

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
з курсу «Хімія» 0-модуль

Одеса – 2018

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
з курсу «Хімія» 0-модуль

Спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту
навколишнього середовища»

Рівень вищої освіти: бакалавр

«Затверджено»
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
протокол № 9 від 24. 05. 2018р.

Одеса - 2018

Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» з курсу «Хімія» 0-модуль. спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Шепеліна С.І., асистент кафедри хімії навколишнього середовища. – Одеса, ОДЕКУ, 2018. – 125 с.

ЗМІСТ

	с.
1 Загальна частина.....	5
1.1 Мета та завдання дисципліни.....	5
1.2 Перелік тем лекційного курсу «0-го модуля»	6
1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» «0-вий модуль».....	6
1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисциплін «Хімія з основами біогеохімії» та «Хімія» «0-вий модуль».....	7
1.5 Перелік і графік заходів поточного та підсумкового контролю знань, вмінь студентів.....	8
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС.....	9
2.1 Перелік завдань на СРС з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».....	9
2.2 Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з посиланням на відповідну літературу.....	10
2.3 Питання до самоконтролю.....	11
3. Повчання до самостійної теоретичного та практичного матеріалу..	15
3.1 Поняття та їх визначення.....	15
3.1.1 Основні поняття хімії.....	15
3.1.2 Прості та складні речовини.....	19
3.1.3 Валентність хімічних елементів.....	24
3.1.4 Хімічні реакції.....	29
3.1.5 Основні закони хімії.....	33
3.1.6 Приклади розв'язання завдань.....	43
<i>Визначення хімічних формул за валентністю.....</i>	<i>43</i>
<i>Кількість речовини. Молярна маса. Визначення структурних одиниць в певній масі речовини.....</i>	<i>44</i>
<i>Формули прості, істинні.....</i>	<i>47</i>
<i>Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка.....</i>	<i>52</i>
<i>Закон еквівалентів.....</i>	<i>57</i>
3.2 Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.....	63
3.2.1 Періодичний закон Д.І.Менделєєва.....	63
3.2.2 Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва...	65
3.3 Основні класи неорганічних сполук.....	69
3.3.1 Оксиди.....	70
3.3.2 Кислоти.....	76
3.3.3 Основи.....	85
3.3.4 Амфотерні гідроксиди та оксиди.....	91

3.3.5 Солі.....	93
3.3.6 Приклади розв'язування типових задач.....	103
<i>Молярна частка ізотопу.....</i>	<i>103</i>
<i>Визначення елемента за його місцем в періодичній системі.....</i>	<i>104</i>
<i>Властивості неорганічних сполук.....</i>	<i>107</i>
<i>Ланцюжок перетворень.....</i>	<i>117</i>
Додатки.....	120

1 Загальна частина

1.1 Мета та завдання дисципліни

Дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» та «Хімія» належать до фундаментального циклу підготовки, є загальнонауковими дисциплінами та служать базою для подальшого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів за спеціальностями 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища» та 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Засвоєння дисципліни повинне сприяти розвитку у студентів природничо-наукового розуміння фізико-хімічних процесів, які виникають у довкіллі під впливом природних та антропогенних факторів, формувати сучасний науковий світогляд та вміння самостійно засвоювати навчальний матеріал з дисципліни.

Хімія належить до природничих наук, яка вивчає навколишній світ з усім багатством його різних форм і різноманітністю явищ, які в ньому постійно відбуваються.

Рух, як безперервна зміна, властивий матерії в цілому і кожній найдрібнішій її частинці зокрема. Форми руху матерії різноманітні. Так, механічний рух переходить у тепловий, тепловий – у хімічний, хімічний – в електричний і т. і. Явища, за яких з одних речовин утворюються інші, називаються хімічними. Такі явища вивчає хімія – наука про перетворення речовин. Хімічні процеси завжди супроводжуються фізичними і біологічними змінами у навколишньому середовищі.

Хімія являється фундаментальною наукою. Курс «Хімія з основами біогеохімії» та «Хімія» повинен надати базові знання з хімії, а також навчити студентів виконувати необхідні розрахунки та дослідження, працювати з спеціалізованою літературою, яка надає необхідні знання про хімічний та екологічний стан довкілля. Практична значимість дисципліни складається з уміння застосовувати одержані знання та вміння у практичній роботі.

Мета дисциплін – формування у студентів цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про будову та властивості хімічних сполук, закономірностей перебігу хімічних процесів; вміння збалансовувати хімічні, біологічні, екологічні питання, необхідні для глибокого розуміння закономірностей розвитку навколишнього світу; певних навичок усвідомлення та оцінки проблем розвитку природи, людини і суспільства. Важливим є набування у майбутніх фахівців сучасного світогляду з новим підходом – розглядом природи на рівні існування, взаємозв'язку і взаємообумовленості живого світу та неорганічної матерії.

Згідно з «Положенням про «0-модуль», затвердженим наказом № 169 від 24.12.2008 р., до програм дисциплін «Хімія з основами

біогеохімії» та «Хімія (неорганічна, аналітична, фізична та колоїдні)», що базується на вивченні хімії вводиться «Програма 0-го модуля» в обсязі до 1/3 загального обсягу годин, відведених у початковому семестрі навчального плану. Цей модуль передбачає оглядове прискорене вивчення базових знань, вмінь та навичок загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

1.2 Перелік тем лекційного курсу «0-го модуля»

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття: атом, елемент, молекула, йон; проста та складна речовини, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції. Відносна атомна та молекулярна маси, ізотопи. Кількість речовини, моль, молярна маса. Число Авогадро; закон простих об'ємних відношень. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та істинні.

Тема 2. Основні закони хімії. Закони збереження маси, енергії. Закон сталості складу. Закон кратних відношень. Закон еквівалентів.

Тема 3. Методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини. Закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака, універсальне рівняння стану газу. Рівняння Клапейрона-Менделєєва. Методи визначення атомної маси. Правило Дюлонга-Пті. Валентність.

Тема 4. Періодичний закон Д.І. Менделєєва, його сучасне формулювання. Періодична система елементів, періоди, групи, підгрупи. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти, амфотерні сполуки, солі.

Перелік тем лабораторних робіт до «0-го модулю»

Лабораторна робота №1 «Техніка безпеки та загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Зважування на технохімічних терезах»

Лабораторна робота № 2 «Визначення хімічної формули речовини»

1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» «0-вий модуль»

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. / Київ.: Перун, 2004. 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие для вузов. / М.: КНОРУС, 2011. 752 с.
3. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія довкілля. / К.: Видавничий дім «Професіонал», 2009. 336 с.

4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. / Одеса, ТЕС,ОДЕКУ, 2009. 304 с.
5. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Методичні вказівки до виконання практичних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» тема «Неорганічні сполуки. Класифікація» для студентів I курсу денної форми навчання. Напрямок підготовки екологія, гідрометеорологія за всіма спеціальностями. – Одеса, ОДЕКУ, 2008. 93 с.

Додаткова

6. Хомченко Г.П. Химия И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы. / М.: Высш. шк., 1989. 238 с.
7. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студентов подготовительных факультетов вузов. / М.: «Высш. Школа», 1990. 399 с.
8. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П., та ін. Загальна хімія: Навчальний посібник для студентів хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. / Київ.: ІЗМН, 1997. 392 с.
9. [Валентність хімічних елементів | 7 клас chemistry.in.ua](http://www.chemistry.in.ua/grade-7/valence-of-the-chemical-...)
10. [Класифікація хімічних реакцій | 9 клас | Хімія – шкільний курс www.chemistry.in.ua](http://www.chemistry.in.ua/grade-9/classification-of-chemical-reactions-...) > 9 клас
11. Н.М. Буринська. Хімія. Підручник для 8 класу. Перун. 2008 р.

1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисциплін «Хімія з основами біогеохімії» та «Хімія» «0-вий модуль»

Розуміння закономірностей процесів у довкіллі, вміння їх аналізувати і прогнозувати, вирішувати проблеми які з цим пов'язані, вказує на практичне засвоєння дисципліни.

В результаті вивчення дисциплін кафедри де є «0-вий модуль» на I курсі студенти повинні знати:

- основні поняття хімії: атом, молекула, йон; кількість речовини;
- відносні атомна та молекулярна маси, молярна маса;
- формули прості та істинні; хімічні рівняння;
- основні закони хімії, газові закони;
- рівняння Клапейрона-Менделєєва;
- періодичний закон та структура періодичної системи Д.І. Менделєєва;
- класифікація хімічних сполук за основними класами неорганічних сполук, їх будова та властивості.

Вміння, якими мають оволодіти студенти:

- застосування правил безпеки роботи;
- одержання навичок роботи з лабораторними приладами, хімічними реактивами, технохімічними терезами;

- отримання результатів хімічних досліджень в лабораторії та їх аналіз;
- вести розрахунки за хімічними формулами; вести визначення хімічних формул сполук;
- вести розрахунки за газовими законами, рівняннями Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;
- визначати молярні маси еквівалентів елементів та їх сполук.
- класифікувати неорганічні сполуки;
- розв'язувати розрахункові завдання;

1.5 Перелік і графік заходів поточного та підсумкового контролю знань, вмінь студентів

Організацію навчання для бакалаврів з денної форми навчання здійснюється за «Положенням про організацію освітнього процесу в Одеському державному екологічному університеті» нова редакція якого з 25.11.2016, наказ № 325 від 25.11.2016, регламентує головні правові та організаційні принципи здійснення освітнього процесу.

Організація контролю знань студентів здійснюється на основі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів ОДЕКУ», наказ № 97 від 06 травня 2015 р., «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ», наказ № 125 від 29 травня 2015 р.

Контроль успішності навчання студента здійснюється з використанням методів і засобів, що визначаються Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів ОДЕКУ. Академічні успіхи студента визначаються за допомогою системи оцінювання, яка використовується в університеті, з обов'язковим переведенням оцінок до шкали ЄКТАС. Проведення поточного та підсумкового модульного контролю здійснюється під безпосереднім керівництвом викладача, який читає лекції. Оцінювання знань студентів відбувається на протязі всього семестру за виконані роботи, заплановані індивідуальним навчальним планом та програмою дисципліни (змістового модуля) і включає:

- усне опитування на лабораторних заняттях і контроль виконання домашніх розрахункових завдань;
- захист лабораторних робіт, експериментальна основа яких використовується в аналізі й контролі об'єктів навколишнього середовища;
- модульні контрольні роботи з 0-го модулю, 2-ох лекційних і 2-ох практичних, 1-го лабораторного модулів, індивідуального домашнього завдання які виконуються у вигляді контрольних аудиторних і домашніх робіт з окремих розділів лекційного матеріалу та теоретичної підготовки лабораторних робіт протягом семестру згідно з графіком.

2 Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС

Під час викладання дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» використовуються наступні форми СРС:

- підготовка до лекцій;
- підготовка до практичних занять;
- підготовка до лабораторних робіт;
- підготовка до усного опитування на лабораторних роботах;
- підготовка до змістовних лекційних модулів;
- підготовка до змістовних практичних модулів;
- підготовка до змістовного лабораторного модуля;
- підготовка індивідуального домашнього завдання;
- підготовка наукового модуля.

2.1 Перелік завдань на СРС з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Згідно з «Положенням про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів в ОДЕКУ» наказ № 125 від 29.05.2015 р. завдання до СРС з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу. Успішне вивчення курсу дисципліни може бути при систематичній самостійній роботі студента з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач та вправ.

Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу включають перелік до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу.

Загальні поради: вивчити теоретичний матеріал розділів і тем дисципліни, відповісти на питання до самоконтролю, використовуючи рекомендовану літературу. Рекомендується обов'язково відвідувати лекції та конспектувати теоретичний матеріал, оскільки об'ємні і складні теми розділів дисципліни викладаються на лекційних заняттях в лаконічній і стислій формі й послідовно розглядають усі питання загальної хімії, що виносяться на контрольні заходи та до іспиту.

Методичне забезпечення: посібники та підручники з загальної і колоїдної хімії, а також методичні вказівки є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ і на кафедрі хімії навколишнього середовища.

2.2 Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з посиланням на відповідну літературу

Підготовка до ЗМ-«0» включає вивчення (або повторення) теоретичного матеріалу та вміння розраховувати тематичні завдання з курсу загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Перелік тем лекційного курсу «0-го модуля»

1. Основні поняття та закони хімії

При вивченні та особливо самостійному вивченні теми студенту необхідно спиратися на шкільні знання основ хімії та вивчити основні поняття та їх визначення. Атомні і молекулярні маси. Моль. молекула, йон; проста та складна речовини, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції. Відносні атомна та молекулярна маси, ізотопи. Кількість речовини, моль, молярна маса. Число Авогадро; закон простих об'ємних відношень. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та істинні.

Основні закони хімії. Закони збереження маси, енергії. Закон сталості складу. Закон кратних відношень. Закон об'ємних відношень. Закон еквівалентів. Закон Авогадро і його наслідки. Хімічні символи, формули, рівняння.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] с. 12-26, 134-145, [2] с. 17-39, [3] с. 6-22, [4] с. 10-48.

2. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.

Найважливішим законом природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. Періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів (періодичної таблиці). Знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно визначити його властивості, оскільки місце елемента в таблиці визначається його властивостями.

Вивчення та самостійне вивчення розділу основні класи неорганічних сполук треба починати з класифікації неорганічних сполук. Студенти повинні знати найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі, способи їх добування та характерні властивості, а також номенклатуру цих сполук. Вміти складати рівняння реакцій за участю цих сполук у молекулярному та йонному вигляді.

Для цього слід використовувати наступну літературу:[1] с.27-32; 134-145, [2] с. 39-59, [3] с. 6-43, [4] с. 88 -90; 113-148.

2.3 Питання до самоконтролю

1. Які основні положення атомно-молекулярне вчення? Дати визначення поняттям: атом, молекула, атомна одиниця маси, молекулярна маса, моль.
2. Визначте, що позначає запис: Na , N , P , Br , O , F ; це молекула, йон, атом?
3. Що позначає цей запис: а) сполуки прості чи складні? б) це молекули, йони, атоми?
 - а) HF , H_2O , NH_4^+ , SiH_4 , $Г$, NaH , Ca , H_2 , C ;
 - б) N_2 , O , NO , NO_3^- , N_2O_5 , NO_2^- , C , O_3 , Cu_2O .
4. Назвіть елементи зі сталою валентністю.
5. На якому місці у формулах пишуть хімічний знак Оксигену?
6. У яких випадках неметалічні елементи пишуть у формулах сполук на першому місці?
7. Проаналізуйте, в якому випадку Сульфур проявив валентність II, а в якому – IV та VI, складіть відповідні хімічні формули.
8. У яких випадках неметалічні елементи пишуть у формулах бінарних сполук на другому місці, наведіть приклади.
9. Порівняйте поняття: а) маса атома і відносна атомна маса; б) проста і складна речовина; в) бертоліди і дальтоніди.
10. Скільки моль атомів елементів Cl , O , N , C у сполуках HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 припадає на 1 моль атомів Гідрогену.
11. Яка валентність елементів у сполуках HCl , H_2O , NH_3 , C .
12. Що вимірюють у розмірності – г/моль, що позначають Ag , Mg , яка розмірність?
13. Що називають індексом? Що називають коефіцієнтом? Яка відмінність між індексом і коефіцієнтом?
14. Опишіть хімічний склад речовин, формули яких: H_2SO_3 , K_2CO_3 .
15. Прочитайте формули речовин: H_3PO_4 , Na_2CO_3 , $ZnCl_2$, $CuSO_4$, SO_3 , P_2O_5 .
16. Прочитайте речовини, формули яких: H_3PO_4 , $CaCO_3$, $Al(NO_3)_3$, HCl , SO_2 , $MgCl_2$, $CuSO_4$, HNO_3 , H_2O , H_2S , CaO , Fe_2O_3 , NH_3 , CH_4 .
17. Напишіть формули речовин: «ес-о-два», «натрій-хлор», «пе-два-о-п'ять», «натрій-два-ес-о-чотири», «калій-аш-це-о-три», «купрум-о-аш-двічі», «алюміній-о-аш-тричі», «ферум-два-ес-о-чотири-тричі».
18. Що означають такі записи: $4H_2$, $4H$, $5Fe$, $3FeS$, $2HNO_3$, $3S$, N_2O_5 , $5Cu$, H_2S , $7H_2O$, C , CO_2 , H_2CO_3 , H ?
19. Напишіть формулу речовини, до складу якої входять:
 - а) один атом Карбону й один атом Оксигену;
 - б) один атом Феруму і два атоми Хлору;
 - в) два атоми Алюмінію і три атоми Сульфуру;
 - г) один атом Гідрогену, один атом Нітрогену і три атоми Оксигену;

- г) один атом Калію, один атом Нітрогену і три атоми Оксигену.
20. Запишіть у вигляді формул: два атоми Кальцію, одну молекулу води, вісім атомів Карбону, сім атомів Хлору, сім молекул хлору.
21. До складу молекули соди входять: один атом Натрію, один атом Гідрогену, один атом Карбону і три атоми Оксигену. Напишіть хімічну формулу речовини.
22. Вкажіть формули елементів, які мають сталі значення валентності, що дорівнює трьом, чи є такі елементи в наведених прикладах:
а) *Fe*; б) *Al*; в) *P*; г) *N*; д) *B*.
23. Вкажіть формули елементів, які мають сталі значення валентності, що дорівнює двом:
а) *Cu*; б) *Mg*; в) *Zn*; г) *K*; д) *Fe*; е) *O*.
24. Виберіть з наведеного переліку формули сполук, у яких атом Феруму є тривалентним:
а) *FeCl₃*; б) *FeO*; в) *Fe₂O₃*; г) *FeCl₂*.
25. Виберіть з наведеного переліку формули сполук, у яких атом Купруму є одновалентним:
а) *CuCl₂*; б) *CuS*; в) *CuCl*; г) *CuO*; д) *Cu₂O*.
26. Визначте валентність Карбону в сполуках: *CO*, *Na₄C*, *CO₂*.
27. Вкажіть сполуку, в якій елемент має валентність II: *H₂S*, *NH₃*, *HBr*, *CH₄*.
28. У якій з наведених формул, валентність сполученого з Оксигеном елемента є найвищою: *SO₂*, *K₂O*, *Cr₂O₃*, *P₂O₅*, *BaO*?
29. Визначте валентність елементів у сполуках:
а) *HCl*, *PH₃*, *NH₃*, *SiH₄*, *H₂S*, *HBr*;
б) *ZnO*, *H₂O*, *PbO₂*, *SO₃*, *K₂O*, *BaO*, *SiO₂*, *Cr₂O₃*, *NO*, *NO₂*, *N₂O*;
в) *Al₂S₃*, *CS₂*, *FeS*, *Na₂S*, *K₂S*, *MgS*, *CuS*.
30. Виберіть формули складних речовин, визначте валентність елементів у них: *MgO*, *HBr*, *F₂*, *NH₃*, *Mg*, *N₂*, *Fe₂O₃*, *Zn*.
31. Визначить валентність атомів у сполуках знаючи, що Хлор одновалентний: *FeCl₂*, *FeCl₃*, *CaCl₂*, *CCl₄*.
32. Знайдіть масу і кількість речовини алюміній сульфід, якщо в реакцію сполучення вступив алюміній масою 4,5 г.
33. Які ознаки а) реакція сполучення; б) реакція обміну.
34. Вкажіть ознаки хімічної реакції:
а) зміна агрегатного стану;
б) виділення газу;
в) випадання осаду;
г) зміна забарвлення;
д) підвищення тиску;
е) поява запаху.
35. Під час реакції: $HCl + KOH = KCl + H_2O$ відбувається процес:
а) обміну; б) сполучення; в) нейтралізації; г) розкладу.

36. Який процес поданий рівнянням реакції
 $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$:
 а) розкладу; б) сполучення; в) нейтралізації; г) обміну?
37. Які умови реакцій розкладу?
38. Що називають хімічним еквівалентом, фактором еквівалентності речовини, їх розрахунок. Дати формулювання закону еквівалентів. За яких умов справедливий цей закон?
39. Поняття про молярну масу еквівалента складної сполуки, її розрахунок. Як розрахувати фактор еквівалентності гідроксидів, солей, середніх солей, кислот?
40. Як розрахувати фактор еквівалентності оксидів, бінарних сполук?
41. Чи є фактор еквівалентності постійною або змінною величиною?
42. Надати математичний вираз закону еквівалентів для різних випадків.
43. При визначенні молярної маси еквівалента активного металу який газовий закон використовують? Надати його математичний вираз.
44. Як побудована періодична система елементів Д.І. Менделєєва? Як відбувається зміна властивостей хімічних елементів і їх сполук?
45. У чому значення періодичного закону Д.І. Менделєєва?
46. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Назви найактивніші метал і неметал.
47. В якого з елементів металічні властивості виявлені сильніше:
 а) *Ca, Rb, Mn*; б) *Bi, R N*? Відповідь мотивуй.
48. За хімічними властивостями радіоактивний елемент Радій найбільш подібний до (а) Францію; (б) Актинію; (в) Барію; (г) Лантану.
49. Як змінюється металічний характер властивостей елементів у ряду Mg–Ca–Sr–Ba:
 а) послаблюється; б) не змінюється;
 в) посилюється; г) спочатку послаблюється, а далі посилюється.
50. Найслабші металічні властивості виявляє елемент:
 а) *Mg*; б) *Na*; в) *Al*; г) *Si*.
51. Хімічний елемент, що виявляє амфотерні властивості, це:
 а) *Be*; б) *Ca*; в) *Ba*; г) *N*.
52. Якому лужному металу відповідає порядковий номер:
 а) 10; б) 11; в) 12; г) 13.
53. Хімічний елемент, що належить до галогенів, це:
 а) Ферум; б) Манган; в) Йод; г) Неон.
54. Летка сполука елемента з Гідрогеном має загальну формулу RH_3 . Елемент належить до групи: а) III; б) IV; в) V; г) VI.
55. Неметалічні властивості елементів у ряду N–P–As–Sb–Bi
 а) послаблюються; б) посилюються;
 в) не змінюються; г) спочатку послаблюються, а далі посилюються.
56. Серед зазначених нижче елементів 4-го періоду елемент, що може виявляти однакові значення валентності за Оксигеном і Гідрогеном, це:

- а) Бром; б) Селен; в) Арсен; г) Германій.
57. Відносна атомна маса елемента дорівнює 31. Він утворює оксид, в якому масова частка цього елемента становить 0,437. Формула цього оксиду: а) P_2O_3 ; б) P_2O_5 ,
а характер оксиду: в) основний; г) кислотний; д) амфотерний.
58. Визначте валентність Хлору в перхлоратній (хлорній) кислоті $HClO_4$, напиши формулу оксиду, який відповідає цій кислоті, і формулу леткої сполуки Хлору з Гідрогеном.
59. Які речовини називають оксидами? Наведіть приклади оксидів.
60. Запишіть загальну формулу оксидів.
61. Як за хімічною формулою визначити: є оксид кислотним чи основним?
62. Які оксиди належать до несолетворних?
63. Наведіть приклади несолетворних оксидів. Чому їх так називають?
64. Складіть формули таких оксидів: калій оксид, фосфор(III) оксид, аргентум(I) оксид, сульфур(VI) оксид, ванадій(V) оксид.
65. Складіть формули таких оксидів: ферум(II) оксид, хлор(IV) оксид, нітроген(V) оксид, цинк оксид, аурум(III) оксид.
66. Дайте визначення кислотам. Що називають кислотним залишком?
67. За якими ознаками класифікують кислоти? Назвіть групи, на які розподіляють кислоти за різними ознаками, і наведіть відповідні приклади.
68. Запишіть формули хлоридної, сульфатної, ортофосфатної, карбонатної, силікатної, сульфідної та нітратної кислот. Підкресліть кислотні залишки та визначте їхній заряд.
69. Наведіть по чотири приклади оксигеновмісних та безоксигенових кислот.
70. Із таблиці выпишіть формули кислот:
а) оксигеновмісної одноосновної;
б) безоксигенової двоосновної;
в) оксигеновмісної трьохосновної;
71. Які речовини належать до класу основ? Які з них є лугами?
72. Складіть формули гідроксидів Калію, Магнію, Стануму(II), Цинку, Хрому(III), Купрум(II), Барію. Підкресліть формули лугів
73. Складіть формули гідроксидів Калію, Магнію, Стануму(II), Цинку, Хрому(III), Купрум(II), Барію. Підкресліть формули лугів.
74. Які сполуки належать до солей?
75. Речовини, формули яких KNO_3 , $FeCl_3$, Na_2SO_4 , називають:
а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
76. Речовини, формули яких HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , називають:
а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
77. Речовини, формули яких NO_2 , Fe_2O_3 , Na_2O , називають:
а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.

78. Солі утворені: а) йонами металічних елементів і кислотними залишками; б) йонами металічних елементів і гідроксид-іонами; в) йонами Гідрогену й кислотними залишками.
79. У формулах кислот на першому місці записаний символ:
а) Оксигену; б) Гідрогену; в) Сульфуру; г) Карбону.
80. За таблицею розчинності, випишіть по два приклади формул солей:
а) хлоридної кислоти, що нерозчинні у воді; б) карбонатної кислоти, що розчинні у воді.
81. Назвіть солі: K_2SO_4 , $Cr(NO_3)_3$, $MgCl_2$, $CuSO_4$, $SnCl_2$, $AgNO_3$, $AlPO_4$, $BaSO_3$, BaS .
82. Назвіть солі: $BaSO_4$, Na_2SiO_3 , $NaBr$, $MnSO_4$, Ag_2S , $Mg_3(PO_4)_2$. Укажіть над формулами значення заряду металічного елемента та кислотного залишку.
83. Складіть формули солей: кальцій хлорид, магній карбонат, цинк нітрат, алюміній нітрат, калій карбонат, натрій сульфат, кальцій силікат, аргентум хлорид, магній сульфід, алюміній сульфід.

3 Повчання до самостійної підготовки теоретичного та практичного матеріалу

При вивченні розділів «0-го модуля» треба звернути увагу на деякі питання а також навчитися використовувати теоретичні знання для рішення практичних завдань, задач, тощо. Захист лабораторних робіт та індивідуальне домашнє завдання також потребують вміння рішати типові задачі та складати, писати рівняння хімічних реакцій.

На допомогу студентові пропонується пояснення основних положень хімії та виконання типових завдань до кожної теми.

3.1 Поняття та їх визначення

Матеріал є в [1] С.12-18; [2] С.17-37; [3] С.6-22; [4] С.10-16.
Звертаємо увагу на наступне:

3.1.1 Основні поняття хімії.

Атомно-молекулярне вчення в хімії остаточно утвердилося лише в середині ХІХ століття. На міжнародному з'їзді хіміків в м. Карлсруе (Німеччина) в 1860 році були прийняті визначення понять молекули та атома. Основні положення цієї теорії, що сформувалися наприкінці ХІХ ст., такі:

1. Усі речовини складаються з атомів або молекул. Молекула – найменша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості.

2. Молекули складаються з атомів, які сполучаються між собою у певних співвідношеннях. Атом – найменша хімічно неподільна частинка речовини.

3. Атоми і молекули перебувають у безперервному русі.

4. Молекули простих речовин складаються з однакових атомів, а молекули складних – із різних.

5. Під час хімічної реакції відбувається зміна складу молекул і перегрупування атомів, внаслідок чого утворюються молекули нових сполук.

6. Властивості молекул залежать не тільки від складу, а й від способу зв'язування атомів між собою.

Сучасна наука розвинула, уточнила і доповнила класичну атомно-молекулярну теорію, а деякі її положення були переглянуті, наприклад положення про неподільність атомів.

Основними поняттями сучасної атомно-молекулярної теорії є: молекула; атом; хімічний елемент; проста та складна речовини.

Молекула – це найменша частинка даної речовини, яка володіє її хімічними властивостями.

Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою. Це реально існуючі частинки, що характеризуються розмірами, масою, якісним (атомним) та кількісним складом (який описується за допомогою хімічних формул).

Атом – електронейтральна, хімічно неподільна частинка речовини, що складається із позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього.

Як і молекули, атоми – реально існуючі частинки, які характеризуються своїми масами, розмірами, зарядом ядра та будовою електронних оболонок.

Тобто, Атом – це найменша частинка хімічного елемента, яка входить до складу молекул простих та складних речовин. Хімічні властивості елемента визначаються будовою його атома.

Атом – найменша, хімічно неподільна, електронейтральна частинка елемента, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки.

Атоми і молекули – частинки дуже малих розмірів. Це не дає змоги (ускладнює) використовувати абсолютні значення їхньої маси. Тому в хімії, як і в інших природничих науках, використовують не абсолютні, а **відносні значення мас атомів та молекул.**

За одиницю вимірювання атомних мас з 1961 р. прийнято застосовувати карбонову (вуглецеву) одиницю, яку тепер **називають атомною одиницею маси (а.о.м.).**

Атомна одиниця маси відповідає 1/12 маси ізотопу Карбону ^{12}C . Абсолютна маса атома цього ізотопу (^{12}C), що дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг, прийнята за 12 а.о.м.

Із цього випливає, що абсолютне значення а.о.м. дорівнює $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Таким чином, відносна атомна маса (**Ar**) – відношення абсолютної маси атома до 1/12 маси атома ^{12}C .

У сучасній Періодичній системі елементів наведено середні значення відносних атомних мас елементів з урахуванням масових часток їхніх ізотопів, що трапляються в природі.

При вивченні властивостей радіоактивних елементів було виявлено, що у одного і того ж хімічного елемента можна зустріти атоми з різною масою ядра. Заряд ядра при цьому вони мають однаковий, тобто це не домішки сторонніх речовин, а те ж саме речовина.

Ізотопи. У періодичній системі Менделєєва і даний елемент, і атоми речовини які відрізняється масою ядра займають одну клітку. Виходячи з вищезгаданого таких різновидів одного і того ж речовини було дано назву « ізотопи » (від грецького *isos* – однаковий і *topos* – місце). Отже, **ізотопи** – це різновиди даного хімічного елемента, що розрізняються за масою атомних ядер.

За прийнятою нейтронно-протонної моделі ядра пояснити існування ізотопів вдалося таким чином: ядра деяких атомів речовини містять різну кількість нейтронів, але однакову кількість протонів. Справді, заряд ядра ізотопів одного елемента однаковий, отже, кількість протонів в ядрі однаково. Ядра розрізняються за масою, відповідно, вони містять різну кількість нейтронів.

Стабільні і нестабільні ізотопи. Ізотопи бувають стабільними і нестабільними. На сьогоднішній день відомо близько 270 стабільних ізотопів і більше 2000 нестабільних. Стабільні ізотопи – це різновиди хімічних елементів, які можуть самостійно існувати тривалий час.

Велика частина нестабільних ізотопів була отримана штучним шляхом. Нестабільні ізотопи радіоактивні, їх ядра схильні до процесу радіоактивного розпаду, тобто мимовільного перетворенню в інші ядра, що супроводжується випусканням частинок або випромінювань. Практично всі радіоактивні штучні ізотопи мають дуже маленькі періоди напіврозпаду, вимірювані секундами і навіть частками секунд.

Скільки ізотопів може містити ядро. Ядро не може містити довільну кількість нейтронів. Відповідно, кількість ізотопів обмежено. У парних за кількістю протонів елементів кількість стабільних ізотопів може досягати десяти. Наприклад, Станум має 10 ізотопів, ксенон – 9, Меркурій – 7 і так далі.

Ті елементи, кількість протонів яких непарній, можуть мати лише по два стабільні ізотопи. У ряду елементів є тільки один стабільний ізотоп. Це такі речовини як Аурум, Алюміній, Фосфор, Натрій, Манган та інші. Такі

варіації за кількістю стабільних ізотопів у різних елементів пов'язано зі складною залежністю числа протонів і нейтронів від енергії зв'язку ядра.

Практично всі речовини в природі існують у вигляді суміші ізотопів. Кількість ізотопів у складі речовини залежить від виду речовини, атомної маси і кількості стабільних ізотопів даного хімічного елемента

Відносна молекулярна маса – відношення абсолютної маси молекули до $1/12$ частки маси атома ізотопу Карбону ^{12}C .

Відносні маси є безрозмірними величинами. На практиці відносні молекулярні маси знаходять шляхом додавання відносних атомних мас елементів, що входять до складу молекули даної речовини, наприклад для води (H_2O) рахуємо:

$$M_r = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{O}) \cdot 1 = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18 (\text{H}_2\text{O})$$

M_r – це позначення відносної молекулярної маси.

Йони (від грец. *ion* – що йде), одноатомні або багатоатомні частинки, що несуть електричний заряд.

Позитивні йони називають катіонами (від грец. *kation*, буквально – той, що йде вниз), **негативні – аніонами** (від грец. *anion*, буквально – той, що йде вгору). У вільному стані існують в газовій фазі (у плазмі).

Хімічні реакції відбуваються між речовинами, а оскільки вони побудовані з атомів, молекул чи йонів, то хімічні реакції – це взаємодії між окремими атомами, молекулами чи йонами.

На практиці (в лабораторії та на виробництві) реакції проводять із макрокількостями речовин (грами, кілограми, тонни), кожна з яких складається із величезної кількості простих хімічних частинок (молекул, атомів, йонів).

Для розділення мікро- та макропорцій хімічних сполук у хімії було введено поняття про **кількість речовини** – фізико-хімічної величини, яка характеризує макропорцію цієї речовини, подібно до того як число частинок характеризує мікропорцію речовини (наприклад, два атоми Оксигену, сім молекул амоніаку). Одиницею кількості речовини в системі СІ (читається система «СИ») є «моль».

За одиницю кількості речовини прийнято **моль** – **кількість речовини**, що містить число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$) структурних, формульних одиниць (ФО). *Формульні одиниці – реальні частки, такі як атоми, молекули, йони, радикали.*

Кількість речовини ν – це відношення числа молекул N , що містяться в даній речовині, до числа N_A атомів у 0,012 кг Карбону.

Кількість структурних одиниць (атомів) в 0,012 кг Карбону можна визначити, знаючи масу одного атома Карбону ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг):

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

Це число називають *сталю Авогадро* (N_A), (розмірність моль⁻¹) і показує число структурних одиниць у 1 моль будь-якої речовини.

Моль дозволяє підраховувати атоми, молекули та інше порціями по $6,02 \cdot 10^{23}$ (N_A) часток.

Моль – це кількість речовини, що містить таку саму кількість формульних одиниць (структурних елементів, елементарних об'єктів), скільки міститься атомів у 12 г (0,012 кг) ізотопу Карбону ¹²C.

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

v – читається «ню», це позначення кількості речовини.

Звертаємо увагу на те, що термін «моль» не змінюється за відмінками. Отже, треба казати або писати 2 моль, 10,5 моль і т. д.

Молярна маса речовини – це відношення маси даної порції якої-небудь речовини до кількості речовини:

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

Числове значення молярної маси (що виражена у г/моль) для одноатомної простої речовини дорівнює відносній атомній масі даного елемента, а для будь-якої сполуки – її відносній молекулярній масі.

Наприклад:
атом Оксигену:

$$Ar(O) = 16,00 \text{ а.о.м.}, M(O) = 16,00 \text{ г/моль};$$

молекулярний Гідроген – газ водень:

$$Mr(H_2) = 2,00 \text{ а.о.м.}, M(H_2) = 2,00 \text{ г/моль};$$

сульфатна кислота H_2SO_4 :

$$Mr(H_2SO_4) = 98,00 \text{ а.о.м.}, M(H_2SO_4) = 98,00 \text{ г/моль}.$$

3.1.2 Прості та складні речовини. У незв'язному стані (по одному) в природі існують тільки атоми інертних газів. Всі інші елементи об'єднуються за рахунок сил хімічного зв'язку в речовини.

Речовина – вид матерії, яка володіє масою спокою. Складається з елементарних частинок: електронів, протонів, нейтронів, мезонів і ін. Хімія вивчає головним чином речовину, організовану в атоми, молекули, йони і радикали. Такі речовини прийнято підрозділяти на прості і складні (хімічні сполуки).

Прості речовини утворені атомами одного хімічного елементу і тому є формою його існування у вільному стані, наприклад, сірка S (елемент Сульфур), залізо Fe (елемент Ферум), озон O_3 (елемент Оксиген), алмаз C (елемент Карбон).

Складні речовини утворені різними елементами і можуть мати склад постійний (стехіометричні сполуки або **дальтоніди**) або змінний в деяких межах (нестехіометричні сполуки або **бертоліди**).

Прості речовини треба відрізнити від понять «атом» і «хімічний елемент». Оскільки прості речовини є формою існування елементів у вільному стані, кожному елементу може відповідати кілька простих речовин (алотропних форм), що можуть розрізнятися за складом молекул, наприклад, для O – Оксигену – це молекулярний кисень O_2 і озон O_3 або за кристалічними решітками, наприклад, для C – Карбону (вуглецю) – це алмаз, графіт, карбін, фулерен.

А це призводить до того, що за однакових хімічних властивостей алотропні форми простих речовин мають різні фізичні властивості.

Хімічний елемент можна визначити як окремий вид атомів, що характеризуються певними властивостями, або як сукупність атомів з однаковими зарядами ядер. **Отже, під хімічним елементом розуміють окремий вид атомів, хімічно не сполучених між собою.**

Проста речовина – це система хімічно сполучених атомів одного й того самого елемента.

Складні речовини – хімічні сполуки – утворюються при взаємодії атомів різних елементів. Тому їх потрібно відрізнити від механічних сумішей. Основна відміна механічних сумішей від хімічних – це можливість розділення простих речовин, що входять до складу сумішей, при намагнічуванні, екстракції, фільтруванні тощо.

Якісний та кількісний склад хімічних сполук прийнято зображати за допомогою **хімічних формул**, які базуються на валентності (ступені окиснення) елементів, що утворюють дану сполуку.

Хімічна формула – це запис складу речовин за допомогою хімічних символів та індексів (чисел), що вказують на кількість атомів кожного елемента.

Молекула простої речовини водню складається із двох атомів Гідрогену. Щоб записати формулу водню, спочатку вказують знак Гідрогену і за ним, трохи нижче рівня рядка ставлять цифру два, що вказує кількість атомів, сполучених у молекулу. Цю цифру називають **індексом**. Запис H_2 (читається «аш-два») це і є хімічна формула водню.

Молекула кисню об'єднує два атоми Оксигену, тому її склад виражають формулою O_2 (читається: «о-два»).

Індекс – це число, яке показує кількість атомів даного хімічного елемента у складі речовини.

Індекс – це число атомів у молекулі.

Отже, щоб написати хімічну формулу простої речовини, що має молекулярну будову, пишуть хімічний знак елемента і біля нього внизу праворуч приписують число, яке позначає кількість його атомів у молекулі даної речовини, наприклад N_2 , I_2 , Br_2 , O_3 , Cl_2 .

Але не всі прості речовини складаються з молекул. Прості речовини можуть складатися з величезної кількості атомів, тобто мають немоллекулярну будову. Наприклад, кусочок метала алюмінію складається з великої кількості атомів Алюмінію. Різні за величиною кусочки цього металу мають різне число таких атомів, тому число атомів (індекс) у формулах таких речовин не зазначається. Хімічна формула цих речовин збігається за написанням із символами хімічного елемента. Наприклад, хімічна формула метала алюмінію – Al , заліза – Fe , неметала алмазу – C .

Хімічна формула – це умовний запис складу речовини за допомогою хімічних символів.

Прості речовини можуть складатися з молекул (речовини молекулярної будови) і атомів (речовини немоллекулярної будови).

Складні речовини можуть складатися з молекул (молекулярної будови), йонів (немоллекулярної будови) або атомів (атомної будови).

До речовин молекулярної будови належать: наприклад, вода – H_2O (читається «аш-два-о»), вуглекислий газ – CO_2 (читається «це-о-два»). До речовин, які складаються з йонів, тобто мають немоллекулярну будову відносяться наприклад, $NaCl$, $CaCl_2$. Формули таких речовин відображають співвідношення частинок в кристалах цих сполук. Так, формула $CaCl_2$ показує, що в кристалах на кожен йон Кальцію припадає два йона Хлору.



Для запису хімічної формули кожної сполуки треба знати з яких хімічних елементів складається молекула даної речовини та кількісний склад молекули. При складанні формул речовин слід пам'ятати **закон сталості складу**:

Якісний і кількісний склад кожної хімічно чистої речовини завжди сталий і не залежить від способу її добування.

Наприклад, яким би способом ми не добули воду, співвідношення мас елементів Гідрогену і Оксигену незмінно дорівнюватиме 1:8, тобто формула води завжди H_2O .

Отже, **хімічна формула** – умовний запис якісного і кількісного складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів.

Формули поділяють на молекулярні, структурні, просторові, електронні. Молекулярні в свою чергу поділяються на найпростіші (емпіричні) та істинні. Перші показують лише кількісне співвідношення атомів елементів, не вказуючи їх істинної кількості. Істинна формула відображає кількісний та якісний склад молекули. Наприклад: найпростіша формула бензену – CH , істинна – C_6H_6 . Структурні формули відображають взаємне розташування атомів у молекулі

- **Найпростіша формула.** Може бути отримана досвідченим шляхом через визначення співвідношення *хімічних елементів* в речовині із застосуванням значень *атомної маси* елементів. Так, найпростіша формула *води* буде H_2O .

А найпростіша формула *бензену* CH (на відміну від C_6H_6 – істинної, див. далі). Атоми в формулах позначаються знаками хімічних елементів, а відносно їх кількість – числами у форматі нижніх індексів.

- **Справжня формула (істинна).** Може бути отримана, якщо відома *молекулярна маса* речовини. Справжня формула *води* H_2O , що збігається з найпростішою. Справжня формула *бензену* C_6H_6 , що відрізняється від простої. Справжні формули також називають *брutto-формулами* або *емпіричними*. Вони відображають склад, але не структуру молекул речовини. Справжня формула показує точну кількість атомів кожного елемента в одній молекулі. Цій кількості відповідає індекс – маленька цифра після символу відповідного елемента. Якщо індекс дорівнює 1, тобто в молекулі присутній тільки один атом даного елемента, то такий індекс не вказують.

- **Раціональна формула.** У раціональних формулах виділяються групи атомів, характерні для класів хімічних сполук. Наприклад, для спиртів виділяється група $-OH$. При запису раціональної формули такі групи атомів полягають в круглі дужки (OH). Кількість повторюваних груп позначаються числами у форматі нижніх індексів, які ставляться відразу за закриваючою дужкою. Квадратні дужки застосовуються для відображення структури *комплексних сполук*. Наприклад: $K_4[Co(CN)_6]$ – калій гексаціанокобальтат.

Раціональні формули часто зустрічаються в полурозгорнутому вигляді, коли частина однакових атомів показується окремо для кращого відображення будови молекули речовини.

- **Структурна формула.** У графічному вигляді показує взаємне розташування атомів в молекулі. *Хімічні зв'язки* між атомами позначаються лініями. Розрізняють двовимірні (2D) і тривимірні (3D) формули. Двовимірні є відбиток структури речовини на площині. Тривимірні дозволяють найближче до теоретичних моделей будови речовини

представляти його склад, взаємне розташування, зв'язку і відстані між атомами.

Хімічна формула може позначати або відображати:

- 1 молекулу або 1 моль речовини;
- якісний склад (з яких *хімічних елементів* складається речовина);
- кількісний склад (скільки атомів кожного елемента містить реальна або умовна молекула речовини).

Приклади:

Формула HNO_3 означає:

- *нітратну кислоту*;

- 1 молекулу нітратної кислоти або 1 моль нітратної кислоти;

- якісний склад: молекула нітратної кислоти складається з Гідрогену, Нітрогену і Оксигену;

- кількісний склад: до складу молекули нітратної кислоти входять один атом елемента Гідрогена, один атом елемента Нітрогена, три атома елемента Оксигена.

Молекули однієї речовини мають однаковий склад, тому склад молекули (її хімічна формула) визначає водночас і склад даної речовини. Хімічна формула, яка показує якісний і кількісний склад молекули речовини називається **молекулярною, істинною, або просто формулою речовини**.

Якщо хочуть показати кілька молекул, то перед формулою пишуть цифру (коефіцієнт), яка показує число таких молекул.

Приклад: запис $3P_2O_5$ («три не-два, о-п'ять») означає три молекули складної речовини, кожна з яких містить по два атоми Фосфору і п'ять атомів Оксигену (можемо записати як: P_2O_5 , P_2O_5 , P_2O_5).



Якщо за хімічним символом індекс відсутній, то коефіцієнт може означати число окремих атомів. Запис $5H$ («п'ять-аш») означає п'ять окремих атомів Гідрогену.

Коефіцієнт – це число, яке записується перед формулою речовини і позначає кількість молекул, або окремих атомів даної речовини.

Коефіцієнт – число молекул або окремих атомів.

Запис H_2 («аш-два») означає одну молекулу водню, що складається з двох атомів Гідрогену.

Запис $4H_2$ («чотири-аш-два») означає чотири молекули водню, кожна з яких містить по два атоми Гідрогену.

Запис $5S$ («п'ять-ес») означає п'ять окремих атомів Сульфуру.

У формулі $Cu(OH)_2$ («купрум-о-аи-двічі»), індекс 2 стоїть за дужками і стосується як Оксигену, так і Гідрогену. Цей запис означає одну молекулу складної речовини, яка містить один атом Купруму, два атоми Оксигену і два атоми Гідрогену.

Хімічні формули читають зліва направо, називаючи по порядку символи елементів і нижчі індекси. Індекс 1 біля елемента прийнято не вказувати і не називати при читанні.

Порядок запису елементів у формулі **не є довільним**. Його визначають властивості елементів, а також традиції, які склалися в хімії. Наприклад: у формулі K_2S – спочатку пишуть металічний елемент Калій, а потім – неметалічний елемент Сульфур. У формулі SO_2 спочатку пишуть елемент Сульфур, а потім Оксиген.

На першому місці у формулах сполук пишуть елементи, які у періодичній системі елементів **розміщені лівіше**, а на **другому** – ті, що в періодичній системі розміщені **правіше** ($NaCl$, P_2O_5). **На першому місці** ті, що у періодичній системі **стоять нижче**, а на **другому** – ті, що **вище** (SO_2 , KH , CaH_2). У формулах сполук: NH_3 , PH_3 , SiH_4 , CH_4 традиційно атом Гідрогену пишуть на другому місці.

• **Хімічна формула виражає:**

1. якісний склад речовини, тобто з яких хімічних елементів вона складається;
2. кількісний, або атомний склад її молекули, тобто число атомів кожного елемента;
3. одну молекулу даної речовини;
4. співвідношення атомів різних елементів у її складі;

• **Коефіцієнт – це число, яке показує:**

1. кількість молекул;
2. кількість окремих атомів.

• **Індекс показує кількість атомів одного виду в складі молекули.**

3.1.3 Валентність хімічних елементів

Атоми хімічних елементів зв'язуються між собою, утворюючи прості або складні речовини. Це відбувається тому, що атоми мають таку властивість, як **валентність** (від латинського слова «*valentia*», що означає «сила»).

Валентність у формулах можна позначити римськими цифрами, які записують над символами хімічних елементів. Валентність має кількісну характеристику. За одиницю прийнято валентність атома Гідрогену. Атом Гідрогену не приєднує більше одного атома інших елементів. Отже, Гідроген одновалентний [9].

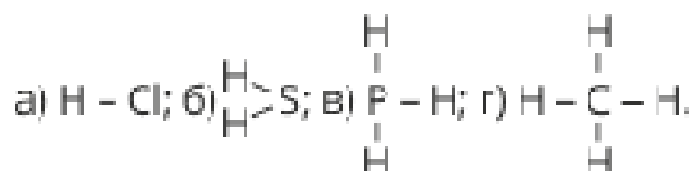


Рис. 1. Графічне зображення хімічних зв'язків у молекулах:

а) HCl ; б) H_2S ; в) PH_3 ; г) CH_4 .

Розглянемо графічні формули кількох речовин HCl , H_2S , PH_3 , CH_4 . Із формули HCl видно, що один атом Гідрогену сполучений із одним атомом Хлору. Якщо Гідроген одновалентний, то атом Хлору в HCl теж одновалентний, оскільки він утримує лише один атом Гідрогену. Атом Сульфуру в H_2S – двохвалентний, оскільки він утримує два атоми Гідрогену. Відповідно атом Фосфору в сполуці PH_3 – тривалентний, а атом Карбону – чотиривалентний. Отже, якщо атом сполучається з двома атомами Гідрогену, то він – двохвалентний, якщо з трьома – тривалентний.

Валентність елемента – це здатність атома сполучатися з певною кількістю таких самих або інших атомів.

Звідси, валентність елементів, що утворили хімічні зв'язки з Гідрогеном, визначаються числом атомів Гідрогену у формулі.

Одиницею валентності є валентність атома Гідрогену. Він одновалентний.

Максимальне значення валентності елемента збігається з номером групи Періодичної системи, де він розміщений.

Значення валентності **неметалічного** елемента в сполуці з Гідрогеном або металічним елементом дорівнює 8 мінус номер групи, в якій розміщений елемент.

Деякі елементи можуть мати і змінну валентність.

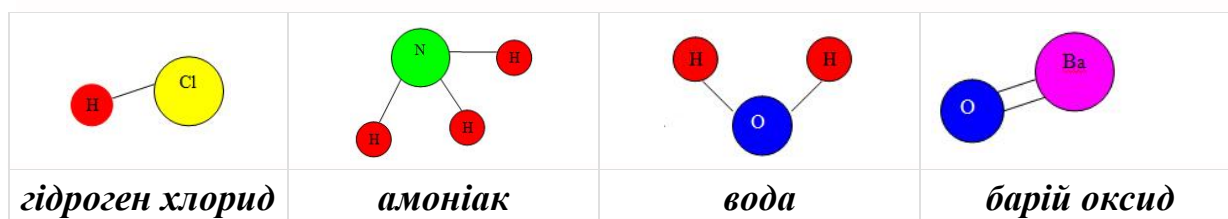
Елементи, які мають сталу валентність

Елемент	Валентність	Елемент	Валентність
Гідроген	I	Кальцій	II
Натрій	I	Барій	II
Калій	I	Цинк	II
Флуор	I	Оксиген	II
Берилій	II	Алюміній	III
Магній	II	Бор	III

Елементи із змінною валентністю

Елемент	Валентність	Елемент	Валентність
Хлор	I, III, V, VII	Ферум	II, III, VI
Бром	I, III, V, VII	Сульфур	II, IV, VI
Йод	I, III, V, VII	Манган	II, IV, VII
Меркурій	I, II	Хром	II, III, VI
Купрум	I, II	Нітроген	I, II, III, IV, V
Аргентум	I, II	Фосфор	III, V
Аурум	III, I	Арсен	III, V
Станум	II, IV	Карбон	II, IV
Плюмбум	II, IV	Силіцій	IV

Яким чином сполучаються атоми хімічних елементів між собою?
Моделювання сполук.



Правила складання хімічних формул:

Об'єднуватись у молекули можуть:

Метал + неметал

Неметал + Оксиген

Метал + Оксиген

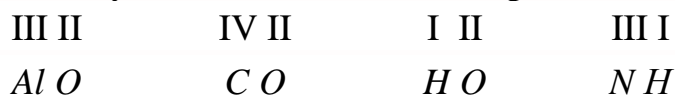
Гідроген + Неметал

Алгоритм складання бінарних сполук за валентністю.

1. Записуємо поряд два елементи.



2. Над елементом вказуємо його валентність (римськими цифрами).



3. Знаходимо найменше спільне кратне між числами валентностей елементів.



4. Ділимо найменше спільне кратне почергово на валентність кожного елемента і знаходимо індекси, які записуємо внизу біля символу даного елемента (індекс «1» не пишуть).



Проте, Гідроген не утворює сполук із усіма елементами, тому валентність елементів можна визначити за Оксигеном. Оксиген у сполуках **двохвалентний**.

З періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва ми дізнаємося про валентність елементів за Оксигеном. Елементи I групи мають валентність I (за винятком елемента *Cu*, який проявляє валентність I і в більшості випадків – II); елементи II групи – валентність II, третьої групи – III. Валентність цих елементів стала. Починаючи з IV групи елементи проявляють змінну валентність. Елементи V групи проявляють валентність V за Оксигеном і три за Гідроеном; елементи VI групи – шість за Оксигеном і два за Гідроеном, сьомої групи – сім за Оксигеном і один за Гідроеном.

У формулах бінарних сполук металічні елементи пишуть на першому місці, а неметалічні – на другому. У такому випадку валентність неметалічних елементів дорівнює 8 мінус номер групи, в якій розміщений цей елемент.

Наприклад: K_2S – валентність Калію – I, а Сульфур – II. ($8 - 6 = 2$, оскільки Сульфур знаходиться у 6 групі).

Таблиця 1 – Валентність атомів деяких елементів у сполуках

Величина валентності	Металічні елементи	Неметалічні елементи
Одновалентні	<i>Na, K, Li, Ag, Cu, Hg</i>	<i>H, Cl, F, Br, I</i>
Двовалентні	<i>Mg, Ca, Ba, Zn, Cu, Hg, Fe, Sn, Pb, Cr, Be</i>	<i>O, S, C</i>
Тривалентні	<i>Al, Fe, Cr, B</i>	<i>N, Cl</i>
Чотиривалентні	<i>Sn, Pb</i>	<i>C, S, Si</i>
П'ятивалентні		<i>N, P, Cl</i>
Шестивалентні	<i>Cr</i>	<i>S</i>

Примітка. *Жирним шрифтом виділені елементи зі сталою валентністю.*

Дещо складніше визначити валентність за формулами сполук, утворених атомами інших хімічних елементів. Для цього слід пам'ятати такі правила:

1. Валентність атомів Гідрогену у сполуках дорівнює одиниці (I), Оксигену – II, Флуору – I.
2. Валентність – число ціле – від одного до восьми. Більше восьми або дробовою валентність не існує.
3. У бінарних сполуках (складається з двох видів атомів) сумарна валентність усіх атомів одного елемента дорівнює сумарній валентності всіх атомів іншого елемента.
4. У назвах речовин, утворених елементом зі змінною валентністю, після назви цього елемента у дужках пишуть римську цифру, яка позначає його валентність. Наприклад: FeO – ферум(II) оксид; Fe_2O_3 – ферум(III) оксид.
5. У формулах бінарних сполук на першому місці ставлять символи елементів, які у періодичній системі розміщені лівіше або нижче, на другому – які розміщені в періодичній системі правіше або вище: KCl , SO_2 , OF_2 . Виняток: NH_3 , PH_3 , SiH_3 .

Визначення валентності елементів за формулами їхніх сполук

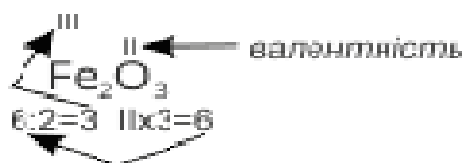
Спочатку навчимося визначати валентність елементів за формулами сполук. Якщо формула складається з двох елементів, можна визначити валентність одного елемента, якщо відома валентність іншого.

Приклад: Визначимо валентність Феруму в оксиді Fe_2O_3 .

Валентність Оксигену II, а Феруму – змінна. Щоб визначити валентність Феруму в даній сполуці виконуємо послідовно такі дії:

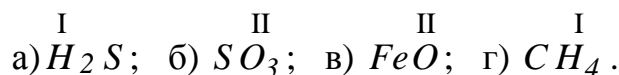
1. Записуємо формулу речовини і над хімічним символом Оксигену позначаємо римською цифрою його валентність: $Fe_2O_3^{\text{II}}$.
2. Валентність Оксигену – два, а таких атомів Оксигену у сполуці є три. Визначаємо сумарну валентність трьох атомів Оксигену: $2 \cdot 3 = 6$.
3. Ці шість одиниць валентності припадають на два атоми Феруму, тоді на один атом Феруму припадає три одиниці валентності: $6 : 2 = 3$. Отже, Ферум в оксиді Fe_2O_3 – тривалентний.

Визначення валентності.

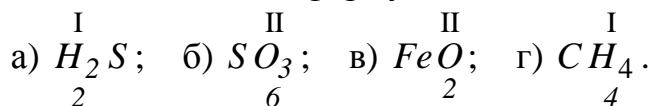


Визначимо валентність елементів у бінарних сполуках за зразком:

1. Пишемо хімічні формули сполук і позначаємо відому валентність елементів:



2. Знаходимо сумарну валентність елемента, валентність якого відома (сумарна валентність позначена під формулою):



3. Сумарну валентність ділимо на число атомів (індекс) елемента валентність якого невідома, і записуємо над хімічним знаком валентність цього елемента: а) $2 : 1 = 2$; б) $6 : 1 = 6$; в) $2 : 1 = 2$; г) $4 : 1 = 4$.

4. Відповідь: а) $\overset{\text{II}}{H_2} \overset{\text{VI}}{S}$; б) $\overset{\text{II}}{S} \overset{\text{VI}}{O_3}$; в) $\overset{\text{II}}{Fe} \overset{\text{II}}{O}$; г) $\overset{\text{I}}{C} \overset{\text{IV}}{H_4}$.

Підсумок: **Валентність** – це здатність атомів утримувати один одного в сполуках.

Зв'язок значення валентності елемента з номером групи періодичної системи:

Валентність	Номер групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
У сполуках з Оксигеном	I	II	III	IV	V	VI	VII
У сполуках з Гідрогеном (головних підгруп)				IV	III	II	I

3.1.4 Хімічні реакції

Хімічними реакціями називають перетворення однієї чи декількох вихідних речовин (реагентів) в речовини (продукти реакції), які відрізняються від них за хімічним складом та будовою. Вони відбуваються при змішуванні чи фізичному контакті реагентів самовільно, при нагріванні, за участю каталізаторів, під дією світла і т.п.

Хімічні реакції зображують за допомогою **хімічних рівнянь**, які враховують закони збереження маси та зарядів.

Хімічні реакції – участь «електронних оболонки».

Ядерні реакції (фізика) – участь ядерних оболонок.

Ознаки хімічної реакції:

- зміна кольору (I_2 і крохмаль, Fe^{3+} та роданіди, «лисячий хвіст», $KMnO_4$);
- поява запаху (бром, H_2S , SO_2 , меркаптани);
- зміна смаку («інвертований цукор»);
- виділення газу;
- зміна маси реагентів та продуктів;
- випадання осаду (PbI_2 , $BaSO_4$, AgI , «берлінська блакить»);

- світіння (люмінол, «синглетний кисень»);
- збільшення об'єму (фараонова змія, цукор + олеум);
- виділення тепла, розігрівання, вибух ($H_2SO_4 + H_2O$ чи $H_2O + H_2SO_4$, алюмотермія, фосфор та бертолетова сіль, $H_2 + O_2$: «комарик», «три йодистий азот», «оксиліквіти»);
- поглинання тепла, охолодження (розчинення роданіду, нітрату амонію, тіосульфату натрію).

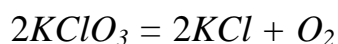
Переважає більшість хімічних реакцій відбуваються в газах або рідинах (зокрема в розчинах), де хімічні частинки значно рухливіші. Реакції в твердих тілах зустрічаються дуже рідко. До них відносяться, наприклад, твердофазна полімеризація мономерів, що знаходяться в кристалічному або склоподібному стані під дією радіоактивного випромінювання або прискорених електронів.

Класифікація хімічних реакцій

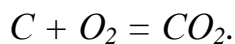
Кожен хімік, незалежно від того, з якими речовинами працює, має знати, як відбуваються хімічні реакції. Його повинні цікавити не лише зовнішні ефекти, якими супроводжуються реакції, – вибух, спалах, зміна кольору, поява або розчинення осаду, виділення газу, поява запаху, але й механізми їх перебігу. А для практичних цілей хімік має знати, з якими швидкостями відбуваються хімічні реакції, яка кількість енергії виділяється чи поглинається при цьому, як можна прискорити, або, навпаки, уповільнити перебіг реакції. Ці питання посідають центральне місце в сучасній хімії. Чим глибше і детальніше хімік знає властивості речовин, їх будову і перетворення, тим впевненіше він може діяти в своїх синтезах [10].

У світі, що нас оточує, постійно відбувається величезна кількість хімічних реакцій. У кожній з них беруть участь найрізноманітніші речовини з різними властивостями. Але, незважаючи на це, всі реакції можна згрупувати у кілька основних типів за низкою ознак. За основу класифікації хімічних реакцій найчастіше беруть зміни в кількості вихідних речовин та речовин, що утворилися внаслідок реакції.

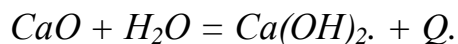
Реакції розкладу – це реакції, в результаті яких з однієї речовини утворюється кілька нових речовин. Наприклад, при нагріванні калій хлорат розкладається на калій хлорид і кисень:



Реакції сполучення – це реакції, в результаті яких з двох або кількох вихідних речовин утворюється одна нова речовина. Наприклад: реакцію горіння вугілля можна виразити таким рівнянням реакції:



Проведемо дослід. Якщо до негашеного вапна (CaO) додати воду, утворюється гашене вапно $Ca(OH)_2$. Реакцію можна виразити таким рівнянням реакції:



Реакція супроводжується виділенням тепла.

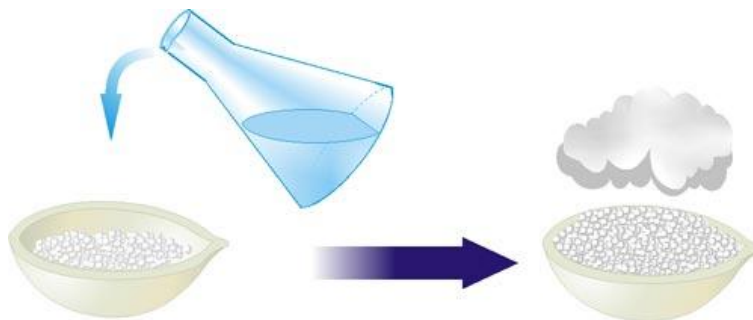
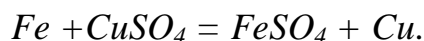


Рис. 2 – Реакція гасіння вапна

Реакції заміщення – це реакції між простою і складною речовинами, у процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини, утворюючи нову просту і нову складну речовини. Наприклад, якщо опустити залізний цвях у розчин купрум (II) сульфату внаслідок реакції утвориться розчин ферум сульфату, а на цвяху осяде чиста мідь:



Цю реакцію застосовують в техніці для оміднення залізних проводів.

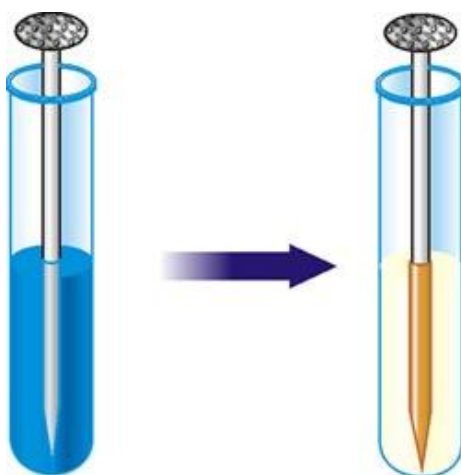
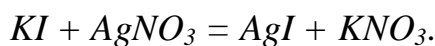


Рис. 3 – Реакція заміщення між залізом і купрум (II) сульфатом.

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

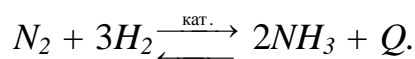


Хімічні реакції можна **класифікувати** за такими ознаками: **тепловим ефектом** (екзотермічні і ендотермічні), **ознакою оборотності** (оборотні і необоротні реакції). Інколи хімічні реакції класифікують також за ознакою **зміни ступеня окиснення** реагуючих елементів. При цьому як окрему групу виділяють **окисно-відновні реакції**.

Таблиця 2 – Типи хімічних реакцій

<i>Ознака класифікації</i>	<i>Тип реакції</i>	<i>Ознака реакції</i>	<i>Приклад</i>
1. За числом вихідних та кінцевих продуктів	Сполучення	$A + B \rightarrow C$	$2H_2 + O_2 = 2H_2O$
	Розкладу	$A \rightarrow B + C$	$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
	Заміщення	$AB + C \rightarrow AC + B$	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$
	Обміну	$AB + CD \rightarrow AD + CB$	$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$
2. За тепловим ефектом	Екзотермічні	$A + B \rightarrow C + Q$ з виділенням теплоти	$2Cu + O_2 = 2CuO + 276 \text{кДж}$
	Ендотермічні	$A + B \rightarrow C - Q$ з поглинанням теплоти	$CH_4 = C + 2H_2 - 75 \text{кДж}$
3. За участю каталізатора	Каталітичні	$A + B \xrightarrow{\text{кат.}} C$	$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$
	Некаталітичні	$A + B \rightarrow C$	$C + O_2 = CO_2$
4. За напрямком реакції	Оборотні	$A + B \rightleftharpoons C$	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
	Необоротні	$A + B \rightarrow C$	$4Na + O_2 = 2Na_2O$

Наведемо для прикладу реакцію утворення амоніаку з азоту і водню:



Це реакція сполучення, каталітична, екзотермічна, оборотна.

Підсумок:

- **Реакція сполучення.** Із двох речовин утворюється одна нова, складніша: $A + B \rightarrow C$.
- **Реакція розкладу.** З однієї речовини утворюються дві або кілька нових речовин: $A \rightarrow B + C$.
- **Реакція заміщення.** Атом (або група атомів) простої речовини заміщує атом одного з елементів складної речовини, утворюючи нову просту й нову складну речовини: $AB + C \rightarrow CB + A$.
- **Реакція обміну.** Дві речовини обмінюються атомом або групою атомів, утворюючи дві нові речовини: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

3.1.5 Основні закони хімії

Стехіометричні закони хімії.

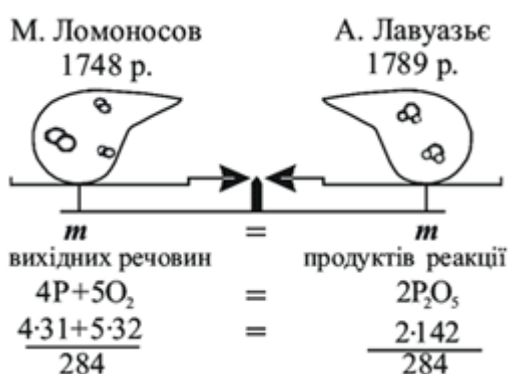
Стехіометрія – це розділ хімії, в якому розглядаються масові, кількісні і об'ємні відношення між реагуючими речовинами (в перекладі з грецької слово «стехіометрія» означає «складова частина» і «вимірюю»). Основу стехіометрії складають наступні стехіометричні закони:

- закон збереження маси речовин,
- закон сталості складу,
- закон кратних відношень,
- закон простих об'ємних відношень,
- закон Авогадро;
- закон еквівалентів.

Вони підтвердили атомно-молекулярне вчення – основу всієї хімії. Стехіометричні закони хімії були в свій час сформульовані стосовно до молекул, а тому справедливі лише для молекулярної форми речовини. Для не молекулярних структур сталість складу і наслідки, які з нього випливають не є вже критерієм утворення хімічних сполук. Тому на сьогодні стехіометричні закони хімії формулюються з урахуванням єдності молекулярної та не молекулярної форм існування речовини.

М.В. Ломоносов спочатку теоретично (1748 р.), а потім експериментально обґрунтував закон збереження маси речовин. Пізніше французький хімік Лавуазьє, вивчивши деякі реакції окиснення металів, прийшов до тих же висновків, що і Ломоносов, і незалежно від нього сформулював цей закон.

1. На сьогодні закон збереження маси речовин звучить так: **маса речовин, які вступають у реакцію, рівна масі речовин, які утворюються в результаті реакції.** З точки зору атомно-молекулярного вчення цей закон пояснюється наступним чином: маса речовин є сумою мас складових їх атомів. Оскільки при хімічних реакціях самі атоми не змінюються і не змінюється їх загальна кількість, то зберігається постійною і відповідна їм маса.



Отже, маса вихідних речовин (реагентів) дорівнює масі продуктів реакції. Якщо хімічну реакцію у загальному вигляді виразити схемою $A + B = AB$, то **закон збереження маси** можна записати у такій формі:

$$m(A + B) = m(AB).$$

Закон збереження маси речовин можна пояснити так:

1. Під час хімічних реакцій атоми не виникають з нічого і не зникають, а лише перегруповуються. Суть хімічної реакції полягає у перегрупованні атомів.

2. Загальна кількість атомів не змінюється.

3. Загальна маса атомів залишається сталою до і після реакції.

Оскільки, атоми мають сталу масу, не змінюється і маса речовини до і після реакції.

Із закону збереження маси речовин випливає важливий **наслідок закону збереження маси**: кількість атомів кожного елемента до і після реакції залишається постійною (рис.4).

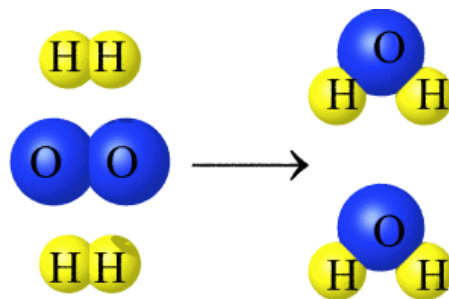


Рис. 4 – Реакція між H_2 і O_2 з утворенням H_2O :
підтвердження наслідку із закону збереження маси: кількість атомів кожного елемента, які містяться у вихідних речовинах, дорівнює кількості атомів цього елемента в продуктах реакції.

Сам Ломоносов вважав, що закон збереження маси речовин є частиною більш загального закону природи і може бути поширений на інші форми руху матерії.

Він стверджував, що тіло, яке своїм поштовхом збуджує інше тіло до руху, втрачає від свого руху стільки ж, скільки віддає іншому.

Згідно з гіпотезою Ломоносова зміни в природі відбуваються так, що коли до чогось дещо додалось, то це відніметься у чогось іншого.

Ця гіпотеза була розвинена лише після відкриття другої частини універсального закону природи – **закону збереження енергії** (Майер, 1842 р.):

Енергія не виникає і не зникає безслідно, а лише перетворюється з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях.

Закони збереження маси і енергії відображають **принцип незнищенності матерії** та руху, сутність якого у сучасному вигляді формулюється так:

В ізольованій системі сума мас і енергій є постійною, тобто сумарні маса і енергії речовин, що вступають у реакцію, дорівнює сумарним масам і енергіям продуктів реакції.

Сучасне формулювання загального закону природи – закону збереження матерії і руху: **матерія вічна, вона не зникає і не виникає з нічого, а тільки переходить з однієї форми в іншу.**

2. Закон сталості складу.

Узагальнивши багато чисельні експериментальні дані, французький вчений Ж.Л. Пруст сформулював у 1808 році закон сталості складу:

Будь-яка чиста речовина молекулярної структури, незалежно від способу її отримання, має сталий якісний і кількісний склад.

При відсутності молекулярної структури її склад залежить від умов отримання і попередньої обробки. Візьмемо наприклад аміак.

- прямий синтез з простих речовин;

- розклад амонійних солей: $(NH_4)_2CO_3 = 2NH_3 + CO_2 + H_2O$

- дія кислот на нітриди активних металів: $Na_3N + 3H_2O = 3NaOH + NH_3$

Незалежно від способів отримання склад молекули аміаку завжди постійний та незмінний: *на атом Нітрогену припадає три атоми Гідрогену*. На сьогодні відомий цілий ряд речовин, які мають не молекулярну структуру: оксидів, карбідів, сульфідів, нітридів, силіцидів та інших кристалічних неорганічних сполук. Їх склад залежить від умов отримання. Так, оксид титану насправді має склад від $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$. Він являє собою фазу, яка складається з величезного числа атомів (порядку сталої Авогадро), яка і визначає властивості цієї сполуки. В молекулі ж аміаку, яка складається тільки з чотирьох атомів, виключається зміна складу. Таким чином, існують сполуки *постійного і змінного* складу.

Академіком Курнаковим запропоновано перші назвати **дальтонідами** (в пам'ять англійського хіміка Дальтонід), а другі – **бертолідами** (на честь французького хіміка Бертолле, який передбачив такі сполуки). Склад дальтонідів виражається простими формулами з цілочисельними стехіометричними індексами, наприклад H_2O , HCl , C_6H_6 .

Склад бертолідів змінюється і не відповідає стехіометричним відношенням; у бертолідів – дробові стехіометричні індекси.

3. Закони газового стану: закон Авогадро та висновки з нього; рівняння Менделєєва-Клапейрона.

У 1811 р. італійський фізик Авогадро пояснив прості відношення між об'ємами газів, що спостерігаються під час хімічних реакцій, і встановив закон: **В однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул.**

Мольний об'єм відповідно до цього закону $22,4 \text{ дм}^3$ за *нормальних умов* (760 мм рт.ст., 273 К, 101325 Па).

Отже, **1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 дм³, або 0,0224 м³.** Відповідно до цього закону можна розрахувати молекулярну масу будь-якого газу по його відносній густині. Відносна густина – це відношення маси 1 дм³ газу до маси 1 дм³ іншого відомого газу (H_2 , O_2 , пов.).

$$D = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{а} \quad M_1 = M_2 \cdot D,$$

де D – відносна густина відомого газу;

M_1 – молекулярна маса невідомого газу;

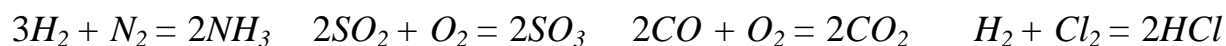
M_2 – молекулярна маса газу, за яким визначається відносна густина.

Для визначення молекулярних мас газів за нестандартних умов використовується рівняння **Менделєєва–Клапейрона**:

$$PV = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T.$$

При використанні цього рівняння треба дуже уважно вибирати одиниці вимірювання. Якщо R – універсальна газова стала, $R = 8,31$ Дж/(моль К), P (тиск) Па, V (об'єм) м³, m (маса газу) г, M (молекулярна маса) г/моль, T (температура) К.

У 1803 р. Дальтон сформулював закон об'ємних (кратних) відношень: **об'ємні відношення газів у реакціях відносяться між собою як прості цілі числа.**



якщо дві речовини простих або складних утворюють один з одним більше одного з'єднання, то маси одного речовини, що припадають на одну і ту ж масу іншої речовини, відносяться як цілі числа, зазвичай невеликі.

Приклад:

Кальцій хлорид утворює з водою 4 гідрату, склад яких виражається формулами: $CaCl_2$; $CaCl_2 \cdot H_2O$; $CaCl_2 \cdot 2H_2O$; $CaCl_2 \cdot 4H_2O$; $CaCl_2 \cdot 6H_2O$, тобто у всіх цих сполуках маси води, що припадають на одну молекулу $CaCl_2$, відносяться як 1: 2: 4: 6.

4. Закон еквівалентів (хімічний еквівалент, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента).

В 1792 р. І. Ріхтер сформулював закон еквівалентів: **речовини вступають в реакції і утворюються в результаті реакцій в еквівалентних кількостях.**

Хімічний еквівалент елемента – це така його кількість, яка з'єднується з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку ж кількість Гідрогену у сполуках.

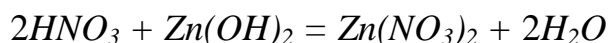
Із закону сталості складу випливає, що *речовини взаємодіють між собою і утворюють продукти у певних, чітко визначених (еквівалентних) кількостях.*

Еквівалент – це умовна частинка (частина атому, молекули або йону), на яку припадає або одиниця заряду в обмінних реакціях, або один електрон, що приймається чи віддається в окисно-відновних реакціях. Число еквівалентності z показує, на скільки таких частин слід розділити атом, молекулу, йон.

Наприклад, в сполуках HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 число еквівалентності хлору, сульфуру, нітрогену, карбону дорівнює відповідно 1, 2, 3, 4 (як то витікає із реакцій утворення сполуки гідрогену із простої речовини та водню).

Слід мати на увазі, що еквівалент речовини змінний і залежить від реакції, в якій ця речовина бере участь. Саме тому еквіваленти завжди взаємодіють один з одним 1:1 за кількістю (це, по суті, синонімічне формулювання закону).

Хімічним еквівалентом речовини називають умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній кислотно-основній реакції рівноцінна йону – Гідрогену або в даній окисно-відновній реакції – одному електрону. Наприклад, у реакції



два атоми гідрогену в HNO_3 реагують з однією молекулою $Zn(OH)_2$.

Тобто, з одним атомом Гідрогену реагує умовна частинка, яка рівна $1/2$ молекули $Zn(OH)_2$.

Цю частинку називають еквівалентом $Zn(OH)_2$. Число $1/2$ називається **фактором еквівалентності** ($f_{екв}$).

Фактор еквівалентності обернено пропорційний еквівалентному числу $f_{екв} = 1/z$. Еквівалентне число елемента в сполуках дорівнює його валентності. Для речовин z визначається в кожній конкретній реакції окремо.

В обмінних реакціях z дорівнює сумарній кількості йонів, які обмінює з даною речовиною інший реагент, в окисно-відновних – кількості електронів, які приймає окисник або віддає відновник.

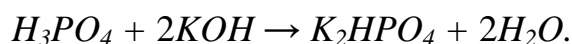
Як частинка еквівалент характеризується кількістю речовини $\nu_{екв}$ і молярною масою еквівалента $M_{екв}$.

Молярна маса еквівалентна елемента – це маса одного моль еквівалентів, яка дорівнює відношенню молярної маси елемента до його валентності в сполуці (або добутку фактора еквівалентності на молярну масу елемента):

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

Еквівалентом нітратної (азотної) кислоти є реальна частинка – молекула HNO_3 , що містить один йон H^+ ; еквівалентом ортофосфатної (фосфорної) кислоти – умовна частинка, що відповідає $1/3$ молекулі H_3PO_4 , до складу якої входять три йони H^+ .

Але еквіваленти одного елемента можуть бути різними – залежно від валентності елемента. Так само складна сполука може мати різні еквіваленти, що зумовлюється характером її хімічної взаємодії. Наприклад, в реакції нейтралізації ортофосфатної кислоти калій гідроксидом:



тільки два атоми H кислоти заміщуються атомами K (тобто кислота виявляє основність 2). Тоді згідно з визначенням, еквівалентом H_3PO_4 буде умовна частинка, яка складає $1/2 H_3PO_4$, оскільки на один атом H припадає саме половина молекули H_3PO_4 .

Отже, еквівалент – це фактично одна частка молекули, яка відповідає одному атому H чи йону H^+ (рис. 5).

Число, що показує, яка частина молекули чи іншої частинки речовини відповідає еквіваленту, називається **фактором еквівалентності** $f_{екв}$.

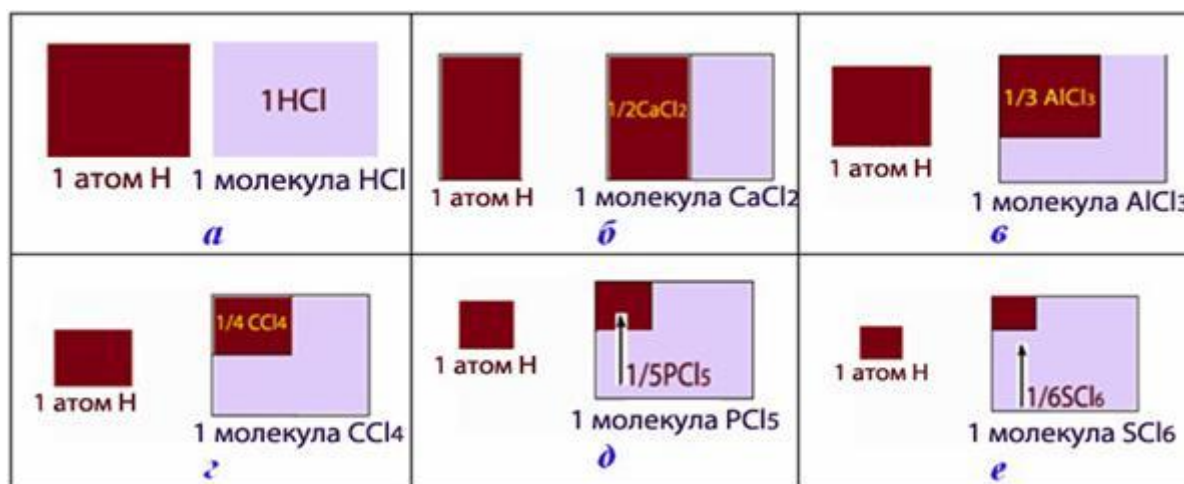


Рис. 5 – Еквівалент і фактор еквівалентності:

- а) $f_{екв}(HCl) = 1$; б) $f_{екв}(CaCl_2) = 1/2$; в) $f_{екв}(AlCl_3) = 1/3$;
 г) $f_{екв}(CCl_4) = 1/4$; д) $f_{екв}(PCl_5) = 1/5$; е) $f_{екв}(SCl_6) = 1/6$.
 (Еквіваленти сполук забарвлені темним відтінком)

Оскільки еквіваленти елемента і еквіваленти складної сполуки можуть бути різними, то як наслідок, і фактор еквівалентності теж буде мати різні значення. Наприклад, молярні маси еквівалентів йонів VO^{3+} і SO_4^{2-} дорівнюють:

$$f_{\text{екв}} M(\text{VO}^{3+}) = \frac{1}{|+3|} \cdot 68 = 22,7 \text{ г/моль},$$

(заряд йона за модулем, тому завжди позитивний).

$$f_{\text{екв}} M(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{1}{|-2|} \cdot 96 = 48 \text{ г/моль};$$

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, поділену на валентність хімічного елемента в даній сполуці. Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{N}_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}; \quad f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

Фактор еквівалентності кислоти дорівнює оберненій величині її основності (кількості йонів H^+ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

$$f_{\text{екв}} \text{кислоти} = \frac{1}{n(\text{H}^+)};$$

$$f_{\text{екв}}(\text{HNO}_3) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CrO}_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності основ дорівнює оберненій величині їхній кислотності (кількості йонів OH^- у молекулі основи, які в реакціях заміщуються на кислотні залишки):

$$f_{\text{екв}} \text{основи} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}.$$

$$\text{Наприклад: } f_{\text{екв}}(\text{KOH}) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}.$$

Для оксидів: дорівнює оберненій величині добутку числа атомів Оксигену на валентність Оксигену:

$$f_{\text{екв}} \text{оксиду} = \frac{1}{n(\text{O}) \cdot \text{B}(\text{O})}.$$

$$\text{Наприклад: } f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{CaO}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на валентність металу:

$$f_{\text{екв}} \text{солі} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot \text{B}(\text{Me})}.$$

$$\text{Тобто: } f_{\text{екв}}(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}; \quad f_{\text{екв}}(\text{ZnSO}_4) = \frac{1}{1 \cdot 2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$$

Якщо хоч одна речовина перебуває у газуватому стані, то зручніше використовувати поняття *молярний об'єм еквівалента* (чи просто – **еквівалентний об'єм**), який розраховують за формулою:

$$V_{\text{екв.газу}} = \frac{V_M}{n \cdot B}, \quad \text{або} \quad V_{\text{екв.газу}} = f_{\text{екв}} V_M,$$

де V_M – молярний об'єм газу ($V_M = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ (н.у.),

n – кількість атомів елемента,

B – валентність,

$f_{\text{екв}}$ – фактор еквівалентності цього газу.

Наприклад:

$$V_{\text{екв}}(H_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 1} = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль}, \quad V_{\text{екв}}(H_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль},$$

$$V_{\text{екв}}(O_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}, \quad V_{\text{екв}}(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

$$V_{\text{екв}}(NH_3) = \frac{22,4}{1 \cdot 3} = 7,5 \text{ дм}^3/\text{моль}, \quad V_{\text{екв}}(NH_3) = \frac{1}{3} \cdot 22,4 = 7,5 \text{ дм}^3/\text{моль},$$

$$V_{\text{екв}}(CO_2) = \frac{22,4}{1 \cdot 4} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}; \quad V_{\text{екв}}(CO_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Кількість речовини еквівалентів ($\nu_{\text{екв}}$) – це число еквівалентів, що визначається відношенням маси речовини до молярної маси еквівалента або відношенням об'єму газу до його еквівалентного об'єму:

$$KPE (\nu_{\text{екв}}) = \frac{m}{M_{\text{екв}}} \quad \text{або} \quad KPE (\nu_{\text{екв}}) = \frac{V(A)}{V_{\text{екв}}(A)}.$$

Молярна маса еквівалента $M_{\text{екв}}$ має розмірність [г/моль], молярний об'єм еквівалента $V_{\text{екв.газу}}$ – [дм³/моль], [л/моль], а кількість еквівалентів – [моль], (інколи [моль-екв]).

Моль еквівалентів сполуки – це така її кількість, яка взаємодіє без залишку з 1 моль еквівалентів атомів Гідрогену або в загальному випадку – з 1 моль еквівалентів будь якої речовини.

Поняття кількості еквівалентів і еквівалентних мас поширюється і на складні речовини. Для визначення еквівалентної маси складної сполуки використовуються найпростіші правила.

Молярна маса еквівалентна оксиду дорівнює відношенню його молярної маси M до добутку валентності елемента B на число атомів елемента $n(O)$:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{B \cdot n(O)} \quad \text{або} \quad M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв}}(O) \cdot M(O) \cdot n(O)$$

Молярна маса еквівалентна кислоти дорівнює відношенню її молярної маси M до основності – кількості атомів H , здатних заміщуватися атомами металу:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{n(H)} \quad \text{або} \quad M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}}(\text{кисл.}) \cdot M(\text{кисл.})$$

Молярна маса еквівалентна основи дорівнює відношенню її молярної маси M до кислотності – кількості гідроксильних груп OH , що заміщуються на кислотний залишок:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{n(OH)} \quad \text{або} \quad M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}}(\text{осн.}) \cdot M(\text{осн.})$$

Молярна маса еквівалентна солі дорівнює відношенню її молярної маси M до добутку валентності B металу на кількість його атомів $n(Me)$:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{B \cdot n(Me)} \quad \text{або} \quad M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}}(\text{солі.}) \cdot M(\text{солі.})$$

Молярна маса еквівалентна йона дорівнює відношенню його молярної маси M до абсолютної (за модулем) величини заряду z :

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{z} \quad \text{або} \quad M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}}(\text{йона}) \cdot M(\text{йона})$$

Молярна маса еквівалентна бінарної сполуки будь-якого елемента з Гідрогеном дорівнює відношенню молярної маси цієї сполуки до валентності елемента.

Молярна маса еквівалентна складної речовини дорівнює сумі молярних мас еквівалентів її складових частин.

Наприклад, молярні маси еквівалентів представників різних класів неорганічних сполук:

$$M_{\text{екв. оксиду}} = M_{\text{екв. елемента}} + M_{\text{екв. Оксигену}},$$

$$M_{\text{екв.}}(Na_2O) = M_{\text{екв.}}(Na) + M_{\text{екв.}}(O) = 23 + \frac{16}{2} = 31 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{екв. основи}} = M_{\text{екв.}}(Me) + M_{\text{екв.}}(OH^-),$$

$$M_{\text{екв.}}(Ba(OH)_2) = M_{\text{екв.}}(Ba^{2+}) + M_{\text{екв.}}(OH^-) = \frac{137}{2} + 17 = 85,5 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{екв. кислоти}} = M_{\text{екв.}}(H^+) + M_{\text{екв. кислотного залишку}},$$

$$M_{\text{екв.}}(H_2SO_4) = M_{\text{екв.}}(H^+) + M_{\text{екв.}}(SO_4^{2-}) = 1 + \frac{96}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{екв. солі}} = M_{\text{екв.}}(Me) + M_{\text{екв. кислотного залишку}},$$

$$M_{\text{екв.}}(K_2CO_3) = M_{\text{екв.}}(K^+) + M_{\text{екв.}}(CO_3^{2-}) = 39 + \frac{60}{2} = 69 \text{ г/моль.}$$

Закон еквівалентів був експериментально встановлений Ріхтером (1797 р.) і остаточно сформульований Дальтоном (1803р.):

Хімічні сполуки реагують між собою в еквівалентних співвідношеннях.

З цього випливає, що для двох будь-яких речовин однієї хімічної реакції (вихідних реагентів чи продуктів реакції) закон еквівалентів можна виразити так (якщо речовина A реагує з речовиною B):

$$\nu_{екв}(A) = \nu_{екв}(B),$$

ще один математичний вираз закону еквівалентів:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)} \quad \text{та для газів} \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}.$$

Однак при практичних розрахунках зручніше користуватися таким формулюванням **закону еквівалентів**:

маси речовин(об'єми газів), що взаємодіють між собою, пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам газів):

$$\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)} \quad \text{або} \quad \frac{V(A)}{V_{екв}(A)} = \frac{V(B)}{V_{екв}(B)},$$

де $m(A)$, $m(B)$, $V(A)$, $V(B)$ – маси (об'єми) реагуючих речовин,

$M_{екв}(A)$, $M_{екв}(B)$, $V_{екв}(A)$, $V_{екв}(B)$ – їхні молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Молярна маса еквівалента є важливою фізико-хімічною характеристикою. Концентрацію розчинів виражають числом еквівалентів речовини, розчиненої в 1 дм³ розчину та називають еквівалентною концентрацією ($C_{екв}$) або нормальною (C_n).

Для розчинів, концентрація яких визначається:

$$C_{екв}(C_n) = \frac{V_{екв}}{V} \quad \text{або} \quad C_{екв} = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

можна записати $C_{n1}V_1 = \frac{m_1}{M_{екв1}}; \quad C_{n2}V_2 = \frac{m_2}{M_{екв2}},$

або $C_{n1}V_1 = C_{n2}V_2$

Останній вираз є законом еквівалентів для розчинів: **добуток еквівалентної (нормальної) концентрації на об'єм розчину однієї сполуки дорівнює такому ж добутку другої сполуки.**

3.1.6 Приклади розв'язання завдань

Визначення хімічних формул за валентністю

Приклад 1. Знайти емпіричну формулу оксидів Феруму та Купруму, знаючи, що Оксиген (O) та (Cu) – двовалентні, (Fe) – тривалентний.

Розв'язок. Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$B(Fe) \cdot i(Fe) = B(O) \cdot i(O); \quad B(Cu) \cdot i(Cu) = B(O) \cdot i(O)$$

Для Fe $3 \cdot i(Fe) = 2 \cdot i(O), \quad \frac{i(Fe)}{i(O)} = \frac{2}{3}$

Для Cu $2 \cdot i(Cu) = 2 \cdot i(O) \quad \frac{i(Cu)}{i(O)} = \frac{2}{2} = 1$

Відповідь: Емпіричні формули: оксиду Fe – Fe_2O_3 , оксиду Cu – CuO .

Приклад 2. Знайти валентність Хлору в його оксиді Cl_2O_7 та Карбону в його гідриді – CH_4 (метані).

Розв'язок. Записуємо правило взаємного насичення валентностей.

Для Cl_2O_7 :

$$B(Cl) \cdot i(Cl) = B(O) \cdot i(O)$$
$$B(Cl) = \frac{B(O) \cdot i(O)}{i(Cl)} = \frac{2 \cdot 7}{2} = 7.$$

Для CH_4 :

$$B(C) \cdot i(C) = B(H) \cdot i(H)$$
$$B(C) = \frac{B(H) \cdot i(H)}{i(C)} = \frac{1 \cdot 4}{1} = 4.$$

Відповідь: Валентність Хлору в оксиді Cl_2O_7 дорівнює 7. Валентність Карбону в гідриді CH_4 дорівнює 4.

Приклад 3. Розрахувати відносну молекулярну масу і молярну масу $Al_2(SO_4)_3$.

Розв'язок. Відносна молекулярна маса M_r обчислюється як сума відносних атомних мас елементів A_r з урахуванням кількості атомів кожного елемента:

$$M_r(Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot A_r(Al) + 3 \cdot A_r(S) + 12 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342 \text{ а.о.м.}$$

Однак чисельне значення молярної маси речовини M , виміряне в г/моль, співпадає із значенням M_r , тому $M(Al_2(SO_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$.

Відповідь: Відносна молекулярна маса $Al_2(SO_4)_3$ дорівнює 342 а.о.м.; молярна маса $Al_2(SO_4)_3$ дорівнює 342 г/моль.

Приклад 4. Визначити, до якого типу належить реакція, що протікає згідно з рівнянням: $2NaHCO_3 \xrightarrow{t^{\circ}C} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$.

Розв'язок. Внаслідок реакції з однієї складної речовини утворюється три менш складні сполуки, тому дана реакція є реакцією розкладу. Оскільки ступені окиснення у атомів не змінюються, то це реакція невалентних перетворень. Реакція проходить при нагріванні, тобто супроводжується поглинанням теплоти, тому реакція є ендотермічною. Внаслідок реакції одночасно виділяється газ і утворюється малодисоційована сполука – вода, отже, реакція є необоротною. Відсутність каталізатора свідчить, що вона належить до некаталітичних реакцій

Кількість речовини. Молярна маса. Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини

Приклад 5. Визначити число моль атомів у 5,25 г цинку.

Розв'язок.

1. Визначаємо молярну масу Цинку за періодичною таблицею:

$$M(Zn) = 65,39 \text{ г/моль} = 65 \text{ г/моль.}$$

2. Кількість речовини розраховуємо на основі базисної формули визначення молярної маси ($M = \frac{m}{\nu}$):

$$\nu(Zn) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)} = \frac{5,25\text{г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,080 \text{ моль.}$$

Відповідь: 5,25 г цинку містять 0,08 моль атомарного Цинку.

Приклад 6. Знайти кількість речовини молекул у 10 г оксиду $Cu(I)$.

Розв'язок.

1. Молярна маса оксиду Купруму (I) складається

$$M(Cu_2O) = 2A_r(Cu) + A_r(O); \quad M(Cu_2O) = 2 \cdot 64 + 1 \cdot 16 = 144 \text{ г/моль.}$$

2. Знаходимо кількість речовини

$$\nu(Cu_2O) = \frac{m(Cu_2O)}{M(Cu_2O)} = \frac{10}{144} = 0,07 \text{ моль.}$$

Відповідь: 10 г Cu_2O містять 0,07 моль молекул Cu_2O .

Приклад 7. Розрахувати масу калій хлориду KCl за кількістю речовини 0,55 моль.

Розв'язок.

1. Молярна маса дорівнює

$$M(KCl) = 1A_r(K) + 1A_r(Cl); \quad M(KCl) = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 35,5 = 74,5 \text{ г/моль.}$$

2. Визначаємо масу KCl :

$$m(KCl) = \nu \cdot M(KCl); \quad m(KCl) = 0,55 \cdot 74,5 = 40,975 \text{ г.}$$

Відповідь: 40,975 г KCl містять 0,55 моль речовини.

Приклад 8. Розрахувати кількість речовини сульфатної (сірчаної) кислоти і число молекул в 49 г H_2SO_4 .

Розв'язок.

1. Відносна молекулярна маса сульфатної кислоти дорівнює:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98,$$

а молярна маса має таке ж чисельне значення, хоча характеризує вже не масу однієї молекули, а масу одного моль речовини (тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул): $M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль.}$

2. Тоді кількість речовини (а) і число молекул N (б) складатимуть:

$$(a) \quad \nu(H_2SO_4) = \frac{m}{M} = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

$$(б) \quad N = \nu \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: 49 г H_2SO_4 містять 0,5 моль речовини та $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул.

Приклад 9. За н.у. об'єм газу складає 112 см^3 (мл). Чому дорівнюють кількість речовини і число молекул?

Розв'язок.

1. Об'єм газу $V = 112 \text{ см}^3 = 0,112 \text{ дм}^3$. Тоді кількість речовини ν :

$$\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{0,112}{22,4} = 0,05 \text{ моль.}$$

2. Число молекул N газу в заданому об'ємі дорівнює:

$$N = \nu \cdot N_A = 0,05 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{22} \text{ молекул.}$$

Відповідь: 112 см^3 (мл) газу містять 0,05 моль речовини та $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул.

Приклад 10. Маса зразка азоту становить 14 г. Обчислити:
а) кількість речовини азоту; б) об'єм, який займає азот за нормальних умов (н.у.); в) число молекул і атомів, що містяться у зразку азоту вказаної маси.

Розв'язок. Для розв'язування задач цього типу зручно користуватися готовими формулами.

1. На основі базисної формули визначення молярної маси ($M = \frac{m}{\nu}$)

знайдемо кількість речовини азоту: $\nu = \frac{m}{M}$

$$\nu(N_2) = \frac{m(N_2)}{M(N_2)} = \frac{14 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

2. Об'єм V пов'язаний з молярним об'ємом V_M і кількістю речовини залежністю $V_M = \frac{V}{\nu}$; звідси $V = V_M \cdot \nu$; а об'єм зразку азоту за н.у.:

$$V(N_2) = (N_2) \cdot V_M = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ дм}^3 \text{ (л).}$$

3. Число молекул азоту можна визначити, перетворивши формулу, що зв'язує кількість речовини, число молекул N і сталу Авогадро ($\nu = \frac{N}{N_A}$), звідки обчислимо кількість молекул азоту, що містяться у зразку масою 14 г:

$$N(\text{молекул } N_2) = \nu(N_2) \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

4. Знайдемо загальну кількість атомів Нітрогену, врахувавши, що одна молекула складається з двох атомів. Отже, в $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул азоту міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Нітрогену.

Відповідь: 14 г газу азоту містять 0,5 моль речовини, за (н.у.) займають $11,2 \text{ дм}^3$ (л), має $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул та $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Нітрогену.

Приклад 11. Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному водню масою 10,5 г.

Розв'язок. Молярна маса H_2 дорівнює 2 г/моль.

1. Визначаємо кількість речовини H_2 :

$$\nu(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)}; \quad \nu(H_2) = \frac{10,5}{2} = 5,25 \text{ моль.}$$

2. Визначаємо число структурних одиниць (молекул) водню:

$$N(H_2) = \nu(H_2) \cdot N_A; \quad N(H_2) = 5,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 31,605 \cdot 10^{23}.$$

Відповідь: в молекулярному водню масою 10,5 г міститься $31,605 \cdot 10^{23}$ молекул.

Формули прості, істинні

Зауважимо, що співвідношення значень індексів у формулі речовини дорівнює співвідношенню кількості атомів елементів у сполуці та відповідно співвідношенню кількостей речовини елементів. Отже, для речовини, формула якої P_2O_5 , можна записати: $\nu(P) : \nu(O) = 2 : 5$. Якщо формула бінарної сполуки A_xB_y , то можна записати: $x : y = \nu(A) : \nu(B)$.

Оскільки $n(A) = \frac{m(A)}{M(A)}$ і $n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}$ замість мас елементів $m(A)$ і

$m(B)$ можна підставити їхні масові частки $\omega(A)$ і $\omega(B)$, тому що вони пропорційні масам, а замість молярних мас $M(A)$ і $M(B)$ – відповідні значення відносних атомних мас елементів $A_r(A)$ і $A_r(B)$. Тоді одержимо:

$$x : y = \frac{\omega(A)}{A_r(A)} : \frac{\omega(B)}{A_r(B)}$$

Завдання розглянемо по формі запису задачі.

Задача 12. Масова частка Калію в його сполуці з Фосфором становить 79,05 %. Виведіть формулу сполуки.

Дано:	Розв'язок:
$\omega(K) = 79,05 \%$	1. Обчислимо масову частку Фосфору:
$K_xP_y - ?$	$\omega(P) = 100 - 79,05 = 20,95 \%$
	2. Припустимо, що ми маємо 100 г сполуки K_xP_y , тоді
	$m(K) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(K) = 100 \cdot 0,7905 = 79,05 \text{ г}$
	$m(P) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(P) = 100 \cdot 0,2095 = 20,95 \text{ г}$

3. Розрахуємо кількість речовини Калію і Фосфору.

$M(K) = 39 \text{ г/моль}$, $M(P) = 31 \text{ г/моль}$.

$$\nu(K) = \frac{m(K)}{M(K)} = \frac{79,05}{39} = 2,0269 \text{ моль}$$

$$\nu(P) = \frac{m(P)}{M(P)} = \frac{20,95}{31} = 0,6758 \text{ моль}$$

4. Обчислимо співвідношення кількостей речовини елементів:

$$\frac{\nu(K)}{\nu(P)} = \frac{2,0269}{0,6758}$$

Однак оскільки індекси мають бути цілими, кожне із чисел добутого співвідношення ділимо на найменше з них:

$$\frac{2,0269}{0,6758} = \frac{0,6758}{0,6758} = 3:1$$

Відповідь: формула сполуки – **K₃P**.

Задача 13. У невідомому оксиді Феруму масова частка Оксигену становить 27,59 %. Виведіть формулу оксиду.

<p>Дано:</p> $\omega(O) = 27,59 \%$ $A_r(Fe) = 56$ $A_r(O) = 16$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $Fe_xO_y - ?$	<p>Розв'язок:</p> <p>1. Обчислимо масову частку Феруму в оксиді:</p> $\omega(Fe) = 100 - 27,59 = 72,41 \%$ <p>2. З формули $x : y = \frac{\omega(A)}{A_r(A)} : \frac{\omega(B)}{A_r(B)}$ виведемо:</p> $x : y = \frac{0,7241}{56} : \frac{0,2759}{16} = 0,0129 : 0,01724 = 1 : 1,336 = 3 : 4$
--	--

(0,0129 < 0,01724, тому обидва числа ділимо на 0,0129; отримані числа не цілі, треба помножити на однакове число (3) та отримати всі цілі числа.

Відповідь: формула оксиду – **Fe₃O₄**.

Задача 14. Масові частки Карбону, Гідрогену й Оксигену в органічній сполуці відповідно становлять 40, 6,67 і 53,33 %. Установіть істинну формулу речовини, якщо її молярна маса – 180 г/моль.

<p>Дано:</p> $\omega(H) = 6,67 \%$ $\omega(C) = 40 \%$ $\omega(O) = 53,33 \%$ $M(C_xH_yO_z) = 180 \text{ г/моль}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $C_xH_yO_z - ?$	<p>Розв'язок:</p> <p>1. Обчислимо найпростішу формулу речовини.</p> $A_r(H) = 1, \quad A_r(C) = 12, \quad A_r(O) = 16:$ $x : y : z = \frac{\omega(C)}{A_r(C)} : \frac{\omega(H)}{A_r(H)} : \frac{\omega(O)}{A_r(O)}$ $x : y : z = \frac{0,4}{12} : \frac{0,0667}{1} : \frac{0,5333}{16} = 0,03333 : 0,0667 : 0,03333 = 1 : 2 : 1$
--	---

Отже, найпростіша формула речовини – **CH₂O**. Але ця формула не є істинною, тому що $M(CH_2O) = 30 \text{ г/моль}$, а не 180 г/моль.

$$M(CH_2O) = nA_r(C) + nA_r(H) + nA_r(O) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30 \text{ г/моль}$$

2. Установимо істинну формулу, зваживши на те, що вона кратна найпростішій, тобто (CH₂O)_a:

$$M(C_xH_yO_z) : M(CH_2O)_a = 180 : 30a;$$

$$\mathbf{a = 6}$$

Відповідь: формула речовини – **C₆H₁₂O₆** (істинна).

Задача 15. Масові частки Карбону, Гідрогену й Оксигену в молекулі карбонової кислоти відповідно становлять 40,68, 5,08 і 54,24 %. Молярна маса кислоти у 2,565 разу більша за молярну масу першого члена гомологічного ряду насичених одноосновних карбонових кислот. Виведіть формулу кислоти.

Дано:

$$\omega(C) = 40,68 \%$$

$$\omega(H) = 5,08 \%$$

$$\omega(O) = 54,24 \%$$

$$\frac{M(C_xH_yO_z)}{M(HCOOH)} = 2,565$$

$$C_xH_yO_z - ?$$

Розв'язок:

1. Перший член гомологічного ряду кислот – метанова кислота $HCOOH$:

$$M(HCOOH) = 46 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса невідомої кислоти:

$$M(C_xH_yO_z) = M(HCOOH) \cdot 2,565 = 46 \cdot 2,565 = 118 \text{ г/моль}$$

2. Припустимо, що ми маємо 100 г сполуки $C_xH_yO_z$, тоді:

$$m(C) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(C) = 100 \cdot 0,4068 = 40,68 \text{ г}$$

$$m(H) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(H) = 100 \cdot 0,0508 = 5,08 \text{ г}$$

$$m(O) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(O) = 100 \cdot 0,5424 = 54,24 \text{ г}$$

3. За формулою $n(X) = \frac{\omega(X)}{A_r(X)}$ розрахуємо кількості речовин елементів.

$$A_r(C) = 12, \quad A_r(H) = 1, \quad A_r(O) = 16:$$

$$v(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{40,68}{12} = 3,39 \text{ моль.}$$

$$v(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{5,08}{1} = 5,08 \text{ моль.}$$

$$v(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{54,24}{16} = 3,39 \text{ моль.}$$

4. Обчислимо співвідношення значень кількостей речовин кожного елемента:

$$v(C) : v(H) : v(O) = 3,39 : 5,08 : 3,39$$

Для одержання цілого числа кожне із чисел добутого співвідношення ділимо на найменше з них (3,39):

$$v(C) : v(H) : v(O) = \frac{3,39}{3,39} : \frac{5,08}{3,39} : \frac{3,39}{3,39} = 1 : 1,5 : 1$$

Однак індекс $n(H) = 1,5$ не є цілим числом, тому, щоб отримати цілочисельні значення, кожне число у співвідношенні множимо на 2:

$$v(C) : v(H) : v(O) = (1 : 1,5 : 1) \cdot 2 = 2 : 3 : 2$$

Отже, найпростіша формула речовини – $C_2H_3O_2$.

5. Установимо істинну формулу. Вона має бути кратною найпростішій, тобто $(C_2H_3O_2)_a$. $M(C_2H_3O_2) = 59$ г/моль:

$$M(C_xH_yO_z) : M(C_2H_3O_2)_a = 118 : 59a;$$

$$a = 2$$

Відповідь: істинна формула речовини – $C_4H_6O_4$, це янтарна кислота.

Задача 16. Установіть істинну формулу сполуки, до складу якої входять атоми Карбону, Гідрогену й Оксигену, якщо співвідношення їхніх мас становить відповідно 8 : 1 : 16. Молярна маса сполуки – 150 г/моль.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(C) : m(H) : m(O) = 8 : 1 : 16$	1. Згідно з умовою задачі на кожні 8 г Карбону в сполуці припадає 1 г Гідрогену і 16 г Оксигену.
$M(C_xH_yO_z) = 150$ г/моль	$M(H) = 1$ г/моль,
$C_xH_yO_z - ?$	$M(C) = 12$ г/моль,
	$M(O) = 16$ г/моль.

Знаходимо найпростішу формулу речовини:

$$x : y : z = m(C) : m(H) : m(O) = \frac{m(C)}{A_r(C)} : \frac{m(H)}{A_r(H)} : \frac{m(O)}{A_r(O)}$$

$$x : y : z = \frac{8}{12} : \frac{1}{1} : \frac{16}{16} = \frac{2}{3} : 1 : 1$$

2. Для одержання цілочисельного співвідношення помножимо всі значення на 3:

$$x : y : z = 2 : 3 : 3$$

Отже, найпростіша формула речовини – $C_2H_3O_3$.

3. Установимо істинну формулу. Вона має бути кратною найпростішій, тобто: $(C_2H_3O_3)_a$. $M(C_2H_3O_3) = 75$ г/моль.

$$M(C_xH_yO_z) : M(C_2H_3O_3)_a = 150 : 75a;$$

$$a = 2$$

Відповідь: істинна формула сполуки – $C_4H_6O_6$, це винна кислота.

Задача 17. Знайдіть істинну формулу вуглеводню, якщо співвідношення мас Карбону і Гідрогену в ньому становить 6 : 1, а відносна густина сполуки за повітрям – 1,931.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(C) : m(H) = 6 : 1$	1. Згідно з умовою на 6 г Карбону в сполуці припадає 1 г Гідрогену.
$D_{нов}(C_xH_y) = 1,931$	Виводимо найпростішу формулу речовини:
$C_xH_y - ?$	

$$v(C): v(H) = \frac{6}{12} : \frac{1}{1} \cdot 0,5 : 1 = 1 : 2$$

Отже, найпростіша формула речовини – CH_2 .

2. Скористаємось даними про відносну густина речовини за повітрям і обчислимо молярну масу сполуки.

$M(\text{нов.}) = 29$ г/моль:

$$D_{\text{нов.}}(C_xH_y) = \frac{M(C_xH_y)}{M(\text{нов.})},$$

$$M(C_xH_y) = D_{\text{нов.}}(C_xH_y) \cdot M(\text{нов.}) = 1,931 \cdot 29 = 56 \text{ г/моль.}$$

3. Знаходимо істинну формулу речовини $(CH_2)_a$. $M(CH_2) = 14$ г/моль, $M(C_xH_y) = 56$ (г/моль):

$$M(C_xH_y) : M(CH_2)_a = 56 : 14a;$$

$$a = 4$$

Відповідь: істинна формула вуглеводню – C_4H_8 .

Задача 18. Масова частка Оксигену в насиченому одноатомному спирті становить 26,67 %. Визначте загальну кількість атомів у молекулі спирту.

<p><i>Дано:</i> $\omega(O) = 26,67 \%$ Загальна кількість атомів –?</p>	<p><i>Розв'язок:</i> 1. Запишемо формулу для визначення масової частки елемента в речовині:</p>
--	--

$$\omega(O) = \frac{A_r(O) \cdot N(O)}{M_r(ROH)}$$

З формули обчислимо відносну молекулярну масу спирту:

$$M_r(ROH) = \frac{A_r(O) \cdot N(O)}{\omega(O)} = \frac{16 \cdot 1}{0,2667} = 60 \text{ г/моль.}$$

2. Відносна молекулярна маса алкільного замісника:

$$M_r(R) = M_r(ROH) - M_r(OH) = 60 - 17 = 43 \text{ г/моль}$$

3. Оскільки формула алкільного замісника C_nH_{2n+1} , то

$$12n + 2n + 1 = 43$$

$$14n = 42;$$

$$n = 42 : 14 = 3$$

Отже, формула спирту – C_3H_7OH . Загальна кількість атомів – 12.

Відповідь: загальна кількість атомів – 12.

Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у.: $P = 101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T = 273 \text{ К}$) використовуємо наступні формули:

$$V_m = \frac{V}{\nu}$$

де $V_m = 22,4 \text{ дм}^3$ – молярний об'єм газу за н.у.;
 V – об'єм газу.

На основі закону Авогадро ([2] С.25; [3] С.19; [4] С.28) визначають молярні маси газоподібних речовин. Звідки:

$$\nu_1 = \nu_2, \quad \nu = \frac{m}{M}$$

де m – маса газу; M – молярна маса газу;

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

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

де D – відносна густина першого газу за другим.

Дуже часто густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль :

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)}; \quad \text{тоді} \quad M = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$$

Також густину газу визначають відносно повітря ($D_{\text{нов}}$). ($M_{\text{нов}} = 29 \text{ г/моль}$). У цьому випадку молярна маса визначається:

$$M = 29 \cdot D_{\text{нов}}$$

Закон Бойля-Маріотта ([2] С.30):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \quad \text{або} \quad p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3 = \dots, \quad \text{тобто} \quad pV = \text{const.}$$

Закон Гей-Люссака:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{або} \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (V = \text{const})$$

Об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Якщо здійснюється перехід до нормальних умов, то $\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{Vp}{T}$.

Для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина $\frac{V_0 p_0}{T_0}$ стала і однакова, тому її називають *універсальною газовою сталою* R , яка дорівнює 8,314 Дж/моль·К.

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ якщо вимір } V \text{ у м}^3 \text{ та } pV = 1000 \frac{m}{M}RT, \text{ коли } V \text{ у дм}^3.$$

Це рівняння одержало назву *рівняння Менделєєва-Клапейрона* і визнано *рівнянням стану ідеального газу*.

Приклад 19. Знайти число молекул H_2 , що міститься в 5,6 дм³ водню.
Розв'язок.

Оскільки $\frac{V}{V_m} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A}$, то

$$n_{\text{молекул}} = \frac{V \cdot N_A}{V_m} = \frac{5,6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: в 5,6 дм³ водню міститься $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 .

Приклад 20. Визначити кількість речовини CO_2 , що міститься в 11,5 дм³ цього газу – оксиду карбону (IV), діоксиду карбону або вуглекислого газу.

Розв'язок.

Кількість речовини визначаємо:

$$\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{11,5}{22,4} = 0,513 \text{ моль.}$$

Відповідь: в 11,5 дм³ CO_2 знаходиться 0,513 моль речовини.

Приклад 21. Знайти об'єм, що займає 10 г кисню O_2 .

Розв'язок.

1. Кількість речовини дорівнює: $\nu = \frac{m}{M}$ або $\nu = \frac{V}{V_m}$

тоді $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$,

де $M(O_2) = 32$ г/моль.

2. Об'єм знаходимо:

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{10 \cdot 22,4}{32} = 7 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: 10 г кисню займає об'єм 7 дм³.

Приклад 22. Знайти масу 1 дм³ метану CH₄ (н.у.).

Розв'язок.

Маса 1 дм³ газу – це густина газу, тому використовуємо формули:

$$M = \rho \cdot V_m$$
$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,714 \text{ г/дм}^3.$$

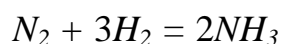
де $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}$.

Відповідь: маса 1 дм³ CH₄ дорівнює 0,714 г.

Приклад 23. Який об'єм займатиме амоніак, якщо відомо, що об'єм водню, з якого утворився NH₃, становить 450 м³? Об'єми газів виміряні за однакових умов.

Розв'язок.

1. Складаємо рівняння хімічної реакції:



2. За рівнянням реакції визначаємо об'ємні співвідношення газів у реакції:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{NH}_3) = 3 : 2 = 1,5 : 1.$$

Отже, об'єм утвореного амоніаку в 1,5 рази менший за об'єм водню.

3. Розраховуємо об'єм утвореного амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{H}_2)}{1,5} = \frac{450}{1,5} = 300 \text{ м}^3.$$

Відповідь: об'єм утвореного амоніаку 300 м³.

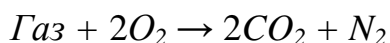
Приклад 24. Для спалювання 5 дм³ невідомого газу витрачено 10 дм³ кисню. Внаслідок цього утворилося 10 дм³ вуглекислого газу і 5 дм³ азоту. Встановити формулу газу, вважаючи, що всі об'єми виміряні за однакових умов.

Розв'язок.

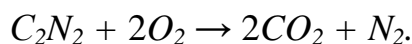
Співвідношення об'ємів газів дає стехіометричні коефіцієнти:

$$V(\text{газу}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : V(\text{N}_2) = 5 : 10 : 10 : 5 = 1 : 2 : 2 : 1.$$

Запишемо умовне рівняння:



Аналізуючи співвідношення коефіцієнтів та склад усіх газів, можна дійти висновку, що невідомий газ містить по два атоми Карбону і Нітрогену, звідки:



Відповідь: формула газоподібної сполуки – C_2N_2 .

Приклад 25. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 11.

Розв'язок.

1. Відносна густина
$$D_{(He)} = \frac{M_1}{M_2};$$

де $D_{(He)}$ – відносна густина першого газу за другим (за завданням за гелієм).

$$M_1 = D_{(He)} \cdot M_{2(He)} = 11 \cdot 4 = 44 \text{ г/моль.}$$

де $M_{2(He)} = 4 \text{ г/моль.}$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 44 г/моль.

Приклад 26. Який об'єм займає оксид сульфуру(IV), або діоксид сульфуру (SO_2) масою 100 г при температурі 25°C і тиску 125 кПа.

Розв'язок.

1. Визначаємо кількість речовини сірководню

$$v(SO_2) = \frac{m(SO_2)}{M(SO_2)}; \quad v(SO_2) = \frac{100}{64} = 1,56 \text{ моль.}$$

де $M(SO_2) = 64 \text{ г/моль}$

2. Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(SO_2) = v(SO_2) \cdot V_m; \quad V(SO_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ дм}^3.$$

3. Визначаємо об'єм діоксиду сульфуру за даними умовами, користуючись формулою об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака (а):

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V_1 p_1}{T_1},$$

де p_0 – 101,3 кПа; $T_0 = 273 \text{ К}$; V_0 – тиск, температура, об'єм за н.у.;

p_1 – 125 кПа; $T_1 = (273+25) = 298 \text{ К}$, V_1 – тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(SO_2) = \frac{101,3 \cdot 298 \cdot 34,9}{125 \cdot 273} = 30,32 \text{ дм}^3.$$

б) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{звідси} \quad V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot p}$$

$$V = \frac{100 \cdot 8,14 \cdot (273 + 25)}{64 \cdot 125} = 30,32 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює 30,32 дм³.

Приклад 27. Маса 500 см^3 газу, взятого за температури $27 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску 101300 Па , дорівнює $0,568 \text{ г}$. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язок.

1. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо молярну масу газу:

$$M = \frac{1000mRT}{pV}$$

$P = 101300 \text{ Па}$, $V = 0,50 \text{ л}$, $T = (273+27) = 300 \text{ К}$, $m = 0,568 \text{ г}$.

$$M = \frac{1000 \cdot 0,568 \cdot 8,314 \cdot 300}{101300 \cdot 0,5} = 28 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 28 г/моль .

Приклад 28. Визначити молярну масу газу, якщо його густина за повітрям становить 2 .

Розв'язок.

1. Відносна густина газу (позначається $D_{нов}$ або $d_{нов}$) показує, у скільки разів газ легше чи важче за повітря, і визначається одним із співвідношень:

$$d_{нов} = \frac{M_{газу}}{M_{пов}} = \frac{\rho_{газу}}{\rho_{пов}}.$$

2. Беручи до уваги молярну масу повітря ($M_{нов} = 29 \text{ г/моль}$), обчислимо молярну масу невідомого газу:

$$M_{газу} = d_{нов} \cdot M_{нов} = 2 \cdot 29 \text{ г/моль} = 58 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 58 г/моль .

Приклад 29. Об'єм газу H_2S , виміряний при температурі $17 \text{ }^\circ\text{C}$ та тиску $98,64 \text{ кПа}$, становить $1,8 \text{ дм}^3$. Розрахувати густину H_2S за н.у. і за вказаних умов.

Розв'язок.

1. Задачі такого типу зручніше розв'язувати за рівнянням Менделєєва-Клапейрона, обов'язково беручи до уваги необхідність застосування відповідних одиниць вимірювання. Оскільки ми обираємо величину універсальної газової сталої $8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$, то слід попередньо перевести й усі вихідні дані у міжнародні одиниці вимірювання СІ.

Маємо:

температура:

$$T = 17 + 273 = 290 \text{ К};$$

тиск:

$$P = 98,64 \text{ кПа} = 98640 \text{ Па};$$

об'єм:

$$V = 1,8 \text{ дм}^3(\text{л}) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

При цьому шукана маса газу H_2S буде виражатися у кг.

2. Перетворимо рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad \text{звідси} \quad m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$m(H_2S) = \frac{34 \cdot 10^{-3} \cdot 98640 \cdot 1.8 \cdot 10^{-3}}{8.314 \cdot 290} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг} = 2,5 \text{ г.}$$

3. Розраховуємо густину за н.у. $\rho(H_2S)_{\text{н.у.}}$ і за вказаних умов $\rho(H_2S)$:

$$\rho(H_2S)_{\text{н.у.}} = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m} = \frac{34 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 1,52 \text{ г/дм}^3.$$

$$\rho(H_2S) = \frac{m}{V} = \frac{2,5 \text{ г}}{1,8 \text{ дм}^3} = 1,52 \text{ г/дм}^3.$$

б) Розрахунок густини H_2S можна також провести, використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M}RT \rightarrow P = \frac{m}{V}RT \rightarrow P = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{M} \rightarrow$$

$$\rho(H_2S) = \frac{P \cdot M}{RT} = \frac{98640 \text{ Па} \cdot 34 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}}{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 290 \text{ К}} = 1,39 \text{ кг/м}^3.$$

Відповідь: густина H_2S за н.у. дорівнює $1,52 \text{ г/дм}^3$ і за вказаних умов дорівнює $1,39 \text{ г/дм}^3$.

Закон еквівалентів

Приклад 30. Визначити молярну масу еквівалента Мангану в оксиді Mn_2O_7 .

Розв'язок.

1. Визначаємо валентність Мангану: $V(Mn) = 7$.

2. За формулою $V = \frac{M}{M_{\text{екв}}}$ знаходимо $M_{\text{екв}}(Mn) = \frac{M(Mn)}{V(Mn)}$

$$M_{\text{екв}} = \frac{55}{7} = 7,85 \text{ г/моль}, \quad \text{де } M(Mn) = 55 \text{ г/моль}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента Мангана в оксиді Mn_2O_7 дорівнює $7,85 \text{ г/моль}$.

Приклад 31. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_3 .

Розв'язок.

1. Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{\text{екв}}$) кислоти:

$$f_{\text{екв}}(H_3PO_3) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{\text{екв}}(H_3PO_3) = \frac{1}{3},$$

2. За формулою $M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M$ можна розрахувати $M_{\text{екв}}(H_3PO_3)$.

$$M_{\text{екв}}(H_3PO_3) = f_{\text{екв}}(H_3PO_3) \cdot M(H_3PO_3) = \frac{1}{3} \cdot 82 = 27,33 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента $H_3PO_3 = 27,33 \text{ г/моль.}$

Приклад 32. Визначити фактор еквівалентності та молярну масу еквіваленту в сполуках: NH_3 , NO_2 , N_2O_5 , N_2O .

Розв'язок.

1. З урахуванням валентності нітрогену в кожній сполуці обчислимо фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів за формулами:

$$f_{\text{екв}}(N)(NH_3) = \frac{1}{3}; \quad M_{\text{екв}}(N) = f_{\text{екв}}(N) \cdot M(N) = \frac{1}{3} \cdot 14 = 4,66 \text{ г/моль,}$$

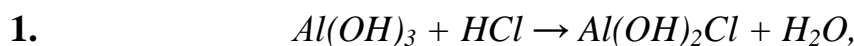
$$f_{\text{екв}}(N)(NO_2) = \frac{1}{4}; \quad M_{\text{екв}}(N) = f_{\text{екв}}(N) \cdot M(N) = \frac{1}{4} \cdot 14 = 3,5 \text{ г/моль,}$$

$$f_{\text{екв}}(N)(N_2O_5) = \frac{1}{10}; \quad M_{\text{екв}}(N) = f_{\text{екв}}(N) \cdot M(N) = \frac{1}{10} \cdot 14 = 1,4 \text{ г/моль,}$$

$$f_{\text{екв}}(N)(N_2O) = 1; \quad M_{\text{екв}}(N) = f_{\text{екв}}(N) \cdot M(N) = 1 \cdot 14 = 14 \text{ г/моль.}$$

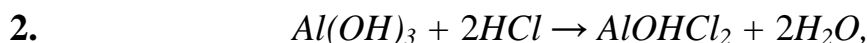
Приклад 33. Визначити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів алюміній гідроксиду за реакціями з хлоридною кислотою у стехіометричних співвідношеннях.

Розв'язок. Алюміній гідроксид містить три гідроксильні групи, тому в реакцію нейтралізації з кислотою може вступати в різних стехіометричних співвідношеннях залежно від кількостей $Al(OH)_3$ і кислоти, що позначається на величинах фактору еквівалентності та еквівалентної маси



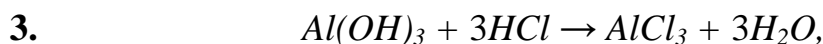
$$f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = 1;$$

$$M_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) \cdot M(Al(OH)_3) = 1 \cdot 78 = 78 \text{ г/моль.}$$



$$f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) \cdot M(Al(OH)_3) = \frac{1}{2} \cdot 78 = 39 \text{ г/моль.}$$



$$f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = \frac{1}{3};$$

$$M_{\text{екв}}(Al(OH)_3) = f_{\text{екв}}(Al(OH)_3) \cdot M(Al(OH)_3) = \frac{1}{3} \cdot 78 = 27 \text{ г/моль.}$$

Приклад 34. Обчислити молярну масу еквівалента Феруму, знаючи що його хлорид містить 65,5% Хлору. Яку валентність виявляє Ферум та

яка формула хлориду заліза, що утворюється при цьому? Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль \approx 35,5 г/моль

Розв'язок.

1. Оскільки в умовах наведені масові частки, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати за маси.

Знаходимо

$$m_{Me} = m_{cn} - m_{Cl}; \quad m_{Me} = 100 - 65,5 = 34,5 \text{ г.}$$

2. Розраховуємо $M_{екв}(Me)$ згідно з законом еквівалентів:

$$\frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(Cl)}$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{34,5 \cdot 35,5}{65,5} = 18,7 \text{ г/моль};$$

3. Обчислюємо валентність: $B(Fe) = \frac{M(Fe)}{M_{екв}(Fe)}; \quad B(Fe) = \frac{56}{18,7} = 3.$

4. Формула хлориду, що утворюється: $FeCl_3$.

Відповідь: молярна маса еквівалента Ферума = 18,7 г/моль.

Приклад 35. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо 0,082 г металу при взаємодії з кислотою утворюють 75,6 см³ водню. Визначте який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

Розв'язок.

1. Згідно з законом еквівалентів можна записати:

$$\frac{m(Me)}{V(H_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{V_{екв}(H_2)}, \quad \frac{m(Me)}{M_{екв}(Me)} = \frac{V(H_2)}{V_{екв}(H_2)}$$

де $V_{екв}(H_2) = f_{екв} \cdot V_m = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3$.

2. Молярна маса еквівалента дорівнює:

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V(H_2)} = \frac{0,082 \cdot 11,2}{0,0756} = 12,15 \text{ г/моль.}$$

3. Метал двовалентний, тому $M(Me)$ дорівнює:

$$M(Me) = B \cdot M_{екв}(Me) = 2 \cdot 12,15 = 24,30 \text{ г/моль.}$$

Це метал – **Магній**.

4. Формула оксиду двовалентного металу: MeO , тому молярна маса еквівалента його оксиду дорівнює:

$$M_{екв}(MeO) = M_{екв}(Me) + M_{екв}(O) = 12,15 + 8 = 20,15 \text{ г/моль.}$$

де $M_{екв}(O) = f_{екв}(O) \cdot M(O) = 1/2 \cdot 16 = 8$ г/моль.

Відповідь: молярна маса еквівалента двовалентного металу дорівнює 12,15 г/моль; молярна маса еквівалента оксиду магнію становить 20,15 г/моль.

Приклад 36. 3,31 г Плюмбуму (II), взаємодіючи з нітратною кислотою утворюють 5,29 г плюмбум (II) нітрату. Знайти молярну масу еквівалента плюмбуму.

Розв'язок.

1. Згідно закону еквівалентів: $\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}$;

$$\frac{m(Pb)}{M_{екв}(Pb)} = \frac{m(Pb(NO_3)_2)}{M_{екв}(Pb(NO_3)_2)}$$

де $M_{екв}(Pb(NO_3)_2) = M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-)$;

2. Записуємо закон еквівалентів, враховуючи маси та попередні записи:

$$\frac{3,31}{M_{екв}(Pb)} = \frac{5,29}{M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-)}$$

де $M_{екв}(NO_3^-) = f_{екв} \cdot M(NO_3^-) = 1 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 62$ г/моль.

$$\frac{3,31}{M_{екв}(Pb)} = \frac{5,29}{M_{екв}(Pb) + 62}$$

3. За рішенням цього рівняння отримаємо:

$$3,31 \cdot [M_{екв}(Pb) + 62] = 5,29 M_{екв}(Pb)$$
$$M_{екв}(Pb) = 103,6 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента Плюмбуму дорівнює 103,6 г/моль.

Приклад 37. Визначити молярну масу еквівалента кислоти якщо її маса 3,15 г повністю нейтралізована натрій гідроксидом масою 2,0 г.

Розв'язок.

1. Згідно закону еквівалентів: $\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}$;

$$M_{екв}(кислоти) = \frac{m(\kappa - \mu) \cdot M_{екв}(NaOH)}{m(NaOH)}$$

$$M_{екв}(кислоти) = \frac{3,15 \text{ г} \cdot 40 \text{ г/моль}}{2,0 \text{ г}} = 63 \text{ г/моль,}$$

де $M_{екв}(NaOH) = f_{екв} \cdot M(NaOH) = 1 \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г/моль.}$

Відповідь: молярна маса еквівалента кислоти = 63 г/моль.

Приклад 38. Внаслідок взаємодії карбонату двовалентного металу масою 3,00г з надлишком сульфатної (сірчаної) кислоти утворилось 4,08г сульфату цього металу. Визначити метал. Який об'єм газу виділився?

Розв'язок.

1. Запишемо умовне рівняння реакції:



За законом еквівалентів маємо:

$$\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}$$

2. З іншого боку еквівалентна маса складної сполуки дорівнює сумі еквівалентних мас складових частин, тобто:

$$\begin{aligned} M_{екв. карбонату} &= M_{екв}(Me^{2+}) + M_{екв}(CO_3^{2-}) \\ M_{екв. сульфату} &= M_{екв}(Me^{2+}) + M_{екв}(SO_4^{2-}), \end{aligned}$$

тому одержуємо:

$$\frac{m_{карбонату}}{m_{сульфату}} = \frac{M_{екв. карбонату}}{M_{екв. сульфату}} = \frac{M_{екв.}(Me) + M_{екв.}(CO_3^{2-})}{M_{екв.}(Me) + M_{екв.}(SO_4^{2-})}.$$

3. Еквівалентні маси карбонат- і сульфат-аніонів складають:

$$\begin{aligned} M_{екв}(CO_3^{2-}) &= \frac{M}{|z|} = \frac{60}{2} = 30 \text{ г/моль}, \\ M_{екв}(SO_4^{2-}) &= \frac{M}{|z|} = \frac{96}{2} = 48 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

4. Підставляємо відповідні значення у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{4,08} = \frac{M_{екв.}(Me) + 30}{M_{екв.}(Me) + 48}.$$

5. Розв'язуючи це рівняння відносно $M_{екв}(Me)$, одержуємо:

$$M_{екв.}(Me) = 20 \text{ г/моль}.$$

6. Оскільки метал двовалентний, то його молярна маса дорівнює:

$$M(Me) = M_{екв}(Me) \cdot B = 20 \cdot 2 = 40 \text{ г/моль}.$$

Тоді відносна атомна маса $A_r(Me) = 40$ а.о.м.

7. Знаходимо метал за значенням A_r в періодичній системі елементів. Цей метал – **кальцій**.

8. Для розрахунків об'єму CO_2 використовуємо закон еквівалентів у вигляді:

$$\frac{m_{\text{карбонату}}}{M_{\text{екв. карбонату}}} = \frac{V(CO_2)}{V_{\text{екв.}}(CO_2)}$$

9. Молярну масу еквівалента $CaCO_3$ та еквівалентний об'єм CO_2 розраховуємо за формулами:

$$M_{\text{екв.}}(CaCO_3) = \frac{M}{2} = \frac{100}{2} = 50 \text{ г/моль,}$$

$$V_{\text{екв.}}(CO_2) = \frac{V_m}{1 \cdot 4} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль.}$$

10. Підставляємо дані у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{50} = \frac{V(CO_2)}{5,6}, \text{ звідси } V(CO_2) = 3,36 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: Метал – Кальцій, об'єм газу що утворився дорівнює $3,36 \text{ дм}^3$

3.2 Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Матеріал є в [1] С.27-32; [3] С.44-71; [4] С.88–90; [11] С.97–164).

3.2.1 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.

Вчені за часів Д.І. Менделєєва, намагаючись класифікувати відомі хімічні елементи, поділили їх на родини. Було відомо 6 груп подібних за властивостями елементів: лужні метали, лужноземельні метали, галогени, група Оксигену, група Нітрогену і група Карбону. Але згрупувати всі відомі на той час 63 хімічні елементи не вдавалося. Знання про них були уривчасті. У той час учені думали, що природні групи елементів, особливо протилежні за властивостями, ніяк між собою не зв'язані. І хоча вони звертали увагу на зв'язок властивостей речовин з відносною атомною масою елемента, що утворює цю речовину, їм не вдалося об'єднати всі елементи в єдину систему. Спираючись на праці своїх попередників, це завдання розв'язав великий російський учений Д.І. Менделєєв.

Дмитро Іванович Менделєєв (1834-1907 рр.) російський хімік, різнобічний учений, педагог, прогресивний громадський діяч. Працював викладачем гімназії в Одесі. Професор Петербурзького університету (з 1865 р.). Очолював Головну палату мір та вагів (з 1893 р.). Відіграв значну роль у розвитку хімії та інших галузей природознавства. Відкрив (1869) періодичний закон хімічних елементів – один із головних законів природи.

На відміну від своїх попередників Д.І. Менделєєв був глибоко переконаний, що між усіма хімічними елементами, як подібними за властивостями, так і відмінними, повинен існувати природний загальний зв'язок, який об'єднував би всі елементи в єдину систему.

За основу систематизації хімічних елементів Д.І. Менделєєв (так само, як і раніше Лотар Мейер) обрав відносну атомну масу, вважаючи її головною характеристикою елемента, оскільки вона не змінюється під час утворення елементом простих і складних речовин. Водночас Д.І. Менделєєв не розглядав масу як єдину характеристику елемента. Він надавав великого значення ще й його хімічним властивостям.

Згрупувавши більшість відомих тоді хімічних елементів у кілька горизонтальних рядів так, щоб вертикальні стовпчики включали елементи, подібні за хімічними властивостями, Д.І. Менделєєв у 1869 р. розробив періодичну систему у формі таблиці – прообраз сучасної періодичної системи хімічних елементів. А далі добудовував і доповнював цю первісну таблицю, доки не включив до неї всі відомі на той час 63 елементи. Один із останніх варіантів періодичної системи, створеної Д.І. Менделєєвим, за

формою мало чим відрізняється від відомої нам сучасної періодичної системи.

Таблиця 3 – Зміна властивостей хімічних елементів

Символ елемента	<i>Li</i>	<i>Be</i>	<i>B</i>	<i>C</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>F</i>	<i>Ne</i>
Відносна атом. маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	<i>Li₂O</i>	<i>BeO</i>	<i>B₂O₃</i>	<i>CO₂</i>	<i>N₂O₅</i>	-	-	-
Гідрат оксиду	<i>LiOH</i>	<i>Be(OH)₂</i>	<i>H₃BO₃</i>	<i>H₂CO₃</i>	<i>HNO₃</i>	-	-	-
Летка сполука з <i>H</i>	-	-	-	<i>CH₄</i>	<i>NH₃</i>	<i>H₂O</i>	<i>HF</i>	-
Символ елемента	<i>Na</i>	<i>Mg</i>	<i>Al</i>	<i>Si</i>	<i>P</i>	<i>S</i>	<i>Cl</i>	<i>Ar</i>
Відносна атом. маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	<i>Na₂O</i>	<i>MgO</i>	<i>Al₂O₃</i>	<i>SiO₂</i>	<i>P₂O₅</i>	<i>SO₃</i>	<i>Cl₂O₇</i>	-
Гідрат оксиду	<i>NaOH</i>	<i>Mg(OH)₂</i>	<i>Al(OH)₃</i>	<i>H₂SiO₃</i>	<i>H₃PO₄</i>	<i>H₂SO₄</i>	<i>HClO₄</i>	-
Летка сполука з <i>H</i>	-	-	-	<i>SiH₄</i>	<i>PH₃</i>	<i>H₂S</i>	<i>HCl</i>	-
Заг. ф-ла вищ. оксиду	<i>R₂O</i>	<i>RO</i>	<i>R₂O₃</i>	<i>RO₂</i>	<i>R₂O₅</i>	<i>RO₃</i>	<i>R₂O₇</i>	-
Заг. ф-ла леткої сполуки з <i>H</i>	-	-	-	<i>RH₄</i>	<i>RH₃</i>	<i>RH₂</i>	<i>RH</i>	-

Вивчаючи зміну властивостей елементів, розміщених у ряд у порядку зростання їх відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв виявив повторення однакових ознак у хімічних елементів і назвав цю закономірність періодичністю. Виявлену закономірність він сформулював у вигляді періодичного закону, суть якого опублікував у 1869 р.:

Властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

3.2.2 ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Назви деяких елементів запозичені з міфології народного епосу. Так, Титан *Ti* названий на честь казкової цариці ельфів Титанії зі старонімецького епосу. Ванадій *V* – на честь скандинавської богині краси Ванадіс. Прометій *Pt* – міфічного героя Прометея, який нібито вкрав з неба вогонь і передав його людям, тощо.

Назви одних елементів пов'язані з назвами планет Сонячної системи (Селен *Se*, що з грецької означає Місяць), інших – з назвами континентів і держав (Європій *Eu*, Рутеній *Ru* – на честь стародавньої назви Росії – Рутенія), ще інших – з іменами вчених (Нобелій *No* – на честь Альфреда Нобеля, вченого-хіміка, винахідника динаміту, який заповів свої капітали для премій за наукові відкриття).

Заслуга Д.І. Менделєєва полягає в тому, що виявлену залежність він зрозумів як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Завдяки відкриттю періодичного закону було виявлено, що всі елементи взаємозв'язані, підпорядковані єдиному закону і становлять єдину систему, яка справедливо була названа на честь ученого «періодичною системою хімічних елементів Д.І. Менделєєва».

Одним із способів зображення періодичної системи елементів є графічне (табличне) вираження періодичного закону хімічних елементів, так званий короткий варіант побудови періодичної системи.

Для побудови системи Д.І. Менделєєву довелося припустити інші значення відносних атомних мас майже у 20 елементів. Так, більшість учених вважали відносну атомну масу Берилію такою, що дорівнює 13,5. Однак за сукупністю властивостей Д.І. Менделєєв розмістив Берилій між Літієм і Бором, зробивши висновки, що відносна атомна маса Берилію має дорівнювати 9. Пізніше експериментальні дослідження довели справедливості припущення Д.І. Менделєєва. Це було перше практичне застосування періодичної системи.

Звідки пішов вираз «танталові муки», який вживається, коли людина не може домогтися своєї мети, хоча вона й близько? Тантал – син міфічного бога Зевса – за провину був приречений на вічний голод і спрагу, стоячи по горло у воді під деревом зі стиглими плодами. Учені-хіміки, які добували елемент Тантал *Ta* з руд, також зазнавали «танталових мук». У 1802 р. шведський учений Екеберг відкрив оксид елемента, а вважав його за метал. Металічний тантал добули лише через 100 років.

Будуючи періодичну систему, Д.І. Менделєєв залишив багато клітинок вільними. Серед 63 відомих тоді елементів ще не було таких, які за величиною відносних атомних мас і сукупністю властивостей могли б зайняти ці місця. Тим самим він довів, що повинні існувати елементи, котрі були ще невідомі. Він дійшов висновку, що їх властивості мають

бути проміжними між властивостями сусідніх елементів, що розміщуються ліворуч і праворуч у тому самому ряду, й сусідніх елементів, що стоять вище і нижче. Це такі елементи, як Галій *Ga*, Германій *Ge* і Скандій *Sc*. Д.І. Менделєєв назвав їх, відповідно, екаалюміній, екасиліцій та екабор.

Ека – слово, запозичене Д.І. Менделєєвим зі стародавньої писемної мови Індії – санскриту. «Ека» означає «один». Пропонуючи заздалегідну назву елемента № 31 екаалюміній, Д.І. Менделєєв виходив із того, що він «іде за алюмінієм», перший його аналог.

Хімічний елемент Гелій *He* вперше був відкритий на Сонці (1868) і лише через 27 років англійському вченому У. Рамзаю вдалося виявити газувату речовину гелій в умовах Землі.

Тріумфом періодичного закону було відкриття в 1875 р. французьким ученим Лекок де Буабодраном нового елемента, названого Галієм (на честь старо-давньої назви Франції). Властивості Галію, визначені експериментально, повністю збігалися із властивостями екаалюмінію, передбаченими Д.І. Менделєєвим.

Впродовж наступних 15 років передбачення Д.І. Менделєєва блискуче підтвердились: були відкриті прості речовини, утворені передбаченими елементами. Наприкінці XIX ст. були відкриті інертні гази (*He, Ne, Ar, Kr, Xe*). Їх молекули одноатомні. На відміну від усіх інших неметалів, вони не утворюють сполук із Гідрогеном і металами. Несподіване відкриття інертних газів стало важким випробуванням для періодичної системи, оскільки для них не було вільних клітинок. Д.І. Менделєєв утворив для них окрему групу (нульову), розмістивши інертні гази між галогенами і лужними металами. У результаті періоду набули свого логічного завершення. Все це зумовило загальне визнання періодичного закону і періодичної системи елементів.

Яка ж структура короткої форми періодичної системи? Основними структурними одиницями є періоди і групи.

Період – це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх відносних атомних мас, що починається лужним металом і закінчується інертним газом.

• Визначте за періодичною системою, які періоди є винятком з цього правила (чому?).

Усього періодів сім. Із них перші три – малі періоди, бо кожний складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди (кожний складається з двох рядів). Усього рядів десять. Кожний період містить певне число хімічних елементів:

- 1-й період (малий) – 2 елементи;
- 2-й період (малий) – 8 елементів;
- 3-й період (малий) – 8 елементів;
- 4-й період (великий) – 18 елементів;
- 5-й період (великий) – 18 елементів;

6-й період (великий) – 32 елементи;

7-й період (великий) – досі ще не завершений, містить поки що 24 елементи.

The diagram shows a vertical column of elements labeled 'VII' at the top. The elements are arranged in a grid with their atomic numbers and names in both Ukrainian and English. The column is divided into two subgroups: 'головна підгрупа' (main subgroup) on the left and 'побічна підгрупа' (side subgroup) on the right. The elements in the main subgroup are Fluorine (F), Chlorine (Cl), Bromine (Br), Iodine (I), and Astatine (At). The elements in the side subgroup are Manganese (Mn), Technetium (Tc), Rhenium (Re), and Bohrium (Bh). The element Bismuthine (Bi) is also present in the main subgroup but is not explicitly labeled with its name in the diagram.

Element	Atomic Number	Ukrainian Name	English Name
F	9	Флуор	Fluorine
Cl	17	Хлор	Chlorine
Mn	25	Манган	Manganese
Br	35	Бром	Bromine
Tc	43	Технецій	Technetium
I	53	Йод	Iodine
Re	75	Реній	Rhenium
At	85	Астат	Astatine
Bi	83	Бісмут	Bismuth
Bh	107	Борій	Bohrium

Рис. 6 – Підгрупи

Група – це вертикальний стовпчик, в якому один під одним розміщені подібні за властивостями хімічні елементи.

Усього груп вісім. Кожна з них поділяється на дві підгрупи: А – головну, до складу якої входять елементи малих періодів (типові) і Б – побічну, яка складається тільки з елементів великих періодів, вони є неповними аналогами типових елементів і навіть можуть дуже відрізнятися від них за властивостями. Так, сьома група складається з головної підгрупи – Флуор, Хлор (типові елементи) та їх аналоги – Бром, Йод, Астат, і побічної, до складу якої входять елементи тільки великих періодів – Манган, Технецій, Реній. Елементи головної підгрупи – активні неметали, а елементи побічної – метали.

Періодична система хімічних елементів (коротка форма)

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1,00794 Гідроген									He 4,0026 Гелій	Порядковий номер Назва елемента систематична			
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон	N 14,007 Нітроген	O 15,999 Оксиген	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	26 Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² Ферум					
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	27 Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² Ферум					
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікол	Атомна маса Електронна конфігурація			
5	Rb 85,468 Рубій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Йодій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,906 Техонцій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій				
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,08 Платина				
7	Fr (223) Францій	Ra (226) Радій	**Ac (227) Актиній	Rf (261) Резерфордій	Db (262) Дубній	Sg (263) Сіборгія	Bh (264) Борівій	Hs (265) Гасія	Mt (266) Майтнерій	Uun (267) Уунівій				
Висі оксиди	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Легкі водневі сполуки				RH₄	RH₃	H₂R	HR							
*	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прометій	Nd 144,24 Неодім	Pm (147) Прометій	Sm 150,26 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,5 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Йттербий	Lu 174,96 Лютецій
**	Th 232,04 Торій	Pa (231) Протактиній	U 238,03 Уран	Np (237) Нептуній	Pu (244) Плутоній	Am (243) Америцій	Cm (247) Кюріум	Bk (247) Берклій	Cf (249) Каліфорній	Es (252) Ейшгейтній	Fm (257) Фермій	Md (258) Менделєєв	No (259) Нобелій	Lr (260) Лоуренцій

Рис. 7 – Періодична система хімічних елементів.

Основні закономірності періодичної системи:

1. У малих періодах із зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей.

2. У великих періодах спостерігається деяка періодичність у зміні властивостей всередині самих періодів. У парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів – метали. У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів: металічні властивості послаблюються, а неметалічні – посилюються.

3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані тріади: Ферум – Кобальт – Нікол, що утворюють родину Феруму, і дві інші: Рутеній – Родій – Паладій та Осмій – Іридій – Платина, що утворюють родину платинових металів (платиноїдів). Виділяють ще родину лантаноїдів (14 елементів шостого періоду) і родину актиноїдів (14 елементів сьомого періоду). Елементи кожної з цих родин за властивостями дуже подібні між собою.

26 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ²	Fe	27 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ¹	Co	28 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ²	Ni
	Ферум		Кобальт		Нікол

Рис. 8 – Родина Феруму

44 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹ Ru Рутеній	45 102,91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ Rh Родій	46 106,42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ Pd Паладій
76 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Os Осмій	77 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ¹ Ir Іридій	78 195,08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Pt Платина

Рис. 9 – Родина платинових металів

4. У групах у міру зростання відносних атомних мас елементів їх металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).

5. У періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах зверху вниз і послаблення їх у періодах зліва направо зумовлюють появу діагональної подібності. Так, Берилій більше подібний до Алюмінію, ніж до Магнію, а Бор – до Силіцію, ніж до Алюмінію (див. періодичну систему).

6. У періодах валентність елементів зростає: у малих періодах – від 1 до 8, у великих періодах – двічі, що й дало Д.І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.

7. У групах валентність елементів, як правило, відповідає номеру групи. Деякі елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність. Так, Купрум – елемент I групи побічної підгрупи – утворює оксиди Cu_2O і CuO та гідроксиди $CuOH$ та $Cu(OH)_2$, де валентність Купруму дорівнює один (I) і два (II).

8. Елементи перших трьох груп – метали, вони легких сполук з Гідрогеном не утворюють. Це характерно для елементів головних підгруп IV–VII груп. При цьому валентність елемента дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.

3.3 Основні класи неорганічних сполук

Матеріал є в [1] С.234-147; [4] С.113–148; [11] С.33-96).

Класифікація неорганічних сполук

У природі налічується понад п'ять мільйонів неорганічних сполук. Щоб простіше було їх вивчати й досліджувати, речовини розподіляють за різними ознаками на класи.

Клас сполук – це група речовин, що об'єднані за певною спільною ознакою.

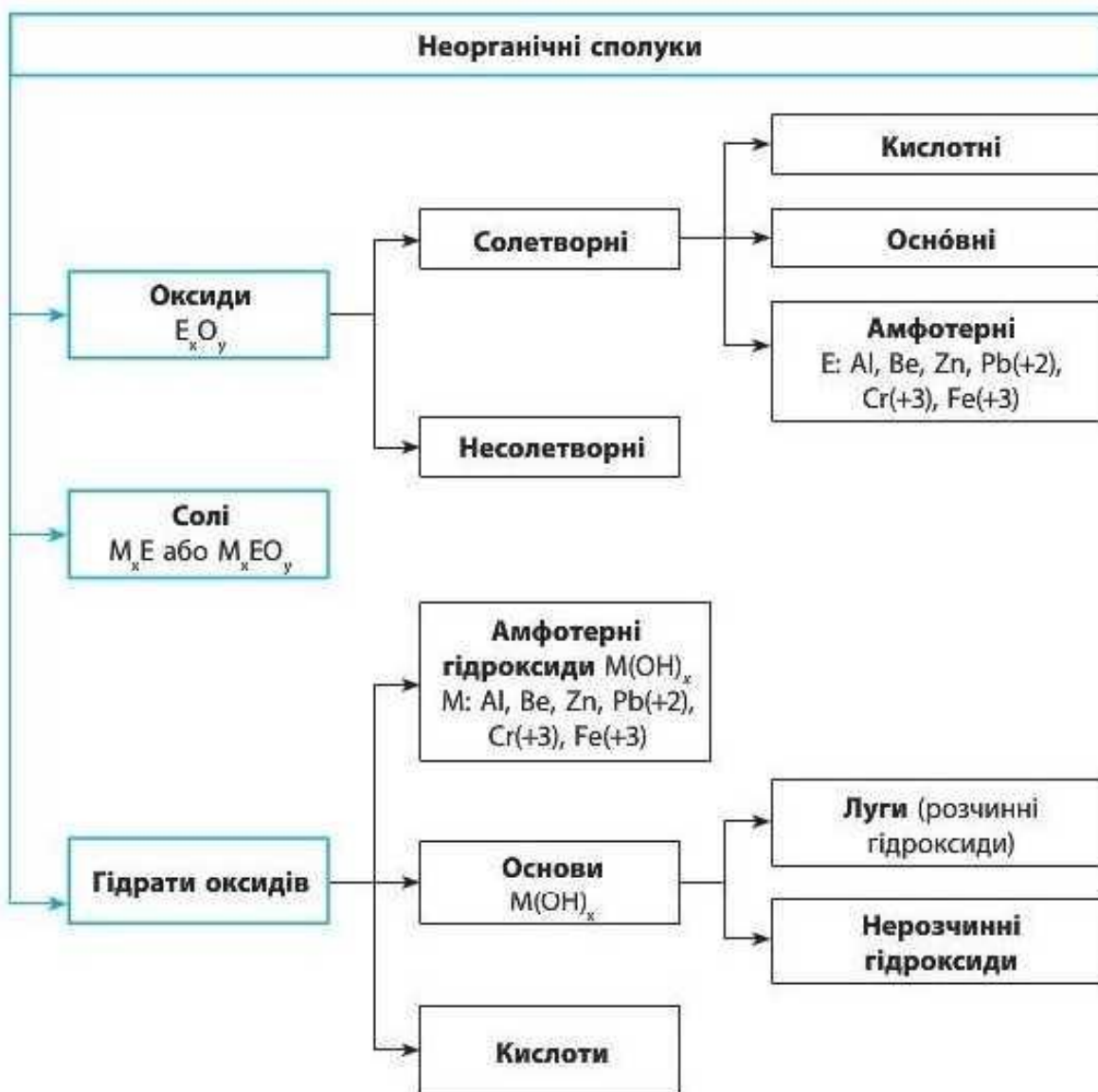


Рис. 10 – Найголовніші класи неорганічних сполук

3.3.1 Оксиди

Оксиди складаються з атомів двох хімічних елементів, один з яких – Оксиген.

Серед оксидів виділяють *солетворні* та *несолетворні* оксиди.

Солетворні оксиди – це оксиди, яким відповідають основні або кислотні сполуки. Солетворні оксиди поділяють на такі групи:

- кислотні оксиди – це оксиди, гідрати яких є кислотами. До цієї групи належать більшість оксидів неметалічних елементів та оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення, більшим ніж +3, наприклад: SO_3 , CO_2 , NO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 тощо. Кислотні оксиди також називають ангідридами кислот, тобто «безводними кислотами»;

- основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є основами. До цієї групи належать оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення, не більшим ніж +3, наприклад: CaO , Na_2O , MgO , BaO , FeO тощо.

- амфотерні оксиди – це оксиди, що виявляють властивості як кислотних, так і основних оксидів. До них належать: BeO , ZnO , Al_2O_3 , PbO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 тощо;

Несолетворні оксиди – це оксиди, яким не відповідає ані кислота, ані основа. До них належать: NO , N_2O , CO , SiO .

Формули оксидів складають за ступенем окиснення елементів або валентістю.



Рис. 11 – Класифікація оксидів

Оскільки валентність Оксигену в оксидах дорівнює II, то загальна формула оксидів E_2O_x , де x – валентність елемента.

Наприклад: $\overset{I}{Li}_2 \overset{II}{O}$, $\overset{III}{Al}_2 \overset{II}{O}_3$, $\overset{V}{P}_2 \overset{II}{O}_5$.

Якщо валентність елемента – число парне, то індекси скорочують на два.

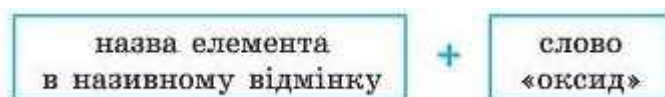
Наприклад: $\overset{IV}{S} \overset{II}{O}_2$, $\overset{VI}{S} \overset{II}{O}_3$.

Номенклатура оксидів

Назва оксиду складається з двох слів: перше – назва елемента, друге – «оксид».

Наприклад: CaO – кальцій оксид; Al_2O_3 – алюміній оксид; Li_2O – літій оксид.

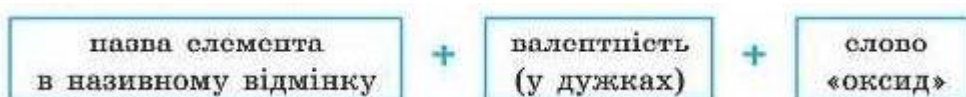
- для елементів зі сталою валентністю:



Якщо елемент, що утворює оксид має змінну валентність, то після назви елемента у дужках римськими цифрами вказують значення його валентності.

Наприклад: CO – карбон(II) оксид, CO_2 – карбон(IV) оксид; P_2O_3 – фосфор(III) оксид, P_2O_5 – фосфор(V) оксид.

- для елементів зі змінною валентністю:

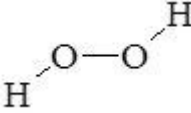
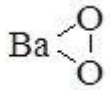


Назви оксидів неметалічних елементів іноді складають без зазначення валентності, а тільки вказуючи число атомів Оксигену в молекулі грецькими числівниками (моно, ди, три тощо). Наприклад, NO – нітроген монооксид, CO_2 – карбон діоксид, SO_3 – сульфур триоксид. Іноді співвідношення атомів не є цілими числами, у цьому випадку використовують префікс гемі, що означає «половина». Так, N_2O – нітроген геміоксид (мається на увазі, що на один атом Нітрогену припадає половина атома Оксигену), N_2O_5 – нітроген геміпентаоксид (на один атом Нітрогену припадає половина від п'яти атомів, тобто, два з половиною атомів Оксигену).

Таблиця 4 – Деякі бінарні сполуки елементів з Оксигеном

Формула	Графічна формула	Назва
H_2O		гідроген оксид, вода
CO_2		карбон(IV) оксид, карбон діоксид, вуглекислий газ
N_2O_5		нітроген(V) оксид, нітроген пентаоксид, нітратний ангідрид

Продовження табл. 4

H_2O_2		гідроген пероксид
BaO_2		барій пероксид

Поширеність оксидів у природі

CO_2 – вуглекислий газ, входить до складу повітря, кількість в атмосфері останнім часом значно збільшилася внаслідок збільшення автотранспорту, викидів промислових підприємств. Надлишкова кількість вуглекислого газу обумовлює так званий «парниковий ефект», спричиняючи потепління клімату на планеті.

SiO_2 – пісок, найпоширеніша тверда речовина на планеті, входить до складу багатьох гірських порід, є будівельним матеріалом, входить до складу скла.

H_2O – вода. Найважливіша сполука для життя.

CaO – негашене вапно – будівельний матеріал.

Al_2O_3 – корунд, алюміній оксид, входить до складу сапфірів і рубінів.

CO – чадний газ, блокує дію гемоглобіну, викликає задуху.

Виділяють декілька основних фізичних властивостей оксидів:

- 1) Всі основні й амфотерні оксиди не мають запаху;
- 2) Оксиди можуть бути різного кольору.

Наприклад: а. ZnO , MgO – білий; б. CuO – чорний

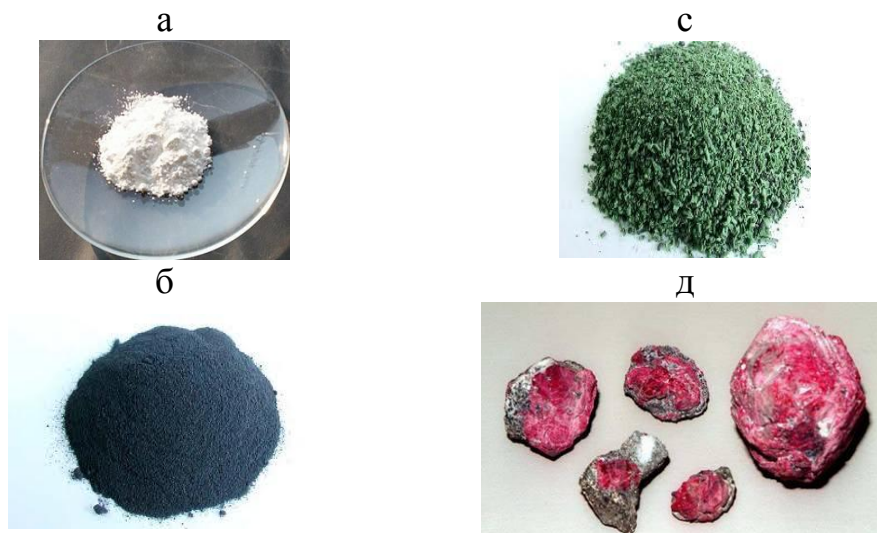


Рис. 12 – (а) Цинк оксид ZnO , MgO – білий; (б) Купрум оксид, CuO – чорний; (с) Хром (III) оксид Cr_2O_3 – зелений; (д) Алюміній оксид Al_2O_3 – червоний або синій (рубін і сапфір) і ін.

3) Окремі кислотні оксиди є твердими (P_2O_5 , SiO_2 і ін.);

4) Виділяють декілька газоподібних кислотних оксидів (CO_2 , SO_2 і ін.)

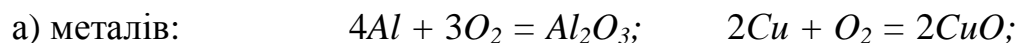
Хімічні властивості оксидів представлені у таблиці 5.

Таблиця 5 – Хімічні властивості оксидів

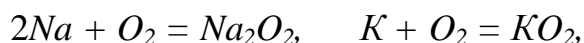
Основні оксиди	Кислотні оксиди
1. Взаємодія з водою	
Взаємодіють тільки оксиди лужних і лужноземельних елементів. Утворюються луги $Li_2O + H_2O = 2LiOH$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$	Не взаємодіє силіцій(IV) оксид (SiO_2). Утворюються кислоти $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
2. Взаємодія з кислотами	
Утворюється сіль і вода $FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$ $MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$	Не взаємодіють
3. Взаємодія з лугами	
Не взаємодіють	Утворюється сіль і вода $SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$ $P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$
4. Взаємодія основних і кислотних оксидів між собою	
Утворюється сіль $CaO + SiO_2 = CaSiO_3$ $3MgO + P_2O_5 = Mg_3(PO_4)_2$	

Основні способи одержання оксидів

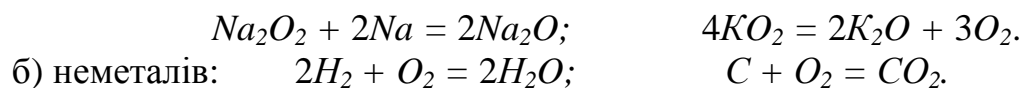
1. Взаємодія простих речовин з киснем, що супроводжується виділенням тепла і світла – *горіння*:



Таким способом неможливо одержати оксиди лужних металів, які при взаємодії з киснем утворюють пероксида або надпероксида (супероксида):



тому оксиди таких елементів одержують іншими методами:



2. Взаємодія складних речовин з киснем:

а) неорганічних: $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$; $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$;

б) органічних: $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$; $C_2H_5OH + 3O_2 = 2CO_2 + 3H_2O$.

3. Термоліз складних речовин:

а) оксидів: $2PbO_2 = 2PbO + O_2$; $2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2$;

б) гідроксидів: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$; $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$;

с) кислот: $4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2$; $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$;

д) солей: $CaCO_3 = CaO + CO_2$; $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$;

Існують специфічні способи добування деяких оксидів, їх розглянуто при вивченні відповідних розділів хімії.

Способи добування оксидів представлені у таблиці 5.

Таблиця 5 – Добування оксидів

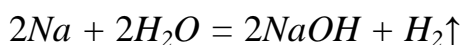
Реакції горіння	Реакції розкладання
1. Простих речовин: $C + O_2 = CO_2$ $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$	1. Нерозчинних основ: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$
2. Складних речовин: $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$	2. Деяких кислот: $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$
	3. Деяких солей: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$

Вода як найважливіший природний оксид

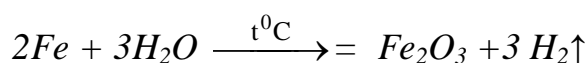
Фізичні властивості води. Чиста вода прозора, не має запаху і смаку. Найбільша її густина – при 4 °С (1 г/см³). Густина льоду менша ніж густина рідкої води, тому лід спливає на її поверхню. Вода замерзає при 0 °С й кипить при 100 °С та тиску 101 325 Па (1 атм). Вона погано проводить тепло і дуже погано – електрику. Вода є гарним розчинником.

Хімічні властивості води.

1) Взаємодія з металами. Метали, що стоять у ряді напруг до Алюмінію включно, реагують із водою за звичайних умов:

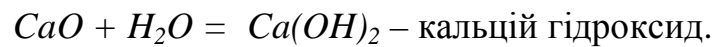


Метали, що стоять у ряді напруг від Мангану до Гідрогену, реагують із водою при нагріванні:

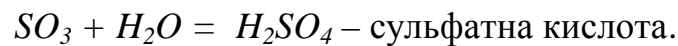


Метали, що стоять у ряді напруг після Гідрогену, з водою не реагують.

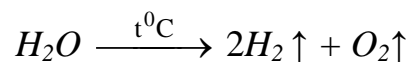
2) Вода реагує з оксидами металів, якщо метали, що утворюють оксиди, знаходяться в ряді напруг до Магнію. При цьому утворюються луги, тобто розчинні у воді основи:



3) Вода реагує з багатьма оксидами неметалів, внаслідок реакції утворюються розчинні кислоти:



4) Вода розкладається під дією високої температури або електричного струму:



3.3.2 Кислоти

Кислоти – це сполуки, молекули яких складаються з атомів Гідрогену, що можуть заміщуватись на атоми металічних елементів, та кислотних залишків.

Поширення у природі. Ми знаємо, що багато харчових продуктів кислі на смак. Такого смаку їм надають органічні кислоти (вивчатимуться пізніше). Кислий смак лимона зумовлений наявністю лимонної кислоти, яблука – яблучної кислоти, кислого молока – молочної кислоти. Щавель має кислий смак, бо в його листі міститься щавлева кислота. Оцет є розчином оцтової кислоти.

Неорганічні кислоти, також трапляються у природі у вільному стані. Наприклад, сульфідна (сірководнева) кислота H_2S є у вулканічних газах і у водах мінеральних джерел (Мацеста – Сочі на Чорноморському узбережжі Кавказу, в Україні – Немирів). Хлоридна кислота HCl входить до складу шлункового соку. Карбонатна кислота H_2CO_3 – до складу природних мінеральних вод (Боржомі, Єсентуки, Нарзан на Кавказі, в Україні – Миргородська, Лужанська, Свалява, Трускавецька). Нітратна HNO_3 і сульфідна H_2SO_3 кислоти трапляються в дощовій воді («кислотні дощі»).

Застосування кислот. Найбільше значення має сульфатна кислота H_2SO_4 . Її використовують для добування інших кислот, солей, мінеральних добрив, пластмас, штучного волокна, ліків, фарб, вибухових речовин тощо. Серед найважливіших кислот – хлоридна HCl й нітратна HNO_3 . Їх застосовують для добування солей, ліків, мінеральних добрив, багатьох органічних сполук.

У життєдіяльності організмів кислоти відіграють важливу роль. Тому споживання їх у невеликих кількостях необхідне. В організм людини кислоти потрапляють з овочами, фруктами та іншими продуктами.

Кислоти – складні речовини, що містять у своєму складі Гідроген, здатний заміщуватися на метал, і кислотний залишок.

За складом кислоти бувають оксигеновмісні та безоксигенові, а за основністю – одно-, двох-, три- і багатоосновні.

Основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену, які заміщуються металом.

Від основності кислоти залежить валентність кислотного залишку – атома або групи атомів, що під час хімічної реакції переходить без змін з молекули кислоти до іншої сполуки.

Класифікувати кислоти можна за різними ознаками, основні класифікації кислот представлені у таблиці 6.

Таблиця 6 – Основні класифікації кислот

За наявністю Оксигену	<ul style="list-style-type: none">• безоксигенові (HCl, HBr, H_2S)• оксигеновмісні (HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4)
За кількістю атомів Гідрогену у молекулі	<ul style="list-style-type: none">• одноосновні (HCl, HNO_3, HNO_2)• багатоосновні (H_2SO_4, H_3PO_4, H_2SiO_3)
За силою	<ul style="list-style-type: none">• сильні (HCl, HBr, HNO_3, H_2SO_4)• слабкі (H_2CO_3, H_2S, H_2SiO_3)
За стійкістю	<ul style="list-style-type: none">• стійкі (HCl, H_2SO_4, H_3PO_4)• не стійкі (H_2CO_3, H_2SO_3)
За летючістю	<ul style="list-style-type: none">• леткі (HCl, HBr, HNO_3)• нелеткі (H_2SO_4, H_3PO_4, H_2SiO_3)

Фізичні властивості кислот

За н. у. кислоти перебувають у твердому (силікатна H_2SiO_3 , боратна H_3BO_3 , ортофосфатна H_3PO_4) або рідкому (сульфатна H_2SO_4 , нітратна HNO_3) стані. фосфатна, силікатна. Усі кислоти важчі за воду й у більшості випадків добре в ній розчиняються, (крім H_2SiO_3). Деякі леткі кислоти (хлоридна, нітратна) мають характерний запах.

Майже всі кислоти безбарвні. Водні розчини газоподібних сполук гідрогену з деякими неметалами (HHal , H_2S , HCN) теж є кислотами.

Розчини кислот кислі на смак, роз'їдають тканини, шкіру. Усі кислоти змінюють колір індикаторів.

У формулах кислот на першому місці пишуть символ Гідрогену, а інші символи позначають склад кислотного залишку:



Згідно сучасної української хімічної номенклатури **систематичні назви кислот** складаються з двох слів, друге з яких *кислота*. Корінь першого слова походить від *назви елемента*, що утворює кислоту, з додаванням суфікса **-ат-** (*нітратна* кислота HNO_3 – сполука *Нітрогену* *N*, *карбонатна* кислота H_2CO_3 – сполука *Карбону* *C* тощо). У випадку *окисеновмісної* кислоти це слово може включати показник ступеня окиснення елемента. Якщо елемент, який утворює кислоту, перебуває у максимальному ступені окиснення, то його зазвичай не вказують ($\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сульфатна кислота), в іншому випадку ступінь окиснення вказують у дужках ($\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сульфатна (IV) кислота).

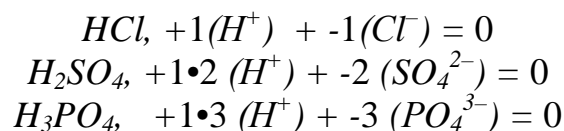
Перше слово назви *безокисенової* кислоти походить від назви елемента з додаванням суфікса **-ід-** або **-ид-** (*сульфідна* кислота H_2S , *йодидна* кислота HI).

Для деяких найважливіших кислот поряд із систематичними назвами збереглися *раціональні*. У цих назвах різні ступені окиснення елементів, що утворюють кислоти позначаються *префіксами* і/або **суфіксами**: $\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3$ – *фосфатиста*, $\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – *ортофосфатна*, $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – *сульфідна*, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – *сульфатна*, HCl^{+1}O – *гіпохлоритна*, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – *хлоритна*, $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – *хлоратна*, $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – *перхлоратна* кислоти.

Раціональні назви аніонів походять від хімічних назв відповідних кислот.

Назви та формули найважливіших кислот, які слід запам'ятати, наведені в таблиці 8.

Крім складу кислотного залишку важливо знати його заряд (це знадобиться для складання формул солей). У йонів Гідрогену заряд +1, тому за принципом електронейтральності, заряд кислотного залишку дорівнює числу йонів Гідрогену, але зі знаком «-»,



Таблиця 7 – Найважливіші кислоти

Назва	Формула	Традиційна назва	Кислотний залишок	Назва кислотного залишку
Бромідна	HBr	Бромоводнева	Br^{-1}	Бромід
Етанова	CH_3COOH	Оцтова	CH_3COO^{-1}	Ацетат
Йодидна	HI	Йодоводнева	I^{-1}	Йодид
Карбонатна	H_2CO_3	Вугільна	CO_3^{-2}	Карбонат
Нітратна	HNO_3	Азотна	NO_3^{-1}	Нітрат
Нітритна	HNO_2	Азотиста	NO_2^{-1}	Нітрит
Силікатна	H_2SiO_3	Кремнієва	SiO_3^{-2}	Силікат
Сульфатна	H_2SO_4	Сірчана	SO_4^{-2}	Сульфат
Сульфідна	H_2S	Сірководнева	S^{-2}	Сульфід
Ортофосфатна	H_3PO_4	Фосфорна, ортофосфорна	PO_4^{-3}	Ортофосфат
Метафосфатна	HPO_3	Метафосфорна	PO_3^{-1}	Метафосфат
Флуоридна	HF	Фтороводнева, плавикова	F^{-1}	Флуорид
Хлоридна	HCl	Хлороводнева, соляна	Cl^{-1}	Хлорид

Кислоти класифікують за двома ознаками: за вмістом Оксигену та за основністю.

Основність кислоти – це число йонів Гідрогену, здатних заміщуватися йонами металічних елементів.



Основність кислоти не завжди збігається із числом атомів Гідрогену в її молекулі. Такі винятки часто трапляються серед органічних кислот, таких як оцтова, лимонна, виноградна тощо. Так, оцтова кислота CH_3COOH є одноосновною, її молекули хоч і містять по чотири атоми Гідрогену, але тільки один атом здатний замінитися атомом металічного елемента. Серед неорганічних кислот також трапляються такі винятки: фосфітна кислота H_3PO_3 (або $H_2(HPO_3)$) – є двоосновною, а фосфінова кислота H_3PO_2 ($H(PH_2O_2)$ – *правильне написання*) – одноосновна.

Слід запам'ятати, що не завжди кількість атомів Гідрогену збігається з основністю кислоти, оскільки основність визначають лише атоми Гідрогену, зв'язані з центральним атомом через Оксиген (табл. 8).

Таблиця 8 – Основність деяких оксигеновмісних кислот фосфору

Назва	Формула	Графічна формула	Основність
Метафосфатна	HPO_3		1
Гіпофосфітна	H_3PO_2		1
Фосфітна	H_3PO_3		2
Ортофосфатна	H_3PO_4		3

Ще очевидніше це виявляється у молекулах вищих карбонових кислот, які містять велику кількість атомів Гідрогену, залишаючись при цьому одноосновними: $C_{17}H_{33}COOH$ – олеїнова, $C_{17}H_{35}COOH$ – стеаринова кислоти.

Графічні формули.

В оксигеновмісних кислотах атоми Гідрогену зв'язані з атомом елемента-кислотоутворювача через атоми Оксигену (табл. 9).

В оксигеновмісних кислотах, молекули яких містять 2 або більше атомів елемента-кислотоутворювача, ці атоми з'єднані через атоми Оксигену:



Таблиця 9 – Графічні формули деяких кислот та кислотних залишків

<i>Кислота</i>		<i>Аніон (-іон)</i>	
<i>Назва, формула</i>	<i>Графічна формула</i>	<i>Назва, формула*</i>	<i>Графічна формула</i>
Хлоридна – HCl , хлороводневі, (хлористоводнева)	$H-Cl$	хлорид, Cl^-	$-Cl$
Бромідна – HBr , бромоводнева	$H-Br$	бромид, Br^-	$-Br$
Йодидна – HI , йодоводнева	$H-I$	йодидид, I^-	$-I$
Хлоратна (I) – HClO , гіпохлоритна (хлорнуватиста)	$H-O-Cl$	хлорат (I), гіпохлорит, ClO^-	$-O-Cl$
Хлоратна (III) – HClO₂ , хлоритна (хлориста)	$H-O-Cl=O$	хлорат (III), хлорит, ClO_2^-	$-O-Cl=O$
Хлоратна (V) – HClO₃ , хлорна (хлорнувата)	$H-O-C \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix}$	хлорат (V), хлорат, ClO_3^-	$-O-Cl \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix}$
Хлоратна (VII) – HClO₄ , перхлоратна (перхлорна)	$H-O-C \begin{matrix} //O \\ //O \\ O \end{matrix}$	хлорат (VII), перхлорат, ClO_4^-	$-O-Cl \begin{matrix} //O \\ //O \\ O \end{matrix}$
Манганатна (VII) – HMnO₄ , перманганатна	$H-O-Mn \begin{matrix} //O \\ //O \\ O \end{matrix}$	манганат (VII), перманганат, MnO_4^-	$-O-Mn \begin{matrix} //O \\ //O \\ O \end{matrix}$
Сульфатна (IV) – H₂SO₃ , сульфїтна (сірчиста)	$H-O \diagdown S=O \\ H-O \diagup$	сульфат (IV), сульфїт, SO_3^{2-}	$-O \diagdown S=O \\ -O \diagup$
Сульфатна (VI) – H₂SO₄ , (сірчана)	$H-O \diagdown S \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix} \\ H-O \diagup$	сульфат (VI), SO_4^{2-}	$-O \diagdown S \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix} \\ -O \diagup$
Нїтратна (III) – HNO₂ , нїтритна (азотиста)	$H-O-N=O$	нїтрат (III), нїтрит, NO_2^-	$O=N-O-$
Нїтратна (V) – HNO₃ , нїтратна (азотна)	$H-O-N \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix}$	нїтрат (V), нїтрат, NO_3^-	$-O-N \begin{matrix} //O \\ //O \end{matrix}$
Фосфатна (V) – H₃PO₄ , ортофосфатну, (фосфорна)	$H-O \diagdown P=O \\ H-O \diagup \\ H-O \diagup$	фосфат (V), ортофосфат, PO_4^{3-}	$-O \diagdown P=O \\ -O \diagup \\ -O \diagup$
Карбонатан – H₂CO₃ , (вугільна)	$H-O \diagdown C=O \\ H-O \diagup$	карбонат, CO_3^{2-}	$-O \diagdown C=O \\ -O \diagup$

* при умові повного заміщення атомів Гїдрогену.

Хімічні властивості кислот узагальнені у таблиці 10.

Таблиця 10 – Хімічні властивості кислот

	Кислоти взаємодіють	Продукти реакції	Приклади
1	діють на індикатори	лакмус забарвлюється у червоний колір метиловий оранжевий – у червоний універсальний – від жовтого до червоного фенолфталеїн залишається безбарвним	
2	з металами, що стоять в ряді активності ліворуч від водню	утворюється сіль і водень	$3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{HCl} + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3	з основними і амфотерними оксидами	утворюється сіль і вода	$2\text{HNO}_3 + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{HCl} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4	з основами і амфотерними гідроксидами	утворюється сіль і вода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
5	з солями, якщо - кислота-реагент є сильною, а утворюється слабка кислота	утворюється сіль і кислота	$2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
	- утворюється осад, що не розчиняється у кислотах		$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
	- кислота, що утворюється є легкою, а кислота-реагент нелегка		$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 2\text{NaCl}_{(\text{крист.})} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$

1. Кислоти діють на індикатори.

Розчини лугів і кислот здатні змінювати забарвлення особливих речовин – індикаторів. Ці речовини було спершу виявлено в плодах і квітках рослин, лишайнику. Нині використовують індикатори, які виготовляють на хімічних заводах. Вони ефективніші за природні й краще зберігаються.

До найважливіших індикаторів належать лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжевий (скорочена назва – метилоранж), а також універсальний індикатор. Останній є сумішшю кількох речовин. Ця суміш, на відміну від окремих речовин-індикаторів, змінює забарвлення залежно не лише від наявності лугу чи кислоти, а й від їх кількості в розчині.

У хімічних лабораторіях використовують водні розчини метилоранжу і лакмусу, водно-спиртовий розчин фенолфталеїну і так звані

індикаторні папірці. Це – смужки спеціального паперу, просоченого розчином індикатора. Найчастіше користуються універсальними індикаторними папірцями (рис. 13). Існують лакмусові папірці, а також папірці, просочені розчином фенолфталеїну.



Рис. 13 – Універсальні індикаторні папірці

Кислоти у водних розчинах змінюють забарвлення не всіх індикаторів (фенолфталеїн залишається безбарвним) і не так, як луги (рис. 14).

Термін походить від латинського слова *indico* – вказую, визначаю.

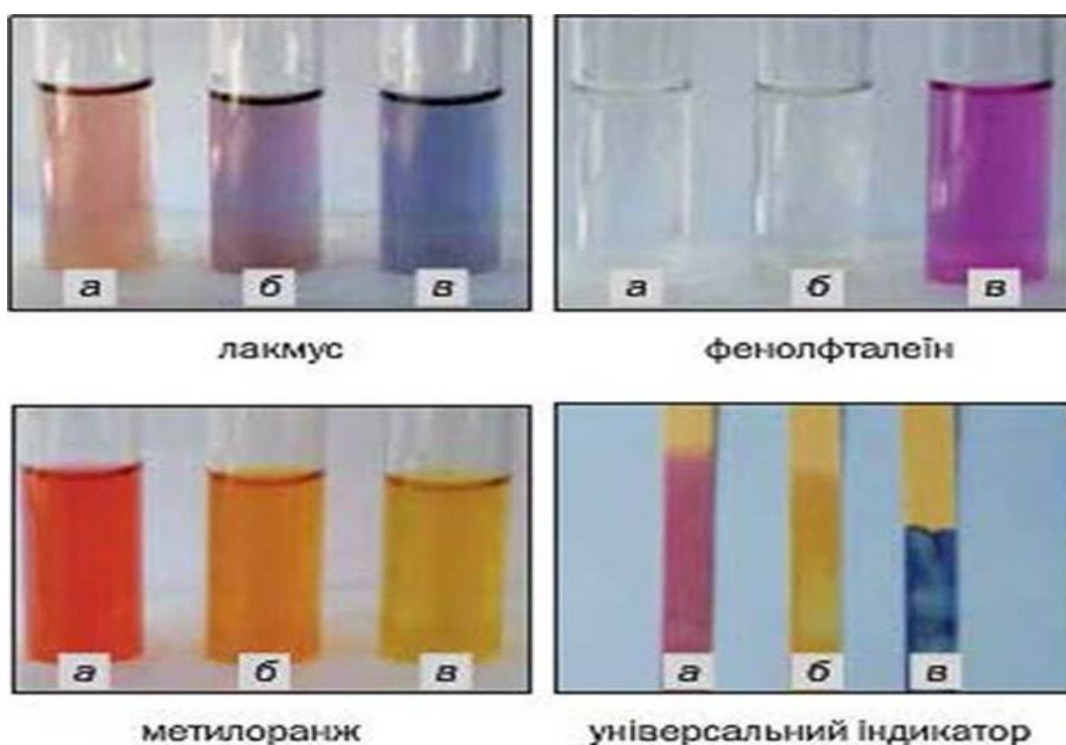


Рис. 14 – Забарвлення індикаторів у розчині кислоти (а), воді (б), розчині лугу(в)

Зміна забарвлення індикатора є наслідком його реакції з лугом або кислотою.

Рівняння таких реакцій не наводимо, оскільки формули індикаторів і продуктів їх хімічних перетворень досить складні.

Нерозчинні у воді основи та кислоти не діють на індикатори і тому не можуть бути виявлені **ними**.

Приклад:

<i>№</i>	<i>Назва індикатора</i>	<i>Зміна забарвлення</i>	<i>Висновок</i>
<i>HCl</i>	лакмус	змінив колір з фіолетового на червоний	змінилося забарвлення індикатора
<i>HCl</i>	метилоранж	змінив колір з оранжевого на рожевий	змінилося забарвлення індикатора
<i>HCl</i>	фенолфталеїн	змін немає	не змінилося забарвлення індикатора

2. Кислоти взаємодіють з металами, що стоять в ряді активності металів ліворуч від водню, при цьому утворюються сіль і водень.

3. Кислоти взаємодіють з основними і амфотерними оксидами з утворенням солі і води.

4. Кислоти взаємодіють з основами і амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води.

5. Кислоти взаємодіють з солями з утворенням нерозчинних або малодиссоційованих продуктів реакції.

Хімічні властивості кислот умовно можна розділити на дві групи:

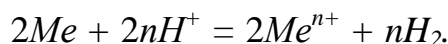
I. Спільні для всіх кислот, пов'язані з наявністю у їх розчинах йонів гідроксонію H_3O^+ .

II. Специфічні, характерні для конкретних кислот (зокрема якісні реакції), розглянуті при вивченні відповідних елементів.

Спільні властивості кислот.

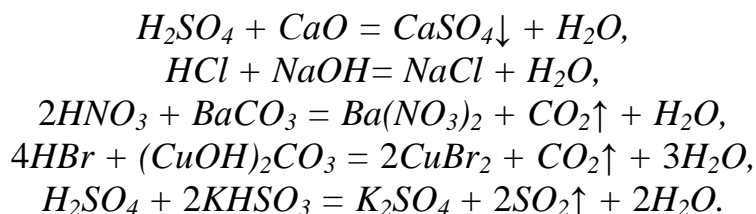
Йон H^+ , який обов'язково наявний у водних розчинах усіх кислот у формі H_3O^+ , з одного боку може вступати в окисно-відновні реакції, відновлюючись при цьому до молекулярного водню H_2 , а з іншого – взаємодіяти з негативно зарядженими або нейтральними частинками, які мають неподілені електронні пари (кислотно-основна взаємодія).

Окисно-відновні реакції – взаємодія кислот з металами, які в ряду стандартних електродних потенціалів розміщені до Гідрогену:

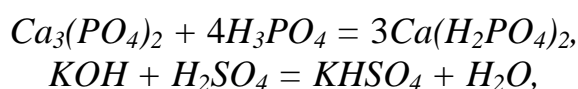


За цією схемою реагують усі кислоти-неокисники.

Кислотно-основними є реакції з основними оксидами, основами, середніми, основними та іноді з кислими солями з утворенням нових солей:

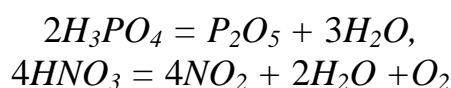


Багатоосновні кислоти, перебуваючи у реакційній суміші у надлишку, реагують із середніми солями утворюючи кислі солі:



Окремим випадком кислотно-основної взаємодії є кольорові реакції з індикаторами.

При нагріванні оксигеновмісні кислоти відщеплюють воду з утворенням ангідридів:



Основні методи добування кислот зведені в таблиці 11.

Таблиця 11 – Добування кислот

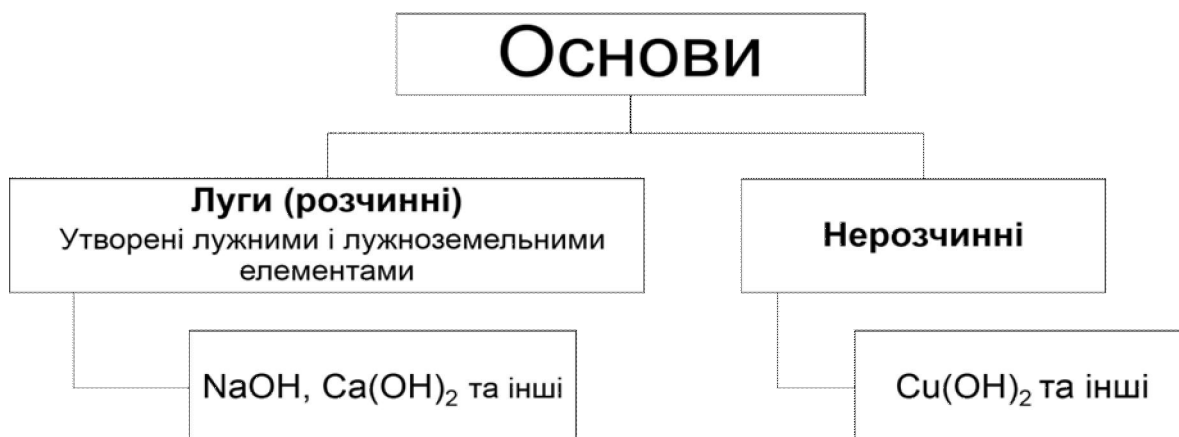
<i>Оксигенвмісних</i>	<i>Безоксигенових</i>	<i>Загальний спосіб</i>
кислотний оксид + вода	метал + водень	кислота + сіль слабкої, або легкої кислоти
$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$	$K_2SiO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SiO_3$

3.3.3 Основи

Основи – це сполуки, що складаються з катіонів металічного елемента і гідроксид-аніонів (OH^-).

Класифікація основ пов'язана з розчинністю у воді.

Таблиця 12 – Класифікація основ

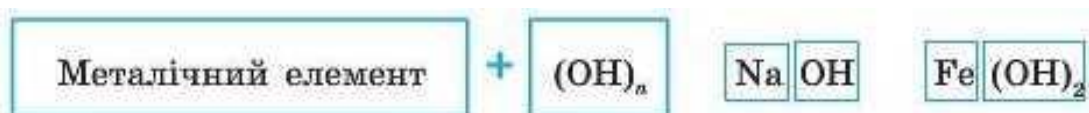


Оскільки заряд гідроксид-іону дорівнює -1 , то загальна формула основ $M(OH)_n$, де n – заряд катіону металічного елемента M^{n+} .

Номенклатура основ.

Назва основи складається з двох слів: перше – назва металічного елемента, друге – «гідроксид». Наприклад: $Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид; $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид; $LiOH$ – літій гідроксид.

У формулах основ на першому місці пишуть символ металічного елемента, а потім групу **OH**:

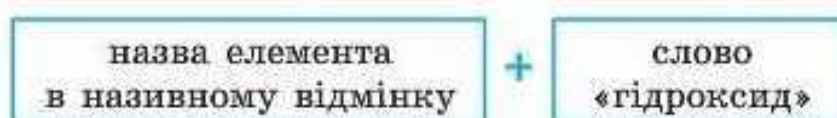


Як визначити число груп **OH** (n) у формулах основ? У більшості сполук Оксиген має ступінь окиснення -2 , а Гідроген $+1$, тому група **OH** (гідроксид-іон) має заряд -1 : OH^{-} . Знаючи це, легко скласти формули гідроксидів: число гідроксид-іонів у складі формульної одиниці дорівнюватиме заряду металічного елемента, наприклад:



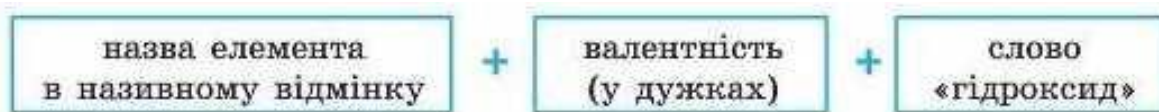
Назви основ складаються:

- для елементів зі сталою валентністю:



наприклад: $Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид, $NaOH$ – натрій гідроксид;

- для елементів зі змінною валентністю:



наприклад: $Fe(OH)_2$ – ферум(II) гідроксид, $Cu(OH)_2$ – купрум(II) гідроксид. Серед неорганічних основ виділяють дві групи: луги (розчинні гідроксиди) та нерозчинні гідроксиди. Розчинність гідроксидів (як і інших речовин) можна визначити за таблицею розчинності (див. додатки). Наприклад, основа $Ba(OH)_2$, що складається з катіонів Ba^{2+} та аніонів OH^- , є розчинною (рис.15).

Аніони	Катіони										
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	-	Н	-

Рис. 15 – Фрагмент таблиці розчинності: на перетині відповідного катіона та аніона буква **Р** позначає розчинну речовину, **М** – малорозчинну, **Н** – нерозчинну.

Кількість гідроксогруп у молекулі основи визначають їх кислотність. Наприклад, $NaOH$ – однокислотна основа, $Mg(OH)_2$ – двокислотна, $Cr(OH)_3$ – трикислотна.

Катіонами основ найчастіше є катіони металів, але можуть бути й катіони, які складаються з декількох атомів. Наприклад, NH_4^+ , SbO^+ , $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_4Cl_2]^+$ тощо.

По здатності розчинятися у воді основи поділяються на розчинні, малорозчинні та нерозчинні. Розчинні у воді основи називають **лугами**.

За силою (за ступенем дисоціації) основи поділяються на сильні $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ba(OH)_2$; основи середньої сили $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, HOH та слабкі $Sn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Bi(OH)_3$ тощо.

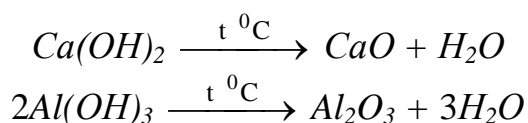
Більшість слабких основ малорозчинні у воді. Розчинними основами є $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ba(OH)_2$ та основи з комплексним катіоном $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $[Co(NH_3)_6](OH)_2$ тощо.

Фізичні властивості та класифікація основ.

На сьогодні відомі гідроксиди майже всіх металічних елементів. Властивості цих сполук значною мірою залежать від їхньої розчинності у воді, тому основи поділяють на дві групи – розчинні у воді, або луги, і нерозчинні у воді основи.

Луги – це тверді безбарвні речовини, без запаху, добре розчинні у воді, милкі на дотик. Розплави й розчини лугів проводять електричний струм. При розчиненні у воді лугів виділяється велика кількість теплоти, й розчин нагрівається. Тверді гідроксиди Натрію й Калію настільки гігроскопічні (поглинають газувату воду з повітря), що на повітрі розпливаються. На відміну від усіх лугів, кальцій гідроксид (гашене вапно) малорозчинний у воді. Його насичений розчин називають вапняною водою, а суспензію у воді – вапняним молоком.

Нерозчинні гідроксиди – тверді за звичайних умов речовини, без запаху, не проводять електричний струм, не притягаються магнітом і, звісно ж, не розчиняються у воді. Якщо нерозчинні гідроксиди добувають із розчинів, то вони випадають у вигляді драглистих осадів. Гідроксиди Натрію та Калію при нагріванні плавляться й киплять без розкладання. Усі інші гідроксиди при нагріванні розкладаються на оксид металічного елемента та воду:



Виявлення основ

Так само, як і кислоти, луги можна виявити у водних розчинах за допомогою індикаторів. У присутності лугу лакмус набуває синього забарвлення, а метилоранж стає жовтим. Найкращим індикатором лугів є фенолфталеїн – у нейтральному середовищі (у чистій воді) та кислотному середовищі він безбарвний, а в присутності лугів набуває яскравого малинового кольору. Але **нерозчинні** гідроксиди забарвлення індикаторів **не змінюють**.

У таблиці 13 представлено зміну кольорів індикаторів.

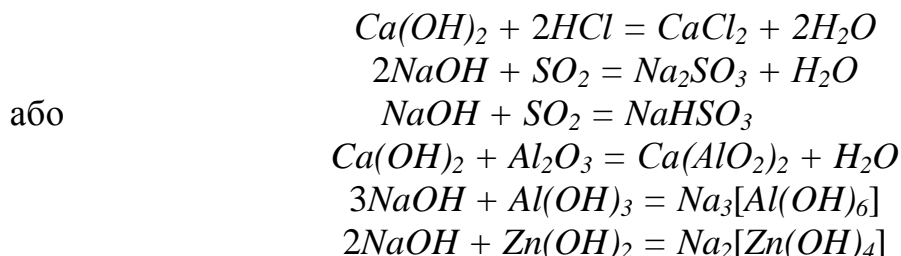
Таблиця 13 – Забарвлення індикаторів у розчинах кислот та лугів

Індикатор	Забарвлення індикатора у середовищі		
	нейтральному	кислому	лужному
Лакмус	фіолетове	червоне	синє
Фенолфталеїн	безбарвне	безбарвне	малинове
Метилоранж оранжевий	оранжеве	рожеве	жовте

Хімічні властивості основ

1. Розчинні у воді основи – луги спричиняють зміну забарвлення індикаторів: фенолфталеїн у лужному середовищі має малинове забарвлення, метилоранж – жовте, нейтральний червоний – синє.

2. Основи взаємодіють з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням солі та води.



Хімічні властивості основ зручно представити у таблиці 14.

Таблиця 14 – Хімічні властивості основ

Лугів	Нерозчинних основ
1. Дія на індикатори	
Лакмус забарвлюється в синій колір. фенолфталеїн - в малиновий, метилоранж – в жовтий, універсальний – від світло зеленого до темно синього.	На індикатори не діють.
2. Взаємодія з кислотами, утворюються сіль і вода.	
$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$	$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$
3. Розкладання при нагріванні на оксид металічного елемента і воду.	
Не розкладаються NaOH, KOH, RbOH, CsOH. $2LiOH \xrightarrow{t} Li_2O + H_2O$	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$
4. Взаємодія з кислотними оксидами	
утворюється сіль і вода $NaOH + SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O$	Взаємодія з кислотними оксидами не характерна
5. Взаємодія з розчинами солей	
Реакція відбувається, якщо хоча б один з продуктів випадає в осад $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$ $2NaOH + MgCl_2 = Mg(OH)_2 + 2NaCl$	Не взаємодіють

Безпека під час роботи з основами

Луги є їдкими речовинами: вони роз'їдають шкіру, дерево, папір, можуть бути причиною серйозних опіків шкіри та слизових оболонок. Недарма натрій гідроксид називають їдким натром. а калій гідроксид –

їдким калі. Вовняна тканина, занурена в концентрований розчин натрій гдроксиду, набухає й перетворюється на драглеподібну масу. Якщо розчин лугу, котрий потрапив на руку, не змити водорю, шкіру почанає щипати, і незабаром утворюється виразка.

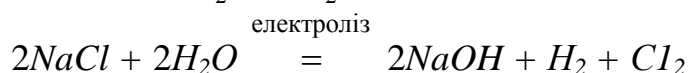
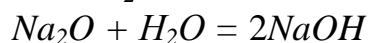
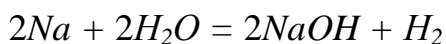
Працюючи з лугами, слід одягати захисні окуляри, оскільки потрапляння лугів в **очі** є вкрай небезпечним. Якщо луг випадково потрапив на шкіру, його треба негайно змити великою кількістю проточної води, а потім, у разі потреби, протерти ушкоджену ділянку шкіри слабким розчином боратної або етанової кислоти.

Одержання основ

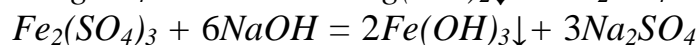
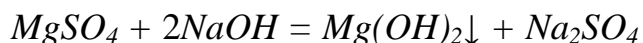
1. Розчинні у воді основи (луги) одержують взаємодією лужних, лужноземельних металів або їх оксидів з водою, а також електролізом водних розчинів хлоридів цих металів.



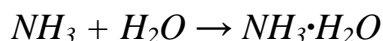
Рис. 16 – Головні луги



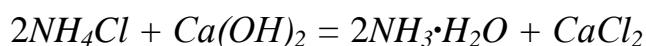
2. Нерозчинні у воді основи одержують реакцією обміну – дією лугів на водні розчини відповідних солей:



3. Гідрат аміаку можна одержати розчиненням у воді аміаку:



або дією лугів на водні розчини солей амонію:



Використання основ

На практиці здебільшого використовують тільки луги, у першу чергу натрій гідроксид та кальцій гідроксид. Кальцій гідроксид має технічну назву «гашене вапно». Його використовують в основному в будівництві для виготовлення різних будівельних сумішей: штукатурки, шпаклівки

тощо. Вапняним молоком (суспензією кальцій гідроксида у воді) навесні підбілюють низ стовбурів дерев, щоб застерегти від мурах. Також кальцій гідроксид використовують у цукровій промисловості, для виготовлення зубних паст. Натрій гідроксид використовують при виробництві мила, ліків, у шкіряній промисловості, для очищення нафти тощо.

3.3.4 Амфотерні гідроксиди та оксиди

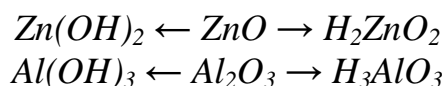
Поняття про амфотерність.

Іноді трапляються сполуки, які можуть проявляти і кислотні, і основні властивості.

Речовини, які можуть виявляти кислотні й основні властивості залежно від сполуки, з якою вони взаємодіють, називають **амфотерними**.

Амфотерні оксиди – це оксиди, які в хімічних реакціях можуть виявляти кислотні або основні властивості залежно від того, з якою сполукою вони взаємодіють.

Амфотерним оксидам відповідають амфотерні гідроксиди:

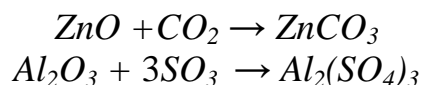


До амфотерних оксидів відносять значну кількість оксидів **три – і чотиривалентних** металічних елементів, а також деякі оксиди **двовалентних** елементів: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO_2 , SnO_2 , BeO , ZnO , SnO , PbO . Тип зв'язку йонний або йонно-ковалентний.

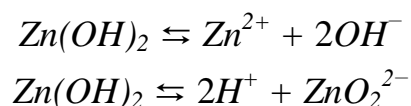
Хімічні властивості амфотерних оксидів

З водою амфотерні оксиди не взаємодіють.

1. Взаємодія з кислотними оксидами:

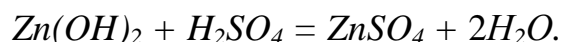


Амфотерні основи – дуже слабкі електроліти. Оскільки полярності зв'язків **Me-O** і **H-O** близькі, амфотерні гідроксиди можуть дисоціювати з утворенням незначних кількостей йонів Гідрогену і гідроксид-іонів:

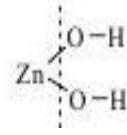
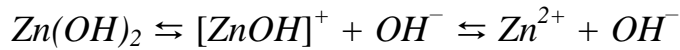


У розчинах амфотерних гідроксидів **індикатори не змінюють** свого забарвлення.

Основні властивості виявляються у реакціях з кислотами:

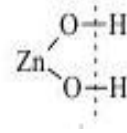
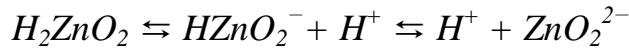


У водному розчині $Zn(OH)_2$ дисоціює за схемою:



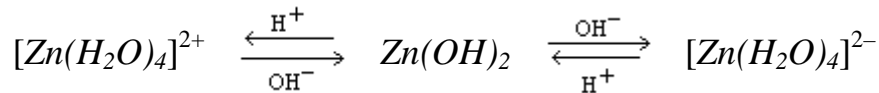
– основа

↑↓

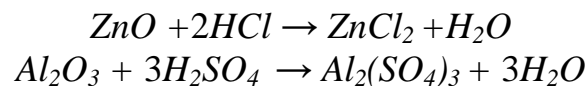


– кислота

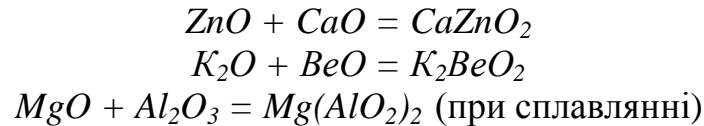
За рахунок однакової кількості утворених іонів H^+ та OH^- амфотерні гідроксиди не змінюють. Схематично записують перетворення $Zn(OH)_2$ у водних розчинах, залежно від рН середовища:



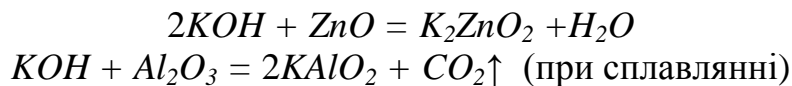
2. Взаємодія з кислотами:



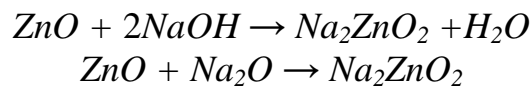
3. Взаємодія з основними оксидами при нагріванні:



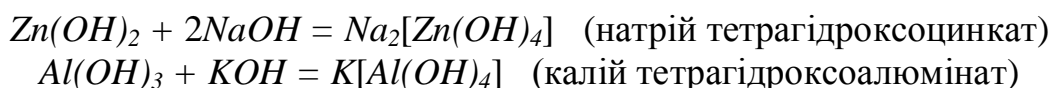
4. Взаємодія з лугами:



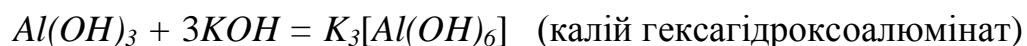
При сплавці цинк оксиду з натрій гідроксидом або натрій оксидом утворюється натрій цинкат, тільки в першому випадку ще утворюється вода:



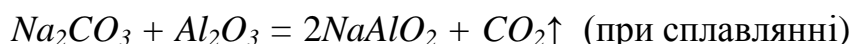
б) у розчинах лугів утворюються комплексні солі:



або при надлишку лугу:



5. Взаємодія з деякими солями:



Під час реакції амфотерний оксид витісняє із солі леткий оксид CO_2 .

Амфотерним оксидам не завжди відповідають амфотерні гідроксиди.

Іноді при спробі їх отримати утворюються гідратовані оксиди:

$SnO_2 \cdot nH_2O$ – станум(IV) оксид полігідрат

$Au_2O_3 \cdot nH_2O$ – аурум(I) оксид полігідрат

$Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ – ферум(III) оксид полігідрат

Добування амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів, яким притаманні слабкі основні властивості, а також слабкі кислотні властивості. Усі амфотерні гідроксиди – це білі тверді речовини, які не розчиняються у воді:

- $Zn(OH)_2$ – цинк гідроксид;
- $Cr(OH)_3$ – хром(III) гідроксид
- $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид;
- $Pb(OH)_2$ – плюмбум(II) гідроксид
- $Fe(OH)_3$ – ферум(III) гідроксид;
- $Be(OH)_2$ – берилій гідроксид

Таблиця 15 – Амфотерні гідроксиди та відповідні їм кислоти й солі

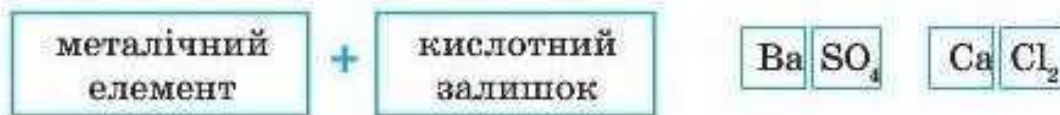
Амфотерний оксид	Амфотерний гідроксид		Відповідна йому кислота		Кислотний залишок	
	Формула	Назва	Формула	Назва	Формула й валентність	Назва
ZnO	$Zn(OH)_2$	цинк гідроксид	H_2ZnO_2	Цинкатна	II ZnO_2^{2-}	цинкат
SnO	$Sn(OH)_2$	станум(II) гідроксид	H_2SnO_2	Станатна	II SnO_2^{2-}	станат
PbO	$Pb(OH)_2$	плюмбум(II) гідроксид	H_2PbO_2	Плюмбатна	II PbO_2^{2-}	плюмбат
Al_2O_3	$Al(OH)_3$	алюміній гідроксид	H_3AlO_3	Алюмінатна	III AlO_3^{3-}	алюмінат

3.3.5 Солі

У побуті сіллю ми зазвичай називаємо лише одну сіль – кухонну, тобто натрій хлорид $NaCl$. Однак у хімії солями називають цілий клас сполук.

Солі – це сполуки, що складаються з йонів металічних елементів і кислотних залишків.

У формулах солей на першому місці пишуть символ металічного елемента, а потім кислотний залишок:



Назви солей складаються:

- для елементів зі сталою валентністю:



наприклад: K_2SO_4 – калій сульфат, $CaCO_3$ – кальцій карбонат;

- для елементів зі змінною валентністю:



наприклад: $FeSO_4$ – ферум(II) сульфат, $CuCl_2$ – купрум(II) хлорид.

Формули солей складають аналогічно формулам оксидів, зрівнюючи заряди атомів металічного елемента й кислотного залишку.

Алгоритм складання формул солей

(на прикладі натрій ортофосфату та алюміній силікату)

1. Записуємо символи металічного елемента (на першому місці) й кислотного залишку і вказуємо їхні заряди	⁺¹ Na ⁻³ PO ₄	⁺³ Al ⁻² SiO ₃
2. Обчислюємо найменше спільне кратне (НСК) для значення зарядів	НСК (1 і 3) = 3	НСК (3 і 2) = 6
3. Обчислюємо індекси, розділивши НСК на заряд металічного елемента й кислотного залишку	3 : 1 = 3 (Na) 3 : 3 = 1 (PO ₄)	6 : 3 = 2 (Al) 6 : 2 = 3 (SiO ₃)
4. Записуємо індекси після символів елемента й кислотного залишку	⁺¹ Na ₃ ⁻³ PO ₄	⁺³ Al ₂ ⁻² (SiO ₃) ₃

Деякі солі, що широко використовуються в побуті, крім наукових, мають побутові (традиційні) назви. Наприклад, натрій хлорид $NaCl$ називають кухонною або кам'яною сіллю, натрій карбонат Na_2CO_3 – це кальцинована сода, калій карбонат K_2CO_3 – поташ.

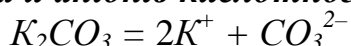
- Чиста кухонна (кам'яна) сіль – безбарвна речовина. А ось «делікатесна», або «царська», сіль має ніжно-рожевий колір та приємний аромат завдяки вмісту мікроскопічних водоростей. В Україні така сіль трапляється на березі солоних Сиваських озер, розташованих на заході Азовського моря. Саме звідси починався шлях українських чумаків.

- Рідко трапляється й синя кам'яна сіль. У ній містяться надлишкові йони Натрію, тобто в кристалі солі йонів Натрію дещо більше, ніж йонів Хлору. Це й зумовлює синє забарвлення. При розчиненні такої солі у воді утворюється звичайний безбарвний розчин.

Солями називають складні речовини, які можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення водню у кислотах атомами металів (групами атомів), або як продукти повного або часткового заміщення гідроксид-іонів в основах на кислотні залишки.



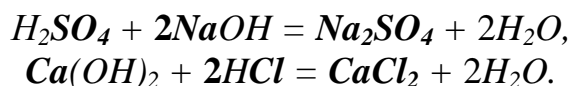
Солі – це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку. Наприклад:



За складом та хімічними властивостями солі поділяють на середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні.

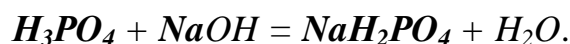
Середні солі – продукти повної нейтралізації кислоти основою. В них як катіони виступають катіони металів, групи атомів та комплексні катіони: KCl , $CaSO_4$, $Zn(NO_3)_2$, NH_4NO_3 , $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K_2[HgI_4]$.

Якщо заміщення повне, утворюються *нормальні* (середні) солі:



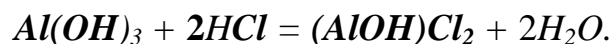
До простих солей також відносять пероксиди металів (Na_2O_2 , BaO_2), бінарні сполуки металів з неметалами (крім оксидів), змішані оксиди ($Fe_3O_4 = Fe(FeO_2)_2$, $Pb_3O_4 = Pb(PbO_2)_2$ тощо).

У випадку *неповного заміщення* атомів Гідрогену у молекулі кислоти, утворюються *кислі солі*:



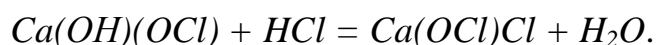
Кислі солі утворюють лише *багатоосновні кислоти* (H_2CO_3 , $H_2C_2O_4$, H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 тощо).

При *неповному заміщенні* гідроксогруп у молекулі основи, утворюються *основні солі*:

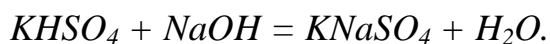


Основні солі утворюють лише *багатокислотні основи* ($Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ тощо).

Змішані солі утворені одним катіоном металу і аніонами різних кислот:



Подвійні солі утворені різними катіонами і аніоном однієї кислоти:



Особливий тип солей – *комплексні сполуки*, розглянуто нижче.

Номенклатура солей.

Назву солям дають у порядку запису складових частин у формулі: спочатку назва катіона, потім – аніона у родовому відмінку: $NaCl$ – натрій хлорид, CaS – кальцій сульфід.

У випадку катіонів металів зі змінною валентністю, після їх назви у родовому відмінку римською цифрою вказують у дужках валентність катіона: $FeSO_4$ – ферум (II) сульфат, $CrCl_3$ – хром (III) хлорид.

У назвах *кислих солей* використовують префікс *гідроген-*, зазначаючи при цьому **кількість атомів гідрогену**: $NaHCO_3$ – натрій *гідрогенкарбонат*, $Ca(H_2PO_4)_2$ – кальцій *дигідрогенфосфат*.

У назвах *основних солей* використовують префікс *гідроксо-*, зазначаючи при цьому **кількість гідроксогруп**: $Ca(OH)Br$ – кальцій *гідроксобромід*, $Al(OH)_2Cl$ – алюміній *дигідроксохлорид*.

Назви катіонів або аніонів *подвійних чи змішаних солей* перелічують у порядку запису їх у формулі: $KAl(SO_4)_2$ – калій алюміній сульфат, $NH_4Fe(SO_4)_2$ – амоній ферум (III) сульфат, $Ca(OCl)Cl$ – кальцій гіпохлорит хлорид, $BiSCl$ – бісмут (III) сульфід хлорид.

Комплексні солі – це сполуки, які містять комплексні йони. Наприклад, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $Na_3[Co(NO_2)_6]$; $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$.

Записуючи графічні формули солей, за основу беруть графічні формули відповідних кислот, заміщуючи у них атоми Гідрогену на катіони металу (табл. 16).

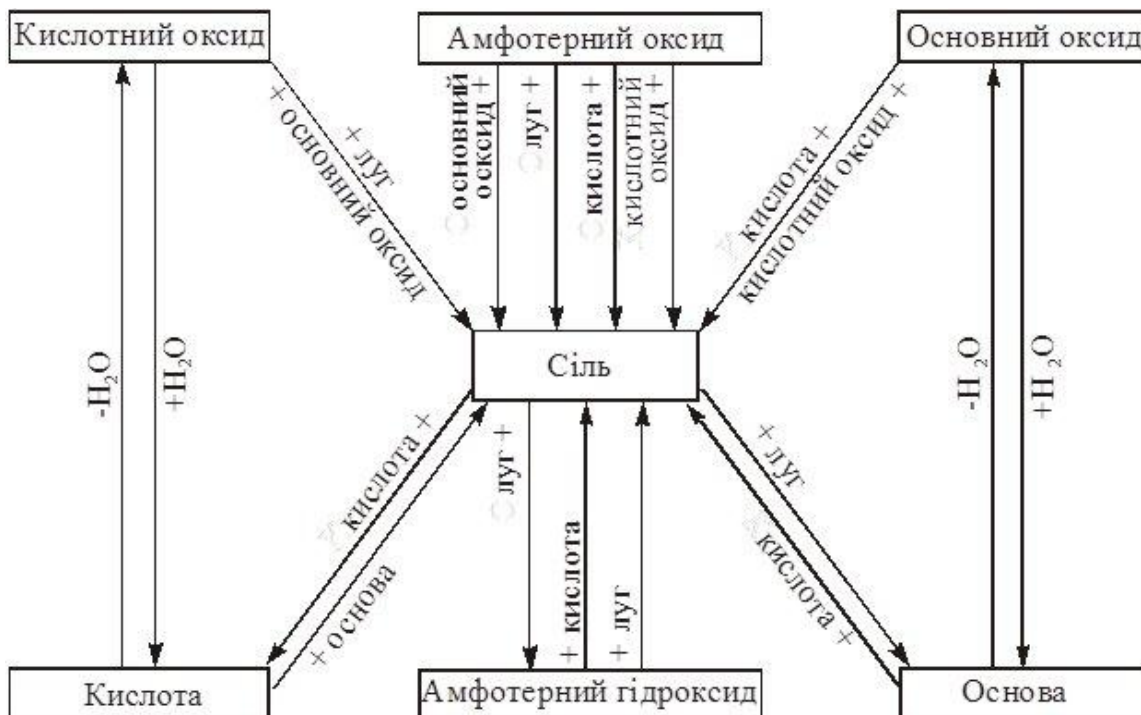
Таблиця 16 – Графічні формули деяких солей

<i>Кислота</i>	<i>Графічна формула</i>	<i>Кисла сіль</i>	<i>Середня сіль</i>
Сульфідна H_2S		калій гідрогенсульфід 	Калій сульфід
Сульфатна H_2SO_4		літій гідрогенсульфат 	літій сульфат
Фосфатна H_3PO_4		натрій дигідрогенфосфат 	натрій фосфат
		Натрій гідрогенфосфат 	

Способи одержання солей.

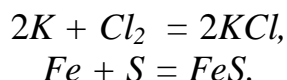
Найважливіші реакції одержання солей розглянуті при описі оксидів, основ та кислот. Узагальнює їх таблиця 17, яка одночасно показує генетичний зв'язок між оксидами, кислотами, основами та солями.

Таблиця 17 – Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук

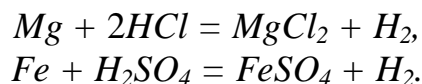


Солі також можна добути взаємодією:

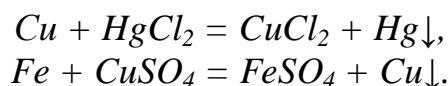
1. простих речовин металу і неметалу:



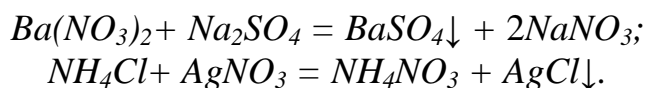
2. металів із кислотами:



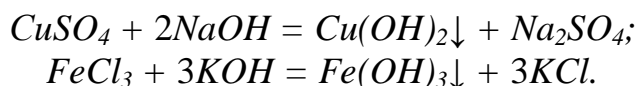
3. металів із солями:



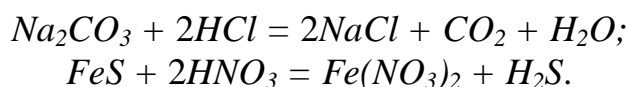
4. солей із солями:



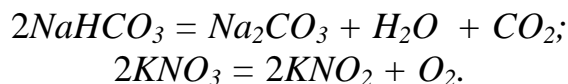
5. солей з основами:



6. солей з кислотами:

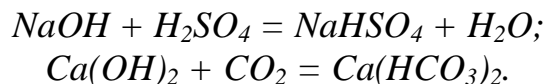


7. термолізом солей:

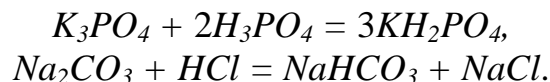


Існує ще багато способів одержання солей, але при виборі того чи іншого способу, перш за все слід враховувати його раціональність.

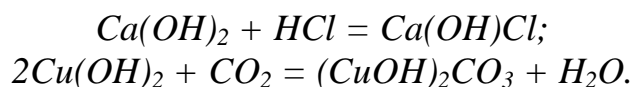
Кислі солі одержують тими ж методами, що й середні, однак при цьому беруть значний надлишок **кислотного** компонента:



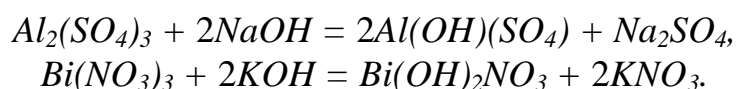
Діючи кислотою на **середню сіль**, можна перетворити її у кислоту:



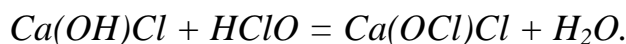
Основні солі одержують аналогічно, але у надлишку беруть **основу**:



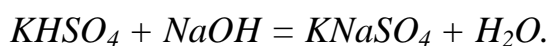
Діючи **основою** на середню сіль, можна перетворити її в основну:



Подвійні солі одержують дією **іншої кислоти** на основну сіль:



Змішані солі утворюються при дії на кислі солі інших лугів:



Одержання комплексних солей буде далі.

Фізичні властивості солей.

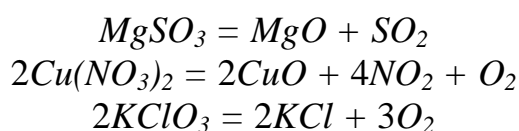
За нормальних умов усі солі – тверді кристалічні речовини з високими температурами плавлення. Тип хімічного зв'язку – іонний. Забарвлення солей змінюється від безбарвного до темно-коричневого.

За розчинністю у воді виділяють легкокорозчинні ($NaCl$, NH_4NO_3), важкорозчинні ($PbCl_2$, $CaSO_4$) і нерозчинні ($AgCl$, $CaCO_3$, $BaSO_4$) (див. Додаток: Розчинність).

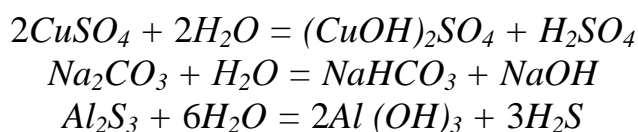
Хімічні властивості солей.

Солі взаємодіють з металами, неметалами, кислотами, основами і між собою. Ці реакції розглянуті при вивченні способів одержання солей. Можна додати:

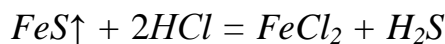
1. Солі ряду кислот підлягають термічному розкладу:



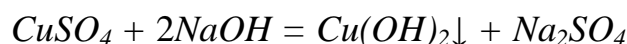
2. Більшість солей при розчиненні у воді підлягають гідролізу:



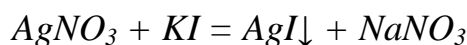
3. Солі вступають у реакції обміну з кислотами з утворенням нової солі та нової кислоти:



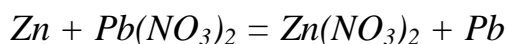
4. Взаємодія з лугами з утворенням солі і основи:



5. Реакція взаємодії між солями з утворенням осаду важкорозчинної солі:



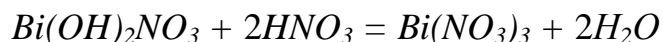
6. Реакції заміщення з металами:



7. Кислі солі взаємодіють з лугами з утворенням середньої солі і води:



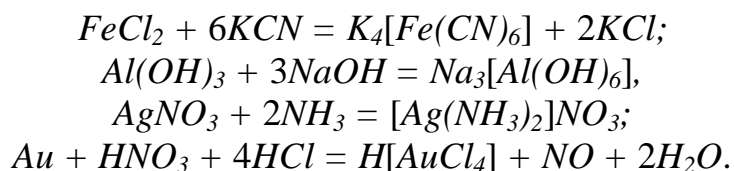
8. Основні солі взаємодіють з кислотами з утворенням середньої солі і води:



Комплексні сполуки

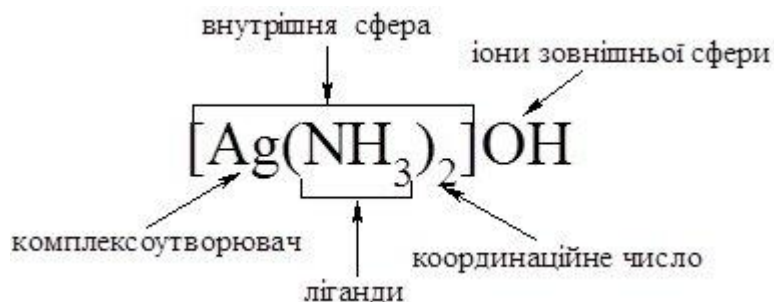
Як зазначалось раніше, у результаті деяких реакції утворюються сполуки, будова і властивості яких однозначно не входять у розглянуті нами досі класи неорганічних речовин.

Ці речовини відносять до комплексних сполук. Утворюються вони при взаємодії простих неорганічних речовин – солей, кислот, основ:



Основи вчення про комплексні сполуки заклав А. Вернер у 1893 р. Згідно його **координаційної теорії** кожна комплексна сполука містить **комплексний йон**, утворений центральним атомом – **комплексоутворювачем** та розміщеними навколо нього **лігандами** – нейтральними молекулами або йонами. Загальна кількість зв'язків центрального атома з лігандами – його **координаційне число**. Комплексоутворювач і ліганди утворюють **внутрішню сферу** комплексу, або **комплексний йон**, який при написанні виділяють квадратними дужками. За межами комплексного йона розміщена **зовнішня сфера**, утворена катіонами або аніонами. Існують комплексні сполуки без зовнішньої сфери.

Проілюструємо сказане схемою:



На основі будови комплексних сполук базується їх сучасне визначення.

Комплексними називають складні сполуки, які містять комплексний йон, що складається із комплексоутворювачів і лігандів та здатний до самостійного існування у розчині і /або в розплаві.

Типовими *комплексоутворювачами* є *d*- та *f*-елементи і їх катіони: *Cr*, *Fe*, *Mn*, Ag^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , Pt^{4+} тощо.

Катіони *s*- і *p*-елементів (Be^{2+} , Al^{3+} , Sn^{4+} , Pb^{4+}) та атоми неметалів (*N*, *P*, *Si*, *B*) теж можуть бути комплексоутворювачами.

Лігандами можуть бути нейтральні молекули (H_2O , CO , NH_3 , C_6H_6) або аніони кислот.

У складі ліганду обов'язково має бути **атом з неподіленою електронною парою**.

Внутрішня сфера комплексних сполук може бути нейтральною або зарядженою (позитивно чи негативно):

$[Ni(CO)_4]$ – нейтральна внутрішня сфера;

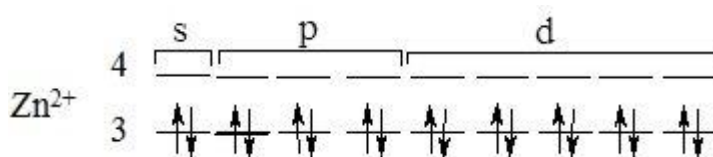
$K_4[Fe(CN)_6]$ – негативно заряджена внутрішня сфера (комплексний аніон);

$[Ag(NH_3)_2]Cl$ – позитивно заряджена внутрішня сфера (комплексний катіон).

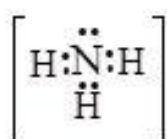
Якщо внутрішня сфера нейтральна, зовнішньої сфери немає. Якщо ж заряджена, то зовнішня сфера має такий же заряд, протилежний за знаком. Найчастіше зовнішню сферу утворюють катіони лужних, лужноземельних металів, амонію, аніони безоксигенових, оксигеновмісних кислот, гідроксогрупи *OH*.

Механізм *виникнення хімічних зв'язків* між комплексоутворювачем і лігандами на прикладі $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$.

Будова зовнішнього електронного рівня атома *Zn* зображається формулою $3d^{10}4s^2$, а йона Zn^{2+} – $3d^{10}4s^0$:

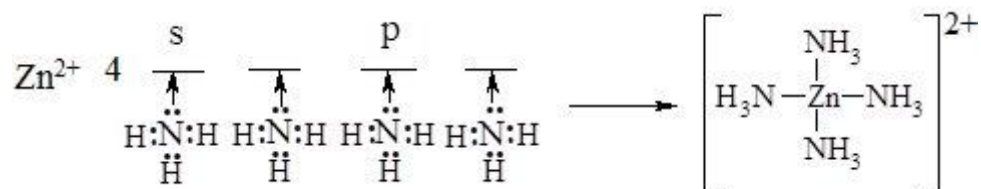


На зовнішньому електронному рівні йона Zn^{2+} є вільні орбіталі, які можуть бути задіяні в утворенні хімічних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом. Для утворення чотирьох таких зв'язків використовується одна *s*- і три *p*-орбіталі четвертого електронного рівня йона Zn^{2+} .



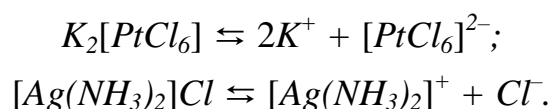
Молекули NH_3 (ліганди) несуть неподілену електронну пару на атомі Нітрогену, яку вони надають як донори для утворення зв'язків з йоном Zn^{2+} – акцептором.

Таким чином, між йонами Zn^{2+} і молекулами NH_3 виникає чотири зв'язки за донорно-акцепторним механізмом:

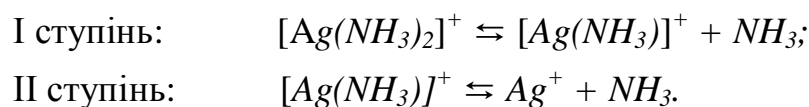


За цим механізмом утворюються зв'язки в усіх комплексних сполуках. Зв'язок між внутрішньою і зовнішньою сферами утворюється за йонним механізмом.

У водних розчинах комплексні сполуки (крім тих, що складаються лише з внутрішньої сфери) дисоціюють практично повністю і є сильними електролітами:



Комплексні йони дисоціюють дуже незначною мірою за першим ступенем, а за кожним наступним ще менше:



Координаційну формулу комплексної сполуки можна встановити реакціями подвійного обміну. Так, Платина Pt утворює комплексні сполуки складу $PtCl_4 \cdot 6NH_3$, $PtCl_4 \cdot 4NH_3$, $PtCl_4 \cdot 2NH_3$, $PtCl_4 \cdot 2KCl$.

Якщо на розчині цих сполук подіяти $AgNO_3$, то осад $AgCl$ утвориться лише у перших двох випадках, причому у другому буде осаджено лише $\frac{1}{2}$ хлору.

Очевидно, що у сполуці $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ всі атоми хлору містяться у зовнішній сфері, і її формула $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$. Аналогічно у $PtCl_4 \cdot 4NH_3$ у зовнішній сфері міститься два атоми хлору і її формула $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$.

Сполука $PtCl_4 \cdot 2NH_3$ має формулу $[Pt(NH_3)_6Cl_4]$. У розчині $PtCl_4 \cdot 2KCl$ можна виявити іони K^+ , тобто її формула $K_2[PtCl_6]$.

Комплексні сполуки застосовують як реагенти в аналітичній хімії. Велика роль природних комплексних сполук у процесах фотосинтезу (хлорофіл – комплексна сполука магнію), біологічного окиснення, дихання та ферментативного каталізу (гемоглобін – комплексна сполука Феруму (III)). Вітамін B_{12} – комплексна сполука кобальту (II).

Висновки

1. Оксиди складаються з атомів двох хімічних елементів, один з яких Оксиген. Назви оксидів складаються з двох слів: перше – назва хімічного елемента, що утворює оксид, друге – слово «оксид». Для елементів зі змінною валентністю в назві оксидів обов'язково вказують валентність елемента.
2. Кислоти складаються з йонів Гідрогену та кислотних залишків. За вмістом Оксигену кислоти поділяють на оксигеновмісні та безоксигенові. За числом атомів Гідрогену – на одноосновні, двоосновні та трьохосновні.
3. Неорганічні основи називають гідроксидами. Вони складаються з йонів металічних елементів та гідроксид-іонів OH . Число гідроксид-іонів у складі гідроксидів дорівнює ступеню окиснення металічного елемента. Серед гідроксидів виділяють луги (розчинні у воді гідроксиди) та нерозчинні гідроксиди. Назви гідроксидів складаються з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид».
4. Амфотерні гідроксиди – гідроксиди, що виявляють властивості і кислот, і основ.
5. Солі складаються з йонів металічних елементів та кислотних залишків. Назви солей складаються з двох слів: назви металічного елемента та назви кислотного залишку. Для елементів зі змінною валентністю вказують їхню валентність у сполуці.

3.3.6 Приклади розв'язування типових задач

Молярна частка ізотопу

Приклад 1. Визначимо молярну частку кожного ізотопу Хлору.

Дано: $A_r(Cl) = 35,45$	Розв'язання: Для розв'язання цієї задачі вводимо невідомі – нехай $\chi(^{35}Cl) = x$, тоді $\chi(^{37}Cl) = 1 - x$. $35x + 37(1 - x) = 35,45$; $35x + 37 - 37x = 35,45$; $2x = 1,55$; Звідси, $x = 0,775$ або 77,5%; $1 - 0,775 = 0,225$ або 22,5%.
-----------------------------------	---

Відповідь: $\chi(^{35}Cl) = 77,5\%$, $\chi(^{37}Cl) = 22,5\%$.

Приклад 2. Купрум (мідь) має два ізотопи: ^{63}Cu і ^{65}Cu . Молярні частки їх у природній міді становлять відповідно – 73 і 27%. Визначимо середню відносну атомну масу Купруму.

Дано: $\chi(^{63}\text{Cu}) = 73\%$ $\chi(^{65}\text{Cu}) = 27\%$	Розв'язання: $A_r(\text{Cu}) = \chi_1 \cdot A_{r1} + \chi_2 \cdot A_{r2};$ $A_r(\text{Cu}) = 63 \cdot 0,73 + 65 \cdot 0,27 = 45,99 + 17,55 = 63,54.$
$A_r(\text{Cu}) = ?$	

Відповідь: $A_r(\text{Cu}) = 63,45.$

Визначення елемента за його місцем в періодичній системі

Приклад 3. В якій групі і якому періоді періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва перебуває елемент з порядковим номером 42?

Розв'язання. Розміщення елементів у періодичній системі відповідно до будови їх атомів таке: у першому періоді – 2, у другому – 8, у третьому – 8. Третій період закінчується елементом з порядковим номером 18 ($2 + 8 + 8 = 18$). У четвертому періоді 18 елементів, тобто він закінчується елементом з порядковим номером 36.

У п'ятому періоді також 18 елементів, тому елемент з порядковим номером 42 потрапляє в п'ятий період. Він займає шосте місце, отже, перебуває в шостій групі.

Цей елемент – молібден (*Mo*).

Приклад 4. Вкажіть елемент III групи, відносна молекулярна маса гідроксиду якого становить 78.

Дано: $M_r(E(\text{OH})_3) = 78$ $E - ?$	Розв'язання: Елементу III групи відповідає гідроксид із загальною формулою $E(\text{OH})_3$. $A_r(\text{O}) = 16; A_r(\text{H}) = 1$. Нехай $A_r(E) = x$, тоді $M_r(E(\text{OH})_3) = x + (16 + 1) \cdot 3 = 78.$ $M_r(E(\text{OH})_3) = x + 51 = 78.$ $x = 78 - 51 = 27.$ $A_r(E) = 27.$ Відносну атомну масу 27 має елемент Алюміній.
---	--

Відповідь: Алюміній.

Приклад 5. Визначте елемент V групи, відносна молекулярна маса вищого оксиду якого становить 108.

Дано: $M_r(E_2O_5) = 108$ $E - ?$	Розв'язання: Елементу V групи відповідає оксид із загальною формулою E_2O_5 . $A_r(\text{O}) = 16$. Нехай $A_r(E) = x$, тоді $M_r(E_2O_5) = 2A_r(E) + 5A_r(\text{O});$ $2x + 5 \cdot 16 = 108;$ $2x = 108 - 80;$
--	--

	$2x = 28;$ $x = 28 : 2 = 14;$ $A_r(E) = 14.$ Відносну атомну масу 14 має елемент Нітроген.
--	---

Відповідь: Нітроген.

Приклад 6. Назвіть елемент IV групи, відносна молекулярна маса водневої сполуки якого дорівнює 32.

Дано: $M_r(EH_4) = 32$ E – ?	Розв'язання: Елементу IV групи відповідає воднева сполука із загальною формулою EH_4 . $A_r(H) = 1$. Нехай $A_r(E) = x$, тоді $M_r(EH_4) = A_r(E) + 4A_r(H);$ $x + 4 = 32;$ $x = 32 - 4;$ $x = 28;$ $A_r(E) = 28.$ Відносну атомну масу 28 має елемент Силіцій.
---	--

Відповідь: Силіцій.

Приклад 7. Елемент, властивості якого були передбачені Д.І. Менделєєвим, тепер широко застосовується в радіотехніці як напівпровідник. Цей елемент утворює сполуку з Оксигеном складу EO_2 і має густину пари за повітрям 3,62. Визначте цей елемент. Як його назвав Д.І. Менделєєв?

Дано: EO_2 $D_{пов.} = 3,62$ E – ?	Розв'язання: $M_r(EO_2) = D_{пов.} \cdot M_r(пов.)$ $M_r(пов.) = 29;$ $M_r(EO_2) = 3,62 \cdot 29 = 104,98;$ $x + 32 = 105;$ $x = 105 - 32;$ $x = 73;$ $A_r(E) = 73.$ Відносну атомну масу 73 має елемент Германій.
--	---

Відповідь: Германій.

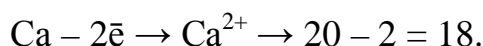
Приклад 8. Валентність елемента дорівнює шості. Кислота, що відповідає його вищому оксиду, має відносну молекулярну масу 145. Назвіть цей елемент.

Дано: $M_r(H_2EO_4) = 145$	Розв'язання: За валентністю визначаємо, що цей елемент належить до VI групи. Вищому оксиду цього елемента відповідає кислота із загальною формулою H_2EO_4 . $M_r(H_2EO_4) = 2A_r(H) + A_r(E) + 4A_r(O)$ $2 \cdot 1 + x + 4 \cdot 16 = 145;$ $2 + x + 64 = 145;$ $x = 145 - (64 - 2);$ $x = 79;$ $A_r(E) = 79.$ Відносну атомну масу 79 має елемент Селен.
$E - ?$	

Відповідь: Селен.

Приклад 9. Атом елемента має на 3 електрони менше, ніж йон Кальцію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома в збудженому і незбудженому станах.

Розв'язання. З'ясуємо скільки електронів має йон Кальцію. Йон Кальцію Ca^{2+} – це електрично заряджена частинка, що утворилася із нейтрального атома внаслідок віддачі 2-х електронів:



Отже, йон Кальцію має 20 протонів і 18 електронів. Знаходимо число електронів в електронній оболонці невідомого елемента: $18 - 3 = 15$. Невідомий елемент Фосфор.

Відповідь: Фосфор.

Приклад 10. Елемент знаходиться в II групі періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Маса $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул його гідроксиду дорівнює 37. Назвіть елемент.

Дано: $N(E(OH)_2) = 3,01 \cdot 10^{23}$ $m(E(OH)_2) = 37$	Розв'язання: Розраховуємо масу одного моля гідроксиду цього елемента знаючи, що один моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Складаємо пропорцію: $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул мають масу 37, $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул мають масу x $x = 74.$ Це число означає відносну молекулярну масу даного гідроксиду. Елементу II групи періодичної системи відповідає гідроксид із загальною формулою $E(OH)_2$. $M_r(E(OH)_2) = A_r(E) + 2A_r(O) + 2A_r(H)$
$E - ?$	

	$x + 32 + 2 = 74;$ $x = 74 - 34;$ $x = 40;$ $A_r(E) = 40.$ Відносну атомну масу 40 має елемент Кальцій.
--	---

Відповідь: Кальцій.

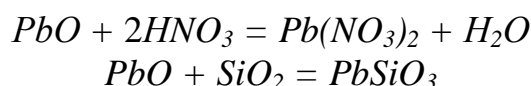
Властивості неорганічних сполук

Приклад 11. Треба довести, що плюмбум (II) оксид має амфотерний характер.

Розв'язання:

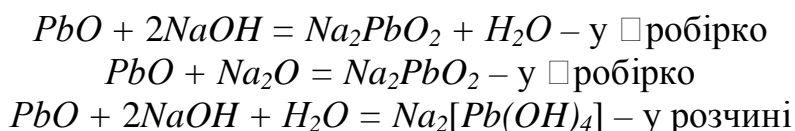
Для цього потрібно привести рівняння хімічних реакцій де ці сполуки виявляють основні та кислотні властивості.

- Основні властивості плюмбум (II) оксида можна побачити на робірко взаємодії PbO з речовинами, які мають кислотний характер, з кислотою та кислотним оксидом:



У наведених реакціях PbO виявляє властивості основного оксида, бо реагує з кислотою і кислотним оксидом з отриманням солей, у складі яких плюмбум перебуває як катион Pb^{2+} .

- 2) Кислотні властивості плюмбум (II) оксида можна побачити за допомогою реакції взаємодії PbO з лугами і з основними оксидами:



У цих реакціях PbO виявляє кислотні властивості і як кислотний оксид дає солі, у складі яких плюмбум перебуває як аніон PbO_2^{2-} або комплексний йон $[Pb(OH)_4]^{2-}$.

Таким чином, PbO є амфотерним оксидом, бо він виявляє і основні і кислотні властивості.

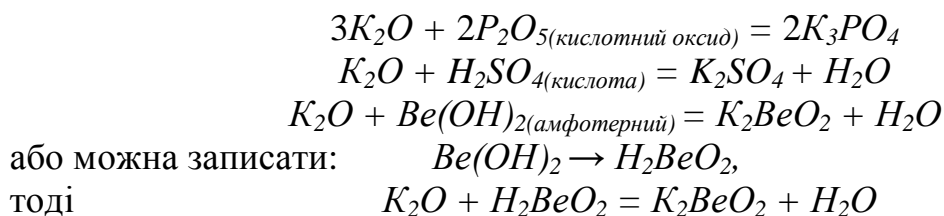
Приклад 12. Напишіть рівняння усіх можливих реакцій між наступними парами речовин: калій оксид, фосфор (V) оксид; натрій гідроксид, сульфатна кислота; натрій гідросульфат, берилій гідроксид.

Розв'язання:

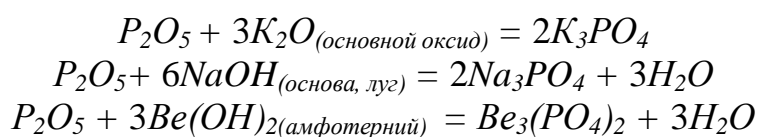
- 1) Установити до яких класів неорганічних сполук можна віднести кожен з наведених речовин: K_2O – основний оксид, P_2O_5 – кислотний оксид, $NaOH$ – основа (луг), H_2SO_4 – кислота, $NaHSO_4$ – кисла сіль, $Be(OH)_2$ – амфотерний гідроксид.

2) За хімічними властивостями оксидів, гідроксидів і солей, записати рівняння хімічних реакцій між представниками цих класів сполук.

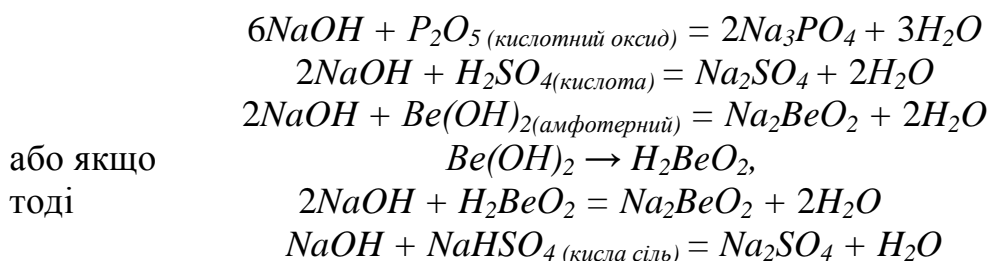
Основний оксид K_2O може реагувати з кислотним оксидом, кислотою і амфотерним гідроксидом:



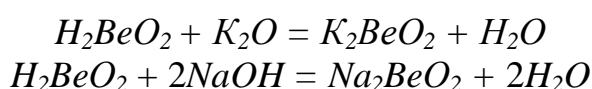
Кислотний оксид P_2O_5 може реагувати з основним оксидом, основою і амфотерним гідроксидом:



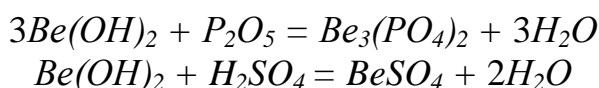
Основний гідроксид $NaOH$ реагує з кислотним оксидом, кислотою, амфотерним гідроксидом и кислій сілью:



Амфотерний гідроксид $Be(OH)_2$ (або H_2BeO_2) реагує з основним оксидом, основою, кислотним оксидом і кислотою:

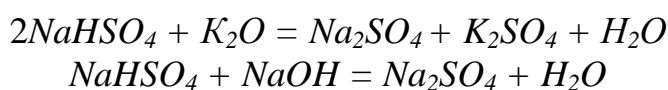


Амфотерний гідроксид $Be(OH)_2$ при \square робірко з основним оксидом і лугом виявляє властивості кислоти H_2BeO_2 :



Амфотерний гідроксид $Be(OH)_2$ при \square робірко з кислотним оксидом і кислотою виявляє основні властивості.

Кисла сіль $NaHSO_4$ реагує з основним оксидом і основою:



Отже, з усіх наведених речовин попарно не \square робірко тільки K_2O і $NaOH$, оскільки основні оксиди не реагують з основами.

Приклад 13. Дати пояснення закономірності зміни кислотно-основних властивостей гідроксидів елементів третього періода Періодичної системи Д.І. Менделєєва в їх висших ступенях окиснення.

Розв'язання:

1) Що таке «гідроксиди». **Гідроксиди** – це складні сполуки до складу яких входить гідроксильна група OH^- . Умовно клас гідроксидів можна описати за допомогою загальної формули $E-O-H$ (E – хімічний елемент).

2) Гідроксиди поділяють на три групи: основні, кислотні і амфотерні.

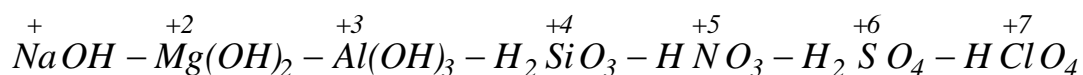
Як визначають гідроксиди за групами: чи то кислота або луг, чи то амфотерний або основа? Належність гідроксида до класу кислот або основ визначають за місцем розриву хімічних зв'язків $E-O-H$. Якщо розривається зв'язок $-H$ ($E-O\downarrow-H \rightarrow H^+ + EO^-$), то такий гідроксид відносять до класу кислот, оскільки при розриві зв'язків утворюється йон H^+ , який обумовлює наявність кислотних властивостей.

Якщо розривається зв'язок $E-O$ ($E\downarrow-O-H \rightarrow E^+ + OH^-$), то гідроксид відносять до класу основ, бо утворюється йон OH^- який обумовлює наявність основних властивостей.

Якщо розриваються обидва зв'язки $E-O$ і $O-H$, то такі гідроксиди виявляють двоїстість властивостей та мають назву амфотерні.

3) Місце розриву хімічних зв'язків у гідроксиді $E-O-H$ залежить від положення елемента у Періодичній системі, що визначає відносну міцність зв'язків поміж $E-O$ і $O-H$. Сили тяжіння між протилежно зарядженими частинками тим значніші, чим більше заряд кожної з них та \square робір \square робір.

4) Маємо записати формули гідроксидів елементів третього періода Періодичної системи у їхніх вищих ступенях окиснення (вища ступінь окиснення атома елемента відповідає номеру групи):



5) Порівняєм відносну міцність зв'язків $E-O$ і $O-H$ у вищих гідроксидів третього періода з урахуванням того, що при переході від Na до Cl здійснюється \square робірکو радіуса атома.

За рахунок дуже малих розмірів йон Гідрогену H^+ у $NaOH$ і $Mg(OH)_2$ сильніше \square робірکو з Оксигеном ніж йон металу. Внаслідок цього \square робір міцними будуть зв'язки $Na-O$ і $Mg-O$, тому $NaOH$ і $Mg(OH)_2$ є основами.

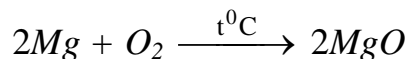
Завдяки збільшення заряду та \square робірکو радіуса атома при переході до Al зв'язки $Al-O$ і $O-H$ стають близьки за міцністю і $Al(OH)_3$ виявляє типові амфотерні властивості.

У останніх чотирьох сполук у наслідку ще більшого збільшення заряду та \square робірکو радіуса атомів помітно збільшується міцність зв'язку $E-O$ та \square робірکو тр міцність зв'язку $O-H$, тому гідроксиди H_2SiO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 і $HClO_4$ є кислотами.

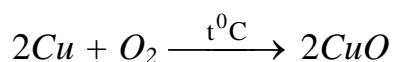
Приклад 14. У вас є два метали – магній у вигляді порошку і мідь у вигляді дротинки (або пластинки). Треба добути з них оксиди цих металів, використовуючи їхню властивість сполучатися з киснем повітря. Зазначте колір утворених оксидів.

Розв'язання:

Магній оксид добуваємо спалюванням магнію у повітрі. Спостерігаємо утворення порошку білого кольору.



Купрум (II) оксид добуваємо спалюванням мідної дротинки у надлишку кисню (при нестачі кисню утворюється купрум (I) оксид Cu_2O). Спостерігаємо утворення порошку чорного кольору.

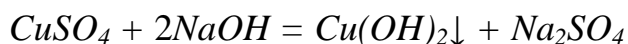


Реакції такого типу, в результаті якої з двох або більше вихідних речовин утворюється одна нова сполука, називаються **реакціями сполучення**.

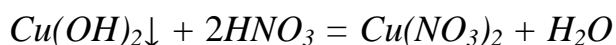
Приклад 15. Користуючись наявними реактивами, добудьте купрум (II) гідроксид і доведіть, що ця речовина є основою.

Розв'язання:

Нерозчинні у воді основи добувають дією лугів на водні розчини відповідних солей. Спостерігаємо утворення осаду блакитного кольору.



Основи взаємодіють з кислотами. До пробірки з отриманим осадом додаємо розчин нітратної кислоти і струшуємо вміст пробірки до повного розчинення осаду.



Реакції такого типу, які відбуваються за участю двох складних речовин, і під час яких речовини, що реагують, обмінюються складовими частинами, називаються **реакціями обміну**.

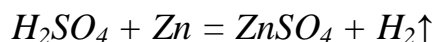
Приклад 16. Доведіть кислотні властивості сульфатної кислоти.

Розв'язання:

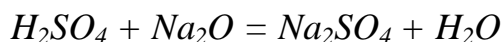
Сульфатній кислоті характерні всі хімічні властивості кислот, а саме:
- змінює колір індикаторів. Наприклад, лакмус і метилоранж у кислому середовищі набувають червоного забарвлення. Фенолфталеїном не можна виявити кислоту;

- взаємодіє з металами, що стоять у ряду активності металів ліворуч від водню, утворюючи сіль і витискаючи водень, тобто вступають у реакції

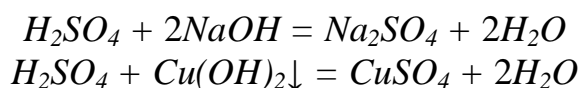
заміщення – це реакції, які відбуваються за участю простої та складної речовини, і в результаті яких утворюється проста та складна речовина;



- взаємодіє з основними оксидами, утворюючи сіль і воду, тобто вступає у реакцію обміну;



- взаємодіє з основами (розчинними і нерозчинними), утворюючи сіль та воду, тобто вступає в реакцію обміну (реакція нейтралізації);



Окремим випадком реакції обміну є реакція нейтралізації. **Реакцією нейтралізації** називається реакція між кислотою та основою, внаслідок якої утворюється сіль та вода;

- взаємодіє з солями, утворюючи нову сіль і нову кислоту, тобто вступає в реакцію обміну.



Реакції обміну перебігають до кінця у таких трьох випадках:

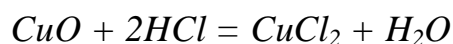
- 1) якщо внаслідок реакції утворюється вода;
- 2) якщо один із продуктів реакції випадає в осад;
- 3) якщо один із продуктів реакції є леткою (газоподібною) речовиною.

Для того, щоб визначити, чи є речовина розчинною, треба скористатися таблицею розчинності.

Приклад 17 . Здійснить взаємодію купрум (II) оксид з пробірною кислотою

Розв'язання:

У пробірку помістимо невелику кількість порошку чорного кольору купрум (II) оксиду (буквально на кінчику шпателя). Потім в цю ж пробірку обережно наливаємо розбавлену хлоридну кислоту. Пробірку закріплюємо в пробірничій тримачі і рівномірно нагріваємо в полум'ї спиртівки до утворення розчину блакитного кольору купрум (II) хлориду ($CuCl_2$).

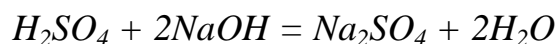


Тип реакції: обміну.

Які властивості купрум (II) оксиду характеризують це перетворення? Ці перетворення характеризують основні властивості цього оксиду.

Приклад 18. Здійснить реакцію нейтралізації сульфатної кислоти розчином натрій гідроксиду. Який реактив ще необхідний, аби довести, що реакція відбулась і розчин у пробірці – нейтральний?

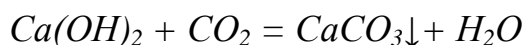
Розв'язання: Необхідний реактив – гідроксиду додаємо 1-2 краплі лакмусу. Спостерігаємо, що лакмус забарвлюється у синій колір. До вмісту пробірки краплями додаємо розбавлену сульфатну кислоту до повної нейтралізації лугу. Спостерігаємо зміну кольору з синього на фіолетовий, що свідчить про зникнення лугу і утворення нейтрального середовища: солі і води.



Реакцією нейтралізації називається реакція між кислотою та основою, внаслідок якої утворюється сіль та вода. Реакції нейтралізації належить до реакцій обміну.

Приклад 19. Як, використовуючи вапняну воду (розчин $Ca(OH)_2$) можна довести, що вуглекислий газ, який ми видихаємо, є кислотним оксидом?

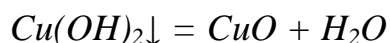
Розв'язання: У пробірку наливаємо 1 см³ вапняної води. Через одноразову трубочку обережно видихаємо повітря у вапняну воду. Розчин каламутніє, бо утворюється нерозчинна сіль карбонат кальцію $CaCO_3$ (кальцій карбонат).



Кальцій гідроксид – сильна основа, проявляє всі властивості лугів, а луги взаємодіють з оксидами неметалів, утворюючи сіль і воду, тобто з кислотними оксидами.

Приклад 20. Порівняйте відношення до нагрівання лугів і нерозчинних основ.

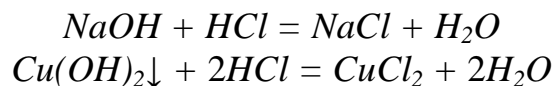
Розв'язання: При нагріванні луги плавляться й киплять без розкладання, а нерозчинні у воді основи розкладаються на оксид металічного елемента (основний оксид) і воду.



Пробірку з блакитним осадом $Cu(OH)_2\downarrow$ закріплюємо в пробірці тримачі і обережно нагріваємо в полум'ї спиртівки. Спостерігаємо появу на стінках пробірки крапель води і утворення нової твердої речовини чорного кольору купрум (II) оксиду.

Приклад 21. Порівняйте відношення до кислот розчинних і нерозчинних основ.

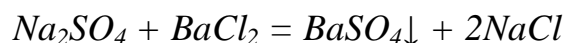
Розв'язання: Розчинні (луги) і нерозчинні основи реагують з кислотами (реакція нейтралізації):



Тип реакції: обміну.

Приклад 22. Дослідіть, чи можуть дві різні солі вступати одна з одною в реакцію обміну зазначте умови, необхідні для такої взаємодії.

Розв'язання: Взаємодія відбувається, коли дві різні вихідні солі є розчинними у воді і одна з новоутворених солей випадає в осад. Для того, щоб визначити, чи є сіль розчинна, треба скористатися таблицею розчинності ($BaSO_4$ за таблицею – практично нерозчинній).



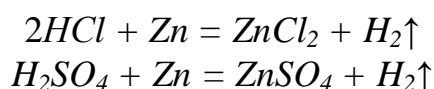
Приклад 23. Дослідіть хімічні властивості:

а) хлоридної кислоти; в) сульфатної кислоти;

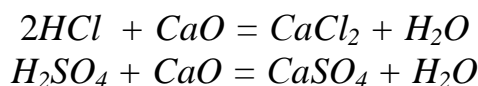
Розв'язання: Для хлоридної і сульфатної кислот характерні всі хімічні властивості кислот, а саме:

- змінюють колір індикаторів. Наприклад, лакмус і метиловий оранжевий у кислому середовищі набувають червоного забарвлення. Фенолфталеїном не можна виявити кислоту;

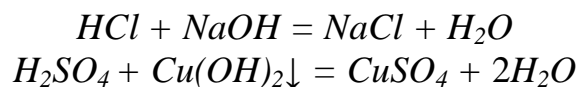
- взаємодіють з металами, що стоять у ряду активності металів ліворуч до водню, утворюючи сіль і витискаючи водень, тобто вступають у реакції заміщення;



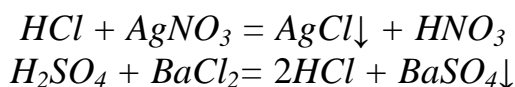
- взаємодіють з основними оксидами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають у реакції обміну;



- взаємодіють з основами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають у реакції нейтралізації;



- взаємодіють з розчинами солей, утворюючи іншу сіль та іншу кислоту, тобто вступають в реакцію обміну за умови, що одна з новоутворених речовин випадає в осад чи є нестійкою сполукою.



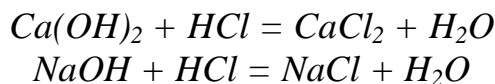
б) кальцій гідроксиду; г) натрій гідроксиду.

Кальцій гідроксид – сильна основа, проявляє всі властивості лугів.

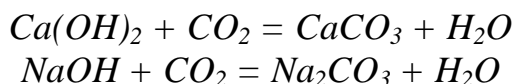
Для кальцій гідроксиду і натрій гідроксиду характерні всі хімічні властивості розчинних у воді основ (лугів), а саме:

- змінюють забарвлення індикаторів. Наприклад, лакмус у лужному середовищі синіє, фенолфталеїн набуває малинового забарвлення, а метил оранжевий – жовтого;

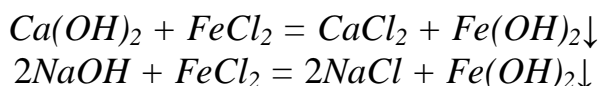
- взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають в реакцію нейтралізації;



- взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль і воду;

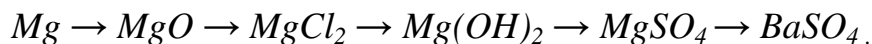


- взаємодіють з розчинами солей утворюючи нову сіль та нову основу, тобто вступають в реакцію обміну за умови, що одна з новоутворених речовин випадає в осад.



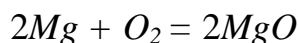
Ланцюжок перетворень

Приклад 24. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

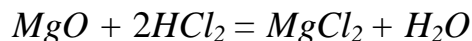


Розв'язання:

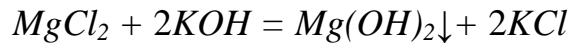
1. Для одержання магній оксиду магній потрібно спалити в кисні:



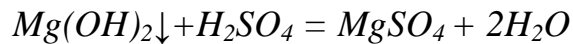
2. Магній оксид – це основний оксид, а тому реагує з хлоридною кислотою:



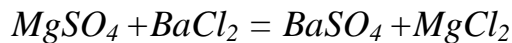
3. Магній гідроксид можна одержати, доливши до розчину магній хлориду розчин лугу:



4. Магній сульфат можна одержати, доливши до одержаного магній гідроксиду розчин сульфатної кислоти:



5. Барій сульфат можна одержати лише при взаємодії магній сульфату з розчинною у воді сіллю Барію, наприклад, барій нітратом чи барій хлоридом:

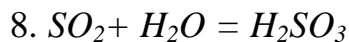
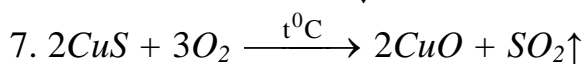
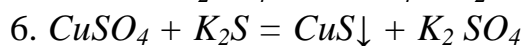
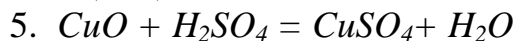
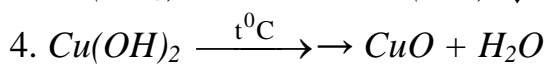
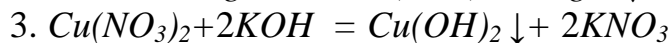
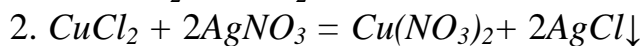
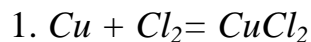
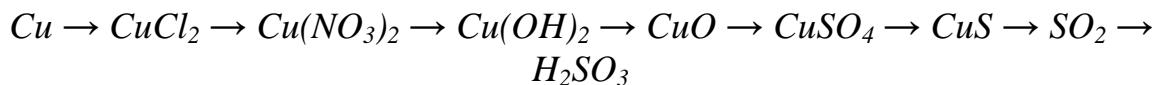


Приклад 25. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Мідь $\xrightarrow{1}$ купрум(II) хлорид $\xrightarrow{2}$ купрум(II) нітрат $\xrightarrow{3}$ купрум(II) гідроксид $\xrightarrow{4}$ купрум(II) оксид $\xrightarrow{5}$ купрум(II) сульфат $\xrightarrow{6}$ купрум(II) сульфід $\xrightarrow{7}$ сульфур(IV) оксид $\xrightarrow{8}$ сульфитна кислота.

Розв'язання:

Запишемо послідовність перетворень за допомогою формул:



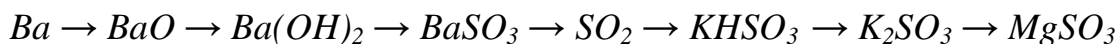
Зауважимо, що перехід (1) неможливо здійснити через реакцію міді з хлоридною кислотою, тому що у витискувальному ряду металів мідь розміщується справа від водню, а тому не взаємодіє з гідроген хлоридом.

Приклад 26. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Барій $\xrightarrow{1}$ барій оксид $\xrightarrow{2}$ барій гідроксид $\xrightarrow{3}$ барій сульфід $\xrightarrow{4}$ сульфур(IV) оксид $\xrightarrow{5}$ калій гідрогенсульфіт $\xrightarrow{6}$ калій сульфід $\xrightarrow{7}$ магній сульфід.

Розв'язання:

Запишемо послідовність перетворень за допомогою формул:



1. $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$
2. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$
3. $\text{Ba(OH)}_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{BaSO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{SO}_2 + \text{KOH} = \text{KHSO}_3$
6. $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{MgCl}_2 = \text{MgSO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$

Приклад 27. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



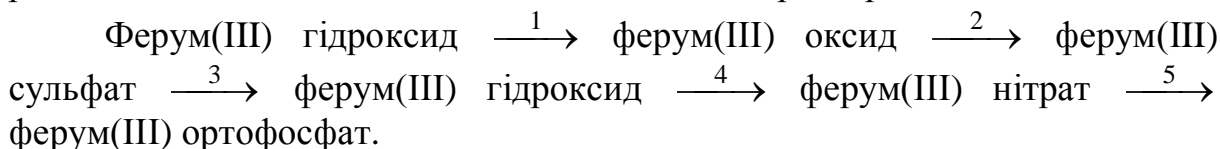
Розв'язання:

Запишемо послідовність перетворень за допомогою формул:



1. $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
2. $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^0\text{C}} 2\text{H}_3\text{PO}_4$
3. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KH}_2\text{PO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{ZnCl}_2 = \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{KCl}$

Приклад 28. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



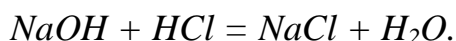
Розв'язання:

Велика кількість хімічних реакцій проходить у розчинах. У таких реакціях обміну найчастіше беруть участь солі, кислоти, основи. Але чимало солей, кислот й основ у розчинах дисоціюють на йони, отже реакції в розчинах відбуваються не між молекулами, а між йонами. Такі реакції називають *йонними*.

Якщо хімічні реакції у водних розчинах електролітів відбуваються за участю йонів, то і хімічні рівняння, які відображають йонні реакції, слід

записувати не лише в молекулярній, а й у йонній формі. Такі рівняння називають йонними рівняннями.

Для складання йонних рівнянь спочатку записують молекулярне рівняння реакції, наприклад:



У другому рядку записуємо йонне рівняння. Для цього формули сильних електролітів потрібно записати в йонній формі. Для визначення сили електролітів можна користуватися таблицею розчинності, пам'ятаючи, що до сильних електролітів належать розчинні сполуки. Їхні формули записуємо в йонній формі. Вода є неелектролітом, тому її записуємо в молекулярній формі:



Таке рівняння називається *повним йонним рівнянням*. У лівій і правій частинах йонного рівняння є однакові йони Na^+ (натрій-плюс) і Cl^- (хлор-мінус). Ці йони можна видалити з лівої та правої частин йонного рівняння, оскільки вони не беруть участі в реакції. Скорочуємо в лівій і правій частинах рівняння катіони Натрію та аніони Хлору – й одержуємо скорочене йонне рівняння. У ньому записані тільки ті частинки, які реально взаємодіють у розчині:



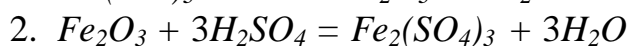
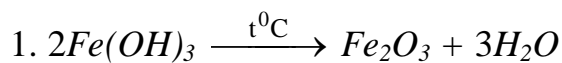
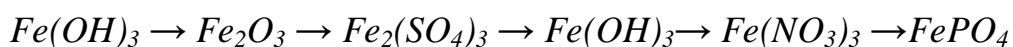
Реакції обміну в розчинах електролітів відбуватимуться до кінця, якщо один із продуктів реакції є неелектролітом. У цьому разі відбувається сполучення йонів, що утворюють неелектроліт, і вони виходять із сфери реакції. Це можливо, якщо в результаті реакції:

- 1) утворюється нерозчинна речовина (випадає осад),
- 2) виділяється газ,
- 3) утворюється вода або інший слабкий електроліт (H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3).

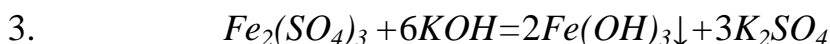
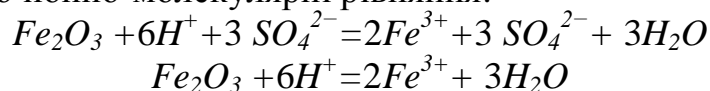
Якщо виконується хоча б одна з цих умов, реакція відбувається до кінця і є незворотною. Якщо ж ці умови не виконуються, то при змішуванні розчинів утворюється суміш йонів і реакція є зворотною.

Для прогнозування можливості перебігу реакцій йонного обміну в розчинах електролітів слід використовувати таблицю розчинності (Додаток).

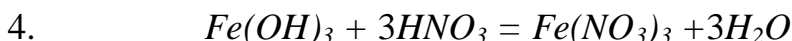
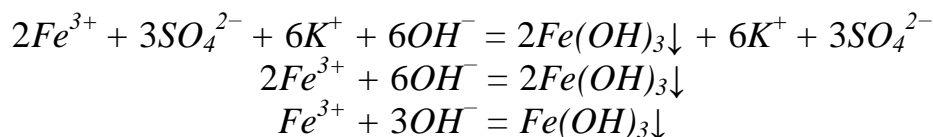
Запишемо послідовність перетворень за допомогою формул:



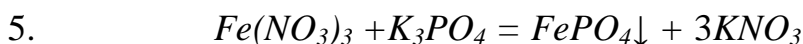
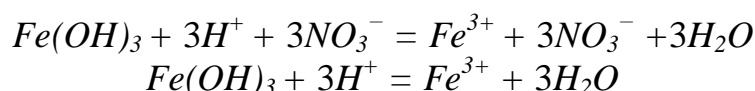
Запишемо йонно-молекулярні рівняння:



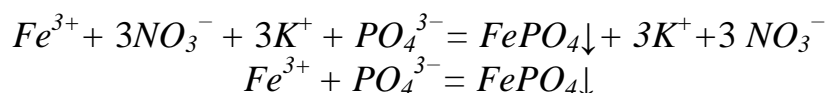
Відповідні йонно-молекулярні рівняння будуть такими:



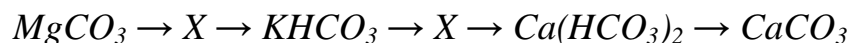
Запишемо йонно-молекулярні рівняння:



Відповідні йонно-молекулярні рівняння будуть такими:

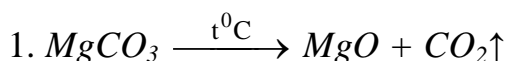


Приклад 29. Напишіть відповідні молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, та визначте невідому речовину X:



Розв'язання:

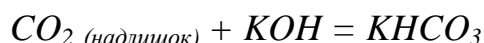
Цілком зрозуміло, що X – це сполука Карбону, а саме карбон(IV) оксид, тому що для добування $KHCO_3$ необхідний CO_2 .



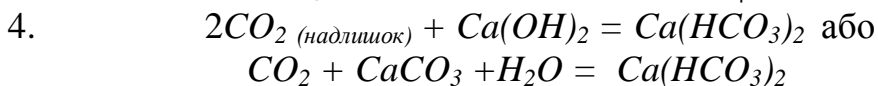
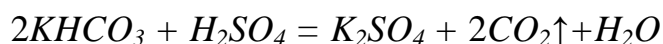
Карбон(IV) оксид ще можна одержати дією кислоти на магній карбонат:



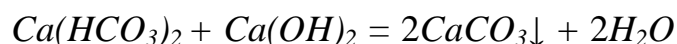
2. Карбон(IV) оксид реагує з лугами:



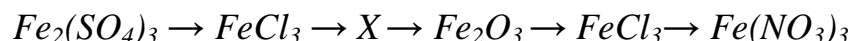
3. Для одержання вуглекислого газу розкладемо калій гідрокарбонат сильнішою за карбонатну кислотою, наприклад сульфатною:



5. Зважаючи на те що кислі солі виявляють кислотні властивості, нейтралізуємо кальцій гідрогенкарбонат гашеним вапном:



Приклад 30. Напишіть відповідні молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, та визначте невідому речовину X:

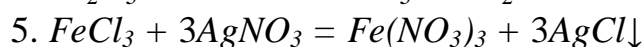
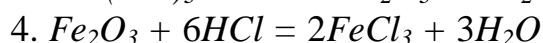
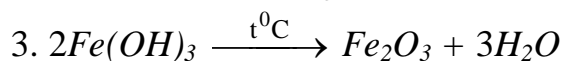
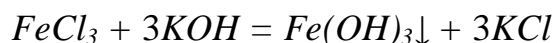


Розв'язання:



Реагент барій хлорид $BaCl_2$ повинен бути розчинним у воді. Визначаємо його розчинність за допомогою таблиці розчинності кислот, основ та солей у воді (Додаток).

2. Речовина X – це основа (ферум(III) гідроксид), тому що термічним розкладом саме цієї солі можна одержати ферум(III) оксид. Для добування ферум(III) гідроксиду з ферум(III) хлориду скористаємось реакцією солі з лугом:



Сіль (аргентум(I) нітрат) повинна бути розчинною у воді. Визначаємо це за допомогою таблиці розчинності кислот, основ та солей у воді.

ДОДАТКИ

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛІЄВА														
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1,0079 Гідроген Водень							He 4,0026 Гелій	2 4,0026 (порядковий номер)					
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон	10 20,179 Ферум Залізо	Fe 55,847 Ферум Залізо				
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	18 39,948 Хімічний символ Традиційна назва простого речовини Назва елемента атомна маса	28 58,69 Нікель				
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	26 55,847 Ферум Залізо	27 58,933 Кобальт	28 58,69 Нікель				
5	29 63,546 Cu Купрум Мідь	30 65,39 Zn Цинк	31 69,723 Ga Галій	32 72,59 Ge Германій	33 74,922 As Арсен	34 78,904 Se Селен	35 79,904 Br Бром	36 83,80 Kr Криптон	45 102,91 Ru Рутеній	46 106,42 Pd Паладій				
6	37 85,468 Sr Стронцій	38 87,62 Y Йтрій	39 88,906 Zr Цирконій	40 91,224 Nb Ніобій	41 92,906 Ta Тантал	42 95,94 Mo Молибден	43 [99] Tc Технецій	44 101,07 Ru Рутеній	54 131,29 Xe Ксенон	77 192,22 Ir Іридій				
7	47 107,87 Ag Аргентум Срібло	48 112,41 Cd Кадмій	49 114,82 In Індій	50 118,71 Sn Станум Олово, цинна	51 121,75 Sb Стибій	52 127,60 Te Телур	53 126,90 I Іод	76 190,2 Os Осмій	78 195,08 Pt Платина	109 [266] Mt Майтнерій				
8	55 132,91 Cs Цезій	56 137,33 Ba Барій	57 138,91 *La Лантан	72 178,49 Hf Гафній	73 180,95 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,21 Re Реній	85 [210] At Астат	86 [222] Rn Радон	110 58,69 Uu Учунній				
9	79 196,97 Au Аурум Золото	80 200,59 Hg Меркурій Ртуть	81 204,38 Tl Талій	82 207,2 Pb Плумбум Свинцев, оливо	83 208,98 Bi Бісмут	84 [209] Po Полоній	107 [262] Bh Борій	108 [265] Hn Ганій	109 [266] Mt Майтнерій	110 58,69 Uu Учунній				
10	87 [223] Fr Францій	88 226,03 Ra Радій	89 [227] **Ac Актиній	104 [261] Db Дубній	105 [262] Jl Джолотій	106 [263] Rf Резерфордій	107 [262] Bh Борій	108 [265] Hn Ганій	109 [266] Mt Майтнерій	110 58,69 Uu Учунній				
* Лантаноїди														
58	Ce 140,12 Церій	59 140,91 Pr Празеодим	60 144,24 Nd Неодим	61 [147] Pm Прометій	62 150,36 Sm Самарій	63 151,96 Eu Європій	64 157,25 Gd Гадоліній	65 158,93 Tb Тербій	66 162,50 Dy Диспрозій	67 164,93 Ho Гольмій	68 167,26 Er Ербій	69 168,93 Tm Тулій	70 173,04 Yb Ітербій	71 174,97 Lu Лютецій
** Актиноїди														
90	Th 232,04 Торій	91 [231] Pa Протактіній	92 238,03 U Уран	93 [237] Np Нептуній	94 [244] Pu Плутоній	95 [243] Am Америцій	96 [247] Cm Кюрій	97 [247] Bk Берклій	98 [251] Cf Каліфорній	99 [252] Es Ейнштейній	100 [257] Fm Фермій	101 [258] Md Менделевій	102 [259] No Нобелій	103 [260] Lr Лоренцій

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

$\begin{matrix} \text{O} \\ \text{H} \\ \text{H} \\ \text{O} \end{matrix}$	Катіони																						
	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Cd^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	
OH^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F^-	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	ВР	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Р	-
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
SiO_3^{2-}	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Українські назви елементів та утворених ними простих речовин*

Символ та його вимова	Латинська назва елемента	Українська назва елемента	Українська назва простої речовини
Ag аргентум	Argentum	Аргентум <i>Срібло</i>	срібло
As арсен	Arsenicum	Арсен (миш'як)	арсен
Au аурум	Aurum	Аурум <i>Золото</i>	золото
Bi бісмут	Bismuthum	Бісмут (вісмут)	бісмут
C це	Carboneum	Карбон <i>Вуглець</i>	вуглець, алмаз, графіт, карбін
Cu купрум	Cuprum	Купрум <i>Мідь</i>	мідь
F фтор	Fluorum	Флуор (фтор)	флуор, фтор
Fe ферум	Ferrum	Ферум <i>Залізо</i>	залізо
H аш	Hydrogenium	Гідроген <i>Водень</i>	водень
Hg гідраргірум	Hydrargirum Mercurium	Меркурій <i>Ртуть</i>	ртуть
I йод	Iodum	Йод <i>Йод</i>	йод
Mn манган	Manganum	Манган (марганець)	манган
N ен	Nitrogenium	Нітроген <i>Азот</i>	азот
Ni нікель	Niccolum	Нікол <i>Нікель</i>	нікель
O о	Oxygenium	Оксиген <i>Кисень</i>	кисень, озон
Pb плюмбум	Plumbum	Плюмбум (свинець)	свинець
S ес	Sulfur	Сульфур <i>Сірка</i>	сірка
Sb стибій	Stibium	Стибій (сурма)	стибій
Si силіцій	Silicium	Силіцій (кремній)	силіцій
Sn станум	Stannum	Станум (олово)	олово

Примітка. У дужках наведені назви хімічних елементів, які раніше зустрічалися у літературі і сьогодні не застосовуються.

**ХАРАКТЕРНІ ЗНАЧЕННЯ ВАЛЕНТНОСТЕЙ ДЕЯКИХ АТОМІВ
ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ**

элементы	валентность	примеры соединений
H, F, Li, Na, K	I	H ₂ , HF, Li ₂ O, NaCl, KBr
O, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	II	H ₂ O, MgCl ₂ , CaH ₂ , SrBr ₂ , BaO, ZnCl ₂
B, Al	III	BCl ₃ , AlBr ₃
C, Si	IV	CO ₂ , CH ₄ , SiO ₂ , SiCl ₄
Cu	I,II	Cu ₂ O, CuO
Fe	II,III	FeCl ₂ , FeCl ₃
Cr	II,III,VI	CrCl ₂ , CrCl ₃ , CrO ₃
S	II,IV,VI	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃
N	III,IV	NH ₃ , NH ₄ Cl, HNO ₃
P	III,V	PH ₃ , P ₂ O ₅ , H ₃ PO ₄
Sn, Pb	II,IV	SnCl ₂ , SnCl ₄ , PbO, PbO ₂
Cl, Br, I	I,III,V,VII	HCl, ClF ₃ , BrF ₅ , IF ₇

ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ ДЕЯКИХ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Іони	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	[Hg ₂] ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	30	62	94	40	56	104	153	102	152	71	72	160	75	75	80	232	81	128	217	418	135	223
OH ⁻	18	35	24	40	56	58	74	22	71	78	103	89	90	107	93	93	98	125	99	146	235	436	153	241
F ⁻	20	37	26	42	58	62	78	126	75	84	109	93	94	113	97	97	102	127	103	150	239	440	157	245
Cl ⁻	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	95	111	159	208	133,5	158,5	126	127	162,5	130	130	135	143,5	136	183	272	473	190	278
Br ⁻	81	98	87	103	119	184	200	248	297	267	292	215	216	296	219	219	224	188	225	272	361	562	279	367
I ⁻	128	145	134	150	166	278	294	342	391	408	433	309	310	437	313	313	318	235	291	366	455	656	373	461
S ²⁻	34	68	46	78	110	56	72	120	169	150	200	87	88	208	91	91	96	248	97	144	233	434	151	239
SO ₃ ²⁻	82	116	94	126	158	104	120	168	217	294	344	135	136	352	139	139	144	296	145	192	281	482	199	287
SO ₄ ²⁻	98	132	110	142	174	120	136	184	233	342	392	151	152	400	155	155	160	312	161	208	297	498	215	303
NO ₃ ⁻	63	80	69	85	101	148	164	212	261	213	238	179	180	242	183	183	188	170	189	236	325	526	243	331
PO ₄ ³⁻	98	149	116	164	212	262	310	454	601	122	147	355	358	151	367	367	382	419	385	526	793	698	547	811
CO ₃ ²⁻	62	96	74	106	138	84	100	148	197	234	284	115	16	292	19	119	124	276	125	172	261	462	179	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	90	122	154	100	116	164	213	282	332	131	132	340	135	135	140	292	141	188	277	478	195	283
CN ⁻	27	44	33	49	65	76	92	140	189	105	130	107	108	134	111	111	116	134	117	164	253	454	171	259
SCN ⁻	59	76	65	81	97	140	156	204	253	201	226	171	172	230	175	175	180	166	181	228	317	518	235	323
C ₂ O ₄ ²⁻	90	124	102	134	166	112	128	176	225	318	368	143	144	376	147	147	152	304	153	200	289	490	207	295
CH ₃ COO ⁻	60	77	66	82	98	142	158	206	255	204	229	173	174	233	177	177	182	167	183	230	319	520	237	325

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
з курсу «Хімія» 0-модуль

Спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту
навколишнього середовища»

Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Шепеліна С.І. асистент кафедри хімії навколишнього
середовища

Підп. до друку
Умовн.друк.арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

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