Для цього вибирають найдовший ланцюг, що містить – OH -групу. Карбоновий ланцюг номерують так, щоб атом Карбону, біля якого стоїть – OH -група, одержав найменший номер, називають вуглеводень і додають закінчення –*ол*:



(1-Пропанол)



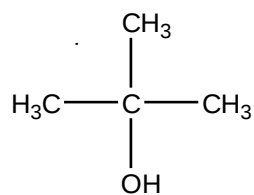
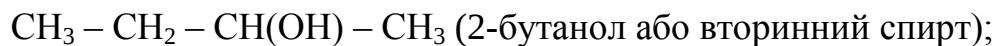
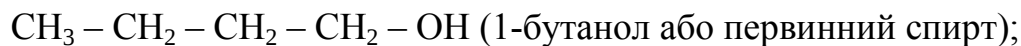
3-Метил-2-бутанол.

Ізомерія. Для спиртів характерна структурна і міжкласова ізомерія. Структурна ізомерія зумовлена:

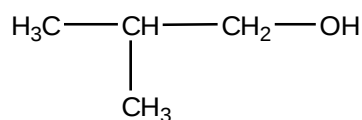
ізомерією карбонового ланцюга;

положенням – OH -групи.

Так, для бутанолу відомо чотри ізомери:

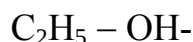


(2-Метил-2-пропанол, або третинний спирт);



(2-Метил-1-пропанол, або первинний спирт).

Міжкласова ізомерія: спирти ізомерні простим ефірам. Формулі C_2H_6O відповідають дві речовини:



етанол,



диметиловий ефір.

Будова. Оксиген функціональної OH -групи відтягує електрони як від атома Гідрогену так і від карбонового радикалу. Тому реакції спиртів, зумовлені OH -групою, можуть відбуватися з розривом як $RO - H$ -так і $R - OH$ -зв'язків.

Хімічні властивості. 1. *Реакції з розривом зв'язку $RO - H$.* У разі розриву зв'язку $RO - H$ спирти реагують як кислоти. Спирти взаємодіють з лужними металами, утворюючи алкоголяти і дигідроген:



Етилат

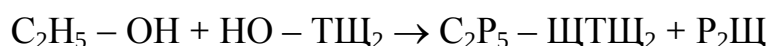
натрію

Під час взаємодії спиртів з карбоновими кислотами утворюються складні ефіри (естери):



Ця реакція називається реакцією естерифікації.

Естерифікація спиртів відбувається участю сульфатної кислоти, яка є каталізатором цієї реакції і одночасно водовідбирним агентом. Складні ефіри утворюються і під час взаємодії спиртів з неорганічними кислотами:



Етилнітрат.

2. Реакції з розривом зв'язку $R - OH$.

Спирти реагують з галогеноводнями з утворенням галогеналканів:

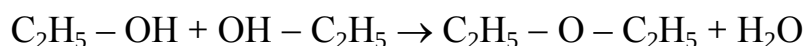


Найкраще спирти реагують HJ, для взаємодії з HBr потрібне нагрівання, а з HCl — каталізатор. Реакційна здатність спиртів зменшується в ряду:

третинні > вторинні > первинні.

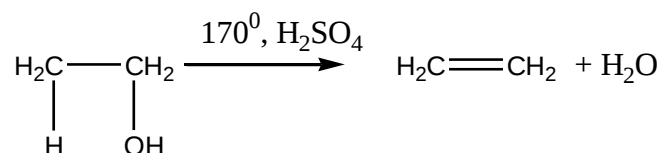
3. Дегідратація.

Під час нагрівання спирту з концентрованою сульфатною кислотою до 140°C утворюється простий ефір (етер):



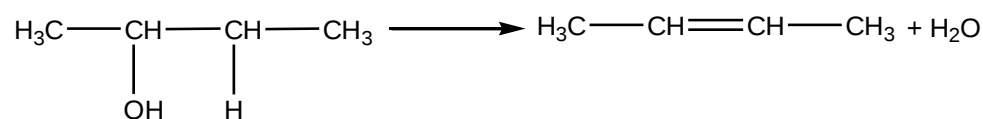
Диетиловий ефір.

Якщо реакція відбувається за температури 170°C, отримують етилен:



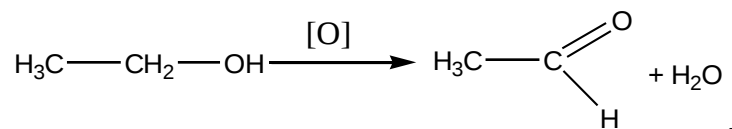
Дегідратація вторинних спиртів відбувається за правилом Зайцева:

Гідроген відщеплюється від того атома Карбону, який з'єднаний з меншим числом атомів Гідрогену.

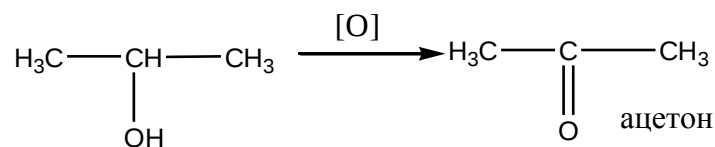


4. Окиснення.

Під дією таких окисників, як підкислений розчин KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, первинні спирти окиснюються до альдегідів:



В результаті вторинних спиртів утворюються кетони:

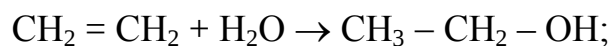


Третинні спирти стійкі до окиснення.

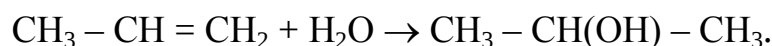
При підпалюванні спирти горять:



Одержання спиртів. 1. Гідратація алкенів. Алкен і водяну пару за підвищеної температури і тиску пропускають над каталізатором. Так з етилену в промисловості одержують етанол.

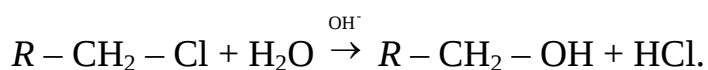


Із пропену — ізопропанол:



Приєднання води відбувається за правилом Марковникова. Тому за цим методом одержують лише один первинний спирт — етанол.

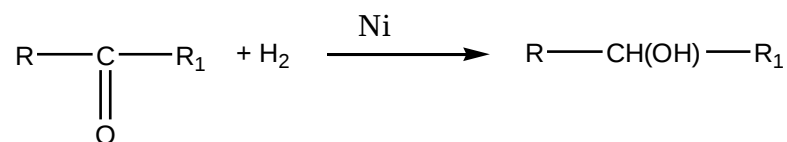
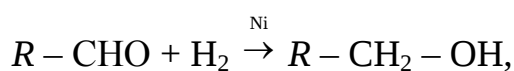
2. Гідроліз галогеналканів під дією водних розчинів лугів.



Так можна одержати первинні, вторинні і третинні спирти.

3. Відновлення карбонільних сполук.

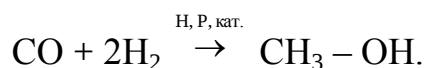
Відновленням альдегідів одержують первинні спирти, відновленням кетонів — вторинні:



Метанол одержують:

сухою перегонкою деревини;

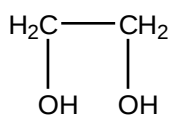
із синтез-газу:



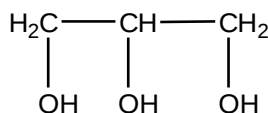
Етанол одержують в результаті спиртового бродіння цукристих речовин:



Найважливішими представниками багатоатомних спиртів є етиленгліколь і гліцерин:



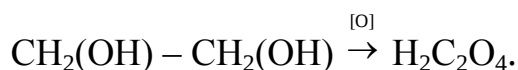
етиленгліколь (етан-1,2-діол)



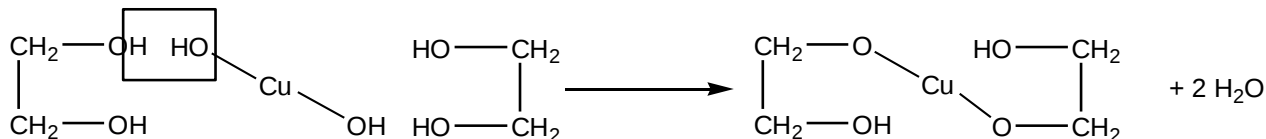
гліцерин (пропан-1,2,3,-тріол)

Багатоатомні спирти (гліколі). *Етиленгліколь* — найпростіший двохатомний спирт (діол). Це безбарвна отруйна рідина, добре розчинна у воді. Використовують як антифриз, для одержання пластифікаторів. Його хімічні властивості нагадують властивості одноатомних спиртів. Усі реакції, які були описані для одноатомних спиртів, характерні і для діолів. Діоли можуть вступати в реакції як за рахунок однієї, так і обох гідроксильних груп.

Окиснення етиленгліколю приводить до утворення різних продуктів. Кінцевим продуктом є оксалатна (етандіонова) кислота:

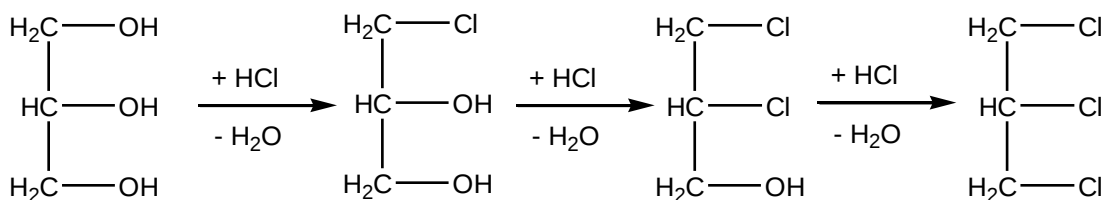


Характерною реакцією на гліколі є взаємодія з купрум (II) гідроксидом з утворенням комплексного гліколяту купруму яскраво-синього кольору.



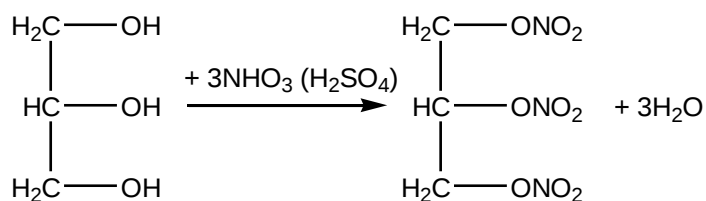
Гліцерин є представником трьохатомних спиртів.

Хімічна активність його вища, ніж одноатомних спиртів. У хімічних реакціях можуть брати участь одна, дві, або всі три гідроксогрупи. Так, під час взаємодії з галогеноводнями вони можуть заміщуватися послідовно:

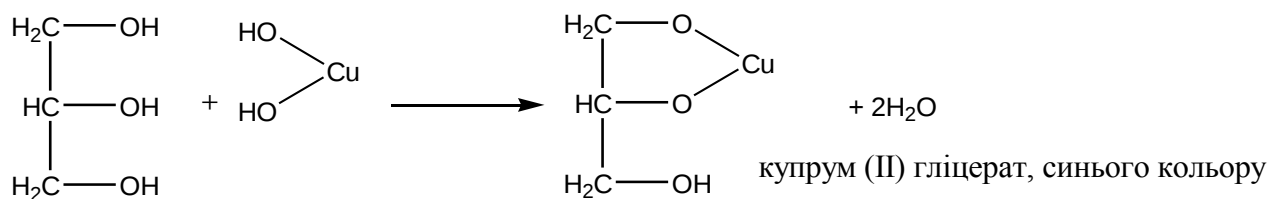


1,2,3-трихлорпропан

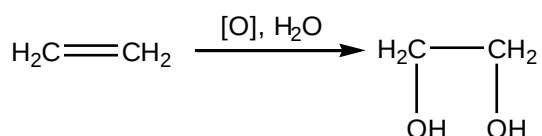
Гліцерин використовують для одержання нітрогліцерину — складного ефіру гліцерину та азотної кислоти:



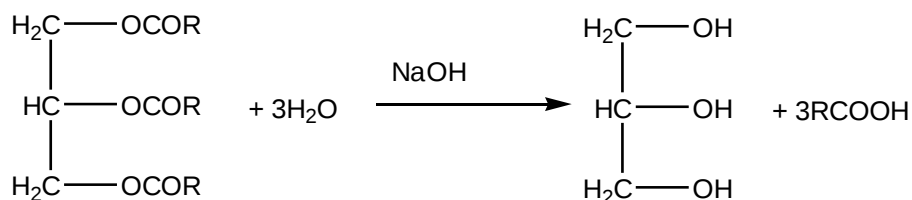
Нітрогліцерин використовують як вибухову речовину і як лікарський засіб для лікування стенокардії. Для гліцерину також характерна реакція з свіжоодержаним купрум (II) гідроксидом з утворенням



У промисловості двохатомні спирти одержують окисненням етиленових вуглеводнів:

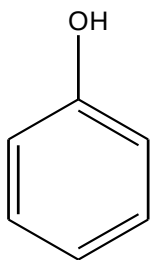


Гліцерин одержують омиленням жирів:



§14.2. Феноли

Феноли — це ароматичні сполуки, в яких гідроксильна група безпосередньо зв'язана з бензольним ядром. Найпростіша сполука цього ряду - фенол:

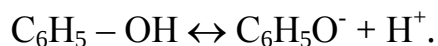


У молекулі фенолу π -електронна хмара бензольного ядра взаємодіє з неподіленою парою p -електронів атома Оксигену, утворюючи спільну гібридизовану π -електронну систему. Внаслідок цієї взаємодії в бензольному ядрі в орто- і параположеннях до –ОН-групи зростає електронна густина, а електронна густина на атомі Оксигену зменшується. Щоб компенсувати це, атом Оксигену в свою чергу сильніше відтягує електронну хмару від атома Гідрогену. Це призводить до послаблення зв'язку О – Н. В молекулі фенолу відбувається взаємний вплив атомів: –ОН-група полегшує електрофільне заміщення в бензольному ядрі, а бензольне ядро підсилює кислотні властивості –ОН-групи.

Хімічні властивості. Реакції фенолу з різними реагентами можна розділити на реакції гідроксильної групи і реакції заміщення в ароматичному ядрі.

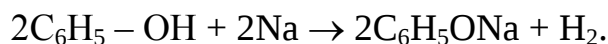
Реакції гідроксильної групи.

У водних розчинах фенол дисоціює за рівнянням:

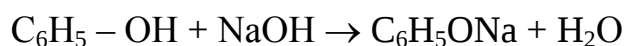


Незважаючи на низький ступінь дисоціації, кислотні властивості у фенолі виражені більше, ніж у спиртів.

Як і спирти, фенол реагує з лужними металами:



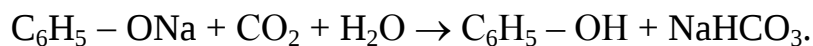
На відміну від спиртів фенол взаємодіє і з лугами:



Фенолят

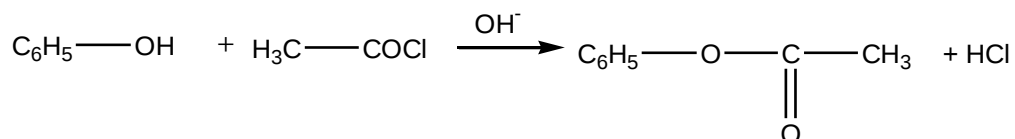
натрію.

Якщо крізь розчин феноляту натрію пропустити вуглекислий газ, виділяється вільний фенол:

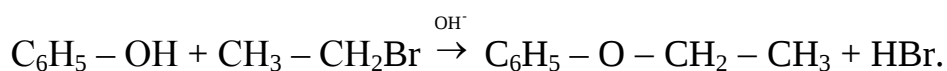


Це свідчить, що фенол слабкіший за карбонатну.

Утворення ефірів у фенолів відбувається гірше, ніж у спиртів. Складні ефіри одержують під час взаємодії фенолу з хлорангідрідами кислот у лужному середовищі:



Прості ефіри одержують під час взаємодії фенолу з галогеналканами:

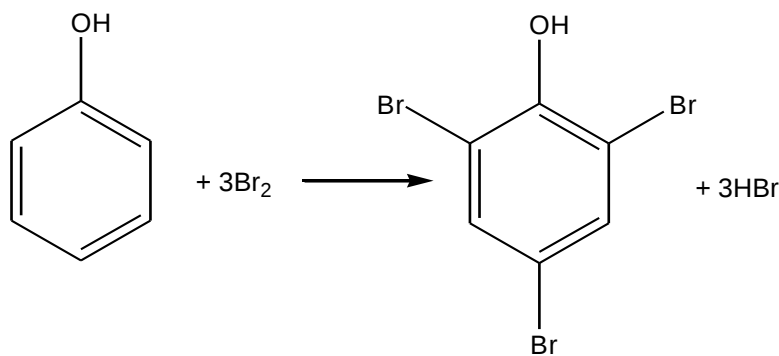


Заміщення гідроксильної групи галогеном у фенолах відбувається набагато важче, ніж в спиртах, галогеноводні не взаємодіють з фенолами. Якщо до фенолу додати розчин ферум (III) хлориду, утворюється сполука фіолетового кольору. Це якісна реакція на фенол.

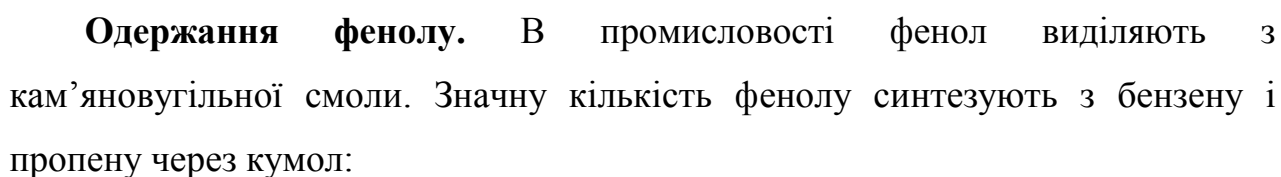
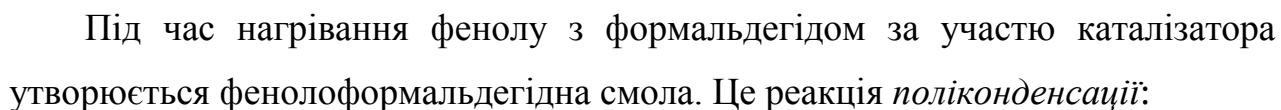
Реакції бензольного ядра.

Електрофільне заміщення в бензольному ядрі фенолу відбувається легше, ніж у самому бензені.

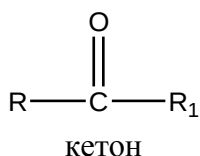
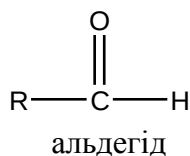
Галогенування. Якщо бромну воду додати до водного розчину фенолу, відразу утворюється білий осад 2,4,6-трибромфенолу. Це якісна реакція на фенол.



Нітрування. Під час нагрівання фенолу з концентрованою нітратною кислотою утворюється 2,4,6-тринітрофенол:



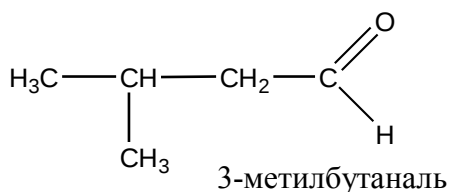
Органічні сполуки, до складу яких входить група $C=O$, називаються карбонільними. Їх поділяють на дві великі групи — альдегіди і кетони. В молекулах альдегідів карбонільна група зв'язана з одним атомом Гідрогену і одним вуглеводневим радикалом. У молекулах кетонів карбонільна група зв'язана з двома радикалами:



Вуглеводневі радикали можуть бути аліфатичними, циклічними і ароматичними.

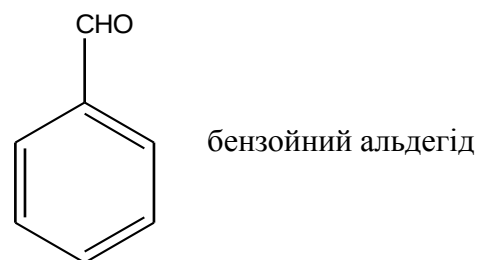
Загальна формула насичених альдегідів і кетонів $C_nH_{2n}O$.

Номенклатура. Назви альдегідів утворюються від назв відповідних вуглеводнів з додаванням суфікса *–аль*:

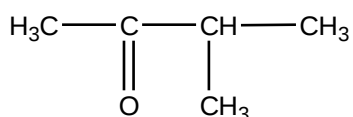


$\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{O})$ Пропаналь

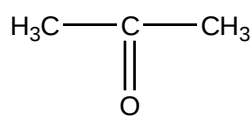
Для багатьох альдегідів часто використовують тривіальні назви, утворені від назв відповідних карбонових кислот:



По міжнародній номенклатурі назви кетонів утворюються від назв відповідних вуглеводнів з додаванням суфікса *–он*. В назві вказують номер атома Карбону, біля якого знаходиться карбонільний Оксиген:

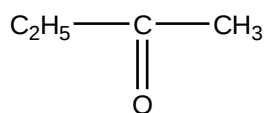


3-метилбутанон-2

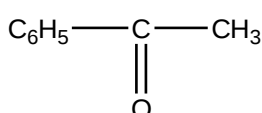


пропанон-2

Кетони також називають за назвами радикалів, що зв'язані з карбонільною групою, наприклад:

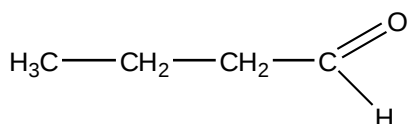


метилетилкетон

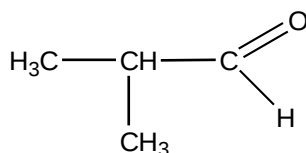


фенілметилкетон

Ізомерія альдегідів обумовлена лише будовою вуглецевого ланцюга, наприклад:

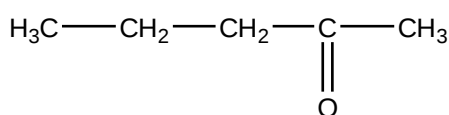


бутаналь

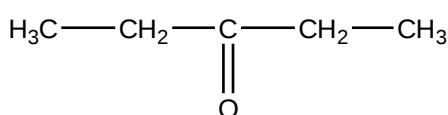


2-метилпропаналь

Ізомерія кетонів визначається ізомерією вуглецевого ланцюга і положенням карбонільної групи:



пентанон-2



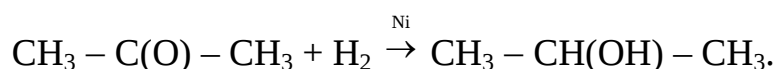
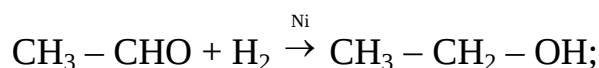
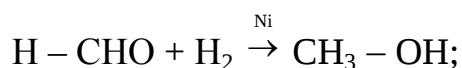
пентанон-3

Альдегіди ізомерні кетонам: $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$ ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$).

Будова. Атом Карбону в карбонільній групі перебуває в стані sp^2 -гібридизації зв'язаний з атомом Оксигену подвійним зв'язком. Подвійний зв'язок $> \text{C}=\text{O}$ складається з σ - і π -зв'язків. σ -Зв'язок утворюється за рахунок перекривання гібридної орбіталі Карбону і p -орбіталі Оксигену. π -Зв'язок карбонільної групи утворюється в результаті перекривання негібридизованих p -орбіталей атомів Карбону і Оксигену. Карбонільна група нагадує подвійний зв'язок алкенів ($\text{C}=\text{C}$). Але характерною особливістю карбонільної групи є те, що обидва зв'язки сильно поляризовані, тобто електрони сильно зміщені в бік більш електронегативного атома Оксигену. Завдяки цьому на атомі Карбону

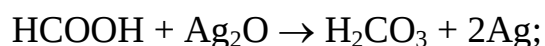
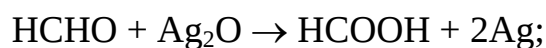
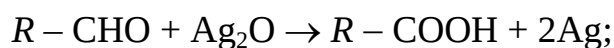
виникає позитивний заряд: $>C^{\delta+} = O^{\delta-}$. Цей позитивний заряд зумовлює зміщення електронів в зв'язках сусідніх атомах Карбону.

Хімічні властивості. 1. Альдегіди і кетони приєднують Гідроген за $C = O$ -зв'язком, причому кетони менш реакційноздатні, ніж альдегіди (реакція відновлення):



З альдегідів утворюються первинні спирти, кетонів — вторинні.

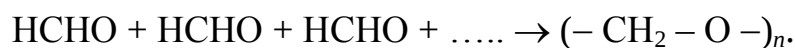
2. *Реакції окиснення.* Аміачний розчин Ag_2O окиснює альдегіди до відповідних кислот, при цьому виділяється вільне срібло (*реакція срібного дзеркала*). Аналогічно відбувається реакція з $Cu(OH)_2$, тільки відновлення утворенням оксиду Cu_2O , а не вільного металу. В цих реакціях формальдегід може окиснюватися як до мурашиної кислоти, так і до вугільної:



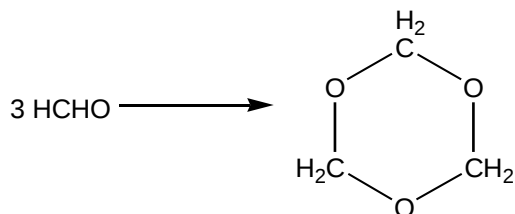
Розглянуті реакції є являються характерними якісними реакціями на альдегідну групу.

Як окисник можна використовувати йод в лужному середовищі. Кетони окиснюються в жорстких умовах, при цьому відбувається деструкція карбонового скелету.

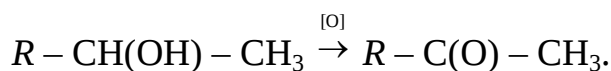
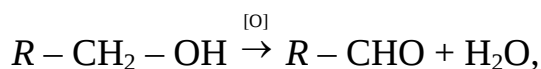
3. *Реакції полімеризації.* Альдегіди утворюють цілий ряд полімерних продуктів. Під час зберігання розчин формальдегіду полімеризується, утворюючи лінійний полімер *параформальдегід*:



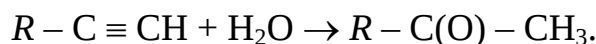
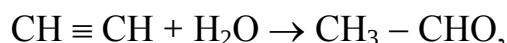
При наявності сильних кислот він утворює циклічний тример — триоксиметилен:



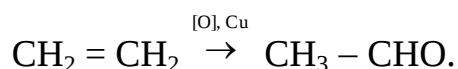
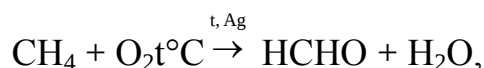
Одержання альдегідів і кетонів. 1. Окиснення спиртів. У промисловості окиснення здійснюють діоксигеном при наявності каталізатора:



2. Гідратація алкінів (ацетиленів). *Реакція Кучерова.* Гідратацією ацетилену за високої температури і наявності Hg^{2+} одержують ацетальдегід, а гідратацією інших алкінів — кетони:



Формальдегід (метаналь) у промисловості одержують окисненням метану, а ацетальдегід — окисненням етилену ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$):



§14.4. Карбонові кислоти

Органічні сполуки, що містять одну або кілька карбоксильних груп — COOH називаються карбоновими кислотами. Число карбоксильних груп визначає основність кислоти. Залежно від будови радикалу розрізняють насичені, ненасичені, ароматичні карбонові кислоти:



HOOC – COOH (оксалатна).

Карбонові кислоти з числом атомів Карбону більше шести називають вищими (аліфатичними) кислотами.

Загальна формула насичених одноосновних кислот $C_nH_{2n}O_2$ або $C_nH_{2n-1}COOH$.

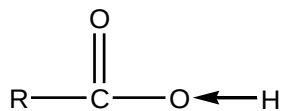
Номенклатура. Більшість кислот мають тривіальні назви. По систематичній номенклатурі назви кислот утворюють з назв алканів з таким самим числом атомів Карбону і додають закінчення *–ова кислота*. Карбоновий ланцюг нумерують, починаючи з атома Карбону карбоксильної групи:

$CH_3 - CH(OH) - COOH$ (2-гідроксипропанова),

$CH_3 - CH(CH_3) - COOH$ (2-метилпропанова).

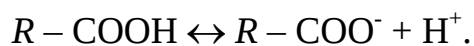
Ізомерія карбонових кислот зумовлена ізомерією вуглецевого радикалу. Міжкласова ізомерія: карбонові кислоти ізомерні складним ефірам (естерам). Формулі $C_3H_6O_2$ відповідають дві сполуки: $CH_3 - CH_2 - COOH$ і $CH_3 - COOCH_3$.

Будова. Карбоксильна група складається з карбонільної і гідроксильної груп. Ці дві групи впливають одна на одну. Зміщення електронів подвійного зв'язку в карбонільній групі до атома Оксигену приводить до часткового позитивного заряду на атомі Карбону. Завдяки цьому заряду атом Карбону відтягує електронну густину від атома Оксигену гідроксильної групи. В результаті цього зв'язок $-O-H$ послаблюється і Гідроген легко відщеплюється у вигляді протона H^+ .

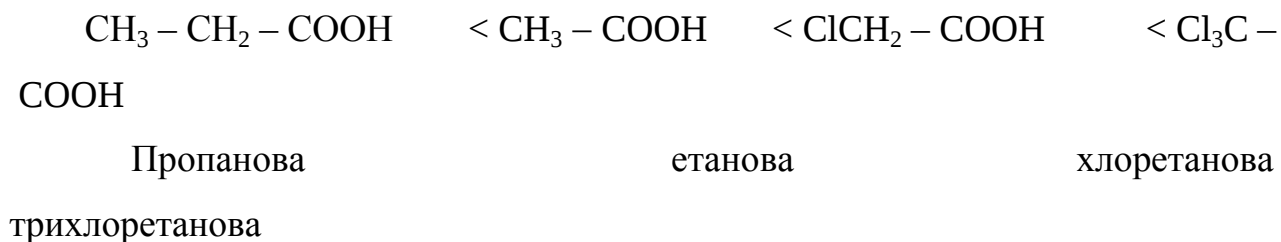


Група $-OH$, в свою чергу, зменшує позитивний заряд на атомі Карбону в $C=O$ -групі. Тому для карбонивих кислот не характерні реакції приєднання за карбонільною групою (на відміну від альдегідів і кетонів).

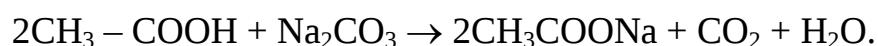
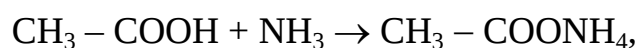
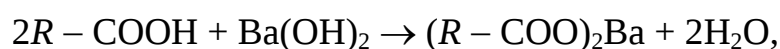
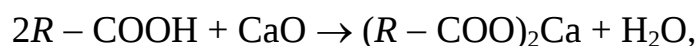
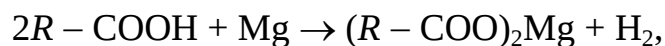
Хімічні властивості карбонових кислот. Аліфатичні кислоти належать до слабких кислот. У водних розчинах вони дисоціюють:



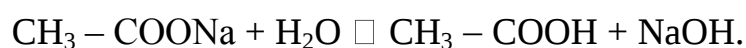
Сила карбонових кислот залежить від природи замісника, зв'язаного з –COOH-групою. Електронно-акцепторні заміники (Cl, NO₂, F тощо) відтягують електронну густину від карбоксильної групи і підвищують кислотні властивості (збільшують ступінь дисоціації):



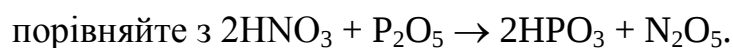
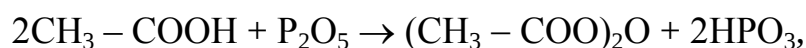
Для карбонових кислот характерні всі властивості неорганічних кислот. Вони взаємодіють з металами, оксидами, основами, аміаком і солями слабких кислот з утворенням відповідних солей:



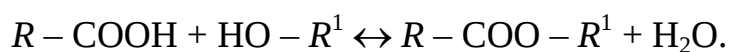
Солі карбонових кислот у водних розчинах гідролізують:



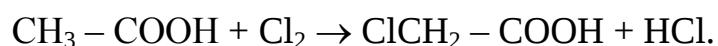
В результаті дії водовідбирних засобів на карбонові кислоти утворюються їх ангідриди:



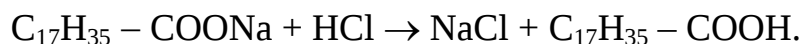
Карбонові кислоти взаємодіють зі спиртами за участю мінеральних кислот як каталізаторів з утворенням естерів:



Можливі також реакції вуглеводневого радикалу (характерні для алканів):

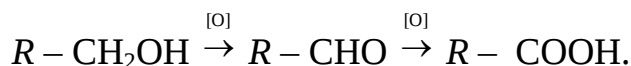


Одержання карбонових кислот. В лабораторії карбонові кислоти одержують при дії сильних мінеральних кислот на їхні солі:



У промисловості карбонові кислоти одержують різними способами:

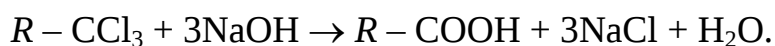
1. Окисненням первинних спиртів і альдегідів за схемою



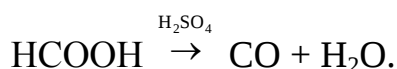
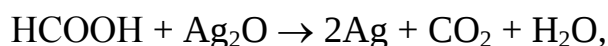
2. Каталітичним окисненням вуглеводнів



3. Гідролізом трихлорпохідних



Мурашина кислота, як перший представник карбонових кислот насиченого ряду, має дещо специфічні властивості. Вона подібно до альдегідів, окиснюється оксидом Ag_2O до карбонатної кислоти, а в результаті дії водовідбирних засобів і нагрівання виділяє карбон (II) оксид і воду:

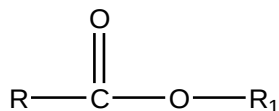


У промисловості мурашину кислоту одержують з карбон (II) оксиду за схемою:



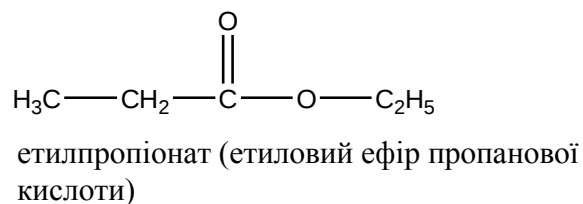
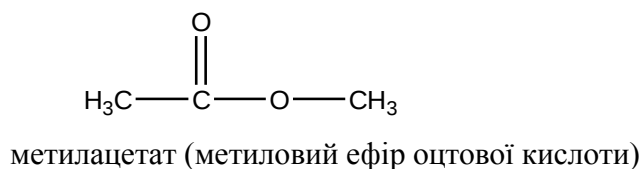
§14.5. Складні ефіри (естери)

Складні ефіри — це похідні карбонових кислот, в яких гідроксильна група карбонової кислоти заміщується на групу — OR:

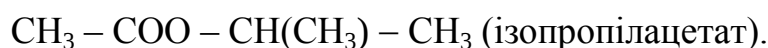
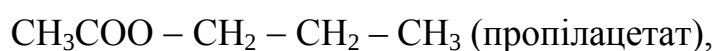


Загальна формула складних ефірів $C_nH_{2n}O_2$.

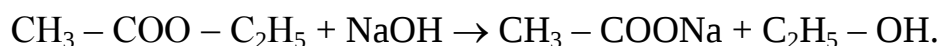
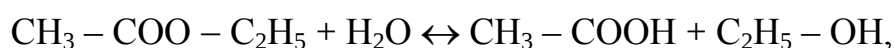
Номенклатура. По систематичній номенклатурі естери називають, комбінуючи назву алкільної групи і карбонової кислоти:



Ізомерія. Для естерів характерна структурна ізомерія вуглецевого ланцюга:



Хімічні властивості складних ефірів. Під дією водних розчинів кислот і лугів естери легко гідролізують:

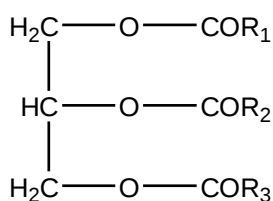


Реакції такого типу називають *омиленням* ефіру.

Одержання складних ефірів див. §14.4, хімічні властивості карбонових кислот.

§14.6. Жири

Жири — це природні складні ефіри вищих карбонових кислот і трьохатомного спирту гліцерину. Їх ще називають тригліцеридами:



Радикали R_1 , R_2 , R_3 можуть бути однаковими або різними. Якщо ці сполуки за кімнатної температури перебувають у твердому стані, їх називають *жирами*, а рідкі сполуки — *оліями*.

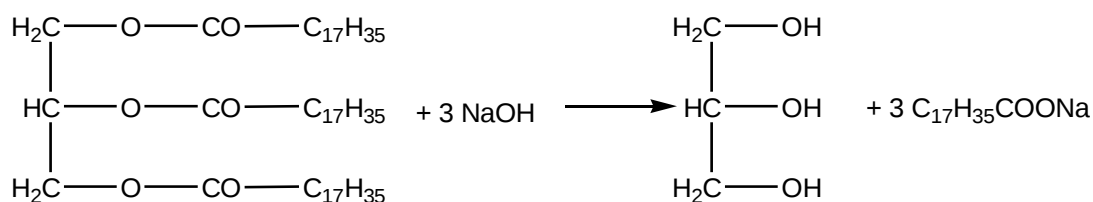
Тверді жири тваринного походження є ефірами переважно насичених карбонових кислот. До складу рослинних олій входять ненасичені жирні кислоти. Майже всі природні жирні кислоти містять парне число атомів Карбону. Більшість ненасичених кислот є цис-ізомерами.

Найважливіші кислоти, що входять до складу жирів та олій:

Формула кислоти	Назва кислоти	Де зустрічається
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10} - \text{COOH}$	Мірістинова	Вершкове масло
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14} - \text{COOH}$	Пальмітинов	Тваринні жири
а		
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16} - \text{COOH}$	Стеаринова	Тваринні жири
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH} = \text{CH}(\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$	Олеїнова	Олія
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH} = \text{CHCH}_2\text{CH} = \text{CH}(\text{CH}_2)_6 - \text{COOH}$	Лінолева	Олія

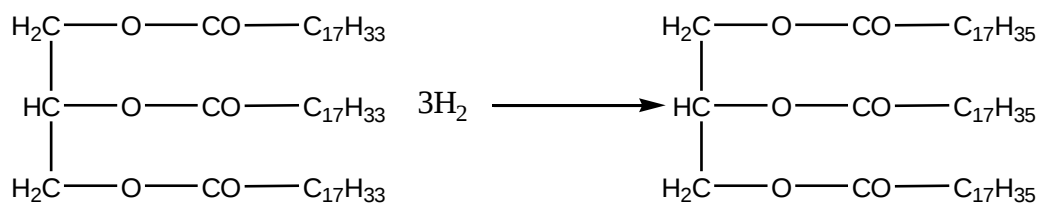
Жири та олії природного походження важливі компоненти нашої їжі.

Хімічні властивості жирів. 1. Гідроліз. У живих організмах гідроліз відбувається за допомогою ферментів. У промисловості жири гідролізують у кислому або лужному середовищі. В лужному середовищі гідроліз відбувається краще:



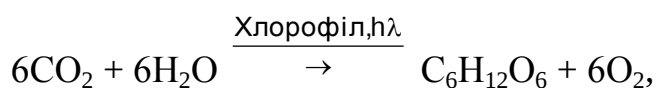
Натрієві і калієві солі жирних кислот називають милами.

2. Гідрювання. У промисловості цим способом одержують з рідких олій маргарин. Приєднання Гідрогену по подвійним зв'язкам ненасичених кислот відбувається при наявності нікелевого каталізатора під тиском:

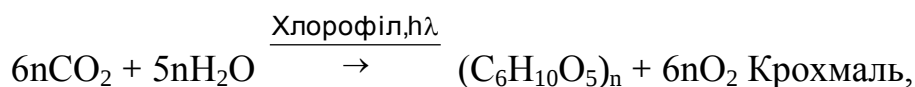


§14.7. Вуглеводи

Вуглеводи належать до дуже поширених сполук живої природи. Вони становлять 80% сухої маси рослин, а в організмах людини і тварин — менше 20%. Назва “вуглеводи” виникла тому, що більшість їх можна представити як сполуки, що складаються з вуглецю (Карбону) і води ($n\text{C} \cdot m\text{H}_2\text{O}$), тобто це *органічні сполуки, склад яких виражається загальною формулою: $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, де m і $n > 4$* . В природі вони утворюються в результаті фотосинтезу в зелених рослинах:

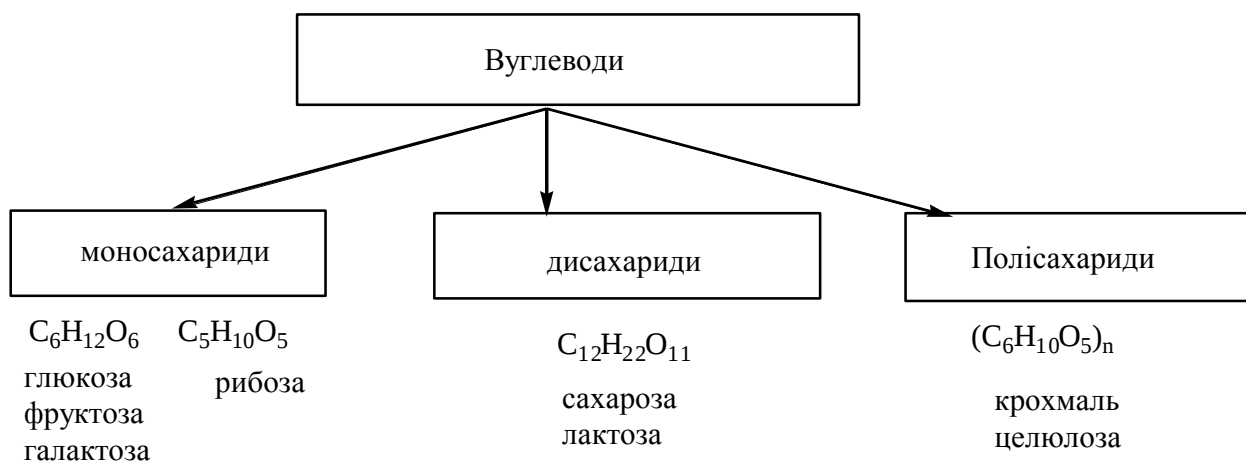


Глюкоза



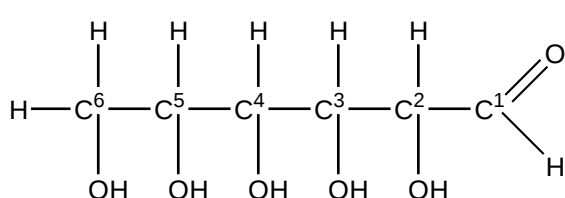
Целюлоза.

Під час цієї реакції акумулюється енергія Сонця і регенерується кисень, що є основою життя на Землі. Вуглеводи залежно від будови поділяють на моносахариди, дисахариди і полісахариди:

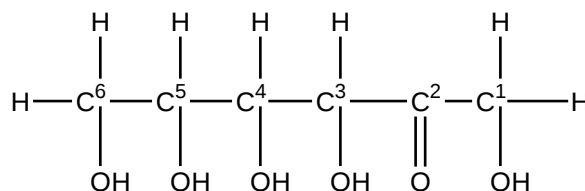


Назви всіх груп моносахаридів закінчуються на *–оза*. Залежно від кількості атомів Карбону в молекулі моносахариди поділяють на: *тетрози*(C_4), *пентози* (C_5), *гексози*(C_6) тощо. Найбільше практичне значення мають пентози і гексози. За хімічною природою (функціональними групами) вони належать до альдегідо- (рибоза, глюкоза, галактоза) і кетонспиртів (фруктоза).

Моносахариди. Вивчаючи склад моносахаридів, вчені з'ясували, що найпростіша формула цих речовин CH_2O , а молярна маса 180 г/моль. Звідси виходить, що їх молекулярна формула $C_6H_{12}O_6$. Експериментальними методами було встановлено будову їх молекул:

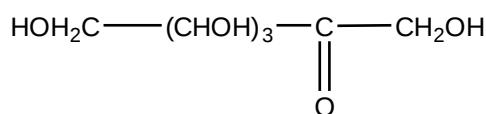
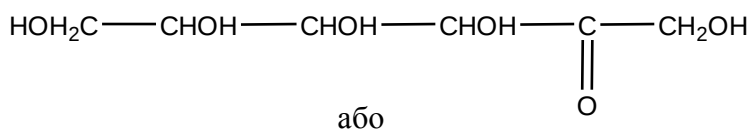
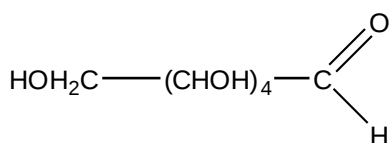
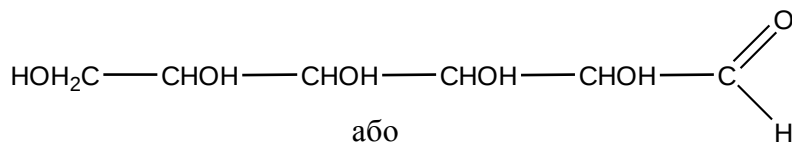


глюкоза



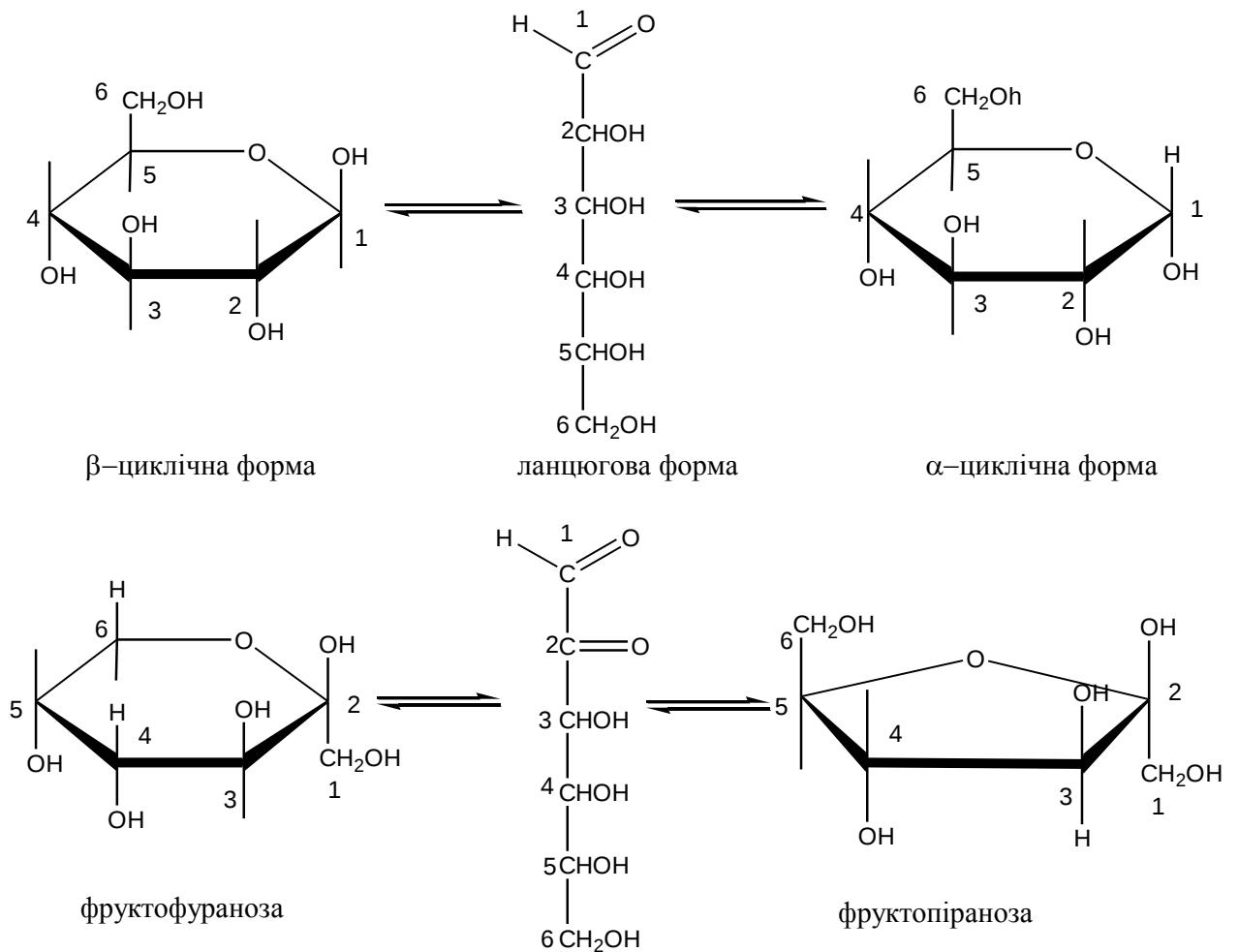
фруктоза

Скорочено ці формули можна записати так:



Подальші дослідження показали, що для моносахаридів характерна кільчато-ланцюгова таутомерія. В кристалічному стані вони утворюють кільця

(циклічна форма), а в розчинах існують у двох різних формах, які взаємно переходять одна в одну:



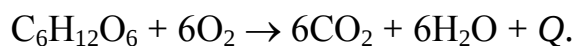
Глюкоза міститься майже в усіх органах зелених рослин. Особливо багато її в виноградному соку, тому її ще називають виноградним цукром.

Фруктоза, або плодовий цукор, входить до складу зрілих фруктів, ягід, меду, сахарози.

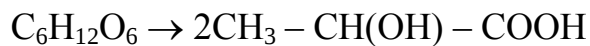
Галактоза входить до складу молочного цукру — лактози.

Одержують їх гідролізом дисахаридів і полісахаридів.

В організмах тварин і людини моносахариди зазнають складних біохімічних перетворень, в результаті яких звільняється енергія, що нагромадилася в процесі фотосинтезу. Скорочено це можна записати рівнянням:



Глюкоза і фруктоза можуть піддаватись спиртовому, молочнокислому і маслянокислому бродінню:

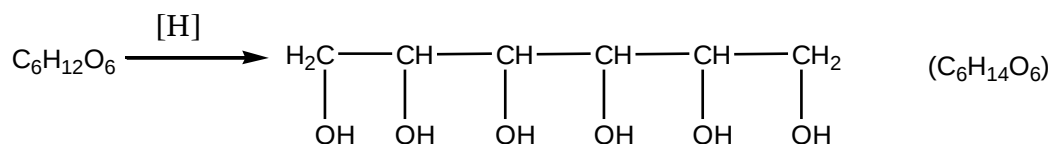


Молочна кислота,

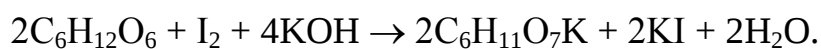
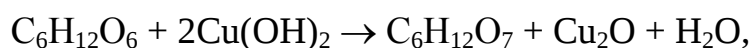
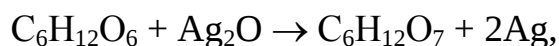
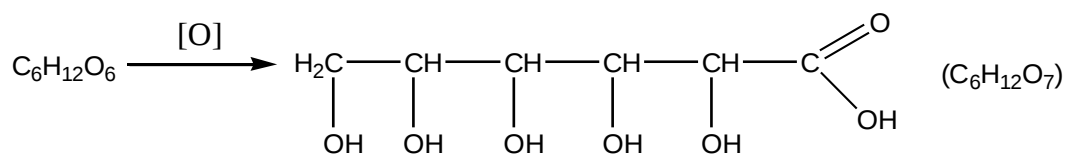


Масляна кислота.

Під дією відновників глюкоза і фруктоза перетворюються в шестиатомний спирт — сорбіт:

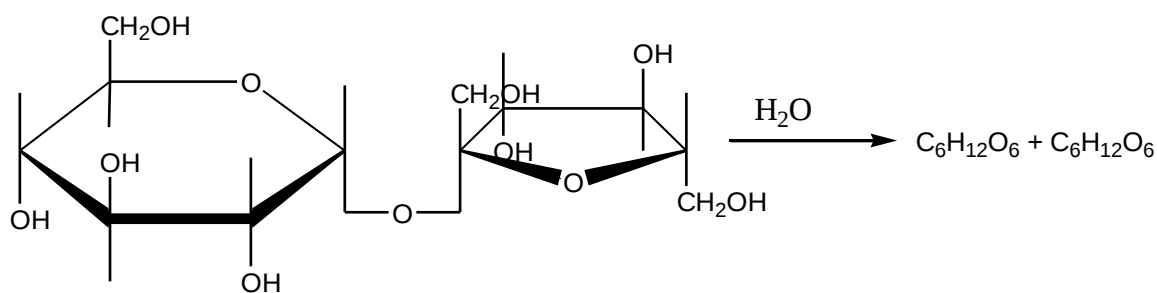


Під дією окисників Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, а також I_2 в лужному середовищі глюкоза і галактоза окиснюються до глюконової кислоти:

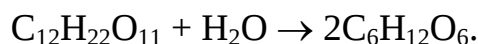


Рисахариди.

Сахарозу ще називають буряковим або тростинним цукором ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Розчин сахарози не дає реакції “срібного дзеркала”, а з $\text{Cu}(\text{OH})_2$ утворює яскраво-синій розчин, характерний для багатоатомних спиртів. Отже, сахароза містить спиртові групи, але не має альдегідної. Якщо ж розчин сахарози нагріти (при наявності сульфатної або соляної кислот), то утворюються дві речовини, одна з яких взаємодіє з Ag_2O і $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Ці дані, а також ряд інших, довели, що сахароза складається з глюкози і фруктози:

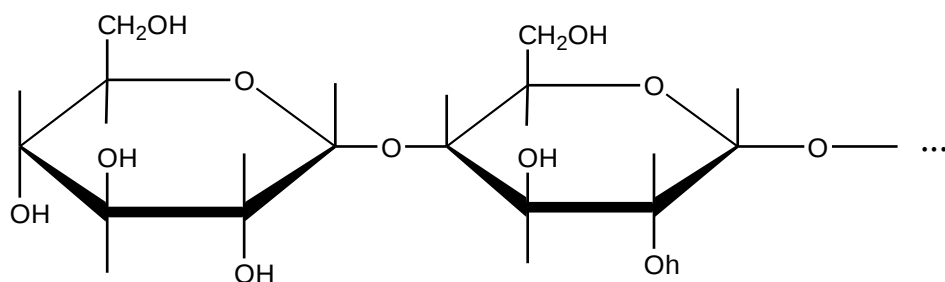


або скорочено



Крім того, для сахарози характерна реакція естерифікації, як і для спиртів і моносахаридів. Отже, продуктами гідролізу сахарози є моносахариди. Тому цукровмісну сировину: мелясу, рафінадну патоку використовують для виготовлення спирту, молочної кислоти, сорбіту, глюконату кальцію, аскорбінової кислоти.

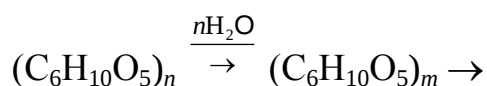
Полісахариди. Крохмаль — це природний полімер, який входить до складу зерен рису (85%), пшениці (75%), кукурудзи (70%), бульб картоплі (20%). Крохмаль, як і сахароза, не дає реакції “срібного дзеркала”, однак її дають продукти його гідролізу. Макромолекули крохмалю ($M = 100000$ г/моль) побудовані з багатьох молекул циклічної α -глюкози.



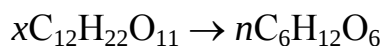
Одержують крохмаль найчастіше з картоплі, рідше з кукурудзи. Це білий порошок, не розчинний у холодній воді. В гарячій воді він набухає, утворюючи клейстер.

Під дією йоду на клейстер, зріз картоплі або білий хліб утворюється характерне синє забарвлення. Це характерна реакція на крохмаль.

Крохмаль порівняно легко гідролізує, утворюючи глюкозу:



Декстрин

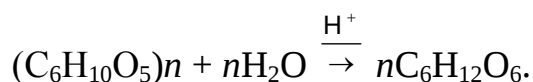


Мальтоза Глюкоза.

Крохмаль складається не тільки з лінійних молекул, а й з молекул розгалуженої структури. Цим пояснюється його зерниста будова.

Целюлоза — природний полімер лінійної будови, побудований з молекул β-глюкози. Ступінь полімеризації (n) значно більший, ніж у крохмалю. З целюлози побудовані волокна бавовни, коноплі, деревини.

Під час гідролізу целюлози в кислому середовищі утворюється глюкоза:



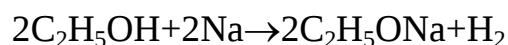
Зброджуючи отриману глюкозу, отримують технічний (гідролізний) етиловий спирт, а з нього синтетичний каучук і інші важливі продукти. Практичне значення мають реакції естерифікації целюлози (отримання нітратів і ацетатів целюлози).

§14.8 Розв'язування типових задач.

Задача 1. Скільки літрів газу (н.у) буде одержано при дії надлишку натрію на 92 г етанолу ?

Р о з в' я з а н н я:

Етанол, як і всі спирти, взаємодіє з лужними металами з заміщенням атома Гідрогену групи OH на метал:



Визначимо скільки молів етанолу вступило в реакцію

$$\nu_{\text{етанолу}} = m/M = 92/46 = 2 \text{ моль.}$$

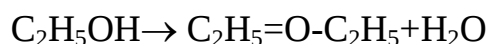
За рівнянням на 2 моль етанолу виділяється 1 моль водню. Згідно з законом Авогадро 1 моль будь-якого газу(н.у) займає об'єм 22.4 л.

Відповідь: 22.4 л.

Задача 2. Скільки грамів органічної речовини утвориться під час нагрівання 46 г етанолу з каталітичною кількістю сульфатної кислоти, якщо вихід продукту реакції становить 80 %?

Р о з в' я з а н н я:

Спирти під час нагрівання з каталітичною кількістю мінеральних кислот перетворюються на естери.



За рівнянням з 2 моль етанолу утворюється 1 моль діетилового етеру. За умовою задачі маємо: $\nu_{\text{етанолу}} = m/M = 46/46 = 1$ моль, тобто утвориться 0.5 моль естеру, тоді $m_{\text{естеру}} = M \cdot \nu = 56 \cdot 0.5 = 28$ г.

Це теоритично можлива кількість етеру, але за умовою задачі вихід становить 80% від теоретичного. Отже,

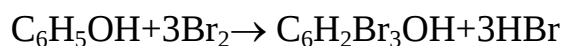
$$m_{\text{естеру}} = m_{\text{теор.}} \cdot 0,8 = 28 \cdot 0,8 = 22,4$$

Відповідь: 22.4.

Задача 3. Скільки грамів осаду утвориться, якщо до розчину, що містить 2 моль фенолу, додати надлишок бромної води ?

Р о з в' я з а н н я:

Фенол, взаємодіючи з бромною водою, утворює білий осад 2,4,6-трибромфенолу (якісна реакція на фенол). Ця реакція належить до реакцій заміщення:



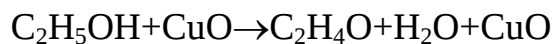
За рівнянням з 1 моль фенолу утворюється 1 моль трибромфенолу. Тобто в нашому випадку утвориться 2 молі трибромфенолу, а його маса $m_{\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}} = \nu \cdot M = 3 \cdot 341 = 682$ г.

Відповідь: 682 г.

Задача 4. Під час взаємодії 13,8 етанолу з 28 г нагрітого оксиду купруму (II) одержали 9,24 г етаналю. Знайти вихід реакції (%).

Р о з в'я з а н н я:

Під час пропускання пари спирту через нагрітий оксид купруму (II) відбувається реакція окиснення спирту до альдегіду:



Обчислимо кількості вихідних речовин:

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m/M = 13,8/46 = 0,3;$$

$$\nu(\text{CuO}) = 28/80 = 0,35.$$

Отже, з рівняння реакції очевидно, що реакція відбувається при співвідношенні етанол: CuO = 1:1, а ми маємо надлишок оксиду купруму. Відтак розрахунок теоретичного виходу етаналю будемо вести за етанолом. З 1 молю етанолу утворюється 1 моль етаналю, а у нас 0.3 молі етанолу, тобто утвориться 0.3 молі етаналю (теоретично), або теоретична маса m етаналю = $\nu \cdot M = 0.3 \cdot 44 = 13.2$ г

Тоді вихід реакції

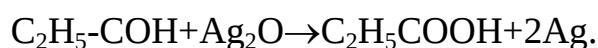
$$\text{Вихід} = \frac{m_{\text{практичне}}}{m_{\text{теоретичне}}} \cdot 100\% = \frac{9.24}{13.2} \cdot 100 = 70\%.$$

Відповідь: 70%.

Задача 5. Скільки грамів газу утвориться при змішуванні 11.6 г пропаналю та аміачного розчину оксиду срібла, який містить 50 г оксиду срібла ?

Р о з в'я з а н н я:

Записуємо рівняння реакції:



При молярному співвідношенні вихідних компонентів 1:1 в осад випадає 2 моль срібла.

Обчислимо, скільки молів пропаналю та оксиду срібла взято в нашому випадку

$$v_{\text{пропаналю}} = m/M = 11,6/58 = 0,2 \text{ моль};$$

$$v_{\text{аргентум оксид}} = 50/232 = 0,216,$$

тобто аргентум оксид є в надлишку. Масу осаду обчислюємо за пропаналем. Складаємо пропорцію:

1 моль пропаналю – 2 моль Ag

0,2 моль – моль.

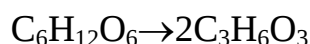
$$\text{Тоді } m_{\text{срібла}} = v \cdot M = 0,4 \cdot 108 = 43,2 \text{ г.}$$

Відповідь: 43,2 г.

Задача 6. *Яка молярна концентрація молочної кислоти в розчині, що утворився під час молочнокислого бродіння 90 г глюкози в 5 л води ?*

Р о з в'я з а н н я:

Молочнокисле бродіння глюкози відбувається за реакцією Ag



Отже, з 1 молт глюкози утворюється 2 молі молочної кислоти, тобто маса кислоти дорівнює масі вихідної глюкози.

Тоді

$$v_{\text{глюкози}} = m/M = 90/180 = 0,5,$$

$$\text{а } v_{\text{кислоти}} = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ моль.}$$

Молярна концентрація кислоти

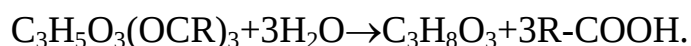
$$C_{\text{м}} = v_{\text{кислоти}} / v_{\text{розчину}} = 1/5 = 0,2 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 0,2 моль/л.

Задача 7. *Під час гідролізу 111,25 г жиру одержано 106,5 г одноосновної карбонової кислоти та гліцерин. Яка молярна маса цієї кислоти ?*

Р о з в'я з а н н я:

Гідроліз жирів, які є естерами трьохатомного спирту гліцерину та органічних кислот, відбувається за схемою:



Як бачимо, кожен моль жиру, приєднуючи 3 моля води, перетворюється на 1 моль гліцерину і 3 моля кислоти. В нашому випадку невідому кількість речовини жиру позначимо через x моль, тоді води витратиться $3x$ молей, і утвориться x моль гліцерину та $3x$ молей кислоти. Отже, виходячи із схеми і закону збереження маси, можна записати матеріальний баланс гідролізу:

$$x M_{\text{жиру}} + 3x \cdot 18 = x \cdot M_{\text{гліцерину}} + 3x \cdot M_{\text{кислоти}},$$

але за умовою задачі

$$m_{\text{жиру}} = x M_{\text{жиру}} = 111,25 \text{ г},$$

$$m_{\text{кислоти}} = 3x M_{\text{кислоти}} = 106,5 \text{ г},$$

$$m_{\text{гліцерину}} = x M_{\text{гліцерину}} = 92x.$$

Підставляємо ці дані в рівняння матеріального балансу

$$111,25 + 54x = 92x + 106,5. \text{ Звідси } x = 0,125.$$

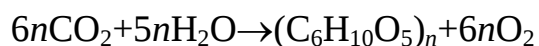
Отже, для гідролізу взято 0,125 моля жиру, а утворилося 0,375 моля кислоти. Тобто $0,375 \cdot M_{\text{кислоти}} = 106,5$, а $M_{\text{кислоти}} = 106,5 / 0,375 = 284 \text{ г/моль}$.

Відповідь: 284 г/моль.

Задача 8. *Скільки грамів води було засвоєно рослиною, якщо за цей час вона накопичила 344 г целюлози?*

Р о з в' я з а н н я:

Процес утворення целюлози можна описати рівнянням



з якого видно, що на утворення однієї структурної одиниці целюлози витрачається 5 моль води (целюлоза, в якому n разів повторюється структурна одиниця $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$).

Визначаємо, скільки речовини целюлози утворилося

$$\nu_{\text{целюлози}} = m/M = 344/172 = 2 \text{ моль}.$$

Це означає, що було засвоєно 5 моль води, або

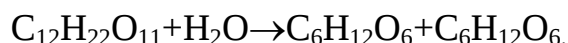
$$m_{\text{води}} = \nu \cdot M = 5 \cdot 18 = 90 \text{ г}.$$

Відповідь: 90г.

Задача 9. Скільки грамів розчину етанолу із масовою часткою етанолу 40 % можна одержати з 1026 г сахарози, якщо вважати, що спочатку вона була інвертована, а далі утворений розчин було зброджено з виходом спирту 80 %?

Р о з в' я з а н н я:

Сахароза при інверсії підкисленому розчині гідролізується, утворюючи суміш глюкози і фруктози:



Далі ця суміш бродить за схемою:



Отже, з рівнянь (1) і (2) видно, що кожний моль сахарози дає 4 моль кінцевого продукту – етанолу.

Вирахуємо кількість речовини сахарози, яку було взято в процесі

$$v_{\text{сахарози}} = m/M = 1026/342 = 3 \text{ моль.}$$

Тоді теоретично може утворитися 12 молей етанолу. А враховуючи 80% виходу етанолу

$$v_{\text{етанолу пр}} = v_{\text{теор.}} \cdot 0,8 = 12 \cdot 0,8 = 9,6 \text{ моль або } m_{\text{етанолу пр}} = v \cdot M = 9,6 \cdot 46 = 441,6 \text{ г.}$$

Знаходимо масу розчину етанолу з масовою часткою етанолу 40%, в якому міститиметься 441,6 г етанолу

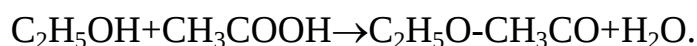
$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{етанолу}} / 0,4 = 1104 \text{ г.}$$

Відповідь: 1104 г.

Задача 10. Під дією нагрівання при наявності сульфатної кислоти суміші 92 г етанолу і 180 г оцтової кислоти утворився естер з виходом 80 %. Визначити його масу в грамах?

Р о з в' я з а н н я:

Реакція утворення естеру відбувається за рівнянням



Молярне співвідношення спирту та кислоти в цій реакції 1:1.

Обчислимо кількість вихідних речовин:

$$v_{\text{етанолу}} = m/M = 92/46 = 2 \text{ моль};$$

$$v_{\text{кислоти}} = 180/60 = 3.$$

Отже, кислота є в надлишку. Тоді вихід оцтовоетилового естеру розраховуватимемо за етанолом.

З рівняння реакції бачимо, що з 1 моль етанолу утворюється 1 моль естеру. Тоді маємо 2 молі естеру, оскільки в реакції бере участь 2 моль спирту. Але враховуючи вихід реакції 80%

$$v_{\text{естеру пр}} = v_{\text{теор}} \cdot 0,8 = 2 \cdot 0,8 = 1,6 \text{ моль};$$

$$m_{\text{естеру пр}} = v_{\text{пр}} \cdot M_{\text{естеру}} = 1,6 \cdot 88 = 140,8 \text{ г.}$$

Відповідь: 140,8 г.

§14.9 Задачі і вправи

1. Скільки треба витратити кисню (м^3), щоб спалити 10 кг етанолу?

Відповідь: 12,73 м^3 .

2. Скільки ізомерів має пентанол?

Відповідь: 2.

3. В результаті обробки 100 г етанолу концентрованою сульфатною кислотою одержали 46 л газу (н.у). Який вихід реакції (%)?

Відповідь: 94,5 %.

4. Пропанол було оброблено концентрованою сульфатною кислотою, а утворений продукт гідратовано. Дати назву кінцевого продукту гідролізу?

Відповідь: пропанол-2.

5. Яку молярну масу має продукт, що утворився під час нагрівання етанолу з каталітичною кількістю сульфатної кислот?

Відповідь: 76.

6. Скільки грамів бутанової кислоти можна одержати з 56 л бутану (н.у)?

Відповідь: 220 г.

7. Скільки грамів ізопентилаустату можна одержати з ізопентанолу та оцтової кислоти взятих кожного по 1,5 моль?

Відповідь: 19 г.

8. При взаємодії 55,2 г етанолу пропустили над 112 г нагрітого оксиду купруму(II). Як змінилася маса останнього після закінчення реакції?

Відповідь: зменшилася на 19,2 г.

9. У 1 л бутанолу, густина якого 0.81 г/мл, розчинили 195 г калію. Яку масу має розчин, що утворився?

Відповідь: 1 кг.

10. Скільки грамів сорбіту (шестиатомного спирту) можна одержати при відновленні гідрогеном 450 г глюкози?

Відповідь: 455 г.

11. Скільки грамів тринітро похідного толуолу можна одержати нітруванням 5 молів толуолу?

Відповідь: 1135 г.

12. Яку масу матиме розчин, одержаний при спиртовому бродінні 720 г глюкози у 2 л води, вважаючи, що один з продуктів реакції практично не розчиняється?

Відповідь: 2368 г.

13. Прожарюванням 3,62 г срібної солі одноосновної органічної кислоти було одержано 216 г металу. Визначте молярну масу кислоти?

Відповідь: 74 г/моль.

14. Скільки грамів етанолу можна одержати виходячи з 300 г кальцій карбонату, якщо перетворити його в карбід і далі, обробивши останній водою, здійснити з газоподібним продуктом реакцію Кучерова?

Відповідь: 132 г.

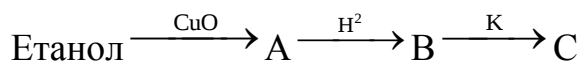
15. Скільки грамів крохмалю накопичила рослина, якщо за цей час у повітря вона виділила 5,6 м³ газу?

Відповідь: 40,5 г.

16. Водний розчин, який містив 68,4 г сахарози, прогріли з каталітичною кількістю сульфатної кислоти і далі добавили надлишок аміачного розчину оксиду срібла. Скільки грамів осаду утвориться?

Відповідь: 43,2 г.

17. Здійснити перетворення:



Яка молярна маса С?

Відповідь: 84 г/моль.

18. Яка масова частка (%) молочної (2-оксипропанової) кислоти в розчині, що утворився під час молочнокислого бродіння 540 г глюкози в 10 л води?

Відповідь: 5,12 %.

19. Скільки грамів триалеату було гідралізовано, якщо одержали 215,2 г гліцерину, а вихід реакції становив 85%?

Відповідь: 2357,7 г.

20. В результаті взаємодії 9,6 г одноатомного насиченого спирту з калієм утворилося 1792 мл газу. Скільки ізомерів має взятий спирт?

Відповідь: 2.

21. Скільки грамів бромоводню потрібно для реакції з 470 г фенолу?

Відповідь: 2400 г.

22. Скільки грамів води треба для зв'язування 2,8 г ацетилену за реакцією Кучерова?

Відповідь: 2,25 г.

23. Скільки грамів спирту та молочної кислоти в склянці кефіру масою 200 г, якщо він приготовлений з молока, в якому 5% глюкози, що на 90% перетворилася на кислоту, а на 10% на етанол?

Відповідь: 0,5 і 9,0 г кислоти.

24. На нейтралізацію 60 г суміші розчинів фенола та оцтової кислоти було витрачено 133,2 мл КОН розчину з масовою часткою КОН 10 % і густиною 1,08 г/мл. Якщо до 20 г цієї суміші додати бромну воду, утворюється 16,5 г осаду. Яка масова частка (%) оцтової кислоти в суміші?

Відповідь: 23,4 %.

25. Під дією надлишку калію на суміш етанолу та фенолу відлилося 13,44 л газу (н.у). Але на нейтралізацію цієї суміші пішло 50 мл розчину КОН з масовою часткою КОН 40% і густиною 1,4 г/мл. Яка масова частка (%) фенолу в цій суміші?

Відповідь: 59,3 %.

26. В результаті 200 г розчину формальдегіду з надлишком аміачного розчину оксиду срібла утворилося 54 г осаду. Яка масова частка (%) формальдегіду в розчині?

Відповідь: 3,75 %.

27. Скільки кілограмів оксиду карбону увібрала рослина, якщо при цьому утворилося 7,2 кг глюкози?

Відповідь: 10,56 г.

28. Певну кількість целюлози гідралізовано, а одержаний розчин зброджено. В результаті цього одержали 56 м³ газу (н.у). Скільки кілограмів целюлози взято, якщо вихід на кожній стадії процесу становив 70 %?

Відповідь: 826,5 кг.

Розділ 15

Нітрогенвмісні органічні сполуки

§15.1. Аміни

Амінами називаються похідні аміаку, в якому один, два або всі три атоми Гідрогену заміщені на органічні радикали. Залежно від числа радикалів розрізняють первинні, вторинні і третинні аміни.

Назви амінів утворюються від назв радикалів з доданням слова –амін:

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ (метиламін, первинний),

$\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_3$ (диметиламін, вторинний),

$(\text{CH}_3)_2 - \text{N} - \text{C}_2\text{H}_5$ (диметилетиламін, третинний),

$\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2$ (феніламін, анілін).

Діаміни — це органічні сполуки, які містять дві аміногрупи, наприклад:

$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ (етилендіамін).

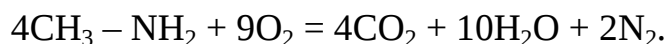
Аміни подібні за хімічними властивостями до аміаку. Їх ще називають органічними основами. Подібність властивостей аміаку та амінів зумовлена їх електронною будовою (наявністю неподіленої електронної пари на атомі Нітрогену):



Нижчі аміни (метиламін, етиламін) за звичайних умов — гази із специфічним запахом, вищі аміни — рідини або кристалічні сполуки, розчинні у воді.

Хімічні властивості

Аміни, як і всі органічні сполуки, горять:



Подібно NH_3 взаємодіють з водою, утворюючи гідроксиди:

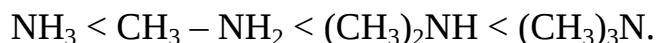


Метиламоній гідроксид

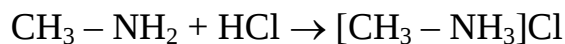


Триметиламоній гідроксид

Гідроксиди аліфатичних амінів сильніші основи, ніж NH_4OH . Їх розчини забарвлюють лакмус у синій колір. Сила основ зростає в ряду:



Аміни взаємодіють з кислотами, утворюючи солі:

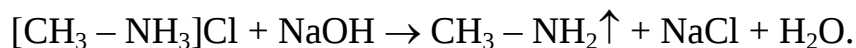


Метиламоній хлорид



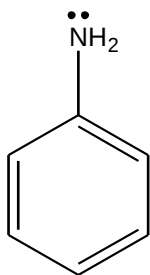
Диметиламоній хлорид

Луги витісняють аміни з їх солей:

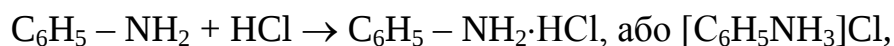


§15.2. Анілін

Анілін є найпростішим представником *ароматичних амінів*. Це безбарвна масляниста рідина, практично не розчинна у воді, добре розчинна в органічних розчинниках, отруйна речовина. Структурна формула аніліну така:



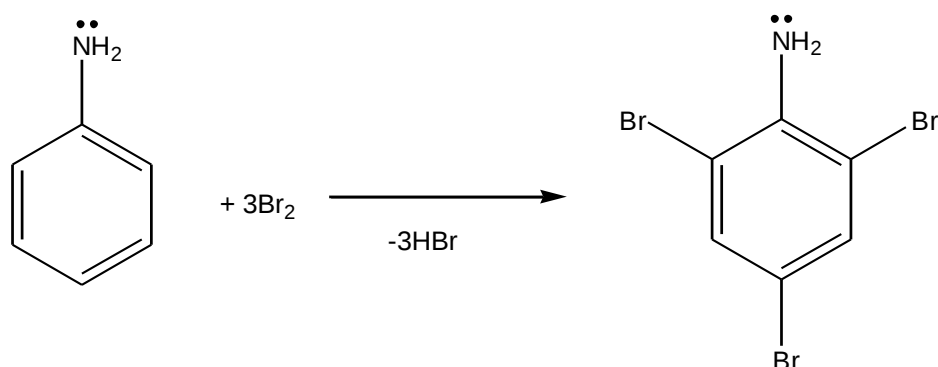
На властивості аміногрупи впливає бензольне ядро (подібно до фенолу). Як наслідок цього на атомі Нітрогену зменшується електронна густина. Тому анілін виявляє слабкіші основні властивості, ніж аміак і аліфатичні аміни. Розчин аніліну не забарвлює лакмус у синій колір. Анілін взаємодіє з сильними кислотами з утворенням солей:



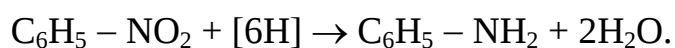
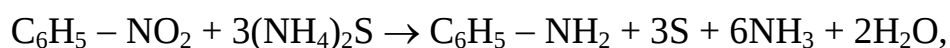
Якщо на одержану сіль подіяти лугом, то одержимо анілін:



Під дією бромної води відбувається електрофільне заміщення в орто- і пароположеннях фенільного ядра:



Анілін одержують відновленням нітробензолу (реакція Зініна):



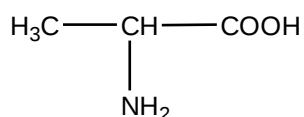
Анілін є основою виробництва лікарських препаратів, органічних барвників для фарбування тканин, хутра тощо.

§15.3. Амінокислоти

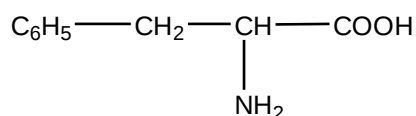
Амінокислотами називаються органічні сполуки, в молекулах яких містяться одночасно два типи функціональних груп: аміногрупа $-\text{NH}_2$ і карбоксильна $-\text{COOH}$: Першою і найпростішою за складом є $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ — амінооцтова кислота, або гліцин.

Назви амінокислот утворюються від назв відповідних кислот з додаванням префікса *аміно-*. Однак більшість амінокислот мають тривіальні назви: гліцин, аланін, фенілаланін і т.ін. Найважливіше значення мають α -амінокарбонові кислоти, які входять до складу білків (22 амінокислоти).

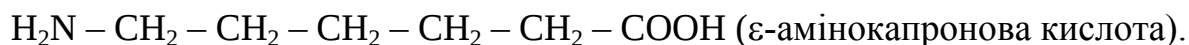
Ізомерія амінокислот залежить від розміщення аміногрупи і будови вуглеводневого радикала. За розміщенням аміногрупи відносно карбоксильної розрізняють α -, β -, γ -амінокислоти і т.д.



α-амінопропіонова кислота
(аланін)

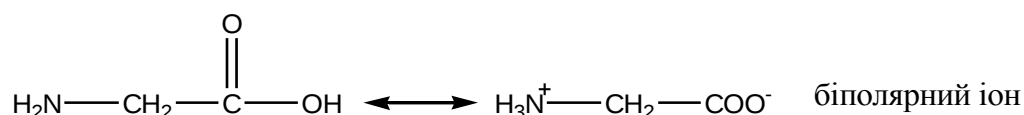


α-аміно-β-фенілпропіонова кислота
(фенілаланін)

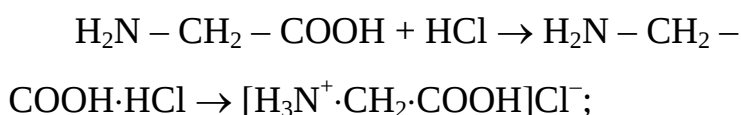


Амінокислоти — це безбарвні кристалічні сполуки, розчинні у воді і не розчинні в естері. При нагріванні до 200–300°C розкладаються.

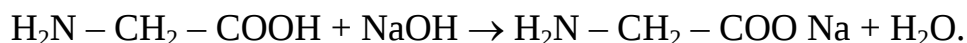
За хімічними властивостями амінокислоти — *органічні амфотерні сполуки (амфоліти)*. Амфотерні властивості амінокислот виявляються вже в тому, що вони у водних розчинах існують у вигляді внутрішньої солі. Гідроген карбоксильної групи взаємодіє з аміногрупою:



Амфотерний характер амінокислот підтверджується взаємодією їх з лугами і кислотами:

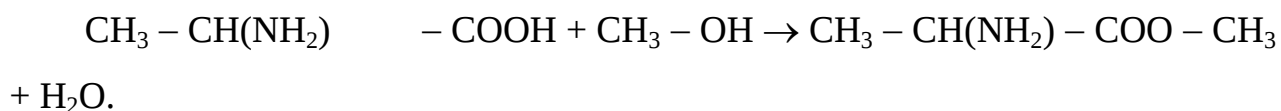


Хлористоводневий
гліцин

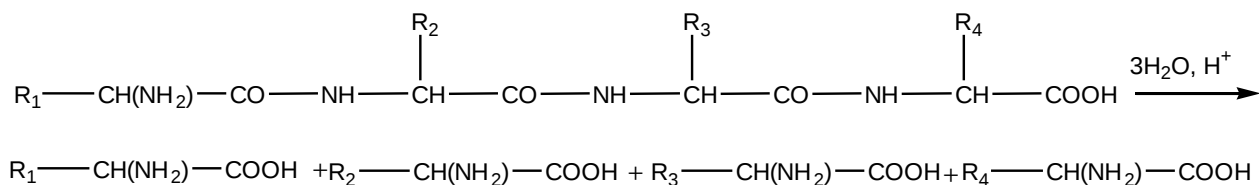


Натрієва сіль гліцину

Всі інші хімічні властивості амінокислот такі ж, як і карбонових кислот, тобто вони можуть взаємодіяти з металами, оксидами, спиртами тощо.



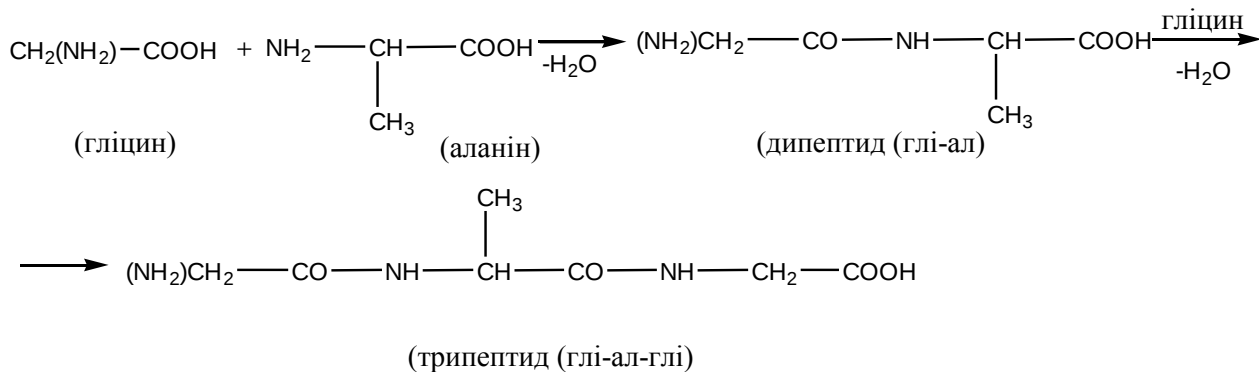
Амінокислоти одержують гідролізом білків у кислому або лужному середовищах:



Амінокислоти можна також синтезувати з NH_3 та галогензаміщених кислот:

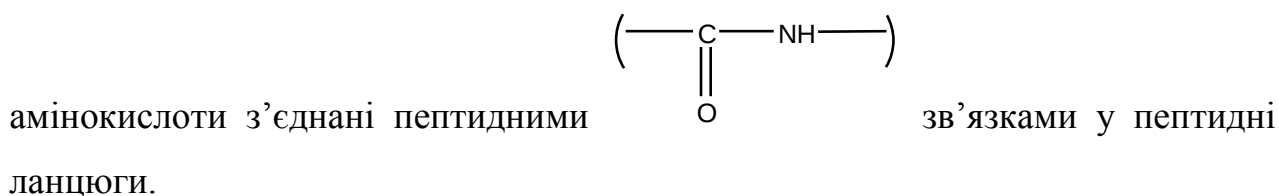


В організмі людини білки (м'ясо, сир і т.ін.) гідролізують до амінокислот під дією ферментів, а потім під дією інших ферментів будуються білки з іншою послідовністю амінокислот, характерні для того чи іншого органу людини. Це можна схематично представити як реакції поліконденсації амінокислот:



§15.4. Білки

Білки — це природні високомолекулярні сполуки, побудовані з залишків α -амінокислот, сполученими пептидними (амідними) зв'язками. Молекулярна маса білків коливається в дуже великих межах від 10000 в простих білках (інсулін, міоглобін) до декількох мільйонів в складних білках. У білках α -



Розрізняють первинну, вторинну і третинну структуру (будову) білків. *Первинна структура білка* — його хімічна структура, тобто послідовність амінокислот в пептидному ланцюгові. *Вторинна структура* — це форма поліпептидного ланцюга в просторі. Встановлено, що поліпептидні ланцюги природних білків скручені в спіралі. Спіральна структура утримується водневими зв'язками. *Третинна структура* — реальна тривимірна конфігурація, якої набуває у просторі закручений у спіраль поліпептидний ланцюг. Така структура утримується знову за допомогою водневих, дисульфідних ($-S-S-$) зв'язків.

Пам'ятка для абітурієнтів, які складають вступний іспит з хімії

Вступний іспит з хімії абітурієнти складають письмово, обробка результатів здійснюється електронно-обчислювальною машиною. Ця обставина передбачає дотримання абітурієнтами певних вимог під час написання екзаменаційних робіт.

Зайшовши в аудиторію на іспит, абітурієнт витягує навмання посадковий талон, в якому зазначені ряд, місце і номер індивідуального екзаменаційного завдання. Абітурієнт займає вказане місце, на якому зазделегіть підготовлені екзаменаційний білет і папір (титульний аркуш і аркуші-вкладиші). *Обов'язково переконайтесь, що номер екзаменаційного білета такий самий, що і в посадковому талоні.* На іспиті кожний абітурієнт отримує допоміжний матеріал: періодичну систему, елементів Д. І. Менделєєва таблицю розчинності та електрохімічний ряд напруг. При собі треба мати мікрокалькулятор. *Користуватися будь-якими іншими матеріалами забороняється.*

Викладач пояснює, як підписати титульний аркуш. Потрібно зазначити назву дисципліни, прізвище, ім'я та по-батькові, факультет, номер групи, номер екзаменаційного листка, дату, номер екзаменаційного білета і

поставити свій підпис. Ніяких інших записів на титульному аркуші не повинно бути.

Розв'язувати задачі треба на аркушах-вкладишах (один з них призначений для чистовика); викладач показує на дошці, як це слід зробити, вказує також час початку і закінчення іспиту. Тривалість самого іспиту — 180 хвилин.

Екзаменаційний білет містить 10 завдань різного рівня складності. Перші три завдання оцінюються по 5 балів кожен, наступні чотири — по 10 балів і три останні — по 15 балів. Під час розв'язування задач слід користуватися мікрокалькулятором. Розрахунки необхідно треба виконувати з точністю до 0,001 чи 0,0001, а кінцеву відповідь округлити до десятих часток числа.

При оформленні чистовика на аркуші-вкладишу слід залишити поля завширшки по 3 см з лівого і правого боків. Потрібно переписати умову завдання з тим самим номером, що і в екзаменаційному білеті. Потім слід записати розв'язок, який має бути чітким та **обґрунтованим**.

Обґрунтуванням може бути формулювання закону, потрібні рівняння реакцій, розшифрування схем перетворень тощо. У розв'язках наводьте скорочення, які прийнято в хімії. Розв'язок слід подати в тих одиницях вимірювання, які наведено в завданні.

Отриману відповідь треба записати на полі справа і обвести рамкою. Відповіді записують у вигляді *цілого числа або десяткового дробу* без зазначення одиниць вимірювання. Відповідь слід також занести *в талон відповідей*, записавши її в рядок, що відповідає порядковому номеру завдання в екзаменаційному білеті. Помилкову відповідь у талоні потрібно закреслити однією рисою і в тому самому рядку написати правильну відповідь. У рядку нерозв'язаного завдання треба поставити риску.

Відповіді у талоні мають збігатися з відповідями у письмовій роботі.

Кожному абітурієнту перед іспитом доцільно з'явитися на консультацію.

Для прикладу розглянемо варіант виконання екзаменаційного завдання.

Екзаменаційний білет №152179

1. Коротко охарактеризуйте поняття: ступінь окиснення. У відповіді вкажіть суму ступенів окиснення Мангану в сполуках: KMnO_4 , MnO_2 , MnSO_4 .

(5 балів)

2. Наведені приклади і назви кислих солей. У відповіді вкажіть молярну масу солі, що утворилася при взаємодії: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Кисла сіль} + \text{H}_2\text{O}$.

(5 балів)

3. Які сполуки належать до алкінів (гомологів етину)? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молярну масу етину.

(5 балів)

4. у трьох пробірках містяться розчини: MnSO_4 , AlCl_3 , KCl . Яким з реактивів: HNO_3 , NaOH чи Br_2 їх можна виявити? Напишіть необхідні реакції в молекулярній і іонній формах. У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву прореагує з 0,15 моль MnSO_4 ?

(10 балів)

5. Здійсніть перетворення: $\text{CH}_3\text{CHO} \xrightarrow{\text{Cu(OH)}_2} \text{А} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \text{Б}$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас А і Б.

(10 балів)

6. Під час термічного розкладання карбонату металу II групи масою 12,5 г виділилося 2,24 л газу. Визначте метал. У відповіді вкажіть молярну масу його оксиду.

(10 балів)

7. Під час взаємодії силіцію з розчином лугу виділилося 7,84 л газу. Скільки грамів силіцію прореагувало?

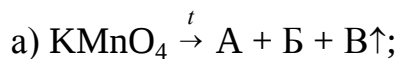
(10 балів)

8. Аміак об'ємом $1,008 \text{ м}^3$ спалили за наявності каталізатора. Газ, що утворився, прореагував з киснем. Новий газ, що утворився, розчинили в

3,24 кг води за наявності кисню. Визначте масову частку одержаної речовини в розчині (%).

(15 балів)

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

(15 балів)

10. Під час взаємодії деякої маси суміші етанолу і фенолу з бромною водою утворилося 49,65 г осаду. Така сама кількість суміші етанолу і фенолу взаємодіє з 10,35 г натрію. Визначте склад суміші, у відповіді вкажіть скільки грамів етанолу було в суміші?

(15 балів)

Розв'язання

1. Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполучі. KMnO_4 , MnO_2 , MnSO_4 ; $7 + 4 + 2 = 13$.

Відповідь: 13.

2. NaHCO_3 — гідрокарбонат натрію; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигідрофосфат кальцію. $M_{(\text{KHCO}_3)} = 39 + 1 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ г/моль}$.

Відповідь: 100.

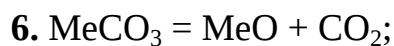
3. Алкіни — це ненасичені вуглеводні, що мають один потрійний зв'язок. Вони утворюють гомологічний ряд з загальною формулою $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. $M_{(\text{C}_2\text{H}_2)} = 26 \text{ г/моль}$.

Відповідь: 26.

4. $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ — білий осад, який з часом стає бурим внаслідок окиснення: $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mn}(\text{OH})_4$. $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$; $\text{Al}(\text{OH})_3$ — білий осад, який під дією

надлишку луку розчиняється: $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. У пробірці з КСІ ніякої взаємодії не буде. $v_{(\text{NaOH})} = 2v_{(\text{MnSO}_4)}$; $v_{(\text{NaOH})} = 2 \cdot 0,15 = 0,3 \text{ моль}$;
 $m_{(\text{NaOH})} = 0,3 \cdot M_{(\text{NaOH})}$; $m_{(\text{NaOH})} = 0,3 \cdot 40 = 12 \text{ г}$.

Відповідь: 12.



$$v_{(\text{CO}_2)} = 2,24 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ ммоль}$$

$$v_{(\text{MeCO}_3)} = v_{(\text{CO}_2)}$$

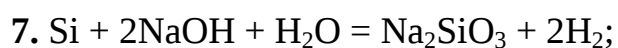
$$M_{(\text{MeCO}_3)} = m_{(\text{MeCO}_3)} / v_{(\text{MeCO}_3)}$$

$$M_{(\text{MeCO}_3)} = 12,5 : 0,1 = 125 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{Me})} = 125 - M_{(\text{CO}_3^{2-})}$$

$$M_{(\text{Me})} = 125 - 60 = 65 \text{ г/моль. Метал — цинк. } M_{(\text{ZnO})} = 81 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: 81.



$$v_{(\text{H}_2)} = 7,84 : 22,4 = 0,35 \text{ моль}$$

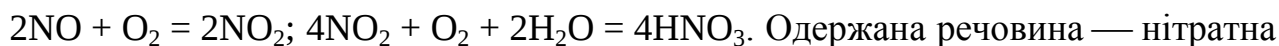
$$v_{(\text{Si})} = 1/2 v_{(\text{H}_2)}$$

$$v_{(\text{Si})} = 0,35 : 2 = 0,175 \text{ моль}$$

$$M_{(\text{Si})} = 28 \text{ г/моль}$$

$$m_{(\text{Si})} = 0,175 \cdot 28 = 49 \text{ г}$$

Відповідь: 4,9.



$$v_{(\text{NH}_3)} = 1008 \text{ л} : 22,4 \text{ л/мол} = 45 \text{ ммоль } m_{(\text{HNO}_3)} = v \cdot M_{(\text{HNO}_3)}; m_{(\text{HNO}_3)} = 45 \cdot 63 = 2835 \text{ г}$$

$$m_{(\text{розчину})} = m_{(\text{H}_2\text{O})\text{початкова}} + m_{(\text{HNO}_3)\text{прореагувала}} v_{(\text{H}_2\text{O})\text{прореагувала}} = 1/2 v_{(\text{HNO}_3)}$$

$$v_{(\text{H}_2\text{O})\text{прореагувала}} = 45 : 2 = 22,5 \text{ моль}$$

$$m_{(\text{H}_2\text{O})\text{прореагувала}} = 22,5 \cdot 18 = 405 \text{ г}$$

$$m_{(\text{розчині})} = 3240 + 2835 - 405 = 5670 \text{ г}$$

$$\omega_{(\text{HNO}_3)} = (2835 : 5670) \cdot 100 \%$$

$$\omega_{(\text{HNO}_3)} = 50 \%$$

Відповідь: 50.



$$5 + 11 = 16$$

Відповідь: 16.

Заповнений талон відповідей матиме такий вигляд:

ШИФР	БТ - 072
Варіант	152179
№	Відповідь
1.	13
2.	100
3.	26
4.	12
5.	—
6.	81
7.	4,9
8.	50
9.	16
10.	—
Іспит:	
Відповіді заносьте розбірливо, друкованим шрифтом. БУДЬТЕ УВАЖНІ	

Готуючись здати роботу, абітурієнт має вкласти в екзаменаційний аркуш титульний аркуш, талон відповідей, посадковий талон, білет, аркуші-вкладиші та допоміжний матеріал, який видавався.

БАЖАЄМО УСПІХУ НА ВСТУПНОМУ ІСПИТІ!

Варіанти екзаменаційних білетів

Варіант 1

1. В яких випадках реакції іонного обміну в розчинах відбуваються до кінця? У відповіді вкажіть номер реакції, що відбуваються до кінця:



2. Наведіть приклади і назви основних солей. У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що утвориться під час взаємодії $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HCl} =$ Основна сіль + Вода.

3. Які сполуки належать до насичених вуглеводнів (алканів)? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу бутану.

4. Оксид металу MO_2 масою 8,0 г нагрівали в струмені водню до сталої маси і одержали 4,8 г металу. Визначте метал. У відповіді вкажіть кількість протонів у його ядрі.

5. Деяку масу $\text{Cu(NO}_3)_2$ прожарили до сталої маси, при цьому виділилося 2,5 л газів. Скільки грамів солі розклалося?

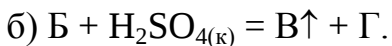
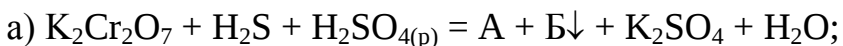
6. Які з наведених сполук: MgBr_2 , Ca(HS)_2 , Mg(OH)Cl взаємодіятимуть з HCl необоротно? Запишіть рівняння в іонній формі. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь.

7. Фосфор масою 7,75 г спалили в надлишку кисню, продукт реакції розчинили у воді і добавили розчин натрій гідроксиду масою 400,0 г з масовою часткою NaOH 2,5%. У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що утворилася в розчині.

8. Ізопентан (2-метилбутан) об'ємом $3,183 \text{ м}^3$, виміряного за умов $p = 101,325 \text{ кПа}$ і $t = 37^\circ\text{C}$, ввели в реакцію дегідрування, а потім утворену сполуку полімеризували. Вихід на стадії полімеризації 80% від теоретичного. Скільки кілограмів каучуку одержали?

9. Залізну пластинку занурили в H_2SO_4 , при цьому виділилося 0,56 л газу. Потім цю саму пластинку занурили в розчин CuSO_4 . Після цих двох реакцій маса пластинки збільшилася на 1,2 г. Скільки грамів заліза прореагувало?

10. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь а) і б).

Відповіді задач до варіанта 1: 1 – 1; 2 – 76,5; 3 – 58,0; 4 – 22,0; 5 – 8,4; 6 – 10; 7 – 120; 8 – 6,8; 9 – 19,6; 10 – 28.

Варіант 2

1. Коротко охарактеризуйте поняття: електроліти. У відповіді вкажіть, скільки іонів буде в розчині, якщо розчинити 1 моль CaCl_2 ?

2. Наведіть приклади і назви середніх (нормальних) солей. У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що утвориться: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{сіль} + \dots$

3. Які сполуки належать до алкенів (етиленів)? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу пропену (пропілену).

4. Глюкозу масою 135 г розчинили в 618,0 г H_2O і розчин за допомогою дріжджів збродили. Визначте масову частку розчинної речовини в одержаному розчині в (%). Розчинністю CO_2 знехтувати.

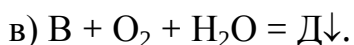
5. На розчин, що містив 0,15 г галогеніду натрію (NaGal), подіяли AgNO_3 , при цьому утворилося 0,235 г осаду. Яку сіль натрію взяли для реакції? У відповіді вкажіть кількість нейтронів у ядрі галогену.

6. Які з наведених сполук: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ZnO , KHCO_3 взаємодіятимуть з KOH ? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь. В разі потреби запишіть рівняння в іонній формі.

7. З якою з наведених кислот: HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розб.})}$, $\text{HNO}_{3(\text{розб.})}$ взаємодіятиме срібло? У відповіді вкажіть, скільки речовини цієї кислоти взаємодіє, якщо срібла взято 23,5 г.

8. Суміш NaNO_3 і AgNO_3 прожарили, при цьому утворився певний об'єм газів і твердий залишок. Твердий залишок обробили водою і одержали 150,0 г розчину з масовою часткою однієї речовини 8,28% ($\omega = 0,0828$), інша речовина масою 7,02 г залишилась нерозчинною. Скільки літрів газів виділилося?

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів усіх трьох рівнянь.

10. Під час взаємодії одноатомного насиченого спирту з натрієм виділилося 2,24 л газу. Органічна речовина, що утворилася, прореагувала з алкіл бромідом і утворилося 20,4 г симетричної оксигенвмісної сполуки. Скільки грамів спирту було введено в реакцію з натрієм?

Відповіді задач до варіанта 2: 1 – 3; 2 – 142; 3 – 42; 4 – 10; 5 – 74; 6 – 9; 7 – 0,29; 8 – 4,2; 9 – 22; 10 – 12.

Варіант 3

1. Коротко охарактеризуйте поняття: ступінь окиснення. У відповіді вкажіть суму ступенів окиснення мангану в сполуках: KMnO_4 , MnO_2 , MnSO_4 .

2. Наведіть приклади і назви кислих солей. У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що утворилася під час взаємодії: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Кисла сіль} + \text{H}_2\text{O}$.

3. Які сполуки належать до алкінів (ацетиленів)? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу етину.

4. В трьох пробірках міститься розчини: MnSO_4 , AlCl_3 , KCl . Яким з реактивів HNO_3 , NaOH , Br_2 їх можна виявити? Напишіть необхідні реакції в молекулярній і іонній формах. У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву прореагує з 0,15 моль MnSO_4 .

5. Здійснить перетворення: $\text{CH}_3 - \text{CHO} \xrightarrow{\text{Cu(OH)}_2} \text{A} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \text{Б}$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас А і Б.

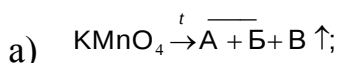
6. Під час термічного розкладання карбонату металу ІІ групи масою 12,5 г виділилося 2,24 л газу. Визначте метал. У відповіді вкажіть молекулярну масу його оксиду.

7. Під час взаємодії кремнію з розчином лугу виділилося 7,84 л газу. Скільки грамів кремнію прореагувало?

8. Аміак об'ємом 1,008 м³ спалили за наявності каталізатора. Газ, що утворився (А), прореагував з киснем. Новий газ, що утворився (Б), розчинили в 3,24 кг води за наявності кисню. Визначте масову частку розчинної речовини

(В), яку одержали, в розчині в (%). $\text{NH}_3 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{A} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Б} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2} \text{В}$.

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

10. Під час взаємодії деякої маси суміші етанолу і фенолу з бромною водою утворилося 49,65 г осаду. Така сама кількість суміші етанолу і фенолу взаємодіє з 10,35 г натрію. Визначте склад суміші, у відповіді вкажіть скільки грамів етанолу було в суміші?

Відповіді задач до варіанта 3: 1 – 13; 2 – 100; 3 – 26; 4 – 12; 5 – 162; 6 – 81; 7 – 4,9; 8 – 50; 9 – 16; 10 – 13,8.

Варіант 4

1. Коротко охарактеризуйте поняття: гідроліз. У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що гідролізує: KCl, Na₂CO₃, CaCl₂. Запишіть рівняння гідролізу.

2. Наведіть приклади основних оксидів. У відповіді вкажіть молекулярну масу основного оксиду, що утвориться в реакції: $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t}$.

3. Які сполуки належать до дієнів? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу бутадієну (дивінілу).

4. Які з наведених сполук: BaCl_2 , MgCl_2 , $\text{Ca}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$ ь взаємодіятимуть необоротно з розчином H_2SO_4 ? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь.

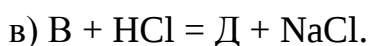
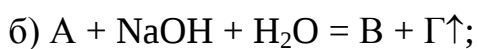
5. Через розчин Na_2CO_3 масою 200,0 г і масовою часткою Na_2CO_3 0,08 (8%) пропустили надлишок CO_2 . Визначте молярну концентрацію що утворилася, сполуки, якщо густина одержаного розчину $\rho = 1 \text{ г/см}^3$.

6. Здійснить перетворення: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{Br} \xrightarrow{\text{KOH, водний}} \text{A} \xrightarrow{\text{Na}} \text{B}$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас речовин А і Б.

7. Під час спалювання 7,8 г металу утворилося 11,4 г його оксиду. Під дією на цей оксид KOH утворюється сполука складу KMeO_2 . Визначте метал. У відповіді вкажіть порядковий номер металу в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

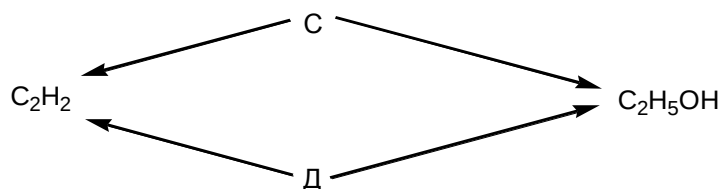
8. Суміш металів Cu , Zn і Mg масою 2,18 г обробили надлишком розчину HCl . Реакційну суміш відфільтрували від речовини А і до фільтрату добавили надлишок розчину NaOH . Одержали осад, який відокремили від рідини, прожарили і дістали 0,4 г білої речовини Б. З речовини А під час взаємодії з концентрованою азотною кислотою виділилося 0,448 л газу. Визначте склад суміші. У відповіді вкажіть масу цинку в суміші в грамах.

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів есіх рівнянь.

10. Напишіть дві двостадійні схеми одержання етанолу, виходячи з ацетилену:

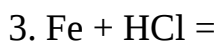
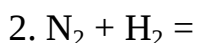
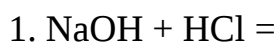


У відповіді вкажіть суму молекулярних мас речовин А + Б + С + Д. Поясніть умови перебігу реакцій.

Відповіді задач до варіанту 4: 1 – 106; 2 – 40; 3 – 54; 4 – 11; 5 – 1,46; 6 – 142; 7 – 24; 8 – 1,3; 9 – 19; 10 – 92.

Варіант 5

1. Які хімічні реакції називають оборотними (зворотними)? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівняння рівноважної реакції:



2. Наведіть приклади кислотних оксидів. У відповіді вкажіть молекулярну масу оксиду, що утвориться в реакції: $\text{SO}_2 + \text{O}_2 =$

3. Які вуглеводні належать до ароматичних (аренів)? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу метилбензолу (толуолу).

4. Під час нагрівання розчину, що містить 14,6 г солі $\text{Me}(\text{HCO}_3)_2$, утворилося 8,4 г осаду. Визначте метал. У відповіді вкажіть номер періоду, в якому перебуває цей метал.

5. Які з наведених сполук: Li_2O , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CrO_3 взаємодіятимуть з $\text{Ca}(\text{OH})_2$? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь реакцій.

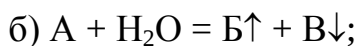
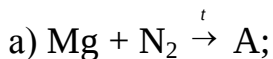
6. Здійсніть перетворення: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{Окат}} \text{А} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{COOHкат.}} \text{Б}$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас сполук А і Б.

7. Який об'єм (м^3) повітря потрібний для випалювання 4,85 кг ZnS ? Вважати, що об'ємана частка кисню в повітрі 20 %.

8. Природний мінерал марганцю Mn_xO_y являє собою суміш оксидів $\text{Mn}(\text{II})$ і $\text{Mn}(\text{IV})$. Наважка цього мінералу масою 11,45 г повністю прореагувала з

розчином HCl об'ємом 34,4 мл з густиною 1,18 г/см³ і масова частка HCl 36%, при цьому виділилося 1,12 л газу. У відповіді вкажіть молекулярну масу цього змішаного оксиду.

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів усіх трьох рівнянь.

10. Маємо три речовини: етанол, ацетальдегід і оцтову кислоту. Яким з реактивів: Na, Cu(OH)₂ чи Br₂ можна виявити всі три речовини? У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву прореагує з речовинами, якщо їх було взято по 0,5 моль кожного?

Відповіді задач до варіанта 5: 1 – 6; 2 – 80; 3 – 92; 4 – 3; 5 – 10; 6 – 134; 7 – 8,4; 8 – 229; 9 – 36; 10 – 122,5.

Варіант 6

1. Який буває ковалентний зв'язок? У відповіді вкажіть молекулярну масу речовини з неполярним ковалентним зв'язком: F₂, HF, KF.

2. Наведіть приклади амфотерних оксидів. У відповіді вкажіть молекулярну масу оксиду в реакції: $\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t} .$

3. Які сполуки належать до одноатомних насичених спиртів? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу пропанолу.

4. Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{Na}} \text{A} \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}} \text{B}.$ У відповіді вкажіть суму молекулярних мас речовин А і Б.

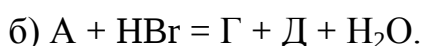
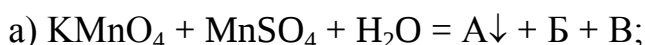
5. Під час реакції одновалентного металу з водою утворюється добре розчинна у воді сполука і виділяється газ. При цьому маса речовини (в розчині після реакції в грамах) відноситься до об'єму газу, що виділився (в літрах), як 5:1. Визначте метал і вкажіть його атомну масу.

6. Розчин H_3PO_4 масою 220,0 г і з масовою часткою H_3PO_4 15,6% увібрав 15,68 л аміаку. Визначте молярну концентрацію утвореного розчину, якщо густина його 1,1 г/см³.

7. У трьох пробірках містяться розчини: MgCl_2 , ZnCl_2 , NH_4Cl . Яким з реактивів: H_2SO_4 , KOH , KNO_3 їх можна виявити? Напишіть необхідні реакції в іонній та молекулярній формах. У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву прореагує з 0,5 моль магній хлориду?

8. Суміш Na_2CO_3 і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ масою 35,0 г обробили концентрованим розчином хлоридної кислоти. Газоподібні продукти реакції пропустили через порошок цинку. При цьому його маса збільшилася на 17,04 г. Визначте, скільки грамів натрій карбонату в суміші?

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

10. Аліфатичний (насичений) альдегід масою 5,8 г був окислений до кислоти. На нейтралізацію кислоти витратили 18,2 мл розчину NaOH з масовою часткою 0,2 (20%) і густиною 1,1 г/см³. Визначте альдегід. У відповіді вкажіть кількість атомів Карбону в його молекулі.

Відповіді задач до варіанта 6: 1 – 38; 2 – 102; 3 – 60; 4 – 142; 5 – 39; 6 – 1,7; 7 – 56; 8 – 11,5; 9 – 24; 10 – 3.

Варіант 7

1. Назвіть типи хімічного зв'язку. У відповіді вкажіть молекулярну масу сполуки з іонним зв'язком: Cl_2 , HCl , NaCl .

2. Наведіть приклади двохосновних кислот. У відповіді вкажіть молекулярну масу кислоти, що утвориться в реакції: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$.

3. Які сполуки належать до багатоатомних спиртів? У відповіді вкажіть молекулярну масу гліцерину (1,2,3-пропантріолу).

4. Які з наведених сполук: N_2O_3 , MgO , NaBr , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ взаємодіятимуть з гідроксидом барію? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівнянь реакцій.

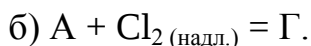
5. Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{CH}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ag}_2\text{O}} \text{A} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ конц.}} \text{B} + \text{H}_2\text{O}$. У відповіді важить суму молекулярних мас речовин А і Б.

6. З гідроксиду елемента ІІ групи масою 8,55 г одержали 11,65 г його сульфату. Визначте метал. У відповіді вкажіть кількість протонів в ядрі його атома.

7. Розчин гідроксиду натрію об'ємом 500 мл і концентрацією 2,2 моль/л увібрав 12,32 л SO_2 . Визначте масову частку розчиненої речовини (в %) в одержаному розчині, якщо об'єм його не змінився, а густина $1,0 \text{ г/см}^3$.

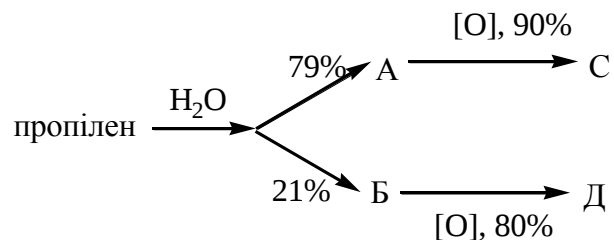
8. Суміш Fe , Fe_2O_3 масою 7,12 г розчинили в розбавленій H_2SO_4 . Розчин солей, що утворилися під час стояння на повітрі, увібрав 0,392 л кисню. Визначте склад суміші. У відповіді вкажіть, скільки грамів Fe_2O_3 було в суміші?

9. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів біля відновників в обох реакціях.

10. Пропілен об'ємом 56,0 л ввели в реакцію гідратації, яка на 79% відбулася за правилом Марковникова, а на 21% — проти, утворивши два продукти: А і Б. Продукти А і Б окислили в мягких умовах до продуктів С і Д. При цьому окиснення речовини А відбулося з виходом 90%, а речовини Б — з виходом 80%. У відповіді вкажіть суму в грамах речовин С і Д.



Відповіді задач до варіанта 7: 1 – 58,5; 2 – 82; 3 – 92; 4 – 10; 5 – 74; 6 – 56; 7 – 13; 8 – 3,2; 9 – 7.

Варіант 8

1. Дайте визначення понять *моль* і *молярна маса*. Яка кількість речовини (моль) вуглецю вступила в реакцію $C + O_2 = CO_2$, якщо утворилося 88,0 г CO_2 ?

2. Дайте визначення безкисневих кислот, наведіть приклади і назвіть їх. У відповіді вкажіть молекулярну масу кислоти в реакції: $NaCl + H_2SO_4 =$.

3. Які сполуки належать до фенолів? Наведіть приклади. У відповіді вкажіть молекулярну масу феноляту натрію.

4. Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити такі перетворення: Етилен $\xrightarrow{Br_2}$ А $\xrightarrow{KOH, \text{спирт, розчин надл.}}$ Б. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас А і Б.

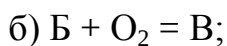
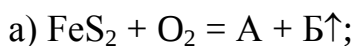
5. У промисловому виробництві бром треба очистити від домішок хлору. Яким з реактивів: $NaBr$, $NaCl$ чи $NaOH$ можна очистити бром від хлору? У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву слід взяти, щоб очистити 2,0 кг бромоводню, що містить 0,5% хлору?

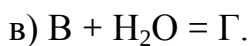
6. Закінчіть рівняння реакції: $K_2SO_3 + Cl_2 + H_2O =$. Скільки літрів хлору прореагує, якщо K_2SO_3 було 63,2 г?

7. Деякий елемент V групи утворює з воднем сполуку, в якій масова частка водню становить 17,647%. Визначте елемент. У відповіді вкажіть молекулярну масу його оксиду в найвищому ступені окиснення.

8. В герметичну посудину місткістю 10,0 л ввели рівні об'єми газів H_2S і SO_2 . Після реакції продукти приведені до нормальних умов. У відповіді вкажіть суму: тиску (в кПа) і маси твердої речовини (в грамах) після реакції (кПа + г). Об'ємом твердої і рідкої фаз знехтувати.

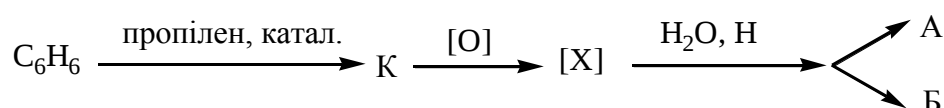
9. Напишіть рівняння реакцій:





У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів усіх рівнянь.

10. Два важливих органічних продукти А і Б одержують у промисловості так: бензол алкілюють пропіленом за наявності каталізатора $AlCl_3$. Вуглеводень К окиснюють до нестабільної перекисної сполуки Х, яка в кислому середовищі під дією води утворює продукти А і Б. Напишіть рівняння реакцій, у відповіді вкажіть суму молекулярних мас продуктів А і Б.



Відповіді задач до варіанта 8: 1 – 2; 2 – 36,5; 3 – 116; 4 – 214; 5 – 29; 6 – 8,96; 7 – 108; 8 – 36; 9 – 33; 10 – 152.

Варіант 9

1. Які типи хімічного зв'язку ви знаєте? У відповіді вкажіть молекулярну масу речовини, в якій реалізується полярний ковалентний зв'язок: H_2O , N_2 , $NaCl$.

2. Наведіть приклади розчинних у воді основ. Як їх називають? У відповіді вкажіть молекулярну масу основи в реакції: $BaO + H_2O =$.

3. Які сполуки належать до альдегідів? Наведіть приклади. У відповіді вкажіть молекулярну масу ацетальдегіду.

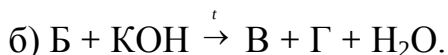
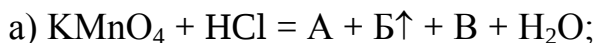
4. Молекулярна маса йодиду одновалентного металу на 8 одиниць більша від молекулярної маси його сульфату. Визначте метал. У відповіді вкажіть молекулярну масу його пероксиду.

5. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $C_6H_6 \xrightarrow{HNO_3} A \xrightarrow{[H]} B$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас А і Б.

6. До суміші кристалічних (твердих) FeS і Al_2S_3 масою 26,0 г добавили воду і нагріли. При цьому виділилося 6,72 л газу. У відповіді вкажіть масову частку FeS в суміші (в %).

7. Розчин KI об'ємом 100,0 мл обробили розбавленим розчином H_2O_2 , при цьому виділилося 10,795 г йоду. У відповіді вкажіть молярну концентрацію (моль/л) йодиду калію.

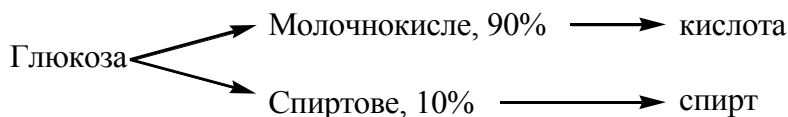
8. Напишіть рівняння реакцій:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

9. Під час нагрівання у воді деякої складної речовини масою 3,5 г, що утворилася від двох елементів II періоду, виділилося 2,24 л газу. Одержаний розчин після дії фенолфталеїну забарвлюється в малиновий колір. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів рівняння реакції одержання вихідної речовини.

10. В процесі виготовленні кефіру одночасно відбуваються два типи бродіння: молочнокисле і спиртове. Кефір приготували з молока масою 5,0 кг, яке містило 4,5% глюкози. Скільки грамів молочної (2-оксипропанової) кислоти і спирту в сумі утворилося, якщо молочнокисле бродіння відбувається на 90%, а спиртове — на 10%?



Відповіді задач до варіанта 9: 1 – 18; 2 – 171; 3 – 44; 4 – 78; 5 – 216; 6 – 42,3; 7 – 0,85; 8 – 53; 9 – 9 ; 10 – 214.

Варіант 10

1. Що таке ступінь дисоціації? У відповіді вкажіть молекулярну масу сильного електроліту: H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S .

2. Наведіть приклади амфотерних основ. Чому їх називають амфотерними? У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів лівої частини рівняння: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} =$.

3. Які сполуки належать до карбонових кислот? У відповіді вкажіть молекулярну масу пропанової кислоти.

4. Напишіть рівняння таких перетворень: $\text{толуол} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{А} \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{Б}$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас речовин А і Б.

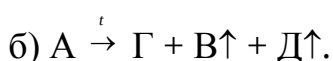
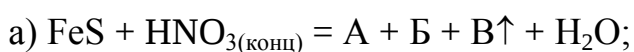
5. До розчину солі кальцій хлориду об'ємом 100,0 мл додали надлишок розчину Na_2CO_3 . Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили. Маса залишку після прожарювання становила 1,12 г. Визначте молярну концентрацію солі кальцію в розчині.

6. Густина пари за воднем фториду елемента становить 44, а густина пари за воднем його хлориду — 77. Валентність елемента в галогенідах однакова. У відповіді вкажіть атомну масу елемента.

7. Для аналізу технічного NH_4NO_3 наважку його масою 8,42 г прожарили і потім продукти реакції привели до нормальних умов. При цьому одержали 3,6 г рідини. Вкажіть, яка масова частка домішок була в солі (в %).

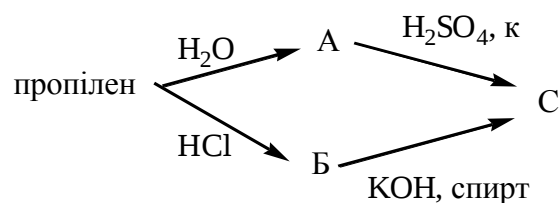
8. Під час випалювання сульфід металу (MeS) масою 48,0 г виділився газ, що повністю прореагував з хлорною водою масою 2,0 кг і масовою часткою хлору 1,775%. Визначте метал. У відповіді вкажіть кількість нейтронів в ядрі його атома.

9. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів біля речовини А в обох рівняннях.

10. Напишіть рівняння таких перетворень:



У відповіді вкажіть суму молекулярних мас $\text{А} + \text{Б} + \text{С}$.

Відповіді задач до варіанта 10: 1 – 98; 2 – 3; 3 – 74; 4 – 266; 5 – 0,2; 6 – 12; 7 – 5; 8 – 35; 9 – 5; 10 – 180,5.

Варіант 11

1. До складу повітря входять: N_2 , O_2 , CO_2 та інертні гази. Який з газів найважливіший для живих організмів? У відповіді вкажіть молекулярну масу його алотропної видозміни.

2. Які солі називаються подвійними? У відповіді вкажіть молекулярну масу солі, що утворюється: $H_3PO_4 + 2KOH + NaOH = \text{Сіль} + 3H_2O$.

3. Які сполуки належать до складних ефірів? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молекулярну масу етилового ефіру оцтової кислоти.

4. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень: $CaC_2 \xrightarrow{H_2O} A \xrightarrow{H_2O, \text{кат.}} B$. У відповіді вкажіть суму молекулярних мас сполук А і В.

5. У трьох пробірках містяться розчини: $Cr(NO_3)_3$, $NaNO_3$, $Fe(NO_3)_3$. Яким з реактивів: $CuSO_4$, HNO_3 чи $NaOH_{розб.}$ можна їх виявити? У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву прореагує з 0,1 моль ферум нітрату. Необхідні рівняння напишіть в іонній формі.

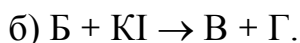
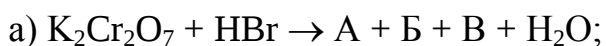
6. Елемент IV групи масою 17,85 г повністю взаємодіє з 6,72 л хлору, виявляючи свою максимальну валентність. Визначте елемент і вкажіть у відповіді кількість протонів в ядрі його атома.

7. Фосфор масою 3,875 г розчинили в концентрованій азотній кислоті. Скільки літрів газу при цьому виділиться?

8. Здійсніть перетворення: $CaCO_3 \xrightarrow{CH_3COOH} A \xrightarrow{t, 80\%} B + CaCO_3$. Речовина В при відновленні утворює вторинний спирт і не дає реакцію срібного дзеркала. У відповіді вкажіть, скільки грамів сполуки В утвориться, якщо $CaCO_3$ було взято 50,0 г і вихід на другій стадії становить 80% від теоретичного.

9. Суміш Fe і FeO масою 10,0 г розчинили в розбавленій нітрат кислоті. Воду випарили і одержали 52,5 г кристалогідрату складу $Fe(NO_3)_3 \cdot 6H_2O$. Визначте склад суміші. У відповіді вкажіть скільки літрів газу при цьому виділилося, якщо вважати, що в обох випадках нітратна кислота відновлюється до NO.

10. Напишіть рівняння реакцій перетворень:



У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів обох рівнянь.

Відповіді задач до варіанта 11: 1 – 48; 2 – 196; 3 – 88; 4 – 70; 5 – 12; 6 – 50; 7 – 14; 8 – 23,2; 9 – 1,9; 10 – 35.

Варіант 12

1. Структура валентного електронного шару елемента $3s^23p^4$. Визначте елемент. У відповіді вкажіть молярну масу його сполуки з магнієм.

2. Які оксиди належать до кислотних? Запишіть і назвіть формули кислотних оксидів елементів другого періоду. У відповіді вкажіть молярну масу солі, що утвориться під час взаємодії оксиду нітрогену (III) і натрій гідроксиду.

3. Неприємний запах зіпсованих (протухлих) продуктів, що містять білки, зумовлений наявністю в них диметиламіну, триметаламіну і сірководню. які утворюються в процесі розкладання білків. Запишіть формули цих сполук і вкажіть суму їх молярних мас.

4. У двох пробірках містяться розчини кальцій та магній хлоридів. Яким з реактивів: AgNO_3 , Ca(OH)_2 чи Na_2CO_3 їх можна відрізнити? Запишіть рівняння в молекулярній і іонній формах, у відповіді вкажіть молярну масу цього реактиву.

5. Здійсніть перетворення: етанол $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$ А $\xrightarrow{\text{HBr}}$ В. У відповіді вкажіть молярну масу продукту В.

6. Знайдіть масу солі, що утвориться, якщо крізь 100 мл розчину калій гідроксиду з масовою часткою KOH 32% і густиною 1,31 г/мл пропустити весь CO_2 , що утворився після спалювання 16,8 л метану.

7. Сорбіт — шестиатомний спирт, використовується як ліки. Його можна одержати відновленням глюкози дигідрогеном. Напишіть цю реакцію, у відповіді вкажіть молярну масу сорбіту.

8. Яка різниця і що спільного між пептидами і білками? Скільки грамів дипептиду можна одержати з 89,0 г аланіну (α -амінопропіонової кислоти) та 75,0 г гліцину (амінооцтової кислоти), якщо вихід реакції становить 75% від теоретичного?

9. Який з елементів найбільш поширений в земній корі: Ca, Na, Al, Fe, Cu? Запишіть його реакції з водою, розчином KOH, хлоридною кислотою. У відповіді вкажіть загальну кількість речовини водню, який виділиться, якщо в кожній реакції бере участь по 1 моль цього металу?

10. Хромокалієві галуни мають склад $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$. Їх готують, пропускаючи сульфур (IV) оксид в підкислений сульфатною кислотою розчин калій дихромату. Скільки грамів галунів можна отримати, якщо калій дихромату взяти 142 г?

Відповіді задач до варіанта 12: 1 – 56; 2 – 69; 3 – 138; 4 – 74; 5 – 109; 6 – 75; 7 – 182; 8 – 108,5; 9 – 4,5; 10 – 378.

Варіант 13

1. Структура валентного електронного шару елемента $2s^2 2p^2$. Визначте елемент, у відповіді вкажіть молярну масу його найпростішої сполуки з Гідрогеном.

2. Які солі належать до основних (гідроксосолей)? Наведіть приклади і назвіть їх. У відповіді вкажіть молярну масу солі, що утвориться під час взаємодії 1 моль $Al(OH)_3$ і 2 моль HCl.

3. Які сполуки належать до карбонових кислот? Яка їх загальна формула? Смак і аромат твердих сирів зумовлений наявністю в них кислот: оцтової, пропіонової, масляної (1-бутанкарбонової). У відповіді вкажіть суму молярних мас цих кислот.

4. Які продукти утворюються під час спалювання аміаку на повітрі за наявності каталізатора? Напишіть рівняння реакції і вкажіть суму коефіцієнтів правої частини рівняння.

5. Розчин нітратної кислоти масою 1,0 кг містить домішку 0,73% хлоридної кислоти. Яким з реактивів: NaNO_3 , AgNO_3 , BaCl_2 можна очистити нітратну кислоту від домішки? У відповіді вкажіть потрібну кількість речовини цього реактиву.

6. Здійсніть перетворення: пропен $\xrightarrow{\text{HCl}}$ А $\xrightarrow{\text{NaOH}}$ В У відповіді вкажіть молярну масу продукту В.

7. Грушова есенція, що використовується для ароматизації солодких напоїв, містить ізопентилацетат (ізоамілацетат). Скільки грамів ізопентилового ефіру оцтової кислоти можна одержати з оцтової кислоти і ізоамілового спирту (3-метил-1-бутанолу), взятих по 0,5 моль кожного, якщо вихід становить 80% від теоретичного?

8. Скільки літрів хлору може увібрати гарячий розчин КОН що має масу 0,5 кг і масову частку КОН 13,44%?

9. Калій нітрат певної маси прожарили, залишок розчинили в воді, підкислили розчином H_2SO_4 і ввели в реакцію з калій перманганатом. На цю взаємодію витратили 158,0 г розчину калій перманганату з масовою часткою KMnO_4 5%. Скільки літрів газу виділилося при прожарюванні калій нітрату?

10. Внаслідок маслянокислого бродіння, що може відбуватися у виробництві вершкового масла, глюкоза перетворюється на масляну (бутанову) кислоту, водень та газ, який викликає помутніння вапняної води. Напишіть рівняння реакції маслянокислого бродіння глюкози. У відповіді вкажіть, скільки мілілітрів (cm^3) газів виділиться, якщо глюкози було 18,0 г, а вихід продуктів реакції становить 50% від теоретичного?

Відповіді задач до варіанта 13: 1 – 16; 2 – 115; 3 – 222; 4 – 10; 5 – 0,2; 6 – 60; 7 – 52; 8 – 13,44; 9 – 1,4; 10 – 4,5.

Варіант 14

1. Які солі називаються кислими? Наведіть приклади і назвіть їх. У відповіді вкажіть молярну масу солі, що утвориться під час взаємодії 1 моль КОН і 1 моль H_3PO_4 .

2. Структура валентного електронного шару елемента $2s^2 2p^4$. Визначте елемент, у відповіді вкажіть молярну масу його сполуки з Титаном.

3. Які вуглеводні називають дієновими? Яка їх загальна формула? У відповіді вкажіть молярну масу 1,3-бутадієну.

4. Закінчіть рівняння реакції: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{Br}_2 =$. У відповіді вкажіть суму коефіцієнтів цього рівняння.

5. На сплав магнію з алюмінієм масою 7,5 г подіяли розчином лугу, при цьому виділилося 3,36 л газу. Скільки грамів магнію було в сплаві?

6. Стічні води з великим вмістом органічних речовин очищають у промисловості біохімічним методом (як називається такий тип бродіння)? Газ, що при цьому утворюється, має густину за киснем 0,5, не знебарвлює бромну воду і використовується як паливо. У відповіді вкажіть, скільки літрів кисню потрібно для спалювання 1,5 моль цього газу?

7. Ртуть, яку одержують у промисловості, містить домішку цинку. Яким з реактивів: ZnCl_2 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ чи AgNO_3 можна очистити ртуть від цинку? У відповіді вкажіть, скільки грамів цього реактиву слід взяти, якщо ртуть містить 0,01 моль цинку?

8. У виробництві пива зерно ячменю замочують у воді і пророщують. При цьому глюкоза окиснюється киснем повітря (дихання клітин). Одним із шляхів її окиснення є окиснення до щавелевої (етандикорбонової) кислоти. Яка кількість речовини глюкози окислилася, якщо утворилося 540 г оксалатної кислоти?



9. На газ, який утворився в результаті каталітичного окиснення 4 моль аміаку, подіяли киснем повітря, продукт останньої реакції розчинили в 288 г

води за наявності кисню. Визначте масову частку розчиненої речовини в одержаному розчині в (%).

10. Розчин ферум (II) сульфату об'ємом 200 мл обробили надлишком розчину КОН. При цьому утворився осад, який під час стояння на повітрі змінив свій колір і масу. Його відфільтрували і прожарили, при цьому одержали 4 г залишку. Визначте молярну концентрацію вихідного розчину ферум (II) сульфату. Відповідь дайте з точністю до сотих часток числа.

Відповіді задач до варіанта 14: 1 – 136; 2 – 80; 3 – 54; 4 – 14; 5 – 4,8; 6 – 67,2; 7 – 3,3; 8 – 16; 9 – 50; 10 – 0,25.

Список рекомендованої літератури

1. *Амірханов В. М. , Білодід О.І. та ін.* Хімія. Завдання і тести. — К.: Школяр. — 2000. — 512 с.
2. *Кузьменко М.Є., Єрьомін В.В.* Хімія: 2400 задач для школярів та абітурієнтів. — Тернопіль: Богдан. — 2001. — 556 с.
3. *Ольга Березан* Збірник задач з хімії. — Тернопіль: Підручники, посібники. — 2004. — 319 с.
4. *Полтель П.П.* Хімія, 9 клас . — К.: Академія. — 2001. — 280 с.
5. *Слєта Л.О., Чорний А.В., Холін Ю.В.* 1001 задача з хімії. — Харків: Ранок. — 2001. — 365 с.
6. *Сухан В.В., Табунська Т.В., Капустян А. Й., Горлач В.Ф.* Посібник для вступників до вузів. — Хімія: К.: Либідь. — 1993. — 400 с.
7. *Хомченко Г.П.* Посібник з хімії для вступників до вузів. — К.: Ваклер. — 1999. — 480 с.