

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

Контрольні роботи  
з курсу «Хімія»  
методичні вказівки  
для слухачів факультету довузівської підготовки  
(заочна форма навчання)

**Одеса -2007**

## З М І С Т

Зміст	3
Передмова	4
Розподіл тем дисципліни «Хімія»	6
Порядок виконання і оформлення контрольних робіт	8
1. Основні поняття і закони хімії	9
1.1. Основні поняття хімії	9
1.2. Основні закони хімії	10
2. Завдання контрольної роботи № 1	15
3. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	17
3.1. Будова атома	17
3.2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	20
4. Хімічний зв'язок	26
5. Типи хімічних реакцій	29
6. Енергетика хімічних перетворень	31
7. Швидкість хімічних реакцій	34
8. Завдання контрольної роботи № 2	41
Література	44

## Передмова

Хімія належить до числа природничих наук, що вивчають світ, який нас оточує, з усіма проявами його різноманітних форм і явищ. Вона тісно пов'язана з іншими природничими науками: фізикою, біологією, геологією; з іншими галузями науки і техніки. У ній широко застосовуються математичні методи, використовуються розрахунки і моделювання процесів за допомогою комп'ютерних програм.

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 та його графічне відображення – періодична система елементів, основні поняття теорії хімічного зв'язку, основні закономірності перебігу хімічних процесів.

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

Цей збірник методичних вказівок для слухачів заочної форми навчання факультету довузівської підготовки складається з передмови, змісту та розподілу тем дисципліни „Хімія”, з розділу „Основні поняття і закони хімії”, контрольної роботи №1, з розділів „Будова атома. Періодичний закон Д.І.Менделєєва”, „Хімічний зв'язок”, „Типи хімічних реакцій”, „Енергетика хімічних перетворень”, „Швидкість хімічних реакцій”, контрольної роботи №2.

Для полегшення самостійної роботи слухачів 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;
- закон збереження маси речовини і його висновки, зв'язок закону збереження маси із законом сталості складу;
- закон Авогадро та найважливіші висновки з нього;
- визначення поняття „моль”, „молярна маса”;
- основні структурні елементи періодичної системи елементів: період, група, підгрупа;
- основні закономірності зміни властивостей елементів у періодах та групах;
- фізичну сутність періодичного закону
- визначення понять „хімічний зв'язок”, „електронегативність”;
- типи хімічного зв'язку;
- принципи, що покладені в основу класифікації хімічних реакцій;
- про екзотермічні та ендотермічні реакції;

- визначення поняття „швидкість хімічної реакції” та залежність швидкості реакції від різних факторів;
- умови хімічної рівноваги та способи її зрушення ( принцип Ле Шательє ).

На основі одержаних знань слухачі повинні вміти:

- розраховувати та урівнювати рівняння хімічних реакцій;
- використовувати закон Авогадро та висновки з нього для вирішення розрахункових задач;
- проводити розрахунки за хімічними рівняннями;
- характеризувати хімічний елемент за його електронною формулою та за положенням в періодичній системі;
- розуміти фізичну сутність періодичного закону;
- пояснювати природу хімічного зв'язку, на прикладах пояснювати механізм його утворення;
- передбачати теплові ефекти реакцій;
- на основі термохімічного рівняння вести термохімічні розрахунки;
- визначати швидкість хімічних реакцій та умови їх зміни;
- умови зміщення хімічної рівноваги в необхідному напрямку;
- критично оцінювати хімічні явища та прогнозувати їх екологічні наслідки.

## **Розподіл тем дисципліни „Хімія”.**

### **I. Загальні поняття та закони хімії.**

Молекули. Атоми. Хімічний елемент, прості та складні речовини. Хімічні формули речовин. Відносна атомна та відносна молекулярна маса. Закон сталості складу речовин. Закон збереження маси. Масова частка елемента в речовині. Кількість речовини. Моль. Молярна маса. Закон Авогадро та молярний об'єм газу. Об'ємні відношення газів у реакціях.

### **II. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок.**

Склад атомних ядер, будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва. Великі та малі періоди, групи та підгрупи. Залежність властивостей елементів від розміщення в періодичній системі. Характеристика хімічного елемента за розміщенням в періодичній системі та будовою атома. Електронегативність хімічних елементів і хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок (полярний і неполярний). Донорно – акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Йонний зв'язок. Металічний зв'язок. Водневий зв'язок.

### **III. Класифікація хімічних реакцій.**

Реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну. Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага. Умови зміщення хімічної рівноваги (принцип Ле Шательє ). Тепловий ефект хімічних реакцій, термохімічні рівняння. Швидкість хімічних реакцій, умови її зміни.

### **IV. Розчини. Електролітична дисоціація.**

Розчинність речовин. Залежність розчинності речовин від їх природи, температури і тиску. Способи кількісного вираження складу розчинів. Електролітична дисоціація. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Властивості основ, кислот та солей у світлі теорії електролітичної дисоціації. Гідроліз солей.

### **V. Окисно – відновні реакції.**

Процеси окислення і відновлення з електронної точки зору. Ступінь окислення. Рівняння окиснювально – відновних реакцій. Методи

електронного та електронно – йонного балансу. Електроліз. Корозія металів.

## VI. Основні класи неорганічних сполук.

Оксиди, їх класифікація. Способи добування, властивості та застосування оксидів. Основи, їх класифікація. Способи добування та їх хімічні властивості. Кислоти, їх класифікація. Хімічні властивості та способи добування кислот. Класифікація солей (кислі, середні, основні та комплексні ). Хімічні властивості та способи добування солей.

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

# 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 сталю 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 ( $M$ , г/моль).

Кількість речовини можна визначити за формулами::

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

де  $v$  - кількість речовини (моль);

$N$  – кількість атомів, молекул

$N_A$  – стала Авогадро (моль $^{-1}$ )

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

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 ( $P = 101325$  Па,  $t = 0^{\circ}\text{C}$ ) 1 моль будь-якого газу займає об'єм

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

Звідси маємо  $\nu = \frac{V}{V_m}$ ,

де  $\nu$  - кількість речовини (моль)

$V$  – об'єм газу (дм<sup>3</sup>(л), м<sup>3</sup>)

$V_m$  – мольний об'єм газу

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

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

де  $D$  – 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 густина газів виражають за повітрям ( $M_{\text{пов.}} = 29$  /моль)

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M}{M_{\text{пов.}}} = \frac{M}{29}$$

**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 основою 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

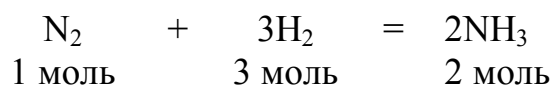
має суттєві обмеження і спрощується лише для тих сполук, які в кожному агрегатному стані мають молекулярну структуру.

**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



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

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

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

визначимо, скільки молекул  $H_2SO_4$  міститься в її 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

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

якщо  $v_{(\text{Fe})} = v_{(\text{S})}$   $N_{(\text{Fe})} = N_{(\text{S})}$  тому що  $N = v \cdot N_A$ .

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

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

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

*Розв'язок.* Визначимо, скільки молів  $\text{H}_2$  відповідає його 0,5 кг (500г)

$$v_{(\text{H}_2)} = \frac{m}{M} = \frac{500}{2} = 250 \text{ моль}$$

визначимо, який об'єм займають 250 моль водню

$$v = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V_{(\text{H}_2)} = v \cdot V_m = 250 \cdot 22,4 = 5600 \text{ дм}^3 = 5,6 \text{ м}^3$$

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

*Розв'язок:* знаходимо кількість речовин газу

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

визначимо мольну масу газу

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

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

*Розв'язок:* знаходимо мольну масу газу

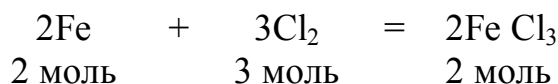
$$D_{\text{нов.}} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{\text{нов}}} \Rightarrow M_{\text{газу}} = D_{\text{нов.}} \cdot M_{\text{нов.}} = 0,138 \cdot 29 = 4 \text{ г/моль,}$$

знаходимо відносну густина газу за воднем

$$D_{H_2} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{H_2}} = \frac{4}{2} = 2$$

**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



визначаємо кількість речовин заліза яку спалили

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

із рівняння реакції – із 2 моль заліза утворюється 2 моль  $\text{FeCl}_3$

$$v(Fe) = v(Fe Cl_3),$$

знаходимо масу  $\text{FeCl}_3$

$$v = \frac{m}{M} \Rightarrow m(\text{FeCl}_3) = v \cdot M = 0,12 \cdot 162,5 = 19,5 \text{ г}$$

$$M(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5 \text{ г/моль}$$

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

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

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

Визначаємо об'єм хлору

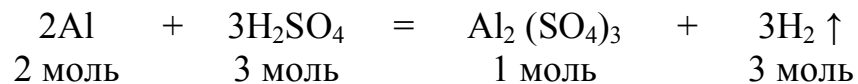
$$v_{(Cl_2)} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V(Cl_2) = v \cdot V_m = 0,18 \cdot 22,4 = 4,032 \text{ дм}^3$$

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 недостатці.

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

*Розв'язок:* записуємо рівняння реакції



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

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

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

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

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

$$\frac{v(Al)}{v(H_2SO_4)} = \frac{2}{3} = \frac{0,12}{x}$$

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

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 недостатці. Масу  $Al_2(SO_4)_3$  обчислюємо за кількістю  $H_2SO_4$

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

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

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

### 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 водень (масова частка 2,2 %), йод (55,7 %) і кисень (42,1 %). Визначте найпростішу формулу цієї кислоти.

8. До складу хімічної сполуки входять натрій, фосфор і кисень. Масові частки елементів становлять: натрію – 34,6 %, фосфору – 23,3 %, кисню – 42,1 %. Визначте найпростішу формулу сполуки.

9. Визначте найпростішу формулу сполуки калію з манганом і киснем, 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?
16. Скільки грамів сірки і заліза необхідно приготувати, щоб отримати 2,2 г сульфїду феруму (II)?
17. Сїрку добувають термічним розкладанням мінералу піриту:  
 $\text{FeS}_2 = \text{FeS} + \text{S}$  з наступною її відгонкою від сїльфїду заліза. Розрахуйте маси продуктів реакції розкладання 0,6 т піриту.
18. Скільки грамів натрію і сірки потрібно для одержання 3,9 г сульфїду 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 ( $\text{CH}_4$ ) 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 карбонаті 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. Гїдроксид 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 купруму (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?

## 2 Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

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 орбітальною.

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  $n = 1, 2, 3, \dots$ ).

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.

$\ell$  - 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 -  $\ell$ )

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

$\ell = 1$  (p – орбіталь) і т.д.

$m_\ell$  - магнітне квантове число, яке визначає розташування електронних орбіталей у просторі, набуває всіх цілочислових значень від  $+\ell$  до  $-\ell$ , кожному значенню  $\ell$  відповідає  $2\ell + 1$  можливих значень  $m_\ell$ , які визначають кількість орбіталей, на цьому рівні



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

$m_s$  – спинове квантове число, яке характеризує власний магнітний момент електрона, можливі два значення  $+1/2$ ;  $-1/2$ ;  $\uparrow\downarrow$ . 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 орбіталі (в енергетичній комірці) може знаходитись не більше двох електронів, які характеризуються протилежними значеннями спинового квантового числа ( $m_s$ ).

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

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

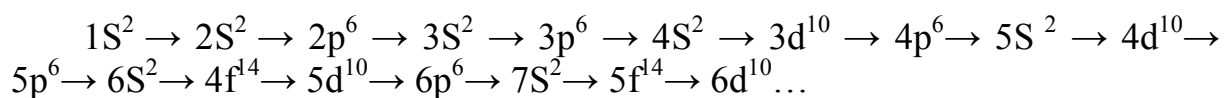
а) <table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr><td style="width: 30px; height: 30px;">↑</td><td style="width: 30px; height: 30px;">↑</td><td style="width: 30px; height: 30px;"></td></tr> </table>	↑	↑		б) <table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr><td style="width: 30px; height: 30px;">↑↓</td><td style="width: 30px; height: 30px;"></td><td style="width: 30px; height: 30px;"></td></tr> </table>	↑↓			в) <table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr><td style="width: 30px; height: 30px;">↑</td><td style="width: 30px; height: 30px;">↓</td><td style="width: 30px; height: 30px;"></td></tr> </table>	↑	↓	
↑	↑										
↑↓											
↑	↓										
$\sum m_s = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$	$\sum m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0$	$\sum m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0$									

Найстійкішим, буде стан коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталах і мають однаковий спін. Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіталей дають головне (n) та орбітальне ( $\ell$ ) 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;

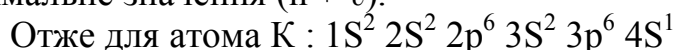
друге правило – якщо ж для кількох підрівнів сума квантових чисел ( $n + \ell$ ) однакова, то у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n.

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



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

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



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

З орбіталей 3d ( $n + \ell$  дорівнює  $3 + 2 = 5$ ) і 4p ( $n + \ell$  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  $(n + \ell)$ , які дорівнюють 5.

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

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.

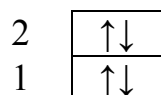
4. Електрони заповнюють спочатку по одному, а якщо число електронів більше, ніж число орбіталей, то по два (у цьому випадку утворюються електронні пари).

Наприклад, в атомі Гелію (№ 2)  $1S^2$



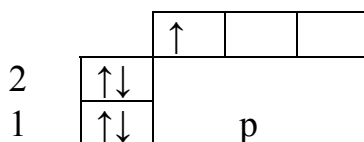
Електрони розміщуються на першому енергетичному рівні, у своєму русі утворюють сферичну хмару.

В атомі Берилію (№ 4)  $1S^2 2S^2$

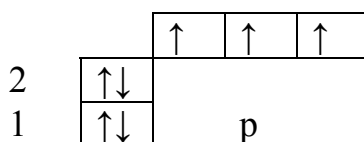


Третій і четвертий електрони розміщуються на другому енергиточному рівні, утворюють також сферичну хмару, але більшого розміру.

В атома Бору (№ 5)  $1S^2 2S^2 2p^1$  п'ятий електрон займає p – 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 ізоотопів 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 ( $n + \ell$ ), 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 будується 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 будується 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.

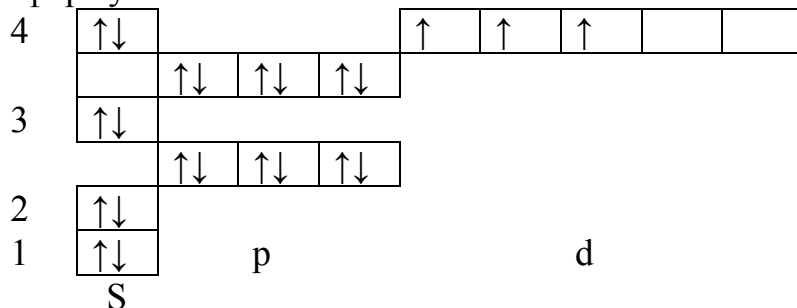
#### Приклад 1

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



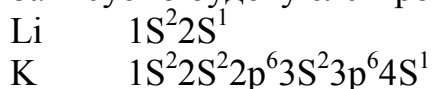
Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окислення +2, при цьому він утворює оксид VO і гідроксид V(OH)<sub>2</sub>, що виявляють основні властивості. Газоподібних водневих сполук Ванадій не утворює, оскільки розміщений в побічній підгрупі.

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<sub>5</sub>O<sub>5</sub> – кислотний, йому відповідає нестійка мета ванадієва кислота HVO<sub>3</sub> (її солі – ванадати – стійкі сполуки).

### Приклад 2.

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

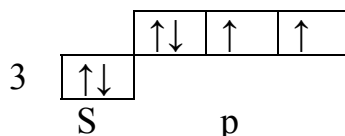
Записуємо будову електронних оболонок атомів Літію і Калію



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.

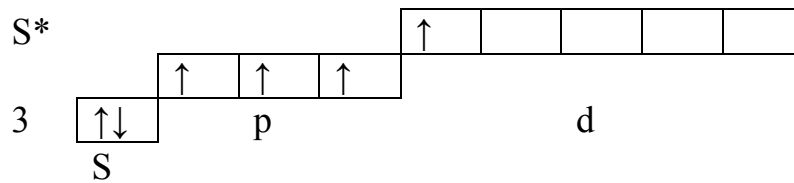
### Приклад 3. Записати електронні формули атома Сульфуру у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Електронна формула Сульфуру  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^4$ , валентні електрони  $\dots 3S^2 3p^4$  їх можна відобразити графічно



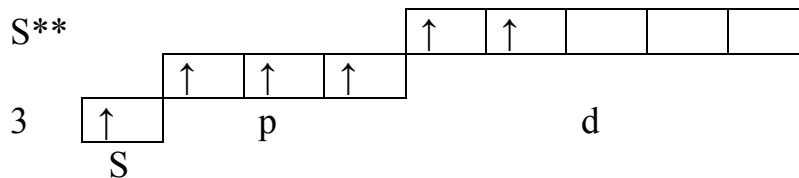
Бачимо, що на 3p – підрівні є 2 неспарених електрони, коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Гідрогену (H<sub>2</sub>S), він приєднує 2 електрони атомів Гідрогену, його електронна формула має вигляд  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 - S^{2-}$ , його валентність 2.

Коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Оксигену (SO<sub>2</sub>), 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?

Сульфу – 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

$H_2SO_3$  – сульфитна 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  $\dots 4S^2 3d^5$ .

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 ...  $3p^63d^54S^2$ . Пояснити які властивості він має: металеві, чи неметалеві.

Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить ... $3p^64S^23d^5$  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 (... $4S^23d^5$ ):  $2 + 5 = 7$  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  $1S^22S^22p^63S^23p^64S^23d^5$ , 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 ... $3S^23p^5$ ,

$Cl^-$  ... $3S^23p^5 + e^- \rightarrow ...3S^23p^6$

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

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

валентні електрони ... $5S^2$ , тому

$Sr^+$  ... $5S^2 - e^- \rightarrow ...5S^0$

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

### 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 елемента - x, 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.Льюїс, виходячи з того, що зовнішня електронна оболонка благородних газів, за винятком гелію, складається з восьми електронів, обґрунтували хімічну стабільність благородних газів саме такою електронною конфігурацією їх зовнішнього електронного шару. Вони припустили, що атоми інших елементів прагнуть набути 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 електронегативністю ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $I_2$  та ін.);
- б) ковалентний полярний – між атомами неметалів з різними електронегативностями ( $HCl$ ,  $CO_2$ )

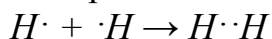
Полінг визначив електронегативність атомів як здатність притягувати електрони інших атомів.

Електронегативність елемента (позначається грецькою літерою  $\chi$  – «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 водню має один електрон, електронна формула  $1S^1$ . Підвищену стійкість має заповнена перша електронна оболонка ( $1S^2$ ). Отже, атоми водню, "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 – сформувався спільна для двох атомів електронна пара – кожний атом гідрогену отримав другий електрон, проте лише для „обмеженого використання”. Зв’язок у молекулі водню зображують:  $H \cdot H$  (електронна формула молекули) або  $H-H$  (графічна формула).

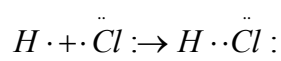
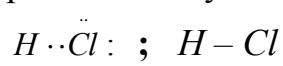
Утворення молекули водню можна зобразити схемою:



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:



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

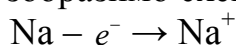
тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту – чим менші їхні радіуси.

Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками (наприклад, NaCl, Li<sub>3</sub>N, Mg<sub>3</sub>P<sub>2</sub>). Із них один елемент – металічний, а інший – неметалічний.

Розглянемо утворення йонів.

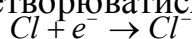
Натрій має електронну формулу:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , на останньому енергетичному рівні міститься лише один електрон, а на передостанньому – „бажаний” октет електронів. Атом натрію легко втрачає 3s – електрон, атом перетворюється на частинку, яка має позитивний заряд (у ядрі атома натрію міститься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

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



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:



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 водню однієї молекули та атомом сильноелектронегативного елемента (O, S, N, F та ін.) іншої молекули.

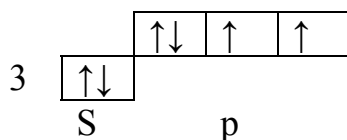
Валентність – це здатність атомів одного елемента приєднувати певну кількість атомів іншого елемента, тобто утворювати певну кількість хімічних зв’язків.

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

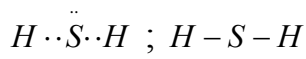
Пояснити утворення молекули  $H_2S$ , визначити тип хімічного зв’язку.

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.



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

$$\chi_H = 2,1 \qquad \chi_S = 2,5$$

### Приклад 2

Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах  $AlCl_3$ ,  $H_2S$ ,  $PH_3$ , 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.

$$AlCl_3 \quad \chi_{Al} = 1,6 \quad \chi_{Cl} = 2,6$$

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

$$H_2S \quad \chi_H = 2,1 \quad \chi_S = 2,5$$

$$\Delta \chi = 2,5 - 2,1 = 0,4 < 1,7 \text{ ковалентний полярний зв'язок.}$$

$$NH_3 \quad \chi_N = 3 \quad \chi_H = 2,1$$

$$\Delta \chi = 3 - 2,1 = 0,9 < 1,7 \text{ ковалентний полярний зв'язок.}$$

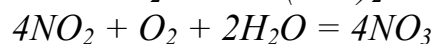
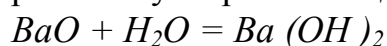
Максимальне значення  $\Delta \chi$  у  $AlCl_3$  – в цій молекулі зв'язок є найполярнішим.

## **4. Типи хімічних реакцій**

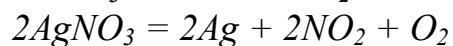
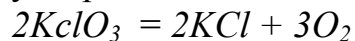
Хімічні реакції класифікують за такими ознаками.

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

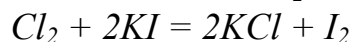
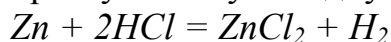
1. Реакції сполучення – реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.



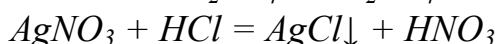
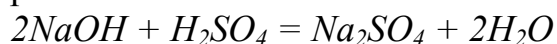
2. Реакції розкладу – це реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.



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.

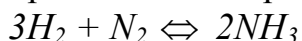


4. Реакції обміну – це реакції, у процесі яких дві речовини обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи дві нові речовини.

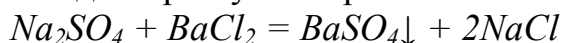


## II. За оборотністю.

1. Оборотними називаються реакції, що за одних і тих самих умов протікають і в прямому і в зворотному напрямку.

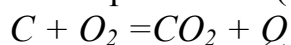


2. Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку та закінчуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин в кінцеві речовини.



## III. За тепловим ефектом.

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



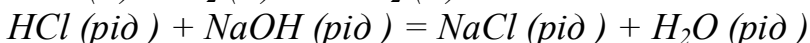
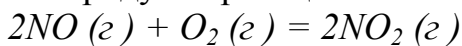
2. Реакції, що протікають з поглинанням теплоти, називаються ендотермічними (- Q).



Багато реакцій сполучення є екзотермічними, а розкладу ендотермічними.

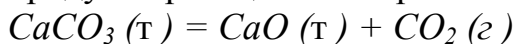
## III. За агрегатним станом.

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



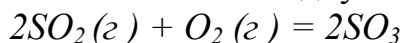
(г) – газ, (рід) – рідина.

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

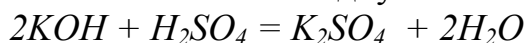


## IV. За наявністю каталізатора.

1. Каталітичні – відбуваються за наявності каталізатора.

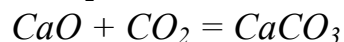
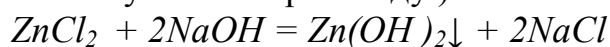


2. Некаталітичні – відбуваються без каталізатора.

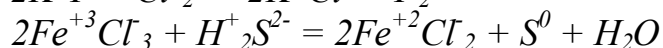
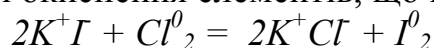


V. За зміною ступеня окислення елементів реагуючих речовин.

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

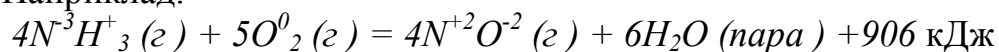


2. Окисно – відновні реакції – реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

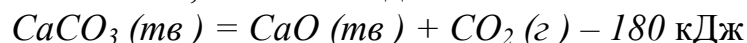


Кожну хімічну реакцію можна охарактеризувати відразу кількома ознаками.

Наприклад.



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

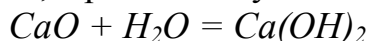


Реакція розкладу, ендотермічна, необоротна, гетерогенна, некаталітична

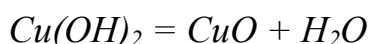
## 5. Енергетика хімічних перетворень.

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).



Існують реакції, під час яких теплота поглинається, їх здійснення потребує нагрівання. Це – реакції розкладу гідроксидів, оксигеновмісних солей:



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.

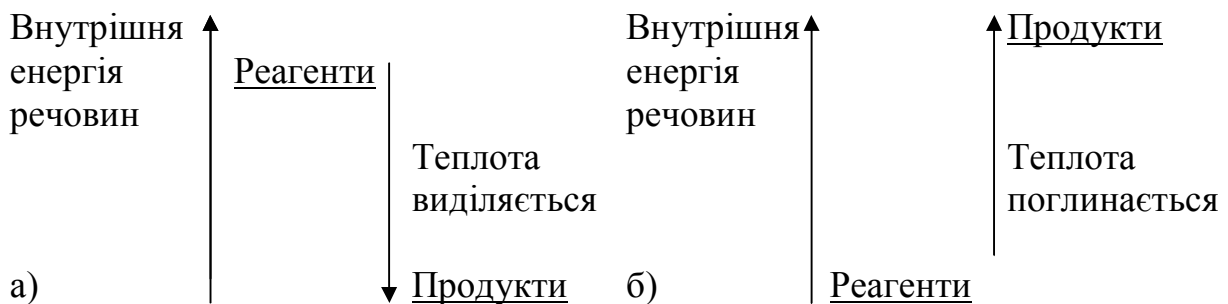
Реакції, під час яких теплота поглинається – ендотермічними.

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 реакції у вигляді теплоти, а якщо вона нижча від сумарної внутрішньої енергії. То відбувається поглинання теплоти.



Енергетичні діаграми реакцій:

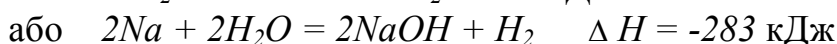
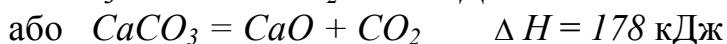
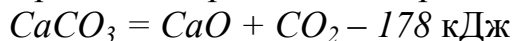
- а) екзотермічної
- б) ендотермічної.

Кількість теплоти, що поглинається або виділяється під час хімічної реакції, називається тепловим ефектом реакції. Позначається  $\Delta H$  (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.

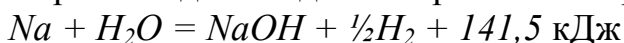
Термохімічне рівняння – запис хімічної реакції з вказаним тепловим ефектом.

Приклади термохімічних рівнянь:



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:



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:



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.

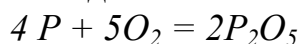
Розглянемо деякі приклади термохімічних розрахунків.

#### Приклад 1.

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

Розв'язання.

Складаємо хімічне рівняння



Знаходимо кількість речовини фосфору

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

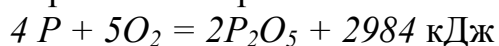
Обчислюємо, скільки теплоти виділиться під час згоряння 4 моль фосфору.

При реакції 0,5 моль фосфору виділиться 373 кДж,

а 4 моль \_\_\_\_\_ х

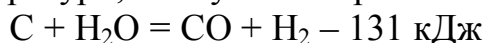
$$x = \frac{4 \cdot 373}{0,5} = 2984 \text{ кДж}$$

Термохімічне рівняння:



#### Приклад 2.

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



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.

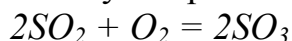
### Приклад 3.

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:



Обчислюємо тепловий ефект реакції. Міркуємо так:

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

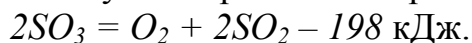
а 2 моль  $SO_2$  –  $x$  кДж.

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

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



Записуємо термохімічне рівняння зворотної реакції:



Реакція є ендотермічною.

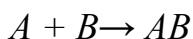
## **6. Швидкість хімічних реакцій**

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 утворилася внаслідок реакції за одиницю часу для гомогенної реакції.

Розглянемо гіпотетичну реакцію:



Припустимо, що у певний час  $\tau_0$  концентрація речовини А була  $C_0$ , а у наступний час  $\tau$  вона стала  $C_t$ , за цими даними швидкість реакції

$$v = \frac{C_t - C_0}{\tau - \tau_0} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Під час перебігу реакції концентрація реагента поступово зменшується, тому

$C_t - C_0 < 0$ , 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<sup>3</sup>.сек).

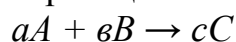
Швидкість гетерогенної реакції визначається кількістю речовини, яка вступила в реакцію або утворилась внаслідок реакції за одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз.

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:



$$v = K_{np} C_A^a \cdot C_B^b$$

а швидкість зворотної :

$$v_{зв} = K_{зв} C_C^c,$$

де  $K_{np}$  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:

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

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

$\gamma$  (гама) – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів зростає швидкість реакції в результаті підвищення температури на 10°.

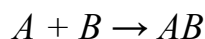
Швидкість реакції залежить від хімічної природи реагентів, тобто від того, які саме речовини реагують. Так, реакція магнію із соляною кислотою відбувається значно швидше, ніж цинку ( за тієї самої концентрації розчину кислоти, температури, площі поверхні контакту реагентів), а олова – повільніше.

На швидкість хімічних реакцій впливають каталізатори.

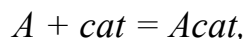
Каталізатор – речовина, що пришвидшує хімічну реакцію, залишаючись після неї у початковому стані.

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

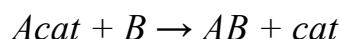
Якщо реакція



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



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



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 напрямках – 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.

$$v_{np} = v_{zv}$$

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 Шательє.

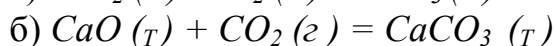
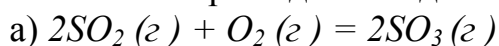
Принцип Ле Шательє : якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, зазнає зовнішнього впливу, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка зменшує цей вплив. Наприклад, підвищення температури ( нагрівання ) викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної реакції, а зниження температури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

Підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у напрямку 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:



(г) – газ, (т) – тверда речовина.

Розв'язання.

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

$$v = K_1 C_{SO_4}^2 \cdot C_{O_2}$$

де  $K_1$  – константа швидкості.

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

$$v = K_2 C_{CO_2}$$

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

$$v = K_3$$

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

б)  $v = K_2 C_{CO_2}$

в)  $v = K_3$

### 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 ( $\tau$ )

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

Визначаємо зміну молярної концентрації

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

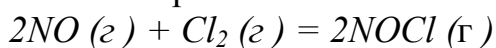
Підставляючи у вираз для швидкості реакції:

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

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

### Приклад 3.

У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції:



(г) – газ.

А) при збільшенні концентрації NO втричі;

б) при зменшенні тиску газів удвічі?

Розв’язання.

Записуємо вираз для швидкості даної реакції

$$v = K_1 C^2(NO)C(Cl_2)$$

а) збільшення концентрації NO втричі приведе до зростання швидкості реакції

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

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

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

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

$$\frac{v^1}{v} = \frac{\frac{1}{8} K_1 C^2(NO) \cdot C(Cl_2)}{K_1 C^2(NO) \cdot C(Cl_2)} = \frac{1}{8} \text{ разу, отже швидкість реакції}$$

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  $80^0\text{C}$ . 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  $t_1$ ;

$\gamma$  - 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 зростає 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:

$$\Delta C(A) = 1,5 - 2,0 = -0,5 \text{ моль/л}$$

А на скільки зменшилась концентрація речовини В?



$$2 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

$$2 : 1$$

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

Обчислимо концентрацію В через 25 хв.:

$$C(B) = 1,5 - 0,25 = 1,25 \text{ моль/л}$$

Обчислимо швидкість реакції за речовиною А:

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

Обчислимо швидкість реакції за речовиною В:

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

Відповідь: через 25 хвилин  $C(B) = 1,25$  моль/л,

$$v(A) = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/(л \cdot сек)}$$

$$v(B) = 1,67 \cdot 10^{-4} \text{ моль/(л \cdot сек)}$$

### 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:

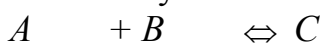
а) підвищення тиску;

б) збільшення кількості речовини А в системі;

в) підвищення температури?

Розв'язання.

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



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

$$1 + 1 \quad 1$$

$$2 > 1$$

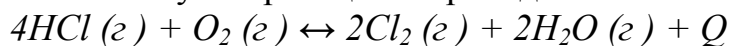
Відповідно до принципу Ле Шательє підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що приводить до меншої кількості речовини газів, тобто у бік речовини С, отже концентрація С збільшується.

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:

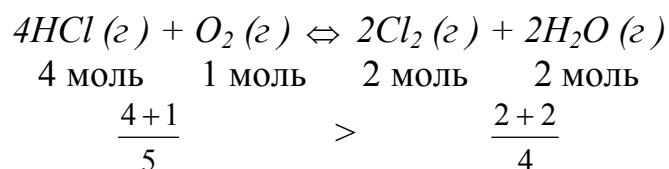


Як на рівноважний стан системи впливає:

- а) підвищення тиску;
- б) підвищення температури;
- в) введення каталізатору?

Розв'язання.

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



Підвищення тиску зміщує рівновагу в бік утворення Cl<sub>2</sub> і H<sub>2</sub>O.

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<sub>2</sub>.

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

### **7. Завдання контрольної роботи № 2**

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		іонів	Написати повну електронну формулу елемента, його графічну формулу, указати його властивості (металеві, чи неметалеві), якщо зовнішній енергетичний рівень має конфігурацію
атомів			
37.	Be, Se	$Be^{2+}$ , $Se^{2-}$	$\dots 4S^2 3d^{10} 4p^1$
38.	As, Cu	$As^{3-}$ , $Cu^{2+}$	$\dots 3S^2 3p^1$
39.	Mn, Br	$Mn^{2+}$ , $Br^-$	$\dots 3S^2 3p^5$

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 сіліцію  
 б) стронцію і хлору  
 в) бром
43. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.  
 -  $\text{SCl}_4$ ;  $\text{F}_2$ ;  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{PCl}_3$
44. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.  
 -  $\text{CF}_4$ ;  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{K}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}_2$ ;  $\text{N}_2$
45. Серед наведених формул назвіть ті, що відповідають речовинам з йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками. Відповідь поясніть.  
 -  $\text{NaN}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{AsH}_3$ ;  $\text{O}_2$
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  $3\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) = 2\text{C}(\text{г})$ , якщо об'єм реакційної суміші зменшити в 3 рази?
53. У скільки разів зменшиться швидкість прямої реакції  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ , якщо при постійній температурі тиск газової суміші зменшити в 4 рази?
54. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції  $\text{A}_2(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) = 2\text{AB}(\text{г})$ , що відбувається в закритій посудині, якщо тиск збільшити у 5 разів?

55. Реакція при температурі  $50^{\circ}\text{C}$  триває 200 секунд температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2. Скільки часу триватиме ця реакція при  $70^{\circ}\text{C}$ ?
56. При охолодженні реакційної суміші з  $80^{\circ}\text{C}$  до  $50^{\circ}\text{C}$  швидкість хімічної реакції зменшилась у 27 разів. Визначте температурний коефіцієнт реакції.
57. При температурі  $40^{\circ}\text{C}$  реакція триває 13 хвилин. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. Скільки часу триватиме ця реакція при температурі  $60^{\circ}\text{C}$ ?
58. В якому напрямі зміщуватиметься рівновага в оборотній реакції:  
 $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$  ( $\Delta\text{H} < 0$ )  
 а) за зниженням температури;  
 б) за зниженням тиску? Відповідь обґрунтувати
59. В який бік зміститься хімічна рівновага реакції  
 $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{Q}$  ( $\Delta\text{H} < 0$ )  
 При: а) збільшенні тиску  
 б) збільшенні температури?  
 Відповідь обґрунтувати.
60. В який бік зміститься хімічна рівновага реакції  
 $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г}) - \text{Q}$  ( $\Delta\text{H} > 0$ )  
 При: а) збільшенні температури  
 б) зниженні концентрації  $\text{CO}_2$ ?  
 Відповідь обґрунтувати.

## ЛІТЕРАТУРА

### 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  
по виконанню контрольних робіт  
з дисципліни «Хімія»  
для слухачів факультету довузівської підготовки  
(заочна форма навчання)

Укладач:

Старший викладач кафедри довузівської підготовки Чокан Л.О.

Підп. до друку  
Умовн. друк. арк..

Формат  
Тираж

Папір  
Зам. №

Надруковано з готового оригінал макета

---

Одеський державний екологічний університет  
65016, Одеса, вул..Львівська,15

---