

Міністерство освіти і науки України
Полтавський національний технічний університет
імені Юрія Кондратюка

Кафедра хімії

**КУРС ЛЕКЦІЙ З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ УСІХ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ**
Частина 1



Полтава 2017

Рецензенти: доцент кафедри прикладної екології та природокористування,
к. т. н. О.Е. Ілляш;
доцент кафедри хімії, к. ф.-мат. н. Н.Б. Сененко

Рекомендовано до друку науково-методичною радою Полтавського
національного технічного університету
імені Юрія Кондратюка

Протокол № 5
від 05.07.2017 р.

**Д.О. Стороженко, Н.В. Бунякіна, О.А. Об'єдкова,
О.Г. Дрючко**

Курс лекцій з дисципліни «Хімія» для студентів усіх спеціальностей.
Частина I. – Полтава: ПолтНТУ, 2017. – 64 с.

Навчально-методичне видання спрямовано на організацію
самостійної роботи студентів у процесі підготовки до контрольних робіт та
тестування.

Висвітлено основні питання розділів хімії: «Основні поняття та
закони», «Будова атома», «Хімічний зв'язок», «Хімічна кінетика».
Звернено увагу на найбільш вагомні питання, а також наведено приклади
розв'язку типових задач.

© Стороженко Д.О.
Бунякіна Н.В.
Об'єдкова О. А.
Дрючко О.Г., 2017

ПЕРЕДМОВА

Мета цього навчально-методичного видання – полегшити роботу студентів стаціонарної форми навчання у процесі підготовки до поточних контрольних та підсумкових модульних робіт.

Автори ставлять перед собою завдання акцентувати увагу студентів на найбільш вагомих питаннях кожної теми. Для поглиблення оволодіння матеріалом до курсу лекцій включені схеми і рисунки, які ілюструють теоретичні положення. Після кожної лекції містяться контрольні питання й завдання, що дозволить студентам самостійно перевірити рівень опанування матеріалу.

Такий підхід забезпечить більш повне засвоєння студентами викладеного матеріалу, допоможе осмислити зв'язок між основними елементами знань, а також сприятиме більш ефективному запам'ятовуванню основ дисципліни «Хімія».

ВСТУП

План

1. Хімія як розділ природознавства.

2. Предмет хімії.

1. Хімія як розділ природознавства

Хімія належить до природничих наук, що вивчають оточуючий нас матеріальний світ в усій багатогранності форм його існування, перетворень та явищ, які у ньому відбуваються.

Природознавство – це комплекс наук, котрі вивчають природу.

Природознавство розкриває сутність явищ природи, пізнає її закони, а потім використовує ці закони в практичній діяльності суспільства, у науці, техніці, виробництві.

Хімія – це наука про склад, будову, властивості речовин, їх перетворення та ті явища, якими супроводжуються перетворення одних речовин в інші.

Оточуючий нас світ існує об'єктивно, незалежно від людської свідомості: він являє собою різноманітні види матерії, що рухається, різноманітні форми її перетворення. Відомі дві основні форми існування матерії: речовина і поле.

Речовина – конкретний вид матерії, що складається із стійкої сукупності елементарних частинок різного ступеня складності (молекули, атоми, нейтрони, протони, електрони), які мають масу спокою і характеризуються певними хімічними та фізичними властивостями.

Поле (наприклад, електромагнітне, гравітаційне й ін.) – це вид матерії, яка не має власної маси спокою.

2. Предмет хімії

Явища, при яких з одних речовин утворюються інші, нові речовини, називають хімічними. Вивченням таких явищ, таких форм руху матерії займається хімія.

Таким чином, **хімія** – це природнича наука про якісні перетворення речовин, що відбуваються у результаті зміни їх кількісного складу.

Хімія вивчає склад та будову речовин, залежність властивостей речовин від їх складу і будови, умови й шляхи перетворення одних речовин в інші. Перетворення речовин можуть супроводжуватися виділенням чи поглинанням енергії – теплової, світлової, електричної.

Отже, **хімія** є наукою про склад, будову, властивості речовин, їх перетворення і ті явища, якими супроводжуються перетворення одних речовин в інші.

Усі речовини – це сполуки хімічних елементів. Різні сполуки відрізняються одна від одної елементарним складом (тобто відносним умістом у молекулі чи кристалі атомів певного типу), взаємним розміщенням атомів, а також загальним числом атомів у молекулі.

Хімічні перетворення полягають у тому, що із молекул речовин за допомогою їх розчленовувань і нових сполучень та перегрупувань атомів, які входять до їх складу, утворюються молекули нових речовин.

Найважливіше завдання хімії – одержання речовин і матеріалів, що мають корисні для різноманітних конкретних цілей властивості.

Сучасна хімія важлива для розвитку народного господарства.

Природа дає людству лише сировину, яку можна переробити, користуючись хімічними методами. Хімія дозволяє синтезувати матеріали, яких немає у природі, застосовувати їх у різних галузях господарства.

Контрольні питання

1. Що таке хімія?
2. Дайте визначення понять «речовина» та «поле»?
3. Що вивчає хімія?
4. У чому полягають хімічні перетворення?
5. Яке найважливіше завдання хімії?

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

План

1. Атомно-молекулярне вчення у хімії.
2. Основні поняття хімії.
3. Основні закони хімії.

1. Атомно-молекулярне вчення у хімії

Вагомий вклад у розвиток атомно-молекулярного вчення внесли такі відомі вчені, як М.В. Ломоносов, А.Л. Лавуазьє, Ж. Пруст, Дж. Дальтон, А. Авогадро, Й.Я. Берцеліус, Д.І. Менделєєв, О.М. Бутлеров. Остаточно атомно-молекулярне вчення утвердилося як наукова теорія в середині ХІХ ст. Розглянемо його основні положення:

- ✓ усі речовини складаються з молекул;
- ✓ молекули складаються з атомів;
- ✓ за всіх умов частинки – молекули та атоми – перебувають у безперервному русі. Тепловий стан тіл є результатом руху їх частинок. Між молекулами існує простір, діють сили притягання та відштовхування;
- ✓ молекули простих речовин складаються з однакових атомів, молекули складних речовин – із різних атомів. Молекули однієї речовини однакові, різних речовин – різні.

Розглянемо детальніше такі поняття, як «атом», «молекула», «хімічний елемент», «проста» і «складна речовина».

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що зберігає всі його хімічні властивості та має деякий заряд ядра і масу.

Молекула – найменша частинка речовини, яка володіє її хімічними властивостями, здатна до самостійного існування. Вона складається з однакових чи різних атомів, сполучених в одне ціле хімічними зв'язками.

Атом складається із позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, що утворюють електронну оболонку.

Хімічний елемент – це ряд атомів з однаковим позитивним зарядом ядра, які характеризуються певною сукупністю властивостей і займають визначене місце у періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Проста речовина – це речовина утворена з атомів одного хімічного елемента.

Так, проста речовина «залізо» утворена атомами елемента феруму, проста речовина «азот» – атомами елемента нітрогену.

Складна речовина, чи хімічна сполука – це речовина, утворена атомами різних хімічних елементів.

Так, вода утворюється атомами елементів гідрогену та оксигену, а сульфатна кислота складається з атомів елементів гідрогену, сульфуру та оксигену.

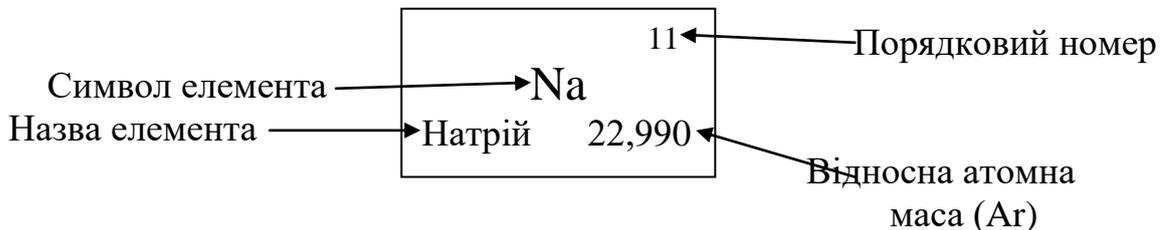
2. Основні поняття хімії

Поняття про атомну масу було введено Дж. Дальтоном. Оскільки абсолютну масу атома у той час встановити було неможливо, для характеристики маси кожного атома вчений запропонував скористатися відносними атомними масами. За одиницю атомної маси він узяв масу атома найлегшого елемента – гідрогену.

У 1960 р. на Міжнародному з'їзді фізиків, а в 1961 р. на Міжнародному з'їзді хіміків було прийнято єдину сучасну вуглецеву шкалу атомних мас, в основу якої покладено одиницю, що дорівнює 1/12 частині маси атома легкого ізотопу вуглецю.

Відносною атомною масою (A_r) елемента називається маса його атома, виражена в атомних одиницях маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) дорівнює $1,667 \cdot 10^{-24}$ г. Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома цього елемента більша за 1/12 маси атома вуглецю $^{12}_6\text{C}$ (1 а.о.м.). Наприклад, атомна маса сульфору дорівнює 32 а.о.м. Це означає, що атом сульфору $^{32}_{16}\text{S}$ у 32 рази важчий за 1 а.о.м. Значення атомних мас елементів в а.о.м. наведені у періодичній системі елементів, наприклад:



При розрахунках значення відносних атомних мас округлюються до цілого, як-от:

$$A_r(\text{Na}) \approx 23 \text{ а.о.м.};$$

$$A_r(\text{Ca}) \approx 40 \text{ а.о.м.};$$

$$A_r(\text{P}) \approx 31 \text{ а.о.м.}$$

Відносна молекулярна маса (M_r) речовини – це маса її молекули, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м.).

Молекулярна маса чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, що входять до складу молекули речовини з урахуванням їх кількості.

Приклад. Визначити відносну молекулярну масу сульфатної кислоти.

Розв'язання

Визначимо значення відносних атомних мас елементів, використавши періодичну систему:

$$Ar(H) \approx 1 \text{ а.о.м.};$$

$$Ar(S) \approx 32 \text{ а.о.м.};$$

$$Ar(O) \approx 16 \text{ а.о.м.}$$

Визначимо відносну молекулярну масу H_2SO_4 :

$$Mr(H_2SO_4) = Ar(H) \cdot 2 + Ar(S) \cdot 1 + Ar(O) \cdot 4 = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ а.о.м.}$$

У практичній діяльності ми не оперуємо такими кількостями речовини, як атом і молекула. Для вимірювання кількості речовини у хімії використовують одиницю, що має назву моль.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів та ін.), скільки міститься атомів у 12 г ізотопу вуглецю $^{12}_6C$.

Число структурних одиниць, котре міститься в 1 молі будь-якої речовини постійне. Воно дорівнює $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ і називається постійною Авогадро.

Число структурних одиниць N , що міститься у певному числі молей, можна визначити за формулою

$$N = \nu \cdot N_A, \quad (1)$$

де N – кількість атомів або молекул речовини;

ν – кількість речовини;

N_A – постійна Авогадро.

Задача 1. Скільки атомів сульфуру міститься у 2 молях сірки?

Розв'язання

<u>Дано:</u> $\nu = 2$ моль	Для визначення числа атомів сульфуру скористаємося формулою (1) $N = \nu \cdot N_A$.
$N = ?$	Підставивши значення у формулу, одержимо $N = 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 12,044 \cdot 10^{23}$ атомів сульфуру.

Відповідь: $12,044 \cdot 10^{23}$ атомів сульфуру.

Молярна маса – маса одного моля певної речовини в грамах.

Молярна маса речовини, виражена у г/моль, чисельно дорівнює відносній атомній чи відносній молекулярній масі цієї речовини.

Маса та кількість речовини – поняття різні. Маса виражається у грамах (г), а кількість речовини – у молях. Між масою речовини (m , г), кількістю речовини (ν , моль) та молярною масою (M , г/моль) існує залежність

$$\nu = \frac{m}{M}. \quad (2)$$

Задача 2. У якій масі міститься 3 моля кальцій оксиду CaO ?

Розв'язання

<p><u>Дано:</u> $\nu = 3$ моль</p> <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> <p>$m = ?$</p>	<p>Із формули (2) визначимо масу CaO $m = \nu \cdot M$, де M – молярна маса CaO, що визначається так: $M = 40 + 16 = 56$ г/моль; ν – кількість речовини. Підставивши значення у формулу, одержимо $m = 3 \cdot 56 = 168$ г.</p>
--	--

Відповідь: 168 г.

Задача 3. У якій масі міститься $12,044 \cdot 10^{23}$ молекул SO_2 ?

Розв'язання

<p><u>Дано:</u> $N = 12,044 \cdot 10^{23}$ молекул SO_2</p> <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> <p>$m = ?$</p>	<p>Із формули (1) визначимо кількість речовини $\nu = \frac{N}{N_A}$. Підставивши значення у формулу, одержимо $\nu = \frac{12,044 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 2$ моля.</p>
---	---

Із формули (2) визначимо масу SO_2 $m = \nu \cdot M$,
де M – молярна маса SO_2 , що визначається так:

$$M = 32 + 16 \cdot 2 = 64 \text{ г/моль};$$

ν – кількість речовини.

Підставивши значення у формулу, одержимо

$$m = 2 \cdot 64 = 128 \text{ г.}$$

Відповідь: 128 г.

Валентність – це здатність атомів одного елемента приєднувати чи заміщати певну кількість атомів іншого елемента.

Позначають валентність римськими цифрами над символами елементів, наприклад: H^{I} , Ca^{II} .

Існують елементи з постійною та змінною валентністю.

Елементи з постійною валентністю діляться на:

- ✓ одновалентні елементи: H, Li, Na, K, Rb, Cs;
- ✓ двовалентні елементи: O, Ca, Mg, Ba, Sr, Zn, Cd;
- ✓ трихвалентні елементи: Al, B.

Усі інші елементи мають змінну валентність. Наприклад, сульфур у різних сполуках може мати валентність II, IV, VI.

Максимальна валентність елемента дорівнює номеру **групи**, у якій знаходиться цей елемент у періодичній системі елементів.

3. Основні закони хімії

Закон збереження маси

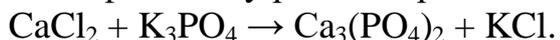
Один із фундаментальних і загальних законів природи – закон збереження маси – відкрив російський учений М.В. Ломоносов. У 1748 р. він сформулював, а в 1756 р., вивчаючи хімічні перетворення металів при нагріванні, експериментально підтвердив, що без доступу повітря маса металу після нагрівання залишається без змін.

Маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Закон збереження маси речовин можна пояснити з позиції атомно-молекулярного вчення: при хімічних реакціях кількість атомів усіх видів залишається незмінною, оскільки атоми не утворюються ні з чого та не зникають. Оскільки маса певного атома постійна, то й загальна маса вихідних речовин, що складаються із цих атомів, дорівнює масі продуктів реакції, які складаються із того ж набору атомів.

Закон збереження маси дає матеріальну основу для складання рівнянь хімічних реакцій і проведення розрахунків за хімічними рівняннями.

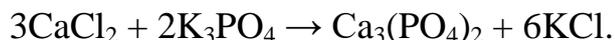
Приклад. Розставте коефіцієнти у рівнянні реакції



Розв'язання

Згідно із законом збереження маси сумарні маси вихідних речовин та продуктів реакції повинні бути рівні. Тому число молей атомів кожного виду має бути однаковим у правій і лівій частинах рівняння реакції. У правій частині схеми – 3 молі атомів кальцію й 2 молі атомів фосфору, тому необхідно перед формулою CaCl_2 у лівій частині поставити коефіцієнт 3, а перед K_3PO_4 – 2. Для зрівнювання числа молей атомів хлору

та калію в правій і лівій частинах поставимо коефіцієнт 6 перед формулою KCl. Одержимо рівняння

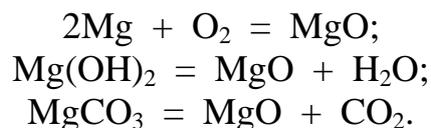


Закон сталості складу

Цей закон сформулював у 1801 р. французький учений Ж. Пруст:

Склад сполук молекулярної будови постійний незалежно від способу їх одержання.

Наприклад, магній оксид може бути одержаний за допомогою кількох хімічних реакцій:



Однак у результаті цих реакцій одержують один оксид, у якому масові частки магнію й кисню завжди становлять 60% і 40% відповідно.

Закон кратних відношень

Велике значення мало відкриття англійським ученим Дж. Дальтоном закону кратних відношень. Вивчаючи випадки, коли два елементи сполучаються між собою у кількох різних масових співвідношеннях, утворюючи при цьому різні хімічні сполуки, він у 1803 році встановив:

якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то маси одного з них, що припадають на одну і ту ж масу другого, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Цей закон можна проілюструвати на нітроген оксидах N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 і N_2O_5 . Із їх складу видно, що маси кисню, які припадають на одну і ту ж масу нітрогену, відносяться один до іншого як 1:2:3:4:5.

Із закону кратних відношень ясно, що найменша маса елемента, котра вступає в хімічну сполуку, відповідає його атому, а в молекулу сполуки вступить тільки ціле число атомів.

Закон об'ємних відношень, або хімічний закон Гей-Люссака

Вивчаючи співвідношення між об'ємами реагуючих газів, французький хімік Гей-Люссак у 1808 р. встановив:

за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газів, котрі утворилися, як невеликі цілі числа.

Так, з одним об'ємом кисню завжди реагують два об'єми водню з утворенням двох об'ємів водяних парів, тобто їхні об'ємні співвідношення дорівнюють 1:2:2.

Закон Авогадро

У 1811 році А. Авогадро сформулював закон:

у рівних об'ємах будь-яких газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Відповідно до закону Авогадро одна й та сама кількість молекул будь-яких газів займає один і той же об'єм. Оскільки 1 моль будь-якої речовини у газоподібному стані містить $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул, то їхні об'єми за однакових умов будуть однаковими. Дійсно, для газів було встановлено, що моль будь-якої речовини за нормальних умов (0°C , 101325 Па) займає однаковий об'єм, а саме **22,4 л**.

Об'єм, котрий займає 1 моль будь-якого газу називається **молярним об'ємом** (V_M).

За будь-яких умов молярний об'єм газу рівний відношенню об'єму газу за цих умов (V) до кількості речовини цього газу

$$V_M = \frac{V}{\nu} \quad (3)$$

Задача 4. Який об'єм за нормальних умов займе кисень масою 8 г?

Розв'язання

<p><u>Дано:</u> $m = 8 \text{ г}$ $V = ?$</p>	<p>Користуючись формулою (2) визначимо кількість речовини O_2</p> $\nu(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)},$ <p>де M – молярна маса O_2, що визначається так:</p>
---	--

$$M = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль.}$$

Підставивши значення у формулу, одержимо

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{8}{32} = 0,25 \text{ моль.}$$

Із формули (3) визначимо об'єм газу $V = \nu \cdot V_M$.

Підставивши значення у формулу, одержимо

$$V = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л.}$$

Відповідь: 5,6 л.

Задача 5. У якому об'ємі (н. у.) міститься $18,066 \cdot 10^{23}$ молекул водню?

Розв'язання

<p><u>Дано:</u> $N = 18,066 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 $V = ?$</p>	<p>Із формули (1) визначимо кількість речовини</p>
--	--

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

Підставивши значення у формулу, одержимо

$$v = \frac{18,066 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3 \text{ моля.}$$

Із формули (3) виразимо об'єм газу $V = v \cdot V_M$
і, підставивши значення у формулу, одержимо

$$V = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л.}$$

Відповідь: 67,2 л.

Контрольні питання та завдання

- Сформулюйте основні положення атомно-молекулярного вчення.
- Дайте визначення понять:
 - атом;
 - молекула;
 - хімічний елемент.
- Чим відрізняються прості та складні речовини?
- Що таке відносна атомна маса?
- Де знаходять відносні атомні маси елементів?
- Як розраховують відносну молекулярну масу речовини?
- Що таке моль?
- Чому дорівнює постійна Авогадро?
- Дайте визначення поняття «молярна маса».
- Як визначити валентність елемента?
- Сформулювати:
 - закон збереження маси;
 - закон сталості складу;
 - закон кратних відношень;
 - закон об'ємних відношень;
 - закон Авогадро.
- Чому дорівнює молярний об'єм газу?
- Визначити відносну молекулярну масу:
 - HNO_3 ;
 - K_2S ;
 - $\text{Cr}_2(\text{SiO}_3)_3$.
- Розставте коефіцієнти у рівнянні реакції:
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{BaSO}_4$.
- Скільки молекул міститься у:
 - 24 г CaO ;

- б) 56 л O_2 .
16. Який об'єм займають:
- а) 305 г NO_2 ;
- б) $30,1 \cdot 10^{23}$ молекул SO .

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

План

1. Класифікація неорганічних речовин.
2. Оксиди: їх класифікація та хімічні властивості.
3. Гідроксиди, їх види.
4. Солі: середні, кислі та основні.

1. Класифікація неорганічних речовин

Усі неорганічні речовини за складом поділяють на прості та складні. Прості речовини у свою чергу ділять на метали та неметали, а складні – на оксиди, гідроксиди та солі (рис. 1).

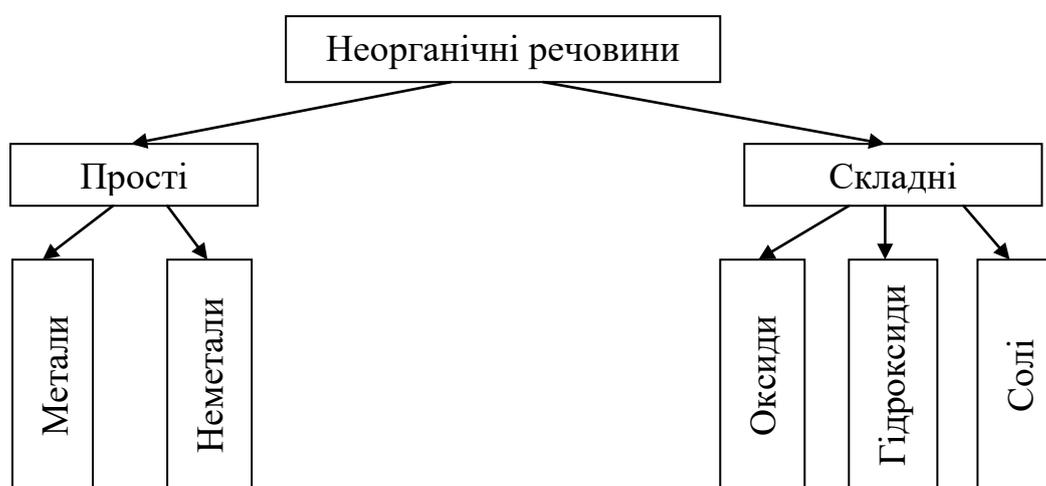


Рис.1. Класифікація неорганічних речовин за складом

Метали – хімічні елементи, що утворюють прості речовини, які мають за звичайних умов характерні металічні властивості: високу тепло- та електропровідність, здатність добре відбивати світлові хвилі (блиск), пластичність.

Неметали – хімічні елементи, що утворюють прості речовини, які не мають властивостей, характерних для металів.

У періодичній системі (довгий варіант) поділ на метали та неметали проводиться по діагоналі від **B** до **At**. Нижче від діагоналі знаходяться метали, а вище – неметали.

Класифікацію складних речовин розглянемо детальніше.

2. Оксиди: їх класифікація та хімічні властивості

Оксидами називають бінарні сполуки елемента з киснем (EлO^{II}).

Назва оксиду елемента, який має постійну валентність, складається із двох слів:

назва елемента + оксид,

наприклад: **CaO** – кальцій оксид;

Na₂O – натрій оксид.

Якщо елемент має змінну валентність, то після назви елемента вказується його валентність,

наприклад: **MnO**, – манган(II) оксид;

SnO₂ – станум(IV) оксид.

Оксиди, які у результаті хімічних реакцій утворюють солі, називають **солетворними**. Таких оксидів більшість, наприклад, **SO₃, MgO, P₂O₅**.

Оксиди, які у результаті хімічних реакцій не утворюють солі, називають **несолетворними**. Прикладами таких оксидів можуть бути **NO, N₂O, CO, SiO**.

За хімічними властивостями солетворні оксиди ділять на: **основні, кислотні та амфотерні** (рис. 2).

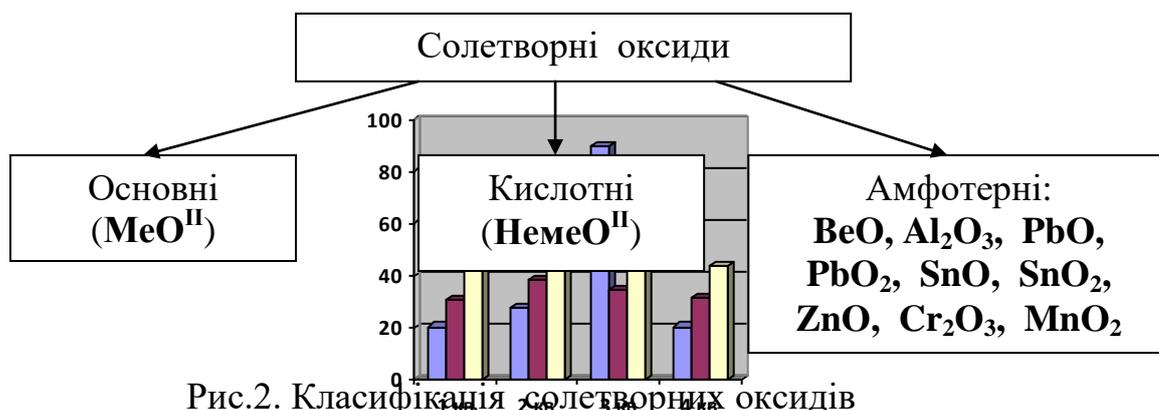


Рис.2. Класифікація солетворних оксидів за хімічними властивостями

Основні оксиди – це сполуки металів із низькою валентністю (I, II) з киснем,

наприклад: **Na₂O, BaO, FeO, CuO**.

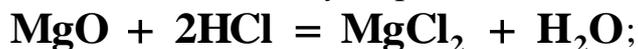
Кислотні оксиди – це сполуки неметалів чи елементів побічних підгруп з валентністю більше ніж IV з киснем,

наприклад: **N₂O₅, SO₂, CrO₃, Mn₂O₇**.

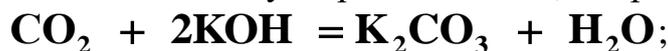
Амфотерні оксиди мають подвійний характер. Вони можуть проявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів.

Хімічні властивості оксидів

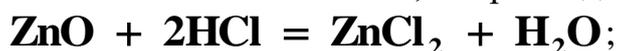
Характерною властивістю основних оксидів є здатність взаємодіяти з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей, наприклад:



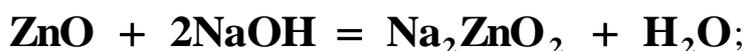
Прикметна властивість кислотних оксидів – здатність взаємодіяти з лугами та основними оксидами з утворенням солей, наприклад:



Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами, проявляючи основні властивості, а разом з тим із основами та основними оксидами, проявляючи кислотні властивості, наприклад:

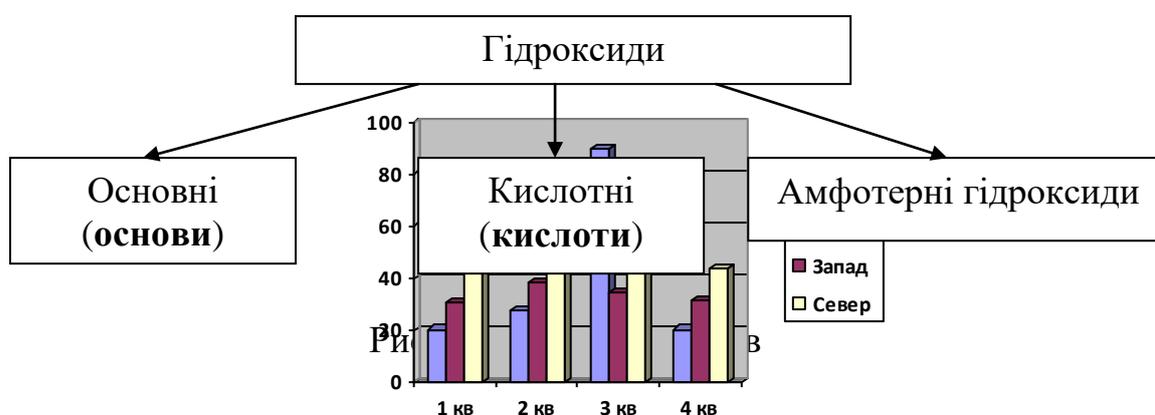


i



3. Гідроксиди, їх види

Продукти реакції взаємодії оксидів із водою називаються гідроксидами. Вони, як і оксиди, поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні** (рис.3).



Основи – це сполуки металів із гідроксильною групою OH^- .

Назва гідроксиду елемента, який має постійну валентність, складається із двох слів:

назва елемента + гідроксид,

наприклад: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій гідроксид;

NaOH – натрій гідроксид.

Якщо елемент має змінну валентність, то після назви елемента вказується його валентність,

наприклад: $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – манган(II) гідроксид;

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум(III) гідроксид.

За здатністю розчинятися у воді основи поділяють на розчинні та нерозчинні. Розчинні у воді основи називають **лугами**. До них належать

гідроксиди лужних і лужноземельних металів: **LiOH**, **NaOH**, **KOH**, **RbOH**, **CsOH**, **Ca(OH)₂**, **Sr(OH)₂**, **Ba(OH)₂**.

Кислотність основи визначається кількістю гідроксогруп у молекулі основи, наприклад:

NaOH, **KOH** – однокислотні основи;

Ca(OH)₂, **Ba(OH)₂** – двоокислотні основи;

Bi(OH)₃, **Cr(OH)₃** – трьохкислотні основи.

Кислоти – це сполуки, що складаються з гідрогену, здатного заміщуватися металом, та кислотного залишку.

Назва кислоти складається із двох слів:

назва кислотного залишку з додаванням суфікса “-на” + кислота,

наприклад: **HNO₃** – нітратна кислота;

H₂SO₄ – сульфатна кислота.

Перелік кислот, що використовуються при вивченні курсу, наводиться у додатку А.

Кислоти розрізняються за **основністю**, яка визначається кількістю атомів гідрогену, здатних заміщуватися металом, наприклад, **HCl**, **HNO₃** – одноосновні кислоти;

H₂S, **H₂CO₃** – двоосновні кислоти;

H₃PO₄ – триосновна кислота.

Валентність кислотного залишку дорівнює основності кислоти.

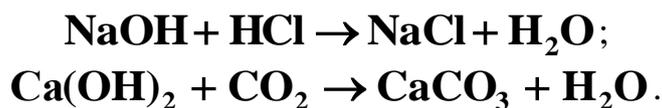
За наявності оксигену в кислотному залишку кислоти ділять на оксигеновмісні (**HSO₃**, **H₃PO₄**) та безоксигенові (**HCl**, **H₂S**).

Амфотерні гідроксиди можуть існувати як у стані основ, так і в стані кислот, наприклад:

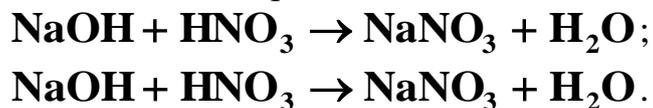
Амфотерний оксид	Амфотерний гідроксид	
	стан основи	стан кислоти
ZnO	Zn(OH)₂	H₂ZnO₂
Al₂O₃	Al(OH)₃	HAIO₂
PbO	Pb(OH)₂	H₂PbO₂
Cr₂O₃	Cr(OH)₃	HCrO₂
PbO₂	Pb(OH)₄	H₂PbO₃

Хімічні властивості гідроксидів

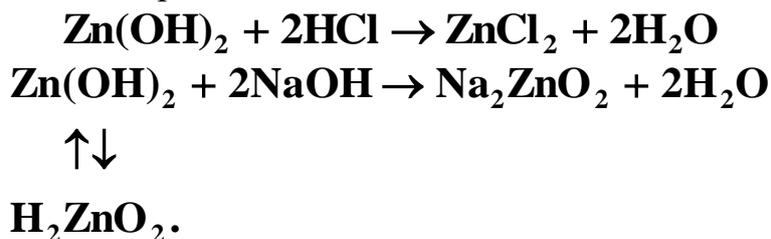
Характерна властивість основ – їх здатність взаємодіяти з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей, наприклад:



Для кислот характерні реакції взаємодії з основами та основними оксидами з утворенням солей, наприклад:



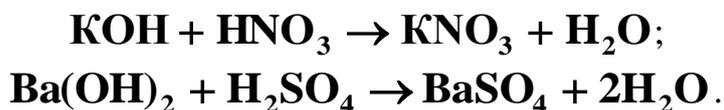
Амфотерні гідроксиди залежно від умов проявляють властивості як основ, так і кислот, наприклад:



4. Солі: середні, кислі та основні

Солі – це продукти заміщення атомів гідрогену в молекулі кислоти на атоми металу або гідроксильної групи у молекулі основи на кислотний залишок. Солі поділяються на три види: середні, кислі й основні.

Середні солі – продукти повного заміщення атомів гідрогену кислоти на атоми металу або гідроксильної групи основи на кислотний залишок, наприклад:



Назва середньої солі складається із:

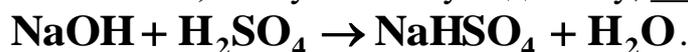
назва елемента + назва кислотного залишку

Якщо елемент має змінну валентність, то після назви елемента вказується його валентність,

наприклад: NaNO_3 – натрій нітрат;

FeSO_4 – ферум(II) сульфат.

Кислі солі – продукт неповного заміщення атомів гідрогену в молекулі кислоти на атоми металу. Кислі солі можуть бути утворені тільки багатоосновними кислотами, які були взяті у надлишку, наприклад:

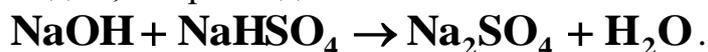


У назву таких солей додається частинка “гідроген” (у солі міститься один атом гідрогену) або “дигідроген” (у солі міститься два атоми гідрогену),

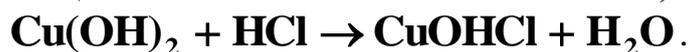
наприклад: LiHSO_4 – літій гідрогенсульфат;

NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенфосфат.

Щоб перетворити кислу сіль на середню, необхідно подіяти на неї основним гідроксидом, наприклад:



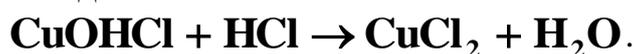
Основні солі – продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі основи на кислотний залишок. Основні солі є продуктом неповної нейтралізації багатокислотної основи кислотою, наприклад:



У назви цих солей додається частинка “гідроксо” за наявності однієї **ОН**-групи або «дигідроксо» – якщо **ОН**-груп дві, наприклад: MgOHCl – магній гідроксохлорид;

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – алюміній дигідроксонітрат.

При додаванні до основної солі відповідної кислоти утворюється середня сіль, наприклад:



Контрольні питання та завдання

1. На які класи поділяються неорганічні сполуки?
2. Що таке оксид?
3. На які види поділяються оксиди?
4. Дати визначення поняття “основа”.
5. Які сполуки називаються кислотами?
6. Що визначає основність кислоти?
7. Які амфотерні гідроксиди Ви знаєте?
8. Чим відрізняються середні, кислі та основні солі?
9. Назвати і розподілити за класами речовини, формули яких наведені нижче: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, NaCO_3 , CuO , N_2O_5 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HBr , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HCl , KClO , B_2O_3 .
10. Напишіть формули оксидів і вкажіть основні, кислотні та амфотерні: сульфур(VI) оксид, хром(III) оксид, нітроген(III)оксид, цинк оксид, цезій оксид, хлор(VII) оксид, магній оксид.
11. Виписати формули амфотерних гідроксидів: нікол(II) гідроксид, рубідій гідроксид, плюмбум(IV) гідроксид, магній гідроксид, цинк гідроксид, хром(III) гідроксид.
12. Написати формули гідроксидів та вказати луги: купрум(II) гідроксид, барій гідроксид, літій гідроксид, алюміній гідроксид, ферум(II) гідроксид.
13. Написати формули солей: кальцій гідрогенсилікат, ферум(III) гідроксохлорид, купрум(II) нітрит, магній фосфат, аргентум нітрат.

14. З якими з указаних оксидів реагує хлоридна кислота: MgO , SO_2 , P_2O_5 , FeO , Al_2O_3 ? Написати рівняння відповідних реакцій.
15. З якими з указаних сполук реагує натрій гідроксид: кальцій оксид, сульфур(VI) оксид, карбонатна кислота, хром(III) гідроксид? Навести відповідні рівняння реакцій.
16. Дописати рівняння реакцій одержання:
- а) кислої солі $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- б) основної солі $\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

ЕКВІВАЛЕНТ. ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА

План

1. Поняття еквівалента та еквівалентної маси.
2. Закон еквівалентів.

1. Поняття еквівалента та еквівалентної маси

Еквівалентом елемента називають таку його кількість (у молях), яка сполучається з 1 молем атомів Гідрогену або заміщує таку його кількість у хімічних реакціях.

Наприклад, у сполуках **HCl**, **H₂S**, **NH₃**, **CH₄** еквівалент хлору дорівнює 1 моль, сульфур – 0,5 моля, нітрогену – 1/3 моля, карбону – 1/4 моля.

Еквівалентна маса (m_e) – це маса одного еквівалента речовини.

Знаходження еквівалентної маси простої та складної речовини

Еквівалентна маса елемента визначається за формулою

$$m_e = \frac{Ar}{B}, \quad (4)$$

де **Ar** – атомна маса елемента;
B – валентність.

Наприклад, еквівалентна маса натрію $m_{eNa} = \frac{23}{1} = 23 \text{ г/моль};$

еквівалентна маса кальцію $m_{eCa} = \frac{40}{2} = 20 \text{ г/моль}.$

Еквівалентна маса простої речовини визначається за формулою

$$m_e = \frac{M}{B \cdot n}, \quad (5)$$

де **M** – молярна маса речовини;
B – валентність;
n – кількість атомів.

Наприклад, еквівалентна маса кисню $m_{eO_2} = \frac{32}{2 \cdot 2} = 8 \text{ г/моль};$

еквівалентна маса водню $m_{e_{H_2}} = \frac{2}{1 \cdot 2} = 1 \text{ г/моль}$.

Еквівалентна маса оксиду визначається за двома формулами:

$$m_e = \frac{M}{B \cdot n}; \quad (6)$$

$$m_e = m_{e_{el}} + m_{e_o}, \quad (7)$$

де M – молярна маса оксиду;

B – валентність елемента;

n – кількість атомів елемента;

$m_{e_{el}}$ – еквівалентна маса елемента;

m_{e_o} – еквівалентна маса кисню.

Наприклад, еквівалентна маса сульфур(IV) оксиду

$$m_{e_{SO_2}} = \frac{32 + 16 \cdot 2}{4 \cdot 1} = 16 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{SO_2}} = \frac{32}{4} + \frac{16}{2} = 16 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса калій оксиду

$$m_{e_{K_2O}} = \frac{39 \cdot 2 + 16}{1 \cdot 2} = 47 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{K_2O}} = \frac{39}{1} + \frac{16}{2} = 47 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса основи також може бути визначена за двома формулами:

$$m_e = \frac{M}{n}; \quad (8)$$

$$m_e = m_{e_{me}} + m_{e_{OH^-}}, \quad (9)$$

де M – молярна маса основи;

n – кількість гідроксильних груп (кислотність основи);

$m_{e_{OH^-}}$ – еквівалентна маса гідроксогрупи.

Наприклад, еквівалентна маса кальцій гідроксиду

$$m_{e\text{Ca(OH)}_2} = \frac{40 + 17 \cdot 2}{2} = 37 \text{ г/моль};$$

$$m_{e\text{Ca(OH)}_2} = \frac{40}{2} + 17 = 37 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса ферум(III) гідроксиду

$$m_{e\text{Fe(OH)}_3} = \frac{56 + 17 \cdot 3}{3} = 35,7 \text{ г/моль};$$

$$m_{e\text{Fe(OH)}_3} = \frac{56}{3} + 17 = 35,7 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса кислоти визначається за такими формулами:

$$m_e = \frac{M}{n}; \quad (10)$$

$$m_e = m_{e_H} + m_{e_{\text{к.зали}}}, \quad (11)$$

де M – молярна маса кислоти;

n – кількість атомів водню (основність кислоти);

m_{e_H} – еквівалентна маса гідрогену;

$m_{e_{\text{к.зали}}}$ – еквівалентна маса кислотного залишку, яка

визначається так:

$$m_{e_{\text{к.зали}}} = \frac{M^*}{n}, \quad (12)$$

де M^* – молярна маса кислотного залишку.

Наприклад, еквівалентна маса хлоридної кислоти

$$m_{e_{\text{HCl}}} = \frac{1 + 35,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{\text{HCl}}} = 1 + \frac{35,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса сульфатної кислоти

$$m_{e_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{2 + 32 + 64}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 1 + \frac{32 + 64}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса солі визначається так:

$$m_e = \frac{M}{n \cdot B}; \quad (13)$$

$$m_e = m_{e_{Me}} + m_{e_{K.ZAL}}, \quad (14)$$

де M – молярна маса кислоти;

n – кількість атомів металу;

B – валентність металу;

$m_{e_{Me}}$ – еквівалентна маса металу;

$m_{e_{K.ZAL}}$ – еквівалентна маса кислотного залишку.

Наприклад, еквівалентна маса натрій хлориду

$$m_{e_{NaCl}} = \frac{23 + 35,5}{1 \cdot 1} = 58,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{NaCl}} = \frac{23}{1} + \frac{35,5}{1} = 58,5 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса калій сульфату

$$m_{e_{K_2SO_4}} = \frac{39 + 32 + 64}{1 \cdot 2} = 87 \text{ г/моль};$$

$$m_{e_{K_2SO_4}} = \frac{39}{1} + \frac{32 + 64}{2} = 87 \text{ г/моль}.$$

2. Закон еквівалентів

Закон еквівалентів був експериментально встановлений німецьким ученим В. Ріхтером у 1797 р., а остаточно сформульований Дж. Дальтоном у 1803 р.:

Речовини реагують між собою у кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам.

При розв'язанні деяких задач більш доцільно користуватися іншим формулюванням закону еквівалентів:

Маси (об'єми) речовин, що реагують між собою, пропорційні їх еквівалентним масам (еквівалентним об'ємам).

Математично цей закон записують так:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{e_1}}{m_{e_2}} \quad (15);$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{e_1}}{V_{e_2}} \quad (16);$$

$$\frac{m_1}{m_{e_2}} = \frac{V_2}{V_{e_2}}, \quad (17)$$

де m_1, m_2 – маси відповідно першої та другої речовин;

V_1, V_2 – об'єми відповідно першого та другого газів;

m_{e_1}, m_{e_2} – еквівалентні маси речовин;

V_{e_1}, V_{e_2} – еквівалентні об'єми газів.

Еквівалентний об'єм газу визначається за формулою

$$V_e = \frac{V_M}{n \cdot B}, \quad (18)$$

де $V_M = 22,4$ л/моль – молярний об'єм газу;

B – валентність;

n – кількість атомів.

Задача 1. Із 4,5 г гідроксиду деякого двовалентного металу одержали 9,3 г сульфату цього металу. Визначити еквівалентну масу металу та встановити, який це метал.

Розв'язання

Дано:

$$m_{\text{гідроксиду}} = 4,5 \text{ г}$$

$$m_{\text{сульфату}} = 9,3 \text{ г}$$

$$B = 2$$

$$m_{e_{\text{Me}}} - ?$$

Me

Скористаємося законом еквівалентів, а саме формулою (15)

$$\frac{m_{\text{гідроксиду}}}{m_{\text{сульфату}}} = \frac{m_{e_{\text{гідроксиду}}}}{m_{e_{\text{сульфату}}}}$$

Еквівалентну масу металу гідроксиду запишемо як суму еквівалентних мас за формулою (9)

$$m_{e_{\text{гідроксиду}}} = m_{e_{\text{Me}}} + m_{e_{\text{ОН}^-}} = m_{e_{\text{Me}}} + 17.$$

Еквівалентну масу металу сульфату розпишемо за формулою (14)

$$m_e = m_{e_{\text{Me}}} + m_{e_{\text{SO}_4^{2-}}} = m_{e_{\text{Me}}} + \frac{32 + 64}{2} = m_{e_{\text{Me}}} + 48.$$

Підставивши значення у формулу (15), одержимо

$$\frac{4,5}{9,3} = \frac{m_{e_{Me}} + 17}{m_{e_{Me}} + 48};$$

$$4,5(m_{e_{Me}} + 48) = 9,3(m_{e_{Me}} + 17);$$

$$4,8m_{e_{Me}} = 57,9;$$

$$m_{e_{Me}} = 12 \text{ г/моль.}$$

Щоб установити метал, необхідно знайти його відносну атомну масу за формулою (4)

$$Ar = m_e \cdot B = 12 \cdot 2 = 24.$$

У періодичній системі знаходимо елемент з відносною атомною масою 24 – це магній.

Відповідь: 12 г/моль; Mg.

Задача 2. Для окиснення 156 г деякого металу використали 43,7 л кисню. Визначити еквівалентну масу металу.

		Розв'язання
<u>Дано:</u>	Скористаємося	законом еквівалентів, а саме
$m_{Me} = 156 \text{ г}$	формулою (17)	
$V_{O_2} = 43,7 \text{ л}$		$\frac{m_{Me}}{m_{e_{Me}}} = \frac{V_{O_2}}{V_{e_{O_2}}}$
<hr style="width: 100%;"/>		
$m_{e_{Me}} - ?$	Еквівалентний	об'єм газу визначаємо за
	формулою (18)	

$$V_{e_{O_2}} = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Підставивши значення у формулу (17), одержимо

$$\frac{156}{m_{e_{Me}}} = \frac{43,7}{5,6};$$

$$43,7m_{e_{Me}} = 156 \cdot 5,6;$$

$$m_{e_{Me}} = 20 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: 20 г/моль.

Задача 3. У якій масі сульфатної кислоти міститься стільки ж еквівалентів, скільки у 120 г сульфідної кислоти.

<p><u>Дано:</u> $m_{\text{H}_2\text{S}} = 120 \text{ г}$</p> <hr/> <p>$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ?$</p>	<p style="text-align: center;">Розв'язання</p> <p>За формулою (10) визначимо еквівалентну масу сульфатної кислоти</p> $m_{e_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{2 + 32 + 64}{2} = 49 \text{ г/моль}$ <p>та сульфідної кислоти</p> $m_{e_{\text{H}_2\text{S}}} = \frac{2 + 32}{2} = 17 \text{ г/моль.}$
--	---

Скориставшись законом еквівалентів, запишемо вираз

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{e_{\text{H}_2\text{SO}_4}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{S}}}{m_{e_{\text{H}_2\text{S}}}}$$

Підставивши значення, одержимо

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{49} = \frac{120}{17}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 345,9 \text{ г.}$$

Відповідь: 345,9 г.

Контрольні питання та завдання

- Що таке еквівалент?
- Як визначають еквівалентну масу:
 - елемента;
 - простої речовини;
 - оксиду;
 - основи;
 - кислоти;
 - солі.
- Сформулювати закон еквівалентів.
- Визначити еквівалентну масу:

а) магнію;	д) хром(III) гідроксиду;
б) хлору;	ж) нітратної кислоти;
в) барій оксиду;	к) натрій силікату;
г) нітроген(V) оксиду;	л) берилій хлориду.
- Із 56 г сульфїту деякого металу одержали 52 г хлориду цього металу. Визначити еквівалентну масу металу.
- Для розчинення 2,4 г оксиду двовалентного металу використали 2,19 г хлоридної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу та встановити, який це метал.
- При згоранні 1 г фосфору утворилося 2,29 г його оксиду. Визначити еквівалентну масу фосфору та встановити формулу його оксиду.

8. На відновлення 103 г оксиду деякого металу використали 43,3 л водню. Визначити еквівалентну масу металу.
9. Визначити еквівалентну масу одновалентного металу, з 1,4 г гідроксиду якого утворюється 4,15 г йодиду цього металу. Встановити, який це метал.
10. У якій масі барій гідроксиду міститься стільки ж еквівалентів, скільки у 512 г літій гідроксиду?
11. При взаємодії 3,24 г тривалентного металу з кислотою виділяється 4,03 л водню, виміряного при нормальних умовах. Визначити еквівалентну та атомну маси металу.

БУДОВА АТОМА

План

- 1. Сучасні уявлення про будову атома.**
- 2. Квантові числа. Принцип Паулі.**
- 3. Порядок заповнення електронами електронних оболонок атома (енергетичні рівні та підрівні). Правила Клечковського і Гунда.**

1. Сучасні уявлення про будову атома

Слово «атом» походить від грецького «atomos» – неподільний. Уявлення про атом як про неподільну частинку були поширені навіть на початку ХХ ст., хоча вже багато вчених припускали, що атоми мають складну будову, а їх неподільність зумовлена тільки недостатнім рівнем розвитку дослідницької техніки.

У кінці ХІХ – початку ХХ ст. були проведені експерименти, що довели складність будови атомів. Вагому роль у цьому мало відкриття французьким ученим Беккерелем явища радіоактивності – самовільного розпаду атомів деяких елементів. Частинки, що утворюються при радіоактивному розпаді, були детально вивчені французькими ученими П. Кюрі та М. Склодовською-Кюрі. Далі англійським фізиком Томсоном був відкритий електрон – від'ємнозаряджена елементарна частинка з незначною масою. Ці відкриття і дослідження привели до принципово нового уявлення про будову атома.

У 1911 р. англійський фізик Е. Резерфорд запропонував ядерну, або планетарну, модель атому, яка базувалася на законах класичної механіки, що описує рух макрооб'єктів. Згідно із цією моделлю у центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, навколо якого по кругових орбітах обертаються електрони. У ядрі атома зосереджена майже вся маса атома. Число електронів в атомі чисельно дорівнює заряду ядра. Планетарна модель атома потім була розвинена у роботах датського фізика Н. Бора та інших учених.

Положення квантової механіки. Орбіталі

Накопичений експериментальний матеріал, який характеризує будову речовини, показав, що властивості електронів та інших мікрооб'єктів не можуть бути описані на основі уявлень класичної механіки. Мікрочастинки підпорядковуються законам квантової механіки, котра стала основою для створення сучасної моделі атома.

Основні положення квантової механіки:

1. Енергія випромінюється і поглинається тілами окремими порціями – квантами. Отже, енергія мікрочастинок змінюється стрибкоподібно.

2. Електрони та інші мікрочастинки мають двоїсту природу: з одного боку, вони проявляють властивості частинок (наприклад, мають масу та заряд), а з іншого – при русі вони проявляють властивості електромагнітної хвилі.
3. Квантова механіка заперечує наявність визначених орбіт у мікрочастинках. Для електронів, що рухаються, не можна встановити точне місцезнаходження. Вони знаходяться у просторі поблизу атомного ядра. Можна лише визначити ймовірність знаходження електрона у різних частинах простору.

Простір поблизу ядра, у якому достатньо велика ймовірність знаходження електрона, називається **орбіталлю**. Цей простір обмежується поверхнею, тобто являє собою об'ємну геометричну фігуру.

Орбіталі часто зображають квадратиком, який називають квантовою коміркою.



Стрілка означає, що на орбіталі є електрон.

Протонно-нейтронна теорія будови ядра атома

У 1932 р. радянські вчені Д.Д. Іваненко й Є.Н. Гапон запропонували протонно-нейтронну теорію будови ядра. Згідно з цією теорією ядро атома складається із протонів і нейтронів.

Протон (p) – елементарна частинка з відносною масою, близькою до одиниці – 1,007276, та відносним зарядом +1.

Нейтрон (n) – електронейтральна частинка, його відносна маса близька до маси протона і дорівнює 1,008665.

Число протонів у ядрі Z визначає позитивний заряд ядра. Цей заряд у відносних одиницях дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі Д. І. Менделєєва. Відносна маса ядра складається із маси протонів, яка також дорівнює Z , та маси нейтронів, яка у відносних одиницях дорівнює кількості нейтронів N . Оскільки практично вся маса атому зосереджена у ядрі, можна вважати, що

$$Ar = Z + N, \quad (19)$$

тобто відносна атомна маса дорівнює сумі мас протонів та нейтронів.

Різновиди атомів з однаковим зарядом ядра (тобто атоми одного й того ж елемента) з різними масами називаються **ізотопами**. Ізотопи мають різну кількість нейтронів, що входять до складу ядра.

Багато елементів у природі мають декілька ізотопів. Наприклад, водень має три ізотопи: протій ${}^1_1\text{H}$ (у ядрі один протон і немає нейтронів), дейтерій ${}^2_1\text{H}$ ($1p, 1n$) та тритій ${}^3_1\text{H}$ ($1p, 2n$).

Ізобари – елементи, ядра атомів котрих мають однакову масу, але різний заряд, тобто мають різну кількість протонів у ядрі.

2. Квантові числа. Принцип Паулі

Стан електрона в атомі можна описати за допомогою чотирьох квантових чисел:

n – **головне** квантове число, яке характеризує загальний запас енергії електрона на енергетичному рівні та розмір електронної хмари.

Енергетичний рівень утворюють у атомі електрони з однаковим значенням головного квантового числа.

Період, у якому знаходиться елемент, відповідає значенню головного квантового числа.

n може приймати цілі позитивні значення: 1, 2, 3, ..., ∞ . Чим більше значення головного квантового числа, тим вище енергія електрона. Чим менше значення n , тим ближче до ядра знаходиться електрон, тим міцніше він зв'язаний з ядром, тим нижче його енергія.

l – **побічне, орбітальне** квантове число, яке характеризує енергію електрона на енергетичному підрівні та форму електронної хмари.

У межах кожного енергетичного рівня орбітальне квантове число може приймати всі цілі значення від 0 до $(n - 1)$. Тобто кількість підрівнів дорівнює головному квантовому числу або номеру періоду в таблиці Менделєєва.

Формам орбіталей присвоєні буквені позначення: s, p, d, f.

Орбіталі, для яких $l = 0$ (s-орбіталі), мають форму кулі, сфери (рис. 4)

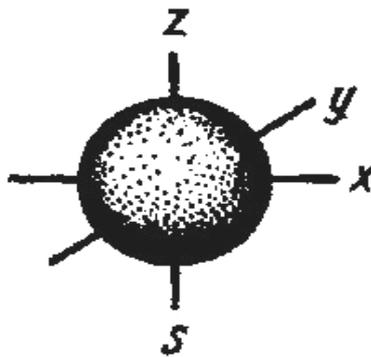


Рис. 4. Форма s-орбіталі

s-орбіталі мають усі енергетичні рівні.

Орбіталі, для яких $l = 1$, мають форму гантелі, об'ємної вісімки (рис. 5) і називаються **p**-орбіталями.

p-орбіталі є на всіх енергетичних рівнях, крім першого рівня.

Орбіталі з більшим значенням l мають більш складну форму (рис. 6) і позначаються так:

$l = 2$
 $l = 3$

d -орбіталі;
 f -орбіталі.

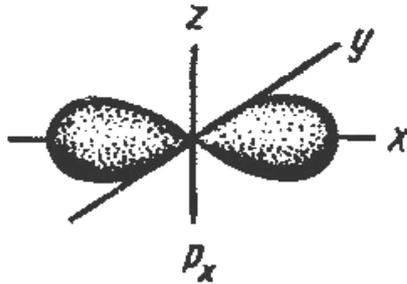


Рис. 5. Форма p -орбіталі

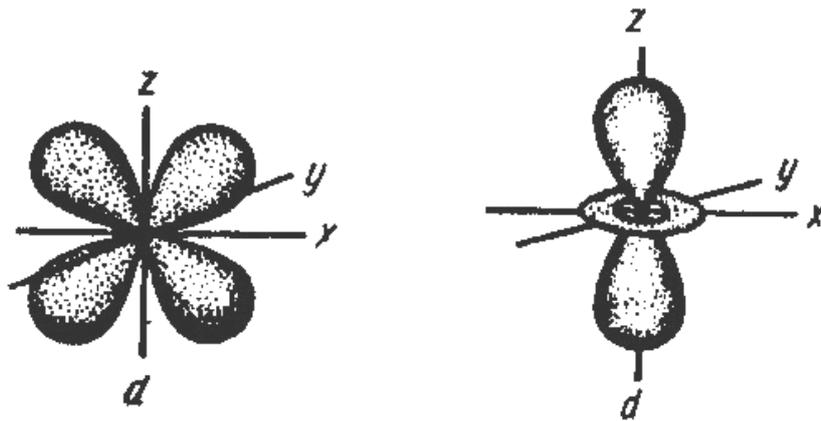


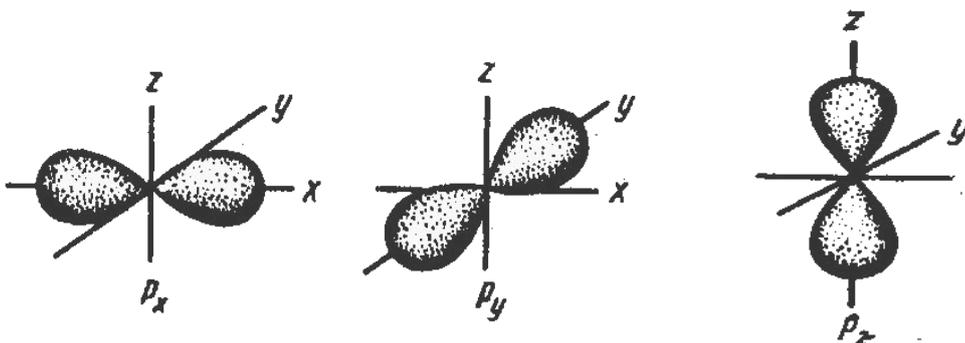
Рис. 6. Форми d -орбіталі

У межах одного шару електрони з однаковим значенням l утворюють підрівні. Так, s -орбіталі відповідає s -підрівень, p -орбіталі відповідає p -підрівень і т. д.

m_l – магнітне квантове число, яке характеризує орієнтацію електронної хмари у просторі. m_l може приймати будь-які цілі числа у межах від $-l$ до $+l$, включаючи 0.

Якщо $l = 0$, то $m_l = 0$ (1 значення), тобто s -орбіталі мають одне положення у просторі.

Для $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$ (3 значення). Їм відповідають три взаємно перпендикулярні p -орбіталі.



Таким чином, у межах одного енергетичного рівня може бути одна s - та три p -орбіталі.

d -орбіталям ($l = 2$) відповідає п'ять значень $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, а f -орбіталям – сім значень $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, тому в межах енергетичного рівня може бути п'ять d - і сім f -орбіталей.

m_s – **спінове** квантове число, яке характеризує напрям обертання електронів навколо своєї власної осі.

Електрон може обертатися у двох різних напрямках, тому спінове квантове число може набувати два значення $+1/2; -1/2$.

Принцип Паулі

Стан електронів у багатоелектронних атомах визначається принципом Паулі:

в атомі одного елемента не може бути двох електронів, що мають однакові значення всіх чотирьох квантових чисел.

Виходячи із принципу Паулі, максимальне число електронів на енергетичному рівні визначаємо за формулою

$$N = 2n^2, \quad (20)$$

де n – головне квантове число.

Наприклад, 1-ий енергетичний рівень ($n = 1$):

$$N = 2 \cdot 1^2 = 2 \text{ електрона;}$$

2-ий енергетичний рівень ($n = 2$):

$$N = 2 \cdot 2^2 = 8 \text{ електронів.}$$

Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні визначаємо так:

$$N = 2(2l + 1), \quad (21)$$

де l – побічне, орбітальне квантове число.

Наприклад,

на s -підрівні ($l = 0$):

$$N = 2(2 \cdot 0 + 1) = 2;$$

на p -підрівні ($l = 1$):

$$N = 2(2 \cdot 1 + 1) = 6.$$

3. Порядок заповнення електронами електронних оболонок атома (енергетичні рівні та підрівні). Правила Клечковського і Гунда

Найстійкішим є такий стан атома, в якому електрони перебувають у найнижчих енергетичних станах, тобто розміщуються на найближчих до ядра енергетичних рівнях.

На основі сучасної теорії будови атома встановлено електронні формули атомів усіх елементів.

Електронною формулою атома називають запис розподілу електронів в атомі за енергетичними рівнями та підрівнями з указанням кількості електронів на них.

Кількість електронів на підрівні вказується як «показник ступеня» при символі цього підрівня, наприклад, s^2 , p^4 . Розподіл зумовлюється як зарядом ядра атома (порядковим номером елемента), так і принципами. Порядок заповнення атомних орбіталей у нормальному стані визначається за такими принципами:

– принципом мінімальної енергії, який відображається правилами Клечковського:

1-е правило: заповнення електронних орбіталей відбувається послідовно в порядку збільшення суми головного та орбітального квантових чисел ($n+l$), тобто від орбіталі з меншим значенням суми ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми;

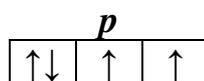
2-е правило: при однакових значеннях суми ($n+l$) першою заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа n .

У зв'язку з цим заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається у такій послідовності:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow \dots$

– правилом Хунда: у межах кожного енергетичного підрівня електрони розміщуються так, щоб сумарне спінове число було максимальне.

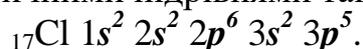
Іншими словами, електрони певного підрівня займають максимально можливу кількість еквівалентних орбіталей. При цьому на орбіталях розміщуються електрони з паралельними спінами, після чого заповнюються орбіталі електронами з антипаралельними спінами. Наприклад, якщо атом елемента на p -підрівні має чотири електрони, то вони розміщуються за такою схемою:



Приклад. Написати електронну формулу атома хлору та привести графічну формулу зовнішнього енергетичного рівня.

Розв'язання

В атомі хлору всього 17 електронів, які у нормальному стані розподіляються за енергетичними підрівнями так:



Графічна формула зовнішнього енергетичного рівня:



Контрольні питання та завдання

- Дайте визначення понять:
 - орбіталь;
 - протон;
 - ізотоп;
 - ізобар.
- Охарактеризуйте квантові числа.
- Охарактеризуйте квантові числа.
- Як формулюється принцип Паулі?
- Що таке електронна формула?
- Чим зумовлюється розподіл електронів за орбіталями?
- Який стан називається збудженим?
- У якому порядку будуть заповнюватися орбіталі *6f*, *7s*, *7p*, *7d*.
- Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером:
 - 54;
 - 27;
 - 33;
 - 15.
- Яка з електронних формул, що відображають незбуджений стан атома, неправильна:
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$;
 - $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 3d^2$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.
- Яка із графічних формул показує атом у збудженому стані
 - $$n=4 \quad \begin{array}{c} s \quad p \quad d \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \end{array} ;$$
 - $$n=4 \quad \begin{array}{c} s \quad p \quad d \\ \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \end{array} ;$$
 - $$n=4 \quad \begin{array}{c} s \quad p \quad d \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \quad \boxed{} \end{array} .$$
- Напишіть електронну формулу іона:

- a) S^{-2} ;
- б) N^{+3} ;
- в) Ca^{+2} ;
- г) P^{-3} .

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

План

1. Періодичний закон.
2. Періодична система елементів.
3. Періодична система Д.І. Менделєєва – класифікація елементів за електронними структурами атомів.

1. Періодичний закон

Аналізуючи дані про внутрішній зв'язок між групами подібних за властивостями речовин, Д.І. Менделєєв дійшов висновку, що хімічні й фізичні властивості повинні зумовлюватися фундаментальними і загальними характеристиками хімічного елемента. Такою фундаментальною властивістю Д.І. Менделєєв вибрав атомну масу елемента. З цього приводу він писав, що вся сутність та природа елементів виражається в їхній масі.

Розташували відомі на той час 63 елементи в порядку зростання їхньої атомної маси, тобто склавши перший варіант своєї таблиці, Д.І. Менделєєв помітив, що хімічні властивості елементів закономірно змінюються. Елементи з однаковими властивостями періодично повторюються через певне число елементів, а їхні хімічні й фізичні властивості є періодичною функцією атомної маси.

Суть періодичного закону Д.І. Менделєєв опублікував у 1869 р., а в 1871 р. дав цьому закону таке стисле формулювання:

Властивості елементів, а також властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.

Заслуга Д.І. Менделєєва полягає в тому, що він зрозумів виявлену залежність як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Д.І. Менделєєв вважав, що в періодичній залежності від атомної маси перебувають склад сполук, їхні хімічні властивості, температури кипіння і плавлення, будова кристалів, реакційна здатність тощо. Таке глибоке проникнення в суть періодичного закону дало Д.І. Менделєєву змогу зробити кілька важливих висновків і передбачень.

Для побудови періодичної таблиці на основі подібності хімічних властивостей елементів Д.І. Менделєєв змінив атомні маси майже 20 елементів. Так, берилій, який вважався на той час тривалентним, Д.І. Менделєєв відніс до двовалентних елементів і виправив його атомну масу 13,7 на 9,4. Валентність індію він змінив з двох на три, що дало змогу виправити його атомну масу 75,4 на 113,1. Сучасні значення атомних мас берилію (9,01) та індію (114,8) близькі до тих величин, які запропонував Д.І. Менделєєв.

Виходячи з того, що відкрита ним закономірність, яка дістала свій вияв у періодичному законі, є вираженням об'єктивного закону природи, Д.І. Менделєєв передбачив існування близько 20 нових елементів і залишив для них місця в періодичній системі. Три елементи, що Д.І. Менделєєв позначив за допомогою префікса «ека» (один), а саме – «екабор», «екаалюміній» та «екасиліцій», були описані досить докладно, а їхні властивості Д. І. Менделєєв передбачив з дивовижною точністю.

2. Періодична система елементів

Розташування елементів у певному порядкуві називається періодичною системою, яка є графічним вираженням періодичного закону. Відомо багато форм періодичної системи елементів, проте найважливіша – це коротка форма, запропонована Д.І. Менделєєвим, яка після вдосконалення є найпоширенішою до останнього часу. В такій формі періодична система елементів уключає всі відомі елементи і має місця для невідкритих елементів.

Основними структурними одиницями періодичної системи є періодичні групи.

Період – це горизонтальний ряд, у якому елементи розміщені в порядку зростання їхніх атомних мас (порядкового номера). Всього є сім періодів. Кожний період, крім першого, починається з лужного металу і закінчується благородним газом. Перший період найкоротший та має два елементи: водень і гелій. Другий (від Li до Ne) й третій (від Na до Ar) періоди містять по вісім елементів. Усі три періоди називаються **малими періодами**. Елементи другого та третього малих періодів називають також типовими, оскільки їхні властивості є основою для розподілу всіх інших елементів на вісім груп. Четвертий і п'ятий великі періоди містять по 18, а шостий – 32 елементи. Останній, сьомий, період – не закінчений.

У малих періодах із збільшенням порядкового номера спостерігається поступове зменшення металічних і наростання неметалічних властивостей. Для елементів великих періодів ця закономірність дещо ускладнюється. Наприклад, у п'ятому періоді, починаючи з Rb, металічні властивості зменшуються й досягають мінімальних значень у металів родини платини – Ru, Rh та Pd. Однак після аргентуму розміщено кадмій, у якого спостерігається стрибкоподібне зростання металічних властивостей, що із зростанням порядкового номера поступово та закономірно переходять у типові неметалічні властивості (йод). Закінчується цей великий період, як і всі інші, благородним газом – ксеноном. Періодична зміна властивостей елементів усередині великих періодів дає змогу розділити їх на два ряди, де друга частина періоду повторює першу.

Групою періодичної системи називають вертикальний ряд, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. У періодичній системі є

вісім груп. З кожного малого періоду входить до групи по одному типовому елементові, а з кожного великого періоду, який поділяється на два підперіоди, – по два елементи, один з котрих є повним, а другий – неповним аналогом типових елементів.

Отже, в групах об'єднуються не тільки подібні за хімічними властивостями елементи, а й елементи, що значно відрізняються один від одного. Саме тому кожна група в короткоперіодній формі періодичної системи має дві підгрупи: головну та побічну. Головна підгрупа об'єднує аналоги типових елементів. До побічної підгрупи належать тільки елементи великих періодів (вони можуть не виявляти значної аналогії з елементами головної підгрупи). Так, сьома група складається з флуору, хлору та їхніх аналогів – бром, йод та астат, які утворюють головну підгрупу галогенів. Елементи великих періодів – манган, технецій та реній – утворюють побічну підгрупу. Елементи головної підгрупи – це активні неметали, а побічної підгрупи – типові метали.

Є також довгоперіодний варіант періодичної системи елементів, де періоди не розбиваються на два підперіоди, і тому кожна група об'єднує тільки повністю аналогічні елементи. Така форма періодичної системи має певні переваги перед короткою формою, проте вона менш зручна в користуванні.

Розглянемо основні закономірності періодичної системи. У групах у міру зростання атомної маси закономірно зростають металічні властивості. Так, серед лужних металів (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) найактивнішим є францій. Ураховуючи, що неметалічні властивості зростають у періодах зліва направо, можна зробити висновок, що найактивніші метали в періодичній системі розміщені зліва і внизу таблиці (францій, цезій, радій), а найактивніші неметали – справа й зверху (флуор, хлор, кисень).

Крім аналогії властивостей елементів, у групах у періодичній системі для великих періодів спостерігається також аналогія властивостей елементів у горизонтальних рядах. Так, особливу подібність виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, у кінці кожного підперіоду, а саме тріади: ферум – кобальт – нікель; рутеній – родій – паладій і осмій – іридій – платина. Ці тріади утворюють дві родини – родину феруму та родину платиноїдів. Крім зазначених родин, окремо виділяють родину лантаноїдів (14 елементів) шостого періоду й родину актиноїдів (14 елементів) сьомого періоду. Елементи цих родин, які становлять самостійні ряди короткої форми системи, мають більше подібних властивостей, ніж елементи-аналоги в групах. Меншу, однак досить значну аналогію виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, зокрема четвертого періоду, від скандію до цинку та їхні аналоги у п'ятому та шостому періодах, які називаються перехідними металами.

Зростання металічних властивостей елементів у підгрупах зверху вниз, а також зменшення цих властивостей у межах одного періоду зліва

направо зумовлюють появу в періодичній системі діагональної закономірності. Так, берилій дуже подібний до алюмінію, бор до силіцію, а титан до ніобію. Це яскраво виявляється и тому, що в природі ці елементи утворюють подібні мінерали. Наприклад, титан завжди буває разом з ніобієм, утворюючи мінерали типу титаноніобатів.

Отже, кожний хімічний елемент у періодичній системі має своє певне місце, яке зумовлює весь комплекс його хімічних і фізичних властивостей. Властивості елемента є проміжними між властивостями двох сусідніх елементів по вертикалі, горизонталі й діагоналі. Таке зіставлення всіх закономірностей періодичної системи дало змогу Д.І. Менделєєву дуже точно передбачити властивості невідомих елементів. Отже, всі елементи в періодичній системі відповідно до їхніх властивостей утворюють вісім груп і сім періодів, періодично повторюючи хімічні та фізичні властивості в малих періодах через 8 елементів, а у великих – через 18 або 32 елементи.

Гідроген, розміщений у першому періоді, займає особливе положення в періодичній системі. Ця особливість полягає в тому, що згідно із своїми властивостями він має бути аналогом усіх типових елементів малих періодів від першої до сьомої групи. Тому були неодноразові спроби розмістити гідроген як у першій, так і в сьомій групі періодичної системи елементів.

Проте розміщення гідрогену в жодній із зазначених груп не відповідає його особливим властивостям. Ураховуючи наявність у першому періоді тільки двох елементів і відсутність у гідрогену повних істинних аналогів, гідроген слід уважати елементом-аналогом усіх типових елементів I – VII груп. Саме тому в періодичній системі гідроген повинен знаходитись над елементами другого періоду, займаючи одну клітину першого періоду. Другу клітину першого періоду займає гелій, який належить до родини благородних газів (головна підгрупа).

Фізичний зміст таких закономірностей періодичної системи, як наявність повних та неповних хімічних аналогів, періодична зміна властивостей, що виявляється через різне число елементів, наявність у системі восьми груп і семи періодів, було розкрито лише після встановлення будови атома, зокрема будови його електронної оболонки. На початку XX ст. внаслідок вивчення структури атома стало ясно, що періодична зміна властивостей елементів зумовлюється не атомною масою, а періодичною зміною конфігурацій електронних оболонок атомів. Отже, основою фізичного змісту періодичного закону Д.І. Менделєєва є теорія будови атома.

3. Періодична система Д.І. Менделєєва – класифікація елементів за електронними структурами атомів

При створенні періодичної системи Д.І. Менделєєва було не розв'язано цілу низку питань, наприклад, не визначено кількість елементів, які можуть розміститись між гідрогеном і гелієм, гідрогеном і ураном, число й місце рідкісноземельних металів, розміщення благородних газів та можливість відкриття нових елементів. Не були розкриті причини періодичності у зміні властивостей елементів. Не обґрунтованим здавалось розміщення в одній і тій самій групі галогенів та елементів підгрупи мангану, елементів підгрупи сульфуру й хрому, лужних металів і елементів підгрупи купруму та інших, які різко відрізняються за своїми хімічними властивостями. Незрозумілим було й те, що періоди містять різну кількість елементів, а також невідповідність для деяких елементів їхньої максимальної валентності та розміщення у періодичній системі (наприклад, для флуору, кисню, аурому, купруму тощо). З розвитком теорії будови атома всі ці питання було розв'язано.

На основі визначення точного значення порядкового номера елемента було встановлено, що в періодичній системі елементи розміщені у порядку зростання порядкового номера. Кількісною характеристикою, яка визначає хімічну природу елемента, є не маса атома, а його порядковий номер, що відповідає величині позитивного заряду ядра атома. Тому періодичний закон дістав нове формулювання:

Властивості елементів, а також форми і властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів.

На його основі було підтверджено правильність розміщення в періодичній системі деяких елементів.

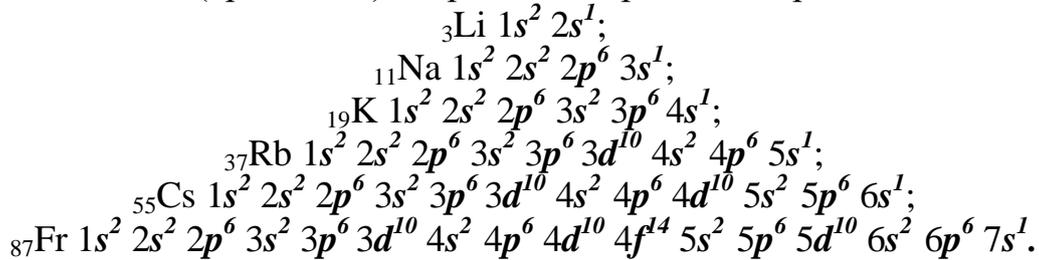
Відомо, що Д. І. Менделєєв розмістив шість елементів не в порядку зростання їхніх атомних мас: Ag (39,95) – K (39,10), Co (58,93) – Ni (58,71), Te (127,6) – I (126,90). Оскільки заряд ядра атома калію на одиницю більший, ніж заряд ядра атома аргону, останній розміщується в системі перед калієм. Те саме можна сказати і про розміщення інших пар елементів: Co ($Z = 27$) – Ni ($Z = 28$), Te ($Z = 52$) – I ($Z = 53$).

Розуміючи значення порядкових номерів елементів, можна було відповісти на питання про число ще не відкритих елементів. Для гідрогену $Z = 1$, а для урану $Z = 92$, тому між гідрогеном і ураном може розміститись 90 елементів, між барієм ($Z = 56$) і танталом ($Z = 73$) – 16 елементів, а між гідрогеном і гелієм ($Z = 2$) не може розміститись жоден елемент. Було встановлено (за даними на 1913 р.), що в системі не вистачає елементів з порядковими номерами 43, 61, 72, 85, 87 та 91. З часом усі ці елементи було відкрито.

На основі теорії будови атомів було встановлено причину періодичної зміни властивостей елементів у системі, а саме: **властивості**

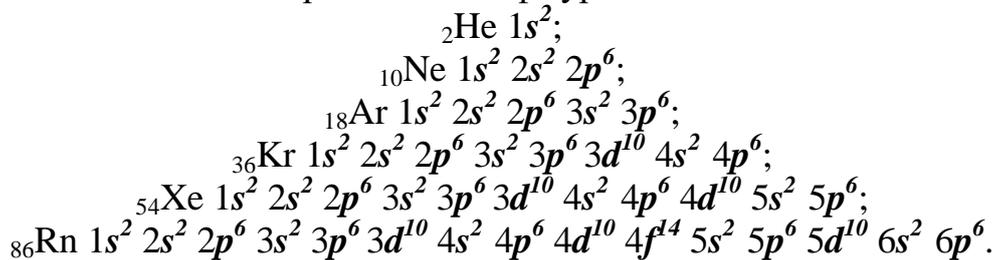
елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводжується періодичним повторенням подібних, електронних утворень.

Лужні метали, наприклад, дуже подібні між собою за хімічними властивостями тому, що вони мають однакову структуру зовнішнього і передостаннього (крім літію) енергетичних рівнів, наприклад:



Отже, електронні аналоги є аналогами хімічними.

Після відкриття благородних газів вони були розміщені лівіше за першу групу й утворювали «нульову групу». Згодом їх розмістили за восьмою групою. У сучасному варіанті періодичної системи вони розміщені у восьмій групі. Встановлення будови атомів показало, що кожний період, крім першого і сьомого, має елементи, електронні конфігурації яких є проміжними між структурами двох послідовних благородних газів з електронними конфігураціями:



Періоди у періодичній системі – це послідовні ряди елементів, у атомах яких відбувається заповнення однакового числа квантових підрівнів. При цьому номер періоду збігається із значенням головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня.

Періоди починаються елементами, в атомах котрих на новому енергетичному рівні з'являється перший s -електрон (атоми гідрогену і лужних металів), та закінчуються благородними газами, в атомах яких повністю заповнюються p -підрівні зовнішніх енергетичних рівнів.

Усі періоди, крім першого, подвійні. У двох сусідніх подвійних періодах міститься однакове число елементів.

Теорія будови атома підтвердила й обґрунтувала правильність розміщення елементів у відповідних групах і поділ груп на головну та побічну.

Контрольні питання та завдання

1. Як сформулював періодичний закон Д.І. Менделєєв?
2. Що таке періодична система?
3. Дайте визначення понять:
 - а) період;
 - б) група.
4. У чому полягає причина періодичної зміни властивостей елементів?
5. Як змінюються властивості елементів:
 - а) у групі;
 - б) у періоді.
6. Який з елементів II групи – магній чи стронцій – має більш виражені металічні властивості?
7. Який із елементів – хром чи селен – проявляє неметалічні властивості?
8. Як змінюватимуться властивості елементів у ряді від натрію до хлору?
9. Який з елементів має більш виражені металічні властивості:
 - а) бор;
 - б) алюміній;
 - в) талій.
10. Напишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 24 та 34. Чому вони розташовані в одній групі та одному періоді?
11. Чому фосфор та ванадій розташовані в одній групі періодичної системи?

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

План

1. Загальні положення про хімічний зв'язок.
2. Ковалентний зв'язок.
3. Іонний зв'язок.
4. Металічний зв'язок.

1. Загальні положення про хімічний зв'язок

Існування дво- та багатоатомних систем – молекул, іонів, радикалів, кристалів – зумовлено сполученням їх в одне ціле хімічними зв'язками. Сукупність хімічно сполучених атомів, атомних фрагментів – це складна система атомних ядер і електронів. В утворенні хімічного зв'язку мають значення лише електростатичні кулонівські сили, носіями яких є електрони та ядра атомів. При утворенні хімічного зв'язку енергія системи (сума кінетичної й потенціальної енергій) зменшується порівняно з енергією ізольованих атомів або атомних фрагментів, з котрих вона утворена.

Сучасні методи дослідження дають змогу експериментально визначити просторове положення атомних ядер у речовині. Згідно із квантово-механічними уявленнями можна говорити лише про ймовірність перебування електронів у полі атомних ядер, про розподіл електронної густини.

Певному просторовому положенню атомних ядер відповідає певний розподіл електронної густини. Описати хімічний зв'язок у речовині означає встановити, як саме розподіляється електронна густина, а точніше, як перерозподіляється електронна густина хімічного зв'язку порівняно з простим накладанням електронної густини незв'язаних атомів або атомних фрагментів, що знаходяться на відстані зв'язку.

Залежно від характеру розподілу електронної густини в речовині розрізняють такі основні типи хімічного зв'язку: **ковалентний, іонний і металічний**. Окремо типи хімічного зв'язку трапляються дуже рідко. Для переважної більшості речовин характерне накладання різних типів зв'язку.

Хімічний зв'язок між атомами в основному здійснюється так званими валентними електронами: у *s*- та *p*-елементів валентними є електрони останнього енергетичного рівня, а у *d*-елементів – електрони *s*-стану останнього і *d*-стану передостаннього енергетичних рівнів.

Для характеристики відносної здатності атомів певної сполуки набувати негативного заряду (відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів тієї самої сполуки) користуються величиною **електронегативності** (див. додаток Б).

2. Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок здійснюється тоді, коли взаємодіють атоми з однаковими або близькими значеннями електронегативності, тобто ковалентний зв'язок утворюють атоми однакової хімічної природи чи близькі за хімічними властивостями.

Найпростішим прикладом утворення ковалентного зв'язку є утворення молекули водню H_2 . Атоми гідрогену мають таку електронну оболонку: $1s^1$. Зовнішній енергетичний рівень не завершений: до його завершення не вистачає 1 електрона. При наближенні двох атомів гідрогену відбувається взаємодія електронів з антипаралельними спінами з формуванням загальної електронної пари.

Схему утворення ковалентного зв'язку можна показати, позначивши неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня атома однією крапкою, а загальну електронну пару – двома крапками:



Загальну електронну пару, або ковалентний зв'язок, часто позначають рисочкою, наприклад, $\text{H} - \text{H}$.

Загальна електронна пара утворюється у результаті перекривання s -орбіталей атомів гідрогену, на яких знаходяться електрони з протилежними спіновими числами (рис. 7. а.)

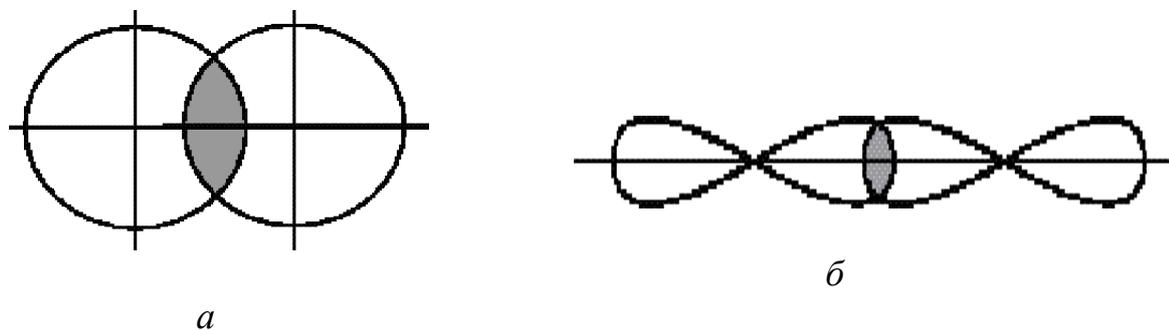
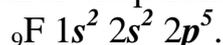


Рис. 7. Схеми перекриття орбіталей при утворенні молекул H_2 (а) та F_2 (б)

Розглянемо утворення ковалентного зв'язку в молекулі фтору. Атом Флуору має сім електронів на зовнішньому енергетичному рівні, причому на 2 p -підрівні знаходиться один неспарений електрон:

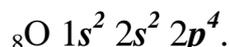


При наближенні двох атомів флуору відбувається перекриття 2 p -орбіталей з неспареними електронами (рис. 7. б.), у результаті формується загальна електронна пара

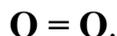


У кожного атому флуору залишається три неподілені електронні пари.

Існують молекули, у яких між двома атомами виникають дві або три спільні електронні пари. Такі ковалентні зв'язки називаються подвійними та потрійними, а загальна їх назва – **кратні** зв'язки. Наприклад, в утворенні хімічного зв'язку в молекулі O_2 беруть участь по два електрони кожного атома кисню:



У цьому випадкові утворюються дві загальні електронні пари:

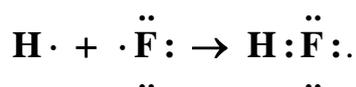


Найважливіші характеристики ковалентного зв'язку

Характеристиками хімічного зв'язку, в тому числі й ковалентного, є його полярність, енергія та довжина. Особливістю ковалентного зв'язку є його напрямленість.

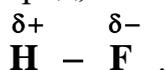
Якщо загальна електронна пара симетрична відносно атома, то ковалентний зв'язок називається **неполярним**. неполярний ковалентний зв'язок утворюється при взаємодії атомів з однаковою електронегативністю. Прикладом сполук з неполярним ковалентним зв'язком можуть бути H_2 , Cl_2 , N_2 і т. ін.

Якщо взаємодіють атоми з різною електронегативністю, то загальна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю й утворюється **ковалентний полярний** зв'язок. Наприклад, полярним є зв'язок у молекулі HF. При утворенні молекули відбувається перекриття s -орбіталі атома гідрогену та p -орбіталі атома флуору. Загальна електронна пара розташована несиметрично відносно центрів атомів, що взаємодіють. Схему утворення зв'язку H – F можна подати так:



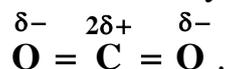
Полярність зв'язку в молекулі можна показати стрілкою, направленою в бік атома з більшою електронегативністю (у бік зміщення електронної пари): $H \rightarrow F$.

У результаті зміщення електронної пари у молекулі виникає диполь. **Диполь** – це система із двох зарядів, рівних за абсолютною величиною, але протилежних за знаком. Атом, до якого зміщена загальна електронна пара, набуває деякий від'ємний заряд, а інший атом – додатний заряд:



Більшість молекул, у яких виникають диполі, є полярними. Разом з тим існують молекули, які не є полярними, незважаючи на полярний

характер їх хімічних зв'язків. До таких молекул належить, наприклад, молекула карбон(IV) оксиду, що має лінійну будову



Два однакових полярних зв'язки направлені під кутом 180° і компенсують електричні моменти один одного, тому молекула – неполярна.

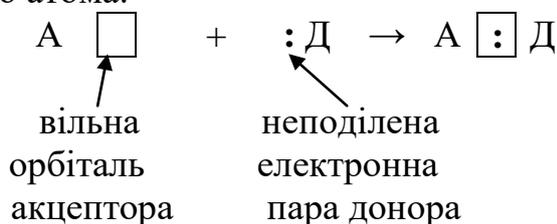
Міцність хімічного зв'язку характеризується **енергією** зв'язку, тобто енергією, необхідною для розриву зв'язку. Значення енергії розриву хімічного зв'язку наводяться у розрахунку на 1 моль речовини. Так, для молекули H_2 енергія зв'язку дорівнює 432,1 кДж/моль, HF – 565,7 кДж/моль.

Довжина зв'язку – відстань між ядрами атомів, що утворюють зв'язок. Наприклад, довжина зв'язку в молекулі H_2 дорівнює 0,074 нм, у HF – 0,092 нм. Кратні зв'язки коротші за прості, що можна проілюструвати прикладом зв'язків карбон – карбон: довжина одинарного зв'язку $\text{C}-\text{C}$ 0,154 нм; подвійного $\text{C}=\text{C}$ 0,134 нм; потрійного $\text{C}\equiv\text{C}$ 0,120 нм.

Ковалентний зв'язок має **напрявленість**. За направленість зв'язку приймається лінія, що проходить через центри атомів, які взаємодіють.

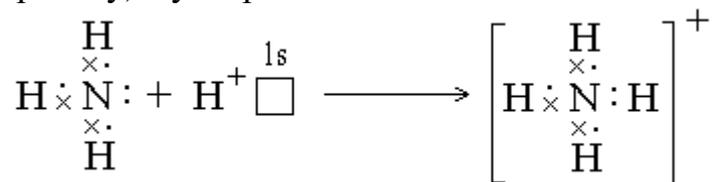
Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку

Ковалентний зв'язок може утворюватися при перекриванні повністю вільної орбіталі одного атома та орбіталі з неподіленою електронною парою іншого атома:



У цьому випадкові також формується загальна електронна пара, тільки вклад кожного з атомів у хімічний зв'язок різний. Атом А, який надає вільну орбіталь, називається **акцептором**, атом Д, що дає електронну пару, називається **донором**. Такий механізм утворення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним**.

Прикладом донорно-акцепторної взаємодії є реакція між іоном H^+ (вільна $1s$ -орбіталь) та молекулою аміаку :NH_3 (неподілена електронна пара в атомі нітрогену) з утворенням *амоній-катиона*:



На схемі хрестиками позначені електрони, що належали водню, а крапками – нітрогену.

3. Іонний зв'язок

Іонний зв'язок виявляється тоді, коли електронегативності елементів різко відрізняються між собою, тобто коли взаємодіють атоми з різко відмінними хімічними властивостями.

Іонний зв'язок треба розглядати як граничний випадок полярного ковалентного зв'язку, коли пара електронів, котра утворює зв'язок, настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить тільки цьому атому.

Характерною ознакою іонного зв'язку є його **ненасиченість** і **ненапрявленість** у просторі. Іони можна розглядати як заряджені кульки, силові поля котрих рівномірно розподіляються в усіх напрямках у просторі. Тому, наприклад, у сполуці NaCl іони натрію можуть взаємодіяти з іонами хлору в будь-якому напрямку, притягуючи певне їх число. Так само й іони хлору можуть взаємодіяти з іонами натрію.

Унаслідок ненапрявленості й ненасиченості іонного зв'язку енергетично найвигідніше, коли кожний іон оточений максимальним числом іонів протилежного знака. Інакше кажучи, сполучення між окремими іонами не завершується утворенням певних простих молекул, а зумовлює утворення великих агрегатів – **іонних кристалів**, що складаються з великого числа іонів (рис. 8).

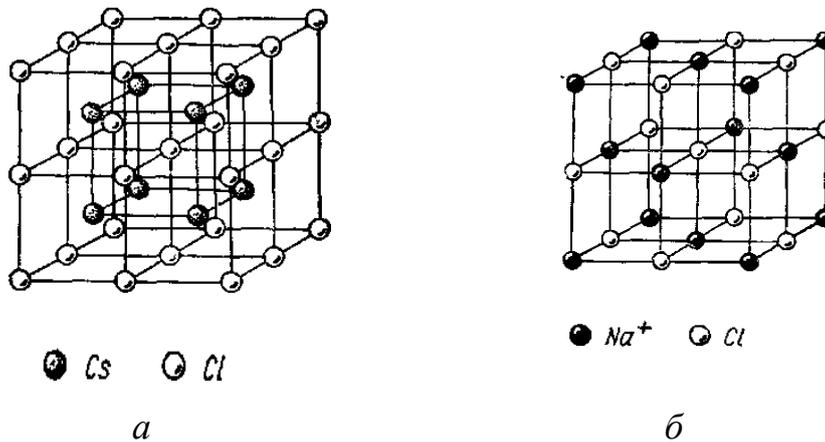


Рис. 8. Структура кристалів CsCl (*a*) і NaCl (*б*)

Слід відмітити, що сполук, у яких існує тільки іонний зв'язок, практично немає. Завжди між сусідніми атомами у кристалі виникають і ковалентні зв'язки.

4. Металічний зв'язок

Металічним називають зв'язок між позитивними іонами у кристалах металів, який здійснюється за рахунок притягання електронів, що вільно рухаються по кристалу.

Відповідно до положення у періодичній системі атоми металів мають невелике число валентних електронів. Ці електрони достатньо слабо зв'язані зі своїми ядрами і можуть легко відриватися від них. У результаті у кристалічній решітці металу з'являються позитивно заряджені іони та вільні електрони. Тому в кристалічній решітці металу існує велика свобода переміщення електронів: одні з атомів будуть утрачати свої електрони, а іони, що утворилися, можуть приймати ці електрони із «електронного газу». Як наслідок метал являє собою ряд позитивних іонів, локалізованих у певних положеннях кристалічної решітки, та велику кількість електронів, що відносно вільно рухаються у полі позитивних центрів. У цьому полягає важлива відмінність металічного зв'язку від ковалентного, який має напрямленість у просторі.

Металічний зв'язок відрізняється від ковалентного і за міцністю: його енергія у 3 – 4 рази менша за енергію ковалентного зв'язку.

Контрольні питання та завдання

1. Які типи хімічних зв'язків Ви знаєте?
2. Що таке електронегативність?
3. За яких умов утворюється ковалентний зв'язок?
4. У чому відмінність ковалентного полярного та неполярного зв'язків?
5. Які зв'язки називають кратними?
6. Назвіть характеристики хімічного зв'язку.
7. Що таке донорно-акцепторний зв'язок?
8. Схарактеризуйте іонний зв'язок.
9. Які особливості металічного зв'язку Ви знаєте?
10. Який тип зв'язку утвориться між атомами елементів з порядковими номерами:
 - а) 9 і 19;
 - б) 1 і 8.
11. Який із зв'язків найбільш полярний:
 - а) C – S;
 - б) O – Cl;
 - в) N – H?
 До якого з атомів зміщена спільна електронна пара?
12. Які зв'язки існують у іоні BF_4^- ? Укажіть донор і акцептор.
13. Який тип зв'язків у молекулах: NCl_3 , CS_2 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ?
14. Установіть відповідність між типом хімічного зв'язку та формулою речовини:

- 1) ковалентний неполярний
- 2) ковалентний полярний
- 3) іонний
- 4) металічний

- а) Na_2S ;
- б) K ;
- в) CO ;
- г) N_2 .

ХІМІЧНА КІНЕТИКА

План

1. Гомогенні та гетерогенні системи.
2. Швидкість реакції у гомогенних системах.
3. Швидкість реакції у гетерогенних системах.
4. Хімічна рівновага. Константа рівноваги.
5. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.

1. Гомогенні та гетерогенні системи

Хімічна кінетика – це розділ хімії, який вивчає швидкість хімічних реакцій і залежність її від різних факторів: природи та концентрації реагуючих речовин, температури, тиску, наявності каталізаторів й ін.

Добре відомо, що різні хімічні реакції проходять з різними швидкостями. Одні з них відбуваються миттєво, проходження інших потребує деякого часу; деякі реакції, які на холоді відбуваються досить повільно, при підвищенні температури досить сильно прискорюються.

При розгляді питання про швидкість хімічних реакцій необхідно розрізняти реакції, що проходять у гомогенних та у гетерогенних системах. Перші називають **гомогенними** реакціями, другі – **гетерогенними**.

У хімії **системою** називають умовно виділену для розгляду речовину чи сукупність речовин, обмежених у просторі. Система складається із фаз. **Фаза** – це сукупність усіх однорідних частин системи, що мають однаковий хімічний склад і властивості та відокремлені від інших частин системи поверхнею розділу.

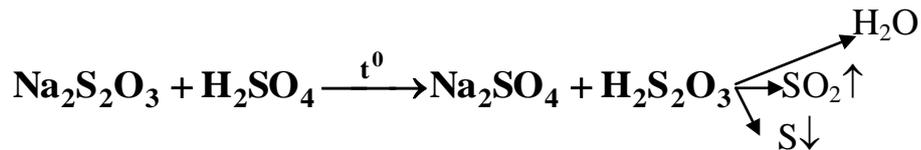
Гомогенними (однорідними) **системами** називають такі, між складовими частинами яких немає поверхонь розділу. Ці системи складаються з однієї фази (однофазні).

Гетерогенними (різнорідними) називають системи, складові частини яких відділені одна від одної поверхнями розділу. Тобто це системи, що складаються з декількох фаз (багатофазові).

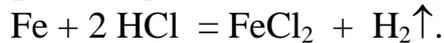
Прикладами гомогенних систем можуть бути газові суміші чи розчини незалежно від числа складових частин суміші.

Прикладами гетерогенних систем можуть бути рідини, що співіснують з парами чи кристалами, або кристали, що співіснують з парами; рідини, що не змішуються чи рідини, які співіснують одночасно з кристалами та з газами.

Якщо реакція проходить у гомогенній системі, то вона йде в усьому об'ємі системи. Так, при зливанні та перемішуванні розчинів натрій тіосульфату і сульфатної кислоти помутніння, викликане утворенням сірки, спостерігається в усьому об'ємі розчину:



Якщо реакція проходить між речовинами, котрі утворюють гетерогенну систему, то вона може йти тільки на поверхні розділу фаз, що утворюють систему, наприклад, розчинення металу в кислоті



У зв'язку з цим швидкість гомогенної реакції та швидкість гетерогенної реакції визначаються по-різному.

2. Швидкість реакції у гомогенних системах

Швидкість хімічних реакцій у гомогенних реакціях – це зміна концентрації реагуючих речовин за одиницю часу при незмінному об'ємі системи.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій, температури, наявності каталізатора і деяких інших зовнішніх факторів.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражена у законі діючих мас, який формулюється так:

При постійній температурі швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступені їх стехіометричних коефіцієнтів.

Для гомогенної реакції типу: $m\text{A} + n\text{B} = c\text{C}$
вираз швидкості згідно із законом діючих мас запишемо

$$v = k[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n, \quad (22)$$

де $[\text{A}]$, $[\text{B}]$ – концентрації реагуючих речовин, моль/л;

n , m – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції;

k – константа швидкості, яка залежить від природи реагуючих речовин і від температури, але не залежить від концентрації та тиску, наприклад, для реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ вираз швидкості має вигляд $v = k[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$.

Залежність швидкості реакції від температури виражається правилом Вант-Гоффа:

При підвищенні температури на кожні 10^0C швидкість більшості реакцій збільшується у 2 – 4 рази.

Математично ця залежність виражається співвідношенням

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (23)$$

де v_{t_1}, v_{t_2} – швидкість реакції відповідно при початковій t_1 та кінцевій t_2 температурі;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшилася швидкість хімічної реакції при підвищенні температури на 10°C .

Задача 1. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, котра проходить у газовій фазі, при підвищенні температури на 20°C , якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2.

Розв'язання

Дано:

$$\Delta t = 20^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 2$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = ?$$

Із формули (23) знайдемо відношення швидкостей:

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

Підставивши значення у формулу, одержимо

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{20}{10}} = 2^2 = 4,$$

тобто швидкість реакції при підвищенні температури на 20°C зросте у 4 рази.

Відповідь: у 4 рази.

Залежність швидкості реакції від тиску (для газоподібних систем):

З підвищенням тиску збільшується концентрація реагуючих речовин, а відповідно і швидкість реакції.

Задача 2. Як зміниться швидкість реакції у гомогенній системі



при підвищенні тиску в 3 рази?

Розв'язання

Згідно з формулою (22) початкова швидкість реакції

$$v_1 = k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2].$$

Після підвищення тиску концентрація кожної речовини збільшилася в 3 рази, і вираз швидкості реакції матиме вигляд

$$v_2 = k[3\text{SO}_2]^2[3\text{O}_2] = 27k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2].$$

Зміна швидкості

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = 27,$$

тобто швидкість реакції збільшиться у 27 разів.

Відповідь: збільшиться у 27 разів.

Вплив каталізаторів

Швидкість хімічних процесів можна значно збільшити завдяки введенню в реакційну систему певних речовин, які називаються каталізаторами. **Каталізатор** – це речовина, що збільшує швидкість реакції, кількісно й якісно при цьому не змінюючись.

Речовини, які уповільнюють швидкість хімічних процесів, а самі при цьому не змінюються, називаються **інгібіторами**.

Каталітичні процеси мають велике практичне значення. Значна частина продуктів сучасної хімічної промисловості виробляється на основі каталітичних реакцій. До каталітичних процесів належать синтез аміаку (каталізатор – залізо), окислення SO_2 до SO_3 (каталізатор – V_2O_5), окислення NH_3 до NO (каталізатор – платина), добування поліетилену та інших полімерних матеріалів. Велику роль відіграють каталізатори у фізіологічних процесах, що відбуваються в рослинних і тваринних клітинах. Як каталізатори в живих клітинах виступають різні ферменти.

3. Швидкість реакцій у гетерогенних системах

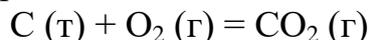
У гетерогенних системах хімічна взаємодія проходить на поверхні розділення фаз, що утворюють систему. Тому проходження гетерогенних процесів суттєво залежить від площі та стану поверхні розділення фаз.

Чим більше поверхня стикання речовин, тим швидше відбувається реакція за однакових інших умов. Тому тверді речовини значно швидше реагують у подрібненому стані.

У гетерогенних системах у закон діючих мас включають концентрації тільки тих реагуючих речовин, які перебувають у газовій чи рідкій фазах.

Величина кількості твердих речовин уходить у значення константи швидкості.

Наприклад, для гетерогенної системи



вираз швидкості буде мати вигляд $v = k[\text{O}_2]$.

4. Хімічна рівновага. Константа рівноваги

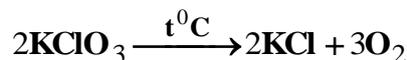
При вивченні основних закономірностей рівноважних процесів насамперед розглядають поняття про оборотні й необоротні реакції та оборотність хімічних процесів.

Необоротними хімічними реакціями називаються реакції, які відбуваються лише в одному напрямку.

До необоротних реакцій належать, наприклад, реакції розкладання перманганату калію при нагріванні:



розкладання бертолетової солі



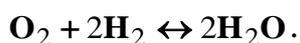
або взаємодія лужних металів з водою



та багато інших процесів.

Оборотними називаються реакції, які можуть відбуватися в прямому і в зворотному напрямках.

До оборотних реакцій належить, наприклад, взаємодія кисню з воднем



Справді, при температурах 800 – 1500 °С кисень з воднем утворюють воду, взаємодіючи досить бурхливо. При температурах 3000 – 4000 °С, навпаки, вода розкладається з утворенням H_2 і O_2 . Взаємодія йоду з воднем



відбувається при температурі 300 – 400 °С. При такій самій температурі можлива й зворотна реакція розкладання HI .

Більшість хімічних реакцій є оборотними. Одні реакції відбуваються за умов, у яких зворотна реакція неможлива (взаємодія H_2 та O_2), для інших можливий перебіг як прямої, так і зворотної реакції (взаємодія H_2 та I_2). В обох наведених прикладах можна виявити зворотну реакцію і навіть визначити швидкості прямої й зворотної реакції. Є також умови, за яких одночасно відбуваються пряма та зворотна реакції.

Розглянемо докладніше оборотні реакції, які одночасно за певних умов відбуваються в обох напрямках. Загальний вигляд оборотної реакції



У перший момент швидкість прямої реакції

$$v_1 = k_1[\text{A}]^m[\text{B}]^n$$

визначається початковими концентраціями вихідних речовин. Швидкість зворотної реакції при цьому дорівнює нулю. У міру взаємодії вихідних речовин і утворення продуктів реакції швидкість прямої реакції зменшуватиметься, а швидкість зворотної реакції

$$v_2 = k_2[\text{C}]^p[\text{D}]^q$$

зростатиме. Через деякий час швидкість прямої та зворотної реакції зрівняється. Такий стан реакційної системи називається **хімічною рівновагою**.

У момент установа рівноваги $v_1 = v_2$ або

$$k_1[\text{A}]^m[\text{B}]^n = k_2[\text{C}]^p[\text{D}]^q,$$

звідки

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p[D]^q}{[A]^m[B]^n}.$$

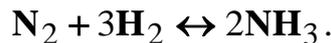
При цій температурі k_1 і k_2 є величини сталі, тому їх відношення теж величина стала

$$\frac{k_1}{k_2} = k_p \text{ – константа хімічної рівноваги.}$$

$$k_p = \frac{[C]^p[D]^q}{[A]^m[B]^n}. \quad (24)$$

Константа хімічної рівноваги – відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин у момент установлення рівноваги (з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів). Вона залежить від природи реагуючих речовин та температури.

Приклад. Записати вираз константи рівноваги для гомогенної системи



Розв'язання

Згідно з формулою (24) вираз константи рівноваги цієї системи матиме вигляд

$$k_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}.$$

5. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Стан хімічної рівноваги за сталих умов може зберігатися будь-який час. Проте при зміні умов рівноваги (температури, концентрації, тиску) стан рівноваги порушується. Зміна зовнішніх факторів по-різному впливає на швидкості прямої й зворотної реакцій, тобто швидкість однієї з реакцій буде більша, ніж другої. Внаслідок цього хімічна рівновага зміститься в той чи інший бік. Через деякий час у системі знову встановиться рівновага, але вже за інших умов.

Характер зміни рівноваги залежно від зовнішніх факторів можна визначити за принципом Ле Шательє, який формулюється так:

якщо на систему, що перебуває в рівновазі, подіяти зовнішнім фактором, то рівновага зміститься у напрямі процесу, який зменшить цю дію.

Загальні положення, які випливають з принципу Ле Шательє:

1) збільшення концентрації вихідних речовин збільшує швидкість прямої реакції, тобто зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції та навпаки, збільшення концентрації продуктів збільшить швидкість зворотної реакції – утворення вихідних речовин;

2) при підвищенні температури рівновага системи, що перебуває в стані рівноваги, зміщується у напрямку ендотермічної реакції, а при зниженні – у напрямку екзотермічної реакції;

3) підвищення тиску призводить до зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають менший об'єм. Якщо об'єм системи при реакції не змінюється, то тиск не впливатиме на стан рівноваги.

Приклад. Як зміститься рівновага у системі $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$ при:

- а) збільшенні концентрації азоту;
- б) збільшенні температури;
- в) збільшенні тиску.

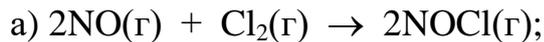
Розв'язання

Згідно з принципом Ле Шательє:

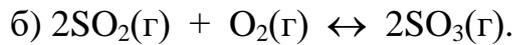
- а) при збільшенні концентрації азоту рівновага зміститься у бік прямої реакції – утворення аміаку;
- б) оскільки реакція відбувається з виділенням тепла (екзотермічна), то при збільшенні температури рівновага зміститься у бік зворотної реакції – розкладання аміаку;
- в) оскільки пряма реакція проходить із зменшенням об'єму (із 4 об'ємів газоподібних речовин одержують 2 об'єми), то при збільшенні тиску рівновага зміститься у бік прямої реакції – утворення аміаку.

Контрольні питання та завдання

1. Який розділ хімії називають «Хімічною кінетикою»?
2. Дайте визначення понять:
 - а) система;
 - б) фаза;
 - в) гомогенна система;
 - г) гетерогенна система.
3. Сформулюйте:
 - а) закон діючих мас;
 - б) правило Вант-Гоффа;
 - в) принцип Ле Шательє.
4. Як залежить швидкість реакції від тиску?
5. Як називають речовини, що змінюють швидкість реакції?
6. Що таке константа рівноваги?
7. Запишіть вираз швидкості згідно із законом діючих мас для реакцій:



8. Запишіть вираз константи рівноваги для системи:



9. У скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури від 60° до 100° , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

10. Визначте температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при збільшенні температури на 20° швидкість реакції збільшилась у 16 разів.

11. Як зміниться швидкість прямої та зворотної реакцій у системі $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, якщо об'єм газової суміші зменшити в три рази.

12. Як вплине збільшення тиску на рівновагу оборотної реакції, що проходить у гетерогенному середовищі:



13. Як вплине підвищення тиску та температури на рівновагу оборотної реакції $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) - 92,59\text{кДж}$?

14. Як необхідно змінити умови, щоб рівновага в реакції $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) - 178\text{кДж}$ змістилася в бік утворення продуктів розкладання.

Додаток А

Назви кислот, їх формули та назви відповідних солей

Назва кислоти	Формула кислоти	Назва солі	Кислотний залишок
Нітратна (азотна)	HNO_3	нітрат	NO_3^-
Нітритна (азотиста)	HNO_2	нітрит	NO_2^-
Боратна (борна)	H_3BO_3	борат	BO_3^{3-}
Бромідна (бромистоводнева)	HBr	бромід	Br^-
Карбонатна (вугільна)	H_2CO_3	карбонат	CO_3^{2-}
Йодидна (йодистоводнева)	HI	йодид	I^-
Силікатна (кремнієва)	H_2SiO_3	силікат	SiO_3^{2-}
Перманганатна (манганова)	HMnO_4	перманганат	MnO_4^-
Манганатна (марганцевиста)	H_2MnO_4	манганат	MnO_4^{2-}
Сульфатна (сірчана)	H_2SO_4	сульфат	SO_4^{2-}
Сульфитна (сірчиста)	H_2SO_3	сульфіт	SO_3^{2-}
Сульфідна (сірководнева)	H_2S	сульфід	S^{2-}
Хлоридна (соляна)	HCl	хлорид	Cl^-
Фосфатна (фосфорна)	H_3PO_4	фосфат	PO_4^{3-}
Фосфітна (фосфориста)	H_3PO_3	фосфіт	PO_3^{3-}
Гіпохлоритна (хлорнуватиста)	HClO	гіпохлорит	ClO^-
Хлоратна (хлорнувата)	HClO_3	хлорат	ClO_3^-
Перхлоратна (хлорна)	HClO_4	перхлорат	ClO_4^-
Хроматна (хромова)	H_2CrO_4	хромат	CrO_4^{2-}
Дихроматна (біхроматна)	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Ціанідна (ціановоднева, синильна)	HCN	ціанід	CN^-

Додаток Б

Відносні електронегативності елементів (за Полінгом)

Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
Період											
1	H 2,1									He -	
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,5	F 4,10			Ne -	
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83			Ar -	
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			Kr -	
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe -	
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La*	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90			Rn -	
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac**	*Лантаноїди – 1,08 – 1,14 **Актиноїди – 1,11 – 1,20							

ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Загальна хімія / Н.Л. Глинка. – К.: Вища школа, 1976. – 704 с.
2. Загальна хімія / В.В. Григор'єва [та ін.]. – К.: Вища школа, 1991. – 431 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія / В.І. Кириченко. – К.: Вища школа, 2005. – 639 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 1998. – 743 с.
5. Хомченко І.Г. Загальна хімія / І.Г. Хомченко. – К.: Вища школа, 1993. – 424 с.
6. Хімія: посібник для вступників до вузів / В.В. Сухан, Т.В. Табенський, А.Й. Капустян, В.Г. Горлач. – К.: Либідь, 1993. – 408 с.

ЗМІСТ

Передмова	3
Вступ	4
Основні поняття і закони хімії.....	6
Класи неорганічних сполук.....	15
Еквівалент. Еквівалентна маса.....	22
Будова атома.....	30
Періодичний закон Д.І. Менделєєва та періодична система елементів.....	39
Хімічний зв'язок.....	46
Хімічна кінетика.....	53
Додаток А.....	61
Додаток Б.....	62
Використана література.....	63

Стороженко Дмитро Олексійович
Бунякіна Наталія Володимирівна
Об'єдкова Оксана Андріївна
Дрючко Олександр Григорович

КУРС ЛЕКЦІЙ З ДИСЦИПЛІНИ
«ХІМІЯ» ДЛЯ СТУДЕНТІВ УСІХ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ
Частина I

Комп'ютерна верстка О.А. Об'єдкова, Н.В. Бунякіна

Друк RISO

Обл. - вид. арк.

Редакційно-видавничий відділ
Полтавського національного технічного університету
імені Юрія Кондратюка
36601, м. Полтава, просп. Першотравневий, 24
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до
Державного реєстру видавництв, виробників і розповсюджувачів
видавничої продукції

Серія ДК, № 3150 від 06.03.2008 р.

Віддруковано з оригінал-макета РВВ ПолтНТУ