

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Методичні вказівки
для дистанційного навчання
з дисципліни «Хімія»
для слухачів підготовчого відділення

Одеса 2017

Методичні вказівки для дистанційного навчання з дисципліни «Хімія» для слухачів підготовчого відділення

/Чокан Л.О. – Одеса: ОДЕКУ, 2017 – с.55/

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ.....	6
1.1 Основні поняття хімії.....	8
1.2 Молярна маса.....	10
1.3 Основні закони хімії.....	13
2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН.....	24
2.1 Оксиди.....	25
2.1.1 Добування оксидів.....	26
2.1.2 Хімічні властивості основних оксидів.....	26
2.1.3 Хімічні властивості кислотних оксидів.....	27
2.1.4 Амфотерні оксиди.....	28
2.2 Основи.....	29
2.2.1 Класифікація основ.....	29
2.2.2 Хімічна властивість основ.....	29
2.3 Кислоти.....	30
2.3.1 Добування кислот.....	30
2.3.2 Хімічні властивості кислот.....	31
2.4 Амфотерні сполуки.....	32
2.5 Солі.....	33
2.5.1 Середні солі.....	33
2.5.2 Кислі солі.....	35
3. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.....	39
4. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	50
ЛІТЕРАТУРА.....	54
ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА.....	54
ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА.....	54
ДОДАТКИ.....	55
Додаток А.....	55

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, математикою, 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 для самостійної роботи слухачів підготовчого відділення по курсу «Хімія» для дистанційної форми навчання складаються з розділів:

- Загальна хімія;
- Неорганічна хімія;
- Органічна хімія.

Розділ «Загальна хімія» складається з трьох тем:

- Тема 1 «Основні хімічні поняття. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів».

- Тема 2 «Основні класи неорганічних сполук»;
- Тема 3 «Хімічні реакції. Розчини».

Розділ «Неорганічна хімія» складається з двох тем:

- Тема 4 «Металічні елементи та їхні сполуки. Метали»;
- Тема 5 «Неметалічні елементи та їхні сполуки. Неметали».

Розділ «Органічна хімія складається з двох тем»:

- Тема 6 «Вуглеводні»;
- Тема 7 «Оксигеновмісні органічні сполуки».

Кожна тема складається з лекцій, практичних занять, тестових завдань для самоперевірки та контрольної роботи. Лекції призначені для того, щоб в максимально короткій і акцентованій формі викласти всю необхідну інформацію з даної теми, обсяг якої регламентується програмою зовнішнього незалежного оцінювання з хімії.

Практичні заняття – це умовна назва тієї частини навчальної роботи, в якій слухач заочного відділення розбирає приклади розв'язання типових завдань та задач.

Тестові завдання для самоконтролю призначені для самоперевірки одержаних знань слухачем.

Слухач заочного підготовчого відділення виконує сім контрольних робіт; перша контрольна робота за темою 1, друга контрольна робота за темою 2, третя контрольна робота за темою 3, четверта контрольна робота за темами 4 і 5, п'ята контрольна робота за темою 6, шоста і сьома за темою 7.

Контроль знань та вмінь слухачів заочної форми навчання здійснюється за допомогою системи контролюючих заходів, вони складаються з заходів поточного та підсумкового контролю.

Поточний контроль здійснюється на протязі усього навчального року (1 листопада – 1 травня) та включає заходи контролю самостійної роботи слухача під час вивчення навчальної дисципліни поза межами університету, а саме виконання контрольних робіт.

Контроль самостійної роботи слухачів заочної форми навчання полягає у використанні дистанційних методів, які передбачають застосування сучасних інформаційно-комунікаційних засобів організації контролю, а саме:

- поетапне відправлення слухачем підготовчого відділення виконаних завдань контрольної роботи та отримання зауважень від викладача в режимі «оф-лайн» скрізь мережу Інтернет;

- виконання завдань самостійної роботи безпосередньо в режимі «он-лайн» скрізь мережу Інтернет за допомогою «Moodle»;

- спілкування (консультації) викладача зі слухачем в режимі «оф-лайн» і «он-лайн» скрізь Інтернет у заздалегідь визначені дати та години, що може передбачати як відповіді на запитання слухачів щодо окремих тем, пунктів завдань, так і сумісне обговорення найбільш складних тем теоретичного матеріалу, контрольних робіт, тощо.

У випадку, якщо слухач має накопичену суму балів поточного контролю менше 60% від максимально можливої суми – 100 балів, він не допускається до підсумкового контролю.

Форма підсумкового контролю – іспит.

Контроль самостійної роботи слухача підготовчого відділення заочної форми навчання здійснюється шляхом перевірки контрольних робіт.

Кожна контрольна робота надається слухачам на кафедрі довузівської підготовки за графіком, який надається в таблиці 1.

Таблиця 1.

	Перелік тем	КР	Термін виконання КР
1	Основні хімічні поняття. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів.	КР 1	1.IX – 31..I
2	Основні класи неорганічних сполук.	КР 2	1. II – 15.II
3	Хімічні реакції. Розчини.	КР 3	16.II – 28.II
4	Металічні елементи та їхні сполуки. Метали.	КР 4	1.III – 15.III
5	Неметалічні елементи та їхні сполуки. Неметали.		
6	Вуглеводні	КР 5	16.III – 31.III
7	Оксигеновмісні органічні сполуки	КР 6	1.IV – 15.IV
		КР 7	16.IV – 30.IV

Приклад оформлення титульного аркуша контрольної роботи наведений у додатку А.

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.

Кількість речовини – фізична величина, не менш важлива для характеристики порції речовини, ніж її маса (m), об'єм (v) або густина (ρ). Кожна фізична величина має одиницю виміру. Для кількості речовини – це моль.

Моль – це кількість речовини, яка містить таке число структурних частинок (атомів, молекул, тощо), яке дорівнює числу атомів у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Моль – порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ називається сталою Авогадро.

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

Кількість речовини умовно позначають грецькою літерою ν («ню») або латинською літерою n (ен). Кількість речовини не характеризує якісь хімічні особливості речовини, а лише вказує на вміст у ній певного числа молекул, атомів або інших структурних частинок, тому кількість речовини – фізична величина.

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})

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

де m – маса речовини (г)

M – молярна маса речовини (г/моль)

Таблиця 2.

Назва речовини, формула	Будова речовини	Кількість в молі	
		формульних одиниць	частинок
неон Ne	атомна	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Неону Ne
графіт С	атомна	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону С
кисень O ₂	молекулярна	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену О
вода H ₂ O	молекулярна	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену Н і $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену О
Алюміній сульфат Al ₂ (SO ₄) ₃	іонна	$6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць	$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ іонів Al ³⁺ і $3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ іонів SO ₄ ²⁻

Приклади розв'язання задач

Задача 1. У якій кількості речовини міді міститься $9,03 \cdot 10^{23}$ атомів Купру му?

Дано:

$$\frac{C(\text{Cu}) = 9,03 \cdot 10^{23} \text{ атомів}}{n(\text{Cu}) - ?}$$

Розв'язання:

Запишемо формулу, яка показує зв'язок між кількістю речовини (n) та кількістю частинок

$$(N): n(\text{Cu}) = \frac{N(\text{Cu})}{N_A}$$

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Підставимо відомі значення:

$$n(\text{Cu}) = \frac{9,03 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,5 \text{ моль}$$

Відповідь: $n(\text{Cu}) = 1,5$ моль.

Задача 2. Обчисліть кількість молекул в 3 моль води.

Дано: $n(\text{H}_2\text{O})=3 \text{ моль}$ <hr style="width: 100%;"/> $N(\text{H}_2\text{O})=?$	Розв'язання: Записуємо формули: $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N_A} \text{ (I)} \quad N(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \times N_A \text{ (II)}$
---	--

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Підставимо відомі значення у формулу II:

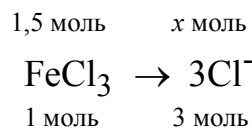
$$N(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = 3 \text{ моль} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,86 \cdot 10^{24}$$

Відповідь: $N(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \cdot 10^{24}$ (молекул).

Задача 3. Обчисліть кількість йонів Cl^- в 1,5 моль ферум (III) хлориду FeCl_3 .

Дано: $n(\text{FeCl}_3)=1,5 \text{ моль}$ <hr style="width: 100%;"/> $N(\text{Cl}^-)-?$	Розв'язання: 1. У формульній одиниці ферум (III) хлориду міститься один іон Fe^{3+} і три йони Cl^- . А тому 1 моль FeCl_3
---	---

містить 1 моль Fe^{3+} і 3 моль Cl^- . Нас цікавить кількість речовини йонів Cl^- . Для обчислення складемо схеми:



Складемо пропорцію:

$$\begin{array}{l}
 \frac{1,5}{1} = \frac{x \text{ моль}}{3 \text{ моль}} \\
 x = 4,5 \text{ моль}
 \end{array}$$

2. Обчислюємо кількість йонів Cl^- .

$$n(\text{Cl}^-) = \frac{N(\text{Cl}^-)}{N_A}$$

$$N(\text{Cl}^-) = n(\text{Cl}^-) \times 6,02 \cdot 10^{23} = 2,709 \cdot 10^{24} \text{ (іонів)}$$

Відповідь: $N(\text{Cl}^-) = 2,709 \cdot 10^{24}$.

Задача 4. У якій кількості речовини заліза міститься $1,204 \cdot 10^{24}$ атомів Феруму?

Дано: $N(\text{Fe})=1,204 \times 10^{24}$ атомів $n(\text{Fe})=?$	Розв'язання: Записуємо формулу, яка показує зв'язок між кількістю речовини (n) та кількістю частинок (N):
---	---

$$n = \frac{N}{N_A}$$

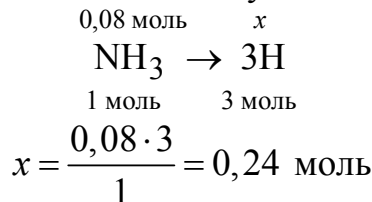
$$n(\text{Fe}) = \frac{1,204 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ моль}$$

Відповідь: $n(\text{Fe})=2$ моль.

Задача 5. Обчисліть кількість молекул в 0,08 моль амоніаку NH_3 , також укажіть кількість атомів Гідрогену в цій порції.

Дано: $n(\text{NH}_3)=0,08$ моль $N(\text{NH}_3)-?$ $N(\text{H})-?$	Розв'язання: Записуємо формулу $n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \cdot N_A$ $N(\text{NH}_3) = 0,08 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 4,816 \cdot 10^{22}$ молекул
--	---

Для обчислення атомів Н складаємо схему:



$$N(\text{H}) = 0,24 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,444 \cdot 10^{23} \text{ атомів}$$

Відповідь: $N(\text{NH}_3) = 4,816 \cdot 10^{22}$ молекул;

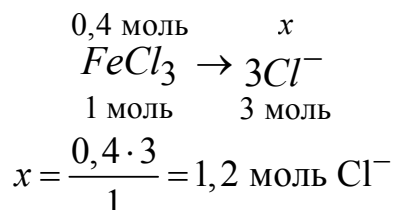
$$N(\text{H}) = 1,444 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

Задача 6. Суміш містить 0,6 моль кальцій хлориду CaCl_2 та 0,4 моль ферум(III) хлориду FeCl_3 . Обчисліть кількість йонів Cl^- у цій суміші.

Дано: $n(\text{CaCl}_2) = 0,6$ моль $n(\text{FeCl}_3) = 0,4$ моль $N(\text{Cl}^-) - ?$	Розв'язання: У формульній одиниці CaCl_2 міститься два йона Cl^- , тому 1 моль CaCl_2 містить 2 моль Cl^- . $\begin{array}{ccc} 0,6 \text{ моль} & x & \\ \text{CaCl}_2 & \rightarrow & 2\text{Cl}^- \\ 1 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \end{array}$
---	---

$$x = \frac{0,6 \cdot 2}{1} = 1,2 \text{ моль } \text{Cl}^-$$

У формульній одиниці FeCl_3 міститься три іона Cl^- , тому 1 моль FeCl_3 містить 3 моль Cl^-



Всього $n(\text{Cl}) = 1,2 + 1,2 = 2,4$ моль.

Обчислюємо кількість іонів Cl^-

$$N(\text{Cl}^-) = n(\text{Cl}^-) \cdot N_A = 2,4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,444 \cdot 10^{24} \text{ іонів.}$$

Відповідь: $N(\text{Cl}^-) = 1,444 \cdot 10^{24}$ іонів.

1.2 Молярна маса

Масу 1 моль речовини називають *молярною масою*. Позначають молярну масу літерою *M*. Її розмірність – г/моль. Молярні маси речовин *чисельно* збігаються з відповідними відносними атомними і відносними молекулярними масами, а для речовин з йонною будовою – з відносними формульними масами.

Таблиця 3.

Відносні атомні (молекулярні) маси	Молярні маси
$A_r(\text{Fe})=56$	$M(\text{Fe})=56$ г/моль
$A_r(\text{He})=4$	$M(\text{He})=4$ г/моль
$A_r(\text{C})=12$	$M(\text{C})=12$ г/моль
$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)=180$	$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)=180$ г/моль
$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)=160$	$M(\text{Fe}_2\text{O}_3)=160$ г/моль
$M_r(\text{Ca}^{2+})=40$	$M(\text{Ca}^{2+})=40$ г/моль
$M_r(\text{SO}_4^{2-})=96$	$M(\text{SO}_4^{2-})=96$ г/моль

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Обчисліть кількість речовини карбон(IV) оксиду CO_2 , якщо маса сполуки становить 220 г.

Дано: $\frac{m(\text{CO}_2)=220 \text{ г}}{n(\text{CO}_2)\text{-?}}$	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> 1. Обчислимо молярну масу карбон(IV) оксиду: $M(\text{CO}_2)=12+6\times 2=44 \text{ (г/моль)}$ 2. За формулою II обчислимо кількість речовини карбон(IV) оксиду: $n(\text{CO}_2)=\frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}=\frac{220 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}}=5 \text{ моль}$
---	---

Відповідь: $n(\text{CO}_2)=5$ моль.

Задача 2. Яка маса сульфатної кислоти відповідає кількості речовини 0,75 моль?

Дано: $\frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,75 \text{ моль}}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{-?}}$	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> 1. Обчислимо молярну масу сульфатної кислоти: $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=2+32+16\times 4=98 \text{ (г/моль)}$ 2. Підставляємо відомі значення у формулу I: $m(\text{H}_2\text{SO}_4)=n(\text{H}_2\text{SO}_4)\times M(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,75\times 98=73,5 \text{ (г)}$
---	--

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{SO}_4)=73,5$ г.

Задача 3. Обчисліть масу $3,01\cdot 10^{24}$ атомів Цинку Zn.

Дано: $\frac{N(\text{Zn})=3,01\cdot 10^{24} \text{ атомів}}{m(\text{Zn})\text{-?}}$	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> 1. Обчислимо кількість речовини Цинку за формулою: $n(\text{Zn})=\frac{N(\text{Zn})}{N_A}=\frac{3,01\times 10^{24}}{6,02\times 10^{23}}=5 \text{ (моль)}$
--	---

2. Обчислимо масу цинку, $M(\text{Zn})=65$ г/моль:

$$m(\text{Zn})=n(\text{Zn})\times M(\text{Zn})=5\times 65=325 \text{ (г)}$$

Відповідь: $m(\text{Zn})=325$ г.

Задача 4. Скільки атомів Аргентуму міститься в порції Срібла масою 27 г? Яку кількість речовини це становить?

Дано: $\frac{m(\text{Ag})=27 \text{ г}}{N(\text{Ag})\text{-?}}$	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> Обчислимо кількість речовини Срібла за формулою: $n(\text{Ag})=\frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})}$
--	---

$$n(\text{Ag}) = \frac{27 \text{ г}}{108 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

Кількість атомів Аргентуму обчислимо за формулою

$$N(\text{Ag}) = n \cdot N_A$$

$$N(\text{Ag}) = 0,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

Відповідь: $n(\text{Ag}) = 0,25 \text{ моль}$; $N(\text{Ag}) = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$

Задача 5. Маса 4 моль невідомої сполуки становить 68 г. Обчисліть її молярну масу.

Дано: $n=4 \text{ моль}$ $m=68 \text{ г}$ <hr style="width: 100%;"/> $M=?$	Розв'язання: Записуємо формулу для обчислення кількості речовини, коли відома маса речовини: $n = \frac{m}{M}$
---	---

Молярну масу речовини обчислюємо:

$$M = \frac{m}{n}$$

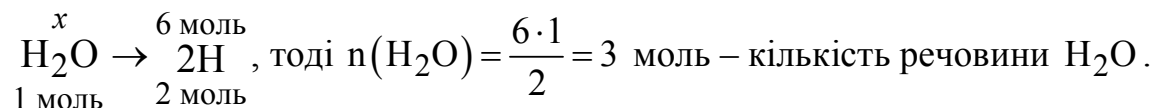
$$M = \frac{68 \text{ г}}{4 \text{ моль}} = 17 \text{ г/моль}$$

Відповідь: $M = 17 \text{ г/моль.}$

Задача 6. У якій масі води міститься $36,12 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену?

Дано: H_2O $N(\text{H}) = 36,12 \cdot 10^{23} \text{ атомів}$ <hr style="width: 100%;"/> $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	Розв'язання: Обчислимо кількість речовини атомів Гідрогену $n(\text{H}) = \frac{N}{N_A}$ $n(\text{H}) = \frac{36,12 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 6 \text{ моль}$
---	---

В одній структурній частинці H_2O міститься 2 атому Гідрогену



Обчислимо масу H_2O

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = n \cdot M$$

Обчислимо молярну масу H_2O

$$M(\text{H}_2\text{O})=2 \cdot 1+16=18 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2\text{O})=3 \cdot 18=54 \text{ г}$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O})=54 \text{ г}$.

Задача 7.

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

Розв'язання: Визначимо, скільки молів відповідає 3,08г заліза

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

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

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

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

1.3 Основні закони хімії

Закон Авогадро (1811): в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул. Наслідок усього закону: в однакових об'ємах газів, узятих за умов однакової температури і тиску, містяться однакові кількості речовин цих газів.

За нормальних умов 1 моль будь-якого газу завжди займає об'єм 22,4 л. Такий об'єм називають молярним V_M . Його визначають за відношенням об'єму газу V (л) до кількості речовини n (моль): $V_M = V/n$. Вимірюється в л/моль.

Оскільки густину речовини ρ обчислюють за формулою: $\rho = m/V$, де m - маса речовини (г), V - об'єм речовини (л), для 1 моль газу можна записати: $\rho = M/V_M$.

Із цих формул можна розрахувати:

а) молярну масу газу, якщо відома його густина: $M = \rho \cdot V_M$;

б) об'єм газу: $V = \frac{m}{M} \cdot V_M$;

в) молярний об'єм газу: $V_M = M / \rho$.

Звідси маємо $\nu = \frac{V}{V_m}$,

де ν - кількість речовини (моль)

V - об'єм газу (дм³(л), м³)

V_m - молярний об'єм газу

Відносна густина газу (D) – це фізична величина, яку визначають відношенням маси певного об'єму газу до маси того ж об'єму іншого газу (за умов однакових температури і тиску). Розмірності вона не має. Розрахувати відносну густина одного газу (наприклад, метану CH₄) за іншим (воднем H₂) можна, поділивши густина цього газу на густина іншого:

$$D_{H_2}(CH_4) = \rho(CH_4) / \rho(H_2)$$

Значення відносної густини можна одержати і за іншими формулами:

$$D_{H_2}(CH_4) = \frac{\rho(CH_4)}{\rho(H_2)} = \frac{M_r(CH_4)}{M_r(H_2)} = \frac{M(CH_4)}{M(H_2)}$$

Відносну густина газів часто розраховують за повітрям. Повітря – це газова суміш, основними компонентами якої є азот (об'ємна частка – 78%) і кисень (21%). Середня відносна молекулярна маса повітря становить приблизно 29:

$$D_{пов.}(X) = M_r(X) / M_r(повітря) = M_r(X) / 29$$

За відомим значенням відносної густини можна розрахувати молярну масу невідомого газу X:

$$M(X) = D_{пов.}(X) \times M(пов.) \text{ або } M(X) = D_{H_2}(X) \times M(H_2)$$

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 ($M_{пов.} = 29$ /моль)

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

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Обчисліть відносні густини метану CH₄ за воднем і за повітрям.

Дано:	Розв'язання:
CH ₄	1. Обчислимо відносну густина метану за воднем.
$D_{H_2}(CH_4)$ -?	$M(H_2) = 2$ г/моль, $M(CH_4) = 16$ г/моль:
$D_{пов.}(CH_4)$ -?	$D_{H_2}(CH_4) = \frac{M(CH_4)}{M(H_2)} = \frac{16 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 8$

2. Обчислимо відносну густину метану за повітрям.

$$D_{\text{пов.}}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{пов.})} = \frac{16\text{г/моль}}{29\text{г/моль}} = 0,552$$

Відповідь: $D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = 8$, $D_{\text{пов.}}(\text{CH}_4) = 0,552$.

Задача 2. Визначте молярну масу газу X, якщо його відносна густина за повітрям становить 2,448.

Дано:	Розв'язання:
$D_{\text{пов.}}(X) = 2,448$	Записуємо формулу, підставляємо значення:
$M(X) - ?$	$M(X) = D_{\text{пов.}}(X) \times M(\text{пов.}) = 2,448 \times 29 = 71 \text{ г/моль}$

Відповідь: $M(X) = 71 \text{ г/моль}$.

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.

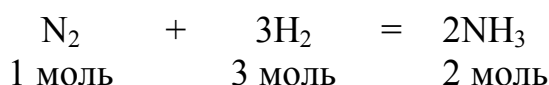
Цей закон є підставою для вираження складу хімічних сполук за допомогою хімічних формул і розрахунків за ними. Закон сталості складу має суттєві обмеження і спрощується лише для тих сполук, які в кожному агрегатному стані мають молекулярну структуру.

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.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Визначити кількість речовини і число молекул у 28г сульфатної кислоти

Розв'язання: визначимо, скільки молів H_2SO_4 відповідає 28г її

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

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

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

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

Задача 2. Обчисліть об'єм 55 г карбон(IV) оксиду.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{CO}_2) = 55 \text{ г}$	
$V(\text{CO}_2) = ?$	<u>I спосіб</u>

1. Знаходимо кількість речовини карбон(IV) оксиду.

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль.}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{55 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 1,25 \text{ моль}$$

2. Обчислимо об'єм газу за формулою $V(\text{CO}_2) = 1,25 \times 22,4 = 28 \text{ (л)}$

II спосіб

Скористаємось формулою $V = \frac{m}{M} \times V_M$:

$$V(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} \times V_M = \frac{55 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} \times 22,4 \text{ л/моль} = 28 \text{ л}$$

Відповідь: $V(\text{CO}_2) = 28 \text{ л.}$

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

Розв'язання: 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

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

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

Розв'язання: знаходимо кількість речовин газу

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

визначимо мольну масу газу

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

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

Розв'язання: знаходимо мольну масу газу

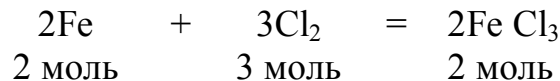
$$D_{\text{пов.}} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{\text{пов}}} \Rightarrow M_{\text{газу}} = D_{\text{пов.}} \cdot M_{\text{пов.}} = 0,138 \cdot 29 = 4 \text{ г/моль},$$

знаходимо відносну густину газу за воднем

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

Задача 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'язання: записуємо рівняння реакції



визначаємо кількість речовин заліза яку спалили

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

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

$$\nu(\text{Fe}) = \nu(\text{FeCl}_3),$$

знаходимо масу FeCl_3

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

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

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

$$\frac{\nu(\text{Fe})}{\nu(\text{Cl}_2)} = \frac{2}{3}, \text{ спалили } 0,12 \text{ моль заліза, тоді у реакцію вступило хлору}$$

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

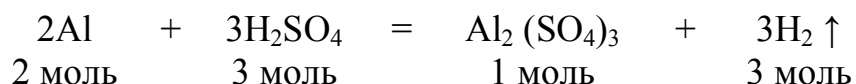
Визначаємо об'єм хлору

$$\nu(\text{Cl}_2) = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V(\text{Cl}_2) = \nu \cdot V_m = 0,18 \cdot 22,4 = 4,032 \text{ дм}^3$$

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 недостатці.

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

Розв'язання: записуємо рівняння реакції



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

$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{3}$$

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

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{11,76}{98} = 0,12 \text{ моль}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{3} = \frac{0,12}{x}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,12 \cdot 3}{2} = 0,18 \text{ моль}$$

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 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ обчислюємо за кількістю H_2SO_4

$$\frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{3}{1} = \frac{0,12}{x}$$

$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{0,12}{3} = 0,04 \text{ моль}$$

$$m = \nu \cdot M \quad m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,04 \cdot (27 \cdot 2 + 3(32 + 16 \cdot 4)) = 13,68 \text{ г}$$

Задача 8. Обчисліть відносні густини метану CH_4 за воднем і за повітрям.

Дано:	Розв'язання:
CH_4	1. Обчислимо відносну густину метану за воднем.
$D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4)$ -?	$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$, $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}$:
$D_{\text{пов.}}(\text{CH}_4)$ -?	$D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{H}_2)} = \frac{16 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 8$

2. Обчислимо відносну густину метану за повітрям.

$$D_{\text{пов.}}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{пов.})} = \frac{16 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 0,552$$

Відповідь: $D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = 8$, $D_{\text{пов.}}(\text{CH}_4) = 0,552$.

Задача 9. Визначте молярну масу газу X, якщо його відносна густина за повітрям становить 2,448.

Дано:	Розв'язання:
$D_{\text{пов.}}(\text{X}) = 2,448$	Записуємо формулу, підставляємо значення:
$M(\text{X})$ -?	$M(\text{X}) = D_{\text{пов.}}(\text{X}) \times M(\text{пов.}) = 2,448 \times 29 = 71 \text{ г/моль}$

Відповідь: $M(\text{X}) = 71 \text{ г/моль}$.

Тестові завдання для самоконтролю

1. Укажіть сталу Авогадро:

А. $6,02 \cdot 10^{23}$;

Б. $6,02 \cdot 10^{21}$;

В. $6,02 \cdot 10^{22}$;

Г. $6,02 \cdot 10^{25}$.

2. Молярна маса заліза (г/ моль):

А. 64;

Б. 32;

В. 56;

Г. 128.

3. Укажіть формулу, за якою можна обчислити кількість речовини:

А. $\nu = \frac{M}{m}$;

Б. $\nu = m \cdot M$;

В. $\nu = \frac{m}{M}$;

Г. $\nu = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{розчину}}}$.

4. Укажіть кількість речовини кисню, у якій міститься $3,01 \cdot 10^{23}$ його молекул:

А. 1 моль;

Б. 0,25 моль;

В. 2 моль;

Г. 0,5 моль.

5. Укажіть кількість атомів, що міститься у 5 моль водню:

А. $6,02 \cdot 10^{23}$;

Б. $1,204 \cdot 10^{24}$;

В. $6,02 \cdot 10^{24}$;

Г. $3,01 \cdot 10^{23}$.

6. Укажіть кількість речовини Сульфуру, яка міститься в 4 моль сполуки $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:

А. 2 моль;

Б. 4 моль;

В. 8 моль;

Г. 10 моль.

7. Укажіть масу 2,5 моль сульфатної кислоти:

А. 49 г;

Б. 205 г;

В. 245 г;

Г. 122,5 г.

8. Маса 5 моль деякої сполуки становить 220 г. Укажіть молярну масу сполуки:

А. 44 г/моль;

Б. 22,1 г/моль;

В. 88 г/моль;

Г. 1100 г/моль.

9. Укажіть молярну масу йона SO_3^{2-} :

А. 88 г/моль;

В. 60 г/моль;

Б. 44 г/моль;

Г. 80 г/моль.

10. Укажіть кількість речовини, яка міститься у 316 г калій сульфату:

А. 1,5 моль;

В. 2,5 моль;

Б. 2 моль;

Г. 0,75 моль.

11. Укажіть об'єм, який за н. у. займе 1,4 г. азоту:

А. 2,24 л;

В. 1,12 л;

Б. 4,48 л;

Г. 22,4 л.

12. Укажіть кількість речовини хлору, об'єм якого становить 16,8 л (н. у.):

А. 0,5 моль;

В. 2 моль;

Б. 0,25 моль;

Г. 0,75 моль.

13. Позначте число молекул, що міститься у 56 л (н. у.) газу:

А. $1,204 \cdot 10^{24}$;

В. $6,02 \cdot 10^{23}$;

Б. $1,505 \cdot 10^{24}$;

Г. $6,02 \cdot 10^{24}$.

14. Укажіть відносну густина чадного газу СО за воднем:

А. 9;

В. 14;

Б. 12;

Г. 28.

15. Укажіть молярну масу газу, відносна густина якого за гелієм дорівнює 16:

А. 64 г/моль;

В. 30 г/моль;

Б. 48 г/моль;

Г. 32 г/моль.

Задачі для самоконтролю

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 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?

16. Скільки грамів сірки і заліза необхідно приготувати, щоб отримати 2,2 г сульфідну феруму (II)?

17. Сірку добувають термічним розкладанням мінералу піриту:

$\text{FeS}_2 = \text{FeS} + \text{S}$ з наступною її відгонкою від сільфідну 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 (CH₄) 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 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. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Зараз відомо близько 500 тисяч неорганічних речовин. Їх поділяють на класи, найважливішими з яких є оксиди, гідрати оксидів (основи, амфотерні, кислоти) і солі.

Оксид – це сполука, утворена двома хімічними елементами, один з яких Оксиген, який має ступінь окиснення – 2.

Основа – це йонна сполука, яка складається з катіону металічного елемента Me^{n+} і аніону гідроксиду OH^- . Загальна формула основ – $Me(OH)_n$ (де n – заряд катіону).

Кислота – сполука, молекула якої містить один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на атом(и) металічних елементів. Частину молекули кислоти, сполучену з одним чи кількома атомами Гідрогену, називають кислотним залишком. Його заряд відповідає кількості атомів Гідрогену в кислоті.

Сіль – сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку. Кожна сіль походить від певної кислоти.

Таблиця 3.

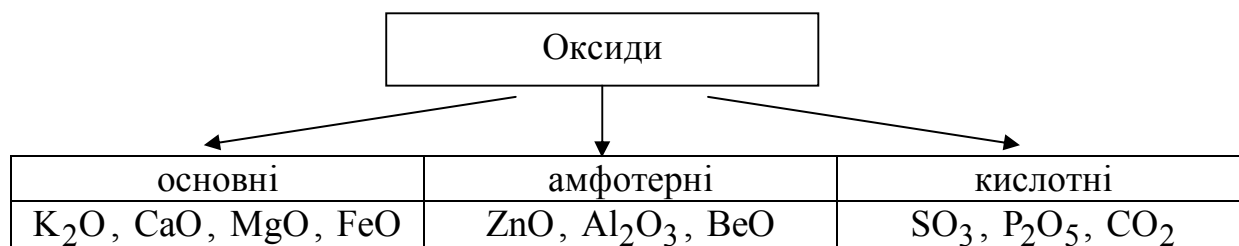
Формула	Назва		Аніон	
	хімічна	тривіальна	формула	назва
HF	фторидна	фтороводнева, плавикова	F^-	флуорид
HCl	хлоридна	хлороводнева, соляна	Cl^-	хлорид
HBr	бромідна	бромоводнева	Br^-	бромід
HI	йодидна	йодоводнева	I^-	йодид
H ₂ S	сульфідна	сірководнева	S^{2-}	сульфід
H ₂ SO ₃	сульфітна	сірчиста	SO_3^{2-}	сульфіт
H ₂ SO ₄	сульфатна	сірчана	SO_4^{2-}	сульфат
HNO ₃	нітратна	азотна	NO_3^-	нітрат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	фосфорна	PO_4^{3-}	ортофосфат
H ₂ CO ₃	карбонатна	вугільна	CO_3^{2-}	карбонат
H ₂ SiO ₃	силікатна	кремнієва	SiO_3^{2-}	силікат

2.1 Оксиди

I. Оксиди поділяють на несолетворні і солетворні.

Несолетворні оксиди – карбон(II) оксид CO ; силіцій(II) оксид SiO ; нітроген(I) оксид N_2O ; нітроген(II) оксид NO - не утворюють солей.

Солетворні оксиди поділяють на три групи:



а) основні оксиди утворюють лише металічні елементи зі ступенями окиснення +1 і +2. Їм відповідають основи: калій оксиду K_2O - калій гідроксид KOH , барій оксиду BaO – барій гідроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

б) амфотерні оксиди – це оксиди, які залежно від умов поведуться, як основні або як кислотні: BeO , ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 . Їм відповідають амфотерні основи:

кислота	оксид	гідроксид
цинкова H_2ZnO_2	ZnO	цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$
ортоалюмінієва H_3AlO_3	Al_2O_3	алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$

в) кислотні оксиди утворюють в основному неметалічні елементи. Їм відповідають кислоти:

- карбон CO_2 - карбонатна кислота H_2CO_3 ;
- сульфур(IV) оксиду SO_2 - сульфитна кислота H_2SO_3 ;
- нітроген(V) оксиду N_2O_5 - нітратна кислота HNO_3 ;
- фосфор(V) оксиду P_2O_5 - ортофосфатна кислота H_3PO_4 ;
- сульфур(VI) оксиду SO_3 - сульфатна кислота H_2SO_4 ;
- силіцій(IV) оксиду SiO_2 - силікатна кислота H_2SiO_3 .

Оксиди деяких металічних елементів, у яких вони виявляють найвищий ступінь окиснення, також можуть бути кислотними, наприклад, CrO_3 , Mn_2O_7 . Їм відповідають кислоти H_2CrO_4 , HMnO_4 .

II. Класифікація кислот:

1) за ознакою наявності Оксигену в молекулі: оксигеновмісні та безоксигенові;

2) за ознакою кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти (здатних заміщуватись на металічний елемент з утворенням солі): одно-, дво- і трьохосновні (існує і невелика кількість кислот з вищою основністю);

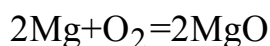
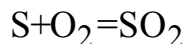
3) за хімічною активністю кислоти поділяють на:

сильні	середньої сили	слабкі
HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄	HF, H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃

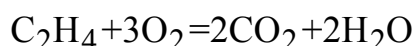
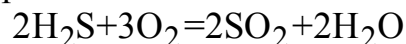
III. Основи поділяють на розчинні (луги) і нерозчинні у воді. Луги утворені лужними (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH) і лужноземельними металічними елементами (Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ і Sr(OH)₂). Два останні – малорозчинні у воді.

2.1.1 Добування оксидів

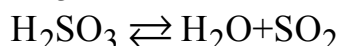
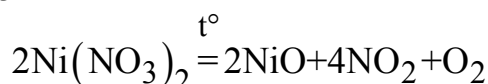
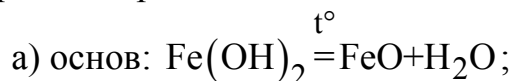
1) Взаємодія простих речовин (металів і неметалів) з киснем:



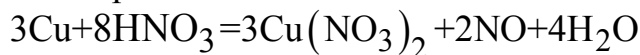
2) Окиснення складових речовин:



3) Термічний розклад:



4) Під час деяких інших реакцій:



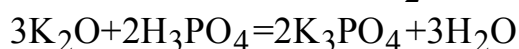
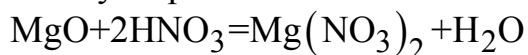
розвед.



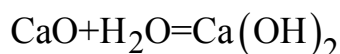
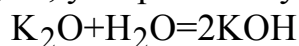
конц.

2.1.2 Хімічні властивості основних оксидів

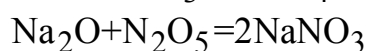
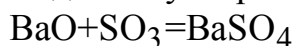
1. Взаємодія з кислотами з утворенням солей:



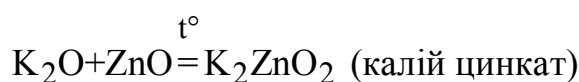
2. Взаємодія з водою: лише оксиди лужних і лужноземельних металічних елементів взаємодіють з водою, утворюючи луги



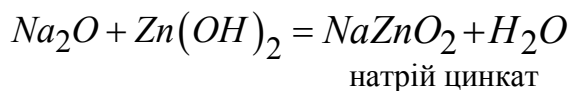
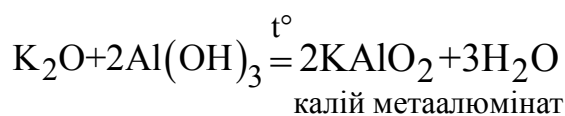
3. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей



4. Взаємодія з амфотерними оксидами – реакція відбувається під час сплавлення

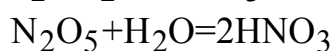
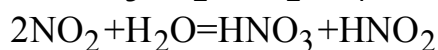
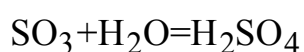


Взаємодія з амфотерними основами – реакція відбувається під час сплавлення:

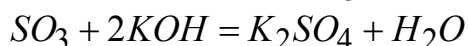
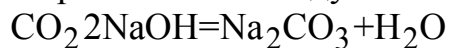


2.1.3 Хімічні властивості кислотних оксидів

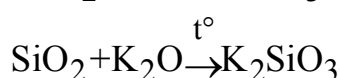
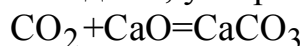
1. Взаємодія з водою – більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою (крім SiO_2), утворюючи кислоти



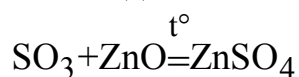
2. Взаємодія з лугами, утворюючи солі і воду



3. Взаємодіють з основними оксидами, утворюючи солі:



4. Взаємодіють з амфотерними оксидами:

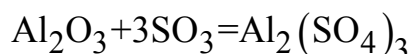
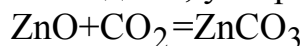


2.1.4 Амфотерні оксиди

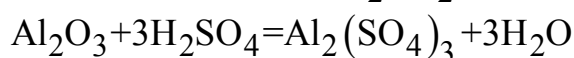
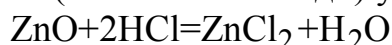
До амфотерних оксидів відносять значну кількість оксидів три- і чотири валентних металів, а також деякі оксиди двовалентних елементів: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO , SnO , BeO , ZnO .

Хімічні властивості амфотерних оксидів

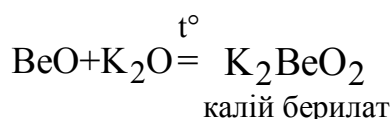
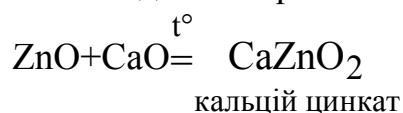
1) Взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи солі:



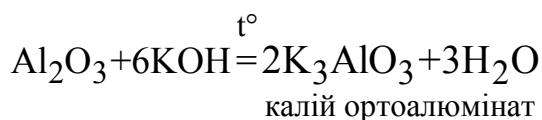
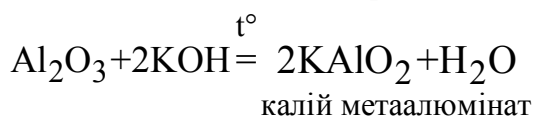
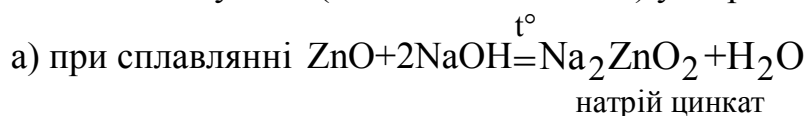
2) Взаємодіють з кислотами (як основні оксиди) утворюючи сіль та воду:



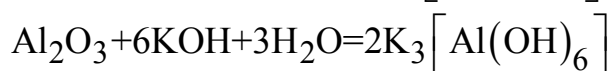
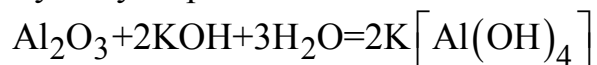
3) Взаємодіють з основними оксидами – при сплавленні – утворюючи солі:



4) Взаємодіють з лугами (як кислотні оксиди) утворюючи солі та воду:

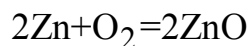


б) у розчинах лугів: утворюючи комплексні солі

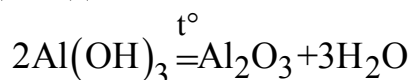


Добування амфотерних оксидів

1. Під час взаємодії простих речовин з киснем:



2. Термічний розклад відповідних основ:



3. Окиснення сульфідів: $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$

2.2 Основи

2.2.1 Класифікація основ

I За ознакою розчинності у воді;

II За кількістю гідроксогруп OH^- .

Кількість гідроксид-іонів, які здатні заміщуватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає кислотність основ:

- одно кислотні основи: NaOH , KOH ;

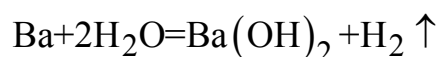
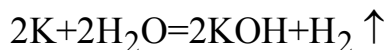
- двокилотні основи: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;

- три кислотні основи: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_3$.

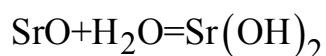
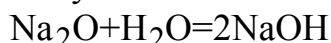
Добування основ

Добування лугів

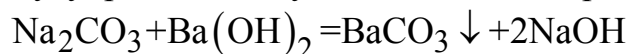
1. Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою:



2. Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:

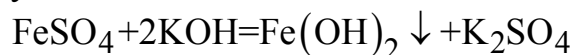


3. Взаємодія солі і луку, реакції відбуваються, якщо серед продуктів є осад:



Добування нерозчинних у воді основ

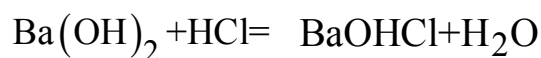
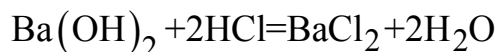
Одержують тільки при взаємодії розчинної солі металу, основу якого потрібно добути, з лугом



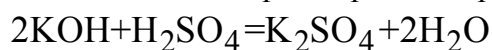
2.2.2 Хімічна властивість основ

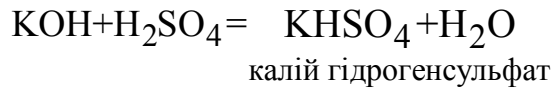
1. Луги взаємодіють:

1) з кислотами, реакцію між основами й кислотами називають реакцією нейтралізації, продуктами взаємодії є сіль і вода, можуть утворюватися середні та основні солі:

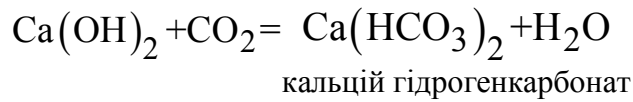
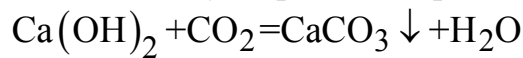


барій гідроксихлорид

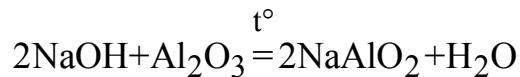




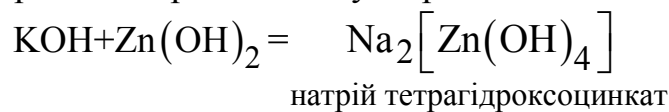
2) З кислотними Оксидами, утворюючи середні або кислі солі:



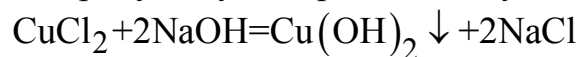
3) З амфотерними оксидами – під час сплавлення – утворюються солі й вода:



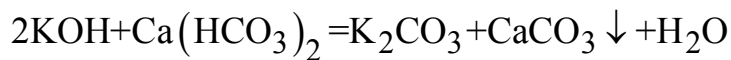
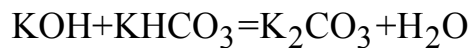
4) З амфотерними гідроксидами утворюючи комплексні солі



5) Із солями, які розчиняються у воді, реакція відбувається лише в розчинах за умови, що продукт буде нерозчинним у воді:



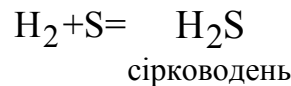
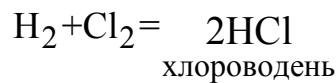
6) з кислотними солями:



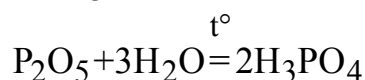
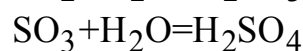
2.3 Кислоти

2.3.1 Добування кислот

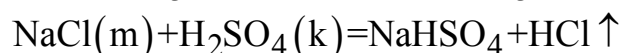
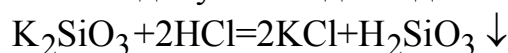
1) Безоксигенові кислоти добувають розчиненням у воді сполук з Гідрогеном:



2) Оксигеновмісні кислоти добувають взаємодію кислотних оксидів (крім SiO_2) з водою:

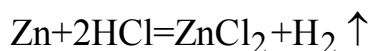


3) Деякі кислоти можна добувати під час дії інших кислот на солі:



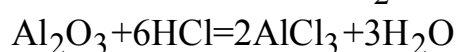
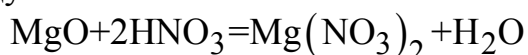
2.3.2 Хімічні властивості кислот

1. Кислоти взаємодіють з металами, які розміщуються в ряду активності металів ліворуч від водню, утворюється сіль і виділяється газ - водень

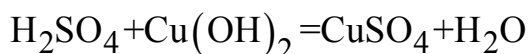
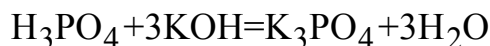


Нітратна і концентрована сульфатна кислоти взаємодіють з металами, розміщеними у витиску вальному ряду і ліворуч, і праворуч від водню, але водень не витісняють.

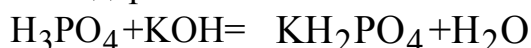
2. Кислоти взаємодіють з основними та амфотерними оксидами, утворюючи сіль і воду



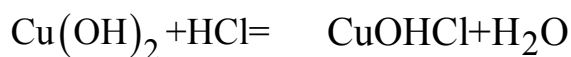
3. Кислоти взаємодіють з основами, утворюючи солі й воду (реакція нейтралізації)



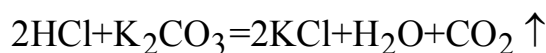
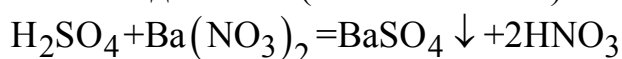
Якщо в реакції бере участь багато основна кислота чи багато кислотна основа, можна одержати кислі та основні солі



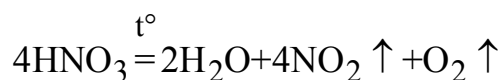
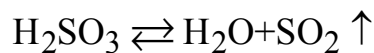
дигідрогенортофосфат



4. Кислоти взаємодіють із солями, однак ці реакції відбуваються лише коли утворюється осад або газ (слабка кислота)



5. Під час нагрівання більшість оксигеновмісних кислот розкладається:



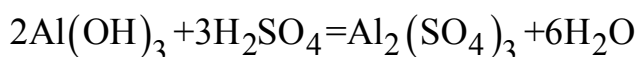
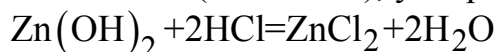
2.4 Амфотерні сполуки

Амфотерні сполуки реагують з кислотними й основними оксидами, з кислотами і лугами.

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів, яким притаманні слабкі основні властивості, також слабкі кислотні властивості.

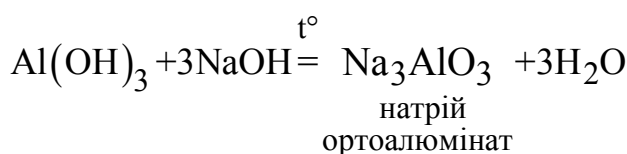
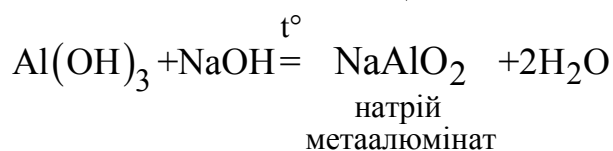
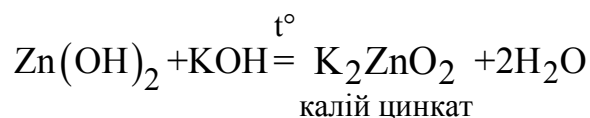
Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. Взаємодіють з кислотами (як основи), утворюючи солі й воду:

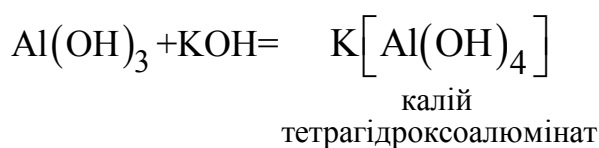
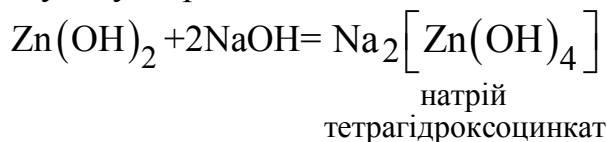


2. Взаємодіють з лугами

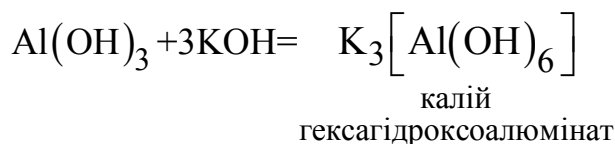
а) тверді луги взаємодіють з амфотерними основами під час сплавляння:



б) у розчинах лугів утворюються комплексні солі



в надлишку лугу:



2.5 Солі

Виділяють:

Середні солі – продукти повного заміщення атомів Гідрогену у кислоті на атоми металів K_2SO_4 , Na_3PO_4 .

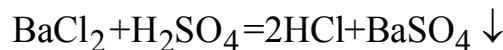
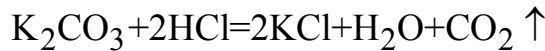
Кислі солі – продукти повного заміщення атомів Гідрогену у кислоті на атоми металів ($KHSO_4$ - калій гідроген сульфат, NaH_2PO_4 - натрій дигідрогенортофосфат, Na_2HPO_4 - натрій гідрогенортофосфат).

Основні солі – продукти неповного заміщення груп OH в основі на кислотний залишок ($AlOHCl_2$ алюміній гідроксид хлорид, $Al(OH)_2Cl$ алюміній дигідроксидхлорид).

2.5.1 Середні солі

Хімічні властивості середніх солей

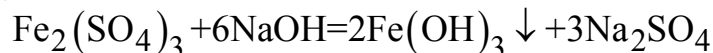
1. Середні солі взаємодіють з кислотами, реакції відбуваються, якщо серед продуктів є газ, або якщо спостерігається виділення осаду:



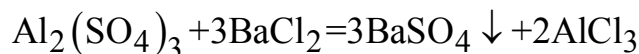
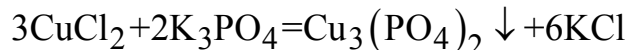
Реакція між кислотою і сіллю відбувається також, якщо продуктом реакції є летка кислота:



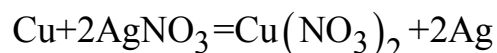
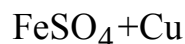
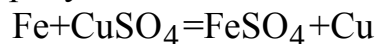
2. Солі взаємодіють з лугами, реакції відбуваються за умови утворення осаду:



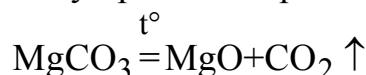
3. Солі можуть реагувати між собою: реакція обміну відбувається, якщо обидві солі є розчинними у воді, а серед нових солей, які утворюються під час реакції, одна із солей випадає в осад:

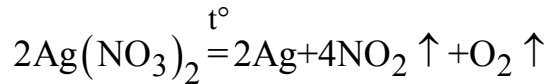


4. Розчини солей можуть взаємодіяти з металами, утворюючи іншу сіль та інший метал. Метал може витіснити із солі лише менш активний метал, що розміщується в ряду активності металів правіше.



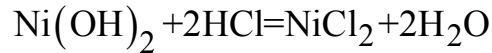
5. Значна частина солей у процесі нагрівання може розкладатися:



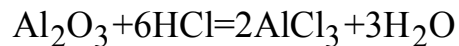
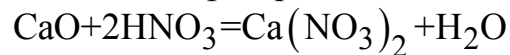


Добування середніх солей

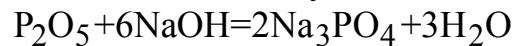
1. Взаємодія основ з кислотами (реакція нейтралізації)



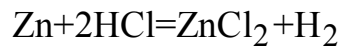
2. Взаємодія основних та амфотерних оксидів з кислотами:



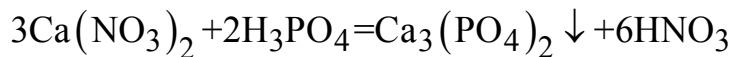
3. Взаємодія кислотних оксидів з лугами:



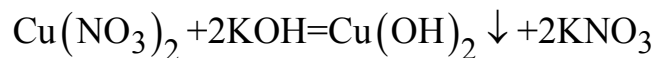
4. Взаємодія металів, які розміщуються в ряду активності до Гідрогену:



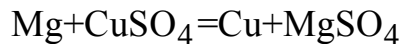
5. Взаємодія солей з кислотами, реакція відбувається, якщо серед продуктів є газ, або осад.



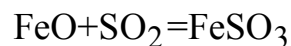
6. Взаємодія солей з лугами, реакція відбувається якщо утворюється осад:



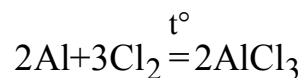
7. Взаємодія металів з розчинами солей, метал може витіснити із солі лише менш активний метал:



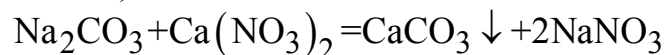
8. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами:



9. Взаємодія металів з неметалами:



10. Взаємодія розчинів солей між собою (обов'язково серед продуктів потрібен осад)



2.5.2 Кислі солі

Хімічні властивості кислих солей

Кислі солі мають властивості не лише солей, а й кислот.

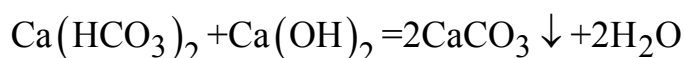
1. Кислі солі взаємодіють з металами, які розміщуються в ряду активності металів ліворуч від водню:



2. Кислі солі взаємодіють з основними оксидами:



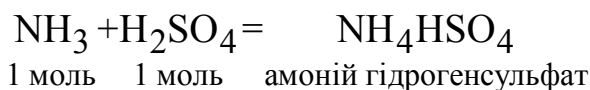
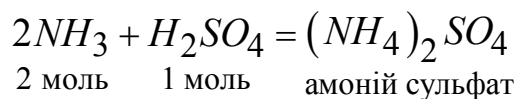
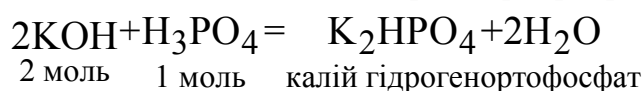
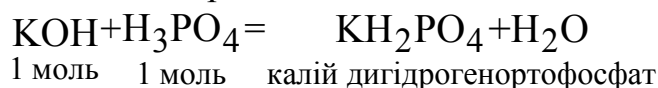
3. Кислі солі взаємодіють з лугами:



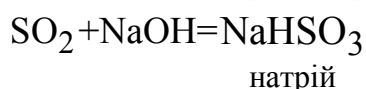
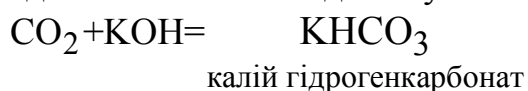
Добування кислих солей

Кислі солі можна одержати:

1) під час неповної нейтралізації багато основної кислоти:



2) під час взаємодії кислотних оксидів з лугами:



3) дією надлишку кислоти натрій на середню сіль:



Приклади розв'язування завдань

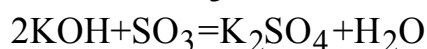
1) З якими з наведених речовин взаємодітиме калій гідроксид: Карбон(II) оксид, Магній оксид, ортофосфатна кислота, натрій карбонат, міді(II) хлорид, Сульфур(VI) оксид, алюміній оксид, ферум(III) сульфат?

KOH - луг

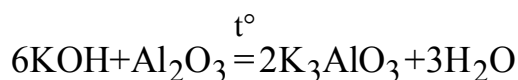
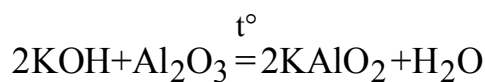
луги реагують з кислотами - H_3PO_4



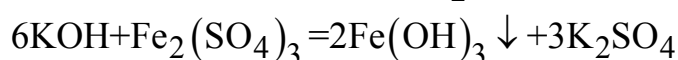
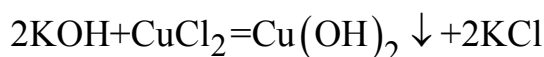
2) з кислотними оксидами - SO_3



3) з амфотерними оксидами та гідроксидами: Al_2O_3



4) з солями, якщо утворюється осад - CuCl_2 та $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



KOH не буде реагувати з CO – несолеутворюючий оксид, MgO - основний оксид, Na_2CO_3 , тому що осад не утворюється.

Тестові завдання для самоконтролю

1. Укажіть рядок, що містить лише формули одноосновних кислот:

- А. HClO , H_2SO_4 , HBr , H_2SO_3 ; В. HPO_3 , H_2CO_3 , HCN , H_2SO_3 ;
Б. HCl , HClO_3 , HNO_3 , HClO_4 ; Г. H_2SiO_3 , HCl , HBr , H_2S .

2. Укажіть заряд аніону в складі солі, формула якої $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$

- А. 1-; В. 2-;
Б. 3+; Г. 3-.

3. Укажіть рядок, що містить лише формули лугів:

- А. NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH ; В. CuOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
Б. $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiOH ; Г. $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH .

4. Укажіть рядок, що містить лише основні оксиди, які взаємодіють з водою:

- А. SiO_2 , K_2O , Fe_2O_3 , V_2O_3 ; В. CO_2 , K_2O , Fe_3O_4 , BeO ;
Б. FeO , CaO , CO , Li_2O ; Г. K_2O , BaO , CaO , Na_2O .

5. Визначте та вкажіть речовину x у схемі рівняння реакції
 $x + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$

- А. P ; В. P_2O_3 ;
Б. P_2O_5 ; Г. H_3PO_3 .

6. Укажіть рядок, що містить лише формули рівняння, які реагують з натрій гідроксидом:

А. SO_2 , K_2O , HCl ;

В. CaO , CaCl_2 , K_2O ;

Б. MgO , CO_2 , H_2SO_4 ;

Г. HNO_3 , ZnO , SO_3 .

7. Укажіть назву основи, яка не розкладається під час нагрівання:

А. цинк гідроксид;

В. натрій гідроксид;

Б. купрум(II) гідроксид;

Г. алюміній гідроксид.

8. Визначте невідому речовину в ланцюжку перетворень:
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow x \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

А. CuSO_4 ;

В. HNO_3 ;

Б. CuO ;

Г. Cu .

9. Сульфур(VI) оксид реагує з кожною з двох речовин:

А. BaO і CO_2 ;

В. CaO і H_2SO_4 ;

Б. K_2O і HCl ;

Г. K_2O і $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

10. Купрум(II) гідроксид реагує з

А. H_3PO_4 ;

В. MgO ;

Б. K_3PO_4 ;

Г. Zn .

11. Калій гідроксид реагує з кожною із двох речовин:

А. CaCO_3 і CaCl_2 ;

В. MgCl_2 і HCl ;

Б. HCl і MgO ;

Г. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і SO_2 .

12. Заліза(II) гідроксид реагує з кожною із двох речовин:

А. Na_2SO_4 і H_3PO_4 ;

В. HCl і Na_2O ;

Б. HNO_3 і H_2SO_4 ;

Г. K_2SO_4 і HBr .

13. Виберіть пару сполук, які будуть взаємодіяти:

А. Al_2O_3 і NaOH ;

В. SO_2 і HNO_3 ;

Б. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і FeO ;

Г. SiO_2 і H_2O .

14. Виберіть схему реакції, яка належить до реакції нейтралізації:

А. NaNO_3 і H_3PO_4 ;

В. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і HCl ;

Б. K_2SO_3 і HNO_3 ;

Г. H_2SO_4 і $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

15. Виберіть речовину, з якою взаємодіє цинк оксид:

А. вода;
Б. калій сульфат;

В. калій гідроксид;
Г. магній оксид.

16. Виберіть речовину, з якою взаємодіє сульфатна кислота:

А. літій хлорид;
Б. барій нітрат;

В. карбон(IV) оксид;
Г. вода.

17. Виберіть речовину, з якою взаємодіє мангану(II) хлорид:

А. натрій сульфід;
Б. калій сульфат;

В. літій нітрат;
Г. вода.

18. Виберіть речовину, яка вступила в реакцію:
 $\dots + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

А. сульфатна кислота;
Б. натрій карбонат;

В. карбон(IV) оксид;
Г. карбон(II) оксид.

19. Виберіть реакцію, у результаті якої можна одержати нітратну кислоту:

А. нітроген(II) оксид + H_2O ;
Б. магній нітрат + HCl ;

В. калій нітрат + H_2SO_4 (к);
Г. нітроген(IV) оксид + вода + O_2 .

Завдання для самоперевірки

Розгляньте таблицю формул і назв солей. Зробіть висновок щодо правил їх складання. Чому в окремих з них указується ступінь окиснення металічного елемента?

Формула кислоти	Формула солі	Хімічна назва солі
HNO_3	NaNO_3 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	натрій нітрат цинк нітрат
H_2SO_4	Na_2SO_4 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	натрій сульфат ферум(III) сульфат
HCl	CuCl_2 AlCl_3	купрум(II) хлорид алюміній хлорид
H_3PO_4	Na_3PO_4 $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	натрій ортофосфат магній ортофосфат
H_2CO_3	MgCO_3 K_2CO_3	магній карбонат калій карбонат
H_2SiO_3	K_2SiO_3 ZnSiO_3	калій силікат цинк силікат

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

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.

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)

$\ell = 0; 1; 2; 3; \dots$, 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_ℓ - магнітне квантове число, яке визначає розташування електронних орбіталей у просторі, набуває всіх цілочислових значень від $+\ell$ до $-\ell$, кожному значенню ℓ відповідає $2\ell + 1$ можливих значень m_ℓ , 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 орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне число було максимальним.

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

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

Найстійкішим, буде стан коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін. Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіталей 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 орбіталей у атомах:

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

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 $(n + \ell)$ дорівнює $4 + 0 = 4$) порівняно з орбітальною 3d (сума квантових чисел $(n + \ell)$ дорівнює $3 + 2 = 5$), як орбіта лі, що має мінімальне значення $(n + \ell)$.

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 ($n + \ell$ 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 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 орбіталей 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.

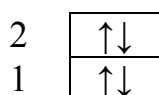
4. Електрони заповнюють спочатку по одному, а якщо число електронів більше, ніж число орбіталей, то по два (у цьому випадку утворюються електронні пари).

Наприклад, в атомі Гелію (№ 2) $1S^2$



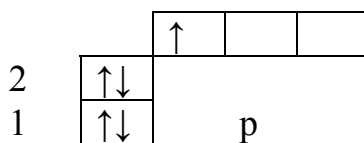
Електрони розміщуються на першому енергетичному рівні, у своєму русі утворюють сферичну хмару.

В атомі Берилію (№ 4) $1S^2 2S^2$

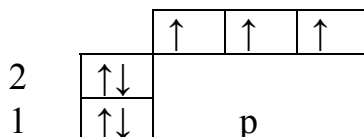


Третій і четвертий електрони розміщуються на другому енергетичному рівні, утворюють також сферичну хмару, але більшого розміру.

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



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



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 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 ($n - i p$ -) 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 будова 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.

Приклади розв'язування завдань

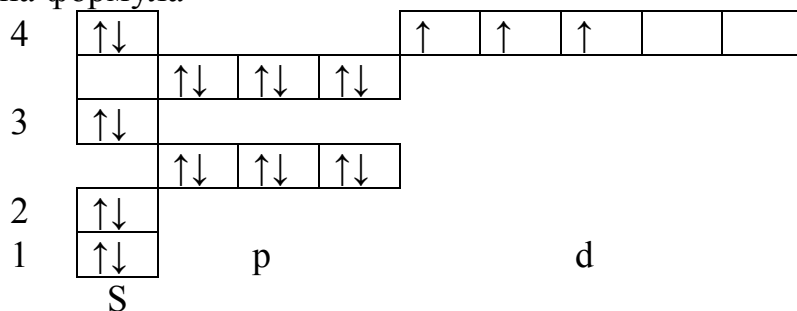
Приклад 1

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



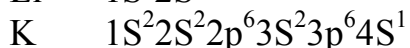
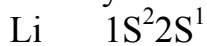
Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окислення +2, при цьому він утворює оксид VO і гідроксид V(OH)₂, що виявляють основні властивості. Газоподібних водневих сполук Ванадій не утворює, оскільки розміщений в побічній підгрупі.

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 V₅O₅ – кислотний, йому відповідає нестійка мета ванадієва кислота HVO₃ (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

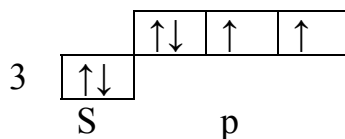


Як бачимо, обидва атоми на зовнішньому енергетичному рівні мають по одному електрону. Однак у атома Калію зовнішній електрон розташований далі від ядра (на 4-му енергетичному рівні, а у Літію на другому), отже, легше відривається. Оскільки металічні властивості зумовлені здатністю віддавати електрони,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

Приклад 3.

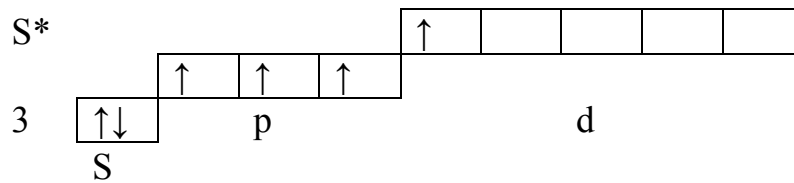
Записати електронні формули атома Сульфуру у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

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



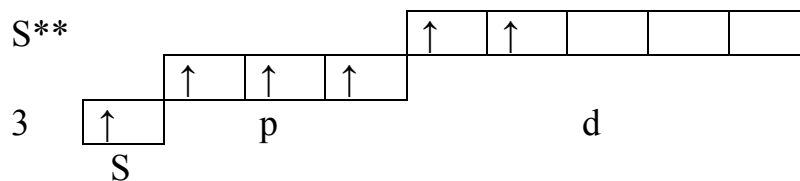
Бачимо, що на 3p – підрівні є 2 неспарених електрони, коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Гідрогену (H₂S), він приєднує 2 електрони атомів Гідрогену, його електронна формула має вигляд $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 - S^{-2}$, його валентність 2.

Коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Оксигену (SO₂), то в атомі Сульфуру спарені p – електрони розпарюються, ідуть на d підрівень, як більш високий



маємо 4 неспарених електрона – валентність Сульфуру 4, електронна формула $1S^22S^22p^63S^23p^33d^1$.

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



Електронна формула $1S^22S^22p^63S^13p^33d^2$

Приклад 4.

Які властивості оксидів та гідроксидів Сульфуру та Мангану?

Сульфур – порядковий номер № 16, електронна формула $1S^22S^22p^63S^23p^4$ валентні електрони знаходяться на зовнішньому III рівні $3S^23p^4$. Сульфур може їх всі віддати, тоді $S^{+6} 1S^22S^22p^63S^03p^0$

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

Може віддати тільки $3p^4$ електрони, тоді $S^{+4} 1S^22S^22p^63S^23p^0$

SO_2 – кислотний оксид, йому відповідає

H_2SO_3 – сульфітна кислота.

Манган, порядковий номер №25, електронна формула $1S^22S^22p^63S^23p^64S^23d^5$.

Валентні електрони знаходяться на IV і III рівнях ... $4S^23d^5$.

Манган може всі їх віддати – $Mn^{+7} 1S^22S^22p^63S^23p^64S^03d^0$.

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

Може віддати тільки 4 електрони $Mn^{+4} 1S^22S^22p^63S^23p^64S^03d^3$.

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

Може віддати тільки 2 електрони $Mn^{+2} 1S^22S^22p^63S^23p^64S^03d^5$

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 $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$ 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 ($\dots 4s^2 3d^5$): $2 + 5 = 7$ 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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, валентні електрони $\dots 3s^2 3p^5$,

$Cl^- \dots 3s^2 3p^5 + e^- \rightarrow \dots 3s^2 3p^6$

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Sr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

валентні електрони $\dots 5s^2$, тому

$Sr^+ \dots 5s^2 - e^- \rightarrow \dots 5s^0$

$Sr^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

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.

Тестові завдання для самоконтролю

1. Максимальне число електронів, яке може бути на енергетичному рівні, визначається формулою:

А. n^2 (де n – порядковий номер енергетичного рівня);

Б. $2n$ (де n – порядковий номер енергетичного рівня);

В. $2n^2$ (де n - порядковий номер енергетичного рівня);

Г. $2n + 2$ (де n - порядковий номер енергетичного рівня).

2. Орбіта лі, що складають третій рівень:

А. s-орбіталь;

В. s, d – орбіта лі;

Б. s, p, d – орбіта лі;

Г. p, d, f – орбіта лі.

3. Кількість електронів, що міститься на зовнішньому енергетичному рівні атома Сульфуру:

А. 3;

В. 6;

Б. 5;

Г. 7.

4. p-орбіталь має форму:

А. симетричної об'ємної вісімки;

В. кулі;

Б. несиметричної об'ємної вісімки;

Г. куба.

5. Атом хімічного елемента другого періоду на зовнішньому енергетичному рівні має 6 електронів. Укажіть число спарених і неспарених електронів:

А. 2 спарені і 4 неспарені;

В. 6 неспарених;

Б. 6 спарених;

Г. 4 спарені і 2 неспарені.

6. Укажіть електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, що належить лужному елементу:

А. ns^2np^1 ;

В. ns^2np^2 ;

Б. ns^1 ;

Г. ns^2 .

7. Укажіть кількість енергетичних рівнів, на яких розміщуються електрони в атомі Йоду:

А. 3;

В. 5;

Б. 4;

Г. 6.

8. Укажіть протонне число хімічного елемента, в атомі якого на зовнішньому енергетичному рівні міститься 7 електронів:

А. 35;

В. 24;

Б. 34;

Г. 18.

9. Конфігурація зовнішнього енергетичного рівня $\dots 3s^2 3p$ відповідає елементу:

А. Нітроген;

В. Сульфур;

Б. Силіцій;

Г. Фосфор.

10. Укажіть число електронів у йоні Mg^{2+} :

А. 24;

В. 12;

Б. 10;

Г. 8.

11. Валентними електронами для атома Кремнію:

А. $2s^2$ і $2p^2$ електрони;

В. $3s^2$ електрони;

Б. $1s^2$ і $2s^2$ і $2p^2$ електрони;

Г. $3s^2$ і $3p^2$ електрони.

12. Укажіть число повністю заповнених енергетичних рівнів в атомі Селену:

А. 3;

Б. 5;

В. 4;

Г. 2.

13. Укажіть електронну формулу атома елемента, вищий оксид якого має формулу EO_2 :

А. $1s^2 2s^2 2p^3$;

В. $1s^2 2s^2 2p^4$;

Б. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;

Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

14. Визначте хімічний елемент, відносна молекулярна маса його сполуки з Гідрогеном (EH_3) становить 78:

А. Арсен;

В. Сульфур;

Б. Фосфор;

Г. Силіцій.

15. Неметалічні властивості елементів у ряду $N - P - As - Sb - Bi$:

А. посилюються;

В. не змінюються;

Б. послаблюються;

Г. змінюються періодично.

16. Ізотопи одного й того же елемента відрізняються:

А. кількістю електронів;

В. кількістю протонів;

Б. кількістю нейтронів;

Г. зарядом ядра.

17. Укажіть ряд, у якому символи хімічних елементів розташовані за зростанням радіусів їхніх атомів:

А. Be, B, C, N;

В. O, S, Se, Te;

Б. Pb, K, Na, Li;

Г. O, F, S, N.

18. Укажіть протонне число хімічного елемента, що розміщений у VI групі періодичної системи, молярна маса його вищого оксиду дорівнює 127

моль:

А. 34;

В. 24;

Б. 16;

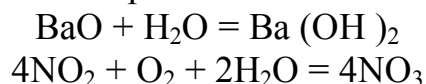
Г. 52.

4. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

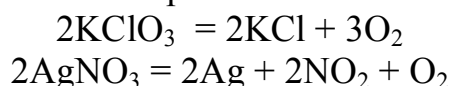
Хімічні реакції класифікують за такими ознаками.

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

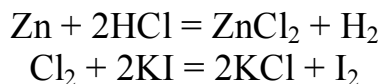
1. Реакції сполучення – реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.



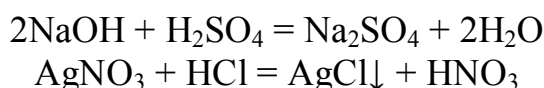
2. Реакції розкладу – це реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.



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.

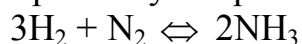


4. Реакції обміну – це реакції, у процесі яких дві речовини обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи дві нові речовини.

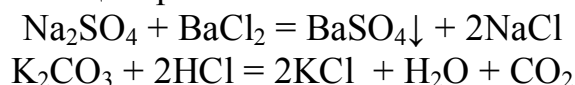


II. За оборотністю.

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

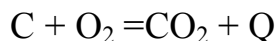


2. Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку та закінчуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин в кінцеві речовини.



III. За тепловим ефектом.

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



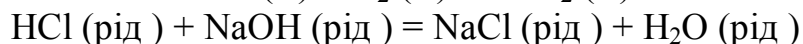
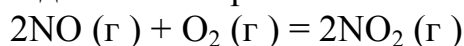
2. Реакції, що протікають з поглинанням теплоти, називаються ендотермічними (- Q).



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.



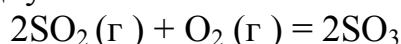
(г) – газ, (рід) – рідина.

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

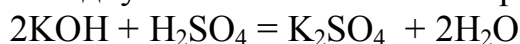


IV. За наявністю каталізатора.

1. Каталітичні – відбуваються за наявності каталізатора.

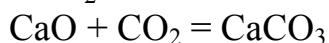
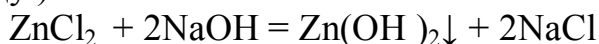


2. Некаталітичні – відбуваються без каталізатора.

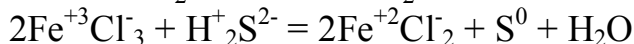
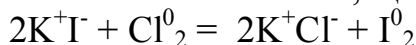


V. За зміною ступеня окислення елементів реагуючих речовин.

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

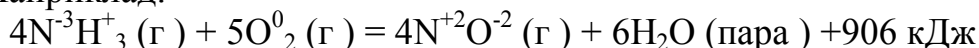


2. Окисно – відновні реакції – реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

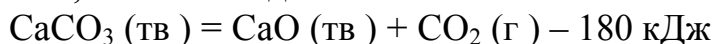


Кожну хімічну реакцію можна охарактеризувати відразу кількома ознаками.

Наприклад.



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



Реакція розкладу, ендотермічна, необоротна, гетерогенна, некаталітична

Тестові завдання для самоконтролю

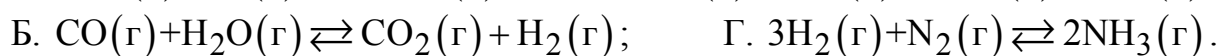
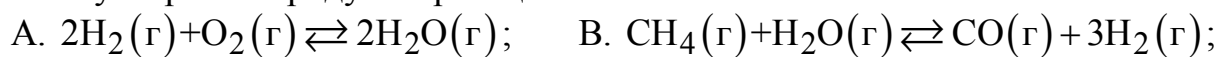
1. Виберіть вірне твердження щодо реакції обміну:

- А. у реакції беруть участь лише прості речовини;
- Б. у реакції беруть участь прості та складні речовини;
- В. у реакції беруть участь лише складні речовини;
- Г. у реакції беруть участь лише неорганічні речовини.

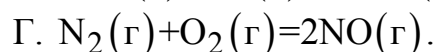
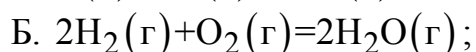
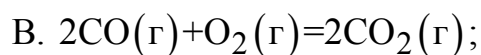
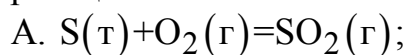
2. Виберіть рівняння реакції, яка належить до оборотних реакцій:

- А. $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$;
- Б. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$;
- В. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- Г. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

10. Виберіть рівняння реакції, для якої зменшення тиску зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції:



11. Запис закону діючих мас у вигляді $v = k[\text{O}_2]^x$ відповідає хімічній реакції:



12. Швидкість бімолекулярної газової реакції $3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{O}_3(\text{г})$ при збільшенні концентрації кисню удвічі:

А. Збільшиться у 2 рази;

В. Зменшиться у 2 рази;

Б. Збільшиться у 8 разів;

Г. Збільшиться у 4 рази.

13. Швидкість реакцій між металом і сіркою (m) не залежить від:

А. Температури;

В. Площі поверхні стискання речовин;

Б. Тиску;

Г. Природи металу.

14. У реакції $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ $\Delta H > 0$ для отримання більшої кількості C_2H_6 потрібно:

А. Застосувати каталізатор;

В. Підвищити температуру;

Б. Вивести із системи H_2 ;

Г. Знизити температуру.

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до ВУЗів Київ «Викладач», 1999 р. – 480 с.
2. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. Київ «А.С.К», 2004 р. – 311 с.
3. Зеленєва О.Т. Хімія. Довідник школяра і студента. Донецьк «БАО», 2004 р. – 558 с.
4. Попель П.П. Хімія 9 кл. Експериментальний підручник. Київ, «Академія», 2001 р. – 222 с.
5. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ. «Каравела», 2003 р. – 342 с.
6. Березан О. Хімія. Комплексна підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання. Тернопіль «Підручники і посібники», 2016 р. – 383 с.
7. Попель П. П., Крикля Л. С. Хімія. Підручник для 11 класу загальноосвітніх навчальних закладів (академічний рівень). Київ, «Академія», 2014 р. – 351 с.
8. Попель П. П., Крикля Л. С. Хімія. Підручник для 10 класу загальноосвітніх навчальних закладів (академічний рівень та рівень стандарту). Київ, «Академія», 2016 р. – 215 с.
9. Березан О. Хімія. Тестові завдання для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання. Тернопіль «Підручники і посібники» 2014 р. – 303 с.

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.
4. Методичні вказівки з дисципліни «Хімія» для слухачів факультету довузівської підготовки «Основні класи неорганічних сполук» - ОДЕКУ, 2005 р. – 24 с.
5. Методичні вказівки для підготовки до ЗНО слухачів-громадян України підготовчого відділення з курсу «Неорганічна хімія» - ОДЕКУ, 2012 р. – 64 с.
6. Методичні вказівки з дисципліни «Хімія» розділ «Обчислення в хімії» для слухачів-громадян України – ОДЕКУ, 2014 р. – 80 с.

ДОДАТКИ

Додаток А

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
Підготовче відділення

Контрольна робота № _____

з _____ варіант _____
(назва дисципліни)

_____ (прізвище, ім'я, по батькові)

Електронна адреса _____

«___» _____ 20__ р.

П.І.Б. слухача	Дата отримання завдання СРС	Дати виконання етапів КР по РП						П.І.Б. Підпис викладача
	ПВ/кафедра/викладач/мережа Internet	Дати фактичного виконання						
1. Петров В.С.	25.11.2017 р.	1.12	1.01	1.02	28.03	31.04	31.05	
	Підготовче відділення							

Дата реєстрування контрольної роботи на Підготовчому відділенні

_____ печать

Дата реєстрування контрольної роботи на кафедрі довузівської підготовки

Методичні вказівки
для дистанційного навчання
з дисципліни «Хімія»
для слухачів підготовчого відділення

Укладачі:

ст. викладач кафедри довузівської підготовки Чокан Л.О.

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат 60×84/16
Тираж

Папір офс.
Зам. №

Надруковано з готового оригінал - макета

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