

Міністерство освіти і науки України
Мукачівський державний університет



КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ

з дисципліни «Хімія»

Частина I

для здобувачів вищої освіти
першого (бакалаврського) рівня
спеціальностей

131 «Прикладна механіка»; 133 «Галузеве машинобудування»; 182 «Технології
легкої промисловості» денної форми навчання

Мукачево
МДУ 2022

УДК 54(042.3)(072)

Розглянуто та рекомендовано до друку науково-методичною радою Мукачівського державного університету

протокол № від ..2022 р.

Розглянуто та схвалено на засіданні кафедри інженерії, технологій та професійної освіти протокол № 13 від 27.06.2022 р.

Укладач:

Молнар –Бабіля Д.І.– к.х.н. доцент, доцент кафедри готельно-ресторанної та музейної справи Мукачівського державного університету

Рецензент:

Феср О.В. - к.е.н., доцент кафедри менеджменту, управління економічними процесами та туризму Мукачівського державного університету

Авт. знак О-60

Хімія: Конспект лекцій з дисципліни: Частина I для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 131 «Прикладна механіка»; 133 "Галузеве машинобудування" Мукачєво / Укладач. Монар-Бабіля Д.І. -Мукачєво: МДУ, 2022 . – 42 с. 1,95д.а

Анотація.

Конспект лекцій відповідає робочій програмі дисципліни «Хімія», яка вивчається здобувачами вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 131 «Прикладна механіка». 133 "Галузеве машинобудування" Розглянуті основні поняття і закони хімії, описано закономірності перебігу хімічних реакцій, розглянуто дисперсні системи, електрохімічні процеси, будову атомів, молекул і кристалів. Подано класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук.

© МДУ, 2022

ЗМІСТ

1. Вступ	4
2. Структура навчальної дисципліни	4
Тема 1. Вступ. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття і закони хімії.....	4
Тема 2. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва.....	11
Тема 3. Будова атома і ядра.....	16
Тема 4. Класи неорганічних сполук.....	26
Тема 5. Хімічний зв'язок і будова молекул.....	32
ЛІТЕРАТУРА.....	41

ВСТУП

Метою даного навчально-методичного видання є сприяння в опануванні студентами основ загальної, неорганічної хімії, набуття вмінь використовувати отримані теоретичні знання для осмислення важливих хімічних процесів, що відбуваються в природі. У межах курсу розглядаються найважливіші закони хімії, хімічний зв'язок, основні класи сполук, розчини електролітів та неелектролітів, закономірності перебігу хімічних реакцій. Значна частина лекційного матеріалу присвячена хімії елементів та їх сполук.

Завданнями є: формування діалектичного мислення і сприяння розвитку хімічного світогляду студента; розуміння ролі хімічних процесів у функціонуванні екосистем Землі; надання уявлень про витоки і сучасність теоретичних передумов хімії; досягнення міцного і свідомого засвоєння хімічних понять.

У результаті вивчення навчальної дисципліни здобувач повинен знати: знання і розуміння матеріалу відповідної теми; складати рівняння хімічних реакцій різних типів; основні класи неорганічних сполук; загальні закони хімічних перетворень речовин; будову атома та періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва, розуміти хімічний зв'язок і будову молекул; хімічну кінетику і хімічну рівновагу; розчини та окисно-відновні реакції; загальну характеристику s-,p-,d-елементів.

СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Дисципліна «Хімія» викладається для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 131 «Прикладна механіка»; 133 "Галузеве машинобудування" обсяг – 5 кредитів 120 год. Складається з лекцій (22 год), лабораторних робіт (18 год) та самостійної роботи (80 год). Вид контролю - екзамен.

ТЕМА 1. ВСТУП. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ.

План

1. Атомно-молекулярне вчення
2. Основні хімічні поняття
3. Основні закони хімії
4. Прості й складні речовини

Ключові слова: Хімія як розділ природних наук. Атомно-молекулярне вчення. Основні хімічні поняття: атом, молекула, елемент, прості і складні сполуки. Атомні і молекулярні маси. Кількість речовини. Моль. Молярна маса, еквівалент. Методи визначення атомних, молекулярних і еквівалентних мас. Закон збереження маси. Основні стереохімічні закони хімії. Закон кратних співвідношень. Закон Авогадро та його наслідки. Атом, молекула, хімічний елемент. Прості й складні речовини

Хімія вивчає властивості, склад, будову і перетворення речовин. Речовини мають дискретну будову, тобто складаються з окремих дуже невеликих елементарних частинок речовини. Елементарні частинки (протони і нейтрони) входять до складу атомних ядер, з ядер і електронів складаються атоми хімічних елементів, атоми утворюють молекули та йони.

Ми самі і все навколо нас - це поєднання різних форм матерії, що безперервно змінюється і рухається. Відомі дві найважливіші форми існування матерії - **речовина і поле.**

Речовина - це вид матерії, що складається з окремих часток, які мають масу спокою. Взаємодія між частинками здійснюється за допомогою полів електромагнітного, гравітаційного, внутрішньоядерного тощо. Іноді поле може існувати і без частинок, які його створили (наприклад, електромагнітне).

Поле - це особливий вид матерії, що не має маси спокою.

Атом - електронейтральна система, яка складається з позитивно зарядженого ядра і електронів, що рухаються навколо ядра.

Атоми, молекули, йони - найважливіші в хімічному плані структурні одиниці речовини. Нині охарактеризовано біля 11 мільйонів індивідуальних хімічних сполук. Переважна більшість з них (біля 10 млн.) складається з молекул, решта - з атомів та йонів.

Протони і нейтрони мають приблизно однакові маси (біля 1 а.о.м.). Разом ці дві частинки, що входять до складу ядра, називають **нуклонами**. Суму кількості протонів і нейтронів ($p + n$) називають **нуклонним** числом атома; вона приблизно дорівнює масі ядра в а.о.м., тому її також називають **масовим** числом. Заряд ядра, вимірений в а.о.з., дорівнює кількості протонів (p); його також називають **протонним** числом. Нуклонне число вказують вгорі зліва від

символу атома елемента, протонне число - зліва внизу, наприклад ${}^{19}\text{F}$, ${}^1_1\text{H}$.

Атом (від грецького слова **αἶονος** - неподільний) в хімічних реакціях не ділиться і не перетворюється на інші атоми. Атоми, перш за все, - можуть відрізнятися один від інших зарядом ядра. В свою чергу, заряд ядра визначає кількість електронів у навколяядерному просторі, а від електронної будови атомів залежать хімічні властивості та багато фізичних параметрів речовин.

Сукупність атомів з однаковим зарядом ядра називають **хімічним елементом**. Таким чином, **атом - це найменша хімічно неподільна частинка, яка є носієм хімічних властивостей елемента**.

Атоми одного й того самого елемента можуть мати різні маси. Це пов'язано з тим, що ядра атомів одного елемента можуть містити різну кількість нейтронів число протонів. Атоми, сполучаючись між собою, можуть утворювати складніші частинки - молекули. Молекула - це угруповання атомів, сполучених хімічними зв'язками, яке здатне до самостійного існування; **молекула - найдрібніша частинка речовини, що є носієм її хімічних властивостей**. Не всі речовини складаються з молекул. Багато з них мають не молекулярну будову (метали, йонні сполуки тощо). Молекулярна будова властива речовинам з ковалентним характером зв'язку.

Якщо речовина складається з атомів одного елемента, вона називається **простою**, а якщо з хімічно зв'язаних між собою атомів двох і більше елементів - **складною**.

Проста речовина - це форма існування хімічного елемента у вільному стані. Оскільки проста речовина складається з атомів одного елемента, довгий час просту речовину називали **елементом**, тобто не розрізняли ці поняття. Тому і назви елементів та простих речовин найчастіше збігаються. Але проста речовина і хімічний елемент - різні поняття. Перш за все це тому, що атоми певного елемента можуть перебувати у складі як простих, так і складних речовин. Крім того, деяким хімічним елементам відповідає кілька простих речовин. Це явище називається алотропією, а самі прості речовини, що відповідають одному елементу, - алотропічними модифікаціями.

Атомні й молекулярні маси

Маси атомів і молекул надзвичайно малі. Англійський вчений Дж. Дальтон (1766-1844) запровадив відносну одиницю атомної маси, що дорівнює масі найлегшого атома - водню. Воднева одиниця на практиці виявилась незручною для користування, і її з часом було замінено на кисневу, а потім - вуглецеву. Нині під відносною одиницею маси (а.о.м.) розуміють 1/12 частину маси атома карбону ${}^{12}\text{C}$. 1 а.о.м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг).

Більшість елементів у земній корі складається з суміші ізотопів. При визначенні атомних мас необхідно враховувати маси атомів всіх ізотопів та їх вміст у земній корі. Тому **відносною атомною масою** називається відношення усередненої маси атомів даного елемента (з врахуванням його ізотопного складу природі) до 1/12 маси атома карбону ${}^{12}\text{C}$.

Відносна атомна маса позначається (A_r) (r - скорочення англійського слова relative - відносний) і є безрозмірною величиною. Якщо елемент складається з одного ізотопу, то A_r чисельно збігається з масою атома (m_A), вираженою в атомних одиницях маси. Наприклад:

$A_r(\text{F}) = 18,998$; $m_A(\text{F}) = 18,998$ а.о.м. Природний хлор складається з ізотопів ${}^{35}\text{Cl}$ (75,53%) та ${}^{37}\text{Cl}$ (24,47%), маси атомів яких відповідно дорівнюють 34,964 та 36,961 а.о.м. Атомна маса елемента хлору дорівнює:

$$34,964 \cdot 0,7553 + 36,961 \cdot 0,2447 = 35,453.$$

Атомна маса елементів завжди дещо менша, ніж сума мас елементарних частинок, з яких складається атом. Ця різниця виникає внаслідок того, що при сполученні протонів з нейтронами і утворенні ядра за рахунок сил внутрішньоядерної взаємодії виділяється велика кількість енергії. Виділення енергії (E) призводить до зменшення маси (Δm) згідно зі співвідношенням А.Ейнштейна (1879-1955):

Величину Δm називають **дефектом маси**. Вона дорівнює різниці між сумою мас протонів і нейтронів, що входять до складу ядра, і фактичною масою ядра. Так, маса ядра ізотопу гелію ${}^4\text{He}$ дорівнює 4,001506 а.о.м., тоді як сума мас двох протонів і двох нейтронів, що входять до ядра гелію, складає: $2 \cdot 1,007276 + 2 \cdot 1,008665 = 4,031882$ (а.о.м.), дефект маси дорівнює 0,030276 а.о.м.

Дефектом маси можна пояснити, наприклад, той факт, що атомна маса фтору ${}^{19}\text{F}$, ядро якого містить 19 нуклонів, маса кожного з яких більша від 1 а.о.м., все ж менша, ніж 19. Вплив дефекту маси на величини атомних мас можна розглянути на прикладах багатьох інших елементів: алюмінію, який складається

з атомів лише одного ізотопу ${}^{27}\text{Al}$, кисню, який у природі є сумішшю трьох ізотопів ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ та ін.

Відносна молекулярна маса (M_r) визначається як відношення маси молекули до $1/12$ маси ізотопу ${}^{12}_6\text{C}$. Вона також чисельно дорівнює масі молекули речовини, вираженій в а.о.м.. Практично молекулярну масу знаходять як суму добутків атомних мас елементів, що входять до складу молекули, на кількість атомів у молекулі даної речовини, наприклад:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,0079 + 32,066 + 4 \cdot 15,999 = 98,0778.$$

Для речовин немалекулярної будови звичайно наводять найпростішу формулу (наприклад, NaCl , SiO_2). Для них замість терміна **молекулярна маса** більш правильно вживати термін **формульна маса**. Формульну масу обчислюють аналогічно молекулярній через атомні маси.

Кількість речовини. Моль. Молярна маса

У реальних хімічних розрахунках незручно користуватися дуже малими частинками — атомами, молекулами, йонами. Тому в системі одиниць СІ за одиницю кількості речовини прийнято **моль** - сукупність (порцію) такого числа структурних одиниць (атомів, молекул, йонів), яке дорівнює кількості атомів у 12 грамах ізотопу карбону ${}^{12}_6\text{C}$.

Встановлено, що в 12г карбону ${}^{12}_6\text{C}$ міститься $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів. Це число називається сталою Авогадро, позначається N_A і має розмірність моль^{-1} . Отже, за означенням, 1 моль атомів будь-якого елемента містить $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів, а моль молекул - $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул, 1 моль йонів - $6,022 \cdot 10^{23}$ йонів. Стала Авогадро дозволяє дуже просто визначити величину молярної маси - тобто масу одного моля будь-якої речовини. Дійсно, за означенням, маса стандартного моля, тобто моля атомів ${}^{12}_6\text{C}$, складає 12г, а маса одного атома -

12 а.о.м. Масу моля атомів можна виразити як добуток маси одного атома на число атомів N_A :

$$12 \text{ а.о.м.} \cdot N_A = 12 \text{ г.}$$

Звідси з'являється важливе співвідношення:

$$1 \text{ а.о.м.} \cdot N_A = 1 \text{ г,}$$

тобто N_A - це множник, за допомогою якого а.о.м. (відносна одиниця атомної маси) перетворюється на грам - одиницю абсолютної маси.

Тепер якщо взяти масу одного атома певного елемента або масу однієї молекули складної речовини і помножити на число Авогадро, то одержимо **молярну масу, відповідно моля їх атомів або моля молекул, яка в грамах буде чисельно дорівнювати атомній масі або молекулярній масі**. Молярна маса речовини позначається M і має розмірність $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Молярну масу можна розраховувати, якщо масу речовини m розділити на кількість речовини n у взятій наважці:

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

З цього виразу можна отримати співвідношення:

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

тобто кількість речовини дорівнює відношенню маси (наважки) речовини до її молярної маси.

Масу речовини m можна записати як добуток маси однієї частинки m_0 в г на число цих частинок N :

Аналогічно для 1 моль:

$$m = m_0 \cdot N, \quad M = m_0 \cdot N_A,$$

Тоді з цього виразу можна отримати:

$$n = \frac{m_0 \cdot N}{m_0 \cdot N_A} = \frac{N}{N_A},$$

а з цього співвідношення - спосіб знаходження маси однієї частинки в грамах:

$$m_0 = \frac{M}{N_A},$$

Наведемо приклади виразів для запису атомних, молекулярних, молярних мас речовин, мас окремих атомів або молекул (цифрові дані подано округленими до цілих чисел):

- а) для атомів нітрогену: $A_r(\text{N}) = 14$; $m(\text{N}) = 14$ а.о.м.; $M(\text{N}) = 14$ г/моль; б) для молекул азоту: $M_r(\text{N}_2) = 28$; $m(\text{N}_2) = 28$ а.о.м.; $M(\text{N}_2) = 28$ г/моль; в) для сірчаної кислоти: $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ а.о.м.; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Закон збереження маси

В 1756 р. російський вчений М.В.Ломоносов (1711-1765), а пізніше - французький вчений А. Лавуазьє (1743-1794) встановили, що **сума мас речовин, які вступили в реакцію, дорівнює сумі мас продуктів реакції**. Цей закон, що дістав назву закону збереження маси, відіграв дуже важливу роль у розвитку хімії як науки.

З позицій атомно-молекулярного вчення закон збереження маси можна пояснити так. У хімічних реакціях руйнуються хімічні зв'язки у вихідних речовинах, атоми **перегрупуються** і в продуктах реакції виникають нові зв'язки. Атоми при цьому не зникають і не виникають нові, вони входять до складу продуктів реакції в такій самій кількості, в якій містилися у вихідних речовинах. Тому, складаючи рівняння реакцій, необхідно добирати стехіометричні коефіцієнти так, щоб число атомів відповідних елементів у вихідних речовинах і продуктах реакції було однаковим.

Закон збереження маси є окремим випадком більш загального закону збереження матерії. Маса речовин зберігається сталою в процесах, які супроводжуються порівняно невеликими енергетичними змінами, і саме такі порівняно невеликі енергетичні ефекти спостерігаються при перебігу більшості хімічних реакцій. Але в ядерних реакціях ці зміни досить значні, що, відповідно до співвідношення Ейнштейна $E = \Delta mc^2$, призводить до помітних змін мас.

Закон сталості складу. Валентність

Закон сталості складу був сформульований французьким вченим Ж.Л.Прустом (1754-1826) на основі даних хімічного аналізу великої кількості хімічних речовин.

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

Виходячи з атомно-молекулярного вчення цей закон можна пояснити тим, що до складу даної конкретної сполуки входять тільки атоми певних елементів (якісний склад) і сполучаються вони в цілком певних співвідношеннях, які залежать від їхньої валентності (кількісний склад).

Валентність - це здатність атомів одного хімічного елемента присднувати певну кількість атомів іншого хімічного елемента. Чисельно валентність можна

визначити за кількістю атомів гідрогену або інших одновалентних атомів, яку може приєднати або замінити атом даного елемента. Коли утворюються складні речовини з двох елементів, атоми сполучаються так, що **добуток числа атомів одного елемента на його валентність дорівнює добутку числа атомів на валентність другого елемента**. Це правило використовують при складанні хімічних формул.

Якщо елемент має змінну валентність, то з іншим елементом, наприклад киснем, він може утворювати кілька сполук: CO й CO₂; CrO, Cr₂O₃ й CrO₃ та ін. У кожній такій сполуці валентності, а отже, й атомні співвідношення елементів є цілком певними і тому склад сполук при цьому змінюється стрибками.

Закон сталості складу може бути застосований до більшості хімічних сполук, у тому числі до молекулярних сполук з відносно низькою молекулярною масою, а також до йонних сполук. Називають їх **дальтонідами**. Але чимало сполук у певних межах можуть плавно змінювати свій склад (**бертоліди**). Найчастіше до них належать інтерметалічні (міжметалічні) сполуки, високомолекулярні органічні сполуки, деякі оксиди, сульфіді, нітриди тощо.

Так, титан утворює оксиди складу Ti₂O_{2,92-3,12}; TiO_{1,9-2,0}; склад сульфіді заліза FeS може змінюватися від Fe_{1,1}S до FeS_{1,1} залежно від способу приготування зразка.

Закон кратних співвідношень

Цей закон тісно пов'язаний із законами сталості складу та еквівалентів і справедливий тільки для дальтонідів. Суть його така:

Якщо два елементи утворюють між собою кілька сполук, то маси одного з елементів у цих сполуках, що припадають на одну й ту ж саму масу іншого елемента, відносяться між собою, як невеликі цілі числа.

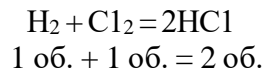
Так, для оксидів нітрогену NO і NO₂ на 14 одиниць маси нітрогену припадають відповідно 16 і 32 одиниці маси кисню, які відносяться між собою, як 1:2. Еквівалентні маси нітрогену, що припадають на одну й ту саму масу кисню (на 8 одиниць маси), становлять 7 для NO і 3,5 для NO₂ і відносяться між собою, як 2:1.

З цього закону можна дійти висновку, що склад сполук змінюється стрибками, і цей факт можна пояснити тільки на основі уявлень про дискретну (атомістичну) будову речовини. Стрибкоподібна зміна складу пов'язана з відповідною зміною атомного співвідношення в сполуках, що утворені двома елементами при зміні валентності, яка набуває значень невеликих цілих чисел. **Закон Авогадро та його наслідки**

Вивчаючи реакції між газами, французький вчений Гей-Люссак (1778-1850) встановив, що виміряні за однакових умов (тиску й температури) об'єми газів, які вступають в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів газоподібних продуктів, як невеликі цілі числа (закон об'ємних відношень). Наприклад, один об'єм водню реагує тільки з одним таким самим об'ємом хлору, утворюючи два об'єми хлороводню. Рівність об'ємів водню і хлору, які реагують між собою, можна пояснити тим, що в рівних об'ємах цих газів міститься однакова кількість частинок. Дальтон і Берцеліус вважали, що цими частинками є атоми й заперечували існування більш складних частинок (молекул) простих речовин. Тоді в наведеному прикладі (H + Cl = HCl) в результаті реакції повинен утворитися тільки один об'єм (а не два) хлороводню. Для пояснення об'ємних співвідношень, що спостерігалися насправді, Авогадро

висунув гіпотезу про існування більших, ніж атоми, частинок - молекул, причому молекули водню, хлору, кисню, азоту та деяких інших простих речовин - двоатомні.

Отже, заслуга Авогадро полягає в тому, що він запровадив у хімію поняття "молекула", яке застосовувалось і до простих, і до складних речовин. Після цього можна було пояснити об'ємні співвідношення, що спостерігалися, якщо припустити, що **в рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакова кількість молекул:**



Це положення було названо законом Авогадро. Він застосовується тільки для газів, оскільки в газах відстані між молекулами значно більші від власних розмірів молекул. Ці відстані залежать тільки від умов (температури і тиску) і не пов'язані з природою молекул. Тому й кількості молекул різних газів в однакових об'ємах рівні.

Із закону Авогадро можна вивести ряд наслідків, корисних для хімічних розрахунків. Ось деякі з них:

а) рівне число молекул різних газів за однакових умов займають однакові об'єми;

б) молі різних газів за однакових умов займають однакові об'єми (оскільки моль будь-якої речовини містить число Авогадро $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул). Зокрема, за нормальних умов - н.у. (101325 Па і 273 К) молі різних газів займають об'єм

22,4 л. Це - так званий молярний об'єм газу V^0 .

Закон Авогадро можна застосовувати за порівняно невисоких тисків, коли розміри молекул набагато менші, ніж відстані між молекулами і силами міжмолекулярної взаємодії можна знехтувати.

Визначення молярних мас газоподібних речовин

Молярні маси газів визначають, використовуючи закон Авогадро та його наслідки: Якщо відомі маса газу m і його об'єм за нормальних умов у можна розрахувати масу 22,4 л газу, що відповідає молярній масі:

$$M = \frac{m \cdot 22,4}{V^0},$$

1. Щоб розрахувати $M(X)$ за рівнянням Клапейрона-Менделєєва:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} RT,$$

треба знати масу газу (m), а також його об'єм, тиск і температуру за реальних умов:

$$M = \frac{mRT}{PV}.$$

Універсальна газова стала R у системі одиниць СІ становить 8,314 Дж/(моль·К).

2. Визначають відносну густину газу, який досліджується, водночас з іншим газом з відомою молекулярною масою (відносна густина D - це відношення густин двох газів за однакових температури і тиску):

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}},$$

Якщо об'єми газів рівні між собою ($V_1 = V_2$), то $D = \frac{m_1}{m_2}$.

Відповідно до формули, масу газу можна подати як добуток кількості речовини газу на його молярну масу:

$$m_1 = n_1 \cdot M_1; \quad m_2 = n_2 \cdot M_2.$$

Оскільки об'єми газів рівні між собою, то $p_1 = p_2$. Тоді:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}} = \frac{M_1}{M_2}$$

звідки молярна маса газу, що досліджується:

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

Найчастіше D визначають за воднем або за повітрям. Тоді M_2 дорівнює 2 г/моль або 29 г/моль відповідно.

Для розв'язування різноманітних задач з хімії можна запропонувати об'єднаний вираз для знаходження кількості речовини:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V^0}{V_M^0} = \frac{N}{N_A} = \frac{PV}{RT}$$

Комбінуючи попарно наведені вище співвідношення, можна швидко знайти відповіді на завдання багатьох задач.

Контрольні запитання до теми 1.

1. Дайте визначення атому, хімічному елементу, молекулі.
2. Що в хімії прийнято за одиницю кількості речовини.
3. Чому дорівнює стала Авогадро ?

4. Закон Авогадро і наслідки з нього.
5. Об'єднаний газовий закон, рівняння Клайперона-Менделєєва.
6. Що таке молярна маса, молярна маса еквіваленту?
7. Що таке еквівалент?
8. Визначення молярних мас газоподібних речовин.

Рекомендовані джерела

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокий Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Василега М.Д. Окислювально – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.

ТЕМА 2. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.

План

1. Відкриття періодичного закону і будови періодичної системи Д.І. Менделєєва.
2. Періодичний закон і періодична система з точки зору сучасної теорії будови атома.
3. Причини періодичності у зміні властивостей елементів. Закономірність зміни властивостей елементів і їх сполук у групах і періодах. Значення періодичної системи.

Ключові слова: Періоди, групи, підгрупи. Рентгенівські спектри. Роботи Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодичний закон і періодична система з точки зору сучасної теорії будови атома. Причини періодичності у зміні властивостей елементів. Закономірність зміни властивостей елементів і їх сполук у групах і періодах. Значення періодичної системи.

Періодичний закон у формулюванні Д.І.Менделєєвата структура періодичної системи елементів

Російський вчений Д.І.Менделєєв (1834-1907) встановив, що існує закономірний зв'язок властивостей елементів та сполук елементів з їх атомними масами. Зі збільшенням атомної маси закономірно змінюються валентності елементів, їх металічні і неметалічні властивості, кислотно-основні властивості оксидів та гідратів цих оксидів. Для прикладу розглянемо елементи, що розташовані в порядку зростання їх атомних мас, починаючи від натрію і закінчуючи хлором

Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Атомна маса	22,990	24,305	26,982	28,086	30,974	32,066	35,453
Найвища валентність	1	2	3	4	5	6	7
Металічні-неметалічні властивості	метал	метал	метал	неметал	неметал	неметал	неметал
Формула вищого оксиду та його властивості	Na ₂ O основний	MgO основний	Al ₂ O ₃ амфотерний	SiO ₂ кислотний	P ₂ O ₅ кислотний	SO ₃ кислотний	Cl ₂ O ₇ кислотний

Дійсно, від натрію до хлору поступово зростає найвища валентність елементів, послаблюються металічні та посилюються неметалічні властивості, а властивості вищих оксидів змінюються від основних, через амфотерні і до кислотних. Далі з ростом атомної маси з'являються елементи, схожі за властивостями з елементами, що розміщені вище. Так, елемент калій ($A_r=39,098$) за своїми властивостями дуже схожий на натрій; кальцій ($A_r=40,08$) - на магній і так далі. Таку залежність Менделєєв назвав періодичною і у 1869 р. сформулював періодичний закон:

Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від атомних ваг елементів.

Графічним виразом цього закону є періодична система. Найважливішими структурними і смисловими поняттями системи є періоди, групи і підгрупи.

Періодом називається ряд елементів, розташованих у порядку зростання атомних мас, в якому властивості елементів закономірно змінюються від лужного металу до галогену та інертного газу. Винятком є перший період, в якому містяться тільки два елементи - водень та гелій, причому у водню деякою мірою поєднуються властивості як лужних металів, так і галогенів.

Якщо елементи одного періоду розмістити під аналогічними за властивостями елементами іншого періоду, то на одній вертикалі закономірно розташуються елементи, які створюють одну підгрупу. Отже, підгрупа - це вертикальний стовпчик хімічних елементів, схожих за властивостями в усіх найважливіших ступенях окиснення. Елементи другого та третього періодів (типові за визначенням Д.І.Менделєєва) і аналогічні з ними за властивостями елементи четвертого - шостого (великих) періодів разом створюють головну підгрупу (або підгрупу А). Схожі між собою елементи великих періодів, які не увійшли до головної підгрупи, складають побічну підгрупу (підгрупа В). Елементи двох підгруп (головної і побічної), що мають спільні властивості лише в найвищому ступені окиснення, складають одну групу. Номер групи найчастіше збігається з найвищим ступенем окиснення усіх елементів, що входять до неї.

Розроблений Менделєєвим варіант періодичної системи, в якому елементи великих періодів розбиті на два ряди, називається **короткоперіодним**. Він наведений на першому форзаці (обкладинці) посібника. Пізніше були створені й інші варіанти побудови періодичної системи, серед яких найчастіше використовують так званий довгоперіодний варіант, запропонований Н.Бором, де головні й побічні підгрупи розміщені окремо одна від одної (другий форзац посібника), а елементи як малих так і великих періодів розміщують в один горизонтальний ряд.

У періодичній системі три пари елементів (Te і I, Co і Ni, Ag і K) розміщені не в порядку зростання їх атомних мас. Розташовуючи такі елементи в системі, Д.І.Менделєєв віддавав перевагу аналогії хімічних властивостей. Тому Te розміщений у підгрупі халькогенів, I - у підгрупі галогенів, Ag - серед інертних газів, а калій K - у підгрупі лужних металів.

У 1910-1911 рр. було відкрито ізотопи - атоми елементів з однаковими хімічними властивостями, але різною атомною масою. Існування ізотопів, гак само як і розміщення деяких елементів не в порядку зростання їх атомних мас, суперечило формулюванню періодичного закону, запропонованому Д.І.Менделєєвим. Подальшого розвитку періодичний закон дістав після вивчення рентгенівських спектрів атомів хімічних елементів.

Рентгенівські спектри. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону

Рентгенівські спектри виникають, коли електрони, що рухаються з великою швидкістю, співударяються з антикатодом рентгенівської трубки. Рентгенівське випромінювання дає лінійчатий спектр, в якому можна виділити кілька серій ліній. Ці серії позначаються буквами K, L, M, N і т.д. Лінії в серіях позначаються буквами α , β , γ в порядку зменшення довжин хвиль.

Англійський вчений Г.Мозлі (1887-1915) вивчав, як змінюється рентгенівський спектр із зміною природи речовини, розміщеної на антикатоді. Виявилось, що із зростанням порядкового номера елемента металу-антикатадою довжини хвиль X всіх

ліній поступово зменшувались, причому спостерігалась **лінійна залежність кореня квадратного з оберненої величини довжин рентгенівських хвиль від порядкового номера елемента** (закон Мозлі):

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(N - b)$$

де a і N - константи, які залежать від того, до якої лінії спектра віднесено церівняння.

Закон Мозлі теоретично пояснив Бор. Коли на метал діють електрони високої енергії, то із внутрішніх енергетичних рівнів атомів видаляються електрони, а на звільнені місця переходять електрони з вищих рівнів. Кожному такому електронному переходу відповідає випромінювання кванта цілком певної енергії, тобто з'являється окрема лінія в спектрі (другий постулат Бора). Коли електрони переходять з вищих рівнів на K-рівень, виникає K-серія ліній, з переходом на L-рівень - L-серія і т.д. Якщо розглянути якийсь конкретний перехід електрона, то для різних атомів енергія виділених квантів має бути тим більшою, чим більший заряд ядра атома Z . Відповідно до цього з теорії Бора можна вивести співвідношення:

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(N - b)$$

можна зробити висновок, що порядковий номер елемента збігається з зарядом ядра атома. Закон Мозлі дав змогу визначити заряди ядер атомів і, найголовніше, встановити, що **порядок розміщення елементів у періодичній системі, а отже, і їхні властивості визначаються зарядом ядра атома**. У зв'язку з цим періодичний закон дістав нове формулювання:

Властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів.

Було також уточнено поняття елемент як сукупність атомів з однаковим зарядом ядра; визначено місце ізоотопів у періодичній системі: оскільки це атоми одного й того самого елемента (однаковий заряд ядра) з аналогічними хімічними властивостями, то їх помістили в одну клітинку системи. Пари елементів Ar-K, Co-Ni, Te-I виявилися розташованими у відповідності із зростанням зарядів ядер, а порушення в закономірності збільшення атомних мас пояснюються тим, що атомні маси елементів не завжди зростають при збільшенні зарядів атомних ядер.

Структура періодичної системи в світлі теорії будови атома

Кожний період, крім першого, починається з лужного металу. Ці елементи легко віддають один електрон, набуваючи заряду +1. Можна припустити, що у лужних металів починається забудова нового енергетичного рівня, на якому з'являється один електрон. Отже, період починається заповненням нового енергетичного рівня, а елементи одного й того самого періоду мають однакове число енергетичних рівнів. Таким чином, **номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів** або значенню головного квантового числа для електронів зовнішнього енергетичного рівня.

Була наведена послідовність заповнення підрівнів електронами, яка визначається сумою квантових чисел p і l . Оскільки забудова енергетичного рівня починається з відповідного s -підрівня, то першим у кожному періоді є елемент, у якого починає заповнюватися ps -підрівень (n - номер періоду). Відповідно до цього з послідовності, можна виділити підрівні, що є валентними для елементів кожного періоду (таблиця.1).

Таблиця .1

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

Номер періоду (n)	Валентні підрівні	Кількість елементів періоді	З них			
			s-елементів	p-елементів	d-елементів	f-елементів

1	$1s^2$	2	2	-	-	-
2	$2s^2 2p^6$	8	2	6	-	-
3	$3s^2 3p^6$	8	2	6	-	-
4	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	18	2	6	10	-
5	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	18	2	6	10	-
6	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	32	2	6	10	14
7	$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$	32	2	6	10	14

Як видно з таблиці, кожний період починається заповненням ns-підрівня й закінчується заповненням np-підрівня (крім першого, оскільки lp-підрівень не існує). Підрівні, що містяться між ns- і np-, визначаються за правилом Клечковського. Наприклад, треба визначити, які підрівні заповнюються у елементів шостого періоду. Цей період починається з заповнення 6s-, а закінчується заповненням 6p-підрівня. Для 6p-підрівня $n=6$, $l=1$. Сумі $n+1$, яка дорівнює 7, відповідають ще три комбінації $(n+1)$: $n=4$, $l=3$ (4f-підрівень); $n=5$, $l=2$ (5d-підрівень); $n=7$, $l=0$ (7s-підрівень). Підрівні 4f та 5d відповідно до правила Клечковського за енергією розміщені між підрівнями 6s та 6p, отже у атомів елементів шостого періоду електронами заповнюються підрівні 6s4f5d6p.

Число елементів у періоді відповідне числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді. Наприклад, в першому періоді заповнюється електронами 1s- підрівень, тому тут можуть бути тільки два елементи: у одного з яких - один електрон ($1s^1$), у другого два електрони ($1s^2$). Аналогічно визначається число елементів і в інших періодах (див. табл.3.1).

Залежно від того, який підрівень у атома заповнюється електронами (див.табл.3.1), розрізняють s-, p-, d- і f-елементи. На початку кожного періоду містяться два s-елементи, в кінці - шість p-елементів. Між ними у великих періодах розташовуються d- і f-елементи.

Схожість хімічних властивостей елементів пов'язана з періодичним повторенням будови валентних підрівнів (на останньому та передостанньому рівнях). У типових елементів (елементи другого і третього періодів) заповнюються електронами s- і p-підрівні зовнішнього енергетичного рівня. Таку ж електронну будову, а отже і властивості, мають ті елементи великих періодів, у яких також заповнюються ns- і np-підрівні. Усі ці елементи (s- і p-) належать до головних підгруп. Побічні підгрупи складають d- і f-елементи. Вони не мають аналогів серед типових, оскільки у них іде будова d- або f- підрівня.

Номер групи у світлі вчення про будову атома, як правило, відповідає **числу електронів на валентних підрівнях**. У елементів головних підгруп - це сума електронів на s- і p-підрівнях зовнішнього енергетичного рівня. Так, атоми, в яких будова зовнішнього рівня виражається формулами $ns^1 np^0$, $ns^2 np^0$, $ns^1 np^1$, ..., $ns^2 np^6$, належать відповідно до I, II, III, ..., VIII груп.

У елементів побічних підгруп валентними є d-підрівень передостаннього рівня і s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, тобто $(n-1)d$ і ns-підрівні. У першого d-елемента (скандію) на валентних підрівнях перебувають три електрони ($3d^1 4s^2$), і він належить до III групи. Титан ($3d^2 4s^2$) і ванадій ($3d^3 4s^2$) належать відповідно до IV і V груп. Розміщеному далі хрому повинна відповідати електронна конфігурація ($3d^4 4s^2$) але один електрон з енергетичне вигіднішого 4s-підрівня ($n+1=4+0$) переходить на 3d-підрівень ($n+l=3+2$). Такий перехід електрона називають "**провалом**" або "**проскоком**". В результаті виникає електронна конфігурація $3d^5 4s^1$. Провал електрона для хрому пояснюється тим, що наполовину заповнені підрівні енергетично більш стійкі. Оскільки провал електрона не змінює загального числа валентних електронів, хром належить до VI групи. За хромом ідуть манган ($3d^5 4s^2$), і ферум ($3d^6 4s^2$), які відповідно до числа валентних електронів перебувають у VII і VIII групах. У кобальту ($3d^7 4s^2$), та нікелю ($3d^8 4s^2$), число валентних електронів сягає дев'яти і десяти. Але ці елементи за властивостями досить близькі до феруму, тому їх недоцільно відносити до IX і X груп, Co і Ni умовно розміщені у восьмій групі.

У наступного елемента - купрум - внаслідок провалу електрона виникає електронна конфігурація $3d^{10} 4s^1$. Тут провал пояснюється тим, що повністю заповнений підрівень (в даному разі $3d^{10}$) має підвищену стійкість. Купрум відносять до I групи, оскільки електрони

завершеного d-підрівня при визначенні номера групи не враховують. Останній d-елемент четвертого періоду - цинк ($3d^{10}4s^2$) - належить до II групи.

Аналогічно визначається номер групи у d-елементів п'ятого і шостого періодів. Отже, валентні підрівні d-елементів можна виразити загальною формулою $(n-1)d^bns^a$, де a - найчастіше дорівнює 2 (рідше 1 або 0). Якщо $(a+b) \leq 8$, сума $a+b$ відповідає номеру групи. Коли $(a+b)$ дорівнює 9 або 10, елементи умовно відносяться до восьмої групи. Це Co, Rh, Ir, Ni, Pd, Pt. Якщо $b = 10$, елементи відносять до першої $(n-1)d^{10}ns^1$ або другої $(n-1)d^{10}ns^1$ групи підгрупи міді і цинку). Усі d-елементи містяться в побічних підгрупах.

Особливе місце в періодичній системі належить f-елементам. Вони з'являються в шостому (4f-елементи) і сьомому (5f-елементи) періодах. Коли заповнюється 4f-підрівень, добудовується електронами четвертий енергетичний рівень, який ззовні є третім. Зовнішній рівень, на якому містяться два Gs- електрони, і передостанній, що має вісім ($5s^25p^65d^8$) електронів, залишаються незмінними. Внаслідок цього хімічні властивості 4f-елементів дуже близькі між собою. У елементів Ce, Gd, Lu на 5d-підрівні з'являється один електрон, і на передостанньому енергетичному рівні знаходиться дев'ять електронів ($5s^25p^65d^1$), але за хімічними властивостями вони мало чим відрізняються від інших 4f-елементів. Тому всі ці елементи об'єднують у сімейство лантанодів (оїд - з латинської перекладається як брат). У короткоперіодному варіанті періодичної системи вони займають одну клітинку з лантаном, на який вони всі схожі за властивостями (тобто період VI, група III, підгрупа побічна). Ці елементи винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд під нею.

5f-елементи об'єднані в сімейство актиноідів (брати актинію) і займають одне місце з актинієм: період VII, група III, підгрупа побічна. Як і лантанодів, вони винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд підлантанодів.

Найважливіші властивості елементів

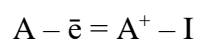
Властивості елементів можна поділити на періодичні і неперіодичні. До неперіодичних належать, наприклад, довжини хвиль рентгенівського випромінювання атомами (закон Мозлі), розміри орбіталей та деякі інші. Але більшість властивостей елементів є періодичною функцією заряду ядра. Для характеристики **хімічних** властивостей найважливіше розглянути розміри атомів та їхню здатність віддавати і приймати електрони.

Розміри атомів

Під радіусом атома розуміють відстань від ядра до теоретично розрахованого положення головної максимуми електронної густини зовнішнього енергетичного рівня. Це так званий орбітальний радіус. Але ізольовані атоми найчастіше не існують, вони сполучені з іншими атомами тим або іншим типом хімічного зв'язку. Тому визначають ефективні радіуси атомів по міжядерних відстанях у молекулах та твердих речовинах. Для визначення радіусів атомів металів величину міжядерної відстані ділять навпіл. Ковалентні радіуси також відповідають половині відстані між ядрами атомів у простих речовинах з одинарними зв'язками (наприклад Cl_2 , Br_2 , алмаз). Довжина одинарного ковалентного зв'язку дорівнює сумі ковалентних радіусів, тому, знаючи довжину зв'язку та ковалентний радіус одного з атомів, можна визначити радіус іншого атома.

Енергія йонізації

Здатність атомів віддавати електрони характеризується енергією йонізації (I). Це - мінімальна енергія, необхідна для відриву електрона від ізольованого атома, що перебуває в нормальному стані:



Енергія йонізації залежить від заряду ядра, екрануючої дії електронів внутрішніх енергетичних рівнів, радіуса атома та будови зовнішнього енергетичного рівня.

Енергія спорідненості з електроном

Енергія спорідненості з електроном E характеризує здатність ізольованого атома приєднати електрон:

$$A + \bar{e} = A^- + E.$$

Це та енергія, яка виділяється в результаті приєднання електрона до атома, що перебуває в нормальному стані. За абсолютним значенням вона звичайно менша від енергії йонізації. Залежить E від тих самих факторів, що і енергія йонізації, але найістотніше на її величину впливає електронна будова зовнішнього рівня: найбільші значення E спостерігаються у атомів, яким бракує до завершення рівня одного або двох електронів.

Електронегативність

Коли утворюються хімічні зв'язки, важливо встановити, до якого атома зміщуються спільні електрони, та оцінити межі такого зміщення. Напрямок зміщення залежить від того, наскільки кожен з атомів - партнерів по зв'язку здатний утримувати свої електрони і притягувати додаткові (чужі) електрони. Тому було запроваджене поняття **електронегативності (ЕН)**, яке характеризує відносну здатність атома певного елемента зміщувати до себе електрони хімічного зв'язку. Один із способів розрахунку електронегативності полягає у тому, що її величину визначають як півсуму енергій йонізації і спорідненості з електроном:

$$EN = \frac{1}{2}(I + E)$$

Ця величина вимірюється в електрон-вольтах на атом чи в кілоджоулях на моль атомів. **Спільні електрони хімічного зв'язку зміщуються до атома з більшою електронегативністю.**

Контролі запитання до теми 2.

1. Яка сучасна трактовка періодичного закону Д.І. Менделєєва?
2. Дайте характеристику закону Мозлі.
3. Періоди і групи. Що вони характеризують у будові атомів елементів.
4. Як залежить атомний радіус від номеру елементу.?
5. Як залежить значення першої енергії йонізації від номеру елементу?
6. Де в таблиці Д.І.Менделєєва розміщуються метали, а де неметали?
7. Які основні властивості металів?
8. Які основні властивості неметалів?
9. Як змінюється густина металів від порядкового номеру елементів?
10. Найважливіші властивості елементів.

Рекомендовані джерела

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокій Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Василега М.Д. Окислювально – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.

ТЕМА 3. БУДОВА АТОМА І ЯДРА.

План

1. Розвиток теорії будови атому. Модель Резерфорда. Теорія Бора і Зоммерфельда.
2. Квантово-механічна теорія будови атома.

3. Квантові числа. Принцип Паулі. Заповнення електронами підрівнів. Правило Хунда. Ємність енергетичних рівнів і підрівнів.
4. Протонно-нейтронна теорія будови ядра. Радіоактивність. Радіоактивні розпади. Ядерні реакції.

Ключові слова: Предпосилки розвитку теорії будови атому. Модель Резерфорда. Теорія Бора і Зоммерфельда. Атомні спектри. Квантово-механічна теорія будови атома. Рівняння Де Бройля. Принцип невизначеності Гейзенберга. Хвильова функція. Орбіталь. Рівняння Шредінгера. Квантові числа. Принцип Паулі. Заповнення електронами підрівнів. Правило Хунда. Ємність енергетичних рівнів і підрівнів. Протонно-нейтронна теорія будови ядра. Радіоактивність. Радіоактивні розпади. Ядерні реакції.

Атомне ядро й електронна оболонка. Постулати Бора

Сучасне вчення про будову атомів стало розвиватися після відкриття і вивчення властивостей електрона та явища радіоактивності. Було встановлено, що електрон має негативний заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, який є найменшим елементарним зарядом і тому прийнятий за відносну одиницю (-1). Маса електрона ($9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) становить $1/1837$ маси атома гідрогену. Як і багато інших елементарних частинок, електрон має власний магнітний момент (спін), який дуже спрощено можна подати як результат обертання електрона навколо своєї осі. Електрони було виявлено в складі металів, а також інших речовин, на основі чого зроблено висновок про складну структуру атома. Цей висновок підтвердився при вивченні радіоактивного розпаду атомів.

Першу наукову теорію будови атомів запропонував у 1911 р. англійський вчений Е.Резерфорд (1871-1937), який вивчав проходження α -променів

(напрявлений потік ядер гелію ${}^4_2\text{He}^{2+}$ крізь металічні пластинки з олова або

золота. Виявилось, що α -промені проходять крізь пластинки практично без відхилень, незважаючи на кілька тисяч шарів важких атомів металу на їхньому шляху. Лише для небагатьох α -частинок спостерігалися відхилення від початкової траєкторії або навіть відскоки. З цього було зроблено висновок, що практично вся маса атома зосереджена в дуже малому об'ємі, названому ядром, а основний об'єм атома заповнений легкими частинками - електронами, які не можуть змінити траєкторію набагато більш важкої α -частинки. Ядро має позитивний заряд, його радіус становить $10^{-5} \dots 10^{-4}$ радіуса атома. Під час руху навколо ядра відцентрова сила зрівноважується силою притягання електронів до ядра. Рух електрона навкруг ядра уявлявся аналогічним руху планет навколо Сонця, незважаючи на величезну різницю у розмірах цих систем. Тому запропоновану модель будови атома назвали планетарною. Уявлення Резерфорда про ядро і електронну оболонку атома - важливий внесок у розвиток науки.

Однак, запропонована Е. Резерфордом модель атома не конкретизувала, якими орбітами рухаються електрони та де ці орбіти знаходяться, деякі її положення суперечили висновкам класичної електродинаміки. Теорія

Е.Резерфорда також не могла пояснити, чому світло, що випромінюється збудженими атомами, має не суцільний, а лінійчатий спектр.

Подальшого розвитку теорія будови електронної оболонки атома набула в працях датського вченого Н. Бора (1885-1962). При цьому Н.Бор використав висунуте німецьким вченим М. Планком (1858-1947) положення про те, що

енергія випромінюється не суцільним потоком, а певними порціями (квантами). Енергія кванта залежить від частоти коливань ν :

$$E = h \cdot \nu$$

де h - стала Планка, яка дорівнює $6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с, а ν змінюється в широких межах, в залежності від чого змінюється енергія випромінювання. Розглянемо спектр атома гідрогену (рис.2.1).

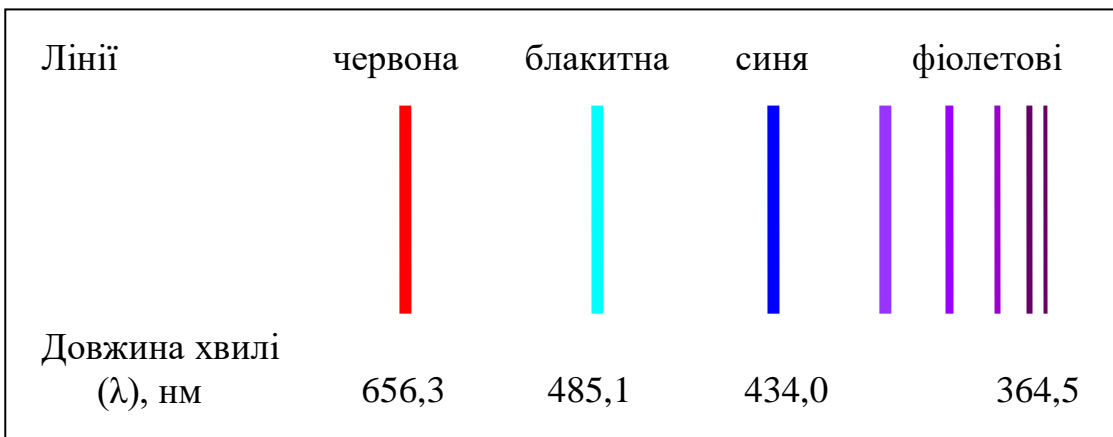


Рис.2.1. Видима ділянка спектра атома гідрогену.

Кожній лінії в спектрі відповідають кванти з певною довжиною хвилі λ , а отже, і з певною енергією:

$$E = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

де c - швидкість світла.

Н. Бор висловив думку, що кванти випромінюються атомом, коли електрони переходять з однієї орбіти на іншу. Щоб пояснити випромінювання атомами квантів з певною енергією, що відповідають утворенню відповідних ліній у спектрі, треба було припустити існування в атомах стаціонарних орбіт з певним запасом енергії. Н.Бор сформулював два постулати (положення), які лягли в основу його теорії будови атома:

1. Електрон в атомі не випромінює енергію, якщо рухається особливими або квантовими орбітами, на яких його момент кількості руху mvr дорівнює $n \cdot \frac{h}{2\pi}$, де n - номер орбіти. Виходячи з рівняння $mvr = n \cdot \frac{h}{2\pi}$ і умови рівності

відцентрової і доцентрової сил, Бор для атома водню розрахував радіуси орбіт і енергії електрона на цих орбітах (E_n). Радіуси стаціонарних орбіт в атомі водню пропорційні n ($r = k \cdot n^2 = 53 \cdot n^2$ нм), а енергія при зростанні n збільшується стрибками і приймає значення, які можна розрахувати із виведеної Бором залежності: $E_n = -13,6 \cdot n^2$ еВ. Більш детально цю залежність буде розглянуто далі.

2. Перехід електрона і більш віддаленої на ближчу до ядра орбіту атома супроводжується випромінюванням кванта, енергія якого дорівнює різниці енергій електрона на цих орбітах: $h\nu = E_2 - E_1$.

Розраховані за цим рівнянням частоти ліній у спектрі атомарного водню збіглися з експериментальними. Крім того, були розраховані частоти для ще невідомих тоді ліній у спектрі, які вдалось виявити пізніше. Точний опис було дано не тільки для атома гідрогену, а й для одноелектронних йонів He^+ , Li^+ та ін.

Але теорію Бора не можна було застосувати до багато-електронних атомів, оскільки вона враховувала лише корпускулярні властивості електрона, тим часом як електрон має властивості не тільки частинки, а й хвилі.

Хвильові властивості електрона. Хвильове рівняння

Двоїсту корпускулярно-хвильову природу спочатку було встановлено для світла. Явища інтерференції та дифракції пов'язані з хвильовими властивостями світла, а явища фотоефекту і світлового тиску із його корпускулярною природою. Енергію кванта можна визначити як за рівнянням Планка ($E = h \cdot \nu$),

так і за рівнянням Ейнштейна ($E = mc^2$), тобто $h\nu = mc^2$. Оскільки $\nu = \frac{c}{\lambda} \nu$, то

$$h \frac{c}{\lambda} = mc^2, \text{ звідки } \lambda = \frac{h}{mc}.$$

Якщо відома довжина хвилі, за допомогою цього рівняння легко розрахувати масу кванта.

Французький вчений Луї де Бройль припустив, що двоїста корпускулярно-хвильова природа властива всім матеріальним частинкам, тобто будь-якій частинці з масою m і швидкістю руху ν відповідає хвильовий процес, довжина хвилі якого визначається співвідношенням:

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

Аналіз цього рівняння приводить до висновку, що для макрооб'єктів за вимірних значень m і ν довжина хвилі λ буде настільки малою, що не піддається вимірюванню сучасною апаратурою. Для мікрочастинок за певних значень ν

можна дістати значення λ , які можна виміряти. Співвідношення $\lambda = \frac{h}{m\nu}$ було

підтверджено експериментальне при вивченні дифракції електронів.

Австрійський вчений Е. Шредінгер (1897-1961) та ряд інших вчених розробили основні положення квантової або хвильової механіки, в якій враховано і корпускулярні, і хвильові властивості мікрочастинок. В основі хвильової механіки лежить хвильове рівняння, яке є диференціальним рівнянням другого порядку в частинних похідних. У процесі розв'язання хвильового рівняння знаходять значення хвильової функції ψ (пси) в різних точках навколоядерного простору $\psi(x, y, z)$. Квадрат хвильової функції $|\psi|^2$ є пропорційним імовірності перебування електрона в даному елементарному об'ємі з координатами x, y, z . Отже, квантова механіка не визначає положення електрона в навколоядерному просторі та його швидкість. Задається лише ймовірність перебування електрона в певному елементарному об'ємі та його енергія.

Розподіл імовірностей перебування електрона в навколоядерному просторі зображають у вигляді **електронної хмари**, густина якої в різних ділянках

пропорційна ймовірності перебування електрона. Електронна хмарка в принципі нескінченна, але можна виділити таку її частину (рис.2.2), всередині якої перебування електрона найбільш імовірне. Цю область простору називають **орбіталлю**.

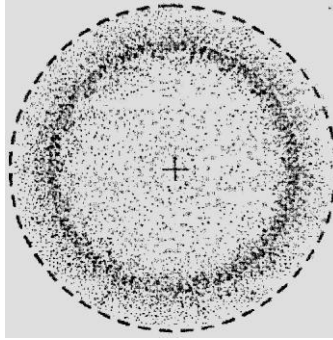


Рис.2.2. Схема електронної хмарки і орбіталей атома гідрогену.

Розв'язок хвильового рівняння дає нескінченне число значень функцій ψ ($\psi_1, \psi_2, \psi_3 \dots \psi_n$), з яких треба вибрати ті, які дійсні, скінченні і відповідають цілком певним значенням енергії $E_1, E_2, E_3, \dots E_n$. Кожний з вибраних таким чином розв'язків відповідає певній орбіталі. Найважливіші характеристики орбіталей (енергія, форма, розміщення в просторі) залежать від значень трьох квантових чисел - головного n , орбітального l і магнітного m , які вводяться при розв'язанні хвильового рівняння.

Квантові числа. Принцип Паулі

Головне квантове число характеризує загальний запас енергії електрона в атомі або енергетичний рівень і може набувати цілочисельних значень **1,2,3...∞**. Ці значення відповідають номеру енергетичного рівня, який, крім цифр, позначається ще певною літерою латинського алфавіту:

Цифрове позначення рівня	1	2	3	4	5	6	7	...
Позначення латинською літерою	K	L	M	N	O	P	Q	...

Так, якщо $n = 3$, електрон перебуває на третьому енергетичному рівні, або М-шарі. Із збільшенням значення n збільшується запас енергії електрона і зростають розміри електронної хмари. Найпростіша залежність E від n , як зазначалося, спостерігається для одноелектронних атомів або йонів (H, He⁺, Li²⁺):

$$E_n = -const \frac{1}{n^2}$$

Значення $const$ залежить від заряду ядра. Для атома гідрогену, наприклад, $const = 13,6$ еВ. Розраховане за цією формулою значення E показує, яку

кількість енергії потрібно надати, щоб перевести електрон з енергетичного рівня на нескінченний, тобто відірвати його від атома.

Квантовий стан атома з найменшою енергією електрона називається **нормальним** або **основним**, усі інші квантові стани є **збудженими**. З переходом електрона з вищого рівня на нижчий виділяється квант, енергія якого дорівнює різниці енергій відповідних рівнів. Якщо ж електрон переходить з нижчого рівня на вищий, квант енергії відповідно поглинається. Кожному електронному переходу для атомів одного і того ж елемента відповідає виділення (поглинання) квантів з певною частотою, тобто виникає певна лінія в спектрі.

Орбітальне квантове число l характеризує підрівень, на якому перебуває електрон. Це квантове число набуває цілочисельних значень від 0 до $n-1$. Підрівні позначають малими буквами латинського алфавіту, яким відповідають такі числові значення:

Чисельні значення l	0	1	2	3
Позначення підрівня	s	p	d	f

В багатоелектронних атомах електрони зазнають не тільки притягання до ядра, але й відштовхуються один від одного. Тому в таких атомах електрони, що перебувають на різних підрівнях, різняться за енергією, причому із зростанням l енергія підрівнів у межах того самого рівня збільшується.

Наявність підрівнів на енергетичних рівнях впливає з розв'язання хвильового рівняння і підтверджується вивченням атомних спектрів. На кожному рівні l може набувати n значень, тобто число підрівнів відповідає номеру рівня. Так, на другому рівні ($n=2$) l набуває двох значень: 0 і 1. Це відповідає наявності підрівнів s і p, які позначаються 2s і 2p. На четвертому енергетичному рівні l набуває чотирьох значень: 0, 1, 2 і 3, і тому цей рівень складається з чотирьох підрівнів: 4s, 4p, 4d і 4f.

Зі зміною l змінюється не тільки енергія електронів, а й форма орбіталей. Так, s-орбіталі мають кулясту форму, p-орбіталі - форму гантелі, d-орбіталі - найчастіше мають вигляд двох схрещених гантелей, f-орбіталі мають ще складнішу форму.

Розв'язок хвильового рівняння показує також, що орбіталі одного підрівня можуть мати різну орієнтацію в просторі. Це було підтверджено експериментально при вивченні спектрів для атомів, розміщених у магнітному полі. Орієнтація орбіталей у просторі залежить від значень **магнітного** квантового числа m . Це квантове число на кожному підрівні може набувати всіх можливих цілих значень від $-l$ до $+l$, включаючи 0, тобто $(2l + 1)$ значень. Отже, значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа. Так, на s-підрівні m набуває тільки одного значення - 0, оскільки $l = 0$. Тому s-підрівні зображають однією кулястою s-орбіталлю.

На p-підрівні, де $l = 1$, m набуває трьох значень: -1 , 0 , $+1$, кожному з яких відповідає окрема p-орбіталь (всього три орбіталі). Зорієнтовані p-орбіталі вздовж осей координат, тому їх позначають p_x , p_y , p_z . На d-підрівні ($l = 2$) m

набуває п'яти значень: -2, -1, 0, 1, 2, що відповідає п'яти різним орієнтаціям d- орбіталі (рис.2.4в). І, нарешті, на f-підрівні ($l = 3$) т набуває семи значень: -3,

-2, -1, 0, 1, 2, 3, кожному з яких відповідає своя f-орбіталь, усього сім орбіталей. Отже, число орбіталей на кожному підрівні відповідає числу значень l , тобто $(2l + 1)$. **Кожна електронна орбіталь в атомі характеризується певним набором квантових чисел n, l, m_l .**

Схематично її зображають у вигляді клітинки

і називають енергетичною коміркою.

Загальне число орбіталей на кожному енергетичному рівні дорівнює n^2 .

Спінове квантове число. Електрон має власний магнітний момент, який називається спіном. Вектор спіна може зорієнтуватися відносно вектора зовнішнього магнітного поля двома різними способами. Відповідно до цього введено спінове квантове число m_s , яке може набувати двох значень: $+\frac{1}{2}$ і $-\frac{1}{2}$. У наближеному модельному зображенні це пов'язують з рухом електрона навколо власної осі за та проти стрілки годинника.

Таким чином, кожен електрон в атомі характеризується чотирма квантовими числами. Три з них - n, l, m_l - характеризують орбіталь, на якій перебуває електрон, четверте m_s - орієнтацію вектора спіна. Швейцарський вчений В.Паулі (1900-1958) сформулював важливий принцип, який ще називають "забороною" Паулі:

В атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел.

Електрони, що перебувають на різних орбіталах, відрізняються хоча б одним з трьох квантових чисел n, l або m_l , набір яких характеризує певну електронну орбіталь. Якщо ж вони перебувають на одній орбіталі, відмінність може спостерігатися тільки стосовно квантового числа m_s . Але m_s набуває лише двох значень. Тому можна зробити висновок: **на одній орбіталі (в енергетичній комірці) може знаходитись не більше двох електронів, які характеризуються протилежними значеннями m_s .** Перебування в цій комірці третього електрона означало б, що у двох електронів усі чотири квантові числа рівні між собою, а це суперечить принципу Паулі.

Використовуючи принцип Паулі, можна розрахувати максимальне число електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Число орбіталей на підрівні дорівнює $2l + 1$, а число електронів $2(2l + 1)$. Підставивши $l = 0, 1, 2$ і 3 для s-, p-

, d- і l-підрівнів, знаходимо, що максимальне число електронів на цих підрівнях становить 2, 6, 10 і 14.

Заповнення електронами підрівнів. Правило Хунда

Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Згідно з **принципом найменшої енергії** спочатку заповнюються підрівні з меншою енергією. Раніше зазначалося, що енергія електронів залежить від значень двох квантових чисел n і l . У зв'язку з цим можна сформулювати правило, що визначає послідовність заповнення підрівнів електронами:

Спочатку заповнюються підрівні, в яких сума головного й орбітального квантових чисел є найменшою; якщо ж для кількох підрівнів ця сума однакова, то нижчу енергію має підрівень з меншим значенням n (правило В.М.Клечковського).

Найменше значення l дорівнює 1, а $l = 0$, тому першим заповнюється електронами $1s$ -підрівень. Сумі $l + 1 = 2$ відповідає підрівень $2s$ ($l = 2, l = 0$). Підрівень $l = 1, l = 1$ неможливий, бо значення l завжди менші від l . Тому після $1s$ -підрівня заповнюється підрівень $2s$. Сумі $l + 1 = 3$ відповідають значення $l = 2, l = 1$ ($2p$ -підрівень) і $l = 3, l = 0$ ($3s$ -підрівень), але $2p$ -підрівень заповнюється раніше, ніж $3s$, бо $2p$ -підрівню відповідає менше значення l . Міркуючи аналогічно, можна вивести послідовність, у якій підрівні розміщуються в порядку зростання енергії:

Підрівні $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow l + 1$:

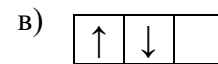
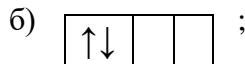
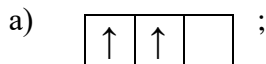
1+0 2+0 2+1 3+0 3+1 4+0 3+2 4+1 5+0

Підрівні $4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$ $l + 1$: 4+2

5+1 6+0 4+3 5+2 6+1 7+0 5+3 6+2 7+1.

Для близьких за енергією підрівнів ($4s$ і $3d$; $5s$ і $4d$; $4f$ і $5d$; $5f$ і $6d$) можуть спостерігатися відхилення від наведеної послідовності. При ньому один (іноді два) електрони займають підрівень, розміщений праворуч у наведеному ряді. Це явище дістало назву "провалу" (проскоку) електрона.

Електрони, розміщені на одному підрівні, мають однакові значення l і l та тому (якщо немає зовнішніх полів) однакову енергію, незалежно від того, на якій орбіталі вони розташовані. Через це можна припустити кілька варіантів розміщення електронів в межах одного неповністю заповненого підрівня. Наприклад, якщо на p -підрівні перебувають два електрони, можна припустити такі їхні стани:



За правилом, яке сформулював німецький вчений Ф. Хунд (1896-1984), електрони на орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне спінове число Σm_s було максимальним.

Для стану "а" $\Sigma m_s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$; для станів "б" і "в" $\Sigma m_s = +\frac{1}{2} + (-\frac{1}{2}) = 0$. Таким чином, відповідно до правила Хунда, найстійкішим буде стан "а", коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін.

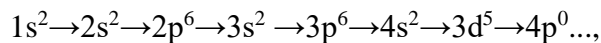
Оскільки електрони - це негативно заряджені частинки, вони відштовхуються один від одного і тому займають різні орбіталі, не спарюючись. Такий стан найбільш енергетичне вигідний. Коли ж вільних комірок на підрівні не залишається, електрони починають спарюватися. Саме в цьому полягає фізичний зміст правила Хунда.

Електронні конфігурації атомів і електронні схеми

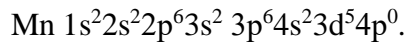
Електронні конфігурації атомів відображають розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях, а електронні схеми, крім того, ще й розміщення їх по орбіталях (енергетичних комітках).

Складання електронних конфігурацій починається з визначення загального числа електронів у атомі, яке дорівнює заряду його ядра або порядковому номеру елемента в періодичній системі. Електронні підрівні заповнюються електронами в порядку зростання енергії. На підрівнях, що мають менші значення енергії, розміщують максимальну кількість електронів, відповідно до

принципу Паулі. Останній підрівень, що має більшу енергію, може виявитися незавершеним. Далі йдуть вакантні (вільні) підрівні. Наприклад, для елемента № 25 (мангану) розміщенню 25 електронів на підрівнях у порядку зростання енергії відповідає послідовність:



за якою легко скласти електронну конфігурацію, що демонструє **розподіл електронів на енергетичних рівнях**, тобто послідовно (один за одним) записуються підрівні одного енергетичного рівня. Електронна конфігурація атома мангану набуває вигляду:



При складанні електронно-конфігураційної схеми енергетичні рівні і підрівні розміщують у послідовності зростання енергії. Для неповністю заповненого 3d-підрівня розподіл електронів по орбіталях відповідає правилу Хунда.

Ядра атомів всіх елементів (за винятком H_2) складаються з протонів і нейтронів. Число протонів в ядрі визначає значення його (+) заряду, а сумарне число протонів і нейтронів – значення його маси. Ядерні частинки – протони і нейтрони об'єднуються загальною назвою нуклони.

Число нейтронів в ядрі N визначається по наближеній формулі: $N = A - Z$,

де

A – атомна маса;

Z – (+) заряд (порядковий номер елемента)

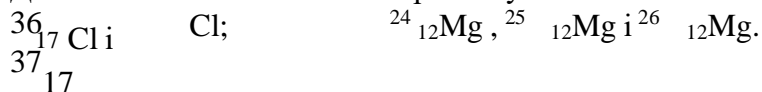
Між частинками твірних ядра діють два види сил: електростатичні сили взаємного відштовхування (+) заряджених протонів і сили тяжіння, звані **ядерними силами**.

Не всяке поєднання протонів з нейтронами стійке. У міру збільшення заряду ядра відносно число нейтронів зростає більшою мірою, ніж протонів, досягаючи значної переваги. Ядро важчих елементів взагалі нестійкі. Насправді виявляється, що маса ядра завжди менше суми мас протонів і нейтронів, що розглядаються окремими один від одного. Це явище одержало назву **дефекту маси**.

Атоми, що володіють однаковим зарядом ядра (і отже, тотожними хімічними властивостями), але різним числом нейтронів (а значить, і різним масовим числом), **називають ізотопами**.

Так, природний хлор складається з двох протонів з масовими числами 35 і 37, магній – з трьох з масовими числами 24, 25 і 26.

Для позначення ізотопів використовують запис:



Радіоактивністю називається мимовільне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного елемента в ізотоп іншого елемента, що супроводжується випуском елементарних частинок або ядер.

Радіоактивність, що проявляється природними ізотопами елементів, називається **природною радіоактивністю**.

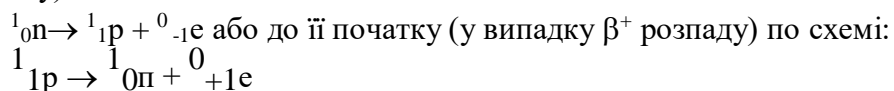
Проміжок часу, протягом якого розкладається половина первинної кількості радіоактивного елементу, називається **періодом напіврозпаду**.

До основних видів радіоактивного розпаду відносяться: α - розпад β - розпад, електронне захоплення і спонтанний розподіл.

Часто ці види радіоактивного розпаду супроводжуються випуском γ - проміння, тобто жорсткого електромагнітного випромінювання (з малою довжиною хвилі).

При α - розпаді ядро атома випускає два протони і два нейтрони, зв'язані в ядро атома гелію ${}^4_2\text{He}$. Це приводить до зменшення заряду початкового радіоактивного ядра на 2, а його масового числа на 4.

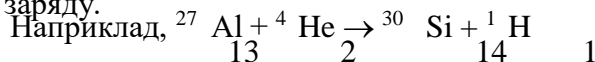
При β - розпаді утворюється атом елементу, зміщеного на одне місце від початкового радіоактивного елементу до кінця періодичної системи (у випадку β^- розпаду) по схемі:



До зменшення заряду ядра на одиницю при збереженні масового числа атома приводить і електронне захоплення по схемі: $\text{e} + \text{p} \rightarrow \text{n}$

Спонтанним розподілом називається мимовільний розпад ядер важких елементів на два ядра елементів середини періодичної системи.

Ядерні реакції – перетворення атомних ядер в результаті їх взаємодії з елементарними частинками і один з одним. Написання рівнянь цих реакцій засновано на законах збереження маси і заряду.



Вперше ядерна реакція була здійснена в 1919 році Резерфордом бомбардуванням ядер атомів азоту α - частинками: ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$

Елементи, що складаються тільки з радіоактивних ізотопів, називаються **радіоактивними**. Це елементи з $Z = 43, 61$ і $84-107$.

Контрольні запитання до теми 3

1. Який заряд має атом?
2. З чого складається атом?
3. З яких часток складаються ядра атомів?
4. Чому дорівнює масове число атому?
5. Що характеризує заряд ядра?
6. Що таке відносна атомна маса елемента?
7. Як змінюється енергія елементів в атомі?
8. Основні постулати теорії Бору?
9. Основні положення квантової механіки?
10. Що характеризує головне квантове число? 11
- .Дайте характеристику Правилу Хунда?
12. Як розподіляються електрони на енергетичних рівнях?
13. Яке явище одержало назву дефекту маси?
14. Які атоми називають ізотопами?
15. Що називається природною радіоактивністю?

Рекомендовані джерела

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокий Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Василега М.Д. Окислювально – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.

ТЕМА 4. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

План

1. Оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.
2. Отримання.
3. Характеристика.
4. Хімічні властивості.
5. . Графічні формули.

Ключові слова: Оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі. Отримання. Характеристика. Хімічні властивості. Графічні формули.

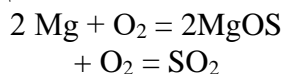
ОКСИДИ, ОСНОВИ, КИСЛОТИ, АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ, СОЛІ.

Найважливішими класами неорганічних з'єднань є оксиди, кислоти, підстави, солі.

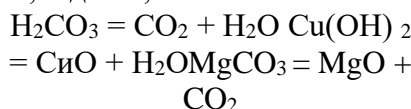
Оксиди – це складні з'єднання, що складаються з двох елементів один з яких кисень. Наприклад: CaO, SiO₂, SO₃, Al₂O₃

Отримання оксидів:

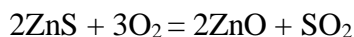
1. при безпосередній взаємодії елементів з киснем:



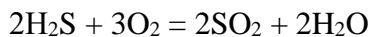
2. при розкладанні кислот, підстав, солей:



3. при обміні сульфідів:

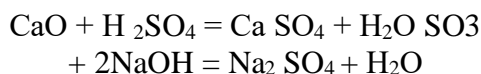


4. при спалюванні водневих з'єднань:

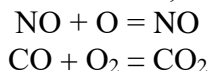


Типи оксидів. Оксиди підрозділяються на солетворні і несолетворні (байдужі).

Солетворні оксиди CaO, MgO, SO₂, SO₃, SiO₂ при взаємодії з кислотами і підставами утворюють солі:

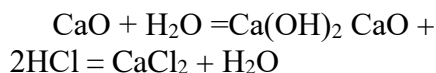


Байдужі оксиди NO, CO не утворюють солей, але вступають в хімічні реакції:



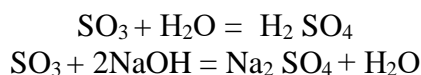
Залежно від хімічних властивостей солетворні оксиди підрозділяють на три типи: основні, кислотні і амфотерні.

Основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є підставами або взаємодіють з кислотами з утворенням солей.



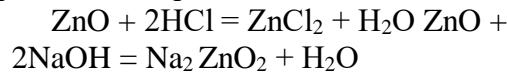
До складу основних оксидів входять типовий або перехідної метал, якщо він проявляє низький (+) позитивний ступінь окислення, наприклад: CrO, TiO і т.п.

Кислотні оксиди – це оксиди, гідрати яких є кислотами або взаємодіють з підставами з утворенням солі.



До складу кислотних оксидів входять неметал або перехідної метал, якщо він проявляє вищий (+) ступінь окислення. Наприклад, CO, SiO, CrO₃, Mn₂O₇.

Амфотерні оксиди – це оксиди, що володіють властивостями як основних, так і кислотних оксидів або створюючи солі при взаємодії як з кислотами так і з основами.



До складу амфотерних оксидів входить метал, що володіє амфотерними властивостями, а також перехідної метал, що проявляє більш високі (+) ступені окислення.

Наприклад: Al₂O₃, Cr₂O₃, TiO₂, MnO₂.

Тип оксиду визначається положенням елементів, їх створюючих, в періодичній системі.

У періодах біля елементів головної підгрупи зліва направо у зв'язку із зменшенням атомного розпаду відбувається ослаблення основних і наростання кислотних властивостей оксидів. Так, наприклад, для елементів третього періоду:

Na ₂ O, MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂ , P ₂ O ₅ , SO ₃ , Cl ₂ O ₇
Основні оксиди	амфотерний	кислотні оксиди

←

→

У групах біля елементів головних підгруп зверху вниз у зв'язку із зростанням атомного розпаду спостерігається посилення основних властивостей оксидів. Наприклад, для елементів третьої групи.

B ₂ O ₃	кислотний
Al ₂ O ₃	амфотерні
Ga ₂ O ₃	
In ₂ O ₃	основні
Tl ₂ O ₃	

Біля елементів побічних підгруп (перехідні метали) характер зміни властивостей оксидів в періодах і групах складніший. З підвищенням їх ступеня окислення відбувається ослаблення основних і наростання кислотних властивостей, утворюваних ними оксидів.

Наприклад:

MnO, Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃ , Mn ₂ O ₇
Основні	амфотерний	кислотні

По агрегатному поляганню оксиди підрозділяються на тверді, рідкі і газоподібні.

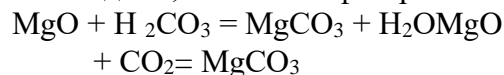
Тверді: CaO, MgO, SiO₂, P₂O₅.

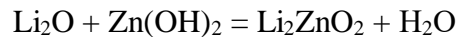
Рідкі: N₂O₃, N₂O₄

Газоподібні: SO₂, NO, SO₃, CO₂

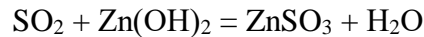
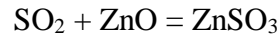
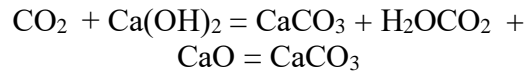
Також оксиди діляться на розчинні і нерозчинні у воді. Розчинні у воді оксиди утворюють підстави.

Реакції, характерні для кожного типу оксидів. Для основних оксидів характерні реакції взаємодії з кислотними оксидами, а також амфотерними оксидами і гідроксидами:

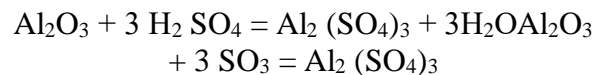
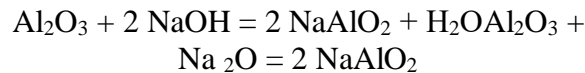




Для кислотних оксидів характерні реакції з основами і основними оксидами, а також з амфотерними оксидами і гідроксидами:



Для амфотерних оксидів характерні реакції – з основами і основними оксидами, з кислотами і кислотними оксидами.



Назва оксидів походить від основного елементу становить оксид з вказівкою ступеня окислення (якщо вона змінна).

Наприклад: MgO – оксид магнію

SO₂ – оксид сірки (IV)

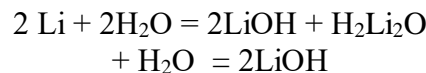
SiO – оксид міді (I)

Основи – це складні з'єднання, в яких атоми електропозитивних елементів пов'язані з гідроксогрупами (OH). Наприклад: NaOH, Ca(OH)₂ і т.п.

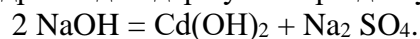
Основи (гідроксиди) бувають розчинні і нерозчинні у воді. Розчинні у воді основи називають **лугами**. До лугів відносяться, освічені елементи 1А і ІА групи (виключення Be, Mg).

По числу гідроксогруп основи підрозділяються на одне – і багатокислотні.

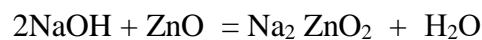
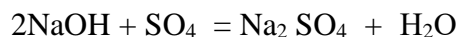
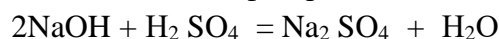
Отримання. Розчинні у воді основи одержують при взаємодії активних металів і їх оксидів з водою:



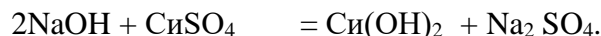
Нерозчинні у воді гідроксиди одержують при дії лугів на солі: CdSO₄ +



Хімічні властивості основ. Характерними реакціями для основ є реакції взаємодії з кислотами і кислотними оксидами, а також амфотерними оксидами і гідроксидами.



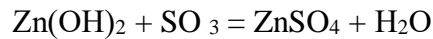
Гідроксиди також взаємодіють з солями:



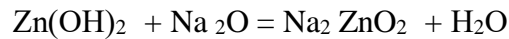
Назва основ походить від слова гідроксид і назва металу з вказівкою ступеня окислення, якщо вона змінна.

Амфотерні гідроксиди – це складні з'єднання, які залежно від умов проявляють властивості як кислот, так і основ. Наприклад: Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Mn(OH)₄.

По відношенню до кислот і кислотних оксидів вони поведуться як основи: Zn(OH)₂ + H₂SO₄ = ZnSO₄ + 2H₂O



По відношенню до основ і основних оксидів поведуться як кислоти: $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Кислоти – це складні речовини, до складу яких входять атоми водню, пов'язані з кислотними залишками.

Наприклад, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl .

З погляду теорії електролітичної дисоціації кислоти – це з'єднання, при дисоціації яких утворюються (+) заряджені іони водню:



По числу атомів водню, що входять в їх склад, кислоти підрозділяються на одне – і багатоосновні.

Наприклад HNO_3 – одноосновна



Група атомів, що утворюється в результаті відщеплювання одного або декількох атомів водню в молекулі кислоти, називається **кислотним залишком**. Заряд кислотного залишку визначається числом відщеплених атомів водню і завжди (-).

Наприклад: $\text{HNO}_3 - \text{NO}_3^-$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{PO}_4^{3-}$

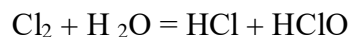
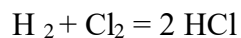
Кислоти бувають безкисневі і кисневмісні.

Отримання кислот. Кислоти одержують:

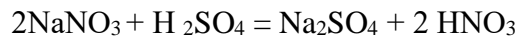
1. при безпосередній взаємодії кислотних оксидів з водою:



2. при безпосередній взаємодії елементів з воднем або водою:

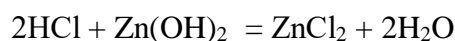
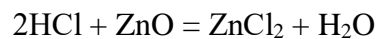
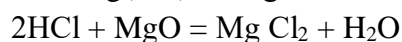
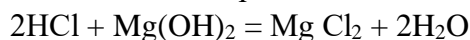


3. при взаємодії кислот з солями:

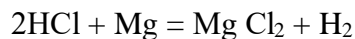


Хімічні властивості:

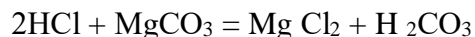
1. Характерними реакціями для кислот є реакції взаємодії з основами і основними оксидами, а також амфотерними оксидами і гідроксидами.



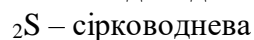
2. Кислоти взаємодіють з металами:



3. З солями:

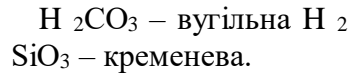


Назва кислот. Назва безкисневих кислот походить від назви елемента, створюючого кислоту з приставлянням закінчення воднева:

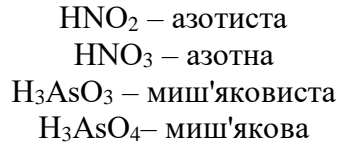


Назва кисневмісних кислот походить від назви елемента, створюючого кислоту, з надбавкою закінчення, що характеризує його ступінь окислення.

Якщо елемент утворює тільки одну кислоту, то її назва одержує закінчення а:

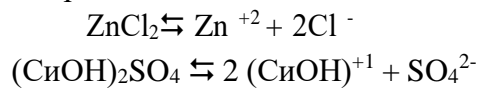


Якщо елемент утворює дві кислоти, то коли він проявляє низький ступінь окислення, назва кислоти одержує закінчення иста, овиста; а коли він проявляє вищий ступінь окислення – а, ова:



Солі – це складні речовини, що складаються з атомів металу або групи NH_4^+ , а також основних залишків, пов'язаних з кислотними залишками. Наприклад: ZnCl_2 , $(\text{SiOH})_2\text{SO}_4$

З погляду теорії електролітичної дисоціації солі – це електроліти, які при дисоціації утворюють в розчині негативно заряджені іони кислотних залишків.



Солі одержують при взаємодії:

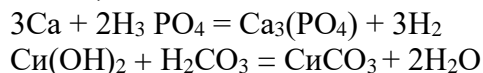
1. металів з неметалами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
2. металів з кислотами: $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
3. основних і кислотних оксидів: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
4. основних і амфотерних оксидів з кислотами:

$$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
5. кислотних і амфотерних оксидів з основами:

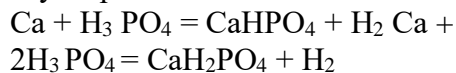
$$\begin{aligned} \text{SO}_3 + 2\text{NaOH} &= \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{ZnO} + 2\text{NaOH} &= \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$
6. основ з кислотами: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
7. солей з основами: $\text{NiSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
8. солей з кислотами: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}$
9. солей з солями: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
10. металів з солями: $\text{Ca} + \text{SiSO}_4 = \text{Si} + \text{CaSO}_4$

Залежно від складу розрізняють три типи солей: нормальні (середні), кислі, основні.

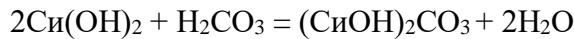
Нормальні (середні) солі – це продукт повного заміщення атомів водню в молекулі кислоти на метал або гідроксильних груп в молекулі основи на кислотні залишки. Ці солі утворюються, коли метал і кислота або основа і кислота узяті в еквівалентних кількостях.



Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів водню в молекулі кислоти на метал. Ці солі утворюються, коли метал узятий в недоліку. Одноосновні кислоти кислих солей не утворюють.



Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп в молекулах багатокислотних основ кислотними залишками. Ці солі утворюються, коли кислота узята в недоліку.



Хімічні властивості

Солі взаємодіють:

1. з основами: $\text{Ni SO}_4 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2 \text{SO}_4 + \text{Ni}(\text{OH})_2$
2. з кислотами: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
3. з солями: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2 \text{S} = \text{CaS} + \text{Na}_2 \text{SO}_4$
4. з металами: $\text{Ca} + \text{SiSO}_4 = \text{Si} + \text{CaSO}_4$

Назви середніх солей складаються з назви кислотного залишку і назви металу в родовому відмінку. Якщо метал проявляє змінний ступінь окислення, то після назви металу в дужках указують його ступінь окислення: Ni SO_4 – сульфат нікелю (II).

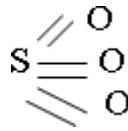
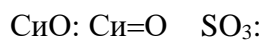
Назви кислих солей походять від назви середніх з додаванням приставки гідро: CaHPO_4 – гідрофосфат кальцію.

Назви основних солей походять від назви середніх з додаванням приставки гідроксо: $(\text{SiOH})_2\text{CO}_3$ – гідроксокарбонат міді.

Графічні (структурні) формули. Вони показують положення атомів, що входять до складу з'єднання, на площині і послідовність їх з'єднання.

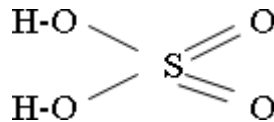
Для складання графічних формул необхідно визначити ступінь окислення кожної частинки, що входить в дану молекулу. Одиничний заряд в графічній формулі визначається однією межею. Елементи, що мають однаковий знак заряду, між собою не з'єднуються, окрім пероксидних з'єднань, вуглецевих містків.

Графічні формули оксидів

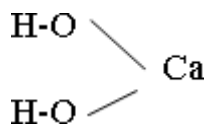


Графічні формули кислот

У кислотах кожний водень через кисень зв'язується з кислотоутворювачем.

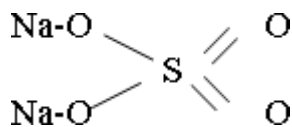


Графічні формули основ



Графічні формули солей

Графічні формули солей кресляться виходячи з початкових речовин з яких утворені солі.
Наприклад: $\text{Na}_2\text{SO}_4 - 2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4$



Рекомендовані джерела

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокий Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Василега М.Д. Окислювальні – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.

ТЕМА 5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ.

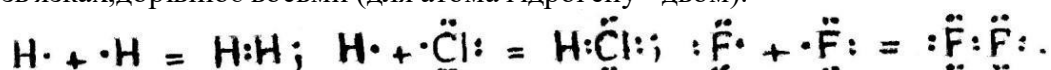
План

1. Теорія хімічної будови
2. Валентність елементів
3. Ковалентний зв'язок і способи його утворення.
4. Валентність і ступінь окислення елементів.
5. Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія.

Ключові слова: Теорія хімічної будови. Валентність елементів. Ковалентний зв'язок і способи його утворення. Метод валентних зв'язків і молекулярних орбіталей. Направленість ковалентного зв'язку, гібридизація атомних орбіталей. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Валентність і ступінь окислення елементів. Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія.

Серед індивідуальних хімічних речовин, що поділяються на прості та складні, простих порівняно небагато. Але й серед простих речовин тільки благородні гази складаються з хімічно не зв'язаних один з одним атомів. У решті випадків атоми сполучені між собою хімічними зв'язками. Більша частина нині відомих сполук складається з молекул. У цьому випадку між атомами елементів, що утворюють молекули, виникає ковалентний зв'язок.

Перші уявлення про електронну природу ковалентного зв'язку в 1916 р. були запропоновані американським вченим Г.Льюїсом (1875-1946). Згідно з теорією Льюїса зв'язок виникає внаслідок утворення спільних для сполучених, атомів електронних пар, причому атоми здебільшого добудовують свою електронну оболонку до конфігурації найближчого інертного газу, тобто сума спільних електронів та тих валентних електронів, що не беруть участь у зв'язках, дорівнює восьми (для атома гідрогену - двом):



Ці уявлення в подальшому лягли в основу теорії ковалентного зв'язку.

В ряді випадків спільні електрони узагальнюються великою групою атомів. Найяскравішим прикладом таких систем є метали. Сюди ж слід віднести металоподібні речовини, такі, як карбіди, нітриди, силіциди та інші подібні сполуки d-металів, ароматичні вуглеводні тощо.

Іншу велику групу утворюють кристалічні речовини, які складаються з позитивно і негативно заряджених йонів, між якими діють сили електростатичного притягання. Перша теорія йонного зв'язку запропонована у 1916 р. німецьким вченим В.Косселем (1888-1956).

Валентність елементів

Поняття валентність елементів було запроваджене в хімії для пояснення складу речовин. Тоді під валентністю розуміли здатність атома даного хімічного елемента сполучатися з певною кількістю інших атомів. Згідно з теорією будови речовин, головні положення якої були сформульовані російським вченим О.М.Бутлеровим (1828-1886), **валентність визначається числом хімічних зв'язків, які утворює атом у даній сполучі.** Валентність атомів може бути сталою і змінною.

Німецькі вчені В. Гайтлер (1904-1989) і Ф. Лондон (1900-1954) припустили, що валентність визначається числом неспарених електронів (теорія спінової валентності). Так, атом гідрогену завжди одновалентний, оскільки має один неспарений електрон. Атом гелію має два електрони, які спарені, і тому валентність гелію дорівнює нулю (див. схему). Розпарювання і переведення електрона на більш віддалений рівень потребує затрати такої кількості енергії, яку не можна компенсувати енергією утворення хімічних зв'язків атома гелію в збудженому стані. Тому цей елемент хімічних сполук не утворює.

Але якщо кількість неспарених електронів у атома збільшується **в результаті переходу електрона на більш, високий підрівень в межах одного й того ж енергетичного рівня**, то потрібна для цього переходу енергія може з надлишком компенсуватися енергією хімічного зв'язку. Так, у берилію в нормальному стані ($\text{Be } 2s^2 2p^0$) будова валентних підрівнів відповідає нульовій валентності. З переходом у збуджений стан (див. наведену вище схему) у берилію з'являються два неспарених електрони ($\text{Be}^* 2s^1 2p^1$), тобто він стає двовалентним, що підтверджується експериментом.

Суть ковалентного зв'язку

Інтерпретація ковалентного зв'язку як спільної для сполучених атомів електронної пари уперше розглядається в працях Г.Льюїса та У.Ленгмюра (1881-1957). Але суть його була з'ясована лише після того, як Гайтлер і Лондон провели квантово-механічний розрахунок для найпростішої молекули H_2 . Було встановлено, що спочатку між атомами гідрогену виникає електростатична взаємодія, зумовлена силами притягання електронів до ядер обох атомів. Крім того, спостерігається відштовхування між ядрами та між електронами. Електростатичні сили притягання та відштовхування приблизно компенсують одне одного. Але в молекулі H_2 внаслідок еквівалентності обох електронів виникає також квантово-механічна обмінна взаємодія, яка суттєво залежить від орієнтації спінів електронів. Коли спіни електронів протилежні, стає можливим перебування обох електронів у просторі між ядрами, де внаслідок цього значно зростає електронна густина. Це, в свою чергу, зумовлює **притягання** до області підвищеною електронною густиною позитивно заряджених ядер атомів.

Коли зближуються два атоми гідрогену, сили притягання спочатку більші, ніж сили відштовхування. Відбувається зменшення енергії системи доти, поки сили притягання не врівноважаться силами відштовхування ядер. Останні різко зростають на малих відстанях. Зі збільшенням сил відштовхування зростає й енергія системи. На енергетичній діаграмі це зображено кривою 1, що проходить через мінімум. Мінімуму енергії такої системи відповідає мінімальна відстань між ядрами (l_0), яка в молекулі водню дорівнює 74 пм. Ця відстань менша від суми орбітальних радіусів двох атомів гідрогену ($53 + 53 = 106$ пм). Тобто **при утворенні молекули атомні орбіталі частково перекриваються**, а між ядрами виникає область з підвищеною електронною густиною.

Саме в цій області перебування обох електронів найбільш імовірно, що відповідає уявленню про виникнення **спільної електронної пари**. Стійкість молекули пов'язана з притяганням ядер до області з підвищеною електронною густиною та розмірами цієї області. Оскільки електронна пара рухається в полі двох ядер, **ковалентний зв'язок є двоелектронним і двоцентровим**.

Довжина і енергія зв'язку

Найважливішими характеристиками хімічного зв'язку є його довжина та енергія.

Довжина зв'язку - це відстань між ядрами атомів, які утворюють хімічний зв'язок. Як було сказано раніше, вона менша від суми радіусів атомних орбіталей. Довжина зв'язку залежить від розмірів атомів - партнерів по зв'язку і кратності, тобто кількості зв'язків. Зі збільшенням розмірів атомів довжина зв'язку зростає, а зі збільшенням кратності - зменшується.

Енергія зв'язку - це мінімальна енергія, необхідна для розриву зв'язків у молекулі з утворенням окремих ізольованих атомів або радикалів. Радикал - це атом або угруповання атомів з підвищеною енергією, що має неспарені електрони. Наприклад, при розриві зв'язку між атомами в молекулі H_2 виникають два окремих атоми водню, а при розриві зв'язку між атомами C і H в молекулі CH_4 - атом водню та метильний радикал - CH_3 .

Енергія зв'язку зростає зі зменшенням довжини зв'язку та збільшенням його кратності

У багатоатомних молекулах користуються середньою енергією зв'язку, що дорівнює повній енергії перетворення молекули на атоми, поділеній на число зв'язків. Так, при розпаді 1 моль молекул метану CH_4 на моль атомів карбону та 4 моль атомів водню поглинається 1660 кДж енергії. Тоді

$$\text{середня енергія зв'язку C - H: } E_{C-H} = \frac{1660}{4} = 415 \text{ кДж/моль.}$$

Метод валентних зв'язків

Квантово-механічний розрахунок, проведений В.Ейтлером та Ф.Лондоном, пояснив сутність ковалентного зв'язку в двоелектронній і двоцентровій молекулі водню. У складніших молекулах в хімічному зв'язку бере участь більша кількість електронів і ядер, наприклад, у молекулі метану CH_4 - вісім електронів і п'ять ядер. Точне розв'язання хвильового рівняння для таких систем неможливе. Тому для пояснення механізму утворення ковалентного зв'язку великого поширення в хімії набули два наближених методи: **метод валентних зв'язків (ВЗ)** і **метод молекулярних орбіталей (МО)**.

Метод валентних зв'язків виходить з передумови, що електронну хмару валентних електронів молекули можна розглядати як набір двоелектронних двоцентрових зв'язків. Кожний такий зв'язок виникає в результаті перекривання орбіталей двох атомів - партнерів по зв'язку, причому спільні електронні пари, що виникають, локалізуються між ядрами двох атомів. Атоми можуть бути зв'язані однією електронною парою (одинарний зв'язок), двома або трьома парами електронів (подвійний чи потрійний, тобто кратний зв'язок). Метод ВЗ дає змогу пояснити такі важливі властивості ковалентного зв'язку, як здатність до насичення і просторову направленість.

Здатність до насичення ковалентного зв'язку

Молекули з ковалентними зв'язками мають цілком певний склад. Це означає, що кожний атом здатний утворювати цілком певне число хімічних

зв'язків, тобто ковалентний зв'язок має здатність до насичення. Виходячи з методу ВЗ, це можна пояснити тим, що кожний хімічний зв'язок виникає в результаті утворення спільної пари електронів з протилежними спінами. Подальше приєднання атомів стає неможливим внаслідок відштовхування електронів з однаковим спіном. Так, приєднання атома $H\uparrow$ до молекули H_2 ($H\uparrow\downarrow H$) неможливе, оскільки два електрони на одній орбіталі в гіпотетичній молекулі H_3 мали б однакові спіни, що заборонене принципом Паулі. Отже, **здатність до насичення ковалентного зв'язку зумовлена тим, що даний атом максимально може приєднати таке число інших атомів з одноелектронними орбіталями, яке відповідає числу його власних одноелектронних орбіталей.**

Напрявленість ковалентного зв'язку

Атомні орбіталі (АО) мають різну форму і, за винятком s-орбіталей, певним чином зорієнтовані у просторі. Тому утворені за їх участю хімічні зв'язки також просторово направлені. Так, p-орбіталі орієнтовані вздовж осей координат (p_x , p_y , p_z) і зв'язки, що виникають за участю цих орбіталей, повинні розміщуватись під кутом 90° .

Розглянемо утворення зв'язку в молекулі H_2S . Для цього спочатку з'ясуємо будову валентних підрівнів центрального атома - сульфуру. Відповідно до місця даного елемента в періодичній системі (третій період, VI група, головна підгрупа) конфігурація його валентних підрівнів: $3s^2 3p^4 3d^0$. Очевидно, що в утворенні хімічних зв'язків беруть участь дві одноелектронні p-орбіталі, які перекриваються з кулястими s-орбіталями гідрогену.

Гібридизація атомних орбіталей

Розглянемо докладніше будову молекули метану, в якій атом карбону зв'язаний з чотирма атомами гідрогену. Центральний атом карбону - чотиривалентний, тобто знаходиться у збудженому стані: $C^* 2s^1 2p^3$ і використовує для зв'язків усі чотири валентні орбіталі. З них три зв'язки C-Н повинні були б утворитися за участю орбіталей, розміщуватись під кутом, близьким до 90° , та відрізнятися від четвертого C-Н зв'язку, утвореного s-орбіталлю атома карбону, як енергією, так і розміщенням у просторі. Експериментальні ж дослідження показали, що всі зв'язки в молекулі CH_4 рівноцінні за довжиною і за енергією, а валентні кути рівні між собою і становлять $109^\circ 28'$. Це дає підставу припустити, що в молекулі метану орбіталі карбону зазнають суттєвих змін.

У методі ВЗ було розроблено квантово-механічне уявлення щодо **перетворення початкова нерівноцінних за енергією та формою орбіталей в однакові, рівноцінні під час утворення хімічних зв'язків.** Сам процес такого перетворення називається **гібридизацією**, а орбіталі, що виникають, - гібридними. кут

Крім s- і p-орбіталей, у гібридизації можуть брати участь ще й d-орбіталі.

Такі види гібридизації здійснюються в комплексних сполуках d-елементів.

Розглядаючи процес гібридизації, слід пам'ятати, що:

а) число утворених гібридних орбіталей дорівнює числу вихідних АО (атомних орбіталей);

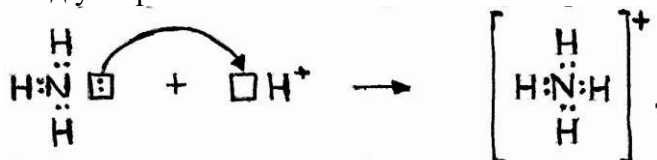
б) гібридні орбіталі розташовуються одна відносно одної під максимально можливими кутами так, щоб енергія відштовхування була мінімальною.

σ- і π- зв'язки

В усіх розглянутих випадках утворення хімічних зв'язків області перекривання АО розміщені на лініях, що з'єднують центри (ядра) взаємодіючих атомів. Такий спосіб перекривання орбіталей називається ζ-зв'язком. Він здійснюється **однією** спільною електронною парою. ζ-зв'язки виникають внаслідок перекривання двох s-орбіталей (молекула H₂), s- p-орбіталей (молекули H₂S, HF), перекривання гібридних орбіталей з негібридними s- або p-орбіталями (молекули BeCl₂, BCl₃, CH₄, NH₃, H₂O та ін).

Якщо в утворенні хімічного зв'язку між двома атомами приймає участь більше, ніж одна пара електронів, то зв'язок називається **кратним**. В цьому випадку тільки один із зв'язків є ζ-зв'язком. Усі інші утворюються в результаті перекривання орбіталей вздовж ліній, перпендикулярних до лінії, що зв'язує центри взаємодіючих атомів. Такі зв'язки називаються **π-зв'язками**. Вони можуть утворюватися як p-, так і d-електронами. При цьому виникають дві області перекривання АО, розташовані по різні боки від лінії зв'язку. Так, у молекулі азоту здійснюється потрійний зв'язок (N=N). Усі зв'язки утворюються одноелектронними p-орбіталями нітрогену, але способи перекривання різні: один з них є ζ-зв'язком, два інші - π-зв'язками.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку У розглянутих раніше випадках ковалентні зв'язки утворювались в результаті перекривання одноелектронних орбіталей різних атомів. Але утворення двохелектронних двоцентрових зв'язків можливе також внаслідок перекривання двохелектронної орбіталі одного атома з вільною (вакантною) орбіталою іншого атома. Такий механізм виникнення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним**. Атом з неподіленою електронною парою називається **донором** електронів, атом, який надає вільну орбіталь, - їх **акцептором**. Механізм утворення донорно-акцепторного зв'язку можна показати на прикладі утворення йона амонію:



Дійсно, в атома нітрогену на чотирьох валентних орбіталях знаходиться п'ять електронів. Три одноелектронні орбіталі беруть участь в утворенні ковалентних зв'язків з атомами гідрогену, а одна пара електронів залишається неподіленою (незв'язуючою), тобто нітроген - тривалентний. Оскільки в молекулі NH₃ здійснюється sp-гібридизація валентних орбіталей атома нітрогену, всі електронні пари (і зв'язуючі, і незв'язуюча) розташовані на гібридних орбіталях. У йона ж H⁺ є вільна 1s-орбіталь. Атом нітрогену за рахунок незв'язуючої електронної пари в процесі утворення йона NH₄ утворює ще один зв'язок і стає чотиривалентним. Він є донором електронів, а йон H⁺ - їх акцептором.

Донорно-акцепторний зв'язок, крім механізму утворення, нічим не відрізняється від звичайного ковалентного зв'язку, що виникає внаслідок спарювання електронів. Тому всі зв'язки N-H у йоні NH₄⁺ рівноцінні, а валентні кути, як і в молекулі CH₄, дорівнюють 109°28'.

Йонний зв'язок

Утворення і властивості йонного зв'язку

Для пояснення хімічного зв'язку між атомами елементів, електронегативність яких різко відрізняється, В.Коссель у 1916 р. запропонував теорію йонного зв'язку. **Цей зв'язок має електростатичний характер**. Для процесу утворення йонного зв'язку був запропонований механізм, що включає такі стадії:

- атом з меншою електронегативністю віддає електрон (електрони), перетворюючись на позитивно заряджений йон (катіон): $A \rightarrow K^+ + \bar{e}$;
- атом з більшою електронегативністю приймає електрон (електрони), перетворюючись на

негативно заряджений йон (аніон): $A + \bar{e} \rightarrow A^-$;

в) протилежно заряджені йони притягаються між собою, зближуючись доти, поки сили притягання не врівноважаться силами відштовхування електронних оболонок: $K^+ + A^- \rightarrow K^+A^-$.

Йонний зв'язок відрізняється від ковалентного не тільки механізмом утворення, а й властивостями: він **ненасичуваний** і **ненапрявлений**. Ненапрявленість йонного зв'язку зумовлена тим, що електричне поле сферичного йона діє в усіх напрямках однаково. Після утворення йонної пари K^+A^- електричне поле йонів не компенсується повністю, можливе подальше притягання аніонів до катіона і катіонів до аніона. В результаті цього кожний з них оточує себе йонами протилежного знаку, тобто йонний зв'язок ненасичуваний. У твердому стані в речовинах з йонним зв'язком молекули не існують, утворюється йонна кристалічна решітка.

Дослідження речовин, утворених елементами з різко відмінною електронегативністю (метал-неметал), показали, що 100%-й йонний зв'язок насправді не реалізується, оскільки електронна хмара аніона частково перекривається з вільними валентними орбіталями катіона, причому вплив катіона на аніон тим більший, чим менші його розміри і більший позитивний заряд. Це явище взаємного впливу йонів, внаслідок чого зменшуються їх заряди, дістало назву **поляризації йонів**. Так, у молекулі NaCl (такі молекули існують у пароподібному стані) атомам треба приписати заряди +0,8 для натрію і -0,8 для хлору: $Na^{+0,8}Cl^{-0,8}$. Такий заряд називають **ефективним**.

Йонний зв'язок слід вважати граничним випадком ковалентного полярного зв'язку, коли спільні електронні пари значно зміщуються до атомів з більшою електронегативністю. Речовин з йонним характером зв'язку відомо досить багато, хоч вони й поступаються за чисельністю перед ковалентними сполуками. В утворенні йонного зв'язку можуть брати участь складні катіони і аніони, наприклад NH_4^+ , NO_3^- , SO_4^{2-} , комплексні частки тощо.

Ступінь окиснення. Полярність хімічного зв'язку. Ефективні заряди атомів

Заряди, що виникли б на атомах за умови утворення 100%-го йонного зв'язку (тобто повного зміщення спільних електронних пар до атомів з більшою електронегативністю), називаються **ступенем окиснення**.

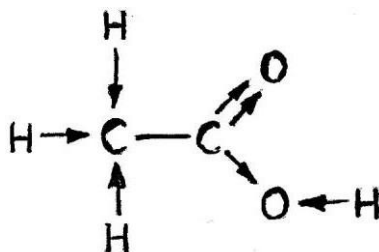
Це поняття є умовним (100%-й йонний зв'язок не існує), але ним широко користуються в хімії при складанні формул речовин та рівнянь окисно-відновних реакцій, систематизації сполук елементів тощо. Тому важливо знати правила визначення ступенів окиснення елементів за формулами, а також вміти передбачити їх значення за положенням елемента у періодичній системі.

Якщо відомий склад (формула) речовини, то ступінь окиснення можна визначити, користуючись певними правилами:

1. Для простих речовин (наприклад, O_2 , O_3 , S_8 , Na, Fe і т.д.) ступені окиснення всіх атомів можна вважати рівними нулю.

2. В складних речовинах ступінь окиснення даного елемента можна визначити, якщо відомі ступені окиснення інших елементів, виходячи з того, що алгебраїчна сума зарядів усіх атомів у сполуці дорівнює нулю, а у складному йоні - його заряду. Наприклад, при визначенні ступеня окиснення сульфуру в сполуці K_2SO_4 можна вважати, що ступінь окиснення атома калію, як і всіх лужних металів, дорівнює +1, атома кисню -2 (це -найстійкіший ступінь окиснення кисню). Тоді, позначивши ступінь окиснення S за x, складемо рівняння: $(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$, звідки $x = +6$.

3. Для речовин, які мають складну молекулярну будову, треба записати структурну формулу і, користуючись значеннями відносних електронегативностей атомів, визначити кількість та напрямок зміщення спільних електронних пар. Так, розглядаючи структурну



формулу оцтової кислоти можна помітити, що до атома карбону в групі CH_3 зміщуються три електронні пари від трьох атомів гідрогену, зв'язок C-C можна вважати неполярним: тоді ступінь окиснення цього атома карбону дорівнює -3 (атомів гідрогену $+1$). В групі COOH три електронні пари, навпаки, зміщені від атома карбону до атомів кисню, і тому для цього атома карбону ступінь окиснення $+3$ (у атомів кисню -2).

Ступені окиснення атомів у сполуках можна передбачити, виходячи з положення елемента в періодичній системі та його електронної будови в нормальному та збудженому станах.

Так, у атомів s-елементів на валентних підрівнях міститься, відповідно, один або два електрони (ns^1 та ns^2), які вони досить легко віддають атомам більш електронегативних елементів. Тому для цих елементів у сполуках характерні позитивні ступені окиснення, які відповідають номеру групи. Винятки - атоми гідрогену та гелію. Атом гідрогену ($1s^1$) може мати також негативний ступінь окиснення -1 , тому що після того, як цей атом приймає один додатковий електрон, його перший енергетичний рівень стає завершеним. Гелій ($1s^2$) - інертний елемент, його ступінь окиснення завжди дорівнює 0 .

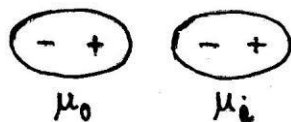
Для p-елементів характерними є такі позитивні ступені окиснення, які відповідають кількості неспарених електронів у нормальному та збудженому станах. Так, для хлору можливі позитивні ступені окиснення $+1$, $+3$, $+5$ та $+7$. З елементами, які мають меншу електронегативність (металами, гідрогеном), p- елементи утворюють сполуки, в яких вони мають негативні ступені окиснення. Відомо, що атоми p-елементів містять на зовнішньому рівні таку кількість електронів, яка відповідає номеру групи. Приймаючи додаткові електрони, вони найчастіше добудовують зовнішній енергетичний рівень до конфігурації найближчого інертного газу (ns^2np^6). Тому максимальне значення негативного ступеня окиснення відповідає числу цих додаткових електронів.

Усі d-елементи - метали, тому негативні ступені окиснення для них не характерні. Валентними у цих елементів є ns - та $(n-1)d$ -електрони. Тому найвищий ступінь окиснення відповідає сумарній кількості цих електронів (якщо дана сума не перевищує 8), найнижчий ступінь окиснення відповідає нулю. Найбільш поширений ступінь окиснення d-елементів відповідає кількості зовнішніх ns -електронів, тобто $+2$. У d-елементів 1-ї групи внаслідок проскоку електронів на ns -підрівні міститься один електрон, а $(n-1)d$ -підрівень є завершеним: $(n-1)d^{10}ns^1$. У цих елементів ступінь окиснення може дорівнювати $+1$.

Міжмолекулярна взаємодія

Перехід речовин з газоподібного стану у конденсований (твердий або рідкий) зумовлений силами взаємодії між молекулами. У конденсованому стані ці сили перешкоджають вільному поступальному рухові молекул і змушують їх зближуватися на відстані, близькі до розмірів самих молекул. При випаровуванні рідких і твердих речовин треба затратити енергію на подолання сил міжмолекулярної взаємодії, тобто теплота випаровування приблизно дорівнює енергії такої взаємодії. Остання залежить від таких властивостей молекул, як їх полярність та здатність до поляризації.

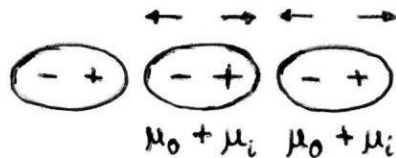
Полярні молекули орієнтуються одна відносно одної протилежними полюсами:



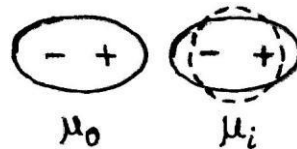
Такий вид взаємодії називається **орієнтаційним**. Його енергія залежить від величин дипольних моментів, відстаней між частинками і температури.

Коли посилюється безладний тепловий рух, орієнтаційна взаємодія послаблюється.

Орієнтаційна взаємодія завжди доповнюється **індукційною**. Дійсно, у молекулі, яка потрапляє в поле сусіднього диполя, виникає індуктований диполь μ_i , який доповнює постійний μ_0 :



Індукційна взаємодія може здійснюватися також між полярною і неполярною молекулами. У цьому випадку електростатичне поле диполя створює в неполярній молекулі індукований диполь:



Енергія індукційної взаємодії залежить від полярності молекул, здатності їх до поляризації, а також відстані між молекулами.

Найбільш універсальною є **дисперсійна** взаємодія, яка відбувається між будь-якими видами частинок за рахунок **миттєвих диполів**. У чистому вигляді вона здійснюється між неполярними молекулами. Миттєві диполі виникають внаслідок асиметричного руху електронів і коливань ядер. Величина і орієнтація миттєвих диполів безперервно змінюються. Тому неполярною молекула може вважатися тільки усереднено. При достатньому зближенні у сусідніх молекулах миттєві диполі утворюються узгоджено і між молекулами виникають сили притягання. Енергія дисперсійної взаємодії залежить від здатності молекул до поляризації, тобто від їх розмірів, та відстані між ними.

Водневий зв'язок

На рис.4.15 показано зміну температур кипіння в рядах водневих сполук неметалів VII, VI, V і IV груп. Як видно з рисунка, з переходом від HCl до HBr і HI температури кипіння зростають, що пояснюється посиленням дисперсійної взаємодії. Але температура кипіння HF різко випадає із зазначеної залежності. Аналогічно аномально високу температуру кипіння має вода в ряді сполук H_2F і аміак у ряді сполук H_3F .

Зазначена аномалія спостерігається тільки для таких речовин, у молекулах яких атом гідрогену зв'язаний з сильно електронегативними атомами флуору, кисню та нітрогену. У цих речовинах між молекулами виникає додатковий вид взаємодії - водневий зв'язок (H-зв'язок), що зумовлено особливими властивостями атома гідрогену.

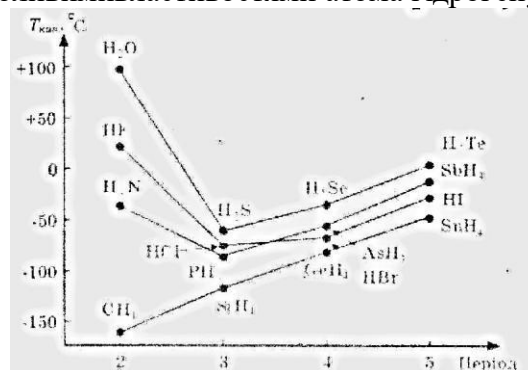


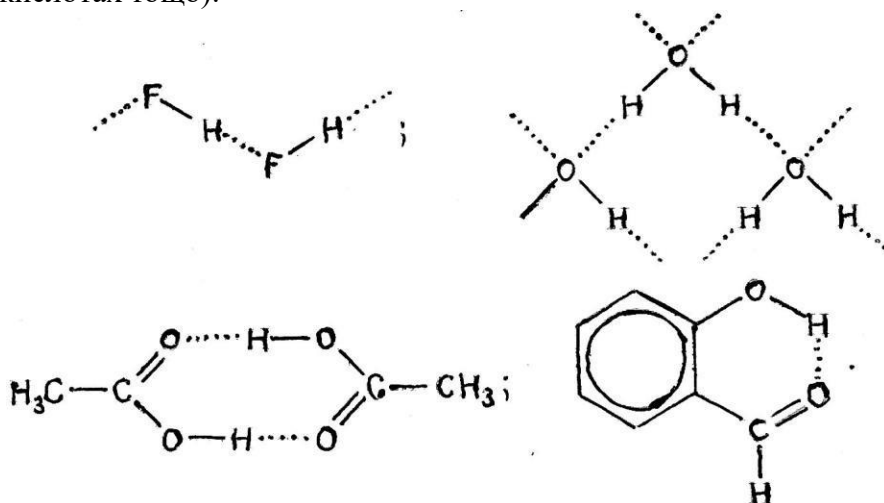
Рис.4.15. Зміна температур кипіння в рядах гідрогенвмісних сполук елементів II-V періодів.

У атома гідрогену - лише один електрон і внутрішні енергетичні рівні відсутні. Коли спільна електронна пара в значній мірі зміщується до сильно електронегативного атома X, у атома гідрогену частково оголюється ядро. Оскільки розміри ядра значно менші від розмірів атома, електростатичне поле, що виникає біля ядра, має дуже високу напруженість і атом гідрогену енергійно притягається до інших атомів (Y), що мають негативний заряд:



Водневий зв'язок має частково електростатичний, частково донорно-акцепторний характер. Енергія Y-зв'язку на порядок менша від енергії хімічного (ковалентного) зв'язку, але вища від енергії інших видів міжмолекулярної взаємодії. В результаті утворюються молекулярні асоціати типу (HF)_n, (H₂O)_n тощо, а температури кипіння і плавлення таких речовин аномально зростають.

У поданих далі схемах водневий зв'язок позначено крапками. Наведено приклади речовин як з міжмолекулярним, так і внутрішньомолекулярним H-зв'язком (останній найчастіше здійснюється в складних органічних молекулах - білках, амінокислотах тощо):



Контрольні питання до теми 5.

1. Назвіть основні типи хімічного зв'язку.
 2. Охарактеризуйте ковалентний зв'язок. Полярність зв'язку.
 3. Метод валентних зв'язків. Типи зв'язків.
 4. Гібридизація атомних орбіталей.
 5. Метод молекулярних орбіталей
 6. Іонний зв'язок.
 7. Водневий зв'язок..
 8. Донорно-акцепторний зв'язок.
- льфраматів та молібдатів до складних ізополіаніонів).

Рекомендовані джерела

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокий Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Василега М.Д. Окислювально – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.
5. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. К., 1998 – 1971.
6. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии: В 2 т. М., 1982.
7. Зайцев О.С. Задачи и вопросы по химии. М., 1985. – 304 с.
8. Кемпбел Дж. Современная общая химия: В 3 т. М., 1975.

ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., 1998. – 640 с.
2. Бокий Г.Б. Кристаллохимия. М., 1991. – 400 с.
3. Васи́лега М.Д. Окислювальні – відновні реакції. К., 1997. – 152 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., 1988. – 702 с.
5. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. К., 1998 – 1971.
6. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии: В 2 т. М., 1982.
7. Зайцев О.С. Задачи и вопросы по химии. М., 1985. – 304 с.
- 392с. 8. Кемпбел Дж. Современная общая химия: В 3 т. М., 1975.
9. Рабинович В.А., Хавин З.Я., Краткий химический справочник. Л., 1978. –
10. Сайто К., Хаякова С., Такей Ф., Ямадера Х. Химия и периодическая таблица. М., 1982. – 320 с.
11. Угай Я.А., Общая химия. М., 1984. – 440 с.
12. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. К., 1983. – 150 с.

Навчально-методичне видання

Хімія
Конспект лекцій

з дисципліни «Хімія»

Частина 1

для здобувачів вищої освіти
першого (бакалаврського) рівня
спеціальностей
131 «Прикладна механіка»;
133 "Галузеве машинобудування"

Видруковано у редакційно-видавничому центрі МДУ
89600, м. Мукачево, вул. Ужгородська, 26
Тел. 2-11-09

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до
Державного реєстру видавців, виготовлювачів і розповсюджувачів видавничої продукції Серії ДК
№ 6984 від 20.11.2019 р.



МУКАЧІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

89600, м. Мукачево, вул. Ужгородська, 26

тел./факс +380-3131-21109

Веб-сайт університету: www.msu.edu.ua

E-mail: info@msu.edu.ua, pr@mail.msu.edu.ua

Веб-сайт Інституційного репозитарію Наукової бібліотеки МДУ: <http://dspace.msu.edu.ua:8080>

Веб-сайт Наукової бібліотеки МДУ: <http://msu.edu.ua/library/>