МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Методичні вказівки

до виконання контрольних робіт
з дисципліни «Хімія»
для слухачів заочної форми навчання
підготовчого відділення

Одеса 2013

Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з дисципліни «Хімія» для слухачів заочної форми навчання підготовчого відділення

/Чокан Л.О. – Одеса: ОДЕКУ, 2013 – с.121/

ЗМІСТ

ЗМІСТ…… 3
ПЕРЕДМОВА…….. 5
ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ І ОФОРМЛЕННЯ КОНТРОЛЬНИХ РОБІТ…… 7
I ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ……. 8
1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ……. 8
1.1 Основні поняття хімії…… 8
1.2 Основні закони хімії……. 9
2. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА…….. 14
3.1 Будова атома……. 14
3.2 Періодичний закон Д.І. Менделєєва…….. 17
3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК……. 22
4. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ…… 26
5. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ…….. 28
6. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ…….. 31
7. РОЗЧИНИ…… 38
7.1 Способи вираження концентрації розчинів……... 40
7.2 Приклади рішення розрахункових задач…… 41
7.3 Електролітична дисоціація…….. 45
7.4 Гідроліз солей…… 50
8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ…….. 52
8.1 Електроліз…….. 56
II ОРГАНІЧНА ХІМІЯ…… 59
9. ВУГЛЕВОДНІ…….. 60
9.1 Алкани……. 63
9.2 Циклоалкани (циклопарафіни)……. 66
9.3 Алкени……. 68
9.4 Алкіни……. 72
9.5 Бензол та його гомологи…… 77
10. ОКСИГЕНОВМІСНІ СПОЛУКИ……... 81
10.1 Спирти……. 81
10.2 Альдегіди…… 86
10.3 Карбонові кислоти……. 92
10.4 Естери……. 97
ЗАВДАННЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНИХ РОБІТ……. 107
Завдання для контрольниї роботи №1……... 107
Завдання для контрольниї роботи №2…… 108
Завдання для контрольниї роботи №3…… 109
Завдання для контрольниї роботи №4…… 111
Завдання для контрольниї роботи №5……... 113

Завдання для контрольниї роботи №6…….. 115
Завдання для контрольниї роботи №7…….. 118
ЛІТЕРАТУРА…….. 120

ПЕРЕДМОВА

Методичні вказівки містять основні питання матеріалу з хімії, що вивчається в середній школі: основні поняття і закони хімії, питання будови речовини, один з найважливіших розділів хімії – періодичний закон Д.І. Менделєєва, основні поняття теорії хімічного зв’язку, основні закономірності перебігу хімічних процесів, розчини, окисно-відновні процеси, вуглкводні, оксигеновмісні органічні сполуки, естери.

Основною метою методичних вказівок є допомога слухачам заочної форми навчання факультету довузівської підготовки повторювати розділи хімії і успішно виконати контрольні роботи.

Цей збірник методичних вказівок для слухачів заочної форми навчання довузівської підготовки складається з передмови, змісту та зрозділів: «Основні поняття і закони хімії», «Будова атома. Реріодичний закон Д.І. Менделєєва», «Хімічний зв'язок», «Типи хімічних реакцій», «Енергетика хімічних перетворень», «Швидкість хімічних реакцій», «Розчини», «Окисно-відновні процеси», «Теорія Бутлерова», «Вуглеводні», «Оксигеновмісні органічні сполуки».

Для полегшення виконання контрольних робіт на початку кожного розділу наведено короткий виклад найважливіших питань теорії, подано приклади розв’язування типових задач.

Після засвоєння необхідних розділів слухачі повинні знати:

- сучасний стан атомно-молекулярного вчення;
- основні закони хімії (закон збереження маси речовини, закон Авогадро);
- основні структурні елементи періодичної системи елементів: період, група, підгрупа;
- визначення понять «хімічний зв'язок», «електронегативність»;
- типи хімічного зв’язку;
- основні положення теорії розчинів;
- основні положення теорії електролітичної дисоціації;
- визначення понять «окисник», «відновник», «відновлення», «окиснення»;
- визначення понять «електроліз», «електрод»;
- гомологічні ряди вуглеводнів;
- фізичні та хімічні властивості спиртів, карбонових кислот;
- реакцію естерифікації.

На основі одержаних знань слухачі повинні вміти:

- використовувати закон Авогадро та висновки з нього для вирішення розрахункових задач;
- водити розрахунки за хімічними рівняннями;
- характеризувати хімічний елемент за його положенням в періодичній системі;

- пояснювати природу хімічного зв’язку, на прикладах пояснювати механізм його утворення;
- передбачати теплові ефекти реакцій;
- розрахувати склад розчину за кількістю розчиненої речовини, масою розчинника і масою розчину;
- записати рівняння реакцій між речовинами-електролітами у молекулярній, йонно-молекулярній та йонній формах;
- писати окисно-відновні реакції та врівнювати їх методом електронно-йонного балансу;
- застосовувати основні положення теорії Бутлерова для пояснення залежності від властивостей органічних речовин від хімічної будови;
- складати структурні формули ізомерів органічних речовин;
- характеризувати хімічні та фізичні властивості органічних речовин;
- розкривати генетичний зв'язок між вуглеводніми, спиртами, альдегідами та карбоновими кислотами, записувати рівняння взаємних перетворень.

ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ І ОФОРМЛЕННЯ КОНТРОЛЬНИХ РОБІТ

Кожна письмова контрольна робота виконується слухачем самостійно і надсилається в університет, або здається в деканат у термін, який визначений навчальним графіком. Кожна контрольна робота має бути виконана в окремому зошиті чітким почерком. При оформленні задач треба обов'язково писати умови, рішення і відповідь. Відповіді на теоретичні питання повинні бути повними та конкретними. Для зауважень рецензента необхідно залишити поля. Обов'язково номера, умови і рішення завдань слід приводити в тому порядку, в яком вони вказані в варіанті.

У випадку незаліку контрольну роботу треба виконати заново, виправити помилки, після чого надіслати на повторне рецензування разом з не залікованою роботою.

Щоб визначити номер вашого варіанту, треба знайти в таблиці букву, з якої починається ваше прізвище та ім'я, потім знайти суму відповідних їм цифр – це буде номер варіанту. Приклад: Дегтярьов Сергій Д-1, С- 1,

1 +1 = 2 – номер варіанту.

Таблиця варіантів

1	А, Д, Ж, В, І, Л, Н, П, С, У, Х, Ч, Щ, Я
2	Б, Г, Є, З, К, М, О, Р, Т, Ф, Ц, Ш, Ю

Варіанти контрольних робіт

Номер варіанту	Номера завдань			
	Контрольна робота № 1	Контрольна робота № 2	Контрольна робота № 3	Контрольна робота № 4
1	1; 4; 7; 10; 13	16; 19; 22; 25; 28	31;34;37;40;43	46;49;52;55;58
2	2; 5; 8; 11; 14	17; 20; 23; 26; 29	32;35;38;41;44	47;50;53;56;59
3	3; 6; 9; 12; 15	18; 21; 24; 27; 30	33;36;39;42;45	48;51;54;57;60

Номер варіанту	Номера завдань		
	Контрольна робота № 5	Контрольна робота № 6	Контрольна робота № 7
1	61; 64; 67; 70; 73	76; 79; 82; 85; 88	91;94;97;100;103;106
2	62; 65; 68; 71; 74	77; 80; 83; 86; 89	92;95;98;101;104;107
3	63; 66; 69; 72; 75	78; 81; 84; 87; 90	93;96;99;102;105;108

І ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1 Основні поняття хімії

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини.

Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента (H_2, CL_2, N_2, Cu), а молекули складних речовин – з атомів різних елементів (H_2SO_4, N_2O, $Ba(OH)_2$, K_3PO_4).

Атом – це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

Хімічний елемент – це певний вид атомів. Найважливіша ознака атомів одного хімічного елемента – однаковий позитивний заряд ядра атома.

Відносна молекулярна маса (M_r) – це число, яке показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше від 1/12 частини маси атома Карбону -12.

Відносне число атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яка називається кількістю речовини.

Кількість речовини виражається в молях.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012, кг Карбону ^{12}C.

Число структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають *сталою Авогадро* (числом Авогадро)

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

1 моль будь-якої речовини містить

$$6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \text{ структурних частинок}$$

Молярною масою речовини називають масу, взятої в кількості один моль (М, г/моль).

Кількість речовини можна визначити за формулами::

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

де ν - кількість речовини (моль);
N – кількість атомів, молекул
N_A – стала Авогадро (моль$^{-1}$)

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

де m – маса речовини (г)
M – молярна маса речовини (г/моль)

1.2 Основні закони хімії

Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакове число молекул.

Оскільки моль будь-якої речовини містить однакову кількість структурних частинок, то їхні об'єми в газуватому стані за однакових умов будуть однакові. За нормальних умов (Р = 101325 Па, t = 0^0С) 1 моль будь-якого газу займає об'єм

$$V_m = 22{,}4 \cdot 10^{-3}\ м^3/моль = 22{,}4\ дм^3/моль$$

Звідси маємо $\nu = \frac{V}{V_m}$,

де ν - кількість речовини (моль)
V – об'єм газу ($дм^3$(л), $м^3$)
V_m – мольний об'єм газу

Маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов відносяться між собою як їхні мольні маси:

$$Д = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де $Д$ – відносна густина газу (першого за другим), величина безрозмірна
m_1 і m_2 – маси газів, які порівнюються (г)
M_1 і M_2 – молярні маси газів (г/моль)

Найчастіше відносну густину газів виражають за повітрям ($М_{пов.}$= 29 /моль)

$$Д_{пов.} = \frac{M}{M_{пов.}} = \frac{M}{29}$$

Закон збереження маси: маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

Незмінним при хімічних перетвореннях залишається склад речовин, тобто сума атомів кожного елемента в хімічних реакціях – величина стала. Це твердження є основною для складання рівнянь хімічних реакцій, розрахунків за ними кількостей реагентів і продуктів реакції.

Закон сталості складу: хімічна сполука має сталий якісний та кількісний елементний склад незалежно від способу та умов її одержання.

Цей закон є підставою для вираження складу хімічних сполук за допомогою хімічних формул і розрахунків за ними. Закон сталості складу має суттєві обмеження і спроваджується лише для тих сполук, які в кожному агрегатному стані мають молекулярну структуру.

Закон кратних відношень: при утворенні кількох хімічних сполук з двох елементів різні кількості одного з елементів, що припадають на однакову кількість другого елемента, перебувають між собою у відношенні цілих чисел.

Закон справедливий тільки для тих речовин, які мають молекулярну будову. Наприклад, в оксидах N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5 на 14г маси Нітрогену припадає відповідно 8, 16, 24, 32, 40г Оксигену, які перебувають у відношенні цілих чисел 1:2:3:4:5. Якщо ж сполука у твердому стані не має молекулярної будови, то кількості одного елемента, що сполучаються з однією і тією ж кількістю іншого елемента, можуть відноситися між собою як дробові числа.

***Закон об'ємних відношень*:** у хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів і продуктів реакції) відносяться між собою, як невеликі числа.

Цей закон є основою для розрахунків об'ємів газуватих речовин за хімічними рівняннями. Наприклад, в реакції

$$\underset{1\text{ моль}}{N_2} + \underset{3\text{ моль}}{3H_2} = \underset{2\text{ моль}}{2NH_3}$$

Один об'єм азоту взаємодіє з трьома об'ємами водню, в результаті реакції утворюються два об'єми амоніаку.

Приклад 1.

Визначити кількість речовини і число молекул у 28г сульфатної кислоти

Розв'язок: Визначимо, скільки молів H_2SO_4 відповідає 28г її

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{28}{98} = 0,285 \text{ моль}$$

$$M(H_2SO_4) = 1\cdot 2 + 32 + 16\cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

визначимо, скільки молекул H_2SO_4 міститься в ї 0,285 моль

$$V = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = V \cdot N_A = 0,285 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,72 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Приклад 2.

Яку масу сірки потрібно взяти, щоб у ній було стільки ж атомів, скільки їх міститься в залізі масою 3,08г?

Розв'язок. Визначимо, скільки молів відповідає 3,08г заліза

$$\nu_{(Fe)} = \frac{m}{M} = \frac{3,08}{56} = 0,055 \text{ ,моль}$$

якщо $\nu_{(Fe)} = \nu$ (S) $N_{(Fe)} = N_{(S)}$ тому що $N = \nu \cdot N_A$.

Визначимо, яку масу сірки потрібно взяти, щоб у ній була однакова кількість атомів з залізом

$$M\ (S) = \nu \cdot M = 0,055 \cdot 32 = 1,76\text{г}$$

Приклад 3. Який об'єм займає водень масою 0,5 кг?

Розв'язок. Визначимо, скільки молів H_2 відповідає його 0,5 кг (500г)

$$\nu_{(H_2)} = \frac{m}{M} = \frac{500}{2} = 250 \text{ моль}$$

визначимо, який об'єм займають 250 моль водню

$$\nu = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V(H_2) = \nu \cdot V_m = 250 \cdot 22,4 = 5600 \text{ дм}^3 = 5,6 \text{ м}^3$$

Приклад 4. Газ, що займає 1,5л (н.у.), має масу 4,29г. Яка мольна маса цього газу.

Розв'язок: знаходимо кількість речовин газу

$$\nu_{газу} = \frac{V}{V_m} = \frac{1,5}{22,4} = 0,067\text{моль},$$

визначимо мольну масу газу

$$\nu = \frac{m}{M_{газу}} \Rightarrow M_{газу} = \frac{4,29}{0,067} = 64\text{г/моль}$$

Приклад 5. Густина газу за повітрям 0,138, яка густина цього газу за воднем?

Розв'язок: знаходимо мольну масу газу

$$Д_{пов.} = \frac{M_{газу}}{M_{пов}} \Rightarrow M_{газу} = Д_{пов.} \cdot M_{пов.} = 0,138 \cdot 29 = 4\text{г/моль},$$

знаходимо відносну густину газу за воднем

$$Д_{H_2} = \frac{M_{газу}}{M_{H_2}} = \frac{4}{2} = 2$$

Приклад 6. Залізо масою 6,72г спалили в хлорі. Обчисліть масу хлориду феруму (III), що утворився при цьому, і об'єм хлору, що вступив у реакцію.

Розв'язок: записуємо рівняння реакції

$$\underset{2\text{ моль}}{2Fe} + \underset{3\text{ моль}}{3Cl_2} = \underset{2\text{ моль}}{2Fe\,Cl_3}$$

визначаємо кількість речовин заліза яку спалили

$$\nu_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{6,72}{56} = 0,12 \text{ моль},$$

із рівняння реакції – із 2 моль заліза утворюється 2 моль $FeCl_3$

$$\nu\ (Fe) = \nu\ (Fe\ Cl_3),$$

знаходимо масу $FeCl_3$

$$\nu = \frac{m}{M} \Rightarrow m(FeCl_3) = \nu \cdot M = 0,12 \cdot 162,5 = 19,5 \text{ г}$$

$$M(FeCl_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5 \text{ г/моль}$$

Із рівняння реакції – 2 моль заліза реагує з 3 моль хлору

$\frac{\nu_{(Fe)}}{\nu_{(Cl_2)}} = \frac{2}{3}$, спалили 0,12 моль заліза, тоді у реакцію вступило хлору

$$\frac{2}{3} = \frac{0,12}{x} \quad x = \frac{0,12 \cdot 3}{2} = 0,18 \text{моль}$$

Визначаємо об'єм хлору

$$\nu_{(Cl_2)} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V\left(Cl_2\right) = \nu \cdot V_m = 0,18 \cdot 22,4 = 4,032 \text{ дм}^3$$

В умові деяких задач вказується, що одну з реагуючих речовин дано в надлишку. У таких задачах кількість продукту розраховують за масою чи

об’ємом речовини, яка в процесі реакції витрачається повністю, тобто за речовиною, що перебуває в недостачі.

Приклад 7. У розчин, який містить сульфатну кислоту масою 11,76 г занурили кусочок алюмінію масою 3,24г. Скільки сульфату алюмінію утворилось?

Розв’язок: записуємо рівняння реакції

$2Al$	+	$3H_2SO_4$	=	$Al_2(SO_4)_3$	+	$3H_2\uparrow$
2 моль		3 моль		1 моль		3 моль

Для визначення речовини, що перебуває в недостачі, обчислюємо кількості вихідних речовин, складаємо мольні відношення цих вихідних речовин та порівнюємо отримані результати

$$\frac{\nu(Al)}{\nu(H_2SO_4)} = \frac{2}{3}$$

$$\nu = \frac{m}{M} \quad \nu(Al) = \frac{3,24}{27} = \text{моль}$$

$$\nu(H_2SO_4) = \frac{11,76}{98} = 0,12\text{моль}$$

$$M\,(H_2SO_4) = 1\cdot 2 + 32 + 16\cdot 4 = 98\ \text{г/моль}$$

$$\frac{\nu(Al)}{\nu(H_2SO_4)} = \frac{2}{3} = \frac{0.12}{x}$$

$$\nu(H_2SO_4) = \frac{0,12\cdot 3}{2} = 0,18\ \text{моль}$$

Для реакції 0,12 моль алюмінію необхідно 0,18 моль H_2SO_4, а за умовою задачі дано 0,12 моль, отже H_2SO_4, взято в недостачі. Масу $Al_2(SO_4)_3$ обчислюємо за кількістю H_2SO_4

$$\frac{\nu(H_2SO_4)}{\nu(Al_2(SO_4)_3)} = \frac{3}{1} = \frac{0,12}{x}$$

$$\nu(Al_2(SO_4)_3) = \frac{0,12}{3}0,04\ \text{моль}$$

$$m = \nu\cdot M \qquad m(Al_2(SO_4)_3) = 0,04\cdot(27\cdot 2 + 3(32 + 16\cdot 4)) = 13,68\,\text{г}$$

2 БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

2.1 Будова атома

Атоми хімічних елементів складаються з позитивно зарядженого ядра (містить протони (визначають його позитивний заряд), та нейтрони) і негативно заряджених електронів, розміщених на певних енергетичних рівнях навколо ядра. Електрон має двоїсту, корпускулярно – хвильову природу, з одного боку, електрони як частки мають певну масу та заряд, з іншого – потік електронів, що рухаються, супроводжується хвильовими явищами (наприклад, дифракцією). Електрон в атомі не має траєкторії руху, квантова механіка розглядає ймовірність перебування електрона в просторі навколо ядра. Електрон, який швидко рухається, може перебувати у будь-якій частині простору, що оточує ядро, і різні положення його розглядаються як електронна хмара з певною, густиною негативного заряду. Простір навколо ядра, в якому перебування електрона найімовірніше, називається орбіталлю.

Для характеристики стану електрона в атомі використовують чотири квантові числа: n – головне квантове число, яке визначає енергетичний рівень та відстань до найбільш імовірної зони знаходження електрона в атомі (n – ціле число, означає номер рівня, набуває значень n = 1, 2, 3. ;….).

Число енергетичних рівнів в атомі, заповнених електронами, чисельно дорівнює номеру періоду, в якому перебуває елемент. Найбільше число електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера рівня, тобто $2n^2$ (n – номер рівня, який рахують від ядра): I період – один енергетичний рівень, максимально два електрона.

II період – два енергетичних рівня, максимально 8 електронів

III період – три рівня – максимально 18 електронів, т.д.

ℓ - орбітальне (побічне або азимутальне) квантове число характеризує енергію електрона на підрівні та форму електронної орбіталі (електронним підрівнем називають сукупність електронів даного рівня з однаковим значенням орбітального квантового числа - ℓ)

ℓ = 0; 1; 2; 3;…, позначають S, p, d, f – кількість підрівнів у кожному рівні дорівнює номеру рівня: при n = 1 може бути лише один підрівень ℓ = 0 (S – орбіталь) при n = 2 – 2 підрівні ℓ = 0 (S – орбіталь)

ℓ = 1 (p – орбіталь) і т.д.

m_ℓ - магнітне квантове число, яке визначає розташування електронних орбіта лей у просторі, набуває всіх цілочислових значень від +ℓ до - ℓ , кожному значенню ℓ відповідає 2 ℓ + 1 можливих значень m_ℓ, які визначають кількість орбіталей, на цьому рівні

$\ell = 0$	$m_e = 0$	тільки S – орбіталь
$\ell = 1$	$m_e = -1; 0; +1$	три p – орбіталі
$\ell = 2$	$m_e = -2; -1; 0; +1; +2$	п’ять - d орбіталей

m_s – спинове квантове число, яке характеризує власний магнітний момент електрона, можливі два значення +1/2; - ½;↑↓. У багато електронних атомах електронні оболонки формуються з обов’язковим дотриманням таких основних принципів: принципу мінімуму енергії, принципу Паулі; правила Гунда.

Згідно з принципом мінімуму енергії в атомі, що перебуває у не збудженому стані, електрони займають вакантні орбіталі з найменшою енергією.

Принцип (або заборона) Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел.

Це означає, що на одній орбіта лі (в енергетичній комірці) може знаходитись не більше двох електронів, які характеризуються протилежними значеннями спинового квантового числа (m_s).

Правило Гунда: електрони на орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне число було максимальним.

Наприклад, якщо на p – підрівні перебувають два електрони, можна припустити

а) | ↑ | ↑ | | б) | ↑↓ | | | в) | ↑ | ↓ | |

$$\sum m_s = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1 \qquad \sum m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0 \qquad \sum m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0$$

Найстійкішим, буде стан коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін. Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіта лей дають головне (n) та орбітальне (ℓ) квантові числа, у зв’язку з цим можна сформулювати правила, що визначають послідовність заповнення підрівнів електронами (правила Клечковського):

перше правило – спочатку заповнюються підрівні, в яких сума головного й орбітального ($n + \ell$) квантових чисел є найменшою;

друге правило – якщо ж для кількох підрівнів сума квантових чисел ($n + \ell$) однакова, то у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n.

Підраховуючи суми ($n + \ell$) для усіх підрівнів, отримуємо черговість заповнення орбіта лей у атомах:

$$1S^2 \rightarrow 2S^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3S^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4S^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5S^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6S^2 \rightarrow 4f^{14} \rightarrow 5d^{10} \rightarrow 6p^6 \rightarrow 7S^2 \rightarrow 5f^{14} \rightarrow 6d^{10} \ldots$$

Наприклад розглянемо використання правила Клечковського для визначення розподілу електронів за орбіталіми для Калію – К (№ 19) і Скандію – Sc (№ 21).

1. При розподілі електронів за орбіталями в атомі Калію у відповідності з правилом Клечковського перевага віддається орбіталі 4S (сума квантових чисел (n + ℓ) дорівнює 4 + 0 = 4) порівняно з орбіталлю 3d (сума квантових чисел (n + ℓ) дорівнює 3 + 2 = 5), як орбіта лі, що має мінімальне значення (n + ℓ).

Отже для атома К : $1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^1$

2. Елемент Кальцій №20, що стоїть перед Скандієм, має такий розподіл електронів за орбіталями: $1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^2$.

З орбіталей 3d (n + ℓ дорівнює 3 + 2 = 5) і 4p (n + ℓ дорівнює 4 + 1 = 5) при розподілі електронів в атомі Скандію перевагу слід віддати орбіталі 3d як орбіталі що має мінімальне значення n = 3 при однакових сумах квантових чисел (n + ℓ), які дорівнюють 5.

Скандій характеризується таким розподілом електронів за орбіталями: $1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^2\ 3d^1$.

Структуру електронних оболонок можна зобразити за допомогою електронних, або квантових комірок – графічних електронних формул. Кожна така комірка позначається кліткою: клітка – орбіталь, стрілка – електрон, напрямок стрілки – напрямок спіну, вільна клітинка – вільна орбіталь, яку може займати електрон при збудженні. Знаючи будову електронних шарів, можна уявити структуру всієї електронної оболонки атома. Заповнюються вони згідно з певними правилами.

1. Електрони заповнюють електронні шари по мірі ослаблення притягання до ядра (від 1-го до наступних).

2.. Заповнення електронами орбіта лей кожного шару відбувається також по мірі ослаблення зв’язку з ядром: спочатку заповнюються S – орбіталі потім наступні.

3. На кожній орбіталі може знаходитися не більше двох електронів.

4. Електрони заповнюють спочатку по одному, а якщо число електронів більше, ніж число орбіталей, то по два (у цьому випадку утворюються електронні пари).

Наприклад, в атомі Гелію (№ 2) $1S^2$

1 ↑↓

Електрони розміщуються на першому енергетичному рівні, у своєму русі утворюють сферичну хмару.

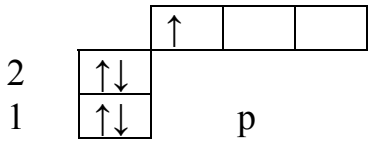
В атомі Берилію (№ 4) $1S^2\ 2S^2$

2 ↑↓

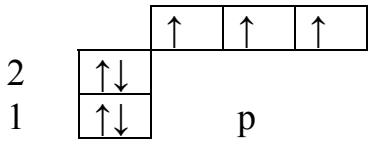
1 ↑↓

Третій і четвертий електрони розміщуються на другому енергиточному рівні, утворюють також сферичну хмару, але більшого розміру.

В атома Бору (№ 5) $1S^2\ 2S^2\ 2p^1$ п'ятий електрон займає р – орбіталь



В атомі Нітрогену (№ 7) $1S^2\ 2S^2\ 2p^3$



2.2 Періодичний закон Д.І.Менделєєва

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І.Менделєєва: властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів.

У зв'язку з періодичним законом було уточнено поняття елемента як сукупності атомів з однаковим зарядом ядра, визначимо місце ізотопів у періодичній системі: оскільки це атоми одного й того самого елемента (однаковий заряд ядра) з аналогічними хімічними властивостями, то їх помістили в одну клітинку системи.

Періодичний закон – один із фундаментальних законів природи, він є основою всієї хімічної науки.

Періодична система елементів – це графічне зображення періодичного закону.

Структура періодичної системи: кожний період (горизонтальний ряд елементів), крім першого починається з лужного металу та закінчується інертним газом. Лужні метали легко віддають один електрон, набуваючи, заряду +1. Можна припустити, що у лужних металів починається забудова нового енергетичного рівня, на якому з'являється один електрон. Період починається заповненням нового енергетичного рівня , а елементи одного й того самого періоду мають однакове число енергетичних рівнів. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами.

Оскільки забудова енергетичного рівня починається з S – то першим у кожному періоді є елемент, у якого починає заповнюватися nS –підрівень (n – номер періоду) , а останнім елемент, у якого закінчується заповнення

np – підрівня (крім першого, оскільки 1p – підрівень не існує). Підрівні , що містяться між nS – і np - , визначаються за правилом Клечковського.

Відповідно з послідовності заповнення підрівнів електронами, яка визначається сумою квантових чисел (n + ℓ), можна виділити підрівні, що є валентними для елементів кожного періоду.

Валентні підрівні у кожному періоді, їх заповнення електронами та кількість елементів у періодах:

Номер періоду (n)	Валентні підрівні	Кількість елементів у періоді	З них			
			S – елементів	P – елементів	d – елементів	f – елементів
1	$1S^2$	2	2	-	-	-
2	$2S^2\ 2p^6$	8	2	6	-	-
3	$3S^2\ 3p^6$	8	2	6	-	-
4	$4S^2 3d^{10} 4p^6$	18	2	6	10	-
5	$5S^2 4d^{10} 5p^6$	18	2	6	10	-
6	$6S^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	32	2	6	10	14
7	$7S^2\ 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$	32	2	6	10	14

Число елементів у періоді відповідає числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді.

Наприклад, в першому періоді забудовується електронами 1S – підрівень, тому тут можуть бути тільки 2 елементи: у одного з яких – один електрон ($1S^1$), у другого – 2 електрони ($1S^2$), аналогічно визначається число елементів і в інших періодах (див.табл..). Залежно від того, який підрівень у атома забудовується електронами, розрізняють S -, p -,d –і f – елементи. На початку кожного періоду містяться два S – елементи, в кінці – шість p – елементів. Між ними у великих періодах розташовуються d і f – елементи.

Схожість хімічних властивостей елементів пов’язана з періодичним повторенням будови валентних підрівнів (на остатньому та передостанньому рівнях). У типових елементів (елементи II і III – го періодів) заповнюються електронами S – і p – підрівні зовнішнього енергетичного рівня. Таку ж електронну будову, а отже і властивості мають те елементи великих періодів, у яких також заповнюються nS – і np – підрівні. Усі ці елементи (n – і p-) належать до головних підгруп. Вертикальні стовпці таблиці – групи, кожна група поділена на головну і поточну підгрупи. Побічні підгрупи складають d –і f – елементи, вони не мають аналогів серед типових елементів, оскільки у них іде забудова d – або f – підрівня.

Номер групи у світлі вчення про будову атома, як правило, відповідає числу електронів на валентних підрівнях. У елементів головних

підгруп – це сума електронів на S – і p – підрівнях зовнішнього енергетичного рівня, так атоми, в яких будова зовнішнього рівня виражається формулами nS^1? nS^2 nS^2np^1… nS^2np^6, належать відповідно до I, II, III,…VIII груп.

У елементів побічних підгруп валентними є d – підрівень передостаннього рівня і S – підрівень зовнішнього енергетичного рівня. У першого d – елемента Скандію на валентних підрівнях перебувають три електрони – $3d^14S^2$, і він належить до III групи. Титан …$3d^24S^2$ і Ванадій …$3d^34S^2$ належать відповідно до IV і V груп. Розміщеному далі Хрому повинна відповідати електронна конфігурація …$3d^44S^2$, але один електрон з енергетично вигіднішого 4S – підрівня переходить на 3d – підрівень, такий перехід електрона називають «провалом» або «проскоком». В результаті виникає електронна конфігурація …$3d^54S^1$, провал електрона для Хрому пояснюється тим, що наполовину заповнені підрівні енергетично більш стійких. Оскільки провал електрона не змінює загального числа електронів, хром належить до VI групи.

Будова атомів зумовлює такі закономірності. У періодах:

- зліва направо послаблюються металеві і посилюються неметалеві властивості, послаблюються відновні та посилюються окислювальні властивості;
- радіус атома зменшується зліва направо, а при переході від одного період до іншого збільшується.

У підгрупах:

- з ростом порядкового номера елемента (зверху донизу) посилюються металеві властивості і послаблюються неметалеві; посилюються відновні та зменшуються окислювальні властивості.

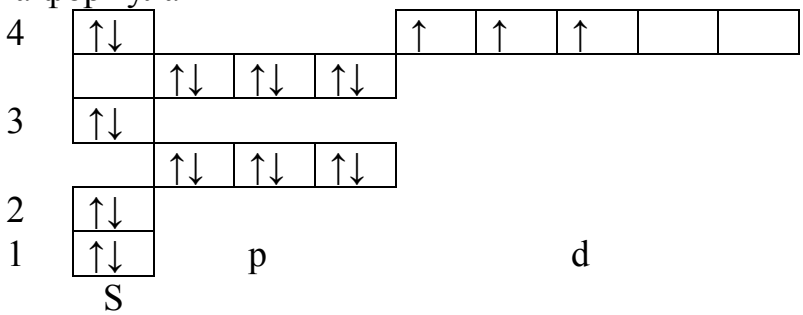
Приклад 1

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

За періодичною системою визначаємо, що елемент з порядковим номером 23 розміщується в IV періоді і в побічній підгрупі V групи.

Цей елемент – Ванадій V, електронна формула $1S^2$ $2S^2$ $2p^6$ $3S^2$ $3p^6$ $4S^2$ $3d^3$, отже Ванадій – d – елемент.

Графічна формула



Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окислення +2, при цьому він утворює оксид VO і гідроксид $V(OH)_2$, що виявляють основні властивості. Газоподібних водневих сполук Ванадій не утворює, оскільки розміщений в побічній підгрупі.

Атом Ванадію може також віддавати електрони з d – підрівня пре достатнього енергетичного рівня (3 електрони) і, таким чином виявляти вищий ступінь окислення +5 (що чисельно дорівнює номеру групи, в якій розташований елемент), оксид V_5O_5 – кислотний, йому відповідає нестійка мета ванадієва кислота HVO_3 (її солі – ванадати – стійкі сполуки).

Приклад 2.

Який з елементів – Літій чи Калій – має більш виражені металічні властивості?

Записуємо будову електронних оболонок атомів Літію і Калію

Li $1S^22S^1$

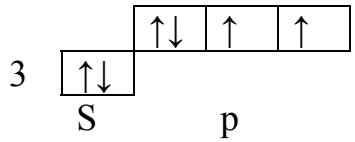
K $1S^22S^22p^63S^23p^64S^1$

Як бачимо, обидва атоми на зовнішньому енергетичному рівні мають по одному електрону. Однак у атома Калію зовнішній електрон розташований далі від ядра (на 4-му енергетичному рівні, а у Літію на другому), отже, легше відривається. Оскільки металічні властивості зумовлені здатністю віддавати електрони, вони сильніше виражені в Калію.

Приклад 3.

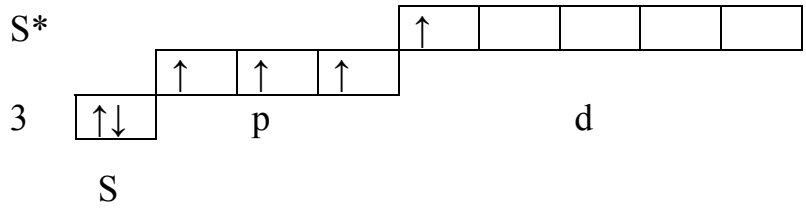
Записати електронні формули атома Сульфуру у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Електронна формула Сульфуру $1S^22S^22p^63S^23p^4$, валентні електрони $…3S^23p^4$ їх можна відобразити графічно



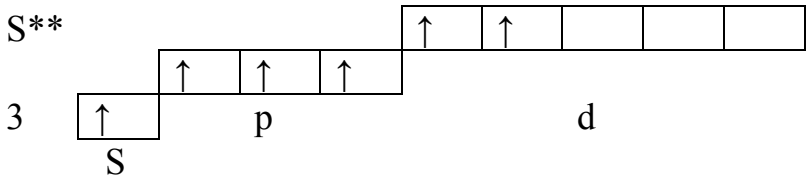
Бачимо, що на 3p – підрівні є 2 неспарених електрони, коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Гідрогену (H_2S), він приєднує 2 електрони атомів Гідрогену, його електронна формула має вигляд $1S^22S^22p^63S^23p^6$ - S^{-2}, його валентність 2.

Коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Оксігену (SO_2), то в атомі Сульфуру спарені p – електрони розпарюються, ідуть на d підрівень, як більш високий



маємо 4 неспарених електрона – валентність Сульфуру 4, електронна формула $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^3 3d^1$.

В молекулах SO_3, H_2SO_4, атом Сульфуру має валентність 6, тому що S – електрони теж розпаруються.



Електронна формула $1S^2 2S^2 2p^6 3S^1 3p^3 3d^2$

Приклад 4.

Які властивості оксидів та гідроксидів Сульфуру та Мангану?

Сульфур – порядковий номер № 16, електронна формула $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^4$ валентні електрони знаходяться на зовнішньому III рівні $3S^2 3p^4$. Сульфур може їх всі віддати, тоді S^{+6} $1S^2 2S^2 2p^6 3S^0 3p^0$

SO_3 – кислотний оксид, йому відповідає H_2SO_4 – сульфатна кислота.

Може віддати тільки $3p^4$ електрони, тоді S^{+4} $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^0$

SO_2 – кислотний оксид, йому відповідає

H_2SO_3 – сульфітна кислота.

Манган, порядковий номер №25, електронна формула $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 4S^2 3d^5$.

Валентні електрони знаходяться на IV і III рівнях …$4S^2 3d^5$.

Манган може всі їх віддати – Mn^{+7} $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 4S^0 3d^0$.

Mn_2O_7 – кислотний оксид, йому відповідає $HmnO_4$ – кислота.

Може віддати тільки 4 електрони Mn^{+4} $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 4S^0 3d^3$.

MnO_2 – амфотерний оксид – $Mn(OH)_4$ або H_2MnO_3, амфотерний.

Може віддати тільки 2 електрони Mn^{+2} $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 4S^0 3d^5$

MnO – основний оксид – $Mn(OH)_2$ – основа.

Приклад 5.

Визначити, до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так … $3p^6 3d^5 4S^2$. Пояснити які властивості він має: металеві, чи неметалеві.

Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить …$3p^6 4S^2 3d^5$ тобто останній електрон заповнює d – підрівень. Тому цей елемент відноситься до d – родини.

Цифра 4 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 4, кількість валентних електронів (…$4S^2 3d^5$): 2 + 5 = 7 позначає номер групи 7, елемент належить до d – родини, знаходиться у побічній підгрупі (елементи s – і p – родин належать до головних підгруп, а елементи d – і f – родин до побічних підгруп). Цей елемент – Манган № 25.

Манган знаходиться у 4 періоді, 7 групі, побічній підгрупі періодичної системи Менделєєва, має електронну формулу $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 4S^2 3d^5$, для нього характерні металеві властивості.

Приклад 6.

Напишіть електронні формули атомів Хлору і Стронцію, а також іонів Cl^- та Sr^{2+}

Cl $1S^22S^22p^63S^23p^5$, валентні електрони …$3S^23p^5$,

Cl^- …$3S^23p^5 + \bar{e} \rightarrow$ …$3S^23p^6$

Cl^- $1S^22S^22p^63S^23p^6$

Sr $1S^22S^22p^63S^23p^64S^23d^{10}4p^65S^2$

валентні електрони …$5S^2$, тому

Sr^+ …$5S^2 - \bar{e} \rightarrow$ …$5S^0$

Sr^{2+} $1S^22S^22p^63S^23p^64S^23d^{10}4p^6$

Приклад 7.

Визначити хімічний елемент за такими даними: належить до V групи періодичної системи елементів. Відносна молекулярна маса вищого оксиду елемента дорівнює 230.

Елемент належить до V групи, отже формула вищого оксиду: E_2O_5, позначимо відносну атомну масу елементу - х, тоді відносна молекулярна маса оксиду $Mr(E_2O_5) = 2 \cdot x + 16 \cdot 5$

$2x + 80 = 230$

$2x = 150$

$x = 75$

відносна атомна маса 75 у Арсену.

3.ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Серед індивідуальних хімічних речовин, що поділяються на прості та складні, простих порівняно небагато. Але й серед простих речовин тільки благородні гази складаються з хімічно не зв'язаних один з одним атомів. Вільні атоми решти елементів можуть взаємодіяти між собою, утворюючи складніші частинки, які найчастіше поділяють на три типи: молекули, іони та вільні радикали. Існування таких частинок є наслідком утворення між атомами хімічних зв'язків.

В.Коссель та Г.Льюіс, 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 восьми електронної конфігурації зовнішнього електронного шару, втрачаючи або приєднуючи електрони під час утворення сполук у ході хімічної реакції (правило октету). Атоми не багатьох легких елементів здатні створювати сполуки, набуваючи конфігурацію гелію з двома електронами на зовнішньому шарі.

Утворення стійкої електронної конфігурації може відбуватися багатьма способами і призводити до молекул з різною будовою, тому розрізняють декілька типів хімічного зв'язку: іонний, ковалентний (полярний і неполярний), металічний та водневий.

Ковалентний зв'язок, що виникає між атомами неметалів за рахунок спільних електронних пар. Поділяється на такі типи:

а) ковалентний неполярний – між атомами неметалів з однаковою елктронегативністю (H_2, O_2, Cl_2, I_2 та ін.);

б) ковалентний полярний – між атомами неметалів з різними електронегативностями (HCl, CO_2)

Полінг визначив електронегативність атомів як здатність притягувати електрони інших атомів.

Електронегативність елемента (позначається грецькою літерою χ – «хі») можна оцінити кількісно. Відповідні розрахунки здійснено за результатами фізичних досліджень атомів і молекул, використовують шкалу електронегативності Полінга. У ній для найменш електронегативного елемента цезію $\chi = 0,7$, а для найменш електронегативнішого фтору $\chi = 4,0$. Металічні елементи мають значення $\chi < 1,8$, а неметалічні $\chi \geq 1,8$.

Розглянемо, як утворюється ковалентний неполярний зв'язок у молекулі H_2. Кожний атом гідрогену має один електрон, електронна формула $1S^1$. Підвищену стійкість має заповнена перша електронна оболонка ($1S^2$). Отже, атоми гідрогену, "шукають" можливості придбати по одному електрону, проте жоден з атомів не віддасть іншому свій електрон. Перш ніж утворити молекулу H_2, двом атомам гідрогену необхідно спочатку зблизитися. Зі зменшенням відстані між атомами зростає сила притягнення електронів кожного атома до ядра іншого атома. У певний момент електронні орбіталі двох атомів сконтактують і почнуть перекриватися, водночас зростатиме сила взаємного відштовхування між однойменно (позитивно) зарядженими ядрами. Атоми зупиняться на певній відстані один від одного у той момент, коли сили притягання та відштовхування зрівняються. Через спільну ділянку орбіталей електрони переходитимуть від одного атома до іншого – сформувалася спільна для двох атомів електронна пара – кожний атом гідрогену отримав другий електрон, проте лише для „обмеженого використання". Зв'язок у молекулі водню зображують: H··H (електронна формула молекули) або H-H (графічна формула).

Утворення молекули водню можна зобразити схемою:

$H\cdot + \cdot H \rightarrow H\cdot\cdot H$

Розглянемо ковалентний полярний зв'язок у молекули HCl.

Молекула хлороводню (HCl) складається з атомів гідрогену і хлору. Атомам гідрогену і хлору (електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) не вистачає по одному електрону: першому – для заповнення електронної

оболонки, а другому – для створення електронного октету на зовнішній оболонці. Ковалентний зв'язок між атомами гідрогену і хлору утворюється внаслідок перекривання 1s – орбіталі атома гідрогену і 3p – орбіталі атома хлору, на якій розміщений єдиний неспарений електрон.

Електронна і графічна формули молекули HCl, а також схема утворення молекули:

$$H \cdot\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} : \quad ; \quad H - Cl$$

$$H \cdot + \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} : \rightarrow H \cdot\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} :$$

В атомі хлору позначені усі електрони останнього рівня, тобто – валентні електрони – спарені електрони зображені парами крапок, а неспарений – окремою крапкою. Спільна пара електронів зміщена у бік атому хлору, оскільки він має вищу електронегативність.

Передбачати полярність чи неполярність р ковалентного зв'язку можна, користуючись таблицею електронегативностей – якщо атоми мають однакову електронегативність, то зв'язок між ними неполярний (наприклад, у молекулах N_2, PH_3, CS_2). Атоми з різною електронегативністю сполучаються полярними зв'язками (наприклад, HF, CCl_4).

Йонний – зв'язок, що виникає між йонами за рахунок електростатичної взаємодії. Йонний зв'язок здійснюється відповідно до закону Кулона, згідно з ним катіон і аніон притягуються один до одного тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту – чим менші їхні радіуси.

Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками (наприклад, NaCl, Li_3N, Mg_3P_2). Із них один елемент – металічний, а інший – неметалічний.

Розглянемо утворення йонів.

Натрій має електронну формулу: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, на останньому енергетичному рівні міститься лише один електрон, а на передостанньому – „бажаний" октет електронів. Атом натрію легко втрачає 3s – електрон, атом перетворюється на частинку, яка має позитивний заряд (у ядрі атома натрію міститься 11 протонів, а електронів стало на 1 менше, тобто 10 :

+ 11 – 10 = +1. Це йон (катіон) натрію: Na^+.Перетворення атома на йон зобразимо схемою:

$Na - e^- \rightarrow Na^+$

Електронна формула Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$.

В атомі хлору (електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) на зовнішньому енергетичному рівні 7 електронів – $3s^2 3p^5$, цей атом здатний приєднувати один електрон (який може віддати йому, наприклад, атом натрію) і перетворюватися на йон Cl^- - аніон:

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

електронна формула йону Cl^-: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

До складу кожного аніону входить більше електронів, ніж протонів.

Усі йонні речовини за звичайних умов перебувають у твердому стані.

Металічний – зв'язок, що виникає між йонами металів за рахунок вільних електронів – таких, що володіють енергіями, достатніми для їх відриву від своїх атомів та вільного переміщення у межах зразка металу.

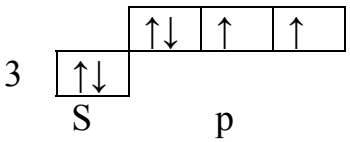
Водневий - зв'язок, що утворюється між атомом гідрогену однієї молекули та атомом сильноелектронегативного елемента (O, S, N, F та ін.) іншої молекули.

Валентність – це здатність атомів одного елемента приєднувати певну кількість атомів іншого елемента, тобто утворювати певну кількість хімічних зв'язків.

Ступінь окислення – це умовний заряд, якого набув би атом, якби всі електрони його хімічних зв'язків у даній сполуці змістилися до більш електронегативного атома.

Приклад 1

Пояснити утворення молекули H_2S, визначити тип хімічного зв'язку. Атом Сульфуру має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



На 3p – підрівні в нього 2 неспарених електрони $\cdot \ddot{S} \cdot$

Атом гідрогену (електронна формула $1S^1$) має один неспарений електрон $H\cdot$; кожний з двох атомів H разом з атомом S утворює спільну електронну пару. Молекула матиме дві такі пари.

$$H \cdot\cdot \ddot{S} \cdot\cdot H \; ; \; H - S - H$$

Молекула H_2S має ковалентний полярний зв'язок, оскільки вона утворена елементами з різною електронегативністю:

$\chi_H = 2{,}1$ $\chi_S = 2{,}5$

Приклад 2

Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах AlI_3, H_2S, PH_3, використовуючи таблицю відносних електронегативностей; визначити тип хімічного зв'язку.

Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок. Для цього скористаємось даними таблиці електронегативностей атомів елементів.

AlI_3 $\chi_{Al} = 1{,}6$ $\chi_I = 2{,}6$

$\Delta\chi = 2{,}6 - 1{,}6 = 1 < 1{,}7$ ковалентний полярний зв'язок.

H_2S $\chi_H = 2,1$ $\chi_S = 2,5$
$\Delta\chi = 2,5 - 2,1 = 0,4 < 1,7$ ковалентний полярний зв'язок.

NH_3 $\chi_N = 3$ $\chi_H = 2,1$
$\Delta\chi = 3 - 2,1 = 0,9 < 1,7$ ковалентний полярний зв'язок.

Максимальне значення $\Delta\chi$ у AlI_3 – в цій молекулі зв'язок є найполярнішим.

4. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Хімічні реакції класифікують за такими ознаками.

I. За числом та складом вихідних речовин і продуктів реакції.

1. Реакції сполучення – реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.
   $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$
   $4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4NO_3$
2. Реакції розкладу – це реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.
   $2KclO_3 = 2KCl + 3O_2$
   $2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2$
3. Реакції заміщення – це реакції між простою та складною речовинами, у процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини, утворюючи нову просту та нову складну речовини.
   $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$
   $Cl_2 + 2KI = 2KCl + I_2$
4. Реакції обміну – це реакції, у процесі яких дві речовини обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи дві нові речовини.
   $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$
   $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$

II. За оборотністю.

1. Оборотними називаються реакції, що за одних і тих самих умов протікають і в прямому і в зворотному напрямку.
   $3H_2 + N_2 \Leftrightarrow 2NH_3$
2. Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку та закінчуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин в кінцеві речовини.
   $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$
   $K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + CO_2$

III. За тепловим ефектом.

1. Реакції, що протікають з виділенням теплоти, називаються екзотермічними (+ Q).

$C + O_2 = CO_2 + Q$

2. Реакції, що протікають з поглинанням теплоти, називаються ендотермічними (- Q).

$CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q$

Багато реакцій сполучення є екзотермічними, а розкладу ендотермічними.

IV. За агрегатним станом.

1. Гомогенними називаються реакції, в яких реагуючі речовини та продукти реакції мають однаковий агрегатний стан.

$2NO\ (г) + O_2\ (г) = 2NO_2\ (г)$

$HCl\ (рід) + NaOH\ (рід) = NaCl\ (рід) + H_2O\ (рід)$

(г) – газ, (рід) – рідина.

2. Гетерогенними називаються реакції, в яких реагуючі речовини та продукти реакції мають різний агрегатний стан.

$CaCO_3$ (т) $= CaO$ (т) $+ CO_2\ (г)$

V.За наявністю каталізатора.

1. Каталітичні – відбуваються за наявності каталізатора.

$2SO_2\ (г) + O_2\ (г) = 2SO_3$

2. Некаталітичні – відбуваються без каталізатора.

$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$

VI.За зміною ступеня окислення елементів реагуючих речовин.

1. Реакції, що протікають без зміни ступеня окислення елементів реагуючих речовин (реакції обміну, також більшість реакцій сполучення та розкладу).

$ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$

$CaO + CO_2 = CaCO_3$

2. Окисно – відновні реакції – реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

$2K^{+}I^{-} + Cl^{0}_2 = 2K^{+}Cl^{-} + I^{0}_2$

$2Fe^{+3}Cl^{-}_3 + H^{+}_2S^{2-} = 2Fe^{+2}Cl^{-}_2 + S^{0} + H_2O$

Кожну хімічну реакцію можна охарактеризувати відразу кількома ознаками.

Наприклад.

$4N^{-3}H^{+}_3\ (г) + 5O^{0}_2\ (г) = 4N^{+2}O^{-2}\ (г) + 6H_2O\ (пара) + 906$ кДж

Реакція сполучення, екзотермічна, необоротна, гомогенна, каталітична, окисно – відновна.

$CaCO_3\ (тв) = CaO\ (тв) + CO_2\ (г) - 180$ кДж

Реакція розкладу, ендотермічна, необоротна, гетерогенна, некаталітична

5. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ

Однією з ознак хімічної реакції є виділення або поглинання теплоти, що супроводжує хімічне перетворення одних речовин на інші.

Горіння – це хімічне перетворення, яке супроводжується виділенням теплоти і світла. Добре відомою реакцією, яка відбувається з виділенням теплоти, є реакція за участю оксиду кальцію і води (гашення вапна).

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

Існують реакції, під час яких теплота поглинається, їх здійснення потребує нагрівання. Це – реакції розкладу гідроксидів, оксигеновмісних солей: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$

Якщо нагрівання припинити, то припиниться і реакція. Реакції, які проходять з виділенням теплоти, часто відбуваються мимовільно. Усі реакції відбуваються з певним тепловим ефектом – або з виділенням теплоти, або з її поглинанням. Якщо кількість теплоти є незначною, то помітити тепловий ефект реакції досить важко.

Реакції, під час яких теплота виділяється, називають екзотермічними.

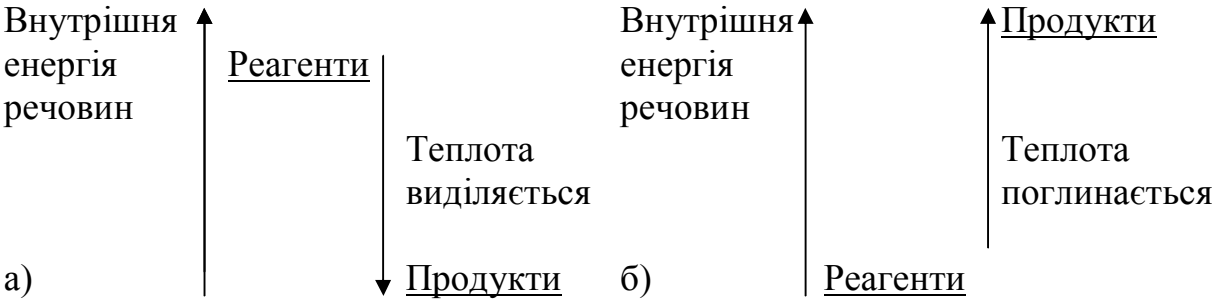
Реакції, під час яких теплота поглинається – ендотермічними.

Показати виділення або поглинання теплоти в хімічному рівнянні можна, дописавши після формул продуктів реакції позначення „ + Q” (читається „ку”), якщо теплота виділяється, або „ –Q” ,якщо теплота поглинається.

Термохімія – розділ хімії, в якому основним предметом дослідження є теплові явища під час хімічних реакцій.

Розглянемо, у чому ж причина виділення чи поглинання теплоти під час хімічної реакції.

Кожна речовина має свою внутрішню енергію, яку виміряти неможливо, вона складається з енергій усіх частинок речовини - атомів, молекул, іонів і енергій хімічних зв’язків між ними. Енергія кожної частинки, у свою чергу, має кілька складових, серед них – кінетична енергія (частинка може рухатись, обертатись, якщо речовина є газом чи рідиною, або коливатись, якщо речовина тверда), енергія електронів в атомі. Якщо сумарна внутрішня енергія реагентів перевищує сумарну внутрішню енергію продуктів, то різниця енергій виділяється під час реакцій у вигляді теплоти, а якщо вона нижча від сумарної внутрішньої енергії. То відбувається поглинання теплоти.



Енергетичні діаграми реакцій:

а) екзотермічної

б) ендотермічної.

Кількість теплоти, що поглинається або виділяється під час хімічної реакції, називається тепловим ефектом реакції. Позначається ΔН (читається „дельта аш"). Одиниця вимірювання теплового ефекту – кДж.

Виділення чи поглинання теплоти під час реакції узгоджується з принципом збереження енергії: енергія не виникає з нічого, не зникає безслідно, а лише перетворюється з одного виду на інший.

Термохімічне рівняння – запис хімічної реакції з вказаним тепловим ефектом.

Приклади термохімічних рівнянь:

$CaCO_3 = CaO + CO_2 - 178$ кДж

або $CaCO_3 = CaO + CO_2 \qquad \Delta H = 178$ кДж

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 + 283$ кДж

або $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \qquad \Delta H = -283$ кДж

Теплові ефекти багатьох хімічних реакцій наводяться в довідниках. Здебільшого їх значення відповідають участі в реакції або утворенню 1 моль певної речовини. Термохімічні рівняння нерідко містять дробові коефіцієнти. Наприклад, про виділення 141,5 кДж теплоти під час реакції 1 моль натрію з водою свідчить термохімічне рівняння:

$Na + H_2O = NaOH + ½H_2 + 141,5$ кДж

Чимало реакцій у разі зміни умов можуть змінювати напрямок на протилежний. Так карбонат кальцію під час нагрівання розкладається, а за звичайних умов відбувається зворотна реакція – оксид кальцію реагує з вуглекислим газом:

$CaO + CO_2 = CaCO_3 + 178$ кДж

Ця реакція, на відміну від ендотермічної реакції розкладу $CaCO_3$, відбувається з виділенням теплоти, тобто є екзотермічною. Значення її теплового ефекту буде таким самим, але матиме протилежний знак.

Тепловий ефект реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, але має протилежний знак.

Розглянемо деякі приклади термохімічних розрахунків.

Приклад 1.

Під час згоряння 15,5 г фосфору в надлишку кисню виділилося 373 кДж теплоти. Скласти термохімічне рівняння.

Розв'язання:

Складаємо хімічне рівняння

$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$

Знаходимо кількість речовини фосфору

$$\nu\ (P) = \frac{m}{M} = \frac{15,5}{31} = 0,5 \text{ моль}$$

Обчислюємо, скільки теплоти виділиться під час згоряння 4 моль фосфору.

При реакції 0,5 моль фосфору виділиться 373 кДж,

а 4 моль ——————— х

$$x = \frac{4 \cdot 373}{0,5} = 2984 \text{ кДж}$$

Термохімічне рівняння:

4 P + 5O₂ = 2P₂O₅ + 2984 кДж

Приклад 2.

Реакція між вуглецем та водяною парою, що відбувається за високої температури, описується термохімічним рівнянням:

$C + H_2O = CO + H_2 - 131$ кДж

Скільки теплоти поглинається під час реакції, якщо сумарний об'єм газів, які утворюються, становить 5,6 л (н.у.)?

Розв'язання:

Згідно із записаним термохімічним рівнянням теплота кількістю 131 кДж поглинається в разі утворення 1 моль CO і 1 моль H_2. Такі кількості речовини газів відповідають їх сумарному об'єму за н.у. $22,4 \cdot 2 = 44,8$ л.

Складаємо пропорцію:

при утворенні 44,8 л суміші газів поглинається 131 кДж,

а 5,6 л – х кДж.

$$x = \frac{5,6 \cdot 131}{44,8} = 16,4 \text{ кДж}$$

Під час утворення 5,6 л суміші газів (н.у.) поглинається 16,4 кДж теплоти.

Приклад 3.

У результаті реакції 0,1 моль сульфур (IV) оксиду з достатньою кількістю кисню утворюється сульфур (VI) оксид і виділяється 9,9 кДж теплоти.

Скласти термохімічне рівняння реакції розкладу сульфур (VI) оксиду на сульфур(IV) оксид та кисень. Екзотермічною чи ендотермічною є друга реакція?

Розв'язання:

Записуємо рівняння першої реакції:

2SO₂ + O₂ = 2SO₃

Обчислюємо тепловий ефект реакції. Міркуємо так:

при реакції 0,1 моль SO_2 виділяється 9,9 кДж,

а 2 моль SO_2 – х кДж.

$$x = \frac{2 \cdot 9,9}{0,1} = 198 \text{ кДж.}$$

Термохімічне рівняння реакції сульфур(IV) оксиду з киснем має вигляд:

$2SO_2 + O_2 = 2SO_3 + 198$ кДж

Записуємо термохімічне рівняння зворотної реакції:

$2SO_3 = O_2 + 2SO_2 - 198$ кДж.

Реакція є ендотермічною.

6. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Хімічні реакції різняться тривалістю їх перебігу, одні з них відбуваються миттєво (наприклад, вибух воднево-кисневої суміші, реакції обміну з утворенням осаду), другі-досить швидко (горіння речовин), треті-повільно (чимало реакцій розкладу, корозія металів).

Кожна реакція має певну швидкість.

Швидкість реакції вимірюється кількістю речовини, яка вступила в реакцію чи утворилася внаслідок реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи (для гомогенної реакції), або на одиниці площі поверхні розділу фаз (для гетерогенної реакції). Іншими словами, швидкість реакції дорівнює зміні концентрації речовини, що вступила в реакцію, або утворилась внаслідок реакції за одиницю часу для гомогенної реакції.

Розглянемо гіпотетичну реакцію:

$A + B \rightarrow AB$

Припустимо, що у певний час τ_o концентрація речовини А була C_o , а у наступний час τ вона стала C_t , за цими даними швидкість реакції

$$v = \frac{C_t - C_o}{\tau - \tau_o} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Під час перебігу реакції концентрація реагента поступово зменшується, тому

$C_t - C_o < 0$, виходить, що швидкість реакції має негативне значення, щоб цього не було в виразі для швидкості реакції ставимо „ мінус „ :

$$v = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Одиниця виміру – моль/(л.сек) або моль/($м^3$.сек).

Швидкість гетерогенної реакції визначається кількістю речовини, яка вступила в реакцію або утворилась внаслідок реакції за одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз.

Швидкість хімічної реакції залежить від :

- концентрації реагуючих речовин;
- температури;
- тиску;
- природи речовин, що реагують;
- ступеня подрібнення (для твердих речовин) ;

- наявності каталізатора.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації визначається законом діючих мас: швидкість реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у ступенях, які дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції швидкість прямої реакції:

$$aA + вB \rightarrow cC$$

$$\nu = K_{пр} C_A^a \cdot C_B^в$$

а швидкість зворотної :

$$\nu_{зв} = K_{зв} C_C^c \ ,$$

де $K_{пр}$ і $K_{зв}$ – константи швидкості прямої та зворотної реакцій.

Константа швидкості хімічної реакції – стала для даної реакції величина, вона кількісно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації реагуючих речовин становлять 1 моль/л. Вона залежить від природи реагентів, температури, наявності каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

Зі збільшенням концентрації реагентів швидкість реакції зростає.

Зазначимо, що протягом хімічної реакції реагент витрачається, його концентрація зменшується, тому з часом зменшується і швидкість реакції.

Наближено залежність швидкості хімічної реакції від температури визначає правило Вант – Гоффа : з підвищенням температури на кожні 10° швидкість гомогенних реакцій зростає у два – чотири рази:

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

де ν_{t_1} і ν_{t_2} - швидкості реакції при температурі t_1 і t_2,

γ (гама) – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури на 10°.

Швидкість реакції залежить від хімічної природи реагентів, тобто від того, які саме речовини реагують. Так, реакція магнію із соляною кислотою відбувається значно швидше, ніж цинку (за тієї самої концентрації розчину кислоти, температури, площі поверхні контакту реагентів), а олова – повільніше.

На швидкість хімічних реакцій впливають каталізатори.

Каталізатор – речовина, що пришвидшує хімічну реакцію, залишаючись після неї у початковому стані.

Каталізатор, беручи участь у реакції, утворює з однією з вихідних речовин проміжну сполуку, яка потім швидко реагує з другою, в результаті чого каталізатор вивільнюється.

Якщо реакція

$$A + B \rightarrow AB$$

йде повільно, то, якщо додати каталізатор, реакції відбувається швидше. При цьому сполука А взаємодіє з каталізатором К (cat), утворюючи проміжну сполуку Acat:

$$A + cat = Acat,$$

проміжна сполука взаємодіє зі сполукою В, утворюючи сполуку АВ, а каталізатор вивільнюється :

$$Acat + B \rightarrow AB + cat$$

Реакції, що відбуваються за наявності каталізатора, називаються каталітичними.

Процес зміни швидкості хімічної реакції за наявності каталізаторів називається каталізом.

Існують речовини, вплив яких на перебіг реакцій є протилежним : вони уповільнюють хімічні перетворення, такі речовини називаються інгібіторами.

Багато хімічних реакцій можуть відбуватися як у прямому, так і у зворотному напрямах – вони називаються оборотними.

У деяких випадках можливо підібрати умови, за яких виявляється можливим і пряме і зворотне перетворення. Якщо у таких умовах змішати реагенти, то почнеться пряма реакція, її швидкість спочатку буде максимальною, проте з часом вона зменшуватиметься (реагенти витрачаються, їх концентрації знижуються). Разом з тим між продуктами прямої реакції розвиватиметься зворотна реакція; її швидкість зростатиме (продукти утворюються, їх концентрації збільшуватимуться). Врешті настане момент, коли швидкості прямої та зворотної реакцій зрівняються і далі змінюватися не будуть – такий стан системи називається хімічною рівновагою.

$$v_{пр} = v_{зв}$$

На стан хімічної рівноваги впливають такі чинники : концентрація, температура, тиск (для газів). Напрямок зміщення хімічної рівноваги під час зміни концентрації реагуючих речовин, температури та тиску (для газів) є загальною закономірністю, що була встановлена вченим Ле Шателье.

Принцип Ле Шателье : якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, зазнає зовнішнього впливу, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка зменшує цей вплив. Наприклад, підвищення температури (нагрівання) викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної реакції, а зниження температури (охолодження) – екзотермічної реакції.

Підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у напряму зменшення сумарної кількості речовини газів, а зниження тиску – у протилежний бік.

Збільшення концентрації однієї з речовин викличе інтенсивніший перебіг тієї реакції, внаслідок якої ця речовина витрачатиметься (буде реагентом).

Приклад 1.

Написати вирази для швидкостей наведених реакцій:

а) $2SO_2\ (г) + O_2\ (г) = 2SO_3\ (г)$

б) $CaO\ (т) + CO_2\ (г) = CaCO_3\ (т)$

в) $NH_4Cl\ (т) = NH_3\ (г) + HCl\ (г)$

(г) – газ, (т) – тверда речовина.

Розв'язання.

Реакція „а" – гомогенна, швидкість гомогенної реакції прямо пропорційна добутку молярних концентрацій реагентів:

$$\nu = K_1 C^2_{SO_4} \cdot C_{O_2}$$

де K_1 – константа швидкості.

Реакція „б" – гетерогенна, її швидкість залежить лише від концентрації газоподібного реагенту:

$$\nu = K_2 C_{CO_2}$$

Реакція „в" відбувається у твердій речовині, тому швидкість цієї реакції постійна:

$$V = K_3$$

Відповідь: а) $\nu = K_1 C^2_{SO_4} \cdot C_{O_2}$

б) $\nu = K_2 C_{CO_2}$

в) $\nu = K_3$

Приклад 2.

Обчисліть середню швидкість реакції

$A_2 + B_2 = 2AB$ у проміжку часу 10 хв., якщо початкова концентрація А становила 0,1 моль/л, а кінцева – 0,05 моль/л.

Розв'язання:

Швидкість хімічної реакції визначається зміною молярної концентрації (С) реагенту за одиницю часу (τ)

$$\nu = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Визначаємо зміну молярної концентрації

$$\Delta\ C = 0{,}1 - 0{,}05 = 0{,}05 \text{ моль/л}$$

Підставляючи у вираз для швидкості реакції:

$$\nu = \frac{0{,}05}{10 \cdot 60} = 8{,}33 \cdot 10^{-5} \text{ моль/ (л ·сек)}$$

Відповідь: середня швидкість реакції $8{,}33 \cdot 10^{-5}$ моль/ (л ·сек.)

Приклад 3.

У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції:

$2NO\ (г) + Cl_2\ (г) = 2NOCl\ (г)$

(г) – газ.

А) при збільшенні концентрації NO втричі;

б) при зменшенні тиску газів удвічі?

Розв'язання:

Записуємо вираз для швидкості даної реакції

$v = K_1C^2(NO)C(Cl_2)$

а) збільшення концентрації NO втричі приведе до зростання швидкості реакції

$$v^1 = K_1[3C(NO)]^2C(Cl_2) = K_1 9\, C^2(NO)C(Cl_2)$$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{K_1 9C^2(NO)C(Cl_2)}{K_1C^2(NO)C(Cl_2)} = 9 \text{ разів}$$

б) при зменшенні тиску вдвічі так само зменшиться кількість речовини кожного газу в одиниці об'єму, тобто концентрація, що приведе до зменшення швидкості реакції

$$v^1 = K_1\left[\frac{C(NO)}{2}\right]^2\left[\frac{C(Cl_2)}{2}\right] = K_1\frac{C^2(NO)}{4}\cdot\frac{C(Cl_2)}{2} = \frac{1}{8}K_1C^2(NO)\cdot C(Cl_2)$$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{\frac{1}{8}K_1C^2(NO)\cdot C(Cl_2)}{K_1C^2(NO)\cdot C(Cl_2)} = \frac{1}{8}$$ разу, отже швидкість реакції зменшиться у 8 разів.

Відповідь: швидкість реакції:

а) збільшиться у 9 разів,

б) зменшиться у 8 разів.

Приклад 4.

У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 40^0 до 80^0С. якщо прийняти, що температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2?

Розв'язання:

Залежність швидкості реакції від температури виражається правилом Вант – Гоффа : у результаті підвищення температури на кожні 10^0 швидкість реакції зростає у 2 -4 рази.

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

де v_{t_2} - швидкість реакції за підвищеної температури t_2;

V_{t_1} - швидкість реакції за початкової температури t_1;

γ - температурний коефіцієнт.

Підставляючи в цю формулу дані, наведені в умові задачі, одержимо:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{80-40}{10}} = 2^4 = 16$$

Відповідь: швидкість реакції зросте у 16 разів.

Приклад 5.

Хімічна реакція відбувається за схемою *2A + B =3C.*

Початкова концентрація речовини А = 2 моль/л, а В = 1,5 моль/л, через 25 хвилин концентрація А стала 1,5 моль/л. Якою стала концентрація речовини В? Яка швидкість реакції за речовиною А? За речовиною В?

Розв'язання:

Визначимо, наскільки зменшилася концентрація речовини А:

Δ *C(A) = 1,5 – 2,0 = - 0,5* моль/л

А на скільки зменшилась концентрація речовини В?

2A + B =3C.

2 моль 1 моль

2 : 1

$$\frac{\nu(A)}{\nu(B)} = \frac{2}{1} = \frac{-0,5}{x} \Rightarrow x = \frac{-0,5}{2} = -0,25 \text{ моль/л}$$

Обчислимо концентрацію В через 25 хв.:

C(B) = 1,5 – 0,25 = 1,25 моль/л

Обчислимо швидкість реакції за речовиною А:

$$\nu(A) = -\frac{1,5 - 2,0}{25 \cdot 60} = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/(л·сек)}$$

Обчислимо швидкість реакції за речовиною В:

$$\nu(B) = -\frac{1,25 - 1,5}{25 \cdot 60} = 1,67 \cdot 10^{-4} \text{ моль/(л·сек)}$$

Відповідь: через 25 хвилин С(В) = 1,25 моль/л,

ν(А) = $3,3 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·сек)

ν(В) = $1,67 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·сек)

Приклад 6.

У системі $A + B \Leftrightarrow C + Q$,

де А,В і С – гази, встановилася рівновага.

Як впливатиме на рівноважну кількість речовини С в одиниці об'єму системи:

а) підвищення тиску;

б) збільшення кількості речовини А в системі;

в) підвищення температури?

Розв'язання:

А) Під час перебігу реакції загальна кількість речовини газуватих речовин зменшується:

$A \quad + B \quad \Leftrightarrow C$

1 моль 1 моль 1 моль

$1 + 1 \quad 1$

$2 \quad > \quad 1$

Відповідно до принципу Ле Шателье підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що приводить до меншої кількості речовини газів, тобто у бік речовини С, отже концентрація С збільшується.

Б) При збільшенні кількості речовини А рівновага зміщуватиметься у бік реакції, яка зменшує кількість речовини А, тобто у бік утворення продукту С, отже концентрація С збільшиться.

В) Оскільки реакція екзотермічна, то теплота виділяється під час прямої реакції Б зворотна реакція буде ендотермічною. Підвищення температури завжди сприяє перебігу реакції з поглинанням теплоти, тобто рівновага зміститься у бік речовин А і В, а кількість речовини С зменшиться.

Приклад 7.

За певних умов реакція хлороводню з киснем є оборотною:

$4HCl\ (г) + O_2\ (г) \leftrightarrow 2Cl_2\ (г) + 2H_2O\ (г) + Q$

Як на рівноважний стан системи впливає:

а) підвищення тиску;

б) підвищення температури;

в) введення каталізатору?

Розв'язання:

А) Всі речовини в системі – гази, відповідно до принципу Ле Шателье підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що приводить до меншої кількості речовини газів

$$4HCl\ (г) + O_2\ (г) \Leftrightarrow 2Cl_2\ (г) + 2H_2O\ (г)$$

4 моль 1 моль 2 моль 2 моль

$$\frac{4+1}{5} \quad > \quad \frac{2+2}{4}$$

Підвищення тиску зміщує рівновагу в бік утворення Cl_2 и H_2O.

Б) Оскільки пряма реакція екзотермічна (відбувається з виділенням теплоти), то підвищення температури сприятиме перебігу реакції з поглинанням теплоти, тобто рівновага зміститься у бік ендотермічної реакції – утворення HCl та O_2.

В) Каталізатор однаковою мірою прискорює пряму і зворотну реакції, тому в його присутності рівноважні кількості речовин не зміняться

7. РОЗЧИНИ

Розчин – багатокомпонентна однорідна рівноважна система, що складається з розчинної речовини, розчинника та продуктів їх взаємодії.

Розчинником прийнято називати речовину, що перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин. Якщо агрегатний стан усіх складових розчину однаковий, то розчинником вважають речовину, маса якої найбільша. Якщо розчин містить воду, то за традицією її називають розчинником, причому навіть тоді, коли маса води значно менша від маси розчиненої речовини. Вода є найпоширенішим розчинником.

За різними критеріями розчини можна поділити на багато класів. Наприклад, за розмірами частинок розчиненої речовини, за наявністю хімічної взаємодії між компонентами, тощо.

За розмірами частинок розчиненої речовини розчини можна розділити на:

- істинні розчини (розчинна речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок менше 10^{-9}м);
- колоїдні розчини (розчинена речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок від 10^{-7} до 10^{-9}м);
- суспензії, емульсії з розміром частинок 10^{-6} і більше.

Розчинність речовини в певному розчиннику характеризують її максимальною масою, яка може розчинитися за даних умов (температури, тиску) у 100 г розчинника.

За розчинністю всі речовини поділяються на: добре розчинні (їх розчинність перевищує 10г на 100г розчинника), розчинні (1-10г на 100г розчинника), малорозчинні (0,001 – 1г) і практично нерозчинні (менш ніж 0,001г). Прикладами речовини першого типу є цукор, кухонна сіль, аміак; другого – бром, борна кислота; третього – сульфат кальцію (гіпс), гідроксид кальцію (гашене вапно); четвертого – карбонат кальцію (крейда), сірка.

Розрізняють розбавлені і концентровані розчини. Розбавлені розчини містять набагато більше розчинника (за масою), ніж розчиненої речовини, а концентровані – навпаки. Оцтова есенція є концентрований водний

розчин оцтової кислоти: 70% маси цього розчину – оцтова кислота, а 30% - вода. Столовий оцет – це розбавлений розчин цієї кислоти, він містить менше 9% за масою оцтової кислоти, а води – 91%.

Часто необхідно приготувати з концентрованого розчину розбавлений, для цього до першого треба додати певну порцію розчинника. Якщо необхідно розбавлений розчин перетворити на концентрований, можна розчинити в ньому певну масу речовини, або випарити з розчину частину води нагріванням і кип'ятінням. Розчин, у якому дана речовина за певної температури більше не розчиняється, називається насиченим, а розчин, у якому ця речовина ще може розчинятись – ненасиченим.

Якщо випаровувати водні розчини деяких твердих речовин досуха, то в залишку виявляються кристали, що містять у своєму складі молекули води, ці речовини називаються кристалогідратами.

Наприклад,

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ - Сульфат купру му, пентагідрат (мідний купорос)

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ - сульфат натрію, декагідрат (глауберова сіль)

Кількість молекул води у формульній одиниці кристалогідрату не пов'язана з валентністю елементів. Кристалогідрати є нестійкими сполуками і можуть втрачати воду.

Розчинність визначається трьома факторами: природою розчинника, природою речовини (його агрегатним станом) та зовнішніми умовами (температурою, тиском і т.д.)

На розчинність впливає природа розчинника. Полярні та іонні сполуки, як правило добре розчиняються в полярних розчинниках, а неполярні – в неполярних, тобто подібне розчиняється в подібному.

Іншим важливим фактором, що впливає на розчинність, є температура.

Розчинність твердих речовин у воді, як правило, зі зростанням температури збільшується. Але є речовини, розчинність яких при підвищенні температури збільшується незначно, наприклад, хлорид натрію, або знижується – гідроксид кальцію.

Розчинність рідин у рідинах зі зростанням температури також збільшується, іноді вони розшаровуються. При досягненні деякої температури рідини у рідинах можуть змішуватись за будь-якими співвідношеннями.

Розчинність газів у рідинах зі зростанням температури зменшується, тому кип'ятіння розчинів – один із способів вилучення з них газів.

7.1 Способи вираження концентрації розчинів

Чисельно склад розчинів виражається через концентрацію розчину (вміст розчиненої речовини в певній кількості розчинника або розчину).

Масова частка розчиненої речовини у розчині (ω) – це відношення маси розчиненої речовини до маси всього розчину.

$$\omega = \frac{m(речовини)}{m(розчину)} = \frac{m(речовини)}{m(реч.) + m(розчинника)}$$

$$або\ \omega = \frac{m(реч.)}{V(р-ну)\cdot\rho},$$

де V – об'єм ,

ρ – густина розчину

Масова частка розчиненої речовини – це безрозмірна величина, виражається в частках одиниці.

Масову частку ще називають процентною концентрацією ($C_{\%}$)

$$C_{\%} = \frac{m(речовини)}{m(розчину)}\cdot 100$$

Виражається у відсотках, показує масу розчиненої речовини в 100г розчину.

Як відомо, кількість речовини – одне з фундаментальних хімічних понять, воно використовується в іншому способі вираження кількісного складу розчину – молярній концентрації розчиненої речовини.

Молярна концентрація ($C_м$) визначається як відношення кількості розчиненої речовини (ν) до об'єму розчину (V)

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

Або число моль розчиненої речовини в 1л ($дм^3$) розчину

$$C_м = \frac{m(речовини)}{M\cdot V(розчину)}$$

де M –молярна маса речовини

V – об'єм розчину

Розмірність моль/л або моль/$дм^3$.

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації 1М (одно молярний розчин - в 1л розчину міститься 1 моль речовини).

7.2 Приклади розв'язання розрахункових задач

Приклад 1.

Які маси води та нітрату калію треба взяти для виготовлення 500 г розчину солі з масовою часткою розчиненої речовини 0,15?

Дано:	Розв'язання
m *(розчину)* = 500 г ω *(*KNO_3*)* = 0,15 m *(*H_2O*)* – *?* m *(*KNO_3*)* - *?*	Обчислюємо масу нітрату калію, для цього скористаємось формулою для масової частки розчиненої речовини в розчині: $\omega = \frac{m(речовини)}{m(розчину)}$ $\omega\ (KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{m(розчину)}$ $m\ (KNO_3) = \omega\ (KNO_3) \cdot m\ (розчину) = 0{,}15 \cdot 500 = 75$ г

$m\ (H_2O) = m\ (розчину) - m\ (KNO_3) = 500 - 75 = 425$ г

Приклад 2.

Яку масу мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ необхідно взяти для виготовлення 1,0 кг розчину з масовою часткою сульфату купруму 0,05?

Дано:	Розв'язання
m *(розчину)* = 1,0 кг ω *(*$CuSO_4$*)* = 0,05 $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$	Знаходимо масу безводної сполуки (сульфату купруму), що міститься в 0,1 кг, або 1000 г розчину. З формули для масової частки розчиненої речовини в розчині: $\omega = \frac{m(речовини)}{m(розчину)}$ m*(речов.)* $CuSO_4 = 0{,}05 \cdot 1000 = 50$ г Обчислюємо масу мідного купоросу, в якій міститься 50 г $CuSO_4$ $M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = (64 + 32 + 16 \cdot 4) + 5\ (1 \cdot 2 + 16) = 250$ г/моль $M(CuSO_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160$ г/моль 250г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ містять 160 г $CuSO_4$ х = - 50г $CuSO_4$ $x = \frac{250 \cdot 50}{160} = 78{,}1$ г

Приклад 3.

Яку масу води треба добавити до 200г розчину *NaOH* з масовою часткою гідроксиду натрію 0,15, щоб виготовити розчин з масовою часткою *NaOH* 0,04?

Дано:	Розв'язання
m *(розчину)* = 200г ω_1 *(NaOH)* = 0,15 ω_2 *(NaOH)* = 0,04 $m(H_2O)$- ?	Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині: $\omega = \frac{m(речовини)}{m(розчину)}$ Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині $m(NaOH) = \omega \cdot m$ *(розчину)* = 0,15 · 200 = 30 г Така маса гідроксиду натрію знаходиться в розчині з ω *(NaOH)* = 0,04 Обчислюємо масу розчину з ω *(NaOH) = 0,04* m *(розчину)* = $\frac{m(NaOH)}{\omega} = \frac{30}{0{,}04} = 750$ г Визначаємо масу води, яку треба додати до 200г вихідного розчину *NaOH* $m(H_2O)$ = 750 – 200 == 550 г

Приклад 4.

Яка кількість речовини та маса сірчаної кислоти містяться у 200 мл 0,2 *M* її розчину?

Дано:	Розв'язання
$V_{розчину}$ = 200 мл $C_M(H_2SO_4)$ = 0,2 моль/л $\nu_{(H_2SO_4)}$-? $m_{(H_2SO_4)}$ - ?	Знаходимо кількість речовини H_2SO_4, для цього використаємо формулу для молярної концентрації $C_M = \frac{\nu_{(H_2SO_4)}}{V_{розчину}}$ $\nu_{(H_2SO_4)} = C_M \cdot V = 0{,}2 \cdot 0{,}2 = 0{,}04$ моль 2) Обчислюємо масу сірчаної кислоти: $m = M \cdot \nu = (1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16) \cdot 0{,}04 = 3{,}92$ г

Приклад 5.

Обчислити молекулярну концентрацію розчину соляної кислоти з масовою часткою *HCl*10% і густиною 1,05 г/см^3

Дано:	Розв’язання:
$C_{\%}$ = 10% $\rho_{розчину}$=1,05 г/см^3	Для обчислення молярної концентрації треба знати кількість речовини *HCl* і об’єм розчину, такі дані в задачі відсутні, їх поки що не можна обчислити. Припустимо, що об’єм розчину кислоти – 1 л, знайдемо кількість речовини *HCl* в такому об’єму розчину. 1) Обчислюємо масу 1л розчину *HCl* m = $V \cdot \rho$ = 1000 см^3 · 1,05 см^3 = 1050 г 2) Знаходимо масу *HCl*, виходячи з масової частки розчиненої речовини в розчині $C_{\%} = \frac{m(речовини)}{m(розчину)} \cdot 100$ $M_{реч.} = \frac{C_{\%} \cdot m(речовини)}{100} = \frac{10\% \cdot 1050\ г}{100\%} = 105\ г$ 3) Розрахуємо кількість речовини *HCl:* $\nu_{(HCl)} = \frac{m}{M} = \frac{105\ г}{1 + 35{,}5\ г/моль} = 2{,}88\ моль$ 4) Обчислюємо молярну концентрацію розчиненої речовини: $C_M = \frac{\nu}{V(розчину)} = \frac{2{,}88\ моль}{1\ л} = 2{,}88\ моль/л$
C_M - ?	

Приклад 6.

До розчину хлориду калію масою 200 г, у якому масова частка *KCl* – 20%, додали розчин цієї ж солі масою 300 г, у якому масова частка *KCl* – 15%. Яка масова частка речовини у добутому розчині?

Дано:	Розв’язання:
$m_{(р\text{-}ну)1}$ = 200 г $C_1(KCl)$ = 20% $m_{(р\text{-}ну)2}$ = 300г $C_2(KCl)$ = 15%	Знаходимо масу добутого розчину. $m_{(р\text{-}ну)3} = m_{(р\text{-}ну)1} + m_{(р\text{-}ну)2}$ = 200 +300 = 500г Знаходимо масу (*KCl*) у кожному розчині $C_{\%} = \frac{m(речовини)}{m(р-ну)} \cdot 100$
$C_3(KCl)$ - ?	

$$m(KCl) = \frac{C_{\%} \cdot m(р-ну)}{100}$$

$$m_1(KCl) = \frac{20 \cdot 200}{100} = 40г$$

$$m_2(KCl) = \frac{15 \cdot 300}{100} = 45г$$

$$m_3(KCl) = 40 + 45 = 85г$$

Знаходимо масову частку KCl у добутому розчину

$$C_3(KCl) = \frac{85}{500} \cdot 100 = 17\%$$

Приклад 7.

У 60 г розчину кислоти з масовою часткою 0,2 розчинили 40 г (н.у) оксиду сульфуру (VI). Обчисліть масову частку $H_2\,SO_4$ в добутому розчині

Дано:
$m_{(р\text{-}ну\ H_2\,SO_4)} = 60$ г
$\omega(H_2\,SO_4) = 0{,}2$
$m(SO_3) = 40$ г

$\omega_2(H_2\,SO_4)$ - ?

Розв'язання:

Знаходимо масу сульфатної кислоти у 60 г розчину

$$\omega = \frac{m(речовини)}{m(розчину)}$$

$$m(речовини) = \omega \cdot m(розчину) = 60 \cdot 0{,}2 = 12 \text{ г } H_2SO_4$$

SO_3, буде реагувати з H_2O:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

1моль 1моль

З рівняння реакції $\nu_{(SO_3)} = \nu(H_2SO_4)$

$$\nu_{(SO_3)} = \frac{m}{M} = \frac{40}{32 + 16 \cdot 3} = 0{,}5 \text{ моль}$$

$$\nu(H_2SO_4) = 0{,}5 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = \nu \cdot M = 0{,}5 \cdot (1{,}2 + 32 + 16 \cdot 3) = 49 \text{ г}$$

$$m(H_2SO_4) = 49 + 12 = 61 \text{ г}$$

$$m(розчину) = 60 + 40 = 100 \text{ г}$$

$$\omega_2(H_2SO_4) = \frac{61}{100} = 0{,}61$$

$$Відповідь: \omega_2(H_2SO_4) = 0{,}61$$

7.3 Електролітична дисоціація

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на йони речовини під час її розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

Електроліт – речовина, здатна розпадатись на йони під дією узгоджено-орієнтованих молекул розчинника (солі, луги, деякі кислоти). У розчинах солей містяться катіони металічних елементів і аніони кислотних залишків

$$NaCl \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} Na^+ + Cl^-$$

В розчинах лугів містяться катіони металічних елементів і аніони OH^-

$$KOH \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} K^+ + OH^-$$

Продуктами дисоціації кислот є катіони Гідрогену H^+ та аніони кислотних залишків.

$$HCl \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} H^+ + Cl^-$$

Дисоціація багатоосновних кислот має ступінчастий характер:

$$I \quad H_2SO_4 \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} H^+ + HSO_4^- \quad \text{- перша стадія дисоціації}$$

$$II \quad HSO_4^- \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} H^+ + SO_4^{2-} \quad \text{- друга стадія дисоціації}$$

$$H_2SO_4 \underset{\rightarrow}{\overset{\leftarrow}{}} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Електроліти поділяються на сильні та слабкі. Сильні електроліти – речовини, ступінь дисоціації яких перевищує 0,3 (> 30%).

Слабкі електроліти – речовини, ступінь дисоціації яких менший від 0,03 (< 3%).

Ступінь дисоціації (позначається грецькою літерою α) є відношенням кількості молекул, що розпались на йони ($N_{дис}$), до загальної кількості молекул речовини до дисоціації ($N_{заг.}$)

$$\alpha = \frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}}$$

Ступінь дисоціації може виражатися у відсотках

$$\alpha = \frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}} \cdot 100$$

Сильні електроліти – солі, луги (розчинні основи), деякі кислоти

$\underline{HClO_4 \sim HNO_3 \sim HCl \sim H_2SO_4}$ > $\underline{H_2SO_3 > H_3PO_4 > HF > HNO_2}$
Сильні кислоти Кислоти середньої сили
> $\underline{CH_3COOH > H_2CO_3 > H_2S > H_2SiO_3}$
Слабкі кислоти

Реакції, при яких сполуки обмінюються своїми складовими – реакції обміну

$$Na_2\overline{CO_3} + 2HCl \text{ (або } Na_2CO_3 + 2HCl) \quad \underset{\leftarrow}{\rightarrow} \quad 2NaCl + H_2O + CO_2$$

Реакції обміну між електролітами в розчині відбуваються за таких умов:

- продукт реакції випадає в осад

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$
$$2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$
$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$$

- продукт реакції виділяється у вигляді газу

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$$
$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2O + CO_2$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$$

- продукт реакції є слабким електролітом

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$
$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Чиста вода за звичайних умов незначною мірою проводить електричний струм, це пояснюється тим, що приблизно лише одна з 10 млн. молекул дисоціює на йони:

$$H_2O \quad \overrightarrow{\leftarrow} \quad H^+ + OH^-$$

або

$$H_2O \quad \overrightarrow{\leftarrow} \quad H_3O^+ + OH^-$$

Ступінь дисоціації води при 25^0С дорівнює $1{,}8 \cdot 10^{-9}$ або $1{,}8 \cdot 10^{-7}$%

Оскільки вода дисоціює дуже слабко, то концентрація недисоційованих молекул практично дорівнює концентрації всіх її молекул (1 л води містить 1000 : 18 = 55,5 моль речовини; молярна концентрація – 55,5 моль/л). Майже такою самою є концентрація води і в розбавлених водних розчинах різних речовин.

Добуток концентрації іонів H^+ та OH^- для води і водних розчинів за даної температури є сталою величиною, він називається іонним добутком води і позначається K_{H2O}. У чистій воді концентрації іонів H^+ *і* OH^- однакові

$$[H^+]\,[OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Водневий показник – величина, що характеризує кислотність середовища, визначається як від'ємний десятковий логарифм концентрації катіонів гідрогену:

$$pH = - lq\,[H^+]$$

У чистій воді $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ середовище нейтральне $pH = 7$

У кислих середовищах $pH < 7$, відповідно

$$[H^+] > [OH^-]$$

У лужних середовищах $pH > 7$, відповідно

$$[OH^-] > [H^+]$$

Приклад 1.

Чи можливі реакції у водному розчині між:

а) сульфатом натрію і нітратом магнію;

б) сульфідом амонію і хлоридом купруму (II);

в) хроматом арґентуму (осад) та соляною кислотою;

г) оксидом магнію та сульфатною кислотою;

д) сульфатом хрому (III) та гідроксидом калію у надлишку.

Скласти іонно-молекулярні рівняння реакцій.

Розв'язання:

Реакція «а» не можлива, оскільки всі іони залишаються в розчині без змін:

$$Na_2SO_4 + Mq(NO_3)_2 \neq 2NaNO_3 + MqSO_4$$
$$2Na^+ + SO_4^{2-} + Mq^{2+} + 2NO_3^- \neq 2Na^+ + 2NO_3^- + Mq^{2+} + SO_4^{2-}$$

Реакція «б» відбувається внаслідок зв'язування частини іонів в осад:

$$(NH_4)_2S + CuCl_2 = CuS\downarrow + 2NH_4Cl$$
$$2NH_4^+ + S^{2-} + Cu^{2+} + 2Cl^- = CuS\downarrow + 2NH_4^+ + 2Cl^-$$
$$S^{2-} + Cu^{2+} = CuS\downarrow$$

Реакція «в» можлива, тому що її продукт $AqCl$ менш розчинний, ніж реагент Aq_2CrO_4, а кислота, яка утворюється, є слабкішою за вихідну:

$$Aq_2CrO_4\downarrow + 2HCl = 2AqCl\downarrow + H_2CrO_4$$
$$Aq_2CrO_4\downarrow + 2H^+ + 2Cl^- = 2AqCl\downarrow + 2H^+ + CrO_4^{2-}$$
$$Aq_2CrO_4\downarrow + 2Cl^- = 2AqCl\downarrow + CrO_4^{2-}$$

Реакція «г» відбувається тому що утворюється слабкий електроліт H_2O

$$MqO + H_2SO_4 = MqSO_4 + H_2O$$
$$MqO + 2H^+ + SO_4^{2-} = Mq^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$$
$$MqO + 2H^+ = Mq^{2+} + H_2O$$

Реакція «д» відбувається, оскільки частина іонів зв'язується у комплексні іони:

$$Cr_2(SO_4)_3 + 12KOH = 2K_3[Cr(OH)_6] + 3K_2SO_4$$
надлишок
$$2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 12K^+ + 12OH^- = 6K^+ + 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 6K^+ + 3SO_4^{2-}$$
$$Cr^{3+} + 6OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}$$

Приклад 2.

У розчині кислоти HA на кожну пару йонів H^+ та A^- припадає чотири молекули, що не розпалися на йони. Визначити ступінь дисоціації кислоти.

Розв'язання:

Пара іонів H^+ та A^- утворилися у однієї молекули $H^+ + A^- \rightleftarrows HA$

Значить, до дисоціації було 4 + 1 = 5 молекул *HA*

Отже, з кожних 5 молекул кислоти лише одна розпадається на іони:

$$\alpha = \frac{N(дис)}{N(заг)} = \frac{1}{5} = 0,2 \text{ або } 20\%$$

Приклад 3.

Навести іонно-молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

Мідь →	оксид → міді (II)	сульфат → міді (II)	гідроксид → міді (II)	оксид міді (II) ↓ мідь

Розв'язання.

У нашому випадку рівняння можуть бути такими:

1) нагрівання на повітрі або в чистому кисні

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t} 2CuO$$

2) Взаємодія оксиду міді (II) з сульфатною кислотою

$$CuO + H_2SO_4 = Cu\,SO_4 + H_2O$$
$$CuO + 2H^+ + SO_4^{2-} = Cu^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$$
$$CuO + 2H^+ = Cu^{2+} + H_2O$$

3) Під час дії лугу на розчин сульфату міді (II) в осад випадає гідроксид міді (II)

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2\,SO_4$$
$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}$$
$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$$

4) Під час нагрівання гідроксид міді (II) розкладається

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CuO + H_2O$$

5) дією водню під час нагрівання можна відновити вільну мідь з її оксиду

$$CuO + H_2 \xrightarrow{t^0} Cu + H_2O$$

7.4 Гідроліз солей

Гідроліз солей – реакція обмінної взаємодії йонів солі з молекулами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт. Залежно від типу солі розрізняють кілька типів гідролізу.

І. Солі, утворені слабкими кислотами і сильними основами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за аніоном. Розглянемо гідроліз ацетату натрію, розчиняючись у воді, ця сіль повністю дисоціює на йони:

$$CH_3COONa \rightleftarrows Na^+ + CH_3COO^-$$

ацетат – йон CH_3COO^- - кислотний залишок слабкої оцтової кислоти взаємодіють з водою, відтягують від неї йон гідрогену, йони Na^+ з йонами OH^- води у розчині не зв'язуються , оскільки $NaOH$ – сильна основа, яка в розчині повністю розпадається на йони:

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

$$CH_3COO^- + Na^+ + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + Na^+ + OH^-$$

у молекулярній формі це рівняння має вигляд:

$$CH_3COONa + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NaOH$$

Реакція розчину – лужна, $pH > 7$.

Солі багатоосновної слабкої кислоти і сильної основи гідролізуються ступінчасто.

Наприклад, гідроліз карбонату натрію, ця сіль повністю дисоціює на йони

$$Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

В процесі гідролізу залишок слабкої вугільної кислоти на першому ступені приєднує йон H^+ з молекули води:

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$
$$2Na^+ + CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows 2Na^+ + HCO_3^- + OH^-$$
$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

на другому ступені – до йона HCO_3^- приєднується другий йон H^+ води :

$$HCO_3^- + HOH \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$$
$$Na^+ + HCO_3^- + HOH \rightleftarrows H_2CO_3 + Na^+ + OH^-$$
$$NaHCO_3 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + NaOH$$

Друга стадія гідролізу (до H_2CO_3) відбувається значно меншою мірою.

Реакція розчину – лужна, $pH > 7$.

II. Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за катіоном.

Наприклад, розглянемо гідроліз хлориду цинку $ZnCl_2$. Сіль повністю дисоціює на йони:

$$ZnCl_2 \rightleftarrows Zn^{2+} + 2Cl^-$$

Перша стадія:

$$Zn^{2+} + HOH \rightleftarrows ZnOH^+ + H^+$$
$$Zn^{2+} + 2Cl^- + HOH \rightleftarrows ZnOH^+ + Cl^- + H^+ + Cl^-$$
$$ZnCl_2 + H_2O \rightleftarrows ZnOHCl + HCl$$

Утворилась основна сіль – гідроксохлорид цинку.

Друга стадія:

$$ZnOH^+ + HOH \rightleftarrows Zn(OH)_2\downarrow + H^+$$
$$ZnOH^+ + Cl^- + HOH \rightleftarrows Zn(OH)_2\downarrow + H^+ + Cl^-$$
$$ZnOHCl + H_2O \rightleftarrows Zn(OH)_2\downarrow + HCl$$

Реакція розчину є кислою, $pH < 7$.

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, майже повністю припиняється на перших стадіях.

III. Солі, утворені слабкими кислотами і слабкими основами піддаються двосторонньому гідролізу – гідроліз відбувається за катіоном та аніоном, при цьому йон H^+ води зв'язується з залишком слабкої кислоти, а йон OH^- - із залишком слабкої основи.

Наприклад, гідроліз CH_3COONH_4 – ацетату амонію

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH$$

$$CH_3COONH_4 + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH$$

Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти й основи, які утворилися. Розчин CH_3COONH_4 має нейтральну реакцію.

Не всі солі піддаються гідролізу. Наприклад, солі, утворені сильними кислотами та сильними основами ($NaCl$, KNO_3, Na_2SO_4, $Ba(ClO_4)_2$, тощо), під час розчинення у воді не гідролізують. Вони розпадаються на катіони сильної основи й аніони сильної кислоти, наприклад:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Йони, що утворюються, не споріднені з йонами гідрогену або гідроксид-іонами. Під час розчинення таких солей у воді реакція середовища залишається нейтральною.

8 ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Окисно-відновні процеси (реакції) – процеси, що супроводжуються переходом електронів від одних атомів (молекул, йонів) до інших зі зміною ступеня окиснення.

Ступінь окиснення – формальна числова величина, що вказує уявний частковий заряд атома всередині молекули або йона.

Окисник – речовина, атоми (молекули, йони) якої приєднують електрони.

Відновник – речовина, атоми (молекули, йони) якої віддають електрони.

Окиснення – процес віддачі електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується підвищенням ступеня окиснення.

Відновлення – процес приєднання електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується пониженням ступеня окиснення.

Найважливіші відновники: метали, водень, вугілля, CO, H_2S, SO_2, H_2SO_3, HI, HBr, HCl, $SnCl_2$, $FeSO_4$, $MnSO_4$, $CrCl_3$, NH_3, NO, H_3PO_4, спирти, глюкоза.

Найважливіші окисники: галогени, $KMnO_4$, K_2MnO_4, $K_2Cr_2O_7$, O_2, O_3, H_2O_2, H_2SO_4(конц), HNO_3, Aq_2O, PbO_2, іони Aq^+, Au^{3+}

Типи окисно – відновних реакцій.

1. Міжмолекулярні – це такі, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають у різних речовинах.

Наприклад:

$$Mn^{+4}O_2 + 4HCl^- = Mn^{+2}Cl_2 + 2H_2O + Cl_2^0$$

$$\begin{array}{l|l|l} Mn^{+4} + 2\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} & 2 & 1 \\ 2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0 & 2 & 1 \end{array}$$

2. Внутрішньо – молекулярні - реакції, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають в одній речовині.

Наприклад:

$$2K^+Cl^{+5}O_3^{-2} = 2KCl^- + 3O_2^0$$

$$\begin{array}{l|l|l} Cl^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^- & 4 & 2 \\ 20^{-2} - 4e \rightarrow O_2^0 & 6 & 3 \end{array}$$

3. Реакції диспропорціювання – у цих окисником і відновником є атоми одного елемента, що перебувають в одній і тій же речовині. Вони поділяються на підтипи:

а) дисмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з одного проміжного до двох різних (вищого і нижчого), наприклад:

$$4K_2\overset{+4}{S}O_3 \overset{t^0}{=} 3K_2\overset{+6}{S}O_4 + K_2S^{-2}$$

$$\begin{array}{l|l|l} S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6} & 6 & 3 \\ S^{+4} + 6\bar{e} \rightarrow S^{-2} & 2 & 1 \end{array}$$

б) конмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з двох різних ступенів до одного (проміжного), наприклад:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2S^{-2} = 3S^0 + 2H_2O$$

$$S^{+4} + 4\bar{e} \rightarrow S^0 \quad \Big| \; 2 \; \Big| \; 1$$
$$S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0 \quad \Big| \; 4 \; \Big| \; 2$$

При визначенні ступеня окиснення слід дотримуватись певних правил:

1) ступінь окиснення атомів у простих речовинах (*Fe, O_2, Cl_2, H_2*) беруть рівним нулю;

2) гідроген у нейонних сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1, а в йонних гідридах (NaH, CaH_2) виявляє ступінь окиснення -1;

3) ступінь окиснення оксигену у сполуках приймають рівним -2, за винятком пероксидів (-1) та флуориду оксигену F_2O (+2);

4) найвищій ступінь окиснення в більшості випадків відповідає номеру групи, до якої належить елемент, винятком є флуор і оксиген;

5) алгебрична сума ступенів окиснення елементів у хімічній сполуці дорівнює нулю, невідомий ступінь окиснення одного з елементів у молекулі складної речовини можна визначити, користуючись складним рівнянням;

наприклад, ступінь окиснення фосфору у фосфорнуватистій кислоті $H_3^+ PO_2^{-2}$ визначаємо за таким рівнянням:

$$3\cdot(+1) + x + 2(-2) = 0$$
$$x = +1$$

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій слід дотримуватися певної послідовності:

1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;

2) записати рівняння електронно-йонного балансу;

3) підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;

4) повністю розставити коефіцієнти у рівняння реакції.

Основні методи урівнювання коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій

Метод електронного балансу – запис напівреакції окиснення та відновлення через символи лише тих елементів, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цього елемента, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

Наприклад, складемо рівняння взаємодії заліза з концентрованою H_2SO_4

$$Fe^0 + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 \xrightarrow{конц.} Fe^{+2}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

Ферум віддає 2 електрони та підвищує окиснення від 0 до +2, а сульфур приймає ці два електрони та знижує свій ступінь окиснення від +6 до +4

відновник $Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{+2}$	2	1
окисник $S^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow S^{+4}$	2	1

З електронних рівнянь витікає, що при окиснику та відновнику коефіцієнти дорівнюють 1, але в продуктах реакції беруть участь 2 атоми сульфуру (один з яких не відновлюється), тому коефіцієнти подвоюються.

Перевірку правильності написання рівняння можна обмежити підрахунком кількості атомів одного якого-небудь елемента, наприклад гідрогену або оксигену.

Метод напівреакцій – запис напівреакцій окиснення та відновлення через формули реальних частинок (молекул, йонів), у яких наявні елементи, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цієї частинки, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

Наприклад, розглянемо реакцію окиснення йодиду калію перманганатом калію у кислому середовищі. Записуємо схему цієї реакції:

$$KI^- + K\overset{+7}{M}nO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2^0 + Mn^{+2}SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Складаємо йонні схеми процесів окиснення та відновлення

$$I^- \rightarrow I_2^0$$

та

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$$

Прирівнюємо схеми реакцій за елементами, для цього у лівій частині схеми можна використовувати йони гідрогену та молекули води, якщо реакція перебігає в кислому середовищі, або ж йони гідроксиду та молекули води, - в лужному середовищі:

$$2I^- \rightarrow I_2^0$$

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

Наступний крок – прирівнювання зарядів у лівій та правій частинах схеми, для цього додаємо (або віднімаємо) необхідну кількість електронів

$$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

Щоб прирівняти кількість електронів в обох напівреакціях, першу з них помножуємо на 5, а другу – на 2

відновник $2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$	5 окиснення
окисник $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$	2 відновлення

$$10I^- + 2\,MnO_4^- + 16H^+ = 5I_2^0 + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

У молекулярній формі рівняння реакції матиме такий вигляд:

$$10KI + 2\,KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 5I_2 + 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 8H_2O$$

8.1 Електроліз

Іони у розчинах і розплавах знаходяться у стані постійного руху, він являє собою рух хаотичний, неспрямований. При підведенні до розчину або розплаву електроліту постійного електричного струму за допомогою електродів, що з'єднанні з джерелом постійного струму, рух іонів стає строго спрямованим. Катіони в полі постійного електричного струму пересуваються до катода (негативно зарядженого електрода), а аніони – до анода (позитивно зарядженого електрода).

Електроліз – окисно - відновний процес, що протікає на електродах при проходженні постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту та супроводжується розкладом розплавленої або розчиненої речовини та води.

Аніони – A^{x-}, OH^- - іони, що притягуються анодом.

Катіони – Me^{n+}, H^+ - іони, що притягуються катодом.

$A^{x-} - X\bar{e} \rightarrow A^0$ - аніони віддають електрони

$Me^{n+} n\bar{e} \rightarrow Me^0$ - катіони приймають електрони

На аноді проходить процес окиснення аніонів (A^{x-}, OH^-) або молекул H_2O.

На катоді йде процес відновлення катіонів (Me^{n+}, H^+) або (та) молекул H_2O.

Окисно-відновна дія струму в багато разів сильніша за дію хімічних відновників та окисників.

При електролізі виконується закон збереження електричного заряду: число електронів, відданих аніонами на аноді, повинно дорівнювати числу електронів, що приєднані катіонами на катоді.

Усі кількісні розрахунки електролізу виконуються за молекулярним рівнянням, що складено на основі схеми електролізу або згідно з законом Фарадея:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

де - m - маса речовини, що виділилася на одному з електродів

k – електрохімічний еквівалент речовини

I – сила струму

t – час

У таблиці підсумовано деякі катодні та анодні процеси, що відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів.

Електроліз розчинів деяких електролітів

Розчинений електроліт	Що відбувається на електроді
Гідроксиди і солі лужних, лужноземельних елементів, солі магнію, берилію, алюмінію	Катод: $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$
Солі, які містять катіони елементів від мангану до тих, що завершують ряд активності	Катод: $M^{n+} + n\bar{e} \rightarrow M$ водночас можливе: $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$
Хлориди, броміди, йодиди, сульфіди	Анод: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$; $S^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S$
Гідроксиди, сульфати, нітрати, карбонати, фосфати	Анод: $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$

Приклад 1.

Напишіть, які процеси відбуваються при електролізі розплаву

$$NaCl \quad \rightleftarrows \quad Na^+Cl^-$$

На електродах відбуваються процеси:

на катоді:	$Na^+ + \bar{e}$	$\rightarrow$	Na	2 відновлення
на аноді:	$2Cl^- - 2\bar{e}$	$\rightarrow$	Cl_2	1 окиснення

$$2Na^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na + Cl_2$$

Рівняння реакції:

$$2NaCl \xrightarrow[\text{електроліз}]{\rightarrow\rightarrow} 2Na+Cl_2$$

Відповідь: внаслідок електролізу розплаву $NaCl$ на катоді виділяється метал натрій, а на аноді – хлор (газ)

Приклад 2.

Визначте продукти електролізу водного розчину $CuCl_2$

$$CuCl_2 \underset{\leftarrow}{\overset{\rightarrow}{}} Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$

На електродах відбуваються процеси:

на катоді:	$Cu^{2+} + 2\bar{e}$	$\rightarrow$	Cu	2	1 відновлення
на аноді:	$2Cl^- - 2\,\bar{e}$	$\rightarrow$	Cl_2	2	1 окиснення

$$Cu^{2+} + 2\,Cl^- \rightarrow Cu + Cl_2$$

Рівняння реакції

$$CuCl_2 \xrightarrow[\text{електроліз}]{\rightarrow\rightarrow} Cu + Cl_2$$

Відповідь: внаслідок електролізу водного розчину $CuCl_2$ на катоді виділяється мідь, а на аноді – хлор (газ)

Приклад 3.

Визначте продукти електролізу водного розчину $NaCl$.

$$NaCl \underset{\leftarrow}{\overset{\rightarrow}{}} Na^+ + Cl^-$$

На електродах відбуваються процеси:

на катоді:	$2H_2O + 2\,\bar{e}$	$\rightarrow$	$H_2 + 2OH^-$	2	1 відновлення
на аноді:	$2Cl^- - 2\,\bar{e}$	$\rightarrow$	Cl_2	2	1 окиснення

Сумарний процес можна зобразити рівнянням:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow[\text{електроліз}]{\rightarrow\rightarrow} H_2 + Cl_2 + 2NaOH$$

Відповідь: внаслідок електролізу на аноді виділяється хлор, а на катоді – водень і в розчині накопичується гідроксид натрію.

ІІ. ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Органічна хімія – це розділ хімічної науки у якому вивчаються сполуки Карбону – їхня будова, властивості, способи одержання і практичного використання.

Крім Карбону, органічні сполуки завжди містять Гідроген, досить часто – Оксиген, Нітроген і галогени, рідше – Фосфор, Сульфур та інші елементи.

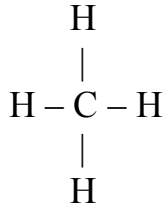
Завдяки особливим властивостям Карбону органічні сполуки надзвичайно численні. Наразі відомо понад 20 млн синтетичних і природних органічних речовин, і їхня кількість постійно зростає.

Теоретичним підгрунтям органічної хімії є теорія реакційної здатності.

У різних джерелах називають різну кількість положень теорії хімічної будови. Розглянемо головні положення теорії, що увійшла в науку як теорія хімічної будови органічних сполук О.М.Бутлерова.

1. У молекулах речовин існує чітка послідовність хімічного зв'язування атомів відповідно до їх валентності, що називається хімічною структурою (будовою).

Для зображення послідовності з'єднання атомів у молекулі Бутлеров запропонував використовувати риски (валентні штрихи) між атомами. Так, з огляду на те що в органічних сполуках атом Карбону завжди чотиривалентний, а Гідроген – одновалентний, можно записати формулу найпростішої органічної сполуки, причому така формула може бути лише одна:



2. Хімічні властивості речовин визначаються природою атомів елементів, що їх утворюють, їхньою кількістю й порядком їх з'єднання (хімічною будовою).

Тобто хімічні властивості речовини залежать не лише від того, які саме атоми входять до її складу (що відбиває молекулярна формула), але й від того, у якій послідовності ці атоми з'єднані один з одним (що відбиває структурна формула).

3. Існування речовин з лднаковим складом і молекулярною масою, але різною будовою, зумовлено явищем ізомерії.

Ізомерія – це явище, за якого можуть існувати кілька речовин, які мають той самий склад і ту саму молекулярну масу, але й відрізняються хімічною будовою і властивостями.

Речовини, що мають однаковий склад молекул, але різну хімічну будову, а через це – різні властивості, називають ізомерами.

Наприклад, вуглеводень складу C_4H_{10} має лише два ізомери, а вуглеводень $C_{10}H_{22}$ – 74 ізомери.

4. Оскільки в конкретних реакціях змінюються лише окремі частини молекули, то дослідження будови пролукту реакції допомогає визначити будову вихідної молекули.

5. Хімічна природа (реакційна здатність) окремих атомів молекули змінюється залежно від оточення, тобто від того, з якими атомами інших елементів вони з'єднані.

Теорія хімічної будови дає принципову можливість пізнання геометрії молекули через пізнання її хімічних властивостей. Структурні формули в руках хіміків перетворилися на потужне знаряддя, що дозволяє робити висновки про хімічні властивості сполук, дає можливість систематизувати величезний матеріал органічної хімії, передбачати існування незліченої кількості нових сполук і знаходити способи їх синтезу.

9. ВУГЛЕВОДНІ

Для складання назви вуглеводня треба

1. У структурній формулі вуглеводню знайти головний ланцюг. Головний ланцюг – це найдовша безперервна послідовність атомів Карбону.

2. Частинки, що не ввійшли в головний ланцюг – замісники.

3. Головний ланцюг нумерується з того кінця, до якого ближча більшість замісників.

4. В основу назв і головного ланцюга, і замісників покладено корінь, що вказує на кількість атомів Карбону в головному ланцюзі:

C_1 – мет	C_6 – гекс
C_2 – ет	C_7 – гепт
C_3 – проп	C_8 – окт
C_4 – бут	C_9 – нон
C_5 - пент	C_{10} - дек

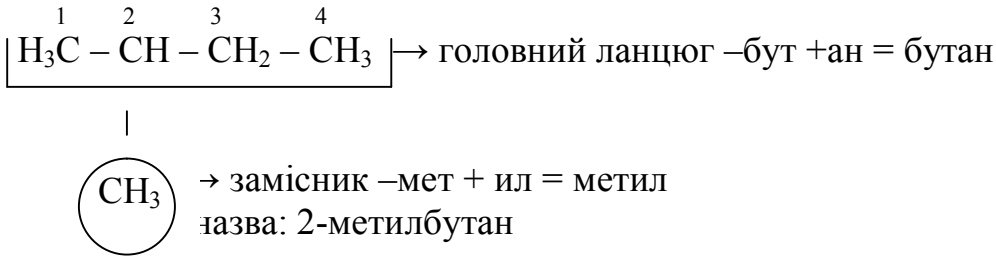
5. У назві головного ланцюга до алканів до кореня додається суфікс –ан, алкенів –ен, алкінів –ин(-ін).

6. У назві вуглеводневих замісників до кореня додається суфікс –ил (-іл).

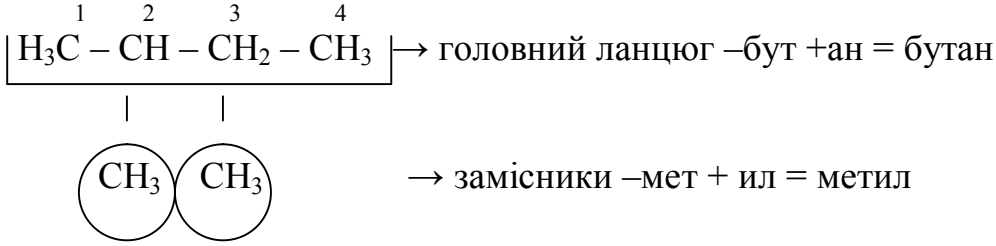
7. Назва насиченого вуглеводню:

номер атома головного ланцюга, біля якого є замісник, назва замісника + назва головного ланцюга + суфікс –ан.

Наприклад:

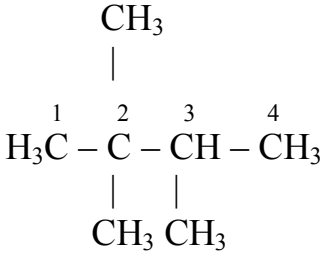


8. Якщо до головного ланцюга приєднані кілька однакових замісників, то в назві цифрою вказується положення кожного замісника, а перед назвою замісника ставиться префікс: ди- (дво- замісники), три- (три-замісники), тетра- (чотири замісники), пента (п'ять замісників) і т.д.
Наприклад:



2,3 – диметилбутан

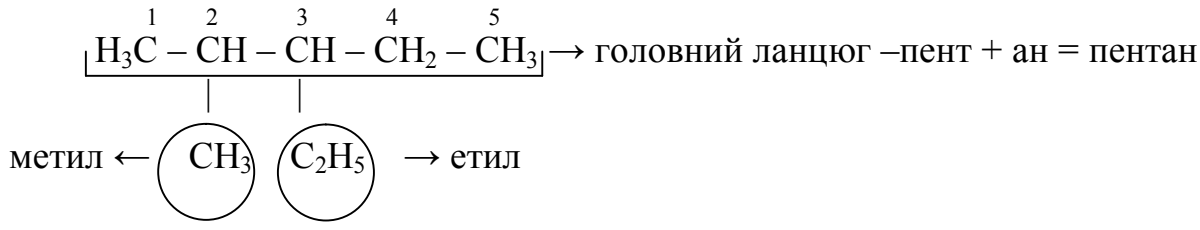
Якщо два однакові замісники знаходяться біля одного атома головного ланцюга, то в назві його номер пишеться двічі



2, 2, 3 – триметилбутан

9. Якщо до головного ланцюга приєднані кілька різних замісників, то в назві вони перелічуються за абеткою.

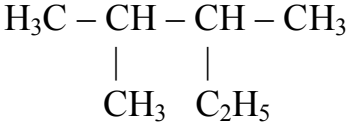
Наприклад:



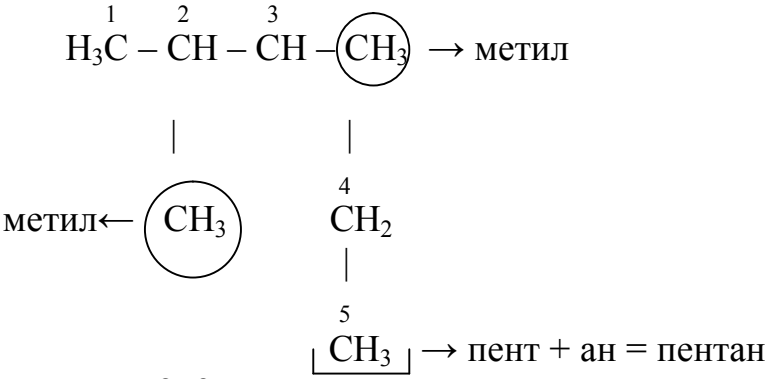
3-етил-2-метилпентан

Увага! У цьому випадку важливо уважно перевіряти правильність вибору головного ланцюга.

Наприклад: у сполуці



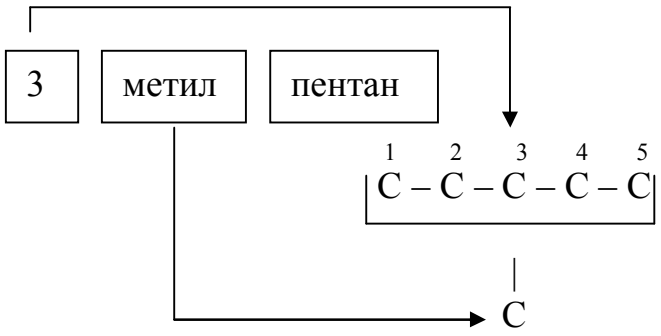
Вибираючи головний ланцюг, потрібно врахувати, що радикал $–C_2H_5$ містить два атоми Карбону, отже:

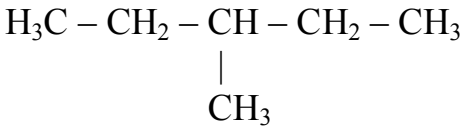


2, 3- диметилпентан

У разі складання структурної формули за назвою спочатку пишеться головний ланцюг, потім він нумерується (у довільному порядку), після цього до головного ланцюга «приєднуються» замісники. На завершення до кожного атома Карбону дописуються атоми Гідрогену з огляду на те що валентність Карбону – 4.

Наприклад:





9.1 Алкани

Найпростішим насиченим вуглеводнем є метан CH_4. Загальна формула алканів C_nH_{2n+2} (n = 1, 2, …). У молекулах цих вуглеводнів атоми Карбону перебувають у стані sp^3– гібридізації, а кути між лініями, що з'єднують центри сусідніх атомів, становлять 109º28´.

Назви цих вуглеводнів утворюються з грецьких та латинських числівників з додаванням суфікса –ан. Наприклад: метан CH_4, етан C_2H_6, пропан C_3H_8, бутан C_4H_{10}, октан C_8H_{18}, … утворюють гомологічний ряд алканів.

Гомологія – це явище існування подібних за будовою і властивостями органічних речовин, що відрізняються на групу $–CH_2–$.

Група $–CH_2–$ називається гомологічною різницею. Речовини, що подібні за будовою та відрізняються одна від одної на одну або кілька груп $–CH_2–$, утворюють гомологічні ряди.

Речовини, що входять до одного гомологічного ряду, називаються гомологами.

До насичених вуглеводнів – алканів (парафінів) – належать сполуки з відкритим ланцюгом, у яких атоми Карбону з'єднані один з одним простими (одинарними) зв'язками , а решта їхніх вільних валентностей насичена атомами Гідрогену.

За звичайних умов алкани є мало реакційноздатними, звідки виникла їхня назва «парафіни».

Фізичні властивості.

Метан, етан, пропан, бутан, ізобутан, диметилпропан – гази. Алкани з молекулами нерозгалуженої будови, що містять від 5 до 16 атомів Карбону – рідини, решта – тверді речовини. Сумішшю твердих алканів C_nH_{2n+2} ($n \geq 18$) є парафін.

Алкани – безбарвні, а у твердому стані – білі речовини. Запах мають лише рідкі алкани; його називають «бензиновим». Температури плавлення і кипіння алканів зі збільшенням кількості атомів Карбону в молекулах зростають.

Алкани легші за воду. Оскільки молекули алканів практично неполярні, ці сполуки добре розчиняються в багатьох органічних розчинниках, але нерозчинні у воді.

Хімічні властивості алканів.

Насичені вуглеводні за звичайних умов не взаємодіють ні з концентрованими кислотами, ні з лугами. Для них властиві реакції заміщення атомів Гідрогену та розщеплення. Ці реакції внаслідок міцності зв'язків C – C і C – H відбуваються або в процесі нагрівання, або на світлі, або внаслідок каталізаторів.

1. Алкани – горючі речовини – при підпалюванні горять, при цьому виділяється велика кількість теплоти? $2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O + Q$.

Якщо повітря не вистачає, то серед продуктів реакції з'являються чадний газ і вуглець.

2. Реакції заміщення (реакції галогенування). За нагрівання до 250ºС - 400ºС або під дією ультрафіолетового випромінювання алкани вступають у реакцію заміщення з галогенами (крім йоду).

Атоми Гідрогену поступово заміщуються на атоми галогену. На практиці, за умови достатньої кількості хлору, утворюється суміш моно-, ди-, три-, тетразаміщених сполук, які називають галогенопохідними насичених вуглеводнів:

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$$

хлорометан

$$CH_3Cl + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_2Cl_2 + HCl$$

дихлорметан

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + HCl$$

трихлорметан

$$CHCl_3 + Cl_3 \xrightarrow{h\nu} CCl_4 + HCl$$

тетрахлорметан

Ця реакція відбувається за радикальним механізмом і складається з трьох стадій. Виходячи з того, що метан не реагує з хлором у темряві, але легко взаємодіє з ним на світлі, можна вважати, що цей чинник є ініціатором реакції.

Перша стадія: ініціювання реакції.

Під дією енергії світла ковалентний зв'язок у молекулі хлору розвивається, вона розщеплюється на атоми, що мають по одному неспареному електрону:

$$:\ddot{Cl} \cdot\int\cdot \ddot{Cl}: \rightarrow 2Cl\cdot$$

ці частинки називають радикалами, вони дуже реакційноздатні.

Друга стадія: розвиток ланцюга.

Унаслідок зіткнення з молекулою CH_4 радикал хлору відщеплює від неї атом Гідрогену, при цьому утворюється новий радикал – метил:

$$CH_4 + \cdot Cl \rightarrow \cdot CH_3 + HCl$$

Стикаючись із молекулою хлору, радикал метил відщеплює від неї атом Хлору, утворюючи молекулу хлорометану та радикал Хлору:

$$\cdot CH_3 + Cl - Cl \rightarrow CH_3Cl + \cdot Cl$$

Останній може атакувати молекулу хлорометану, внаслідок чого відбувається заміщення ще одного атома Гідрогену:

$CH_3Cl + \cdot Cl \rightarrow \cdot CH_2Cl + HCl$

Ланцюг може розвиватися далі:

$\cdot CH_2Cl + Cl - Cl \rightarrow CH_2Cl_2 + \cdot Cl$ и т.д.

Третя стадія: обривання ланцюга.

У разі зіткнення радикалів між собою ланцюг обривається:

$\cdot CH_3 + \cdot CH_3 \rightarrow H_3C - CH_3$

$\cdot CH_3 + Cl\cdot \rightarrow CH_3Cl$

$\cdot Cl + \cdot Cl \rightarrow Cl_2$

Реакція припиняється, коли зникають усі вільні радикали.

Реакцію, яка відбувається з утворенням активної частинки, здатної спричиняти утворення інших таких частинок, називають ланцюговою.

Термічний розклад.

Унаслідок нагрівання до високої температури за відсутності повітря (кисню) алкани розкладаються – таке розщеплення сполук називають піролізом. Під час піролізу алканів утворюються насичені й ненасичені вуглеводні, а також водень:

$$2CH_4 \xrightarrow{t^o} \underset{\text{етин}}{HC \equiv CH} + 3H_2\uparrow$$

$$C_4H_{10} \xrightarrow{t^o} \underset{\text{етан}}{C_2H_6} + \underset{\text{етен}}{C_2H_4}$$

Якщо йдеться про перевірку нафти, то до піролізу алканів вживають термін крекінг.

Розрізнюють термічний, каталітичний, гідрокрекінг (за участю водню).

4. Реакція ізомеризації.

Під дією підвищеної температури та за наявності каталізатора алкани здатні до ізомеризації – перебудови карбонового скелета з утворенням алканів розгалуженої будови.

$$\underset{\text{бутан}}{H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3} \xrightarrow{t^o,\ AlCl_3} \underset{\text{2-метилпропан (ізобутан)}}{H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3}$$

Одержання алканів.

1. Основними джерелами алканів є природний газ, нафта, кам'яне вугілля.

2. До промислових синтетичних методів належить переробка синтез-газу (суміш Карбон (II) оксиду й водню) за наявності каталізатора

$$CO + 2H_2 \xrightarrow{K} H_2O + \text{суміш вуглеводнів}$$

3. Нагріванням вуглецю з воднем можна синтезувати метон

$$C + 2H_2 \xrightarrow{t^o,\ K} CH_4$$

4. Алкани утворюються унаслідок приєднання водню до ненасичених вуглеводнів

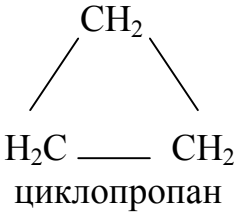
$$H_2C = CH_2 + H_2 \xrightarrow{t^o,\ Ni} C_2H_6$$

5. Синтез Вюрца – реакція продовження ланцюга.

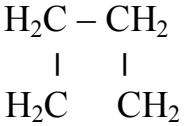
$$C_2H_5Cl + 2Na + Cl - C_2H_5 \xrightarrow{t^o} C_4H_{10} + 2NaCl$$

9.2 Циклоалкани (циклопарафіни)

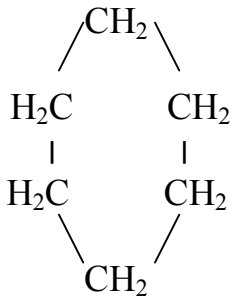
Атоми Карбону в стані sp^3- гібридизації можуть сполучатися з утворенням не лише ланцюгових, а й циклічних молекул:



циклопропан



циклобутан



циклогексан

Ці сполуки належать до циклоалканів (циклопарафінів) ,дуже часто в органічній хімії структурні формули перелічених циклоалканів зображують без символів С і Н простими геометричними фігурами:

Загальна формула гомологічного ряду циклоалканів C_nH_{2n}.

Фізичні властивості циклоалканів.

Циклоалкани мають більш високі температури плавлення і кипіння й більшу густину, ніж відповідні алкани. Циклоалкани у воді практично не розчиняються, однак розчиняються в органічних розчинниках.

Хімічні властивості.

Хімічні властивості циклопарафінів залежать від числа атомів Карбону, що становлять цикл. Нижчі циклоалкани (циклопропан і циклобутан) поводяться як ненасичені вуглеводні, вони здатні вступати в реакції приєднання. Циклоалкани з більшою кількістю атомів Карбону в циклу поводяться як алкани, для них характерними є реакції заміщення.

1. Реакція окиснення

Циколалкани горять

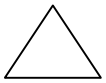
$$+ \ 9O_2 \xrightarrow{t^o} 6CO_2 + 6H_2O$$

У результаті реакцій часткового окиснення утворюються двоосновні карбонові кислоти з тим же числом атомів Карбону:

$$+ \ 5O_2 \longrightarrow 2H_2C \begin{cases} CH_2COOH \\ CH_2COOH \end{cases} + 2H_2O$$

циклопентан глутарова кислота

2. Реакція гідрування – приєднання водню.

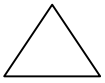


$$+ \ H_2 \xrightarrow{Ni,\ t} C_3H_8$$

циклопропан пропан

3. Реакція галогенування – приєднання галогенів.

Причислений цикл під час галогенування розривається, приєднуючи атоми галогену:



$$+ \ Br_2 \longrightarrow \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}} - CH_2 - \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}}$$

циклопропан 1,3-дибромпропан

Циклопарафіни з п'яти й шестичленними циклами в процесі галогенування вступають в реакції заміщення:

$$+ \ Cl_2 \longrightarrow \qquad + \ HCl$$

циклопентан хлорциклопентан

4. Реакція гідрогалогенування.

Циклопропан та його гомологи взаємодіють з галогеноводнями з розривом циклу:

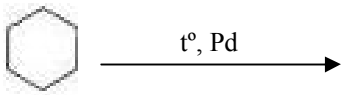
$CH_3 + HBr \longrightarrow H_3C - CH_2 - \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH}} - CH_3$

метилциклопропан 2-бромбутан

Реакція здійснюється відповідно до правила Морковнікова. Решта циклопарафінів з галогеноводнями не реагує.

5. Реакція дегідрування.

Сполуки з шестичленними циклами в разі нагрівання з каталізаторами дегідрується з утворенням ароматичних вуглеводнів:



$+ 3H_2$

циклогексан бензен

9.3 Алкени

Вуглеводні, молекули яких мають відкритий карбоновий ланцюг з одним подвійним зв'язком, називають алкенами. Загальна формула алкенів C_nH_{2n} ($n \geq 2$).

Найпростішим вуглеводнем з одним подвійним зв'язком у молекулі є етен (етилен).

$H_2C = CH_2$ (C_2H_4)

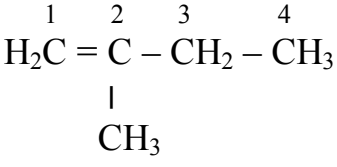
Атоми Карбону в молекулі етену перебувають у стані sp^2-гібридизації, тобто кожен атом Карбону має три гібридні sp^2- орбіталі, осі яких перебувають в одній площині під кутом 120° відносно одна одної.

Алкенам властива:

1) структурна ізомерія карбонового скелета:

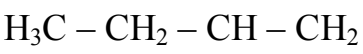
$\overset{1}{H_2}C = \overset{2}{CH} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_2} - \overset{5}{CH_3}$ $\overset{1}{H_2}C = \overset{2}{CH} - \overset{3}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}} - \overset{4}{CH_3}$

пентен-1 3-метилбутен-1 (C_2H_{10})

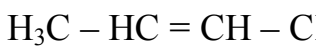


2-метилбутен-1

2) ізомерія положення кратних зв'язків:



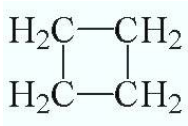
бутен-1



бутен-2

3) міжгрупова ізомерія (до структурних ізомерів алкенів належать циклоалкани):

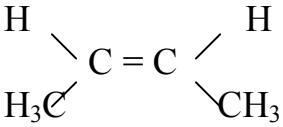
бутен-2



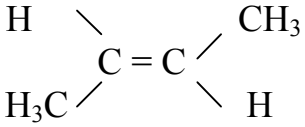
циклобутан

4) стереоізомерія (або просторова ізомерія) – цис-транс-ізомерія:

якщо однотипні замісники перебувають по один бік від подвійного зв'язку, сполуку називають цис-ізомером, а якщо по різні боки – транс-ізомером:



цис-бутен-2

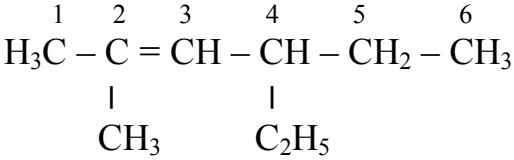


транс-бутен-2

Багато алкенів – етен, пропен, бутен-1 та ін. – не мають геометричних ізомерів.

Систематичні назви алкенів складають, дотримуючись такої самої послідовності, що й у разі алканів:

1) у головному ланцюзі обов'язково має перебувати кратний зв'язок;
2) нумерація головного ланцюга починається з того кінця, до якого ближче знаходиться кратний зв'язок;
3) перед назвою цифрою позначити місця замісників і їхні назви в абетковому порядку



2-метил-4-етилгексен-2

4) положення кратного зв'язку вказується після назви вуглеводню.

Фізичні властивості.

Алкени за фізичними властивостями подібні до алканів. Етен, пропен, бутени за звичайних умов є газами, інші – рідини або тверді речовини. Зі збільшенням молекулярної маси сполук температури їх плавлення і кипіння зростають. Алкени практично нерозчинні у воді, але розчиняються в органічних розчинниках.

Хімічні властивості.

Через наявність у молекулах алкенів подвійного зв'язку сполуки виявляють значну хімічну активність. У більшості реакцій подвійні зв'язки легко перетворюються на прості.

Для алкенів характерні реакції приєднання.

1. Приєднання водню – реакція гідрування. За наявності каталізатора (Ni, Pt) за місцем подвійного зв'язку приєднується водень, утворюються алкани:

$$H_3C - CH = CH_2 + H_2 \xrightarrow{t^o,\ Ni} H_3C - CH_2 - CH_3$$

Пропен пропан

2. Приєднання галогенів – галогенування. За звичайних умов алкени приєднують хлор і бром за місцем подвійного зв'язку з утворенням дигалоген похідних алканів. Пропустимо пропен крізь розчин бромної води – забарвлення брому зникає:

$$H_3C - CH = CH_2 + Br_2 \longrightarrow \overset{3}{H_3C} - \overset{2}{CH}(Br) - \overset{1}{CH_2}(Br)$$

пропен 1,2 – дибромпропан

3. Приєднання гідрогалогенів – гідрогалогенування. Алкени приєднують галогеноводні, утворюючи галогенопохідні вуглеводнів

$$H_2C = CH_2 + HBr \longrightarrow H_3C - CH_2(Br)$$

етен 1-брометан

Приєднання галогеноводнів до пропілену та інших алкенів відбувається відповідно до правила Марковнікова: водень приєднується до найбільш гідрогенізованого атома Карбону в місці подвійного зв'язку:

$$H_3C - CH = CH_2 + H\text{–}Cl \longrightarrow H_3C - CH(Cl) - CH_3$$

пропен 2-хлорпропан

4. Приєднання води – гідратація. У присутності мінеральних кислот алкени приєднують воду, утворюючи вторинні спирти (починаючи з пропену):

$$H_2C = CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+} H_3C - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH_2}}$$

етанол

$$H_2C = CH - CH_3 + \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{H}} \longrightarrow H_3C - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - CH_3$$

пропанол-2

приєднання відбувається відповідно до правила Марковникова.

5. Реакція окиснення.

Алкени легко окиснюються. Залежно від умов проведення реакції утворюються різні продукти.

а) У результаті спалювання на повітрі алкени дають вуглекислий газ і воду:

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

б) У разі часткового окиснення розведеним розчином $KMnO_4$ утворюються двохатомні спирти – гліколі:

$$3H_2C = CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow \underset{\displaystyle OH\ \ OH}{\underset{|\quad|}{H_2C - CH_2}} + 2MnO_2 + 2KOH$$

етандіол 1,2

У результаті реакції спостерігається знебарвлення розчину калій перманганату (реакція Вагнера) – ця реакція є якісною на подвійний зв'язок.

6. Реакція полімеризації.

Однією з найбільш важливих у практичному плані реакцій ненасичених сполук є полімеризація.

Реакція полімеризації – процес утворення високо молекулярної сполуки (полімеру) шляхом з'єднання одна з одною молекул вихідної низькомолекулярної сполуки (мономера). Під час полімеризації подвійні зв'язки в молекулах вихідної ненасиченої сполуки «розкриваються», і за рахунок вільних валентностей, що утворюються, ці молекули з'єднуються одна з одною. Полімеризація алкенів спричиняється нагріванням, тиском, опроміненням, дією вільних радикалів або каталізаторів:

$$n\ H_2C = CH_2 \longrightarrow (-CH_2 - CH_2-)_n$$

поліетилен

(полімер)

n-ступінь полімеризації

Добування алкенів.

1. Алкени утворюються у процесі переробки насичених вуглеводнів, що містяться в нафті:

$$C_6H_{14} \xrightarrow{t^o} H_2C = CH_2 + C_4H_{10}$$

гексан етен бутан

У дуже малих кількостях алкени трапляються в природному газі.

2. Промисловим методом добування алкенів є дегідрування (відщеплення водню) алканів за підвищеної температури і наявності каталізатора:

$$C_3H_8 \xrightarrow{t^o,\ Ni} H_2C = CH - CH_3 + H_2$$

пропан пропен

3. Лабораторні методи.

Дегідрогалогенування (відщеплення галогеноводню) галогеналканів візчином лугу:

$$H_2C - CH_2 + KOH \longrightarrow H_2C = CH_2 + KCl + H_2O$$

| |

H Cl

хлоретан розчин етен

4. Дегідратація спиртів (відщеплення води). Пари алканів пропускають над каталізатором за температури 400º, або нагріваючи спирти із сильними неорганічними кислотами.

$$C_2H_5 - OH \xrightarrow{t^o,\ K} H_2C = CH_2 + H_2O$$

етанол етен

9.4 Алкіни

Алкінами (ацетиленовими вуглкводнями) називаються ненасичені вуглеводні, що містять у молекулі один потрійний зв'язок і мають загальну формулу C_nH_{2n-2}.

Найпростішим вуглеводнем із потрійним зв'язком у молекулі є етин, або ацетилен

$HC \equiv CH$ (C_2H_2)

Етин започатковує гомологічний ряд вуглеводнів, у молекулах яких є один потрійний зв'язок.

Потрійний зв'язок у молекулі етину складається з одного σ-зв'язку та двох π-зв'язків, атоми Карбону перебувають у стані *sp*- гібридизації. Це означає, що кожен атом Карбону має дві гібридні *sp*- орбіталі, осі яких розташовані на одній лінії під кутом 180º одна до одної, а дві *p*- орбіталі залишаються негібридними.

Для алкінів існує

- ізомерія карбонового скелета:

$$\overset{1}{H}C \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_2} - \overset{5}{CH_3} \qquad \overset{1}{H}C \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{CH} - \overset{4}{CH_3} \qquad (C_5H_8)$$

$$\begin{array}{c} \\ \\ \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

3-метилбутін-1

- ізомерія положення C ≡ C кратних зв'язків:

$$\overset{1}{H}C \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_3} \qquad \overset{1}{H_3}C - \overset{2}{C} \equiv \overset{3}{C} - \overset{4}{CH_3} \qquad (C_4H_6)$$

бутін-1 бутін-2

Фізичні властивості.

Алкіни – безбарвні речовини. Етин, пропін, бутін-1 за звичайних умов є газами, решта алкінів – рідини або тверді речовини. Температура їх плавлення й кипіння збільшується зі зростанням молекулярної маси. Наявність потрійного зв'язку в ланцюзі приводить до підвищення температури кипіння, густини й розчинності їх у воді порівняно з алканими та алкенами.

Хімічні властивості.

Для алкінів характерними є всі реакції приєднання, властиві алкенам, однак у них після приєднання першої молекули реагенту залишається ще один π-зв'язок (алкін перетворюється на алкен), що може знову вступати в реакцію приєднання з іншою молекулою реагенту.

Крім того, алкіни, в молекулах яких є фрагмент –C ≡ CH проявляють кислотні властивості – вступають в реакції заміщення.

Реакції приєднання.

1. Гідрування (приєднання водню) здійснюється в процесі нагрівання з каталізаторами Ni або Pt:

$$HC \equiv C - CH_3 + H_2 \xrightarrow{t^o,\ Ni} H_2C = CH - CH_3 \qquad \text{1 стадія}$$

пропін пропен

$$H_2C = CH - CH_3 + H_2 \xrightarrow{t^o,\ Ni} H_3C - CH_2 - CH_3 \qquad \text{2 стадія}$$

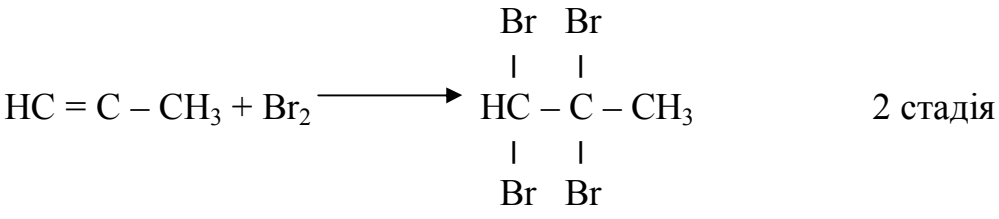
пропан

2. Галогенування (приєднання пропан галогенів).

Алкіни знебарвлюють бромну воду – якісна реакція на потрійний зв'язок. Реакція відбувається повільніше, ніж ця реакція алкенів.

$$HC \equiv C - CH_3 + Br_2 \longrightarrow \begin{array}{l} HC = C - CH_3 \\ \quad | \quad | \\ \quad Br \quad Br \end{array} \qquad \text{1 стадія}$$

пропін 1,2-дибромпропен

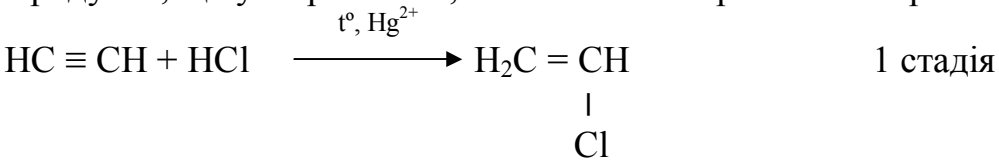


2 стадія

1,2-дибромпропен 1,1,2,2-тетрабромпропен

3. Гідрогалогенування (приєднання галогеноводнів).

Продукти, що утворюються, визначаються правилом Марковнікова.

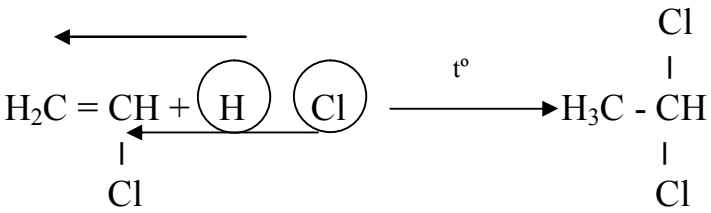


1 стадія

хлоретен (вінілхлорид)

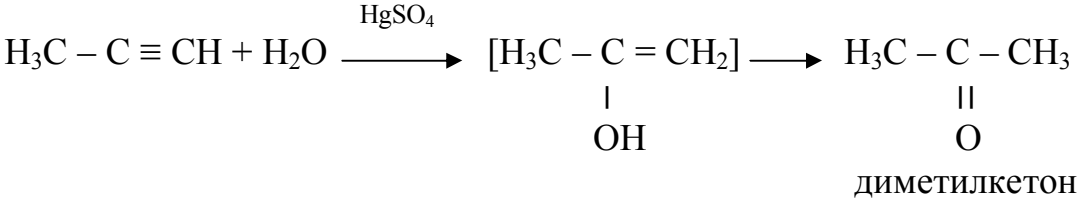
Вінілхлорид є сировиною для виробництва полівінілхлориду – полімеру, який використовують для виготовлення матеріалів різного призначення.

Склад продукту другої стадії реакції визначається правилом Марковникова



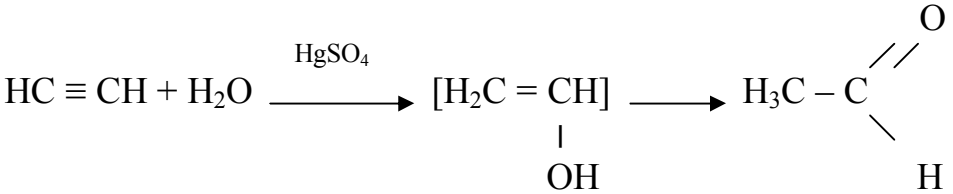
хлороетен 1,1-дихлоретан

4. Гідратація (приєднання води) – реакція Кучерова, здійснюється в присутності меркурій сульфату. Приєднання H_2O відбувається за правилом Марковникова: нестійкий спирт із гідроксильною групою в місці подвійного зв'язку (енол), що утворюється, ізомеризується в більш стабільну карбонільну сполуку – кетон:



диметилкетон
(пропан-2)

У випадку гідратації етіну кінцевим продуктом є альдегід:



етаналь
(оцтовий альдегід)

5. Окиснення.

Алкіни, як і інші вуглеводні, згоряють у надлишку кисню чи повітря.

$2C_2H_2 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

Реакцію горіння ацетилену в чистому кисні використовують для зварювання і різання металів.

Алкіни взаємодіють із розчинами сильних окисників, наприклад, з калій перманганатом $KMnO_4$ – розчин солі знебарвлюється, а алкіни окиснюються до карбонових кислот. Ця реакція є якісною на кратний зв'язок

$$H_3C - C \equiv C - CH_3 + H_2O \xrightarrow{+3\,[O]} 2CH_3COOH$$

бутін-2 — етанова кислота (оцтова)

$$3HC \equiv CH + 4H_2O + 8KMnO_4 \longrightarrow 3HOOC - COOH + 8MnO_2 + 8KOH$$

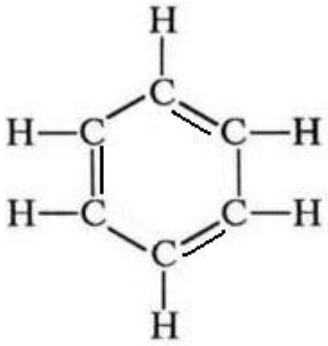
етін — етандіова кислота (щавлева)

6. Полімеризація.

Ацетиленові вуглеводні через наявність потрійного зв'язку схильні до реакції полімеризації.

У результаті нагрівання ацетилену в присутності активованого вугілля (реакція Зелінського) відбувається циклічна тримеризація з утворенням бензену:

$$3HC \equiv CH \xrightarrow{C_{акт.}\ 600^\circ}$$



Реакції заміщення.

7. Етин (ацетилен) і алкіни, в молекулах яких потрійний зв'язок перебуває на початку карбонового ланцюга, репгують із лужними металами

$$HC \equiv CH + 2Na \xrightarrow{t^o} NaC \equiv Cna + H_2\uparrow$$

натрій ацетиленід

8. Етин взаємодіє з амоніачними розчинами оксидів Аргентуму і Купруму (I):

$$HC \equiv CH + Ag_2O \xrightarrow{NH_4OH} Ag_2C \equiv CAg + H_2O$$

білого кольору

аргентум ацетіленід

$$HC \equiv CH + Cu_2O \xrightarrow{NH_4OH} CuC \equiv CCu\downarrow + H_2O$$

цегляно-червоного кольору
купрум (I) ацетиленід

Ацетиленіди Аргентуму й Купруму виокремлюються надзвичайною вибуховістю.

Добування етинів.

1. Дегідрування алканів, алкенів:

$$C_2H_6 \xrightarrow{t^o,\ K} C_2H_2 + 2H_2\uparrow$$

етан етін

$$H_2C = CH_2 \xrightarrow{t^o,\ K} HC \equiv CH + H_2\uparrow$$

етен етін

2. Дегалогенування дигалогенпохідних алканів:

$$\begin{matrix} Cl \\ | \\ HC - CH_2 - CH_3 \\ | \\ Cl \end{matrix} + 2NaOH \longrightarrow HC \equiv C - CH_3 + 2NaCl + 2H_2O$$

1,1-дихлорпропан спиртовий пропін

Розчин

Добування ацетилену

Крекінг метану:

$$2CH_4 \xrightarrow{1500^o} HC \equiv CH + 3H_2\uparrow$$

Карбідний метод:

одержання карбіду кальцію:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^o} CaO + CO_2$$

$$CaO + 3C \xrightarrow{t^o} CaC_2 + CO$$

Добування ацетилену для зварювальних робіт:

$$CaC_2 + 2H_2O = HC \equiv CH + Ca(OH)_2$$

9.5 Бензол та його гомологи

Ароматичними називаються сполуки, в молекулах яких міститься циклічна група атомів з особливим характером зв'язку – ядро бензолу. Міжнародна назва ароматичних вуглеводнів – арени.

Загальна формула ароматичних вуглеводнів C_nH_{2n-6} ($n \geq 6$). Найпростішим ароматичним вуглеводнем є бензен C_6H_6 (бензол).

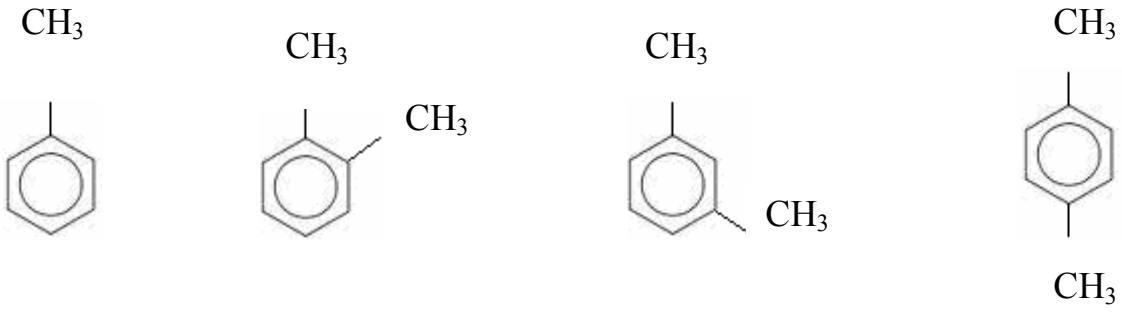
Згідно із сучасними уявленнями, у всіх атомах Карбону молекули бензену реалізується sp^2- гібридизація орбіталей. Три електрони кожного атома Карбону (один *s* і два *p*- електрони), перебуваючи в гібридизованих орбіталях, забезпечують три σ-зв'язки із двома іншими атомами Карбону і одним атомом гідрогену.

В утворенні четвертого зв'язку атома Карбону бере участь ще один *p*-електрон. Його негібридизована орбіталь зорієнтована перпендикулярно до площини молекули. Внаслідок перекривання двох таких орбіталей утворюється π-зв'язок. Однакові відстані між атомами Карбону свідчать про перекривання всіх шістьох, негібридизованих *p*-орбіталей. π-електронна густина рівномірно розподіляється по карбоновому циклу, зосереджуючись над і під його площиною.

Рівномірний розподіл π-електронної густини показують у структурній формулі молекули так:

Отже, між атомами Карбону бензенового кільця немає простих і подвійних зв'язків. Ефект «вирівнювання» простих і подвійних зв'язків, які чергуються один з одним у молекулі, називають спряженням. Саме він зумовлює особливу стійкість електронної системи молекули бензену.

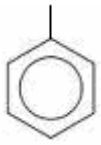
Крім бензену існує багато вуглеводнів із замкнутою π-електронною системою в молекулах.



метилбензен (толуен) 1,2-диметилбензен (орто-ксилол) 1,3-диметилбензен (мета-ксилол) 1,4-диметилбензен (пара-ксилол)

Положення двох замісників указують з допомогою префіксів: орто- (о-), якщо вони знаходяться біля сусідніх атомів Карбону (положення 1,2-), мата- (м-) – для відокремлених одним атомом Карбону (1,3-) і пара- (п-)-тих, що містяться один навпроти одного (1,4-).

$HC = CH_2$



вінілбензол (стирол)

Фізичні властивості.

Бензен – безбарвна летка рідина зі своєрідним запахом, легша за воду. Температура плавлення бензену +5,5ºС. Він погано розчиняється у воді, але добре – в органічних розчинниках; розчиняє йод, сірку, фосфор, жири тощо.

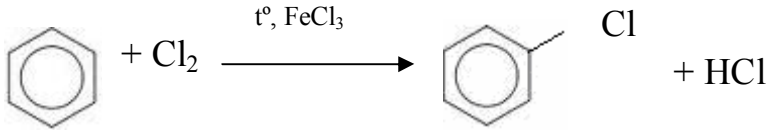
Хімічні властивості бензену.

Бензен є досить пасивним щодо хімічних перетворень. Бензольне ядро має високу міцність, чим і пояснюється схильність ароматичних вуглеводнів до реакцій заміщення, під час яких π-електронна система молекули, тобто саме бензенове кільце, зберігається. Реакції приєднання й окиснення, які руйнують цю систему вібуваються лише за жорстких умов (при високій температурі, наявності каталізаторів, тощо) і з малим виходом.

Реакції заміщення.

1. Галогенування.

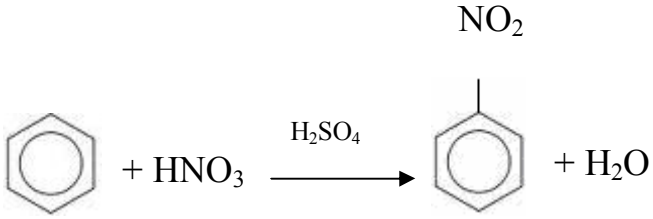
Під час взаємодії бензену з галогеном атом Гідрогену ядра заміщається галогеном хлорування (бромування) здійснюють за наявності каталізаторів-хлоридів (бромідів) Алюмінію, Феруму (III).



хлорбензен

2. Нітрування.

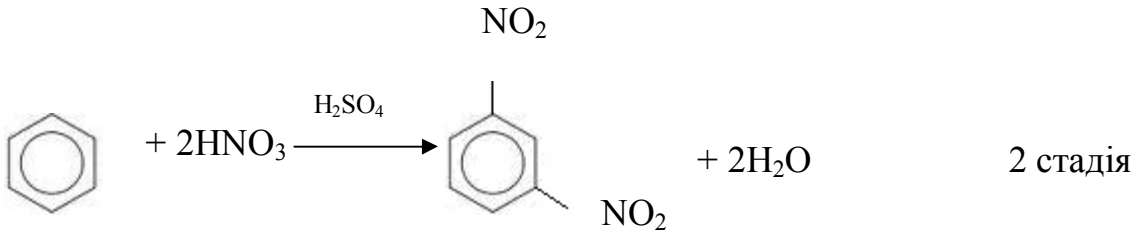
У разі дії на бензен нітрувальної суміші (це суміш концентрованих нітратної та сульфатної кислот у співвідношенні 1 : 2) атом Гідрогену заміщається нітрогрупою



1 стадія

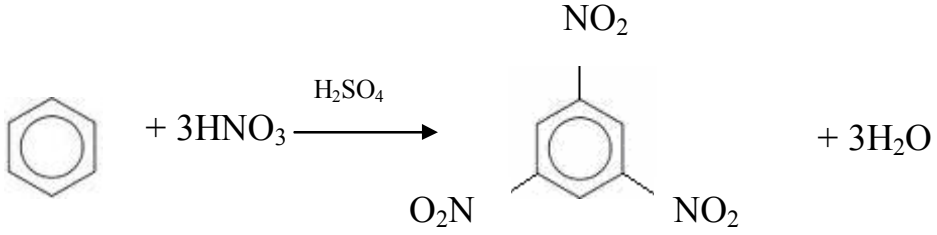
нітробензен

Реакція нітрування бензену може відбуватися в кілька стадій – продуктом другої стадії нітрування є динітробензен, а третьої (відбувається дуже важко) – тринітробензен.



2 стадія

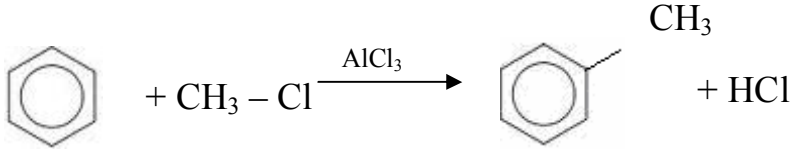
1,3-динітробензен



1,3,5-тринітробензен

3. Алкілування (реакція Фріделя-Крафтеа).

У процесі дії на бензен алкілгалогенідів у присутності каталізатора (алюмінія хлориду) відбувається заміщення алкілом атома Гідрогену бензольного ядра.



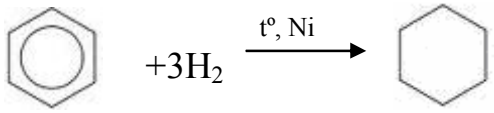
метілбензен

Реакції приєднання.

Бензен як ненасичена сполука може вступати в реакції приєднання.

4. Гідрування.

Приєднання водню здійснюються виключно в присутності каталізатора і за підвищеної температури.

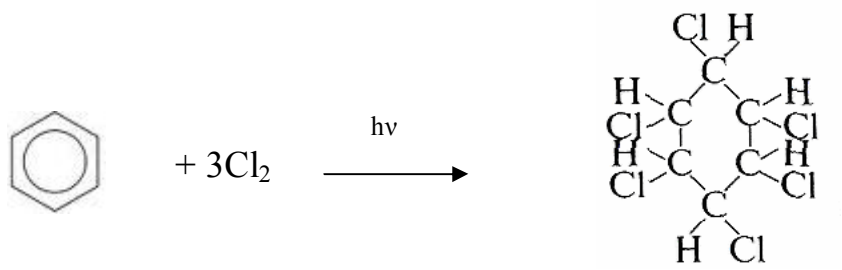


циклогексан

Похідні бензену утворюють похідні циклогексану.

5. Галогенування.

На сонячному світлі під впливом ультрафіолетового випромінювання бензен приєднує хлор і бром з утворенням гексагалогенідів



1,2,3,4,5,6-гексахлорциклогексан

6. Реакції окиснення.

Бензолоне ядро є більш стійким до окиснення, ніж алкани. Навіть калій перманганат ($KMnO_4$), нітратна кислота, гідроген пероксид (H_2O_2) за звичайних умов на бензен не діють.

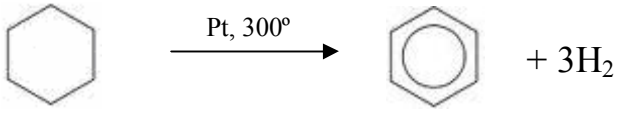
Бензен – горюча речовина, як і всі вуглеводні. Бензен горить кіптявим полум'ям.

$2C_6H_6 + 15O_2 \longrightarrow 12CO_2 + 6H_2O$

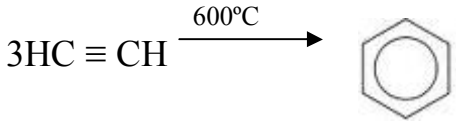
Добування бензену.

1) Бензен добувають переважно із нафти.

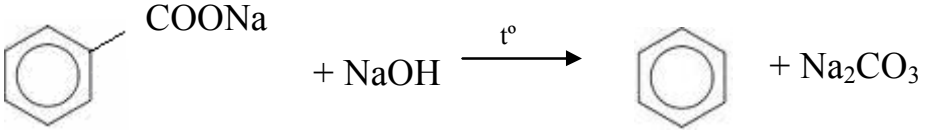
2) Каталітичне дегідрування циклогексану та його похідних (реакція Зелінського). Каталізатор – паладієва чернь або платина за температури 300º.



3) Циклічна тримеризація ацетилену та його гомологів над активованим вугіллям за температури 600ºС.



4) Сплавлення солей ароматичних кислот з лугом або натронним вапном:



натрій бензоат

Фізіологічна дія бензену.

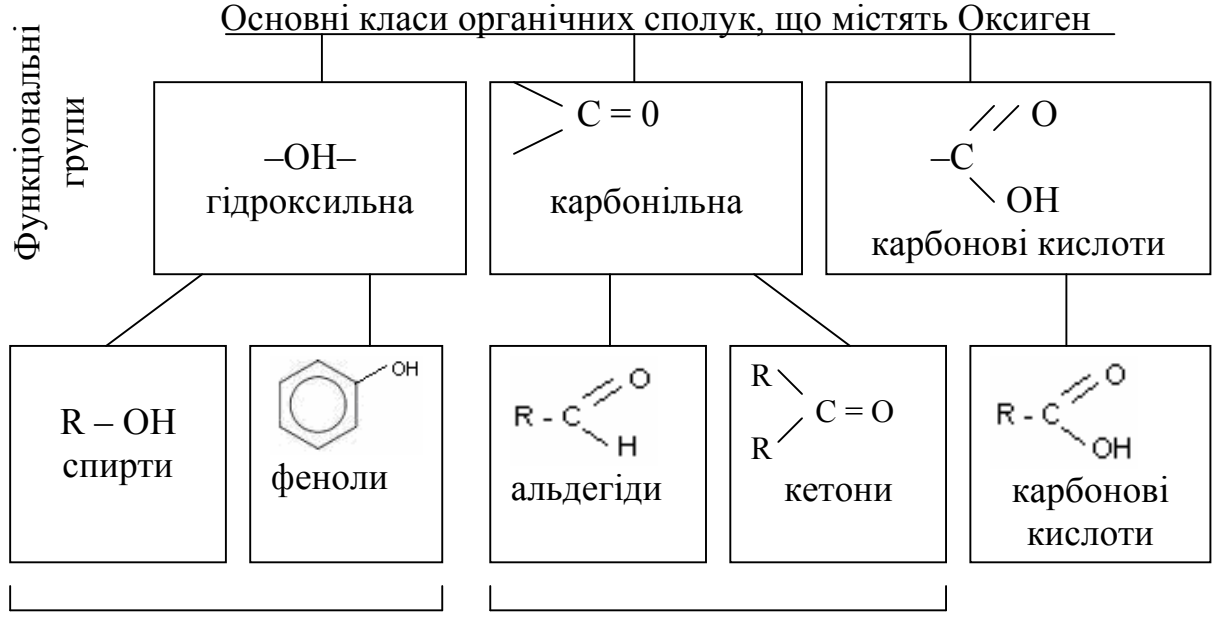
Бензен є токсичною сполукою. Він подразнює шкіру, негативно впливає на склад крові, кровотворні органи, вражає нервову систему.

10. ОКСИГЕНОВМІСНІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

Існує величезна кількість органічних сполук, до складу яких, крім Карбону й Гідрогену, входить Оксиген.

Атом Оксигену міститься в різних функціональних групах, що визначає приналежність сполук до конкретного класу.

Функціональні групи – це групи атомів, що визначають хімічні й фізичні властивості речовин.



R – вуглеводневий радикал.

10.1 Спирти

Спирти – це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксильнігрупи (-ОН).

Спирти класифікують за різними структурними ознаками.

І Залежно від кількості гідроксильних груп:

1) одноатомні C_3H_7OH (пропанол-1);

2) багатоатомні

двохатомні — трьохатомні

$H_2C - CH_2$ (OH, OH) — етандіол-1,2

$H_2C - CH - CH_2$ (OH, OH, OH) — пропантріол 1,2,3

II Залежно від характеру атома Карбона (первинний, вторинний, третинний), з яким сполучені гідрокси-групи

1) первинні $H_3C – CH_2 – CH_2OH$

пропанол-1

2) вторинні $H_3C – CH(OH) – CH_3$

пропанол-2

3) третинні

$$H_3C – C(CH_3)(OH) – CH_3$$

2-метилпропанол

III Залежно від характеру вуглеводневого радикала

1) аліфатичні (насичені) C_3H_7OH (пропанол-1);
2) ненасичені (алкеноли) $H_2C = CH – CH_2OH$ (пропен-2-ол-1);
3) ароматичні $C_6H_5 – CH_2OH$.

Загальна формула одноатомних насичених спиртів $C_nH_{2n+1}OH$.

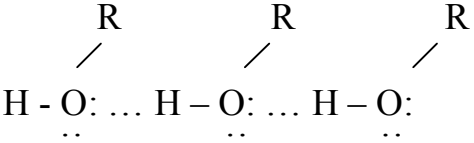
Відповідний гомологічний ряд сполук започатковує

CH_3OH метанол;

C_2H_5OH етанол;

C_3H_7OH пропанол-1.

Будова молекул спиртів: наявність атома електронегативного елемента Оксигену в молекулі суттєво впливає на розподіл електронної густини в ній. Цей атом зміщує у свій бік спільні електронні пари від обох сусідніх атомів Гдрогену та Карбону, причому найбільше – від атома Гідрогену, який набуває позитивного заряду. У результаті зв'язок О – Н стає сильнополярним. Наслідком полярності зв'язку О – Н і наявності неподілених пар електронів у атомі Оксигену є здатність гідросполук до утворення водневих зв'язків.



Це пояснює, чому навіть нижчі спирти є рідинами з відносно високою температурою кипіння.

Фізичні властивості: одноатомні спирти з невеликою кількістю атомів Карбону в молекулах за звичайних умов є безбарвними рідинами, мають характерний «спиртовий» запах. Вищі спирти – тверді речовини без запаху. Низші спирти добре розчиняються у воді. Вищі спирти у воді нерозчинні.

Для спиртів є характерною структурою ізомерія.

1) Ізомерія положення ОН-групи (починаючи із C_3), наприклад,

$H_3C – CH_2 – CH_2 – CH_2OH$ $H_3C – CH_2 – CH – CH_3$ (C_4H_9OH)

бутанол-1 бутанол-2

2) Ізомерія арбонового скелету (починаючи із C_4), наприклад,

$H_3C – CH – CH_2OH$ $H_3C – (CH_2)_2 – CH_2OH$ (C_4H_9OH)

2-метилпропанол-1 бутанол-1

Хімічні властивості спиртів

У хімічних реакціях спиртів можливе руйнування одного з двох зв'язків:

|

– C – OH з відщепленням ОН – групи;

|

– O – H з відщепленням Гідрогену.

Це можуть бути реакції заміщення, у яких відбувається заміна –ОН або Н, або реакція відщеплення, коли утворюється подвійний зв'язок.

Реакції за зв'язком О – Н.

1. Одноатомні спирти реагують з активними металами (К, Na, Mg, Al та ін.), утворюючи солі-алкоголяти:

$2H_3C – OH + 2Na \longrightarrow 2CH_3Ona + H_2\uparrow$

метанолят натрію

2. Утворення естерів.

Спирти вступають в реакції з мінеральними й органічними кислотами, утворюючи естери.

$$C_2H_5OH + HO – C(=O) – CH_3 \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} H_3C – C(=O) – O – C_2H_5 + H_2O$$

етиловий естер етаноловой кислоти

етилетаноат

$C_2H_5OH + HO – NO_2 \longrightarrow C_2H_5ONO_2 + H_2O$

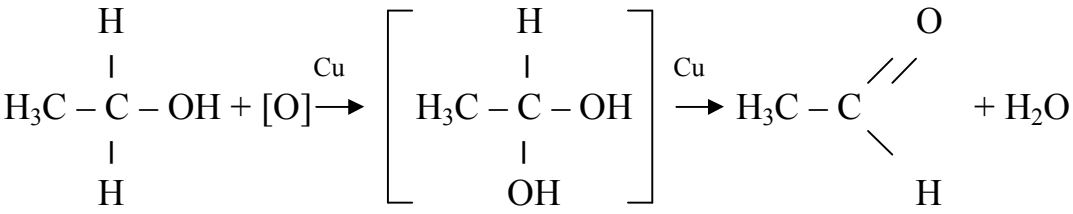
етилетаноат

Кислотність одноатомних спиртів зменшується в ряду:

первинний → вторинний → третинний.

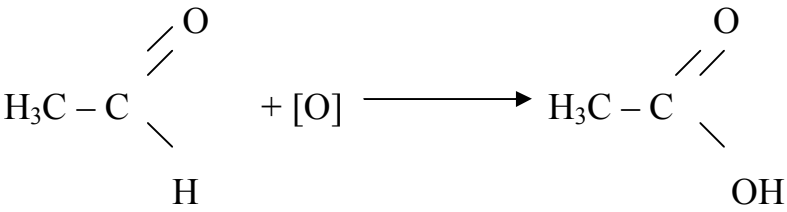
3. Окиснення.

Часто використовуються окисники $KMnO_4$ або $(K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4)$, $(O_2$ + каталізатор)



нестійкий етандіол -2,2

етаналь (альдегід)



етанова кислота

У результаті окиснення вторинних спиртів утворюються кетони:

диетилкетон

пропанон-2

У процесі повільного згоряння спиртів виділяється велика кількість тепла

$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O + Q$$

Реакція заміщення ОН- групи.

4. Заміщення гідроксильної групи (-ОН) на гаолген відбувається в реакції спиртів з галогеноводнями в присутності каталізатора – сильної мінеральної кислоти. При цьому спирти проявляють властивості слабких основ.

$$C_2H_5OH + HCl \xrightarrow{H^+} C_2H_5Cl + H_2O$$

хлоретан

5. Реакції дегітратації спиртів.

Відщеплення води від молекул спирту (дегідратація) залежно від умов відбувається як внутрішньомолекулярна або міжмолекулярна реакція.

а) Внутрішньомолекулярна дегідратація спиртів з утворенням алкенів перебігає в присутності концентрованої сульфатної кислоти за підвищеної температури понад 160ºС.

$$H_3C - CH_2\ CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4,\ 160^o} H_3C - CH = CH_2 + H_2O$$

пентен

б) Міжмолекулярна дегідратація спиртів з утворенням етерів відбувається за більш низької температури < 140, ніж внутрішньомолекулярна реакція:

$$2C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_4,\ 140^o} H_5C_2 - O - C_2H_5 + H_2O$$

діетиловий етер

Одержання спиртів.

У промисловості:

Метанол:

1) синтезують із синтезу – газу на каталізаторі (Zn, Cu) за температури 250ºС і тиску 510 Мпа:

$$CO + 2H_2 \xrightarrow{P,\ t,\ K} CH_3OH$$

2) одержують шляхом сухої перегонки деревини без доступу повітря.

Етанол одержують:

1) гідратацією етилену

$$H_2C = CH_2 + H_2O \xrightarrow{t,\ P,\ H_3PO_4} C_2H_5OH$$

2) спиртовим бродінням крохмалю (без целюлози)

$$\text{крохмаль} \longrightarrow \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} \xrightarrow{\text{ферменти}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

У лабораторії:

1) Гідроліз галогенпохідних вуглеводнів

$$C_2H_5 - Br + H_2O \xrightarrow{H^+} C_2H_5OH + HBr$$

2) Взаємодія галогенопохідних з спиртовими розчинами лугів:

$$\underset{\text{Розчин}}{C_2H_5Cl + NaOH} \xrightarrow{t^o} \underset{\text{етанол}}{C_2H_5OH} + NaCl$$

3) Гідратація алкенів (відповідно до правила Марковнікова)

$$\underset{\text{пропен}}{H_3C - CH = CH_2} + H_2O \xrightarrow{H^+} \underset{\text{пропанол-2}}{H_3C - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - CH_3}$$

4) Відновлення альдегідів (гідрування альдегідів)

$$H_3C - \overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}} - H + H_2 \xrightarrow{K} C_2H_5OH$$

Метанол широко використовують в органічному синтезі, також як розчинник. Великі кількості його переробляють на формальдегід – сполуку, що є сировиною для добування пластмас.

Етанол – розчинник для виготовлення фармацевтичних препаратів, парфумерних і косметичних виробів, есенцій, лаків. У харчовій промисловості з нього виготовляють алкогольні напої. З етанолу у

промислових масштабах виробляють оцтову кисолту, хлороформ, діетиловий етер та ін. У суміші з бензином (до 10%) етанол використовують як пальне.

10.2 Альдегіди

Органічні сполуки, молекули яких містять карбонільну групу $\diagup C = O$, називаються карбонільними сполуками. Залежно від характеру зв'язаних з карбонільною групою замісників карбонільні сполуки поділяються на альдегіди, кетони, карбонові кислоти та їхні функціональні похідні.

Альдегіди – це органічні сполуки, у молекулах яких атом Карбону карбонільної групи зв'язаний з атомом Гідрогену.

Загальна формула $R - C(=O)H$

R – вуглеводневий радікал

Функціональна група – $C(=O)H$ називається альдегідною.

Кетони – це органічні речовини, молекули яких містять карбонільну групу, з'єднану з двома вуглеводневими радикалами.

Загальна формули $R - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - R$

Найпростіші приклади альдегідів і кетонів.

$HC(=O)H$ метаналь (мурашиний альдегід, формальдегід)

$H_3C - C(=O)H$ етаналь (оцтовий альдегід)

$H_3C - CH_2 - C(=O)H$ пропаналь (пропіоновий альдегід)

$H_3C - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - CH_3$ пропанон-2 (диметилкетон, ацетон)

$H_3C - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - C_6H_5$ метилфенілкетон (ацетофенон)

Систематичні назви альдегідів складають за назвою відповідного вуглеводню з додаванням суфікса –аль. Нумерацію ланцюга починають з карбонільного атома Карбона.

Назва кетону складається за назвою відповідного вуглеводню й суфікса –он; нумерацію ланцюга починають з кінця ланцюга, що знаходиться найближче до карбонільної групи:

$H_3C - CH_2 - CH_2 - C - CH_3$ пентанон-2 (метілпропілкетон)

O

$H_2C = CH - CH_2 - C - CH_3$ пентен-4-он-2

O

Ізомерія альдегідів

– Ізомерія карбонового скелета, починаючи із C_4:

$H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O)H$

бутаналь (C_4H_8O)

$H_3C - CH(CH_3) - C(=O)H$

2-метилпропаналь

– Міжкласова ізомерія з кетонами, починаючи із C_3:

$H_3C - CH_2 - C(=O)H$

пропаналь (C_3H_6O)

$H_3C - C(=O) - CH_3$

пропанон-2 (ацетон)

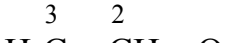
– з ненасиченими спиртами й етерами, починаючи із C_3:

$H_3C^{3} - CH_2^{2} - C^{1}(=O)H$

пропаналь

$H_2C^{3} = CH^{2} - CH_2^{1}OH$

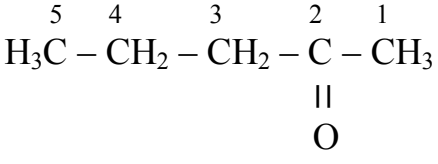
аліловий спирт



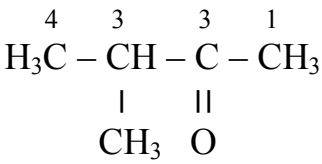
метилвініловий естер

Ізомерія кетонів:

– Карбонового скелета, починаючи із C_5:

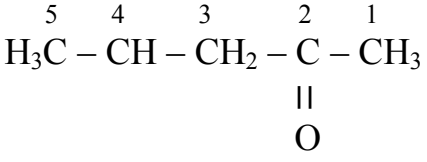


пентанон-2

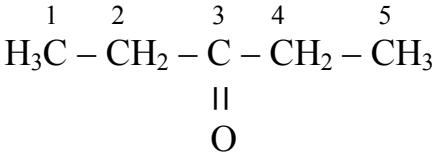


3-метилбутанон-2

– Положення карбонільної групи, починаючи із C_5:



пентанон-2



пентанон-3

Міжкласова ізомерія (аналогічно альдегідам).

Властивості альдегідів і кетонів визначаються будовою карбонільної групи $\diagdown\!\!\diagup C = O$. Атоми Карбону й Оксигену в карбонільній групі перебівають у стані sp^2- гібридизації. Карбон своїми sp^2- гібридними орбіталями утворює три σ-зв'язки (один з них – зв'язок (-0), що розташовуються в одній площині під кутом близько 120º один до одного. Одна з трьох sp^2- орбіталей Оксигену бере участь у σ-зв'язку С – О, дві інші містять неподілені електронні пари. Зв'язок С = О дуже полярний.

У молекулах альдегідів і кетонів відсутні атоми Гідргену, здатні до утворення водневих зв'язків, тому температури кипіння цих речовин нижчі, ніж у відповідних спиртів.

Метаналь (мурашиний альдегід) – газ із різким запахом. Інші альдегіди – рідини, добре розчинні у воді. Альдегіди мають удушливий

запах, який унаслідок багаторазового розведення стає приємним, нагадуючи запах плодів.

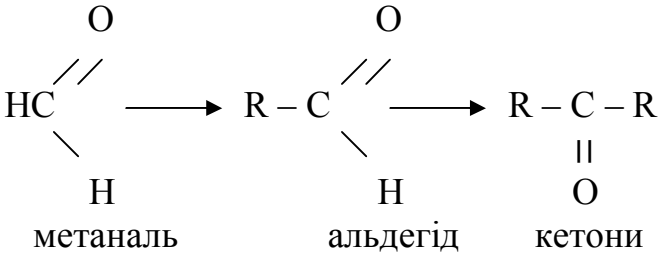
Вищі альдегіди – тверді речовини.

Нижчі кетони – рідини, легко розчинні у воді. Кетони переважно мають приємний запах, що нагадує запах квітів.

Альдегіди характеризується високою реакційною здатністю.

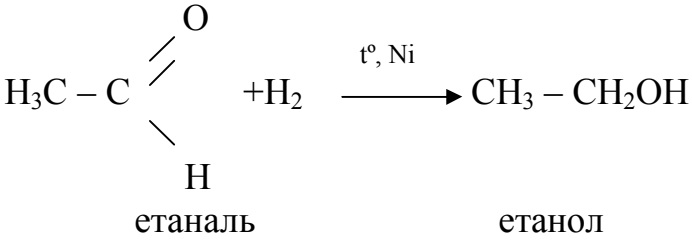
Більшість реакцій альдегідів і кетонів відбувається за механізмом нуклеофільного приєднання за зв'язком C = O.

Реакційна здатність у таких реакціях зменшується від альдегідів до кетонів:



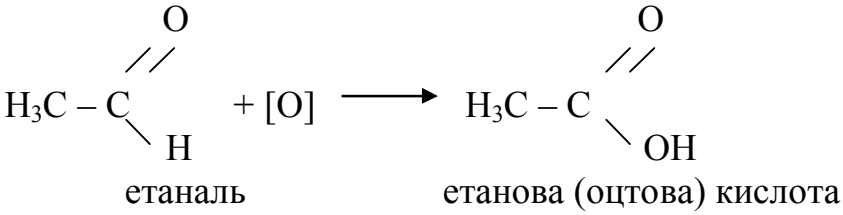
Реакції приєднання.

1) Гідрування (приєднання водню) здійснюється в присутності каталізаторів (Ni, Co та ін.) і приводить до утворення первинних спиртів:



У цих реакціях альдегіди відновлюються.

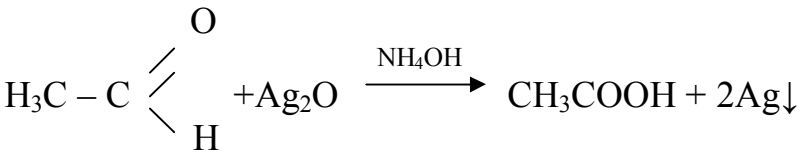
2) Альдегіди легко окиснюються (навіть киснем повітря) з утворенням відповідних карбонових кислот



Окисником може бути розчин калій перманганату.

3) Якісна реакція: альдегіди окиснюються амоніачним розчином Аргентум (I) оксиду, при цьому утворюється вільне металеве срібло.

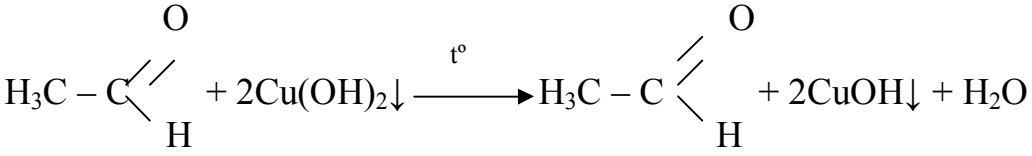
Відновлене срібло лягає тонким шаром на стінки хімічної посудини, тому реакцію називають реакцією «срібного дзеркала». Це якісна реакція на альдегідну групу



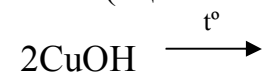
етаналь етанова (оцтова) кислота

4) Ще однією характерною (якісною) реакцією є окиснення альдегідів купрум (II) гідроксидом.

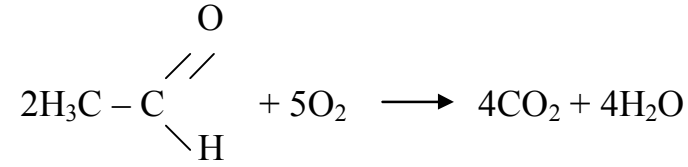
Блакитний колір осаду $Cu(OH)_2$ під час нагрівання змінюється на жовтий унаслідок утворення купрум (I) гідроксиду, а потім – на оранжево-червоний, який має купрум (I) оксид.



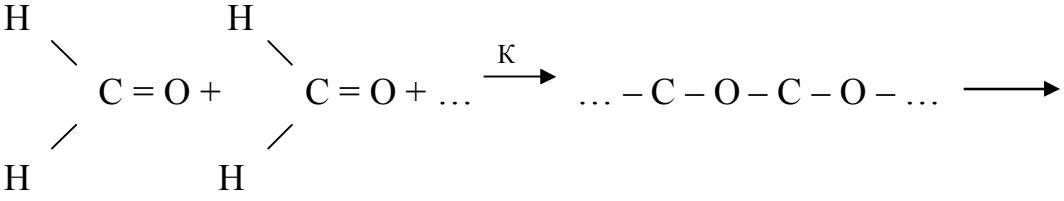
етаналь (оцтовий альдегід) етанова кислота

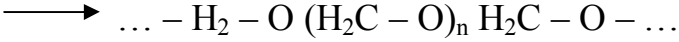


5) При підпалюванні альдегіди горять на повітрі:



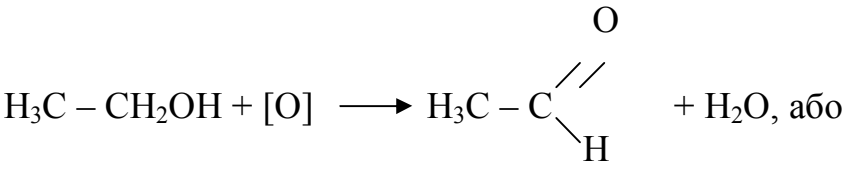
6) Метаналь (формальдегід) легко полімеризується. Сухий газоподібний формальдегід у присутності каталізаторів утворює високомолекулярний поліформальдегід

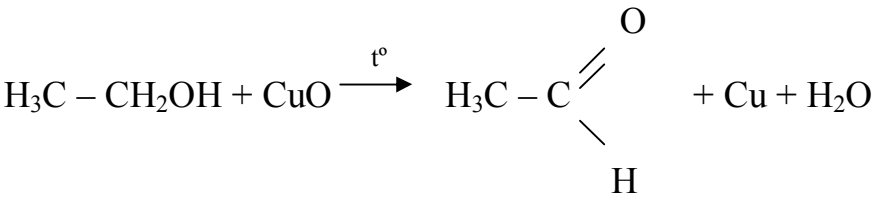




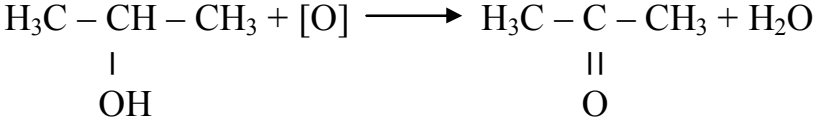
Одержання альдегідів і кетонів

1. Окиснення первинних спиртів



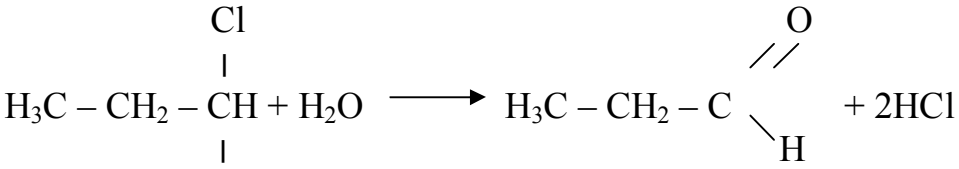


Окиснення вторинних спиртів приводить до утворення кетонів:



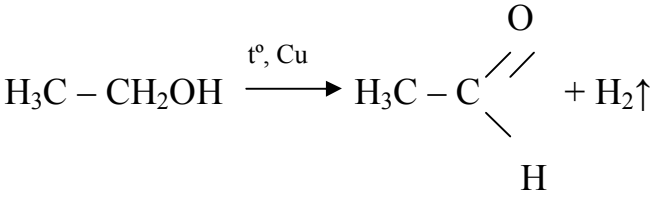
пропанол-2 пропанон-2 (ацетон)

2. Гідроліз 1,1-дигалогенпохідних вуглеводнів:

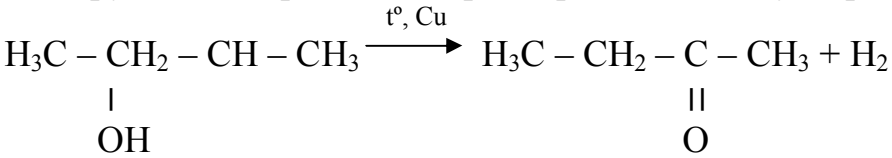


1,1-дихлорпропан пропаналь

3. Каталітичне дегідрування первинних спиртів:



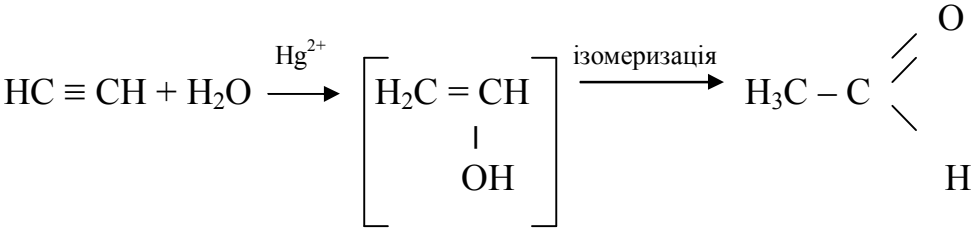
Дегідрування вторинних спиртів призводить до утворення кетонів:



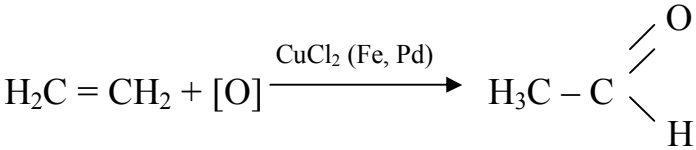
бутанол-2

Одержання етаналю

1. Гідратація ацетилену (реакція Кучерова):

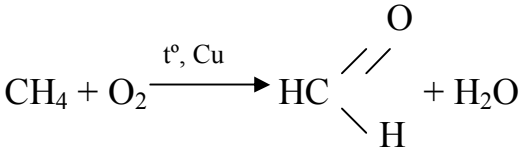


2. Каталітичне окиснення етилену киснем:

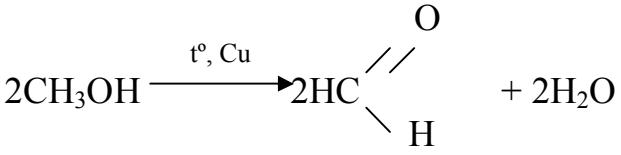


Одержання метаналю

1. Каталітичне окиснення метану:



2. У лабораторії добувають з метанолу, в присутності мідного каталізатора:



10.3 Карбонові кислоти

Оргінічні речовини, молекули яких містять одну або кілька функціональних карбоксильних (-COOH) груп, сполучених з вуглеводнями, називаються карбоновими кислотами. Загальна формула насичених монокарбонових кислот $C_nH_{2n+1}COOH$.

Карбоксільна група містить дві функціональні групи карбоніл $\diagdown C = O$ і гідроксил –OH, що безпосередньо зв'язані між собою. Атом Карбону у карбоксильній групі (-COOH) перебуває у стані sp^2- гібридизації, тому сполучені з ним атоми розміщені на одній площині. *p*- орбіталь атома Карбону карбоксильної групи перекриваються не тільки з *p*- орбіталлю «крайнього» атома Оксигену – завдяки цьому утворюється π-зв'язок у карбонільній групі C = O, а й із орбіталлю атома Оксигену гідроксильної групи OH. Унаслідок цього між трьома атомами в карбоксильній групі утворюється єдина π-електронна система. Наявність карбоксильної групи в молекулі кислоти полегшує заміщення атомів Гідрогену, які сполучені з найближчими до цієї групи атомами Карбону.

Карбонові кислоти класифікують за двома структурними ознаками:

1) за числом карбоксильних груп кислоти поділяються на такі:

- одноосновні (монокарбонові), наприклад H – COOH (метанова (мурашина) кислота)

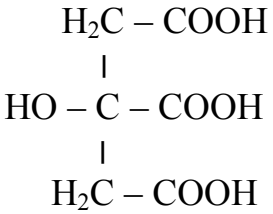
CH_3COOH (етанова (оцтова) кислота);

- багатоосновні (дикарбонові, трикарбонові тощо)

$HOOC – CH_2 – COOH$

пропандиовая-1,3 кислота

(малонова)



2-гідроксопропантриовая 1,2,3 кислота (лимонна)

2) за характером вуглеводневого радикала розрізняють кислоти:

– насичені ($H_3C – CH_2 – CH_2COOH$);

– ненасичені ($H_2C = CH – CH_2COOH$);

– ароматичні (C_6H_5COOH).

$HCOOH$ метанова (мурашина) кислота;

CH_3COOH етанова (оцтова) кислота;

C_2H_5COOH пропанова (пропіонова) кислота;

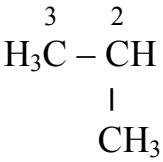
C_3H_7COOH бутанова (масляна) кислота.

Ізомерія карбонових кислот.

– Ізомерія скелета у вуглеводневому радикалі (починаючи із Cu):

$H_3C – CH_2 – CH_2 – COOH$

бутанова кислота



2-метилпропановая кислота

Міжкласова ізомерія з естерами, починаючи із C_2.

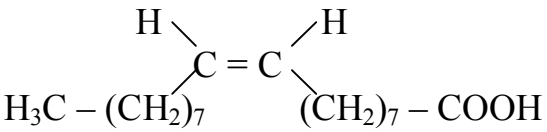
Наприклад, формулі $C_2H_4O_2$ відповідають 2 ізомери, що належать до різних класів органічних сполук.

CH_3COOH етанова кислота

$HCOOCH_3$ металметаноат (метиловий естер метанової кислоти)

– Просторова ізомерія.

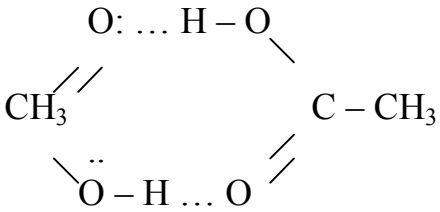
Можлива цис-транс-ізомерія в разі ненасичених карбонових кислот. Наприклад,



цис-олеїнова кислота

Кислотні властивості карбонових кислот зумовлені зсувом електронної густини до карбонільного Оксигену та спричиненої цим додаткової (порівняно зі спиртами) поляризації зв'язку O – H.

Розчинність у воді й високі температури кипіння кислот зумовлені утворенням міжмолекулярних водневих зв'язків:



Зі збільшенням молекулярної маси розчинність кислот у воді зменшується.

Хімічні властивості.

1) Карбонові кислоти, як і неорганічні, дисоціюють у водних розчинах на катіони Гідрогену й аніони кислотних залишків:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

Усі карбонові кислоти є слабкими: зі збільшенням карбонового ланцюга в молекулах сила насичених одноосновних карбонових кислот зменшується:

$$HCOOH > CH_3COOH > C_2H_5COOH > \ldots$$

Розчини кислт мають кислий смак, змінюють забарвлення індикаторів.

1) Карбонові кислоти, як і більшість неорганічних кислот, взаємодіють із металами, основними оксидами, гідроксидами та солями.

2) Карбонові кислоти реагують з активними металами, утворюються сіль та виділяється водень

$$2CH_3COOH + Mg \longrightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2\uparrow$$

ацетат магнію

3) Карбонові кислоти реагують з основними оксидами, утворюються сіль та вода.

$$2CH_3COOH + CaO \longrightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$$

ацетат кальцію

4) Карбонові кислоти реагують з гідроксидами, утворюються сіль та вода:

$$CH_3COOH + KOH \longrightarrow CH_3COOK + H_2O$$

ацетат калію

5) Карбонові кислоти реагують з солями слабших кислот з утворенням солей

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \longrightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

ацетат натрію

6) Карбонові кисолти реагують з галогенами. У процесі взаємодії з галогенами в присутності каталізатора відбувається заміщення атомів Гідрогену вуглеводневого радикала:

$$CH_3 - CH_2 - COOH + Cl_2 \xrightarrow{K} CH_3 - \underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}} - COOH + HCl$$

2-хлорпропанова кислота

$$CH_3 - CH - COOH + Cl_2 \xrightarrow{K} CH_3 - C - COOH + HCl$$

2,2-дихлорпропанова кислота

7) Карбонові кислоти вступають у реакції етерифікації зі спиртами:

$$CH_3COOH + H - O - CH_3 \underset{}{\overset{H_2SO_4}{\rightleftharpoons}} CH_3C(=O)(-O-CH_3) + H_2O$$

етанова кислота — метанол — метиловий естер етанолової кислоти (метилетоноат)

8) Повне окиснення горіння:

$$CH_3COOH + 2O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2CO_2$$

Специфічні властивості метанової (мурашиної) кислоти.

Від решти карбонових кислот мурашина кислота відрізняється тим, що карбоксильна група в ній зв'язана не з вуглеводневим радикалом, а з атомом Гідрогену. Тому мурашину кислоту можна розглядати і як кислоту, і як альдегід:

$$H - C(=O)(-OH) \quad \text{або} \quad HC(=O)(-OH)$$

карбоксильна група — альдегідна група

1) Як альдегіди метанова кислота окиснюється калій перманганатом ($KMnO_4$)

$$HC(=O)(-OH) + [O] \xrightarrow{t^o} CO_2\uparrow + H_2O$$

2) Дає реакцію «срібного дзеркала» з аргентум (I) оксидом у розчині амоніаку:

$$HC(=O)(-OH) + Ag_2O \xrightarrow{t^o,\ NH_4OH} 2Ag\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

3) При нагріванні з концентрованою H_2SO_4 мурашина кислота розкладається:

$$HCOOH \xrightarrow{t^o,\ H_2SO_4\ (конц)} CO\uparrow + H_2O$$

Добування карбонових кислот

Карбонові кислоти добувають у промисловості переважно за реакціями окиснення.

1. Окиснення насичених вуглеводнів повітрям або киснем за наявності каталізаторів, тиску і високої температури:

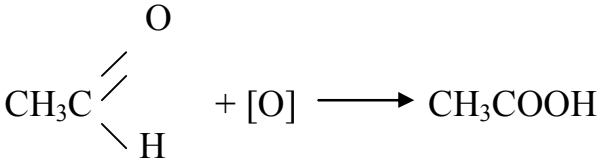
$$2CH_3CH_2CH_2CH_3 + 5O_2 \xrightarrow{P,\ t^o,\ K} 4CH_3COOH + 2H_2O$$

н-бутан — етанова (оцтова)

$$2CH_4 + 3O_2 \xrightarrow{P,\ t^o,\ K} 2HCOOH + 2H_2O$$

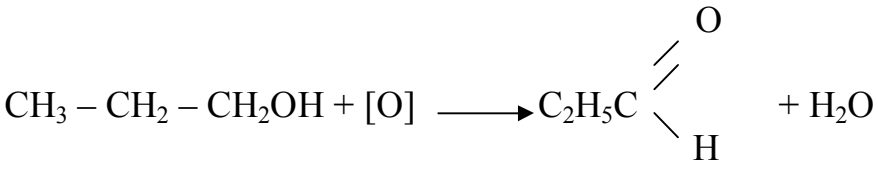
Метан — метанова (мурашина) кислота

2. Карбонові кислоти також добувають окисненням ($KMnO_4$; $K_2Cr_2O_7$) альдегідів і спиртів продуктом реакції за участю альдегіду є кислота:

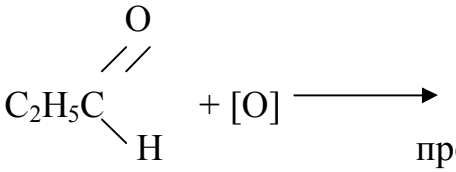


етаналь — етанова кислота

При окисненні спиртів кислоти утворюються на другій стадії перетворення:



пропанол-1 — пропаналь



пропанова кислота

Один із промислових методів добування метанової кислоти полягає у здійсненні реакції Карбон (II) оксиду з натронним вапном (це суміш гідроксидів Натрію і Кальцію) і наступній взаємодії натрій форміату із H_2SO_4:

$$CO + NaOH \xrightarrow{P,\ t^o} HCOONa$$

$$2HCOONa + H_2SO_4 \longrightarrow 2HCOOH + Na_2SO_4$$

метанова (мурашина) кислота

У лабораторії карбонові кислоти добувають переважно реакціями їхніх солей із сильними неорганічними кислотами:

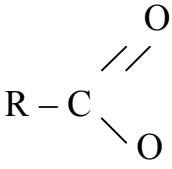
$$RCOONa + H_2SO_4 \longrightarrow RCOOH + NaHSO_4$$

надлишок

10.4 Естери

Естери – це органічні сполуки, що утворюються внаслідок взаємодії карбонових кислот зі спиртами з відщепленням молекул води.

Загальна формула естерів

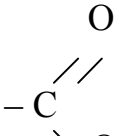


$$R-C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-R' \end{matrix}$$

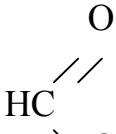
R – алькільний замісник або атом Гідрогену

R' – вуглеводневий залишок.

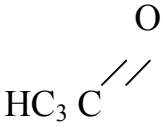
Отже, у складі естерів виділяють функціональну групу



$$-C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O- \end{matrix}$$ (естерна група)



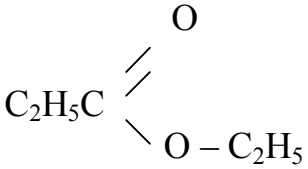
$$HC\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-C_2H_5 \end{matrix}$$ етиловий естер метанової кислоти (етилметаноат)



$$HC_3C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-CH_3 \end{matrix}$$ метиловий естер етанової кислоти (метилетаноат, метилацетат)

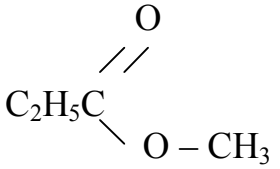
Естерам властива

1) структурна ізомерія карбонового скелета:



$$C_2H_5C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-C_2H_5 \end{matrix}$$

етиловий естер пропанової кислоти (етилпропаноат)

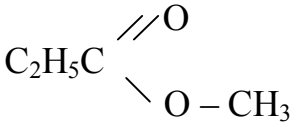


$$C_2H_5C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-CH_3 \end{matrix}$$

метиловий естер бутанової кислоти (метилбутаноат)

$(C_5H_{10}O_2)$

2) міжкласова ізомерія – з карбоновими кислотами:



$$C_2H_5C\begin{matrix} \diagup\!\!\diagup O \\ \diagdown O-CH_3 \end{matrix}$$

метиловий естер пропанової кислоти (метилпропаноат)

C_3H_7COOH

бутанова (масляна) кислота

$(C_4H_8O_2)$

Фізичні властивості.

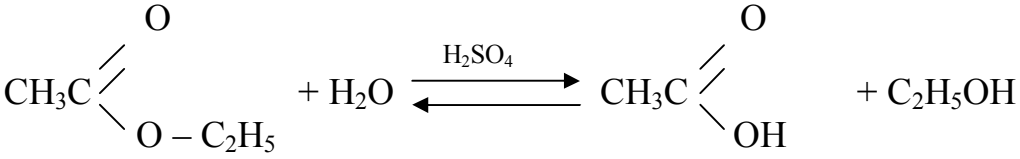
Естери – це переважно легкі безбарвні рідини з приємним фруктовим запахом, малорозчинні у воді. Унаслідок відсутності водневих зв'язків естери киплять за значно нижчих температур порівняно з кислотами і спиртами.

Вищі естери – високоподібні речовини, нерозчинні у воді, добре розчиняються в органічних речовинах.

Хімічні властивості.

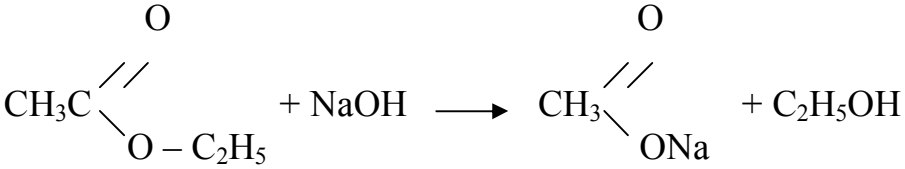
Гідроліз – реакція естерифікації – утворюється спирт і карбонова кислота:

а) кислотний (оборотний)



етилетаноат етанова кислота етанол

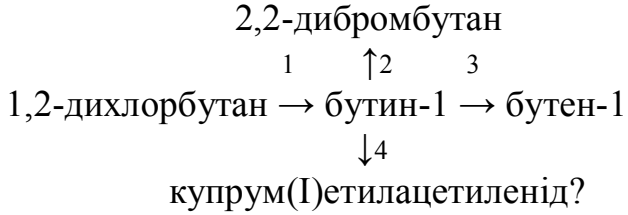
б) лужний (необоротний)



етилетаноат натрія ацетат

Приклад 1.

Як здійснити такі перетворення:

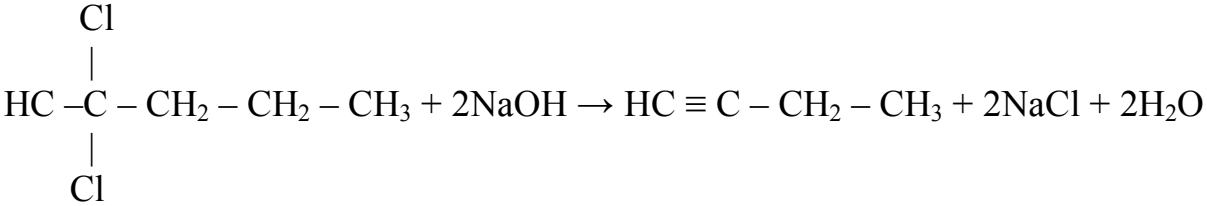


купрум(I)етилацетиленід?

За допомогою структурних формул напишіть рівняння реакцій і вкажіть умови, за яких відбуваються реакції.

Розвязання:

1) Дегалогензаміщені алкани (1,2-дихлорбутан), у присутності спиртового лугу при нагріванні віжщеплюють галогенводень з утворенням алкінів (бутин-1)



спирт. розчин

2) Бутин-1 приєднує відповідно до правила Марковнікова дві молекули гідрогенброміду з утворенням дигалогеналкану

$$HC \equiv C - CH_2 - CH_3 - HBr \rightarrow H_2C = \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{C}} - CH_2 - CH_3$$

2-бромбутен-1

$$H_2C = C - CH_2 - CH_3 + HBr \rightarrow H_3C - \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{\overset{\displaystyle Br}{\overset{|}{C}}}} - CH_2 - CH_3$$

2,2-дибромбутан

3) У присутності каталізаторів Pt або Ni бутин-1 відновлюється з утворенням бутену-1:

$$HC \equiv C - CH_2 - CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni} H_2C = CH - CH_2 - CH_3$$

4) Бутин-1, як і інші алкіни з кінцевим потрійним зв'язком, вступає у реакцію з амоніачним розчином купрум(I)оксиду. При цьому атом Гідрогену біля атома Карбону зв'язком, заміщується на атом Купруму, у результаті чого утворюються солі – ацетиленіди:

$$2HC \equiv C - CH_2 - CH_3 + Cu_2O \rightarrow 2CuC \equiv C - CH_2 - CH_3 + H_2O$$

Приклад 2.

Як здійснити такі перетворення:

бутанол $\xrightarrow{1}$ бутаналь $\xrightarrow{2}$ бутанова кислота $\xrightarrow{3}$ хлорбутанова кислота? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Розвязання:

1) При окисненні первинних спиртів утворюються альдегіди

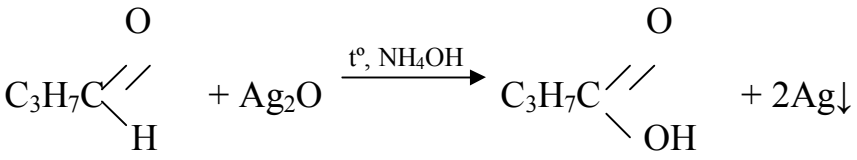
$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH + [O] \xrightarrow{K,\ t^o} C_3H_7C\overset{\displaystyle O}{\overset{//}{\underset{\displaystyle H}{\diagdown}}} + H_2O$$

2) При окисненні альдегідів свіжоосадженим $Cu(OH)_2$, або амоніачним розчином Ag_2O:

$$C_3H_7C\overset{\displaystyle O}{\overset{//}{\underset{\displaystyle H}{\diagdown}}} + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} C_3H_7C\overset{\displaystyle O}{\overset{//}{\underset{\displaystyle OH}{\diagdown}}} + Cu_2O\downarrow + H_2O$$

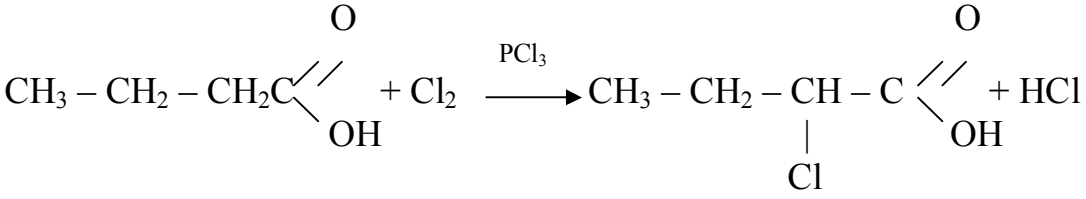
блакитний — бутанова кислота — оранжево-червоний

або



реакція «срібного дзеркала»

3) У процесі взаємодії з галогенами в присутності каталізатора відбувається заміщення атомів Гідрогену вуглеводневого радикала.



2-хлорбутанова кислота

Алгоритм визначення молекулярної формули газоподібної органічної речовини

1. Треба обчислити молекулярну масу газоподібної органічної речовини за однією з формул:

$$M_{газу} = Д_A \cdot M_A$$

$Д_A$ - відносна густина газу $\left(Д_A = \frac{M_{газу}}{M_A} \right)$;

M_A - молярна маса газу A.

$$M = \rho \cdot V_m$$

ρ - густина;

$V_m = 22,4 \frac{л}{моль}$, молярний об'єм газу – стала величина для будь-якого газу.

$$M = \frac{V_m \cdot m}{V}$$

m - маса газу;

V - об'єм газу.

Якщо зазначено приналежність до гомологічного ряду:

– записати загальну формулу - C_nH_{2n+2} (алкани), C_nH_{2n} (алкени), C_nH_{2n-2} (алкіни)

для алканів $M = 12n + 2n + 2$

для алкенів $M = 12n + 2n$

для алкінів $M = 12n + 2n - 2$

– обчислити n за відомою M.

Якщо дано масові частки елементів у складі речовини:

– обчислити за формулою масової частки кількість атомів кожного елемента:

$$\omega(елем) = \frac{n(елемен) \cdot A(елемен)}{M} \cdot 100\%$$

$n(елем.)$ - кількість атомів елемента;

$A(елем.)$ - відносна атомна маса елемента.

За продуктами згоряння із загального рівняння хімічної реакції горіння вуглеводнів:

$$C_xH_y + \frac{4x+y}{4}O_2 \rightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$$

$$x = \frac{\nu(CO_2)}{\nu(C_xH_y)}$$

$$y = \frac{2\nu(H_2O)}{\nu(C_xH_y)}$$

Приклад 3.

Відносна молекулярна маса алкану 58 г/моль. Визначте його оформулу.

Дано:	Розв'язання
$M(C_nH_{2n+2})$ = 58 г/моль	Загальна формула алканів: C_nH_{2n+2}
Формула?	Відносна атомна маса Карбону Ar(C) = 12, Гідрогену Ar(H) = 1 12n + 2n + 2 = 58 n = 4 C_4H_{10} – бутан.

Приклад 4.

1 л алкану має масу 1,965 г. Визначте його формулу.

Дано:	Розв'язання
V (C_nH_{2n+2}) = 1 л	Знаходимо кількість речовини алкана:
m (C_nH_{2n+2}) = 1,965 г	$\nu\ (C_nH_{2n+2}) = \frac{V}{V_m}$
	$\nu\ (C_nH_{2n+2}) = \frac{1л}{22,4л/моль} = 0,045моль$
Формула?	Знаходимо молярну масу алкана:
	$\nu\ (C_nH_{2n+2}) = \frac{m}{M}$ $\quad M = \frac{m}{\nu}$
	$\nu\ (C_nH_{2n+2}) = \frac{1,965г}{0,045моль} = 44г/моль$
	Загальна формула алканів: C_nH_{2n+2} 12n + 2n + 2 = 44 n = 3; C_3H_8 – пропан.

Приклад 5.

У результаті згоряння вуглеводню масою 5,6 г утворилося 8,96 л Карбон (IV) оксиду (н.у.) і 7,2 г води. Відносна густина цього вуглеводню за воднем дорівнює 14. Визначити формулу вуглеводню.

Дано:

m (C_xH_y) = 5,6 г

m (H_2O) = 7,2 г

Формула C_xH_y ?

Розв'язання

V (CO_2) = 8,96 л

$$\overset{5,6г}{C_xH_y} + \ nO_2 \rightarrow \overset{8,96л}{xCO_2} + \overset{7,2г}{\frac{y}{2}H_2O}$$

Знаходимо молярну масу C_xH_y:

$$M\left(C_xH_y\right) = Д_{H_2} \cdot M\left(H_2\right)$$

$$M\left(C_xH_y\right) = 14 \cdot 2 = 28г/моль$$

Знаходимо кількість речовини C_xH_y

$$\nu\left(C_xH_y\right) = \frac{m}{M}$$

$$\nu\left(C_xH_y\right) = \frac{5,6г}{28г/моль} = 0,2моль$$

Знаходимо кількість речовини CO_2:

$$\nu\left(CO_2\right) = \frac{V}{Vm}$$

$$\nu\left(CO_2\right) = \frac{8,96л}{22,4л/моль} = 0,4моль$$

Знаходимо кількість атомів карбону у C_xH_y

$$x = \frac{\nu\left(CO_2\right)}{\nu\left(C_xH_y\right)} = \frac{0,4моль}{0,2моль} = 2$$

Знаходимо кількість речовини H_2O:

$$\nu\left(H_2O\right) = \frac{7,2г}{18г/моль} = 0,4моль$$

Знаходимо кількість атомів Гідрогену у C_xH_y:

$$y = \frac{2\nu\left(H_2O\right)}{C_xH_y} = \frac{2 \cdot 0,4}{0,2} = 4$$

Формула C_2H_4.

Приклад 6.

Який об’єм повітря буде потрібен, щоб спалити 50 м^3 газу, що містить 90% метану, 5% етану, 3% оксиду карбону (IV) та 2% азоту?

Дано:

$V_{газу} = 90м^3$

$\omega(CH_4) = 90\%$

$\omega(C_2H_6) = 5\%$

$\omega(CO_2) = 3\%$

$\omega(N_2) = 2\%$

$V_{повітря} - ?$

Розв’язання

З усіх складових газу горять метан та етан. Знайдемо об’єми метану та етану у суміші газів.

$$V_{р-ни} = \frac{V_{суміші} \cdot \omega}{100\%}$$

$$V(CH_4) = \frac{50м^3 \cdot 90\%}{100\%} = 45м^3$$

$$V(C_2H_6) = \frac{50м^3 \cdot 5\%}{100\%} = 2,5м^3$$

$$\overset{45м^3}{CH_4} + \overset{x_1}{2O_2} \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

1 *моль* 2 *моль*
1 *об’єм* 2 *об’єми*

$$\overset{2,5м^3}{2C_2H_6} + \overset{x_2}{7O_2} \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

2 *моль* 7 *моль*
2 *об’єми* 7 *об’ємів*

При незмінному тиску об’єми газів, що реагують та утворюються, відносяться між собою як невеликі цілі числа, і коефіцієнти в рівнянні реакції показують число об’ємів газів, що реагують та утворюються.

Знайдемо об’єми кисню, що необхідний для спалювання метану та етану:

$$CH_4 : \frac{45м^3}{1} = \frac{x_1}{2}, \text{ звідки } x_1 = \frac{45 \cdot 2}{1} = 90м^3$$

$$C_2H_6 : \frac{2,5м^3}{2} = \frac{x_2}{7}, \text{ звідки } x_2 = \frac{2,5 \cdot 7}{2} = 8,75м^3$$

Загальний об’єм кисню дорівнює:

$90м^3 + 8,75м^3 = 98,75м^3$

У повітрі міститься 21% кисню. Знайдемо об’єм необхідного за реакцією повітря:

$$\omega = \frac{V_{р-ни} \cdot 100\%}{V_{повітря}}$$

$$V_{повітря} = \frac{V_{р-ни} \cdot 100\%}{\omega} = \frac{98,75 м^3 \cdot 100\%}{21\%} = 470 м^3.$$

Приклад 7.

Який об'єм оксиду Карбону (IV) виділиться під час спиртового бродіння глюкози масою 270 г? Об'єм обчисліть за нормальних умов.

Дано:

$m(C_6H_{12}O_6) = 270 г$

$V(CO_2) - ?$

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції спиртового бродіння глюкози:

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

1 моль 1 моль

Визначаємо кількість речовини глюкози:

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

$$\nu_{(C_6H_{12}O_6)} = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6)} = \frac{270 г}{180 г/моль} = 1,5 моль$$

Із рівняння реакції:

$\nu(CO_2) = 2\nu(C_6H_{12}O_6) = 2 \cdot 1,5 = 3 моль$

Визначаємо об'єм газу, що виділився:

$$\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{V}{22,4}$$

$V(CO_2) = \nu \cdot 22,4 = 3 \cdot 22,4 = 67,2 л$

Приклад 8.

Масова частка крохмалю в картоплі становить 20%. Яку масу глюкози можна добути з картоплі масою 1620, якщо вихід продукту становить 75%?

Дано:

$\omega((C_6H_{10}O_5)_n) = 20\%$

$m_{картоплі} = 1620$

$\eta = 75\%$

$m(C_6H_{12}O_6) - ?$

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції гідролізу крохмалю, внаслідок якої утворюється глюкоза:

$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$

крохмаль глюкоза

Знаходимо масу крохмалю в картоплі:

$$m_{(крохм.)} = \frac{\omega \cdot m(картоплі)}{100} = \frac{1620 \cdot 20}{100} = 324 кг$$

Визначаємо кількість речовини крохмалю:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{324кг}{162\frac{кг}{моль}} = 2кмоль\left(C_6H_{10}O_5\right)$$

Із рівняння реакції гідролізу крохмалю:

$$\frac{\nu_{крохмалю}}{\nu_{глюкози}} = \frac{1}{1}$$

Звідси отримуємо:

$$\nu_{(C_6H_{12}O_6)} = 2кмоль$$

Визначаємо теоретичну масу глюкози, яку можна добути за кількісного виходу:

$$m_{теорет}\left(C_6H_{12}O_6\right) = \nu \cdot M\left(C_6H_{12}O_6\right) =$$

$$= 2 \cdot 180 = 360кл$$

Враховуючи вихід продукту, знаходимо:

$$\eta = \frac{m_{практ}}{m_{практ}} \cdot 100$$

$$m_{практ} = \frac{\eta \cdot m_{теорет}}{100} = \frac{75 \cdot 360кл}{100} = 270кл$$

Приклад 9.

Яка маса розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% витрачається на нейтралізацію 50 г розчину пропанової кислоти з масовою часткою кислоти 7,4%?

Дано:

$m_{р-ну\ C_2H_5COOH} = 50г$

$\omega_{C_2H_5COOH} = 0,074$

$\omega_{NaOH} = 0,2$

$m_{р-ну\ NaOH} - ?$

Розв'язання

Записуємо рівняння реакцій

$$\overset{3,7г}{C_2H_5COOH} + \overset{x}{NaOH} \rightarrow C_2H_5COONa + H_2O$$

1 моль 1 моль

Визначаємо масу кислоти у розчині:

$$\omega = \frac{m_{речов.}}{m_{р-ну}} \Rightarrow m_{речов.} = \omega \cdot m_{р-ну}$$

$$m_{речов.(к-ти)} = 0,074 \cdot 50 = 3,7г$$

Визначаємо кількість речовини C_2H_5COOH

$$\nu_{C_2H_5COOH} = \frac{m}{M} = \frac{3,7}{74г/моль} = 0,05моль$$

Із рівняння реакції:

$$\nu_{C_2H_5COOH} = \nu_{NaOH} = 0,05моль$$

Визначаємо масу NaOH

$m_{NaOH} = \nu \cdot M = 0,05 \cdot 40 = 2г$

Визначаємо масу розчину NaOH з масовою часткою лугу 20%:

$$m_{р-ну\ NaOH} = \frac{m_{речов.}}{\omega} = \frac{2г}{0,2} = 10г$$

Приклад 10.

Глюкозу масою 40 г піддали молочнокислому бродінню. Визначити масу одержаної молочної кислоти, якщо вихцд продукту становить 80%.

Дано:

$m(C_6H_{12}O_6) = 40г$

$\eta = 80\%$

$m_{молочн.к-ти}$ – ?

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції молочнокислого бродіння глюкози

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменти}} 2CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - COOH$$

1 моль — молочна к-та, 2 моль

Знаходимо кількість речовини глюкози

$$\nu_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m}{M} = \frac{40г}{180г/моль} = 0,22моль$$

Із рівняння реакції:

$$\frac{\nu_{C_6H_{12}O_6}}{\nu_{к-ти}} = \frac{1}{2}$$

$$\nu_{к-ти} = 2\nu_{C_6H_{12}O_6} = 2 \cdot 0,22 = 0,44моль$$

$$\eta = \frac{m_{практ.}}{m_{теорет.}} \cdot 100$$

Знайдемо теоретичну масу молочної кисолти:

$$m_{к-ти\ теор.} = \nu \cdot M = 0,44моль \cdot 90\frac{г}{моль} = 39,6г$$

Знайдемо практичну масу молочної кислоти

$$m_{практ.} = \frac{\eta \cdot m_{теор.}}{100} = \frac{80 \cdot 39,6}{100} = 31,68г$$

ЗАВДАННЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНИХ РОБІТ

Завдання контрольної роботи №1

1. Дано 0,056 кг кисню. Розрахуйте: а) кількість речовини кисню; б) об'єм (н.у.), що займе задана маса кисню; в) кількість атомів та молекул, що містяться у вихідній масі кисню.

2. Дано 0,75 моль молекулярного хлору. Розрахуйте: а) масу хлору; б) об'єм (н.у.) заданої кількості речовини; в) число атомів та молекул, що містяться у вихідній кількості речовини.

3. Відомо, що певна маса азоту містить $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул. Розрахуйте: а) кількість речовини азоту; б) масу заданої кількості молекул; в) об'єм (н.у.), який займе задана маса азоту.

4. У якій кількості гідроксиду купруму (II) міститься стільки молекул, скільки атомів міститься в 12,8г міді?

5. Де міститься більше атомів: у залізі масою 16,8г чи у силіцію масою 16,8г? У скільки разів?

6. Яку масу натрію потрібно взяти, щоб в ньому було стільки ж атомів, скільки їх міститься в сірці масою 8 г.?

7. Деяка кислота містить гідроген (масова частка 2,2 %), йод (55,7 %) і оксиген (42,1 %). Визначте найпростішу формулу цієї кислоти.

8. До складу хімічної сполуки входять натрій, фосфор і оксиген. Масові частки елементів становлять: натрію – 34,6 %, фосфору – 23,3 %, оксигену – 42,1 %. Визначте найпростішу формулу сполуки.

9. Визначте найпростішу формулу сполуки калію з манганом і оксигеном, якщо масові частки елементів у цій речовині становлять 24,7; 34,8 і 40,5 % відповідно.

10. Газ, що займає об'єм 1,4л (н.у.), має масу 4г. Яка молярна маса цього газу? (відповідь: 64 г/моль).

11. Маса трьох літрів деякого газу за нормальних умов становить 4,29 г. Визначте молярну масу цього газу.

12. Маса 2 л (н.у.) деякого газу становить 4,286 г. Визначте молярну масу цього газу.

13. Густина газу за повітрям дорівнює 0,138. Яка густина цього газу за воднем?

14. Густина газу за воднем дорівнює 8. Яка густина цього газу за киснем?

15. Густина газу за метаном дорівнює 4,4375. Яка густина цього газу за гелієм?

Завдання контрольної роботи №2

16. Скільки грамів сірки і заліза необхідно приготувати, щоб отримати 2,2 г сульфіду феруму (II)?

17. Сірку добувають термічним розкладанням мінералу піриту:

$FeS_2 = FeS + S$ з наступною її відгонкою від сільфіду заліза. Розрахуйте маси продуктів реакції розкладання 0,6 т піриту.

18. Скільки грамів натрію і сірки потрібно для одержання 3,9 г сульфіду натрію?

19. Який об'єм оксиду карбону (IV) можна одержати при дії на 0,125 моль карбонату кальцію надлишком розчину хлоридної кислоти?

20. У результаті спалювання метану (CH_4) одержали воду масою 39,6 кг. Який об'єм метану (н.у.) спалили?

21. Який об'єм водню (н.у.) витратили на відновлення оксиду феруму (III), якщо маса одержаного заліза дорівнює 240,8 г?

22. У результаті повного термічного розкладання 4 г карбонату магнію, що містить домішки, утворилось 0,896 л оксиду карбону (IV). Визначте масову частку домішок у карбонату кальцію.

23. Зразок кальцію, масова частка домішок в якому 5%, взаємодіє з водою. Який об'єм газу (н.у.) виділиться при взаємодії з водою такого зразка масою 2,1 г?

24. Гідроксид алюмінію масою 13 г з масовою часткою домішок 40% розклали при нагріванні. Які маси продуктів реакції?

25. Аміак масою 85 кг пропустили через нітратну кислоту масою 330 кг. Яка маса отриманого нітрату амонію?

26. Водень об'ємом 6 л (н.у.) пропустили крізь чорний порошок оксиду купру му (II) масою 16 г. Яка маса міді?

27. Мідь масою 6,4 г окислили 3 л кисню (н.у.), яка маса оксиду купруму (II) утворилася?

28. До розчину, що містить 4,5 г хлориду кальцію, добавили розчин, що містить фосфат натрію масою 4,1 г. Визначити масу осаду, що утворився, якщо вихід продукту становить 88%.

29. Хлороводень, добутий сульфатним способом з хлориду натрію, масою 11,7 г пропустили скрізь 15 г нітрату аргентуму. Скільки грамів осаду при цьому одержимо?

30. У розчині, який містить сульфатну кислоту масою 11,76 г занурили кусочок алюмінію масою 3,24г. Скільки сульфату алюмінію утворилось?

Завдання контрольної роботи №3

31. Відносні атомні маси елементів зі збільшенням порядкового номера мають тенденцію до безперервного зростання, у той час як властивості елементів та їх сполук змінюються періодично. Чому? Відповідь обґрунтувати.
32. На основі електронної теорії будови атомів пояснити, чому в окремих місцях періодичної системи порушується порядок розташування хімічних елементів за збільшенням відносної атомної маси. Привести приклади.
33. За якими ознаками можна класифікувати елементи? Абсолютним чи відносним є поділ елементів на метали і неметали? Довести це на основі електронної теорії будови атомів.
34. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: $1S^2$, $3p^6$, $2d^2$,$4d^5$, $3f^4$. Відповідь аргументуйте.
35. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: $1p^3$, $2S^2$, $4S^3$,$3d^6$, $5p^1$. Відповідь аргументуйте.
36. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: $2p^4$, $3d^{11}$, $5S^2$, $4f^{10}$, $4p^7$. Відповідь аргументуйте.

Написати електронні формули			Написати повну електронну формулу елемента, його графічну формулу, указати його властивості (металеві, чи неметалеві), якщо зовнішній енергетичний рівень має конфігурацію
атомів		іонів	
37.	Be, Se	Be^{2+}, Se^{2-}	…$4S^2 3d^{10} 4p^1$
38.	As, Cu	As^{3-}, Cu^{2+}	…$3S^2 3p^1$
39.	Mn, Br	Mn^{2+}, Br^-	…$3S^2 3p^5$

40. Складіть схему утворення молекул з атомів, використовуючи спрощені та повні електронні формули частинок, а також графічні формули молекул. Який тип хімічного зв'язку в цих сполуках?
    а) оксисену і фтору
    б) літію і нітрогену (III)
    в) хлору

41. Складіть схему утворення молекул з атомів, використовуючи спрощені та повні електронні формули частинок, а також графічні формули молекул. Який тип хімічного зв'язку в цих сполуках?
    а) магнію і оксигену
    б) нітрогену (III) і хлору

в) оксисену

42. Складіть схему утворення молекул з атомів, використовуючи спрощені та повні електронні формули частинок, а також графічні формули молекул. Який тип хімічного зв'язку в цих сполуках?

    а) гідрогену і силіцію
    б) стронцію і хлору
    в) брому

43. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.
    - SCl_4; F_2, Ca_3N_2; CO_2; PCl_3

44. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.
    - CF_4; $AlCl_3$; K_2O; NO_2; N_2

45. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.
    - NaH; SO_2; HBr; AsH_3; O_2

Завдання контрольної роботи №4

46. При добуванні оксиду кальцію масою 44,76г із простих речовин виділилось 508 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції окиснення кальцію.
47. При взаємодії 9,18 л (н.у.) хлору з надлишком водню виділилось 75 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції.
48. При спалюванні сірки одержали 11,2 л оксиду сульфату (н.у.), при цьому виділилось 148,5 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння окислення сірки.
49. Скільки теплоти виділилось при взаємодії 1,12 л фтору (н.у.) з надлишковою кількістю водню, якщо відомо, що теплота утворення гідроген фтору становить – 150 кДж/моль?
50. Скільки теплоти виділиться при взаємодії алюмінію масою 5,4 г з надлишком кисню, якщо теплота утворення його оксиду становить - 1650 кДж/моль?
51. Визначте теплоту утворення оксиду цинку, якщо відомо, що при взаємодії 5,6л (н.у.) кисню з надлишком цинку виділилось 175,3 кДж теплоти.
52. У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції
    $3A(г) + 2B(г) = 2C(г)$, якщо об'єм реакційної суміші зменшити в 3 рази?
53. У скільки разів зменшиться швидкість прямої реакції
    $2SO_2(г), + O_2(г) \Leftrightarrow 2SO_3(г)$, якщо при постійній температурі тиск газової суміші зменшити в 4 рази?
54. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції $A_2(г) + 2B(г) = 2AB(г)$, що відбувається в закритій посудині, якщо тиск збільшити у 5 разів?
55. Реакція при температурі 50^0C триває 200 секунд температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2. Скільки часу триватиме ця реакція при 70^0C?
56. При охолодженні реакційної суміші з 80^0C до 50^0C швидкість хімічної реакції зменшилась у 27 разів. Визначте температурний коефіцієнт реакції.
57. При температурі 40^0C реакція триває 13 хвилин. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. Скільки часу триватиме ця реакція при температурі 60^0C?
58. В якому напрямі зміщуватиметься рівновага в оборотній реакції:
    $2SO_2(г), + O_2(г) \Leftrightarrow 2SO_3(г) + Q$ $(\Delta H<0)$
    а) за зниженням температури;
    б) за зниженням тиску? Відповідь обґрунтувати
59. В який бік зміститься хімічна рівновага реакції
    $SO_2(г) + CL_2(г) \Leftrightarrow SO_2CL_2(г) + Q$ $(\Delta H<0)$

При: а) збільшенні тиску

б) збільшенні температури?

Відповідь обґрунтувати.

60. В який бік зміститься хімічна рівновага реакції

CO_2 (г) + C(т) $\Leftrightarrow$ 2CO (г) -Q ($\Delta H>0$)

При: а) збільшенні температури

б) зниженні концентрації CO_2?

Відповідь обґрунтувати.

Завдання контрольної роботи №5

61. Скільки грамів натрій хлориду та води необхідно взяти для приготування 150 г розчину з масовою часткою солі 0,2.
62. Скільки грамів калій сульфату та води необхідно взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою солі 0,4.
63. Скільки грамів натрій нітрату та води необхідно взяти для приготування 80 г розчину з масовою часткою солі 0,3.
64. До розчину солі масою 90 г з масовою часткою солі 0,2 додали 160 г розчину цієї ж солі з масовою часткою 0,4. Яка масова частка добутого розчину?
65. До розчину лугу масою 70 г масовою часткою лугу 0,3 додали 130 г розчину цього ж лугу з масовою часткою 0,5. Яка масова частка добутого розчину?
66. 150 г розчину кислоти з масовою часткою кислоти 0,3 змішали з 50 г розчину з цієї ж кислоти з масовою часткою кислоти 0,1. Розрахувати масову частку новоутвореного розчину.
67. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі:

сульфур (VI) оксид → сульфатна кислота → міді (II) сульфат

міді (II) хлорид ← гідроксид міді (II) натрію сульфат

68. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі:

заліза (III) гідроксид → заліза (III) сульфат → барію сульфат

↓

заліза (III) оксид → заліза (III) хлорид → аргентуму хлорид

69. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі:

алюмінію нітрат→алюмінію гідроксид→алюмінію оксид→алюмінію сульфат

↓

алюмінію хлорид → аргентуму хлорид

70. Доберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій, визначте окисник та відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення й тип реакцій:

$$MnCO_3 + KClO_3 \rightarrow MnO_2 + KCl + CO_2$$

$$P + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$$

71. Доберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій, визначте окисник та відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення й тип реакцій:

$$K_2Se + NaNO_3 \rightarrow K_2SeO_4 + NaNO_2$$

$$Al + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

72. Доберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій, визначте окисник та відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення й тип реакцій:

$$Cr(NO_3)_3 \rightarrow Cr_2O_3 + NO_2 + O_2$$

$$KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + HNO_3 + MnO_4 + H_2O$$

73. Внаслідок взаємодії 74 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою солі 0,35 та калій ортофосфату утворився осад. Обчисліть масу осаду.
74. Обчисліть об´єм газу, який виділиться внаслідок взаємодії 220 г розчину калій сульфіду з масовою часткою солі 0,15 та ортофосфатною кислотою.
75. У реакцію вступили 160 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 0,08 та феррум (III) хлорид. Обчисліть масу осаду, який утворюється.

Завдання контрольної роботи №6

76. Дайте визначення ізомерії. Записати чотири структурні формули ізомерів гептану. Дайте назви речовинам за міжнародною номенклатурою.
77. Дайте визначення гомологів. Записати структурну формулу алкену, у складі якого 10 атомів Гідрогену. Наведіть по два приклада ближніх й далеких гомологів вихідної речовини. Запишіть їх структурні формули й назвіть за міжнародною номенклатурою.
78. Сформулюйте головні положення теорії хімічної будови О.М. Бутлерова. Наведіть приклади органічних речовин, запишіть назви цих речовин.
79. Оберіть із запропанованого переліку формули ізомерів і гомологів. Запишіть назви цих речовин за міжнародною номенклатурою:

а) $H_2C(Cl) - CH = CH - CH_2(Cl)$

г) $HC \equiv C - CH(Cl)$

б) $H_2C = C(Cl) - CH(Cl) - CH_3$

д) $HC \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH(Cl)$

в) $H_2C(Cl) - HC = CH - CH_2 - CH_2(Cl)$

е) $Cl - C \equiv C - CH_2(Cl)$

80. Оберіть із запропановоного переліку формули ізомерів і гомологів. Запишіть назви цих речовин за міжнародною номенклатурою:

а) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C(Br)_2 - CH_3$

г) $H_3C - C \equiv C - CH_3$

б) $H_3C - CH_2 - \underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle Br}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}} - CH_2 - CH_3$

д) $HC \equiv C - CH_2 - CH_3$

в) $H_3C - \underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle Br}{\overset{|}{\underset{|}{CH}}}} - CH - CH_3$

е) $HC \equiv C - CH_3$

81. Оберіть із запропановоного переліку формули ізомерів і гомологів. Запишіть назви цих речовин за міжнародною номенклатурою:

а) $H_2C - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH_2}} - CH_2 - CH_3$

г) $H_2C = \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}} - CH_2 - CH_3$

б) $CH_3 - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3$

д) $H_3C - HC = CH - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH_2}}$

в) $\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH}}}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$

е) $H_2C = CH - CH_2 - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH}} - CH_3$

82. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, укажіть умови їх перебігу. Назвіть продукти реакцій за міжнародною номенклатурою:
$C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5Cl \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow C_4H_9Br \rightarrow C_4H_9OH$

83. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, укажіть умови їх перебігу. Назвіть продукти реакцій за міжнародною номенклатурою:
$C_4H_9Cl \rightarrow C_8H_{18} \rightarrow C_8H_{16} \rightarrow C_8H_{15}OH$
$\downarrow \qquad \downarrow$
$CO_2 \qquad C_8H_{17}Cl$

84. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, укажіть умови їх перебігу. Назвіть продукти реакцій за міжнародною номенклатурою:
$A_4C_3 \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_3Cl \rightarrow C_2H_4Cl_2$
$\downarrow$
CO_2

85. Відносна густина випарів вуглеводня за азотом дорівнює 5. Під час спалювання 35 г цієї сполуки отримали 56 л (н.у.) вуглекислого газу і

45 г води. Визначте молекулярну формулу цієї речовини. До якого класу органічних сполук вона належить?

86. Масова частка Карбону в циклоалкані становить 85,71%. Відносна густина випарів цієї речовини за повітрям дорівнює 1,931. Визначте молекулярну формулу циклоалкану. Який об´єм кисню необхідний для спалювання цієї речовини масою 112 кг за н.у.?
87. Відносна густина випарів вугленводню за киснем дорівнює 3,625. Під час спалювання 29 г цієї сполуки утворилося 39,2 л (н.у.) вуглекислого газу і 36 г води. Виведіть молекулярну формулу цієї речовини. До якого класу органічних сполук вона належить?
88. Знайдіть об´єм водню (н.у.), який може приєднати суміш, що складається з 112 г етену та 44,8 л пропіну (н.у.).
89. Знайдіть масу хлору, яку може приєднати суміш, що складається з 336 л (н.у.) пентину та 112 л (н.у.) гексену.
90. Знайдіть масу хлороводню, яку може приєднати суміш, що складається з 448 л (н.у.) пентену та 224 л (н.у.) бутину.

Завдання контрольної роботи №7

91. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення. Вкажіть умови їх протікання:
$CaC_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow$ бромобензен
92. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення. Вкажіть умови їх протікання:
$CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow$ нітробензен
93. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення. Вкажіть умови їх протікання:
$C_6H_{14} \rightarrow C_6H_{12} \rightarrow C_6H_6 \rightarrow$ хлоробензен
94. Складіть рівняння реакцій між пропанолом-1 і такими речовинами: а) хлороводнем; б) калієм; в) сульфатною кислотою за нагрівання до 140° - 150°.
95. Складіть рівняння реакцій між етанолом і такими речовинами: а) натрієм; б) бутановою кислотою; в) сульфатною кислотою за нагрівання до 170°.
96. Складіть рівняння реакцій між бутанолом-1 і такими речовинами: а) етоновою кислотою; б) натрієм; в) сульфатною кислотою за нагрівання до 170°.
97. На каталітичне окиснення 10 г технічного етаналю (ацетальдегіду) витратили 18,6 г купрум (II) гідроксиду. Розрахуйте масову частку етаналю в технічному препараті.
98. Обчисліть масу срібла, добутого за реакцією срібного дзеркала, якщо до надлишку аміачного розчину оксиду аргентуму додали 500 г 4,64% ного відного розчину пропаналю.
99. Яку масу пропанолу-1 потрібно використати для добування 8,7 г пропанолю, якщо його відносний вихід становить 90%?
100. Здійсніть перетворення, запишіть рівняння відповідних реакцій, в яких речовини зображені за допомогою структурних формул, вкажіть умови їх протікання:
Пропаналь→пропанова→2-хлоропропанова кислота→магнія 2-хлоропропаноат
кислота
↓
етилпропаноат
101. Здійсніть перетворення, запишіть рівняння відповідних реакцій, в яких речовини зображені за допомогою структурних формул, вкажіть умови їх протікання:
Хлороетан → етанол → етаналь → етановая кислота → магнія ацетат

102. Здійсніть перетворення, запишіть рівняння відповідних реакцій, в яких речовини зображені за допомогою структурних формул, вкажіть умови їх протікання:

карбонатна кислота

↑

Метан → метанова (мурашина) кислота → натрія метанот (форміат)

↓

Бутилметаноат

103. Унаслідок реакцій глюкози з купрум (II) гідроксидом утворилось 11,52 г червоного осаду. Відносний вихід продукту реакції становить 80%. Яка маса глюкози прореагувала?
104. Яку масу глюконової кислоти можна одержати з 1,8 г глюкози, якщо відносний вихід кислоти становить 90%?
105. Зробіть розрахунки для приготування 200 г 5%-ного розчину сахарози з її 60%-ного розчину і води.
106. Знайдіть масу 10% -ного розчину гідроксиду натрію, необхідного на нейтралізацію j – аміномасляної кислоти масою 61,8 г.
107. Знайдіть масу солі, яка утворюється при взаємодії гідроксида натрію масою 50 г та амінооцтової кислоти масою 90 г.
108. З 69,5 г бромооцтової кислоти утворюється 30 г амінооцтової кислоти. Знайдіть відносний вихід амінооцтової кислоти.

Л І Т Е Р А Т У Р А

ОСНОВНА

1. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до ВУЗів Київ «Викладач», 1999 р. – 480с.
2. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. Київ «А.С.К», 2004р. – 311с.
3. Зеленєва О.Т. Хімія. Довідник школяра і студента. Донецьк «БАО», 2004 р. – 558с.
4. Попель П.П. Хімія 9кл. Експериментальний підручник. Київ, «Академія», 2001р. – 222 с.
5. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ. «Каравела», 2003р. – 342с.

ДОДАТКОВА

1. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. Київ «Либідь», 2001р. – 397с.
2. Березан О. Збірник задач з хімії. Тернопіль «Підручники і посібники», 2003р. – 318с.
3. Чокан Л.О. Хімія. Методичні вказівки для самостійної роботи по виконанню контрольних завдань для слухачів факультету до вузівської підготовки. Одеса, ОДЕКУ, 2006 р. -26 с.

Методичні вказівки

до виконання контрольних робіт
з дисципліни «Хімія»
для слухачів заочної форми навчання
підготовчого відділення

Укладачі:

ст. викладач кафедри довузівської підготовки Чокан Л.О.

Підп. до друку Формат 60×84/16 Папір офс.
Умовн. друк. арк. Тираж Зам. №

Надруковано з готового оригінал - макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15