

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ
імені ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»

НЕОРГАНІЧНА ТА ОРГАНІЧНА ХІМІЯ ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ. БУДОВА АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

*Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
як навчальний посібник для студентів,
які навчаються за спеціальністю 186 «Видавництво та поліграфія»,
спеціалізацією «Поліграфічні медіатехнології»*

Київ
КПІ ім. Ігоря Сікорського
2018

Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ. спеціальності 186 «Видавництво та поліграфія», спеціалізації «Поліграфічні медіатехнології» / КПІ ім. Ігоря Сікорського; уклад.: О.О. Шульженко, А.Є. Шпак. – Електронні текстові дані (1 файл: 3,72 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018. – 177 с.

*Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського (протокол № 3 від 22.11.2018 р.)
за поданням Вченої ради хіміко-технологічного факультету (протокол № 10 від 29.10.2018 р.)*

Електронне мережне навчальне видання

НЕОРГАНІЧНА ТА ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ. БУДОВА АТОМА.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Укладачі: *Шульженко Олена Олександрівна*
Шпак Арсеній Євгенович, канд. хім. наук

Відповідальний редактор *Андрійко О.О.*, д-р хім. наук, проф.

Рецензенти: *Жалніна Г.Г.*, канд. хім. наук, доц.
Плаван В.П., д-р техн. наук, проф.

Цей методичний посібник був представлений студентам видавничо-поліграфічного інституту за програмою дисципліни «Фізико-хімічні основи поліграфії». Розглянуто основні теоретичні поняття атомно-молекулярної теорії, стехіометричних законів, загальних хімічних властивостей неорганічних сполук та закономірності зміни хімічних властивостей. Для кожного класу неорганічних сполук наведено низку найважливіших хімічних властивостей та методів синтезу. Також у поданому посібнику розглянуто електронну будову атомів, періодичний закон, хімічний зв'язок та міжмолекулярну взаємодію. Розглянуто взаємозв'язок між електронною будовою молекул та деякими хімічними та фізичними властивостями відповідних речовин. До кожного розділу подано конкретні приклади розв'язку задач та завдання для самопідготовки.

© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018

ЗМІСТ

Зміст.....	3
Вступ.....	5
Розділ 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Стехіометричні закони хімії	
Атомно-молекулярне вчення.....	6
Основні поняття атомно-молекулярного вчення.....	9
Стехіометричні закони хімії.....	15
Розділ 2. Класи неорганічних сполук	
Оксиди.....	36
Кислоти.....	41
Гідроксиди.....	48
Солі.....	54
Розділ 3. Будова атомів хімічних елементів. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей	
Будова атомів хімічних елементів.....	74
Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей...	98
Розділ 4. Хімічний зв'язок. Властивості молекул.	
Взаємодія між молекулами.	
Хімічний зв'язок.....	113
Властивості молекул	138
Взаємодія між молекулами.....	143
Завдання для самостійної підготовки	152
Список рекомендованої літератури.....	170
Додатки	

1. Додаток А. Назви деяких простих речовин і елементів.....	172
2. Додаток Б. Значення деяких фундаментальних сталих	173
3. Додаток В. Розчинність кислот, основ та солей у воді.....	174
4. Додаток Г. Таблиця електронегативностей.....	176
5. Додаток Д. Періодична система елементів Д.І.Менделєєва.....	177

ВСТУП

Навчальний посібник „Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок” складений у відповідності до програми з хімії для технологічних спеціальностей вищих учбових закладів і призначений для організації самостійної роботи студентів перед лабораторними заняттями з хімії, контролю знань та підготовки студентів до контрольних робіт.

До кожного розділу подано теоретичні відомості, які необхідні для самостійного виконання завдань, приклади розв'язання завдань, завдання для самостійної роботи.

При підготовці теми необхідно вивчити програмні питання, користуючись даним посібником та за літературними джерелами, вказаними в кінці даного посібника. Потім треба письмово розв'язати задачі, дати обґрунтовані відповіді на поставлені запитання.

Розділ 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ.

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.

Атомно-молекулярне вчення розвив і вперше застосував в хімії видатний російський вчений М.В.Ломоносов. Основні положення його вчення викладені у роботі „Елементи математичної хімії” (1741) та ін. Суть вчення Ломоносова зводиться до положень:

1. Всі речовини складаються з „корпускул” (молекул).
2. Молекули складаються з „елементів” (атомів).
3. Частинки – молекули та атоми – знаходяться у безперервному русі. Теплота складається з внутрішнього руху цих частинок.
4. Молекули простих речовин складаються з однакових атомів, молекули складних речовин – з різних атомів.

Через 67 років після вказаної роботи Ломоносова вийшла книга англійського вченого Д.Дальтона „Нова система хімічної філософії” (1808), де були викладені основні положення хімічної атомістики. Дальтон вперше визначив атомні маси відомих тоді елементів та увів знаки для позначення атомів.

Але Дальтон заперечував існування молекул у простих речовин. Він вважав, що прості речовини складаються тільки з атомів і лише складні речовини – з „складних атомів” (у сучасному розумінні – молекул).

Сучасні формулювання було прийнято в 1860 р. на I міжнародному конгресі хіміків в м. Карлсруе, засновані на вченнях Епікура, Дальтона, Ломоносова:

1. Усі речовини є сукупністю молекул або кристалами, які побудовані з атомів.

2. Атоми одного елемента однакові між собою, але відрізняються від атомів іншого елемента.

3. Атом є найменшою частинкою елемента і носієм його хімічних властивостей; його не можна розкласти хімічним способом; під час хімічних перетворень атоми не з'являються з нічого і нікуди не зникають, змінюються лише способи зв'язування атомів.

4. Внаслідок взаємодії атомів утворюються молекули: гомоядерні у простих речовин (H_2 , Cl_2), гетероядерні – у складних (HCl , H_2O).

5. Під час фізичних явищ (кипіння, плавлення, ін.) молекули зберігаються, під час хімічних перетворень – руйнуються.

6. Хімічні реакції полягають в утворенні нових речовин із тих самих атомів, з яких склалися вихідні речовини.

Згідно сучасних уявлень, з молекул складаються речовини у газоподібному стані. У твердому (кристалічному) стані з молекул складаються лише речовини, які мають молекулярну структуру, наприклад органічні речовини, неметали (за невеликим виключенням), оксид карбону (IV), вода. У молекулярних кристалах відстані між окремими групами атомів більші, ніж між атомами у цих групах, тобто у їхній структурі можна виділити поодинокі молекули. Сили, що діють між атомами у молекулі більші, ніж між окремими молекулами у кристалі.

Але більшість твердих неорганічних речовин не мають молекулярної структури. Вони складаються не з молекул, а з інших частинок (іонів, атомів) та існують у вигляді макротіл (кристали хлориду натрію, кварц, залізо, ін.). Наприклад, солі, оксиди та сульфідні металів, алмаз, кремній, метали. Формули речовин з немолекулярною будовою, наприклад $NaCl$, лише відображають співвідношення між частинками, що їх утворюють. Тому для таких речовин використовують поняття формульної одиниці, яка включає найменшу кількість частинок, необхідних для відображення цього співвідношення.

У речовин з молекулярною структурою хімічний зв'язок між молекулами менш міцний, ніж у речовин з атомною структурою. Тому вони мають порівняно низькі температури плавлення та кипіння. У речовин з немолекулярною структурою хімічний зв'язок між частинками міцний. Тому вони мають високі температури плавлення та кипіння.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ

Атом – найменша хімічно неподільна частинка елемента, яка є носієм його хімічних властивостей. Це електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього.

Хімічний елемент – певний вид атомів з однаковими хімічними властивостями (з однаковим зарядом ядра). Хімічні властивості того чи іншого елемента визначаються будовою електронних оболонок, що оточують ядро атома. Будова цих оболонок, в свою чергу, залежить від кількості електронів у атомі, а ця кількість визначається зарядом ядра. Отже хімічні властивості елемента залежать від заряду ядра.

Молекула – угруповання атомів, сполучених між собою хімічними зв'язками і здатних до самостійного існування; найменша частинка, що зберігає хімічні властивості речовини.

Проста речовина – макротіло, яке складається з атомів одного і того ж хімічного елемента.

Багато хімічних елементів утворюють декілька простих речовин, які різняться за будовою та властивостями. Це явище називають алотропією, а речовини, які утворюються – алотропними модифікаціями. Так, елемент кисень утворює дві алотропні модифікації – кисень та озон, елемент карбон утворює чотири – алмаз, графіт, карбін та фулерен, декілька модифікацій утворює елемент фосфор.

Явище алотропії викликано двома причинами:

1. Різним числом атомів в молекулі, наприклад, кисень O_2 та озон O_3 ,

2. Утворенням різних кристалічних форм, наприклад, алмаз, графіт, карбін та фулерен.

Хімічна сполука – макротіло, яке складається з атомів різних елементів.

Атоми мають постійну масу. Але маса одного атома – дуже маленька величина. Наприклад, $m(\text{Au}) = 3,27 \cdot 10^{-22}$ г. Користуватися абсолютними масами атомів (вираженими у грамах) незручно, і тому існує інший спосіб визначення маси атома – використання відносної атомної маси.

Відносна атомна маса ($A_r(X)$) – відношення середньої маси атомів природної суміші ізотопів певного елемента до $1/12$ частини маси атома ^{12}C . Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома даного елемента більше $1/12$ маси атома ^{12}C .

Маси атомів:

$$m_o(\text{H}) = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ кг};$$

$$m_o(\text{O}) = 2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг};$$

$$m_o(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_o(\text{H})}{1/12 \cdot m_o(^{12}\text{C})} = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 1,0079$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_o(\text{O})}{1/12 \cdot m_o(^{12}\text{C})} = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 15,9994$$

Існує позасистемна одиниця виміру маси атома – атомна одиниця маси (а.о.м.). Маса атома, виражена у а.о.м., чисельно дорівнює відносній атомній масі.

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Ізотопи – різновиди атомів одного елемента (з однаковим зарядом ядра), які різняться атомною масою.

Ізотопи гідрогену:

${}^1_1\text{H}$ – протій;

${}^2_1\text{D}$ – дейтерій;

${}^3_1\text{T}$ – тритій.

Відносна молекулярна маса ($M_r(X)$) – відношення маси молекули простої чи складної речовини до $1/12$ частини маси атома ${}^{12}\text{C}$.

$$M_r(X) = \frac{m_0(X)}{1/12 \cdot m_0({}^{12}\text{C})}$$

Чисельне значення відносної молекулярної маси можна визначити як суму відносних атомних мас атомів, які складають молекулу.

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

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Фактично відносна молекулярна маса показує, у скільки разів молекула речовини важча за $1/12$ частини маси атома ${}^{12}\text{C}$.

У хімічних реакціях, що відбуваються на практиці, беруть участь дуже багато молекул. Тому у реальних розрахунках незручно користуватися одночасно дуже великими кількостями молекул і дуже маленькими абсолютними масами молекул. Тому вводиться поняття кількості речовини. Кількість речовини пов'язують із певним числом частинок у певній порції речовини. Одиницею кількості речовини у СІ є моль.

Моль ($n(X)$) – одиниця кількості речовини, що містить стільки її структурних одиниць (атомів, молекул, іонів, ін.), скільки атомів міститься в 12 г ізотопу ^{12}C .

Знаючи масу одного атома карбону ($m_o(C)$), можна визначити число атомів N_A в 0,012 кг карбону:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

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

N_A – **стала Авогадро** – число структурних одиниць в одному молі будь-якої речовини.

Молярна маса ($M(X)$) – маса 1 моль речовини, виражена в грамах; відношення маси речовини до її кількості. Чисельно дорівнює молекулярній масі і виражається в г/моль. Молярну масу можна визначити через кількість речовини

$$\boxed{M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}}$$

$m(X)$ – маса речовини, г;

$n(X)$ – кількість речовини, моль.

Кількість молекул в n моль речовини ($N(X)$):

$$N(X) = n(X) \cdot N_A$$

Абсолютна маса атома (молекули) ($m_o(X)$) – маса атома (молекули), виражена в грамах.

$$m_o(X) = \frac{M(X)}{N_A}$$

Для газоподібних речовин:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_M}$$

$V(X)$ – об'єм газу, л;

V_M - об'єм 1 моль газу (молярний об'єм), л/моль.

$$V_M = 22,4 \text{ л / моль}$$

за нормальних умов: $T = 273 \text{ К}; P = 101325 \text{ Па}$.

Приклади завдань.

1. Розрахуйте кількість речовини H_2O , яка міститься в 36 г рідкої води, кількість молекул в цієї кількості речовини, масу однієї молекули води.

Кількість речовини:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{36 \text{ г}}{18 \text{ г / моль}} = 2 \text{ моль}$$

$$M(H_2O) = 18 \text{ г / моль.}$$

Кількість молекул:

$$N(H_2O) = n(H_2O) \cdot N_A = 2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,204 \cdot 10^{24}$$

Маса однієї молекули:

$$m_o(H_2O) = \frac{M(H_2O)}{N_A} = \frac{18 \text{ г / моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

2. Поясніть, де міститься більше атомів: в 1 г магнію чи в 1 г вуглецю.

$$N(X) = n(X) \cdot N_A$$

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$n(Mg) = \frac{1 \text{ г}}{24 \text{ г / моль}} = 0,0417 \text{ моль}$$

$$N(Mg) = 0,0417 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,25 \cdot 10^{23}$$

$$n(C) = \frac{1 \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} = 0,0833 \text{ моль}$$

$$N(C) = 0,0833 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,5 \cdot 10^{23}$$

Відповідь: $N(C) > N(Mg)$

3. Скільки атомів гідрогену міститься в 10 моль бутану.

$$n(H) = 10 \cdot n(C_4H_{10}) = 10 \cdot 10 \text{ моль} = 100 \text{ моль}$$

$$N(H) = n(H) \cdot N_A = 100 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{25}$$

СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Закон збереження маси

Сума мас речовин, які вступили в реакцію, дорівнює сумі мас продуктів реакції.

Під час перебігу хімічних реакцій руйнуються зв'язки між атомами вихідних речовин, атоми перегруповуються і між ними утворюються нові зв'язки. Атоми при цьому не зникають і не виникають з нічого. Вони входять до складу продуктів реакції у таких самих кількостях, як і у вихідних речовинах.

Цей закон виконується для процесів з порівняно невеликими енергетичними ефектами. В ядерних перетвореннях ці ефекти дуже великі, а це, відповідно до співвідношення Ейнштейна $E = \Delta m \cdot c^2$ спричиняє помітні зміни мас (дефект мас).

Закон сталості складу

Кожна чиста речовина, незалежно від способу її добування, має сталий якісний і кількісний склад.

Речовини складаються з атомів, сполучених між собою певних співвідношеннях відповідно до їх валентностей.

Валентність – здатність атома утворювати хімічні зв'язки з певним числом інших елементів.

За одиницю валентності прийнято валентність гідрогену.

Дальтоніди – сполуки, для яких справедливий закон сталості складу: H_2O, H_2SO_4 .

Бертоліди – речовини, в яких атомні співвідношення не є точно фіксованими (змінного складу): $FeS_{0,9-1,1}$.

Закон еквівалентів

Еквівалент елемента – частка атома, що припадає на одиницю валентності. Еквівалент елемента – така його кількість, яка з'єднується з 1 моль атомів H чи заміщує ту ж саму кількість атомів H в хімічних реакціях.

$$\boxed{E_{kv}\left(\frac{1}{Z} X\right) = \frac{1}{Z} \text{ атома } X}$$

Z - валентність елемента у сполуці.

Еквівалент нітрогену в NH_3 : $Z(N) = 3$

$$E_{kv}\left(\frac{1}{3} N\right) = \frac{1}{3} \text{ ат } N$$

Еквівалент нітрогену в NO : $Z(N) = 2$

$$E_{kv}\left(\frac{1}{2} N\right) = \frac{1}{2} \text{ ат } N$$

Еквівалент нітрогену в NO_2 : $Z(N) = 4$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{4}N\right) = \frac{1}{4} \text{ ат } N$$

Еквівалентна маса – частина атомної маси, що припадає на одиницю валентності; чисельно дорівнює масі одного еквівалента елемента, вираженої в а.о.м.

$$E_r\left(\frac{1}{Z}X\right) = \frac{A_r(X)}{Z}$$

Еквівалентна маса нітрогену в NH_3 : $Z(N) = 3$

$$E_r\left(\frac{1}{3}N\right) = \frac{14}{3}$$

Еквівалентна маса нітрогену в NO : $Z(N) = 2$

$$E_r\left(\frac{1}{2}N\right) = \frac{14}{2}$$

Еквівалентна маса нітрогену в NO_2 : $Z(N) = 4$

$$E_r\left(\frac{1}{4}N\right) = \frac{14}{4}$$

Молярна маса еквівалентів – чисельно дорівнює еквівалентній масі і виражається в г/моль.

$$M\left(\frac{1}{Z}X\right) = \frac{M(X)}{Z}$$

Молярна маса еквівалентів нітрогену в NH_3 : $Z(N) = 3$

$$M\left(\frac{1}{3}N\right) = \frac{14 \text{ г / моль}}{3} = 4,67 \text{ г / моль}$$

Молярна маса еквівалентів нітрогену в NO : $Z(N) = 2$

$$M\left(\frac{1}{2}N\right) = \frac{14 \text{ г / моль}}{2} = 7 \text{ г / моль}$$

Молярна маса еквівалентів нітрогену в NO_2 : $Z(N) = 4$

$$M\left(\frac{1}{4}N\right) = \frac{14 \text{ г / моль}}{4} = 3,5 \text{ г / моль}$$

Еквівалент складних сполук.

$$\boxed{E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{Z^*}XY\right) = \frac{1}{Z^*} \text{ молекули } XY}$$

Z^* – фактор еквівалентності (число еквівалентності).

Z^* для кислот – це їх основність (кількість активних атомів гідрогену).

Z^* для гідроксидів – це їх кислотність (кількість груп OH^-).

Z^* для солей – це добуток валентності металу на кількість атомів металу у формульній одиниці.

Z^* для оксидів – це подвійна кількість атомів кисену.

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1}HCl\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. } HCl$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right) = \frac{1}{2} \text{ мол. } H_2SO_4$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. NaOH}$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{3} \text{Al(OH)}_3\right) = \frac{1}{3} \text{ мол. Al(OH)}_3$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1} \text{NaCl}\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. NaCl}$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{6} \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\right) = \frac{1}{6} \text{ мол. Mg}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{2} \text{CaO}\right) = \frac{1}{2} \text{ мол. CaO}$$

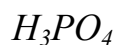
$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{4} \text{SO}_2\right) = \frac{1}{4} \text{ мол. SO}_2$$

Еквівалентна маса складних сполук – відношення молекулярної маси речовини до фактору еквівалентності.

$$E_r\left(\frac{1}{Z^*} XY\right) = \frac{M_r(XY)}{Z^*}$$

Молярна маса еквівалентів складних сполук – відношення молярної маси речовини до фактору еквівалентності. Чисельно дорівнює еквівалентній масі і виражається в г/моль.

$$M\left(\frac{1}{Z^*} XY\right) = \frac{M(XY)}{Z^*}$$

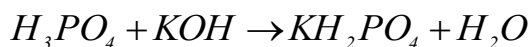


$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{3} \text{H}_3\text{PO}_4\right) = \frac{1}{3} \text{ мол. H}_3\text{PO}_4$$

$$E_r\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = \frac{M_r(H_3PO_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67$$

$$M\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = \frac{M(H_3PO_4)}{3} = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,67 \text{ г/моль}$$

В реакціях, які проходять без зміни ступенів окислення елементів, Z^* для однієї і тієї ж самої речовини може приймати різні значення в залежності від реакції, в яку вона вступає. Максимально можливе значення Z^* визначається за кількістю зв'язків, які сполучають основні складові частини речовини. Наприклад, для кислот Z^* відповідає їх основності, тобто кількості атомів H , зв'язаних з кислотним залишком, здатних заміщуватися на метал. Але якщо кислота не використовує в реакції всі атоми гідрогену, то її Z^* буде меншим за максимальне значення, і визначається реальною кількістю атомів гідрогену у молекулі кислоти, що заміщуються на метал, утворюючи певні продукти реакції. Наприклад, для ортофосфатної кислоти:

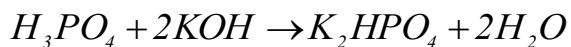


$$Z^* = 1$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1}H_3PO_4\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. } H_3PO_4$$

$$E_r\left(\frac{1}{1}H_3PO_4\right) = \frac{M_r(H_3PO_4)}{1} = 98$$

$$M\left(\frac{1}{1}H_3PO_4\right) = \frac{M(H_3PO_4)}{1} = 98 \text{ г/моль}$$

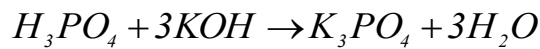


$$Z^* = 2$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{2}H_3PO_4\right) = \frac{1}{2} \text{ мол. } H_3PO_4$$

$$E_r\left(\frac{1}{2}H_3PO_4\right) = \frac{M_r(H_3PO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$M\left(\frac{1}{2}H_3PO_4\right) = \frac{M(H_3PO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г / моль}$$



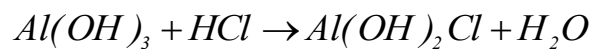
$$Z^* = 3$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = \frac{1}{3} \text{ мол. } H_3PO_4$$

$$E_r\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = \frac{M_r(H_3PO_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67$$

$$M\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = \frac{M(H_3PO_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г / моль}$$

Для основ Z^* відповідає їх кислотності, тобто кількості груп OH^- , зв'язаних з катіонами металу, здатних заміщуватися на кислотний залишок. Але якщо основа не використовує в реакції всі групи OH^- , то її Z^* буде меншим за максимальне значення, і визначається реальною кількістю груп OH^- у молекулі основи, що заміщуються на кислотний залишок, утворюючи певні продукти реакції. Наприклад, для гідроксиду алюмінію:

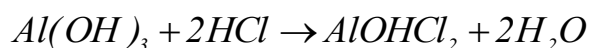


$$Z^* = 1$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1}Al(OH)_3\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. } Al(OH)_3$$

$$E_r\left(\frac{1}{1} Al(OH)_3\right) = \frac{M_r(Al(OH)_3)}{1} = 78$$

$$M\left(\frac{1}{1} Al(OH)_3\right) = \frac{M(Al(OH)_3)}{1} = 78 \text{ г / моль}$$

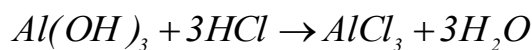


$$Z^* = 2$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{2} Al(OH)_3\right) = \frac{1}{2} \text{ мол. } Al(OH)_3$$

$$E_r\left(\frac{1}{2} Al(OH)_3\right) = \frac{M_r(Al(OH)_3)}{2} = \frac{78}{2} = 39$$

$$M\left(\frac{1}{2} Al(OH)_3\right) = \frac{M(Al(OH)_3)}{2} = \frac{78}{2} = 39 \text{ г / моль}$$



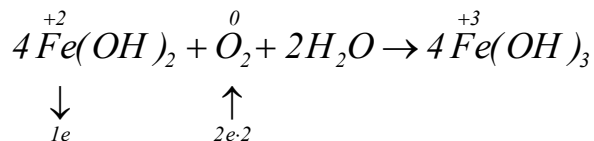
$$Z^* = 3$$

$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{3} Al(OH)_3\right) = \frac{1}{3} \text{ мол. } Al(OH)_3$$

$$E_r\left(\frac{1}{3} Al(OH)_3\right) = \frac{M_r(Al(OH)_3)}{3} = \frac{78}{3} = 26$$

$$M\left(\frac{1}{3} Al(OH)_3\right) = \frac{M(Al(OH)_3)}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г / моль}$$

В окисно-відновних реакціях частинкою, еквівалентною атому гідрогену, є електрон, тому Z^* дорівнює числу електронів, приєднаних або відданих частинкою в певній реакції.



$$E_{\text{кв}}\left(\frac{1}{1} Fe(OH)_2\right) = \frac{1}{1} \text{ мол. } Fe(OH)_2$$

$$E_r\left(\frac{1}{1} Fe(OH)_2\right) = \frac{M_r(Fe(OH)_2)}{1} = \frac{90}{1} = 90$$

$$M\left(\frac{1}{1} Fe(OH)_2\right) = \frac{M(Fe(OH)_2)}{1} = \frac{90}{1} = 90 \text{ г / моль}$$

Закон еквівалентів:

Маси реагуючих речовин співвідносяться між собою так само, як їх еквівалентні маси.

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{Z^*} A\right)}{E_r\left(\frac{1}{Z^*} B\right)}$$

У разі утворення хімічних сполук на одиницю валентності одного атома припадає одиниця валентності іншого атома, а кожній одиниці валентності відповідає одиниця еквівалента елемента: на один еквівалент одного елемента в хімічних реакціях припадає один еквівалент іншого елемента.

Для визначення еквівалентних мас складних речовин можна використати те, що еквівалентна маса речовини відповідає сумі еквівалентних мас її складових частин. Наприклад, за визначенням, кислоти містять атоми гідрогену, здатні заміщуватися на атоми металу, зв'язані з кислотними залишками. Тому еквівалентну масу кислоти можна визначити, додавши

еквівалентну масу гідрогену (що дорівнює 1) та еквівалентну масу кислотного залишку. Цей принцип застосовується і до розрахунку еквівалентних мас інших складних речовин (основ, солей, оксидів).

$$\begin{aligned}
 E_r\left(\frac{1}{Z^*} H_x A\right) &= E_r\left(\frac{1}{1} H^+\right) + E_r\left(\frac{1}{X} A^{x-}\right) = 1 + E_r\left(\frac{1}{X} A^{x-}\right) \\
 E_r\left(\frac{1}{Z^*} Me(OH)_y\right) &= E_r\left(\frac{1}{Y} Me^{y+}\right) + E_r\left(\frac{1}{1} OH^-\right) = E_r\left(\frac{1}{Y} Me^{y+}\right) + 17 \\
 E_r\left(\frac{1}{Z^*} Me_x A_y\right) &= E_r\left(\frac{1}{Y} Me^{y+}\right) + E_r\left(\frac{1}{X} A^{x-}\right) \\
 E_r\left(\frac{1}{Z^*} Me_2 O_y\right) &= E_r\left(\frac{1}{Y} Me^{y+}\right) + E_r\left(\frac{1}{2} O^{2-}\right) = E_r\left(\frac{1}{Y} Me^{y+}\right) + 8
 \end{aligned}$$

$H_x A$ – кислота;

$Me(OH)_y$ – гідроксид;

$Me_x A_y$ – сіль;

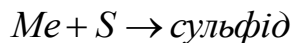
$Me_2 O_y$ – оксид.

X - заряд кислотного залишку;

Y - заряд катіона металу.

Приклади завдань.

1. 3 г металу взаємодіє з 1,64 г сірки. Розрахуйте еквівалентну масу металу. Валентність сірки дорівнює 2.



$$\frac{m(Me)}{m(S)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{Y} Me\right)}{E_r\left(\frac{1}{2} S\right)}$$

$$E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) = \frac{m(Me) \cdot E_r\left(\frac{1}{2}S\right)}{m(S)}$$

$$E_r\left(\frac{1}{2}S\right) = \frac{A_r(S)}{Z} = \frac{32}{2} = 16$$

$$E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) = \frac{3 \cdot 16}{1,64} = 29,26$$

2. Розрахуйте еквівалентну масу металу, маса основи якого 1,4 г, а маса йодиду 4,15 г.

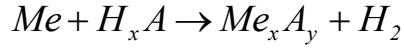
$$\frac{m(Me(OH)_y)}{m(MeI_y)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{Z^*}Me(OH)_y\right)}{E_r\left(\frac{1}{Z^*}MeI_y\right)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) + E_r\left(\frac{1}{1}OH^-\right)}{E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) + E_r\left(\frac{1}{1}I^-\right)}$$

$$E_r\left(\frac{1}{1}OH^-\right) = 17; E_r\left(\frac{1}{1}I^-\right) = 127$$

$$\frac{1,4}{4,15} = \frac{E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) + 17}{E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) + 127}$$

$$E_r\left(\frac{1}{Y}Me\right) = 39$$

3. Визначте еквівалентну масу металу, 2,81 г якого витісняє з кислоти 560 мл водню (н.у).



$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{E_r(\frac{1}{Y} Me)}{E_r(\frac{1}{1} H)} ; \quad E_r(\frac{1}{Y} Me) = \frac{m(Me) \cdot E_r(\frac{1}{1} H)}{m(H_2)} ;$$

$$E_r(\frac{1}{1} H) = \frac{A_r(H)}{Z} = \frac{1}{1} = 1 ;$$

$$\frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{V(H_2)}{V_M} ; \quad V_M = 22,4 \text{ л / моль} ;$$

$$m(H_2) = \frac{M(H_2) \cdot V(H_2)}{V_M} = \frac{2 \text{ г / моль} \cdot 0,56 \text{ л}}{22,4 \text{ л / моль}} = 0,05 \text{ г}$$

$$E_r(\frac{1}{Y} Me) = \frac{2,81 \text{ г} \cdot 1}{0,05 \text{ г}} = 56,2$$

Закони ідеальних газів

Газоподібний стан характеризується слабкою взаємодією між молекулами, і тому властиві для нього закономірності залежать насамперед не від природи молекул газу, а від їх числа в одиниці об'єму та температури.

Фізичні властивості газів (на відміну від рідин та твердих речовин):

- ✓ заповнюють весь наданий їм об'єм;
- ✓ під дією зовнішнього тиску здатні сильно змінювати об'єм, стискатися, а під час розширення заповнювати весь об'єм;
- ✓ необмежено змішуються між собою з утворенням однорідної газової суміші.

Газовий стан описують за допомогою таких характеристик:

V – об'єм, m^3 ;

P – тиск, Pa ;

T – температура, K ;

n – кількість речовини газу, *моль*.

Закон Бойля – Маріотта

(залежність між тиском і об'ємом певної кількості газу за сталої температури)

За сталої температури добуток тиску на об'єм є сталою величиною.

$$PV = const$$

В разі підвищення тиску в певне число разів у стільки ж разів зменшується об'єм, а розширення газу завжди супроводжується зменшенням тиску. Якщо для однієї й тієї самої кількості газу змінювати тиск і вимірювати об'єм, то за сталої температури:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Закон Шарля

(залежність між тиском газу, що підвищується під час нагрівання, та його температурою за сталих об'єму і кількості газу)

Тиск газу за незмінних маси та об'єму пропорційний абсолютній температурі.

$$P = k \cdot T$$

k – коефіцієнт пропорційності.

Закон Гей – Люссака

(залежність об'єму газу, що розширюється під час нагрівання, від температури за сталих тиску та кількості газу)

Об'єм газу за незмінних маси і тиску прямо пропорційний його абсолютній температурі.

$$V = k \cdot T$$

k – коефіцієнт пропорційності.

Цей закон використовується для зіставлення об'єму і температури однієї кількості газу у двох різних станах. Якщо тиск для одного й того ж самого зразка газу залишається сталим, то за різних температур сталим також буде співвідношення $\frac{V}{T}$:

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

Закон Менделєєва – Клапейрона

(об'єднаний закон стану ідеального газу)

Застосовується у разі, коли потрібно знайти об'єм за умов одночасної зміни температури і тиску:

Відношення добутку тиску на об'єм газу до його абсолютної температури для даної маси газу є сталою величиною.

$$\frac{P \cdot V}{T} = const$$

Для 1 моль газу за

н.у. ($P_o = 101325 \text{ Па}$, $T_o = 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$, $V_o = 22,4 \text{ л/моль}$)

$$\frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = R \quad \text{універсальна газова стала}$$

$$R = 8,314 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$$

Універсальній газовій сталій відповідає робота, яку виконує під час розширення один моль газу в разі його нагрівання на один градус.

$$n \neq 1 \text{ моль} \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Якщо взяти певну кількість газу, то вплив одночасної зміни тиску і температури на об'єм газу можна виразити таким співвідношенням:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Закон Авогадро

В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакова кількість молекул.

Наслідки:

- ✓ Однаковому числу молекул різних газів за однакових умов (T, P) відповідають однакові об'єми.
- ✓ Однакові кількості різних газів за однакових умов займають однакові об'єми.
- ✓ Маса однакових об'ємів різних газів за однакових умов співвідносяться між собою, як їхні молярні маси:

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

Кожна речовина характеризується густиною: $\rho = \frac{m}{V}$.

Відносна густина (D) – відношення густини одного газу до густини іншого за однакових умов:

$$V_1 = V_2$$

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

В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул, а отже, і однакова кількість молів ($n_1 = n_2$), тоді:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot M_1}{n_2 \cdot M_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Закон Дальтона

Різні гази необмежено змішуються між собою (дифундують один в одному). За винятком зіткнень між молекулами, які є миттєвими і пружними, кожна молекула в суміші рухається незалежно від інших. Об'єм, у якому міститься газова суміш, залишається однаковим для всіх її компонентів і дорівнює об'єму наданого їй простору. Кількості газів у суміші є різними і тому різними мають бути часткові тиски, які чинять ці гази. Використовуючи рівняння стану для кожного з індивідуальних газів суміші, маємо:

$$p_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T;$$

$$p_2 \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T;$$

$$p_3 \cdot V = n_3 \cdot R \cdot T, \dots$$

$p_1, p_2, p_3 \dots$ – парціальні (часткові) тиски компонентів суміші.

$$(p_1 + p_2 + p_3 + \dots) \cdot V = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \cdot R \cdot T.$$

Оскільки $n_1 + n_2 + n_3 + \dots = n$, то

$$p_1 + p_2 + p_3 + \dots = P$$

Сумарний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків компонентів цієї суміші.

Приклади завдань.

1. Густина газу за повітрям становить 2. Знайдіть його молярну масу, масу однієї молекули та відносну густину за воднем.

$$D_{\text{пов}} = \frac{M(\text{газу})}{M(\text{пов})}; \quad M(\text{газу}) = D_{\text{пов}} \cdot M(\text{пов}) = 2 \cdot 29 \text{ г/моль} = 58 \text{ г/моль}$$

$$m_o = \frac{M(\text{газу})}{N_A} = \frac{58 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 9,6 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{газу})}{M(\text{H}_2)} = \frac{58 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 29$$

2. Вуглеводень, густина якого за повітрям дорівнює 1,448, містить 14,29 % гідрогену. Визначте молекулярну формулу речовини.

Знайдемо молярну масу вуглеводню:

$$D_{\text{нов}} = \frac{M(C_xH_y)}{M(\text{нов})};$$
$$M(C_xH_y) = D_{\text{нов}} \cdot M(\text{нов}) = 1,448 \cdot 29 \text{ г/моль} = 42 \text{ г/моль}$$

$$\omega(H) = 14,29 \%$$

$$\omega(C) = 100 - 14,29 = 85,71 \%$$

I спосіб.

$$x = \frac{M(C_xH_y) \cdot \omega(C)}{100 \% \cdot A_r(C)} = \frac{42 \text{ г/моль} \cdot 85,71 \%}{100 \% \cdot 12 \text{ г/моль}} = 3$$

$$y = \frac{M(C_xH_y) \cdot \omega(H)}{100 \% \cdot A_r(H)} = \frac{42 \text{ г/моль} \cdot 14,29 \%}{100 \% \cdot 1 \text{ г/моль}} = 6$$

Молекулярна формула вуглеводню - C_3H_6 .

II спосіб.

$$x : y = \frac{\omega(C)}{A_r(C)} : \frac{\omega(H)}{A_r(H)} = \frac{0,8571}{12} : \frac{0,1429}{1} = 0,071425 : 0,1429 = 1 : 2$$

Елементарна формула вуглеводню – CH_2 .

$$M(CH_2) = 14 \text{ г/моль}.$$

$$M((CH_2)_n) = n \cdot M(CH_2)$$

$$n = \frac{M((CH_2)_n)}{M(CH_2)} = \frac{42 \text{ г/моль}}{14 \text{ г/моль}} = 3$$

Молекулярна формула вуглеводня – $(CH_2)_3 - C_3H_6$.

3. Розрахуйте молярну масу газу, 20 г якого займають об'єм 10000 мл за температури $200^\circ C$ і тиску 131кПа ($R = 8,314 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$).

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T;$$

$$M = \frac{m}{P \cdot V} \cdot R \cdot T = \frac{20 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} \cdot 473 \text{ К}}{131000 \text{ Па} \cdot 0,01 \text{ м}^3} = 60 \text{ г/моль}$$

4. Розрахуйте середню молярну масу повітря, в якому об'ємні частки газів такі: 21 % O_2 , 78 % N_2 , 0,5 % Ar та 0,5 % CO_2 .

Оскільки об'єми газів пропорційні їх кількостям (закон Авогадро), то середню молярну масу суміші можна виражати як через об'єми, так і через кількості речовин:

$$M_{\text{сеп}} = \frac{(M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3 + \dots)}{(V_1 + V_2 + V_3 + \dots)},$$

$$M_{\text{сеп}} = \frac{(n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2 + n_3 \cdot M_3 + \dots)}{(n_1 + n_2 + n_3 + \dots)}$$

Якщо взяти 1 моль повітря, то в ньому будуть міститися такі кількості речовин кожного з газів:

$$n(O_2) = 0,21 \text{ моль},$$

$$n(N_2) = 0,78 \text{ моль},$$

$$n(Ar) = 0,005 \text{ моль},$$

$$n(CO_2) = 0,005 \text{ моль}.$$

$$M(O_2) = 32 \text{ г / моль},$$

$$M(N_2) = 28 \text{ г / моль},$$

$$M(Ar) = 40 \text{ г / моль},$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ г / моль}.$$

$$\text{Тоді } M_{\text{сеп}} = \frac{(0,21 \cdot 32 + 0,78 \cdot 28 + 0,005 \cdot 40 + 0,005 \cdot 44)}{(0,21 + 0,78 + 0,005 + 0,005)} = 28,98 \text{ г / моль}.$$

5. Маса газової суміші об'ємом 12 л (н.у.), що складається з водню і оксиду карбону (IV), дорівнює 18 г. Який об'єм кожного з газів у суміші?

$$\text{Нехай } V(NH_3) = x \text{ л},$$

$$V(CO_2) = y \text{ л}.$$

Маси газів дорівнюють:

$$m(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m \cdot M(H_2)} = \frac{x \text{ л}}{22,4 \text{ л / моль} \cdot 2 \text{ г / моль}}$$

$$m(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_m \cdot M(CO_2)} = \frac{y \text{ л}}{22,4 \text{ л / моль} \cdot 44 \text{ г / моль}}$$

Складемо систему рівнянь:

$$x + y = 12 \text{ (об'єм суміші)},$$

$$\frac{x}{22,4 \cdot 2} + \frac{y}{22,4 \cdot 44} = 18 \text{ (маса суміші)}.$$

Розв'язуючи систему, знаходимо:

$$x = 0,52 \text{ л},$$

$$y = 11,48 \text{ л}.$$

Отже

$$V(NH_3) = 0,52 \text{ л},$$

$$V(CO_2) = 11,48 \text{ л}.$$

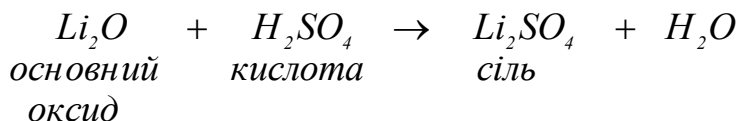
Розділ 2. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

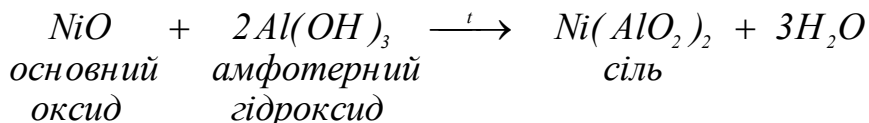
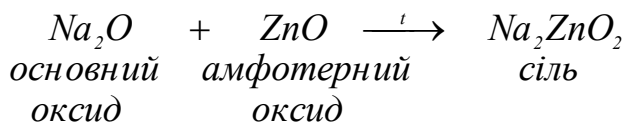
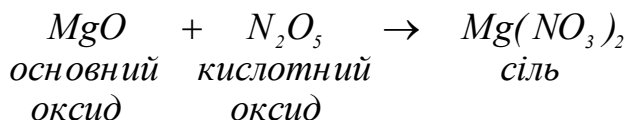
ОКСИДИ

Оксиди – сполуки елементів з киснем, в яких кисень виявляє ступінь окислення -2. За здатністю утворювати солі вони поділяються на несолетворні (N_2O, NO, CO) та солетворні. Останні поділяють на основні, кислотні та амфотерні.

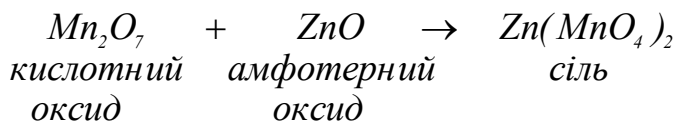
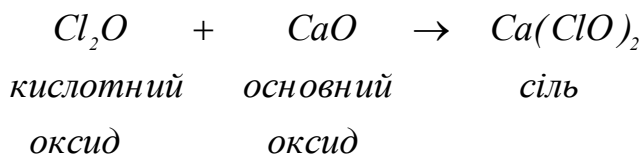
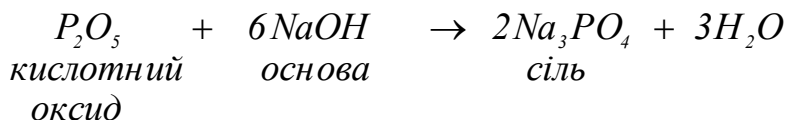
Назви оксидів елементів, які мають постійний ступінь окислення, складаються з двох слів: оксид + назва елемента в родовому відмінку. Наприклад, MgO - оксид магнію, Na_2O - оксид натрію. Якщо елемент утворює декілька оксидів, після назви елемента вказують його ступінь окислення (римською цифрою в дужках). Наприклад, MnO - оксид мангану (II), MnO_2 - оксид мангану (IV), Mn_2O_7 - оксид мангану (VII).

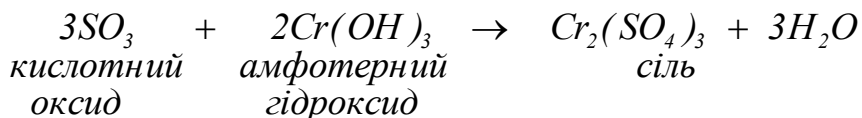
Основними називають оксиди, яким відповідають основи, і які утворюють солі при взаємодії з кислотами та кислотними оксидами, та реагують з амфотерними оксидами та гідроксидами (за високих температур). До основних оксидів належать, наприклад, $Li_2O, MgO, MnO, FeO, NiO$, ін. Основними можуть бути тільки оксиди металів. Але не всі оксиди металів є основними: багато з них належать до амфотерних чи кислотних оксидів. Реагуючи з кислотами та кислотними оксидами, з амфотерними оксидами та гідроксидами, основні оксиди утворюють солі:



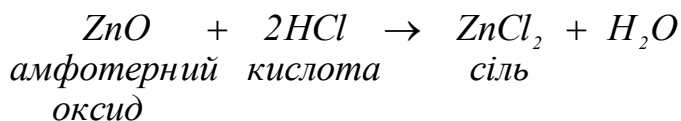


Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти, і які утворюють солі при взаємодії з основами, основними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами. До кислотних оксидів належать, наприклад, Cl_2O , SO_2 , N_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 та ін. Кислотними можуть бути оксиди неметалів та оксиди металів у високих (+5 та більше) ступенях окислення.

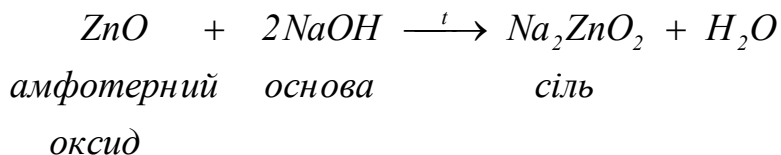




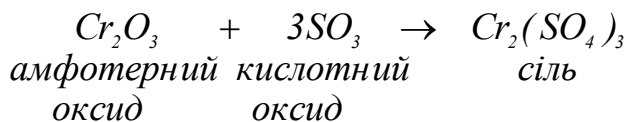
Амфотерними називають оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди, і які утворюють солі при взаємодії з кислотами, основами, кислотними та основними оксидами. Амфотерні оксиди залежно від умов виявляють властивості основних і кислотних оксидів. До амфотерних оксидів належать, наприклад, ZnO , SnO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 та ін. Амфотерними можуть бути тільки оксиди металів.



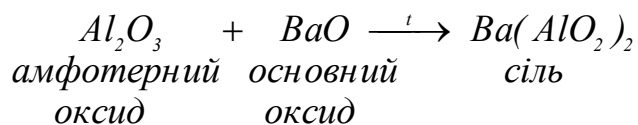
В цій реакції оксид цинку виявляє основні властивості. Сіль, яка утворюється, можна розглядати, як продукт заміщення гідрогену хлоридної кислоти цинком.



В цій реакції оксид цинку виявляє кислотні властивості: він утворює сіль, в якій цинк входить до складу кислотного залишку. Оскільки, в залежності від реакції, в яку вступає, оксид цинку може виявляти властивості як основного, так і кислотного, його відносять до класу амфотерних оксидів.



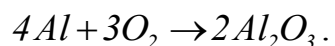
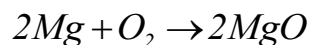
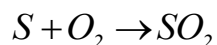
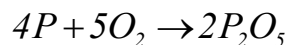
В цій реакції оксид хрому(III) поводить себе як основний оксид.



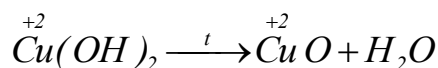
В цій реакції оксид алюмінію поводить себе як кислотний оксид.

Способи добування оксидів

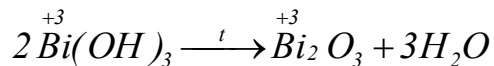
1. Взаємодія простих речовин з киснем (горіння). Але так можна одержати не всі оксиди:



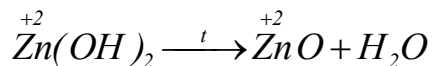
2. Розклад основ. Деякі основи або амфотерні гідроксиди за нагрівання втрачають воду, утворюючи відповідні основні або амфотерні оксиди. Ступінь окислення металу не повинна змінюватися.



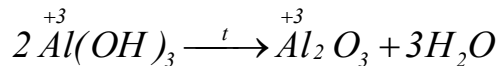
(CuO - основний оксид);



(Bi₂O₃ - основний оксид);

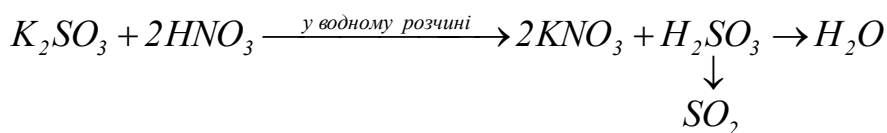
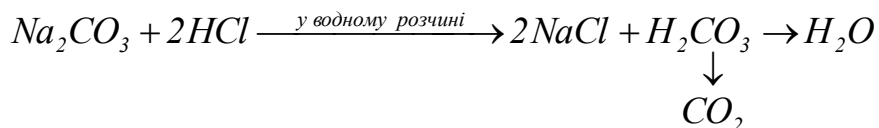


(ZnO - амфотерний оксид);

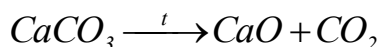


(Al_2O_3 - амфотерний оксид).

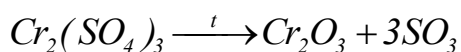
3. Розклад нестійких кислот. Нестійкі кисневмісні кислоти (при спробі їх добування за реакціями обміну) втрачають воду, перетворюючись на кислотні оксиди:



4. Розклад солей, утворених кисневмісними кислотами. В результаті розкладу утворюються оксид металу (основний чи амфотерний) та кислотний оксид:

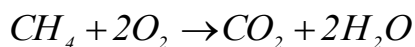
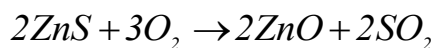
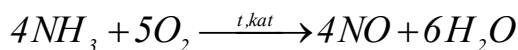


(CaO - основний оксид, CO_2 - кислотний оксид);

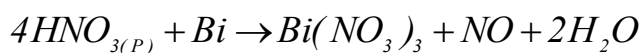


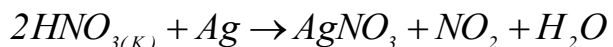
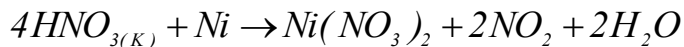
(Cr_2O_3 - амфотерний оксид, SO_3 - кислотний оксид).

5. Взаємодія складних речовин з киснем (горіння):



6. Взаємодія кислот – сильних окисників (сульфатної концентрованої, нітратної розведеної та концентрованої) з деякими металами:





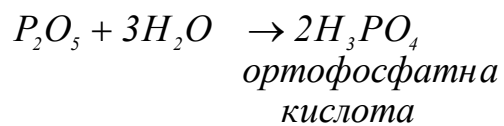
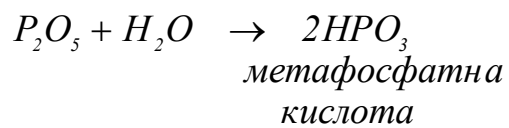
КИСЛОТИ

Кислотами називаються сполуки, які мають у своєму складі атоми гідрогену, які здатні заміщуватись на атоми металу, та кислотний залишок.

Кількість атомів гідрогену, здатних заміщуватись на метал з утворенням солей, визначає основність кислоти. Розрізняють кислоти одноосновні (HCl , HI , HNO_3), двоосновні (H_2SO_4 , H_2S , H_2Se), трьохосновні (H_3PO_4), чотирьохосновні (H_4SnO_4 , H_4SiO_4). В деяких кислотах не всі атоми гідрогену здатні заміщуватись металами. Наприклад, молекула ацетатної (оцтової) кислоти CH_3COOH має чотири атоми гідрогену, але заміщуватись на метал здатен лише атом гідрогену карбоксильної групи $COOH$, тому ацетатна кислота є одноосновною.

За хімічним складом розрізняють кислоти безокисенові та окисенові. Прикладами безокисенових кислот є фторидна (плавикова) HF , хлоридна (соляна) HCl , бромідна HBr , йодидна HI , сульфідна H_2S , ціанідна HCN та інші кислоти. Прикладами окисенових кислот є нітратна (азотна) HNO_3 , нітритна (азотиста) HNO_2 , сульфатна (сірчана) H_2SO_4 , сульфідна (сірчиста) H_2SO_3 та інші. Окисенові кислоти є гідратами кислотних оксидів. Більшість кислотних оксидів утворюють окисенові кислоти шляхом безпосереднього приєднання води. Молекули деяких кислотних оксидів за різних умов можуть приєднувати різні кількості

молекул води. Тоді сполуку з меншим вмістом води позначають префіксом *мета-*, а сполуку з більшим вмістом води – префіксом *орто-*. Наприклад:



Назви деяких безоксигенових кислот наведені в табл.1.

Таблиця 1

Формула кислоти	Назви кислоти	Формули відповідних солей	Назви відповідних солей
<i>HF</i>	Фтороводнева Фторидна Плавикова	<i>NaF</i>	Фториди
<i>HCl</i>	Хлоридна Хлороводнева Соляна	<i>NaCl</i>	Хлориди
<i>HBr</i>	Бромідна Бромоводнева	<i>NaBr</i>	Броміди
<i>HI</i>	Йодидна Йодоводнева	<i>NaI</i>	Йодиди
<i>H₂S</i>	Сульфідна Сірководнева	<i>Na₂S</i> <i>NaHS</i>	Сульфіди Гідросульфіди
<i>H₂Se</i>	Селенідна Селеноводнева	<i>Na₂Se</i> <i>NaHSe</i>	Селеніди Гідроселеніди
<i>H₂Te</i>	Телуридна Телуроводнева	<i>Na₂Te</i> <i>NaHTe</i>	Телуриди Гідротелуриди
<i>HCN</i>	Ціанідна Ціановоднева	<i>NaCN</i>	Ціаніди
<i>HSCN</i>	Тіоціанатна Тіоціановоднева	<i>NaSCN</i>	Тіоціанати

Назви деяких оксигеновмісних кислот наведені в табл.2.

Таблиця 2

Елемент	Кислотний оксид	Формула кислоти, що відповідає оксиду	Назви кислот	Формули відповідних солей	Назви відповідних солей
<i>Cl</i>	Cl_2O	$HClO$	Гіпохлоритна Хлорнуватиста	$NaClO$	Гіпохлорити
	Cl_2O_7	$HClO_4$	Перхлоратна Хлорна	$NaClO_4$	Перхлорати
<i>S</i>	SO_2	H_2SO_3	Сульфітна Сірчиста	Na_2SO_3 $NaHSO_3$	Сульфіти Гідросульфіти
	SO_3	H_2SO_4	Сульфатна Сірчана	Na_2SO_4 $NaHSO_4$	Сульфати Гідросульфати
<i>N</i>	N_2O_3	HNO_2	Нітритна Азотиста	$NaNO_2$	Нітрити
	N_2O_5	HNO_3	Нітратна Азотна	$NaNO_3$	Нітрати
<i>Si</i>	SiO_2	H_2SiO_3	Силікатна Кремнієва	Na_2SiO_3	Силікати
<i>C</i>	CO_2	H_2CO_3	Карбонатна Вугільна	Na_2CO_3 $NaHCO_3$	Карбонати Гідрокарбонати
	-	CH_3COOH	Ацетатна Оцтова	CH_3COONa	Ацетати

Продовження таблиці 2

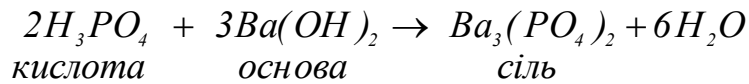
<i>P</i>	P_2O_5	HPO_3	Метафосфатна	$NaPO_3$	Метафосфати
		H_3PO_4	Метафосфорна	Na_3PO_4	Ортофосфати (фосфати)
			Ортофосфатна		
Ортофосфорна	Na_2HPO_4	Гідроорто- фосфати (гідрофосфати)			
				NaH_2PO_4	Дигідроорто- фосфати (дигідро- фосфати)
<i>Mn</i>	Mn_2O_7	$HMnO_4$	Перманганатна Манганова	$NaMnO_4$	Перманганати
<i>Cr</i>	CrO_3	H_2CrO_4	Хроматна Хромова	Na_2CrO_4	Хромати
		$H_2Cr_2O_7$	Дихроматна Дихромова	$Na_2Cr_2O_7$	Дихромати

Кислоти також можна розділити за їхньою здатністю до дисоціації у водних розчинах на слабкі (наприклад HF , CH_3COOH , H_2SO_3 , які дисоціюють частково та оборотно) та сильні (HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$, $HMnO_4$ тощо), які дисоціюють практично повністю та необоротно. Це необхідно враховувати під час визначення можливості здійснення реакції

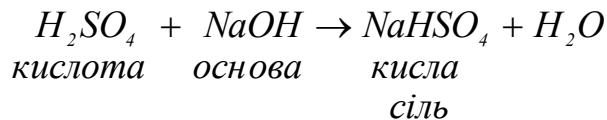
між кислотами та солями. Такі реакції на практиці можна здійснити, якщо дією сильної кислоти на сіль може утворитися слабка (або нестійка) кислота.

Кислоти реагують:

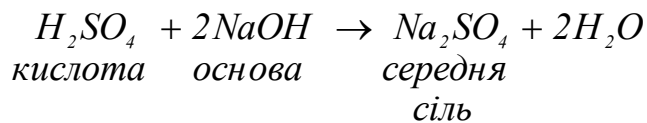
а. з основами з утворенням солей:



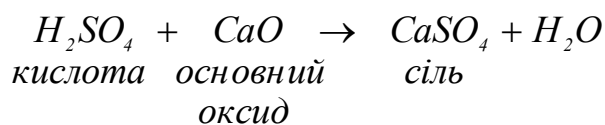
Якщо кислота багатоосновна, в реакціях з основами можуть утворюватись декілька солей в залежності від молярних співвідношень кислоти та основи. Наприклад, в реакції між сульфатною кислотою та гідроксидом натрію з молярним співвідношенням 1:1 утворюється кисла сіль (продукт неповного заміщення гідрогену кислоти на катіони металу):



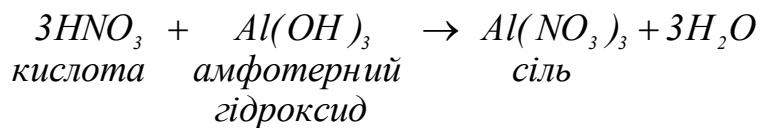
Якщо це співвідношення становитиме 1:2 (надлишок основи) утворюється середня сіль як продукт повного заміщення гідрогену кислоти катіонами металу:



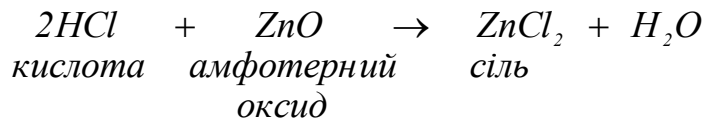
б. з основними оксидами з утворенням солей:



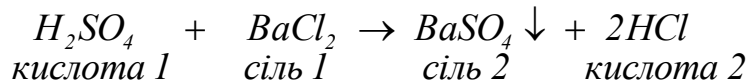
в. з амфотерними гідроксидами з утворенням солей:



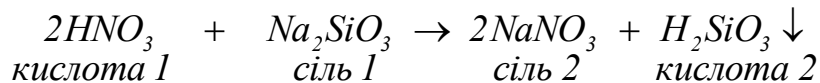
г. з амфотерними оксидами з утворенням солей (іноді за нагрівання):



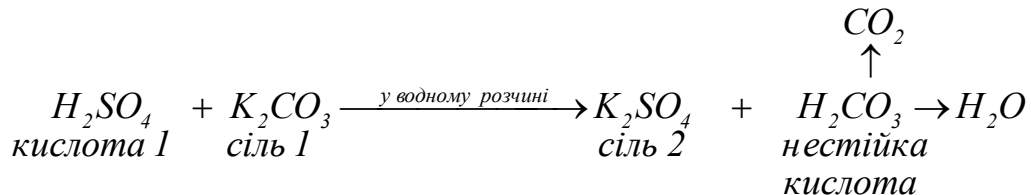
д. з солями, якщо в результаті реакції обміну утворюється малорозчинна сіль:



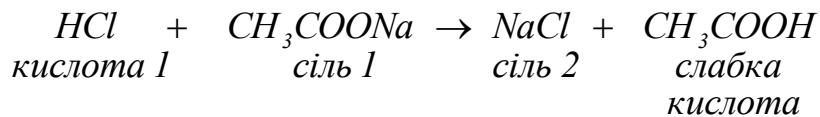
малорозчинна кислота:



нестійка кислота:

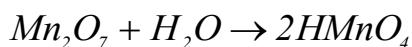
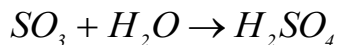


слабка кислота:

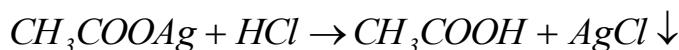
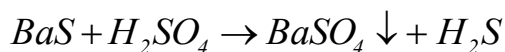


Способи добування кислот

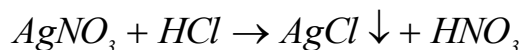
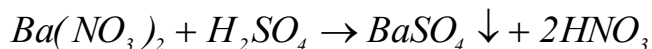
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою. Більшість кислотних оксидів безпосередньо реагують з водою з утворенням оксигеновмісних кислот.



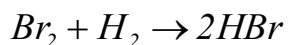
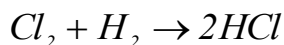
2. Реакціями обміну між солями слабких кислот та сильними кислотами добувають відповідні слабкі кислоти:



3. Реакціями обміну, в результаті яких утворюється нерозчинні солі:



4. Взаємодією неметалів з воднем можна добути деякі сполуки, водні розчини яких є безоксигеновими кислотами:



ГІДРОКСИДИ

Основні гідроксиди (основи)

Гідроксидами називають сполуки, які складаються з катіона металу та гідроксогруп OH^- .

Необхідно зазначити, що OH^- - це гідроксид-аніон, заряд якого дорівнює -1. Число гідроксид-аніонів в основі визначається ступенем окислення металу.

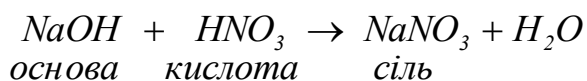
Назва основи складається зі слів гідроксид + назва металу в родовому відмінку. Якщо метал виявляє змінну валентність, її вказують римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад, KOH - гідроксид калію; $Fe(OH)_2$ - гідроксид феруму (II); $V(OH)_3$ - гідроксид ванадію (III).

Число гідроксигруп OH^- , зв'язаних з катіоном металу, визначає кислотність основи. Наприклад, $LiOH$, $NaOH$, KOH — однокислотні основи; $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ — двокислотні; $Bi(OH)_3$, $V(OH)_3$ — трикислотні.

Основи можна розділити за їхньою здатністю до дисоціації у водних розчинах на слабкі (наприклад $Cu(OH)_2$, $Bi(OH)_3$, NH_4OH , які дисоціюють частково та оборотно) та сильні ($NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$ тощо), які дисоціюють практично повністю та необоротно. Сильні основи часто також називають лугами.

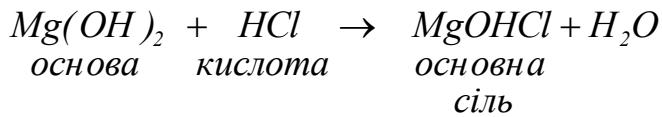
Основи реагують:

а. з кислотами з утворенням солей та води:

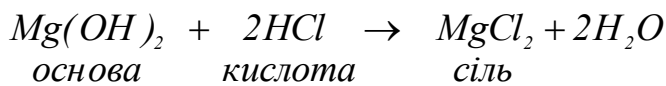


Якщо основа багатокислотна, в реакціях з кислотами можуть утворюватись декілька солей в залежності від молярних співвідношень основи та кислоти. Наприклад, в реакції між гідроксидом магнію та хлоридною кислотою з молярним співвідношенням 1:1 утворюється основна

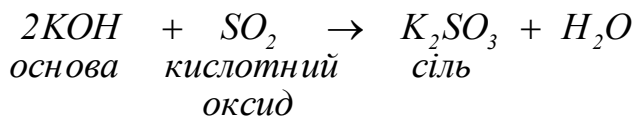
сіль (продукт неповного заміщення гідроксигруп основи на кислотні залишки):



Якщо це співвідношення становитиме 1:2 (надлишок кислоти) утворюється середня сіль як продукт повного заміщення гідроксигруп основи кислотними залишками:



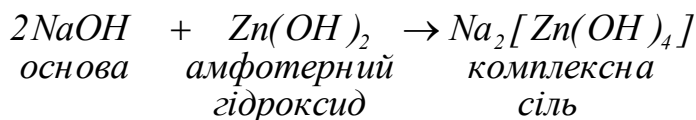
б. з кислотними оксидами з утворенням солей тих кислот, яким відповідають ці кислотні оксиди:



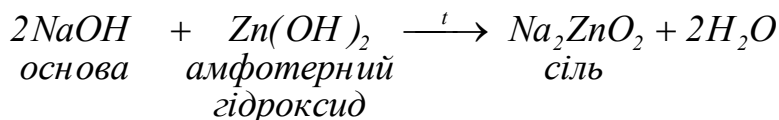
Кислотному оксиду SO_2 відповідає кислота H_2SO_3 , тому в цій реакції утворюється її сіль K_2SO_3 .

в. з амфотерними гідроксидами:

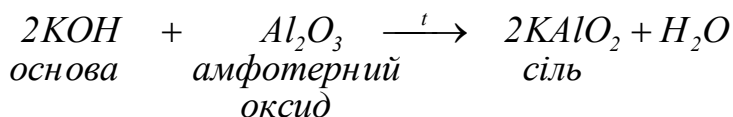
Якщо ця реакція проходить у водному розчині, утворюється комплексна сіль.



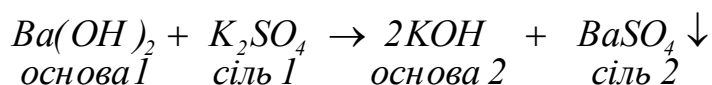
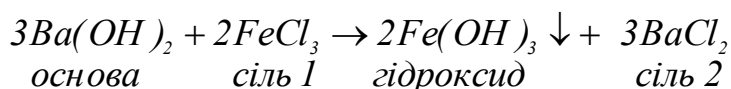
Якщо ця реакція проходить за високої температури, утворюється сіль.



г. з амфотерними оксидами з утворенням солей (за високої температури):

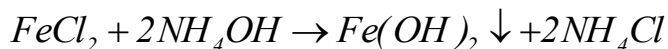
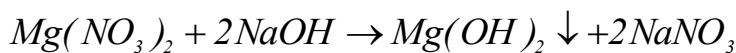


д. з солями, якщо в результаті реакції обміну утворюється нерозчинний у воді гідроксид або нерозчинна сіль:

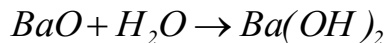


Способи добування основ

1. Якщо основа малорозчинна, то для добування застосовують реакцію обміну між сіллю металу (у розчині), що повинен дати відповідну основу, та розчином лугу чи аміаку. При цьому в осад повинна випадати тільки основа, яку необхідно добути. Решта учасників реакції повинні бути добре розчинними. Наприклад, для добування нерозчинного гідроксиду магнію до розчину солі магнію потрібно додати розчин лугу:



2. Реакції основних оксидів з водою:



Амфотерні гідроксиди

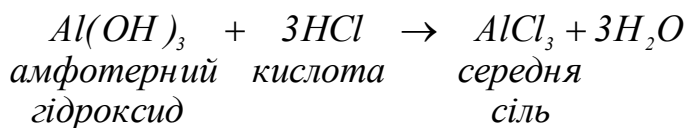
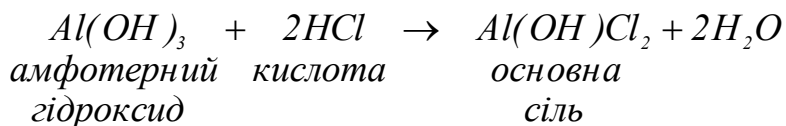
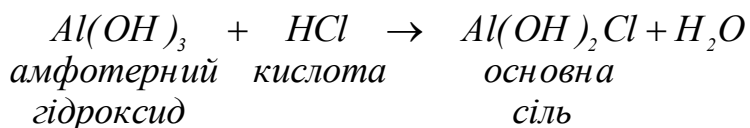
Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які виявляють основні та кислотні властивості залежно від умов, тобто від природи другого компонента, який бере участь у кислотно-основній взаємодії.

До амфотерних гідроксидів належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення: $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ та інші.

Назва гідроксиду складається зі слів гідроксид + назва металу в родовому відмінку. Якщо метал виявляє змінну валентність, її вказують римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад, $Zn(OH)_2$ - гідроксид цинку; $Cu(OH)_2$ - гідроксид купруму (II); $Fe(OH)_3$ - гідроксид феруму (III).

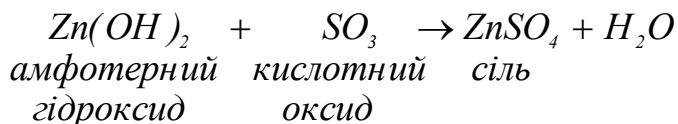
Амфотерні гідроксиди реагують:

а. з кислотами, утворюючи солі (основні та середні):



В цих реакціях амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості.

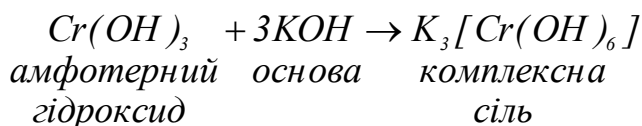
б. з кислотними оксидами з утворенням солей:



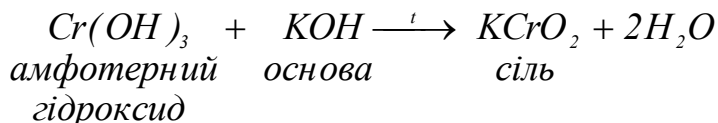
В цих реакціях амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості.

в. з основами:

Якщо ця реакція проходить у водному розчині, утворюється комплексна сіль.

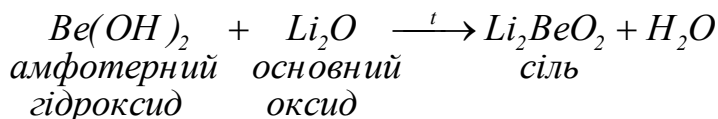


Якщо ця реакція проходить за високої температури, утворюється сіль.



В цих реакціях амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості.

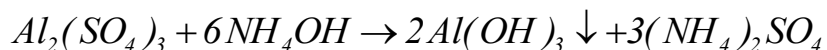
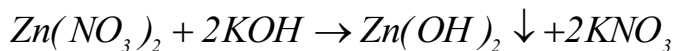
г. з основними оксидами з утворенням солей:



В цих реакціях амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості.

Способи добування амфотерних гідроксидів

Для добування амфотерних гідроксидів застосовують реакцію обміну між сіллю металу (у розчині) та розчином лугу чи аміаку. Щоб запобігти розчиненню амфотерних гідроксидів у надлишку лугів, дотримуються молярних співвідношень реагентів відповідно до рівнянь реакцій. В осад повинен випадати тільки гідроксид, який необхідно добути. Решта учасників реакції повинні бути добре розчинними.



СОЛІ

Солями називають сполуки, які складаються з катіона металу та аніона кислотного залишку і є продуктами заміщення гідрогену кислоти металом або продуктами обміну гідроксигрупи гідроксидів металів на залишки кислот.

Солі поділяються на середні, кислі, основні та комплексні.

Середні солі є продуктами повного заміщення атомів гідрогену кислоти на катіони металів (наприклад Fe^{3+} , Cu^{2+} , ін.) чи амонію (NH_4^+). До середніх солей належать, наприклад, $FeCl_3$, $CuSO_4$, NH_4NO_3 . Якщо катіон металу зв'язаний з двома різними кислотними залишками (аніонами), такі солі називають змішаними. Змішані солі можуть утворювати лише багатокислотні основи. До змішаних солей можна віднести, наприклад, $CaCl(OCl)$, яка є сіллю двох кислот – хлоридної (HCl) та гіпохлоритної ($HClO$). Якщо атоми гідрогену багатоосновної кислоти заміщено на катіони різних металів (чи катіони амонію), то такі солі відносять до подвійних, наприклад $KCr(SO_4)_2$, $Na_2NH_4PO_4$. Як подвійні, так і змішані солі як індивідуальні сполуки відомі лише в кристалічному стані, оскільки в розчинах вони повністю дисоційовані на катіони металів та кислотні залишки.

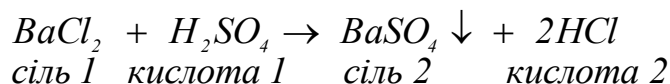
Назви середніх солей складаються з назв кислотного залишку в називному відмінку і залишку основи в родовому відмінку. Наприклад,

K_2SO_4 - сульфат калію, $Fe(NO_3)_3$ - нітрат феруму (III), CuI - йодид купруму
(I).

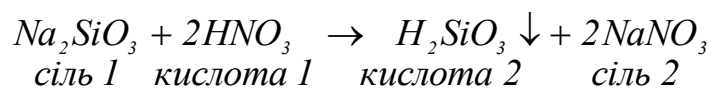
Середні солі реагують:

а. з кислотами за реакціями обміну, якщо утворюються:

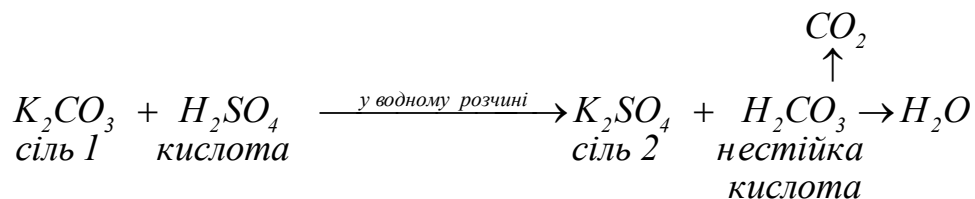
важкорозчинні солі:



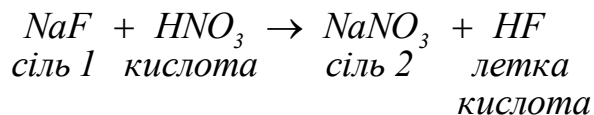
важкорозчинні кислоти:



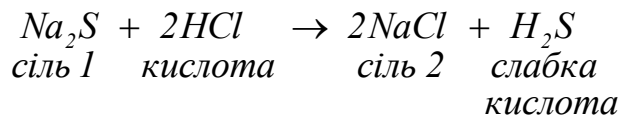
нестійкі кислоти:



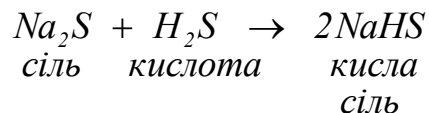
леткі кислоти:



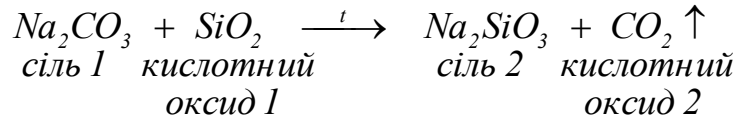
слабкі кислоти:



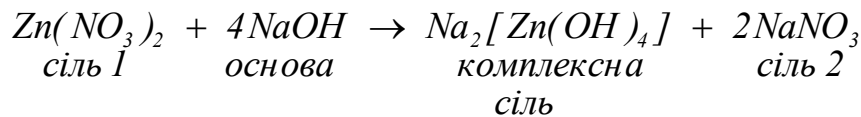
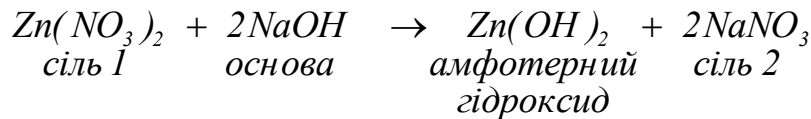
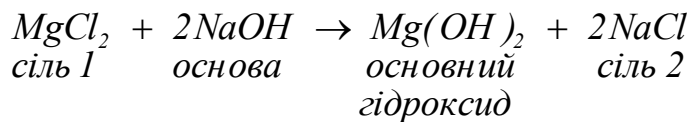
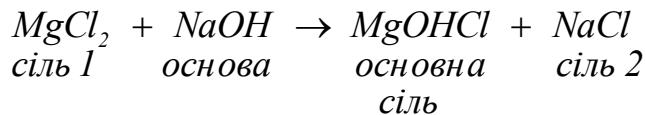
Якщо середня сіль реагує з однойменною багатоосновною кислотою,
утворюються кислі солі:



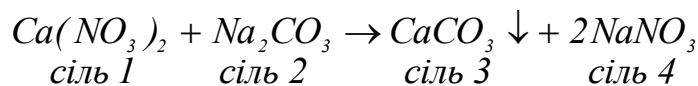
б. з кислотними оксидами (за нагрівання) з утворенням нової солі та нового кислотного оксиду, якщо останній більш леткий, ніж той, що вступив у реакцію:



в. з основами, утворюючи за реакціями обміну основні солі (за нестачі основи) або відповідні малорозчинні основні чи амфотерні гідроксиди. Якщо гідроксид металу, що може утворитися, є амфотерним, то, за надлишку сильної основи, утворюються комплексні солі:



г. з середніми солями за реакціями обміну, якщо в результаті може утворитися інша малорозчинна середня сіль:



Кислі солі – продукти неповного заміщення гідрогену кислоти на катіони металів. Утворення кислих солей характерно тільки для

багатоосновних кислот. Кислі солі складаються з катіона металу, кислотного залишку та гідрогену, здатного заміщуватись на катіон металу (наприклад $NaHSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$). Принцип складання формул кислих солей можна подати за допомогою таблиці 3:

Таблиця 3

Формула кислоти	Залишки кислоти	Формули солей
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-}	NaH_2PO_4 -кислі солі Na_2HPO_4
	PO_4^{3-}	Na_3PO_4 -середня сіль
H_2CO_3	HCO_3^-	$Ca(HCO_3)_2$ -кисла сіль
	CO_3^{2-}	$CaCO_3$ -середня сіль

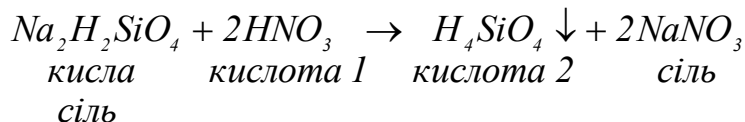
Назви кислих солей утворюють з назв середніх солей, додаючи префікс *гідро-*: $KHSO_4$ - гідросульфат калію, $Ca(HCO_3)_2$ - гідрокарбонат кальцію. Якщо в кислій солі є декілька атомів гідрогену, вказують їх кількість: NaH_2PO_4 - дигідроортофосфат натрію (дигідрофосфат натрію), $K_2H_2SiO_4$ - дигідроортосилікат калію.

У хімічних реакціях кислі солі можуть поводитися аналогічно до середніх солей (наприклад вступати в реакції обміну з іншими солями) або до кислот (реагуючи з основами, утворюючи середні солі).

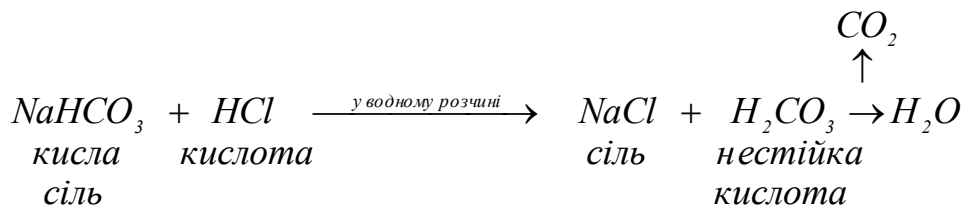
Кислі солі реагують:

а. з кислотами за реакціями обміну, якщо утворюються:

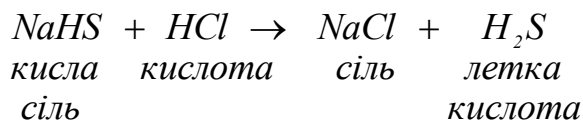
важкорозчинні кислоти:



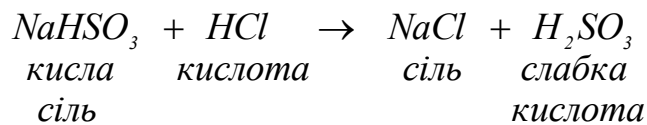
нестійкі кислоти:



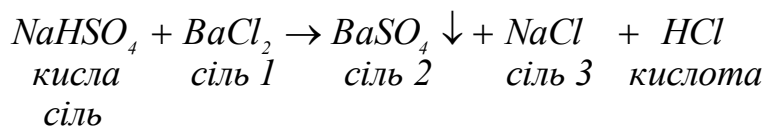
леткі кислоти:



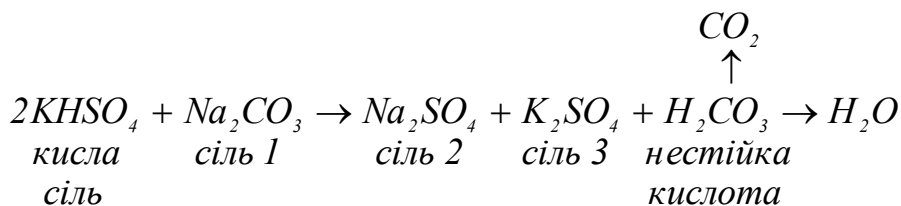
слабкі кислоти:



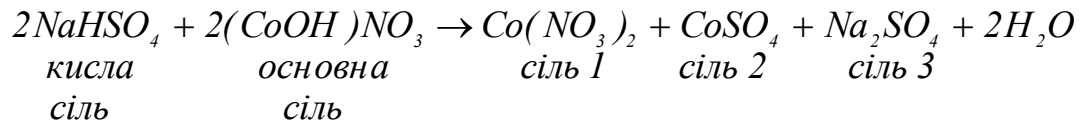
б. з середніми солями, утворюючи внаслідок реакції обміну малорозчинні солі (тобто поведуться аналогічно до середніх солей):



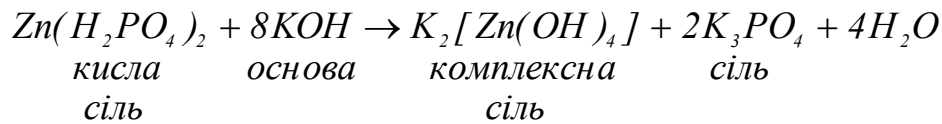
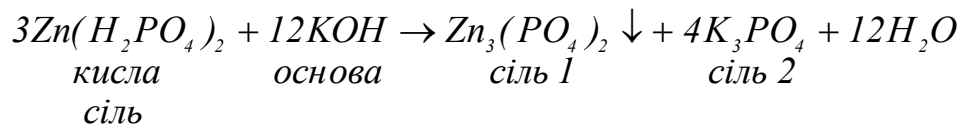
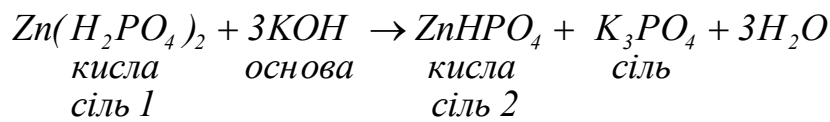
або слабкі, малорозчинні або нестійкі кислоти, якщо кислота, яка утворювала кислу сіль, є достатньо сильною. У цьому випадку кисла сіль поводить себе аналогічно до кислот:



в. з основними солями, утворюючи внаслідок часткової нейтралізації середні солі та воду:



г. з основами, утворюючи кислі (за нестачі лугу), середні або комплексні солі (за надлишку лугу, якщо вихідна сіль утворена залишком амфотерного гідроксиду):



Основні солі – продукти неповного заміщення гідроксильних груп гідроксидів на кислотні залишки. Утворення основних солей характерно тільки для багатокислотних гідроксидів. Подібно до середніх солей, основні солі складаються з залишку основи (багатокисlotної) та залишку кислоти. Залишок основи містить атом металу та одну або декілька гідроксигруп (наприклад $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$). Принцип складання формул основних солей можна подати за допомогою таблиці 4:

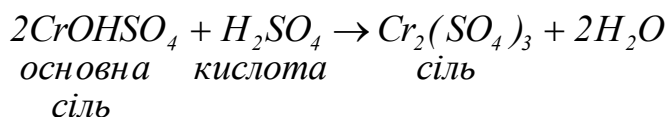
Таблиця 4

Формула амфотерного гідроксиду або основи	Залишки амфотерного гідроксиду чи основи	Формули солей
$Al(OH)_3$	$Al(OH)_2^+$ $Al(OH)^{2+}$	$Al(OH)_2Cl$ $Al(OH)Cl_2$ -основні солі
	Al^{3+}	$AlCl_3$ -середня сіль
$Cu(OH)_2$	$CuOH^+$	$(CuOH)_2SO_4$ -основна сіль
	Cu^{2+}	$CuSO_4$ -середня сіль

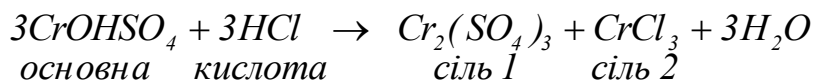
Назви основних солей утворюють з назв середніх солей, додаючи префікс *гідрокси-*: $Al(OH)Cl_2$ - гідроксихлорид алюмінію, $(CuOH)_2SO_4$ - гідроксисульфат купруму (II). Якщо в основній солі є декілька гідроксильних груп, вказують їх кількість: $Al(OH)_2NO_3$ - дигідроксинітрат алюмінію, $Cr(OH)_2Cl$ - дигідроксихлорид хрому (III).

Основні солі реагують:

а. з кислотами, утворюючи середні солі:

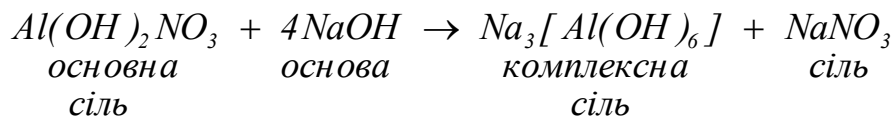
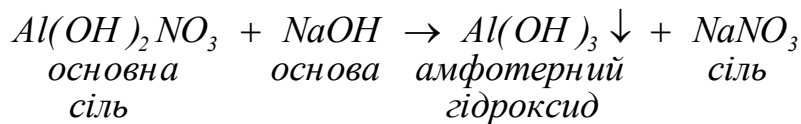
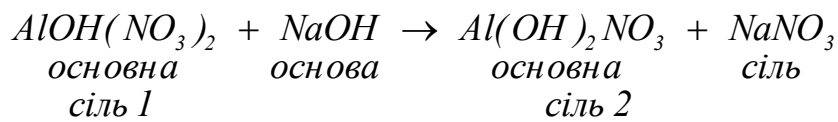
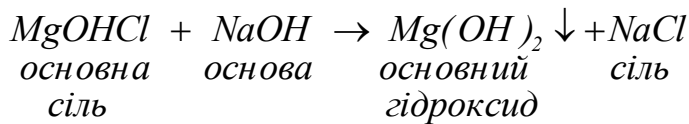


Утворюється одна сіль, бо кислота та вихідна основна сіль мають однакові кислотні залишки.



Утворюються дві солі, бо кислота та вихідна основна сіль мають різні кислотні залишки.

б. з основами, утворюючи малорозчинні гідроксиди, основні солі (за нестачі основи), а за надлишку лугу та наявності залишку амфотерного гідроксиду у складі вихідної солі — комплексну сіль:



Комплексні солі – сполуки, до складу яких входять комплексні частинки, що складаються з центрального атома чи іона (комплексоутворювача), оточеного лігандами.

Комплексоутворювач – центральний атом чи іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або іони. Оскільки комплексні частинки утворюються за донорно-акцепторним механізмом, то комплексоутворювачі мають бути акцепторами електронів і мати вільні електронні орбіталі. Наприклад, у комплексній солі $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$ комплексоутворювачем є іон Al^{3+} , у $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ - іон Zn^{2+} .

Ліганди (приєднані частинки) – молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача і є донорами неподілених електронних пар. Наприклад, у комплексних солях $Na_3[Al(OH)_6]$ та $Na_2[Zn(OH)_4]$ лігандами є іони OH^- . Число атомів ліганду, які одночасно можуть утворювати зв'язки з комплексоутворювачем, називають дентатністю. Наприклад, OH^- є монодентатним, оскільки здатний утворити лише один хімічний зв'язок, використовуючи одну з неподілених електронних пар атома кисню.

Координаційне число визначається числом місць у просторі, які може надавати комплексоутворювач для приєднання лігандів (число хімічних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами). Координаційне число для іонів залежить від електронної будови іона-комплексоутворювача та від його радіуса. Найчастіше координаційні числа дорівнюють 4 та 6. Наприклад, у комплексній солі $Na_3[Al(OH)_6]$ координаційне число іона Al^{3+} дорівнює 6, у $Na_2[Zn(OH)_4]$ координаційне число іона Zn^{2+} - 4.

Внутрішню координаційну сферу комплексної солі складають комплексоутворювач разом з лігандами, які приєдналися відповідно до координаційного числа комплексоутворювача. Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Наприклад, у комплексній солі $Na_3[Al(OH)_6]$ внутрішня координаційна сфера - $[Al(OH)_6]^{3-}$, у $Na_2[Zn(OH)_4]$ - $[Zn(OH)_4]^{2-}$.

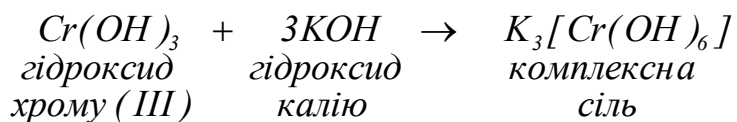
Зовнішня координаційна сфера – це катіони або аніони (протиіони), які компенсують заряд внутрішньої координаційної сфери, щоб речовина загалом

була електронейтральною. Наприклад, у комплексних солях $Na_3[Al(OH)_6]$ та $Na_2[Zn(OH)_4]$ протиіонами є катіони Na^+ .

Приклади складання формул комплексних солей:

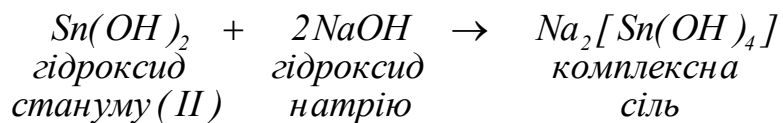
а. Скласти формулу комплексної солі, яка утворюється під час реакції гідроксиду хрому (III) з гідроксидом калію (координаційне число комплексоутворювача дорівнює 6).

Комплексоутворювач - Cr^{3+} , координаційне число – 6; ліганди - OH^- , монодентатні; отже склад внутрішньої координаційної сфери - $[Cr(OH)_6]^{3-}$. Оскільки заряд внутрішньої координаційної сфери -3, компенсуємо трьома іонами K^+ . Рівняння заданої реакції



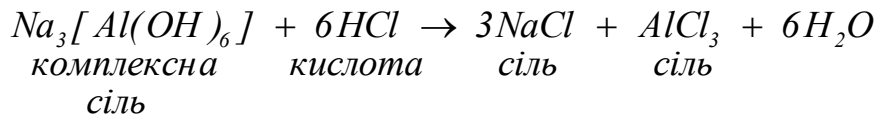
б. Скласти формулу комплексної солі, яка утворюється під час реакції гідроксиду стануму (II) з гідроксидом натрію (координаційне число комплексоутворювача дорівнює 4).

Комплексоутворювач - Sn^{2+} , координаційне число – 4; ліганди - OH^- , монодентатні; отже склад внутрішньої координаційної сфери - $[Sn(OH)_4]^{2-}$. Оскільки заряд внутрішньої координаційної сфери -2, компенсуємо двома іонами Na^+ . Рівняння заданої реакції

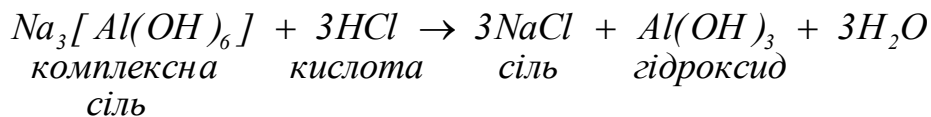
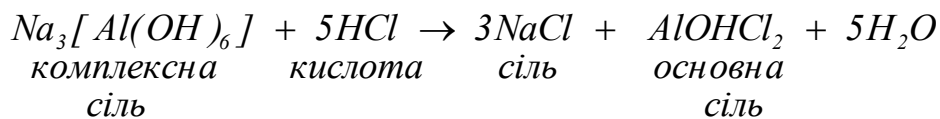


Комплексні солі реагують:

1. з кислотами з утворенням середніх солей, якщо кислоту взято у надлишку:



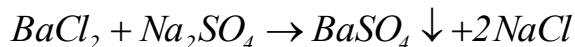
2. за нестачі кислоти може утворитися або суміш основної та середньої солі, або (найчастіше) осад гідроксиду та середня сіль. В обох випадках середня сіль утворюється з іонів зовнішньої сфери.



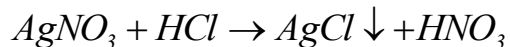
Способи добування солей

Середні солі можна добути за реакціями:

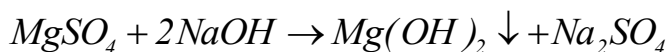
1. обміну між розчинами двох середніх солей, якщо в результаті утворюється одна нерозчинна сіль, а інша — добре розчинна:



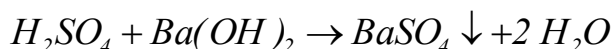
2. обміну між розчинами середньої солі та сильної кислоти, якщо в результаті утворюється нерозчинна сіль:



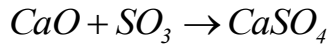
3. обміну між сіллю та лугом (у розчині) з утворенням малорозчинної основи та середньої солі:



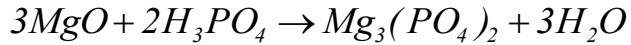
4. обміну між розчинами сильної кислоти та основи:



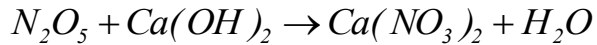
5. між основним та кислотним оксидами:



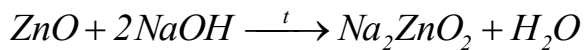
6. між основним оксидом та кислотою:



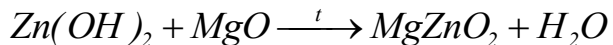
7. між кислотним оксидом та основою:



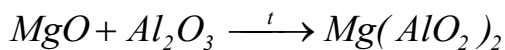
8. між амфотерним оксидом та основою (за нагрівання):



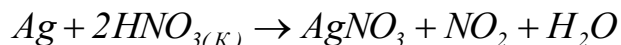
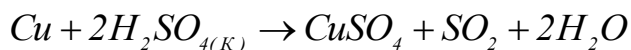
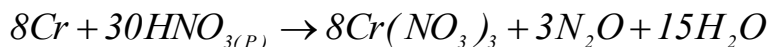
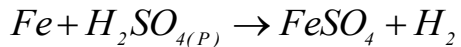
9. між амфотерним гідроксидом та основним оксидом (за нагрівання):



10. між основним та амфотерним оксидами (за нагрівання):

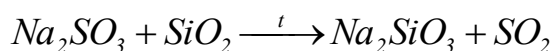


11. між металами та кислотами (розведеними та концентрованими):



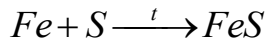
З розведеними хлоридною (HCl) та сульфатною (H_2SO_4) кислотами з утворенням солі та водню реагують тільки ті метали, які знаходяться до гідрогену в ряду напруг.

12. між солями та кислотними оксидами (за нагрівання), коли утворюються нова сіль та новий кислотний оксид:



Реакція відбуватиметься, якщо утворений кислотний оксид більш леткий, ніж вихідний.

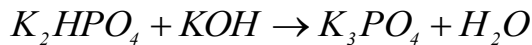
13. між металом та неметалом (часто за нагрівання) з утворенням солей безоксигенових кислот:



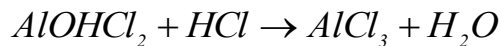
14. обміну між кислими солями та кислотами:



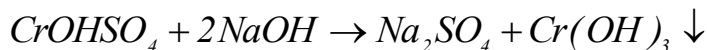
15. обміну між кислими солями та основами:



16. обміну між основними солями та кислотами:

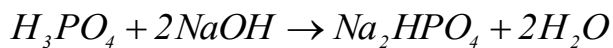
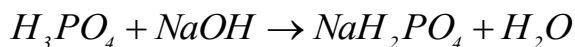


17. обміну між основними солями та основами:

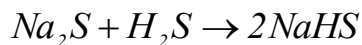


Кислі солі можна добути за реакціями:

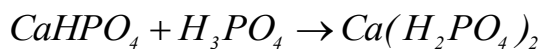
1. обміну між багатоосновними кислотами та основами за умови нестачі основи:



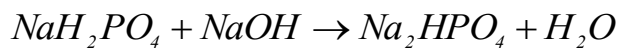
2. між середніми солями та однойменними багатоосновними кислотами:



3. між кислими солями та однойменними багатоосновними кислотами:

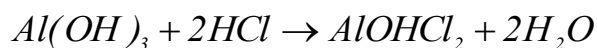
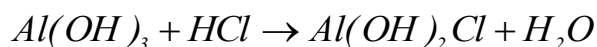


4. між кислими солями та однойменними основами за умови нестачі основи:

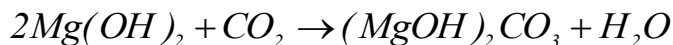


Основні солі можна добути за реакціями:

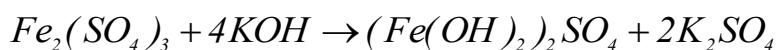
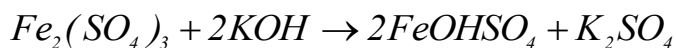
1. обміну між багатокислотними основами та кислотами за умови нестачі кислоти:



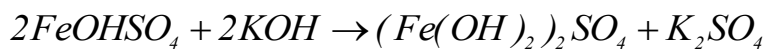
2. між багатокислотними основами та кислотними оксидами за умови нестачі оксиду:



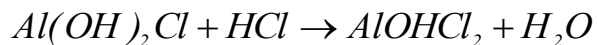
3. між середніми солями багатокислотних гідроксидів та основами за умови нестачі основи:



4. між основними солями багатокислотних гідроксидів та основами за умови нестачі основи:

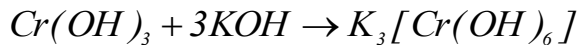


5. між основними солями багатокислотних основ та однойменними кислотами за умови нестачі кислоти:

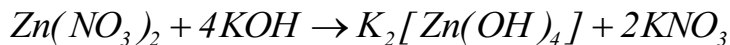


Комплексні солі утворюються за реакціями:

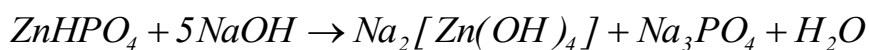
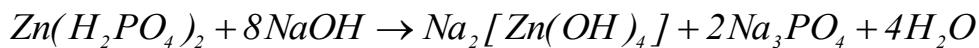
1. між амфотерним гідроксидом та лугом:



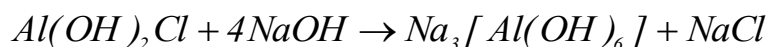
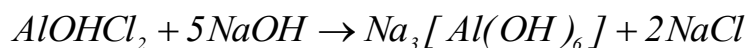
2. між середньою сіллю, яка утворена залишком амфотерного гідроксиду, та лугом за умови надлишку лугу:



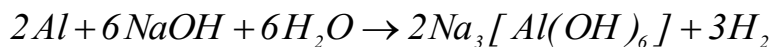
3. між кислою сіллю, яка утворена залишком амфотерного гідроксиду, та сильною основою за умови надлишку основи:



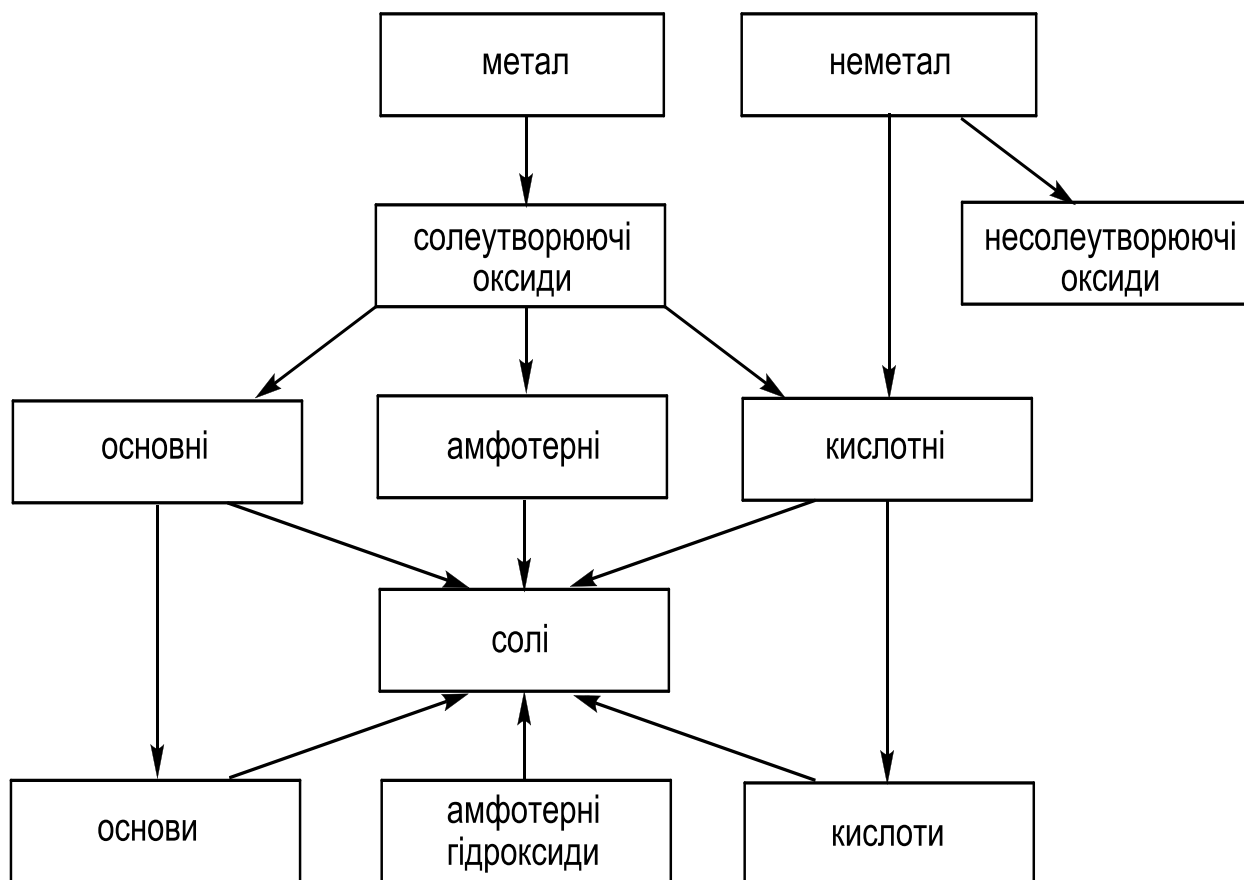
4. між основною сіллю, яка утворена залишком амфотерного гідроксиду, та сильною основою за умови надлишку основи:



5. між металами, які утворюють амфотерні гідроксиди, та водними розчинами лугів:



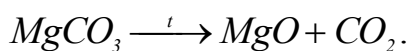
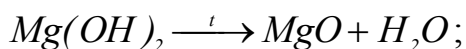
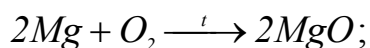
Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук



Приклади завдань.

1. Усіма можливими способами добудьте оксид магнію, охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

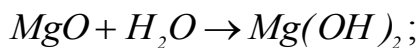
Добування MgO :



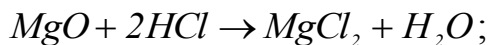
Хімічні властивості:

MgO - основний оксид, реагує з

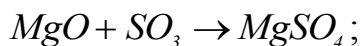
1. водою з утворенням основного гідроксиду:



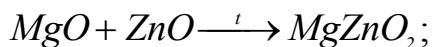
2. кислотами з утворенням солей:



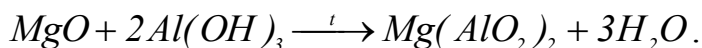
3. кислотними оксидами з утворенням солей:



4. амфотерними оксидами з утворенням солей:

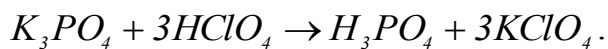
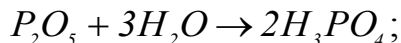


5. амфотерними гідроксидами з утворенням солей:



2. Усіма можливими способами добудьте ортофосфатну кислоту, охарактеризуйте її хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

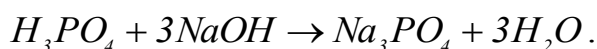
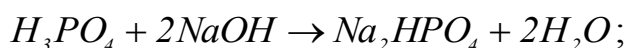
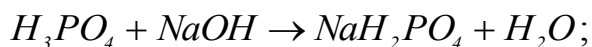
Добування H_3PO_4 :



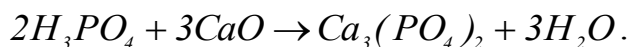
Хімічні властивості:

H_3PO_4 реагує з

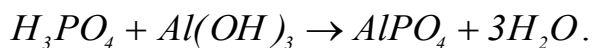
1. основами з утворенням двох кислих та середньої солей:



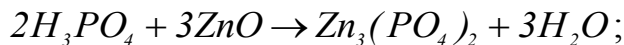
2. основними оксидами з утворенням солей:



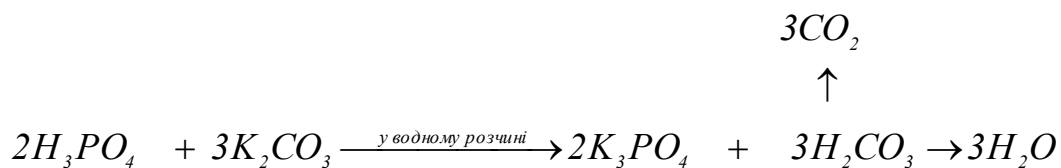
3. амфотерними гідроксидами з утворенням солей:



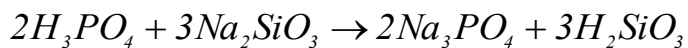
4. амфотерними оксидами з утворенням солей:



5. солями з утворенням нестійкої кислоти:

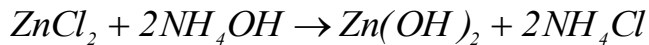
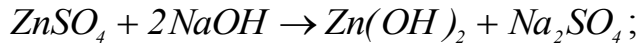


6. солями з утворенням слабкішої кислоти:



3. Усіма можливими способами добудьте гідроксид цинку, охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

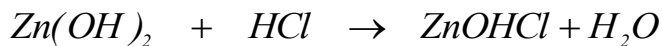
Добування $Zn(OH)_2$:



Хімічні властивості:

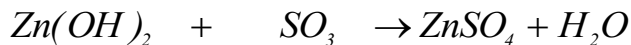
$Zn(OH)_2$ - амфотерний гідроксид, реагує з

1. кислотами, утворюючи солі (основну та середню):



В цих реакціях $Zn(OH)_2$ виявляє основні властивості.

2. кислотними оксидами з утворенням солей:

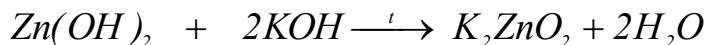


В цій реакції $Zn(OH)_2$ виявляє основні властивості.

3. основами (у розчині) з утворенням комплексної солі:

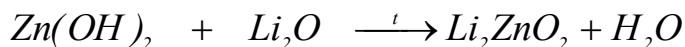


Якщо ця реакція проходить за високої температури, утворюється сіль.



В цих реакціях $Zn(OH)_2$ виявляє кислотні властивості.

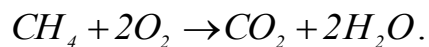
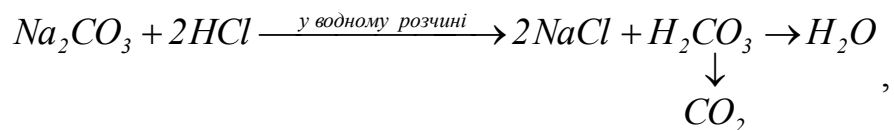
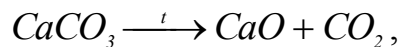
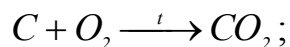
4. з основними оксидами з утворенням солей:



В цих реакціях амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості.

4. Усіма можливими способами добудьте оксид карбону (IV), охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

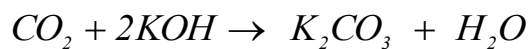
Добування CO_2 :



Хімічні властивості:

CO_2 - кислотний оксид, реагує з

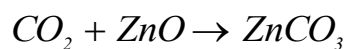
1. основами з утворенням солей:



2. основними оксидами з утворенням солей:



3. амфотерними оксидами з утворенням солей:



Розділ 3. **Будова атомів хімічних елементів. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей.**

Будова атомів хімічних елементів.

У 1879 р. Крукс відкрив катодні промені (ідентифіковані як потік електронів, рис. 3.1).

У 1886 р. Гольдштейн відкрив каналові промені (ідентифіковані як потік іонів з позитивним зарядом, кратним заряду електрона).

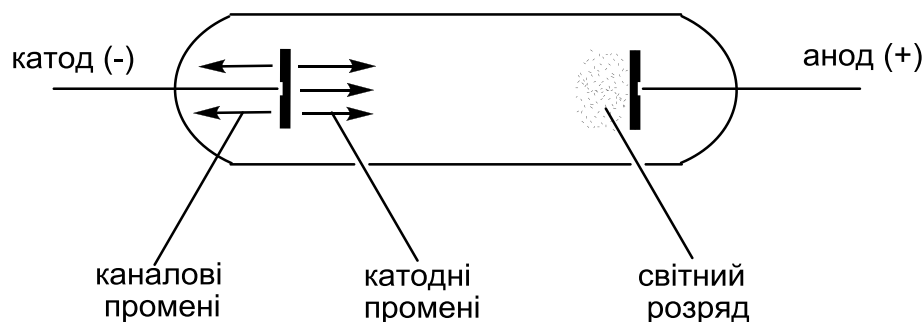


Рис. 3.1 Трубка Крукса

До двох електродів, впаяних в скляну трубку з розрідженим газом, прикладають високу напругу (до 10000 В). Це спричинює руйнування молекул газу, що супроводжується утворенням e^- та позитивно заряджених іонів, а також виникненням світлого розряду.

Електрони прямують до анода і утворюють катодні промені, а позитивно заряджені іони – до катода і утворюють каналові промені. Дослідження **каналових** променів показало, що вони складаються з важких заряджених частинок, подібних за масою до вихідних атомів, а їх природа залежить від природи газу. **Катодні** промені однакові для всіх газів.

У 1895 р. Рентген відкрив *X-промені* (рентгенівські промені), які виявилися електромагнітним випромінюванням з дуже короткою довжиною хвилі – 10^{-11} м.

Ці відкриття підтверджували, що атоми містять позитивно і негативно заряджені частинки, зв'язані між собою особливими внутрішньоатомними силами.

У 1897 р. Томсон відкрив електрон і за відхиленням пучка катодних променів у електричному та магнітному полях знайшов відношення заряду електрона до його маси. Після визначення у 1909 р. Маллікеном заряду електрона було обчислено масу спокою електрона m_e , що становить $\frac{1}{1836}$ маси атома найлегшого елемента – гідрогену.

$$\bar{e} = 1,601 \cdot 10^{-19} \text{ Кл},$$

$$m_e = 9,108 \cdot 10^{-31} \text{ кг}.$$

У 1896 р. Бекерель відкрив явище природного радіоактивного розпаду і розділив випромінювання, яке супроводжувало цей процес, на три складові:

- ✓ α – промені відхилялися до негативно зарядженого полюса зовнішнього електричного поля, мали невелику проникну здатність (ядра атомів гелію He^{2+});
- ✓ β – промені відхилялися до позитивно зарядженого полюса зовнішнього електричного поля (поток електронів з високою енергією);
- ✓ γ – промені були ідентифіковані як короткохвильове електромагнітне випромінювання.

Модель атома Томсона (кавуноподібна):

атом – згусток позитивно зарядженої матерії, в яку вкраплено негативно заряджені електрони, що компенсують позитивний заряд.

Модель атома Резерфорда (планетарна):

у центрі знаходиться дуже мале за розмірами ядро, а електрони рухаються навколо нього по колових орбітах. Практично вся маса зосереджена в малому об'ємі ядра. Число електронів відповідає зарядові ядра. В цілому атом електронейтральний.

Поняття про спектр.

Будь-яке джерело електромагнітного випромінювання надсилає врізнобіч безліч хвиль різної довжини, які називають *спектром*. Це випромінювання поширюється у просторі зі швидкістю 300000 км/с, має властивості хвиль. Кількісно його характеризують довжиною хвилі λ , частотою ν та амплітудою коливання. Частоту хвильового процесу визначають числом хвиль, які проходять через фіксовану точку впродовж однієї секунди. Вона залежить від довжини хвилі λ та швидкості її поширення c :

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

1900 р. Планк вивчав спектр світла, який випромінювали нагріті тіла. Планк виявив найменшу порцію, яку можна виділити в одному акті випромінювання – квант енергії (або фотон). Енергія кванта прямо пропорційна частоті випромінювання:

$$E = h\nu$$

h - стала Планка.

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$$

Під час проходження крізь призму сонячні промені заломлюються, розкладаються (дисперсія світла), і на екрані, поставленому за призмою, утворюється **суцільний спектр**, видима частина якого є кольоровою смугою кольорів веселки. Потрапивши на фотографічну пластину, світло її "засвічує" і спричинює затемнення. Випромінювання розжарених твердих тіл та розігрітих рідин завжди дає суцільний спектр, оскільки складається з електромагнітних хвиль найрізноманітніших частот. Випромінювання розжарених газів та пари складається з хвиль тільки певної довжини, тому замість суцільної смуги на екрані з'являється низка окремих кольорових ліній, розділених темними проміжками. Число та розміщення цих ліній залежать від природи розжареного газу. Такі спектри – **лінійчасті**.

Спектр атомарного водню.

Атоми гідрогену при збудженні електричним розрядом випромінюють спектр, у якому виявлено лінії в різних ділянках:

- ✓ серія Лаймана (УФ-ділянка);
- ✓ серія Бальмера (видима ділянка);
- ✓ серія Пашена (ІЧ-ділянка);
- ✓ серія Бреккета (ІЧ-ділянка);
- ✓ серія Пфунда (ІЧ-ділянка);
- ✓ серія Хампфрі (ІЧ-ділянка).

Бальмер припустив, що частоти спектральних ліній серії пропорційні одному цілому числу, яке змінюється. Положення ліній у спектрі (таблиця 5) описується *рівнянням Рідберга*:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$\bar{\nu}$ - число, обернене довжині хвилі спектральної лінії в спектрі, має одиницю вимірювання $см^{-1}$ і показує, скільки довжин хвиль вміщується на 1 $см$;

R_H – стала Рідберга, для атома гідрогену $R_H = 109\,677\, см^{-1}$;

n_1, n_2 – невеликі цілі числа, завжди $n_1 < n_2$.

Таблиця 5

Серія спектральних ліній	Довжина хвилі λ , нм	Хвильове число $\bar{\nu}$, $см^{-1}$	n_2	n_1
Лаймана (УФ)	93,8	106 600	6	1
	95,0	105 300	5	1
	97,3	102 800	4	1
	102,6	97 480	3	1
	121,6	82 260	2	1
Бальмера (видима)	397,0	25 190	7	2
	410,2	24 380	6	2
	434,0	23 040	5	2
	486,1	20 570	4	2
	656,3	15 240	3	2

Продовження таблиці 5

Пашена (ГЧ)	954,6	10 470	8	3
	1005,0	9 950	7	3
	1093,8	9 142	6	3
	1281,8	7 801	5	3
	1875,1	5 333	4	3
Бреккета (ГЧ)	2630,0	3 800	6	4
	4050,0	2 470	5	4
Пфунда (ГЧ)	7400,0	1 350	6	5

Постулати Бора.

Згідно з найпростішою моделлю, запропонованою Бором, електрон в атомі гідрогену поглинає або випромінює енергію тільки цілочисловими квантами.

Електрон, який розглядають як матеріальну частинку, рухається навколо ядра по замкненій коловій орбіті. Для того, щоб орбіта була сталою, повинна виконуватись умова: відцентрова сила, обумовлена рухом електрона, повинна бути рівною силі притягання між електроном і ядром (рис. 3.2).

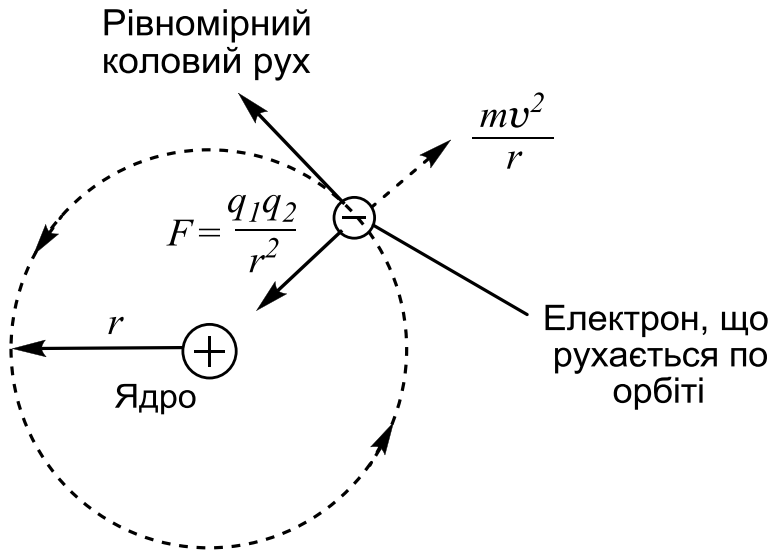


Рис. 3.2 Сили, що діють на електрон під час його обертання по коловій орбіті (за Бором)

- m – маса спокою електрона;
- v – швидкість руху електрона;
- r – радіус орбіти;
- e – заряд електрона.

$$\text{Відцентрова сила} = \frac{mv^2}{r}$$

$$\text{Сила електростат. притягання} = \frac{e^2}{r^2}$$

Рівняння сталості орбіт:

$$\boxed{\frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}}$$

Енергія електрона, який рухається по одній з борівських орбіт:

$$E_{\text{повна}} = E_{\text{кін}} + E_{\text{пот}}$$

$E_{\text{кін}}$ – кінетична енергія;

$E_{\text{пот}}$ – потенційна енергія.

$$E_{\text{кін}} = \frac{mv^2}{2}$$

$$E_{\text{пот}} = -\frac{e^2}{r}$$

$$E_{\text{повна}} = \frac{mv^2}{2} - \frac{e^2}{r}$$

Виходячи з умов сталості орбіт

$$mv^2 = \frac{e^2}{r}$$

$$E_{\text{повна}} = \frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} = -\frac{e^2}{2r}$$

Бор намагався пояснити поведінку атомів в межах простої динамічної моделі. Ця модель пояснювала спектр атома гідрогену у відсутності магнітного поля. У магнітному полі спектр атома гідрогену ускладнюється (ефект Зеемана). Зоммерфельд припустив, що електрон може рухатись не тільки по коловим, але і по еліптичним орбітам.

Перший постулат Бора.

Електрон в атомі може обертатися лише по тих орбітах, на яких коловий момент руху (mvr) є цілим числом, кратним сталій Планка, поділений на 2π :

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

Такі орбіти – **стаціонарні**. Під час руху електрона по стаціонарній орбіті він не випромінює електромагнітної енергії.

$v = n \frac{h}{2\pi} \cdot \frac{1}{mr}$ підставимо в рівняння сталості орбіт:

$$\frac{m \left(\frac{n \cdot h}{2\pi \cdot mr} \right)^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

Тоді радіус електронних орбіт в атомі гідрогену:

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 \cdot me^2}$$

$$r = 0,529 \cdot n^2$$

r виражається в Å ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ м}$).

Енергія електрона на орбіті

$$E_{\text{повна}} = -\frac{e^2}{2r} = -\frac{2\pi^2 \cdot me^4}{h^2 n^2} = -\frac{k}{n^2}$$

$k = 13,6 \text{ eV} / \text{атом} = 1312 \text{ кДж} / \text{моль}$.

$n = 1$ – основний стан;

$n > 1$ – збуджений стан.

У разі поглинання енергії атомом маленькими порціями (квантами) відбувається стрибкоподібне переміщення електрона по стаціонарних орбітах від ядра атома. Зворотній перехід супроводжується виділенням енергії.

Умови переміщення електрона з одного квантового рівня на інший визначає **другий постулат Бора**:

Під час стрибкоподібного переходу електрона з більш віддаленого квантового рівня на ближчу до ядра орбіту атом випромінює квант енергії з певною частотою коливань ν :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Хвильовий характер електрона.

Згідно з теорією Бора електрон розглядали як класичну частинку, і тому її рух описували законами класичної механіки та електродинаміки. У 1924 р. де Бройль запропонував поняття "корпускулярні хвилі" та висловив ідею про хвильову природу електрона.

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = m \cdot c^2$$

$$h \cdot \nu = m \cdot c^2$$

$$\nu = \frac{m \cdot c^2}{h}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Для матеріальних частинок, подібних до електрона, які рухаються зі швидкістю ν , цей вираз набуває вигляду:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Гіпотеза де Бройля має загальний характер, і тому якому завгодно тілу масою m , що рухається зі швидкістю v , має відповідати матеріальна хвиля. Довжина хвилі для макротіл, скажімо, тенісного м'яча, є настільки малою, що її неможливо виміряти за допомогою приладів. Для електронів же маса m є набагато порядків меншою, тому величини λ набувають вимірних значень.

При розсіянні електронів кристалами спостерігається дифракція, подібна до дифракції рентгенівських променів. Це підтвердило припущення де Бройля про те, що електрону притаманні хвильові властивості: довжина хвилі, частота, фаза та здатність до інтерференції. Це припущення йде всупереч теорії Томсона про те, що електрон є частинкою з певною масою, енергією та моментом кількості руху.

Принцип додатковості Бора: електрон не може одночасно мати хвильові та корпускулярні властивості. Але для описання реальної поведінки електрона необхідно враховувати всі ці властивості, які взаємно доповнюють одне одного.

Відмінність у поведінці частинок мікросвіту та макротіл полягає в тому, що всі макротіла мають певне місце локалізації, тоді як стосовно мікрочастинок з їх двоїстою природою важко говорити про точну локалізацію. Хвиля як єдине ціле розподілена в просторі, і тому її положення неможливо точно визначити.

Принцип невизначеності Гейзенберга (обмеження точності, з якою можна визначити положення Δx та імпульс Δp будь-якої мікрочастинки):

$$(\Delta p_x)(\Delta x) \geq \frac{h}{4\pi}$$

(Δp_x) – невизначеність у величині імпульсу;

(Δx) – невизначеність у положенні частинки у просторі.

Таким чином, чим точніше виміряти імпульс, тим менш точно можна встановити положення в просторі.

Відповідно принципу невизначеності, електрон не можна уявляти як частинку, яка рухається від точки до точки, з певним імпульсом в кожній точці простору. Має сенс говорити тільки про деяку ймовірність перебування електрона у фіксованій точці простору. Не можна здійснити одночасне вимірювання з високою точністю таких фізичних величин, що дають можливість установити, є електрон матеріальною частинкою чи хвилею.

Рівняння Шредінгера (описує хвильовий рух електрона в атомі).

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \psi = 0$$

ψ – хвильова функція;

x, y, z – координати;

m – маса електрона;

h – стала Планка;

E – повна енергія електрона;

U – потенційна енергія електрона.

Змінна величина ψ – **хвильова функція**. Вона є функцією координат, за якою можна знайти ймовірність. Вона пов'язана з амплітудою коливального руху електрона і може набувати як додатних, так і від'ємних значень, тоді як ймовірність завжди виражається додатним числом. Для розрахунків

Ймовірності знаходження електрона в певному місці використовують ψ^2 . Фізичний зміст ψ^2 : добуток $\psi^2 dV$ відповідає ймовірності перебування частинки в певному об'ємі dV і має назву (для електрона) **електронної густини**.

Хвильова функція має бути:

- ✓ скінченною (не перетворюватись на ∞);
- ✓ безперервною;
- ✓ однозначною;
- ✓ перетворюватись на нуль у разі нескінченного віддалення електрона від ядра.

Повне квантово-механічне розв'язання задачі про електронну будову атома H дає ряд хвильових функцій і відповідних їм енергій.

Стаціонарному стану електрона відповідає тільки одна дозволена комбінація трьох **квантових чисел** (цілочислові величини, за допомогою яких можна знайти кожен з виділених для розв'язання хвильових функцій) n, l, m . Кожній такій комбінації відповідає один із розв'язків хвильового рівняння Шредінгера, який і називають **хвильовою функцією, орбіталлю** або **електронною хмарою**.

Орбіталь цілком визначена, якщо для неї відомі значення квантових чисел n, l, m , цей набір є "адресою" електрона в атомі.

Квантові числа.

n – головне квантове число.

Визначає енергетичний рівень та загальний запас енергії електрона в атомі. Набуває цілих додатніх значень:

$$n = 1, 2, 3, \dots + \infty$$

Найменше значення енергії рівня відповідає найменшому n , зі збільшенням n енергія рівнів збільшується. Якщо $n = \infty$, електрон не зв'язаний з атомом, і йому, як вільній частинці, можна приписати будь-яке значення кінетичної енергії.

l – орбітальне квантове число.

Визначає форму орбіталей і набуває цілих значень:

$$l = 0 \dots n - 1$$

Значення орбітального квантового числа позначаються латинськими літерами (таблиці 6 та 7):

Таблиця 6

Орбітальне квантове число l	0	1	2	3
Позначення енергетичного підрівня	s	p	d	f

Межі зміни орбітального квантового числа:

Таблиця 7

n	p	Число значень l	Позначення енергетичних підрівнів
1	0	1	s
2	0, 1	2	s, p
3	0, 1, 2	3	s, p, d
4	0, 1, 2, 3	4	s, p, d, f

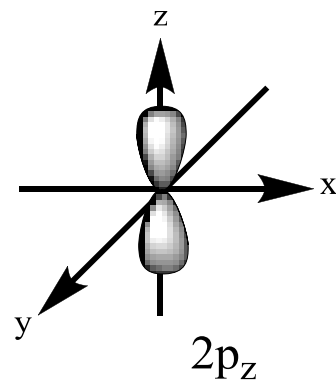
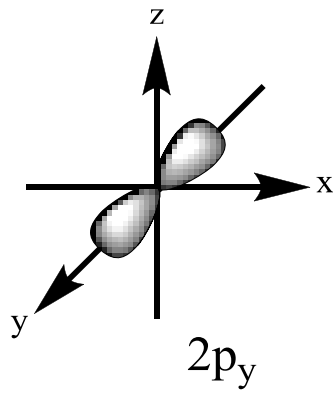
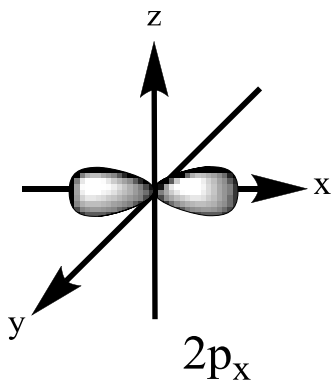
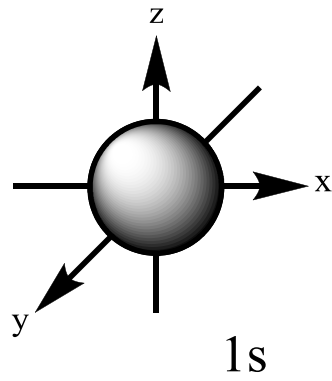


Рис. 3.3 Форми і просторова орієнтація s -і p -орбіталей.

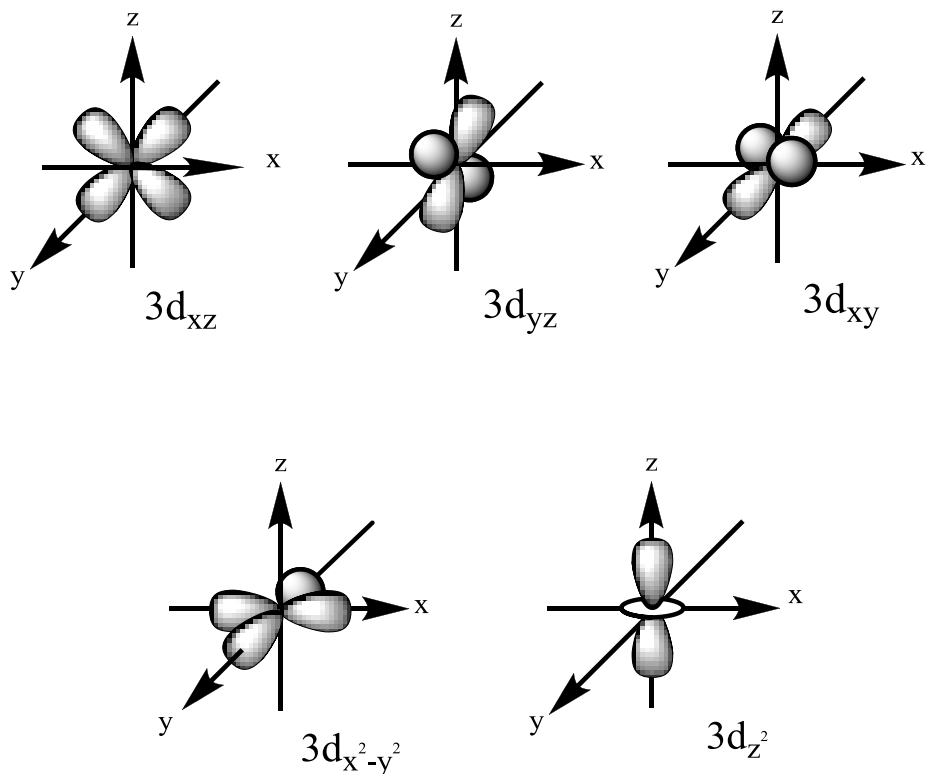


Рис. 3.4 Форми і просторова орієнтація d -орбіталей.

За заданим значенням числа l за рівнянням Шредінгера можна обчислити кутовий момент електрона. Найменшим є значення кутового моменту для $l=0$, в міру збільшення l кутовий момент електрона зростає. Для орбіталей з $l > 0$ існує $(2l+1)$ варіантів, якими орбіталь певної форми може бути орієнтована у просторі (рис. 3.3 та 3.4). За відсутності магнітного поля всі орієнтації вироджені, тобто однакові за енергією. Накладання магнітного поля усуває виродження орбіталей однакової форми. В цьому

випадку значення кутового моменту будуть несхожими вздовж різних осей, що відповідає різній орієнтації однакових за формою орбіталей у просторі.

m – магнітне квантове число.

Пов'язане з просторовою орієнтацією електронних орбіталей атома.

$$m = -l \dots 0 \dots l$$

Кожному значенню магнітного квантового числа m відповідає один енергетичний стан або одна електронна орбіталь з визначеною просторовою орієнтацією. Всі орбіталі одного підрівня в ізольованому атомі мають однакову енергію.

Межі зміни магнітного квантового числа:

Таблиця 8

Позначення підрівнів	l	m	Число орбіталей $2l + 1$	Схематичне позначення
s	0	0	1	□
p	1	-1, 0, 1	3	□□□
d	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	□□□□□
f	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	□□□□□□□

m_s – спінове квантове число.

Для описання атомної орбіталі, тобто простору, в якому може знаходитись електрон в атомі, необхідно мати три квантових числа n, l, m .

Для того, щоб повністю описати систему "електрон в атомі", потрібно ввести спінове квантове число m_s , оскільки електрон має власний магнітний момент, який квантується в напрямку паралельно чи протилежно застосованому магнітному полю.

$$\mu = 2,00 \sqrt{S(S+1)}$$

$$S = \sum m_s .$$

$$\mu \text{ вимірюється в магнетонах Бора } \mu_B = \frac{e \cdot h}{4\pi \cdot m \cdot c} = 0,0927 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

$$\text{чи в дебаях } 1 \text{ Дебай } (D) = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} .$$

Атоми, які мають тільки спарені електрони ($S = 0$), виштовхуються з магнітного поля (діамагнітні). Атоми, які мають неспарені електрони ($S \neq 0$), втягуються в магнітне поле (парамагнітні).

Спін виявляється в існуванні у електрона власного моменту імпульсу і спорідненого з ним магнітного моменту. Дуже спрощено спін передають як обертання електрона навколо власної осі. Дослідженнями встановлено, що проекція власного моменту імпульсу електрона може мати тільки два обертання електрона з напрямком його руху навколо ядра чи протилежний.

$$m_s = +\frac{1}{2} \uparrow ; m_s = -\frac{1}{2} \downarrow .$$

Багатоелектронні атоми.

Рівняння Шредінгера має точне розв'язання тільки для атома гідрогену.

Для багатоелектронних атомів використовують різноманітні методи наближень. Один з таких методів – метод Хартрі – Фока (метод

самоузгодженого поля): обираються будь-які прийнятні значення хвильових функцій для кожного електрона в атомі, за виключенням одного, в розрахунку ефекту взаємодії ядра та всіх електронів, що залишились, з обраним електроном і в розрахунку так званої хвильової функції цього електрона. Потім обирають другий електрон (розрахунок проводять з урахуванням поліпшеної хвильової функції першого електрона) та розраховують поліпшену хвильову функцію для нього і далі до тих пір, поки не отримують поліпшені функції для усіх електронів в атомі. Потім весь цикл розрахунків повторюють, виходячи з поліпшених значень хвильових функцій, і отримують подальше поліпшення. Такі розрахунки повторюють доти, доки поліпшення не припиняться, тобто хвильові функції усіх електронів не стануть самоузгодженими.

У багатоелектронних атомах електрон взаємодіє не лише з ядром, а й з іншими електронами цього атома, відштовхуючись від них.

Багатоелектронні атоми можна уявити як системи, в яких у полі позитивно зарядженого ядра шарами розміщуються електрони, створюючи складні енергетичні рівні, побудовані з підрівнів. Стан електронів у багатоелектронних атомах відповідає **принципу заборони Паулі**:

в атомі не може бути двох електронів, у яких усі чотири квантові числа були б однакові.

Фізичний зміст цього принципу полягає в тому, що в одному й тому самому місці простору два електрони одночасно розміщуватися не можуть. Два електрони можуть займати одну орбіталь лише за умови, що вони мають протилежно спрямовані спіни. Кожна орбіталь незалежно від того, де вона

розміщена, може мати максимум два електрони. Два електрони, які перебувають на одній орбіталі, наз. *спареними*.

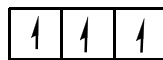
Правило Хунда:

на підрівнях електрони розміщуються так, щоб сума їхніх спінових квантових чисел була максимальною.

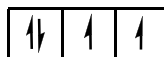
Це пов'язане із взаємним відштовхуванням електронів, розміщених на підрівні. Електрони на вироджених орбіталях підрівня мають розміщуватись так, щоб взаємодіяти між собою з найменшою енергією, а це досягається за умови, що вони не спарюються. Утворення електронних пар енергетично не вигідне і потребує затрат енергії, тому на схемі в усіх комірках підрівня, що заповнюється, спочатку розміщуються по одному електрону, а вже далі вони починають спарюватися.

Наприклад,

три електрони на p – підрівні:



чотири електрони на p – підрівні:



У багатоелектронних атомах електрони розміщуються в навколо ядерному просторі в послідовності поступового підвищення енергії. Енергія підрівнів зростає в міру збільшення головного квантового числа n та орбітального квантового числа l .

Правила Клєчковського.

Перше правило:

Електрони заповнюють орбіталі в порядку зростання суми $n+l$, в першу чергу заповнюється підрівень з меншою сумою $n+l$.

Друге правило:

У разі однакових значень сумм $n+l$ заповнення орбіталей електронами відбувається в міру збільшення значень головного квантового числа n .

$$\begin{array}{cccccccccccccccc} 1s & 2s & 2p & 3s & 3p & 4s & 3d & 4p & 5s & 4d & 5p & 6s & 4f & 5d & 6p & 7s \\ n+l & \underbrace{(1+0)}_1 & \underbrace{(2+0)}_2 & \underbrace{(2+1)(3+0)}_3 & \underbrace{(3+1)(4+0)}_4 & \underbrace{(3+2)(4+1)(5+0)}_5 & \underbrace{(4+2)(5+1)(6+0)}_6 & \underbrace{(4+3)(5+2)(6+1)(7+0)}_7 \end{array}$$

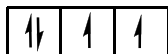
Приклади завдань.

1. Поясніть, чи існують підрівні:

$1d$ $n=1; l=2$. $n < l$, що не відповідає умові існування підрівня $n > l$, отже $1d$ – підрівень не існує.

$5p$ $n=5; l=1$. $n > l$, що відповідає умові існування підрівня $n > l$, отже $5p$ – підрівень існує.

2. Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон $5p^4$ підрівня.



Таблиця 9

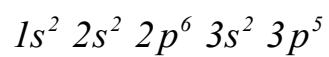
№ орбіталі	n	l	m
1.	4	1	-1
2.	4	1	0
3.	4	1	1

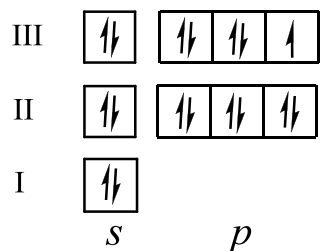
Таблиця 10

№ електрона	n	l	m	m_s
1.	4	1	-1	+1/2
2.	4	1	-1	-1/2
3.	4	1	0	+1/2
4.	4	1	1	+1/2

3. Наведіть електронні формули та схеми для атомів елементів, що мають порядкові номери 17, 27, 75.

№ 17.

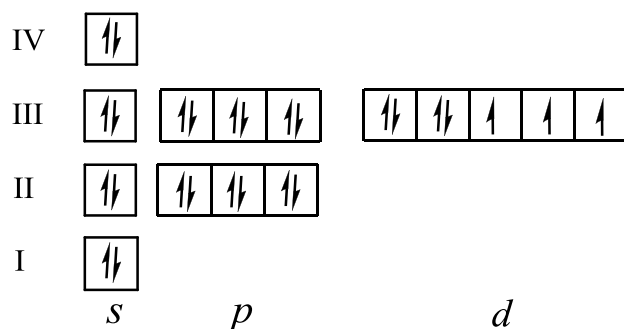




№ 27.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ (за правилами Клечковського).

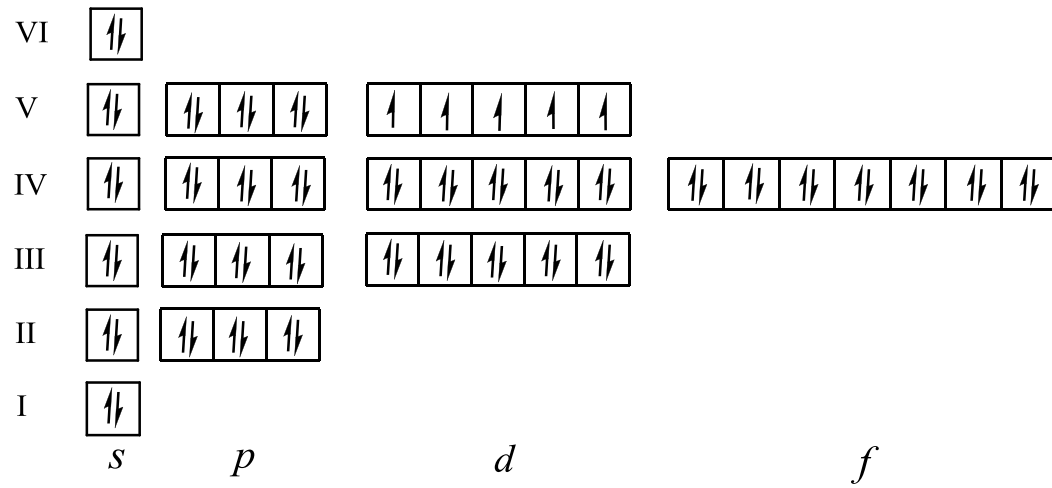
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ (електронна формула)



№ 75.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^5$ (за правилами Клечковського).

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$ (електронна формула).



Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей.

У 1869 р. Менделєєв розмістив 64 хімічних елемента у порядку зростання їх атомних мас та виявив періодичність повторення їх властивостей.

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

Менделєєв не зміг пояснити справжньої причини установленної періодичності, під час розміщення Co та Ni, Te та I віддав перевагу характеру зміни хімічних властивостей.

У 1913 р. Мозлі під час дослідження рентгенівського випромінювання простих речовин виявив, що частота (ν) цих променів більшою мірою пов'язана з порядковими номерами елементів, ніж з їхніми відносними атомними масами.

Рентгенівське випромінювання виникає, коли хімічний елемент у вигляді простої твердої речовини бомбардується пучком електронів з високою енергією. Цей електронний потік вибиває і несе за собою електрони з внутрішніх оболонок багатоелектронних атомів. На звільнені місця відразу переміщуються електрони з вищих етичних рівнів, випромінюючи енергію. Це випромінювання залежить від природи елемента і називається ***характеристичним***.

Закон Мозлі.

Корені квадратні із обернених значень довжин хвиль характеристичного рентгенівського випромінювання перебувають у лінійній залежності від порядкових номерів елементів.

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

λ – довжина хвилі;

Z – порядковий номер елемента;

a, b – сталі величини для однотипних ліній рентгенівських спектрів атомів різних елементів.

Енергія квантів рентгенівського випромінювання має електростатично залежати від відстані між ядром і відповідним енергетичним рівнем та від заряду ядра. Коли електрони повертаються з більш віддалених на один і той самий енергетичний рівень, то довжина хвилі відповідної спектральної лінії має залежати тільки від заряду ядра, оскільки відстань від ядра до відповідного енергетичного рівня змінюється дуже мало (Н. Бор).

Більшому заряду ядра відповідає більша енергія кванта, що випромінюється, або менша довжина хвилі.

Порядковому номеру елемента в періодичній системі відповідає позитивний заряд ядра атома цього елемента.

Сучасне формулювання періодичного закону:

властивості елементів, а також форми та властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер їхніх атомів.

Характер заповнення електронами енергетичних рівнів у атомах елементів взаємозв'язаний з положенням елементів у ПС.

Структура ПС.

Періоди – горизонтальні ряди елементів, розміщених у порядку поступового зростання зарядів атомних ядер.

У межах періодів властивості елементів змінюються від типових металів до типових неметалів. Закінчується кожний період інертним газом.

Усі періоди, за винятком I (2 елементи), парні, тобто поарно вміщують однакове число елементів.

II та III – 8 елементів;

IV та V – 18 елементів;

VI – 32 елемента;

VII – не закінчений.

Періоди розміщені один під одним так, що хімічні елементи з подібними властивостями виявляються згрупованими.

Групи – вертикальні ряди елементів. Групи містять підгрупи: головну (A) та побічну (B).

До **головної підгрупи** входять елементи, розміщені під елементами II та III періодів (типових елементів).

Елементи, зміщені відносно елементів головної підгрупи, становлять **побічну підгрупу**.

Побічна підгрупа VIII групи складається з трьох елементів – тріад.

Ускладненою є побічна підгрупа III групи VI та VII періодів. Її винесено під таблицю. Ці елементи – лантаноїди та актиноїди.

У межах елементів, які складають період, відбувається поступова забудова електронами зовнішнього, а часто і передостаннього підрівнів. Підрівні, що заповнюються, називають **валентними**. Електрони та орбіталі цих підрівнів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Число таких електронів збільшується на одиницю в разі переходу від попереднього елемента до наступного, отже змінюється хімічна поведінка атомів елементів.

Номер періоду, в якому знаходиться елемент, збігається з найбільшим значенням головного квантового числа.

Кожен період починається забудовою s - підрівня, а закінчується формуванням p - підрівня. В IV періоді з'являється d - підрівень, в VI та VII періодах - f підрівень.

s – **елементів** (у яких забудовується s – підрівень) у кожному періоді по 2. Вони утворюють головні підгрупи 1 та 2 груп.



Ці елементи – типові метали (крім H, He).

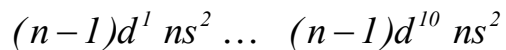
p – **елементів** (у яких s – підрівень вже сформований і поступово забудовується p – підрівень) у кожному періоді по 6. Вони утворюють головні підгрупи 3 - 8 груп.



Властивості цих елементів змінюються від металічних до типово неметалічних.

d - елементів (у атомах яких заповнюється $(n-1)d$ – підрівень) – по 10.

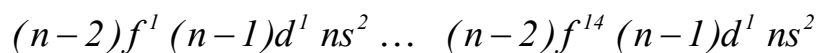
Вони утворюють побічні підгрупи елементів усіх груп.



Всі вони є металами (наз. перехідні метали).

f - елементів (у атомах яких заповнюється $(n-2)f$ – підрівень) – по

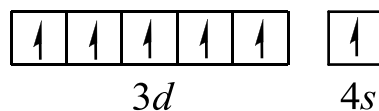
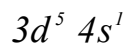
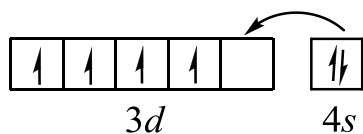
14. Вони утворюють побічні підгрупи III групи елементів VI та VII періодів.



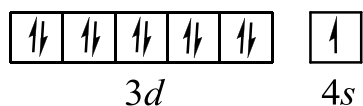
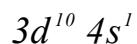
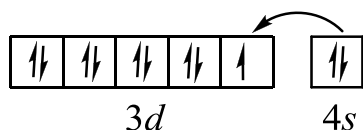
Всі вони є металами.

"Проскок" електрона.

Оскільки найбільш стійкими є конфігурації з наполовину або повністю заповненими підрівнями, для деяких елементів спостерігається "проскок" електрона.



наполовину заповнений $3d$ – підрівень.



повністю заповнений $3d$ – підрівень.

Отже, загальна електронна конфігурація елементів, у яких спостерігається "проскок" електрона:



Визначення, виходячи з будови електронних оболонок атомів, у якому періоді, групі, підгрупі знаходиться елемент:

- ✓ номер періоду – найбільше значення головного квантового числа n_{max} ;
- ✓ номер групи – сума валентних електронів;
- ✓ підгрупа – $\underbrace{ns; np}_{голова} \underbrace{(n-1)d ns; (n-2) f ns}_{побічна}$

$\boxed{\sum(n-1)d^n ns^2 = 8, 9, 10}$ – елемент знаходиться в 8 групі побічній підгрупі.

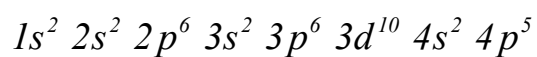
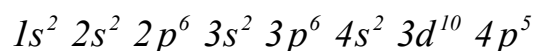
$\boxed{\sum(n-1)d^9 ns^2 = 11}$ – елемент знаходиться в 1 групі побічній підгрупі.

$\boxed{\sum(n-1)d^{10} ns^2 = 12}$ – елемент знаходиться в 2 групі побічній підгрупі.

Приклади завдань.

1. Наведіть електронні формули атомів елементів, що мають порядкові номери 35, 46, 59, 80. Знайдіть валентні електрони, поясніть, виходячи з будови електронних оболонок атомів, у якому періоді, групі, підгрупі знаходиться елемент.

№35.



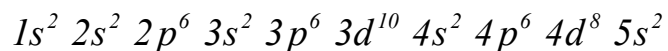
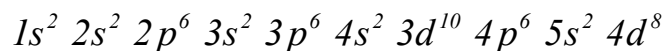
$n_{max} = 4$, отже елемент знаходиться у IV періоді;

p – елемент (останнім заповнюється p – підрівень) – в головній підгрупі;

\sum валентних електронів ($4s^2 4p^5$) = 7 – в 7 групі.

Отже елемент знаходиться в IV періоді, 7 групі, головній підгрупі.

№46.



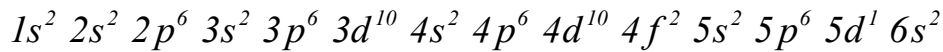
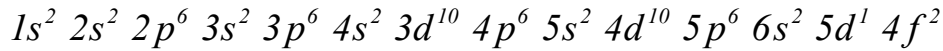
$n_{max} = 5$, отже елемент знаходиться у V періоді;

d – елемент (останнім заповнюється d – підрівень) – в побічній підгрупі;

\sum валентних електронів ($4d^8 5s^2$) = 10 – в 8 групі.

Отже елемент знаходиться в V періоді, 8 групі, побічній підгрупі.

№59.



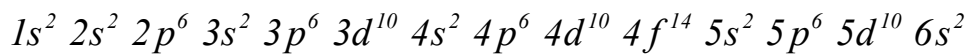
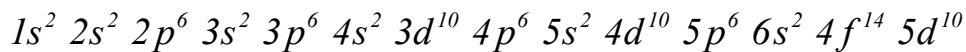
$n_{max} = 6$, отже елемент знаходиться у VI періоді;

f – елемент (останнім заповнюється f – підрівень) – в побічній підгрупі;

f – елементи – 3 група.

Отже елемент знаходиться в VI періоді, 3 групі, побічній підгрупі.

№80.



$n_{max} = 6$, отже елемент знаходиться у VI періоді;

d – елемент (останнім заповнюється d – підрівень) – в побічній підгрупі;

Σ валентних електронів ($5d^{10} 6s^2$) = 12 – в 2 групі.

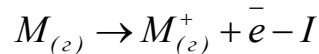
Отже елемент знаходиться в VI періоді, 2 групі, побічній підгрупі.

Періодичний характер зміни мають ті властивості, які залежать від будови валентних електронних підрівнів атомів. Це – хімічні властивості, розміри атомів, атомні об'єми, енергетичні характеристики (енергія іонізації, спорідненість до електрону, ін.).

Неперіодично змінюються властивості, які залежать від значення заряду ядра – атомні маси, довжини хвиль окремих ліній рентгенівського спектра, ізотопний склад.

Енергія іонізації (I).

Коли атом перетворюється на позитивно заряджений іон, то відбувається його іонізація. Ця перебудова завжди пов'язана із затратою енергії.



Енергія іонізації – енергія, яку потрібно затратити, щоб від ізольованого (що перебуває у газоподібному стані) атома чи іона відщепити електрон.

Здатним до відщеплення є електрон, який найслабше зв'язаний з ядром. Його енергію визначають за формулою:

$$E = \frac{eZ_{ef}}{r}$$

e – заряд електрона;

r – радіус атома;

Z_{ef} – ефективний заряд ядра (під час його розрахунку враховують екрануючу дію інших електронів атома на той, що відщеплюється).

Екранування.

Заряд ядра збільшується швидше, ніж головне квантове число (наприклад, за $n = 1, Z = 1$ та $2; n = 2, Z = 3 \dots 10$), можна очікувати, що енергія, необхідна для

відщеплення електрона від атома, повинна збільшуватися зі збільшенням Z .
Це не так.

$$I(\text{H}) = 1312 \text{ кДж/моль}$$

$$I(\text{Li}) = 520 \text{ кДж/моль}$$

Менше значення енергії іонізації Li пояснюється:

- ✓ середня відстань $2s$ – електрона від ядра більша, ніж $1s$ – електрона;
- ✓ $2s$ – електрон атома Li відштовхується від внутрішніх $1s^2$ – електронів, що полегшує його відщеплення.

"Внутрішнє" відштовхування пояснюється також "екрануванням" ядра внутрішніми електронами, що спричиняє притягання валентних електронів лише часткою загального заряду ядра. Ця частка називається *ефективним зарядом ядра Z_{ef}* .

$$Z_{\text{ef}}(\text{Li}) = +1,3 \text{ (замість 3)}.$$

Електронна густина $1s$ – орбіталі знаходиться ближче до ядра, ніж густина $2s$ – орбіталі. Закони електростатики стверджують, що коли пробний заряд ($2s$ – електрони) не накладається на інший заряд ($1s$ – електрони), потенціал буде таким самим, якби цей інший заряд знаходився у центрі (в ядрі). Тоді валентному електрону на $2s$ – орбіталі відповідав би потенціал, еквівалентний одиничному ефективному заряду ядра ($Z_{\text{ef}} = 1,0$).

Якби заряд $2s$ – електрона проникав у поле $1s$ – електрона, він був би екранований і відповідав би потенціалу, еквівалентному повному заряду ядра ($Z_{\text{ef}} = 3,0$).

За часткового проникнення енергія орбіталі $2s$ – електрона не змінюється, але енергія іонізації $2s$ – електрона визначається вже ефективним ядерним зарядом Z_{ef} , який дещо менший дійсного заряду ядра:

$$Z_{ef} = Z - S$$

S – константа екранування.

Завдяки наявності одного чи декількох максимумів електронної густини біля ядра s – орбіталі є сильно проникливими в орбіталі попередніх рівнів і менш екранованими електронами, які розташовані на цих попередніх рівнях, ніж орбіталі з більшим значенням l .

В свою чергу, s – орбіталі екранують в більшій мірі, ніж інші орбіталі. Найбільш проникливими та найменш екрануючими є орбіталі з високими значеннями l (d – та f – орбіталі).

Розрахунок константи екранування (за Слетером) на ns - або np – орбіталі:

- а) записують електронну конфігурацію атома елемента як наступні групи орбіталей: $(1s) (2s 2p) (3s 3p) (3d) (4s 4p) (4d) (4f) (5s 5p) (5d) (5f) \dots$
- б) електрони будь-якого угруповання справа від $(ns np)$ – групи не уносять внеску у константу екранування;
- в) приймають, що усі електрони цієї $(ns np)$ – групи, що залишилися, екранують валентний електрон з внеском **0,35** на кожний з них;
- г) припускають, що усі електрони на $(n - 1)$ – рівні екранують з внеском **0,85** на кожний з них, усі електрони $(n - 2)$ – рівня або нижче екранують валентний електрон повністю (внесок **1,00**).

Якщо екранований електрон знаходиться у nd – або nf – групах, правила б) та в) залишаються, а правило г) змінюється: усі електрони в групах, які розташовані зліва nd – або nf – груп, вносять **1,00** у константу екранування.

Розрахунок Z_{ef} для валентного $2p$ – електрона в атомі нітрогену:

згрупована електронна конфігурація $(1s)^2 (2s 2p)^5$

$S = 2 \cdot 0,85 + (5-1) \cdot 0,35 = 3,10$ ($5\bar{e}$ $2s 2p$ мінус один, для якого проводиться розрахунок).

$$Z_{ef} = Z - S = 7,0 - 3,1 = 3,9.$$

Розрахунок Z_{ef} для валентного $4s$ – електрона в атомі цинку:

згрупована електронна конфігурація $(1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$

$S = (2 + 8) \cdot 1,00 + (8 + 10) \cdot 0,85 + (2 - 1) \cdot 0,35 = 25,65$ ($2\bar{e}$ $4s$ мінус один, для якого проводиться розрахунок).

$$Z_{ef} = Z - S = 30,0 - 25,65 = 4,35.$$

Розрахунок Z_{ef} для валентного $3d$ – електрона в атомі цинку:

згрупована електронна конфігурація $(1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$

$S = (2 + 8 + 8) \cdot 1,00 + (10 - 1) \cdot 0,35 = 21,15$ ($10\bar{e}$ $3d$ мінус один, для якого проводиться розрахунок).

$$Z_{ef} = Z - S = 30,0 - 21,15 = 8,85.$$

Енергія іонізації залежить від ефективного заряду ядра, радіусу атома, екрануючої дії електронів:

- а) Z збільшується (більша взаємодія електрона з ядром), I збільшується;
- б) R_{am} збільшується (менша взаємодія \bar{e} з ядром), I зменшується;
- в) характер підрівнів (чим міцніше електрон на підрівні сполучений з ядром, тим важче його відщепити), s – електрон відщепити важче, ніж p – електрон, p – електрон відщепити важче, ніж d – електрон.

- г) ефект екранування (I зменшується в міру збільшення числа екрануючих електронів);
- д) характер забудови електронами підрівнів: ns^2, np^3, np^6 відрізняються підвищеною стійкістю.

Наприклад, зміна енергії іонізації атомів елементів II періоду:

$Z \uparrow, I \uparrow;$

$R_{am} \downarrow, I \uparrow;$

екрануюча дія електронів – однакова.

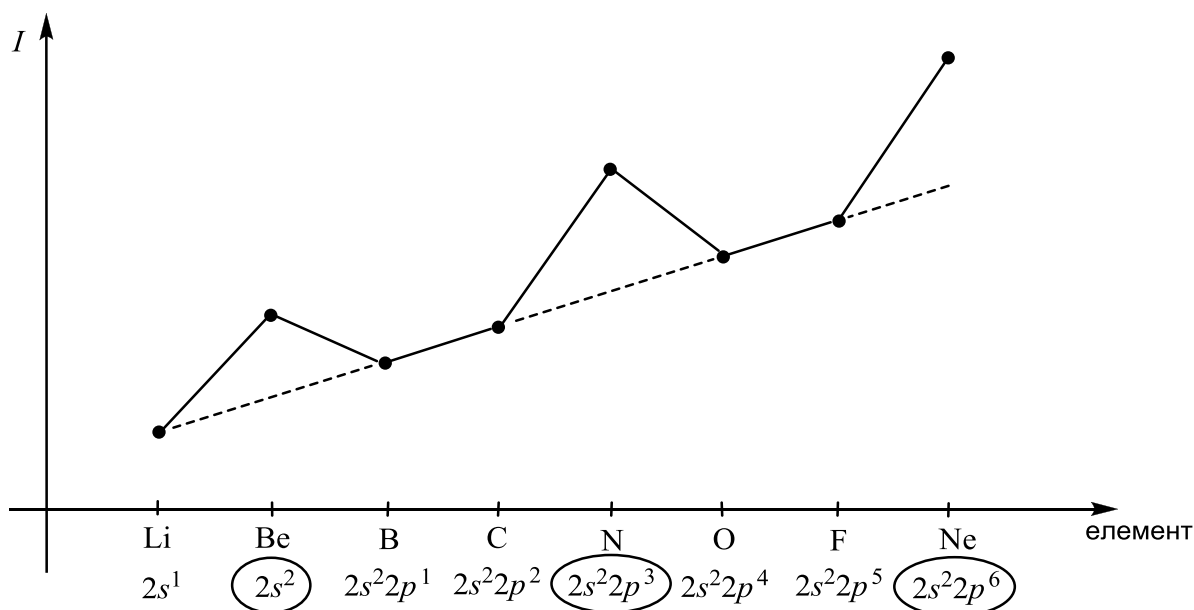
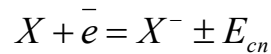


Рис. 3.5 Зміна енергії іонізації у елементів другого періоду

Енергія іонізації змінюється періодично. В межах періоду I зростає зліва направо (рис. 3.5), в головних підгрупах зменшується згори донизу.

Спорідненість до електрона (E_{cn}).

Спорідненість до електрона – енергія, яка виділяється чи поглинається внаслідок приєднання електрона до ізольованого атома (який перебуває у газоподібному стані).



Спорідненість до електрона залежить від ефективного заряду ядра, радіусу атома:

- а) Z збільшується (більша взаємодія електрона з ядром), E_{cn} збільшується;
- б) R_{at} збільшується (менша взаємодія електрона з ядром), E_{cn} зменшується;
- в) характер забудови електронами підрівнів: ns^2, np^3, np^6 відрізняються підвищеною стійкістю.

Спорідненість до електрона змінюється періодично. В межах періоду E_{cn} зростає зліва направо (рис. 3.6), в головних підгрупах зменшується згори донизу.

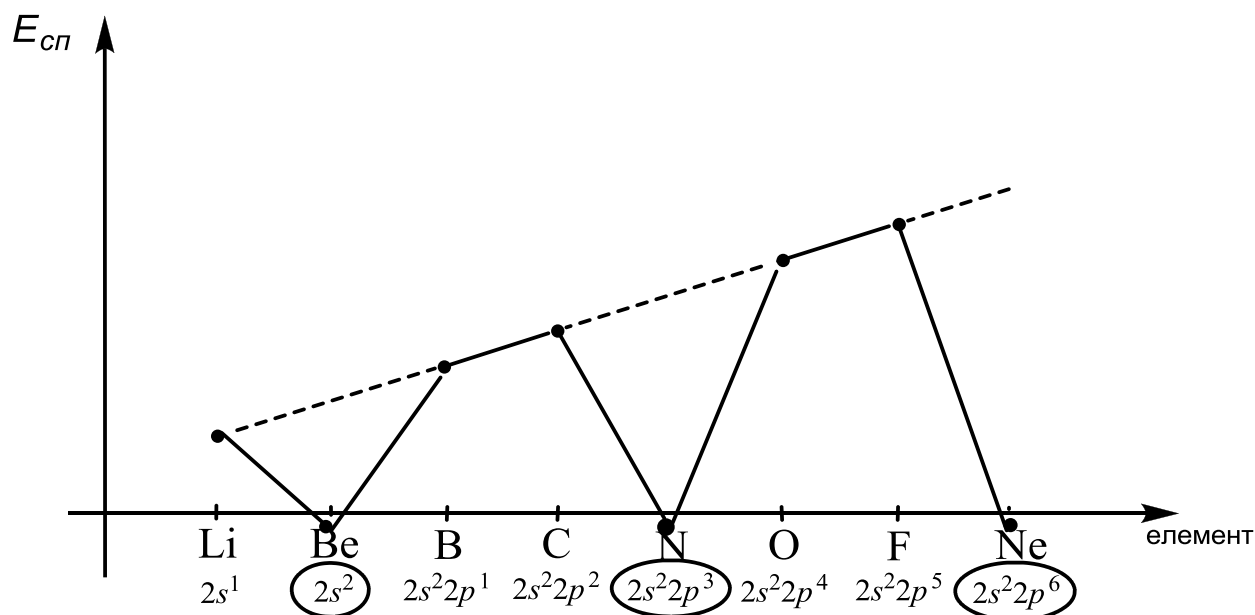


Рис. 3.6 Зміна спорідненості до електрона для елементів другого періоду

I та E_{cn} певною мірою характеризують здатність елементів взаємодіяти між собою. Коли один елемент має низьку енергію іонізації, а інший – велику спорідненість до електрона, вони легко взаємодіють з утворенням стійких сполук.

Електронегативність.

Електронегативність є узагальненою емпіричною характеристикою хімічних властивостей елементів.

Електронегативність – відносна здатність атомів елемента притягати до себе електрони у будь-якому оточенні.

Розділ 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. ВЗАЄМОДІЯ МІЖ МОЛЕКУЛАМИ

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Залежно від характеру хімічного зв'язку розпізнають

- ✓ ковалентний;
- ✓ іонний;
- ✓ металічний.

Характеристики хімічного зв'язку.

Довжина зв'язку (l) – відстань між ядрами атомів, які утворюють хімічний зв'язок.

Довжина зв'язку залежить:

- ✓ від розмірів сполучених частинок (збільшується в міру їх збільшення);
- ✓ від способу сполучення (зменшується зі збільшенням кратності зв'язку).

Утворення зв'язку пов'язане зі зменшенням потенціальної енергії системи. Щоб зв'язок розірвати, треба затратити енергію.

Енергія зв'язку ($E_{зв}$) – мінімальна енергія, яку необхідно затратити для розривання хімічних в 1 моль речовини, щоб отримати ізольовані атоми.

Енергія зв'язку залежить:

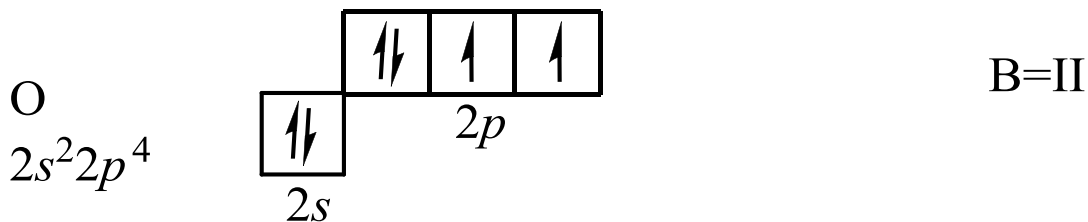
- ✓ від довжини зв'язку (зменшується зі збільшенням l);

✓ від кратності зв'язку (збільшується зі збільшенням $K_{зв}$).

Валентність – здатність атомів одного елемента сполучатися з певним числом атомів інших елементів під час утворення хімічних зв'язків.

Валентність – міра здатності атомів елементів до утворення хімічних зв'язків, визначається кількістю неспарених електронів атома у нормальному або збудженому стані.

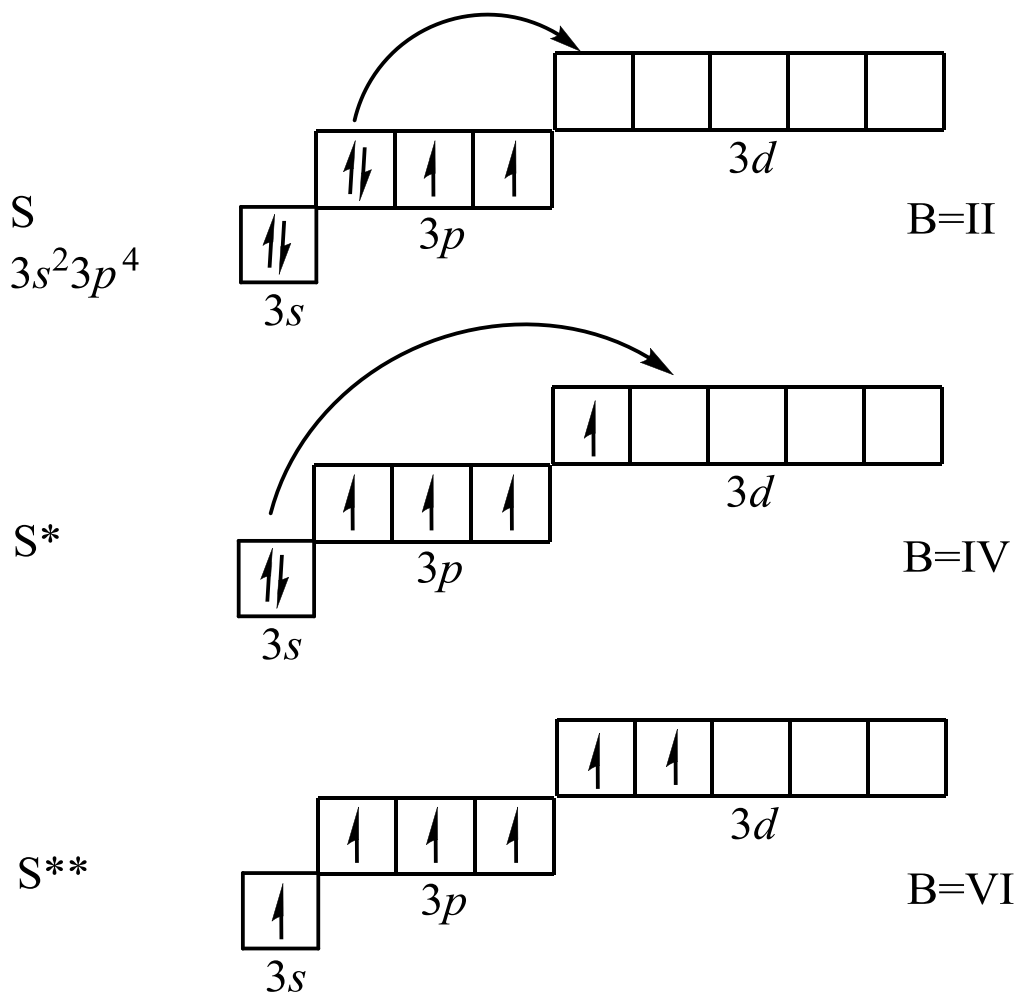
Наприклад:



У атома кисню два неспарених електрона, отже валентність дорівнює II.

У атома сульфуру існує $3d$ – підрівень, отже можливі збуджені стани.

Сульфур має валентності II, IV, VI.



Ковалентний зв'язок.

У разі утворення ковалентного зв'язку між атомами з'являються спільні електронні пари з електронів, які раніше належали окремим атомам. Ці спільні електронні пари сполучених атомів певною мірою належать кожному з них. Потенціальна енергія системи атомів, що взаємодіють, у цьому разі зменшується.

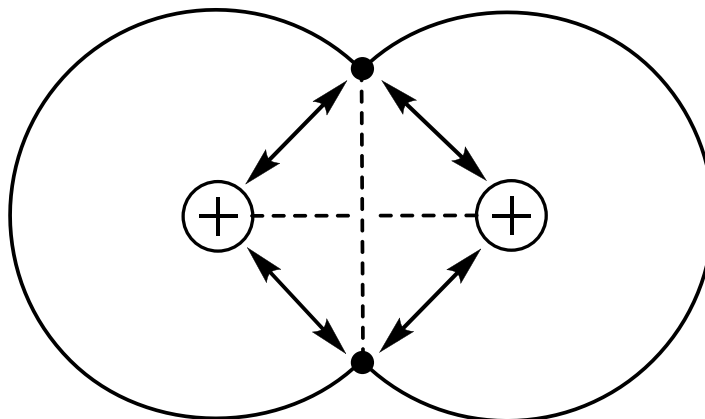


Рис. 4.1 Сили притягання (\leftrightarrow) і відштовхування ($---$), які діють в молекулі водню.

Між ядрами, електронами і сусідніми ядрами та електронами існують різні взаємодії (рис. 4.1).

У разі, коли напрямки орієнтації спінів збігаються (спіни паралельні), зближення атомів супроводжується зростанням енергії – хімічний зв'язок не виникає. У разі протилежно спрямованих спінів зближення атомів до відстані r_0 супроводжується зменшенням енергії; за $r = r_0$ система має найменшу потенціальну енергію і перебуває в найстійкішому стані. Подальше зближення атомів спричинює різке зростання енергії системи (рис. 4.2).

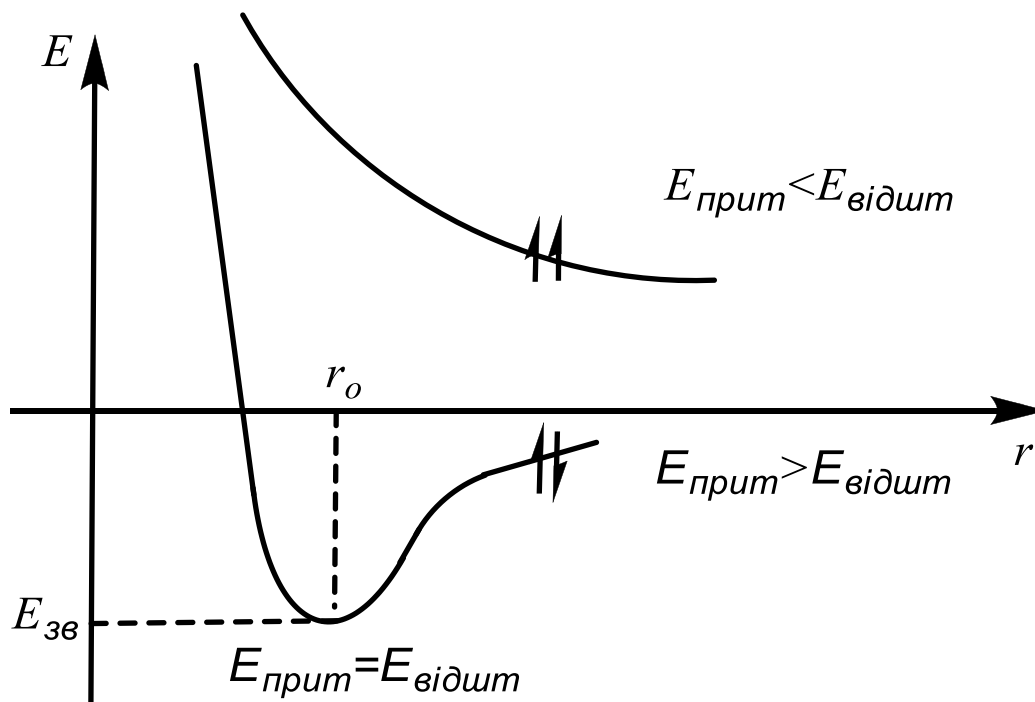


Рис. 4.2 Зміна енергії системи з двох атомів гідрогену

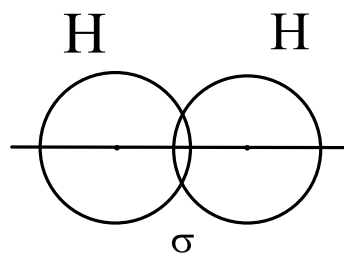
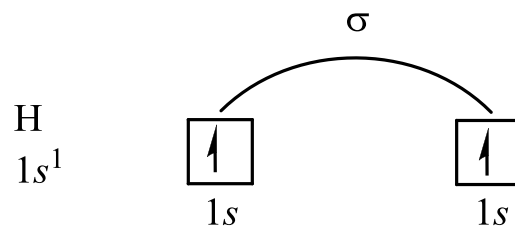
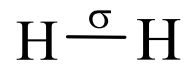
При утворенні хімічного зв'язку відбувається взаємопроникнення (перекривання) електронних хмар. Внаслідок цього густина негативного електричного заряду у між'ядерному просторі зростає. Ядра атомів притягуються до області перекривання орбіталей.

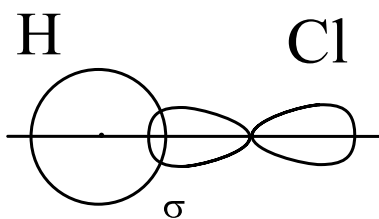
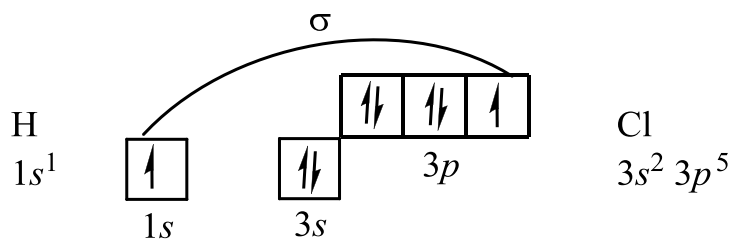
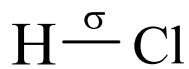
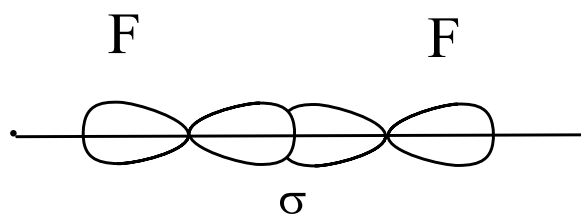
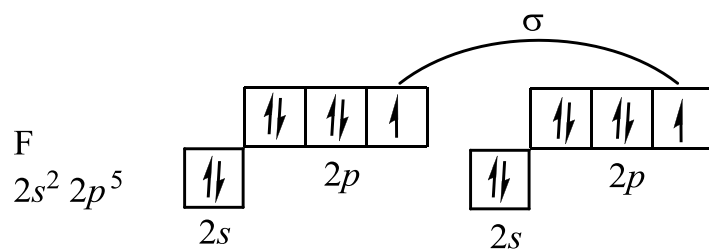
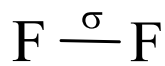
Такий зв'язок називається ковалентним. Він є двоелектронним та двоцентровим.

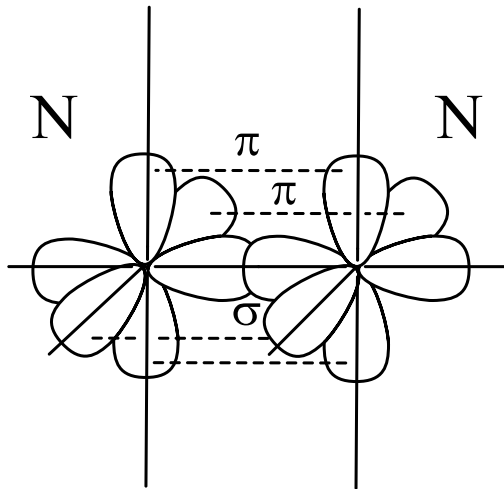
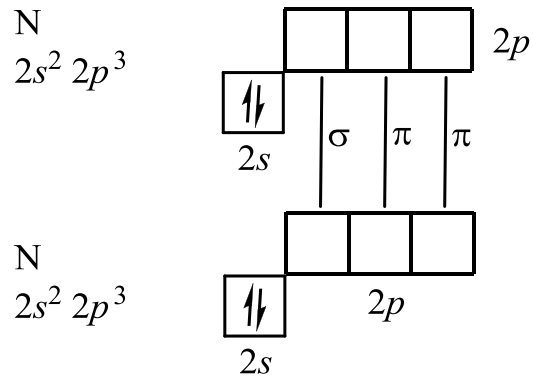
Метод валентних зв'язків.

Основні положення:

- ✓ ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно спрямованими спінами; при цьому спільна електронна пара, що виникає, належить обом атомам; зв'язок є двоцентровим;
- ✓ ковалентний зв'язок тим міцніший, чим більшою мірою перекриваються електронні хмари взаємодіючих атомів, тому ковалентний зв'язок утворюється в тому напрямку, де це перекривання максимальне.







Коли перекривання атомних орбіталей відбувається вздовж ліній, що сполучають ядра атомів, утворюється σ – зв’язок.

У разі утворення кратних (подвійних чи потрійних) зв'язків крім σ – зв'язку виникає π – **зв'язок** – перпендикулярно ліній, що сполучають ядра атомів.

π – зв'язок може виникати лише після утворення σ – зв'язку, тобто σ – зв'язок утворюється першочергово.

Напрявленість ковалентного зв'язку.

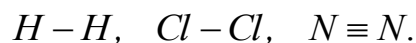
Зв'язок утворюється у напрямку одноелектронної орбіталі, оскільки саме там може виникнути найбільше перекривання орбіталей.

Насиченість ковалентного зв'язку.

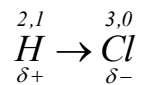
Число зв'язків, що може утворювати певний атом, за механізмом спарювання електронів відповідає наявному числу його одноелектронних орбіталей у нормальному чи збудженому станах.

Наприклад, якщо атом S в нормальному стані має дві одноелектронних орбіталі, він утворює два зв'язки.

Неполярний ковалентний зв'язок утворюється між атомами з однаковою електронегативністю ($\Delta E_H = 0$). Спільні електронні пари локалізуються симетрично відносно ядер.



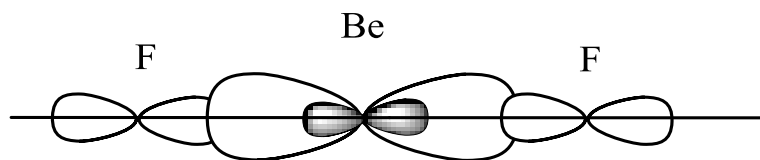
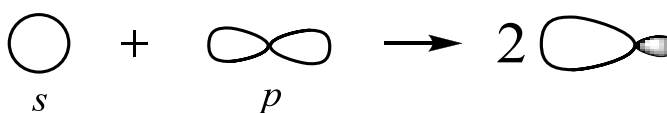
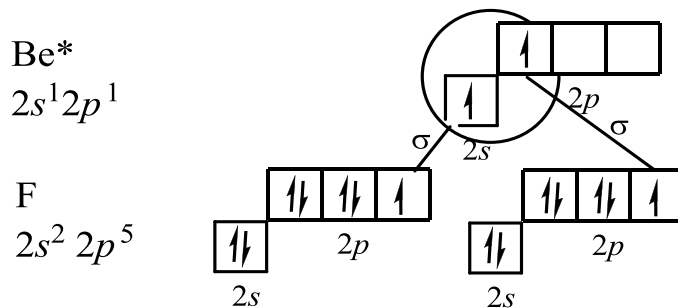
Полярний ковалентний зв'язок утворюється між атомами з різною електронегативністю. ($0 < \Delta E_H < 1,9$). Спільна електронна пара зміщується до більш електронегативного атома. На ньому виникає негативний заряд.



Теорія Слетера і Полінга: електронні орбіталі центрального атома, які спочатку відрізнялися між собою за енергією, а отже, за формою та просторовим розміщенням до збудження, можуть перетворитися на таке саме число енергетично рівноцінних орбіталей після збудження. Такі орбіталі називаються гібридизовані.

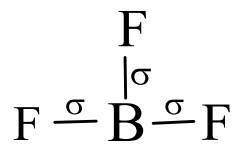
Гібридизація полягає у виникненні енергетично рівноцінних орбіталей у разі утворення хімічного зв'язку з початково нееквівалентних атомних орбіталей.

sp-гібридизація

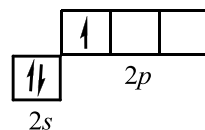


кут 180^0

sp²-гібридизація

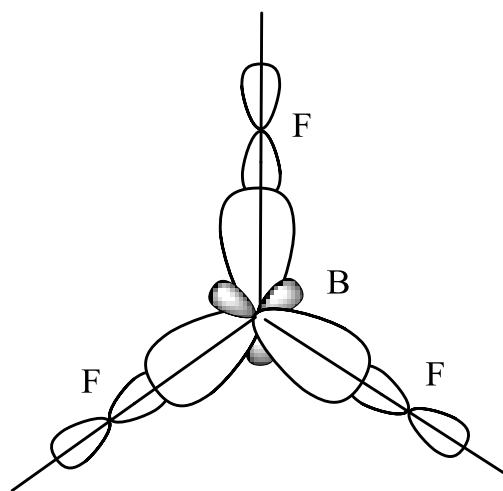
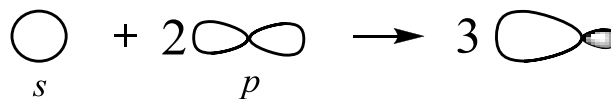
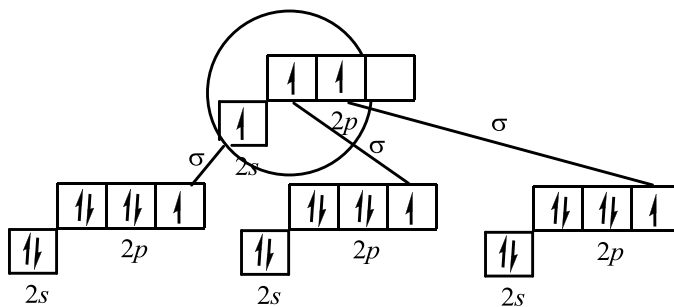


B
2s²2p¹



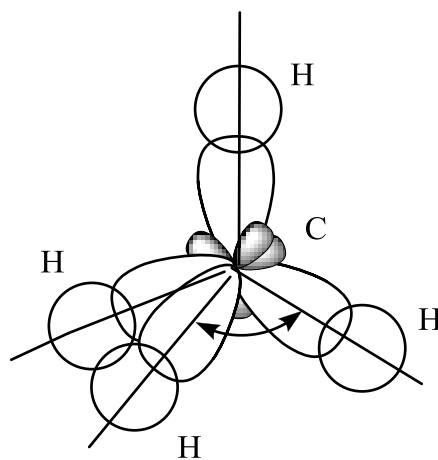
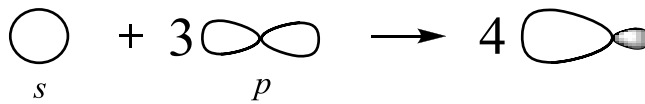
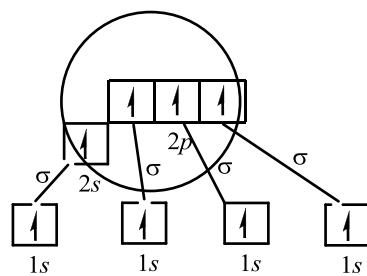
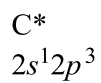
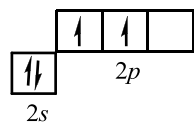
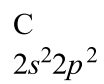
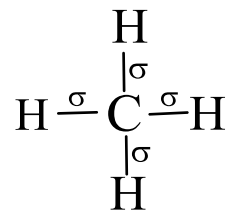
B*
2s¹2p²

F
2s² 2p⁵

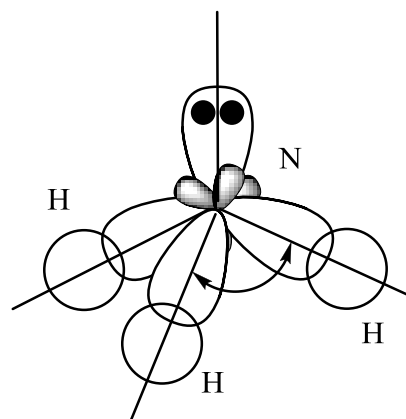
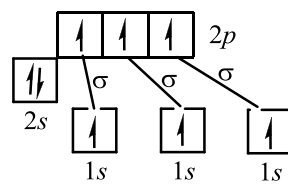
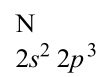
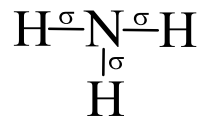


кут 120⁰

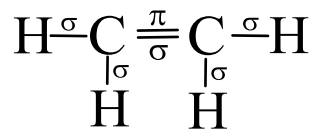
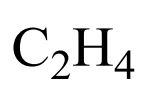
sp^3 -гібридизація



кут $109^{\circ}28'$

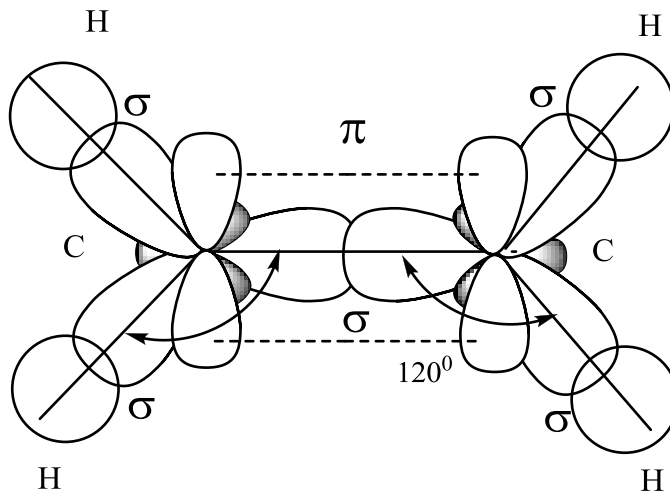
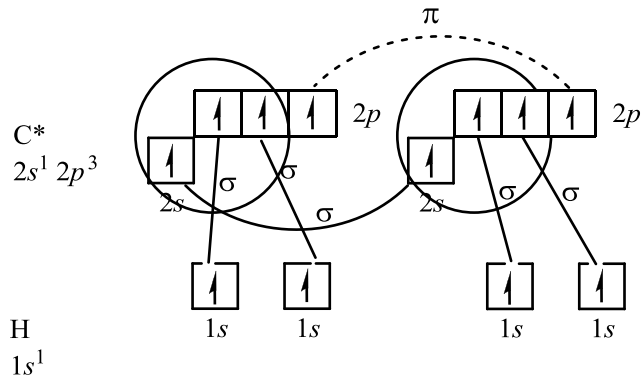


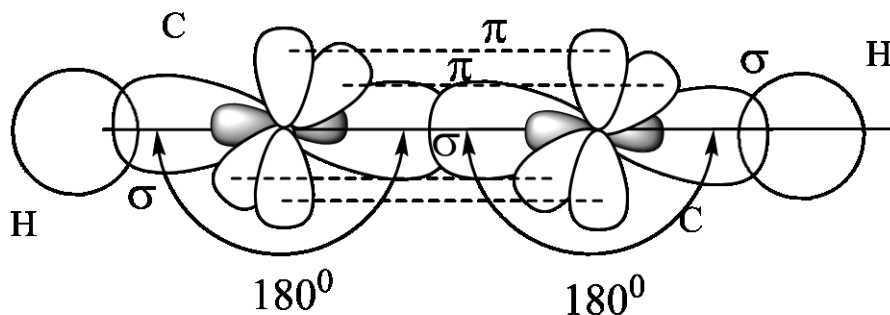
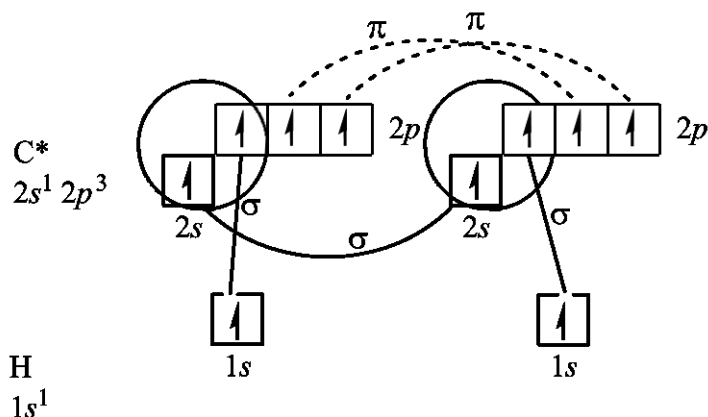
кут 107°



sp^2 -гібр.

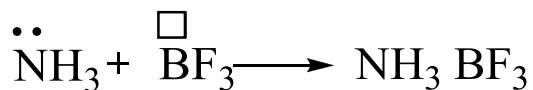
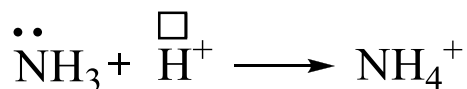
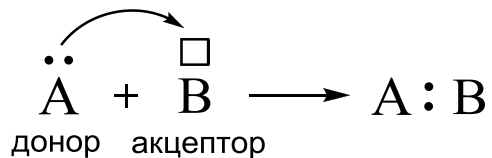
кут 120°



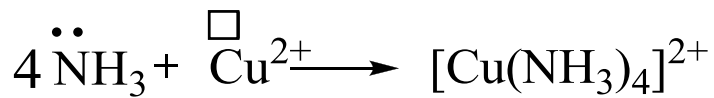
 sp -гібр.кут 180° 

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Спільна електронна пара може утворюватись не тільки за рахунок спарювання електронів, що належать орбіталям окремих атомів, а й внаслідок взаємодії неподіленої електронної пари одного атома та вільної орбіта лі іншого:



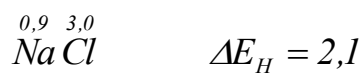
Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку відіграє важливу роль у разі утворення комплексних сполук.



Іонний зв'язок.

Сполуки з іонним типом зв'язку утворюються в результаті взаємодії елементів, атоми яких значно різняться електронегативністю.

$$\Delta E_H > 1,9$$



Визначеної межі між іонним та ковалентним зв'язком не існує. Чисто іонний зв'язок може бути зображений простою електростатичною моделлю, відповідно якій тверді тіла можна розглядати як систему іонів.

Головна відзначна особливість твердих іонних сполук від ковалентних пов'язана з їх різними кристалічними ґратками: в іонних кристалах у вузлах ґратки знаходяться позитивно та негативно заряджені іони (на відміну від атомів або молекул у вузлах ковалентних кристалів). Іони в вузлах іонного кристалу розташовані так, що сили притягання між різно зарядженими іонами максимальні, а сили відштовхування між однаково зарядженими іонами мінімальні.

Процеси перетворення атомів на іони виявляються енергетично вигідними тоді, коли атом, що віддає електрони, має низьку енергію іонізації, а атом, що приєднує електрон, - велику спорідненість до електрона.

В основу іонного зв'язку покладено електростатичну взаємодію між іонами, тому, на відміну від ковалентного, іонний зв'язок характеризується ненапрямленістю і ненасиченістю.

Ненапрямленість зумовлена тим, що електричне поле кожного іона, який уявно можна розглядати як заряджену сферу, розподіляється у просторі однаково в усіх напрямках.

Ненасиченість пов'язана з тим, що в результаті взаємодії двох протилежно заряджених іонів їхні електричні поля компенсуються не повністю, тому можливе притягання цих іонів в інших напрямках (рис. 4.3).

У результаті кожний іон оточує себе іонами протилежного заряду.

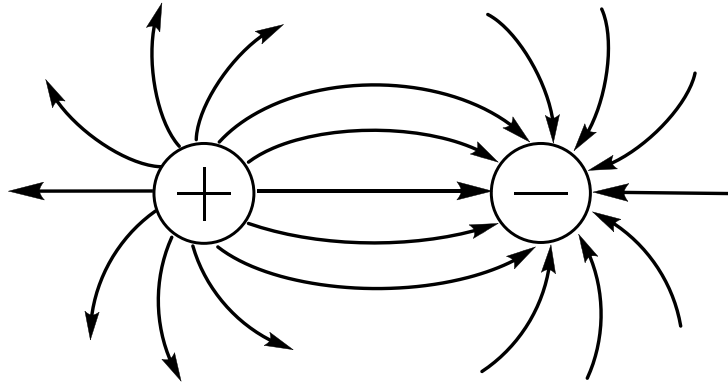


Рис. 4.3 Лінії електростатичного силового поля від двох протилежно заряджених іонів

Сполуки з іонним типом зв'язку у вигляді молекул не існують ні в твердому стані (іонна кристалічна ґратка), ні в розчині (дисоціюють на іони під впливом полярних молекул розчинника). Нестійкі молекули іонних сполук можна виявити тільки в газовому стані за високих температур.

Основні властивості іонних сполук:

1. низька електрична провідність в твердому стані, але висока провідність у розплавах. Електрична провідність пояснюється існуванням у цих речовинах іонів, які вільно рухаються під дією електричного поля. У твердому стані іони у вузлах кристалічної ґратки закріплені та пересуватися не можуть.
2. високі температури плавлення. Іонні зв'язки дуже міцні та ненапрявлені.
3. твердість, але крихкість. Твердість обумовлена неможливістю утворення кратних зв'язків внаслідок розділення іонів у просторі та відсутності теплового руху іонів. Крихкість пояснюється природою іонного зв'язку: навіть за відносно невеликого зсуву іонів виникають контакти аніон –

аніон та катіон – катіон та замість сил притягання з'являються сили відштовхування. Внаслідок цього кристал розколюється.

4. помітно розчинні у полярних розчинниках з високою діелектричною проникністю.

Енергія взаємодії двох заряджених частинок в будь-якому середовищі:

$$E = \frac{q^+ \cdot q^-}{4\pi \cdot r \cdot \varepsilon}$$

q^+, q^- - заряди іонів;

r - відстань між частинками;

ε - діелектрична проникність середовища.

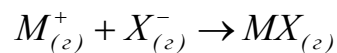
Вакуум: $\varepsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12} \text{ Кл} / \text{Дж} \cdot \text{м}.$

Вода: $\varepsilon_0 = 7,25 \cdot 10^{-10} \text{ Кл} / \text{Дж} \cdot \text{м}.$

Аміак: $\varepsilon_0 = 2,2 \cdot 10^{-10} \text{ Кл} / \text{Дж} \cdot \text{м}.$

Енергія кристалічної ґратки.

Енергія кристалічної ґратки – енергія, яку потрібно затратити для повного розкладу 1 моль твердої іонної речовини на газоподібні іони, віддалені один від одного на нескінченно велику відстань.



Загальна енергія ґратки включає енергію не електростатичних сил (енергію відштовхування заповнених електронних оболонок, енергію дисперсійних сил).

Формула Борна – Ланде.

Енергія пари вільних іонів M^+ та X^- :

$$E = \frac{Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot r}$$

Z^+, Z^- - заряди іонів;

e - заряд електрона;

ε_0 - діелектрична провідність вакуума;

r - відстань між іонами.

В кристалічній ґратці завжди має місце більше число взаємодій, ніж між двома іонами. Всі типи взаємодії враховує **константа Маделунга A** .

Тоді енергія притягання пари іонів в будь-якому кристалі дорівнює:

$$E_{np} = \frac{A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot r}$$

Значення A визначається типом ґратки і не залежить від іонного радіуса та заряду (таблиця 11).

Таблиця 11

Структурний тип кристала	Координаційне число		A
	катиона	аніона	
<i>NaCl</i>	6	6	1,74756
<i>CsCl</i>	8	8	1,78267
<i>Сфалерит</i>	4	4	1,63806

Продовження таблиці 11

<i>Вюрцит</i>	4	4	1,64132
<i>Флюорит</i>	8	4	2,51939
<i>Рутил</i>	6	3	2,408
<i>Корунд</i>	6	4	4,1719

Стійка гратка не може бути утворена лише за рахунок енергії притягання, яка стає нескінченно великою на нескінченно малих відстанях. Але іони не є точечними зарядами; їх електронні хмари відштовхуються один від одного на дуже малих відстанях. Відштовхування іонів незначне на великих відстанях, але стає помітним при зближенні іонів.

Енергія відштовхування (за Борном):

$$E_{\text{відшт}} = \frac{B}{r^n}$$

B - деяка константа.

Загальна енергія кристалічної гратки:

$$E_{\text{зр}} = E_{\text{пр}} + E_{\text{відшт}} = \frac{A \cdot N_A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r} + \frac{N_A \cdot B}{r^n}$$

N_A - число Авогадро.

Мінімум загальної енергії відповідає стану рівноваги:

$$\frac{dE_{\text{зр}}}{dr} = 0 = -\frac{A \cdot N_A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r^2} - \frac{B \cdot N_A \cdot n}{r^{n+1}},$$

тобто еквівалентності сил електростатичного притягання та відштовхування між іонами.

$$B = -\frac{A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2 \cdot r^{n-1}}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot n}.$$

Загальна рівноважна енергія E_{zp}^o на рівноважній відстані r_o :

$$E_{zp}^o = \frac{A \cdot N_A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot r_o} - \frac{A \cdot N_A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot r_o}$$

$$E_{zp}^o = \frac{A \cdot N_A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot e^2}{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot r_o} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

Для обчислення E_{zp}^o потрібно знати тільки кристалічну структуру сполуки (для визначення A) та відстань між іонами r_o , яка визначається за допомогою рентгеноструктурного аналізу.

n залежить від розмірів іона (більші за розміром іони мають відносно високу електронну густину та, відповідно, більші значення n).

Таблиця 12

Конфігурація іона	n
[He]	5
[Ne]	7
[Ar], [Cu ⁺]	9
[Kr], [Ar ⁺]	10
[Xe], [Au ⁺]	12

Цикл Борна – Габера.

Цикл полягає в зіставленні енергій процесів отримання іонного кристала двома різними способами з відповідних простих речовин, взятих за стандартних умов (рис. 4.4).

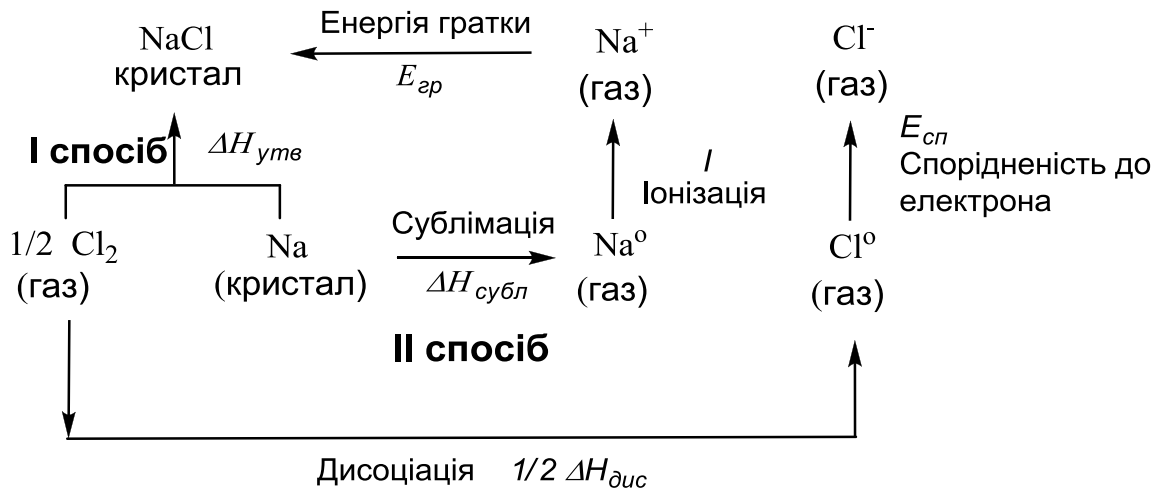


Рис. 4.4 Схема циклу Борна-Габера для визначення енергії кристалічної гратки хлориду натрію

Згідно із законом збереження енергії алгебраїчні суми енергетичних ефектів першого та другого способів отримання кристалічної речовини $\text{NaCl}_{(\text{кр})}$ з одних і тих самих вихідних компонентів ($\text{Na}_{(\text{кр})} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(\text{г})}$) мають дорівнювати один одному.

$$\Delta H_{\text{утв}} = \Delta H_{\text{субл}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{дис}} + E_{\text{сп}} + I - E_{\text{гр}}$$

$$E_{ep} = \Delta H_{субл} + \frac{I}{2} \Delta H_{дис} + E_{сн} + I - \Delta H_{утв}$$

Ступінь окислення атома елемента.

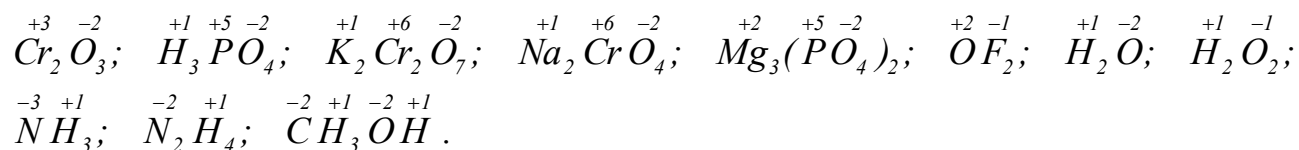
У разі визначення ступені окислення елемента умовно припускають, що в сполуці зв'язувальні електрони повністю переходять до більш електронегативного атома.

Ступінь окислення – умовний цілочисловий електричний заряд, який виник би на атомі, якби електронні пари, якими він сполучений з іншими атомами в речовині, повністю перейшли до більш електронегативних атомів.

Ступінь окислення атомів у складних сполуках обчислюють, користуючись правилами:

1. алгебраїчна сума ступенів окислення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю;
2. атоми H в більшості сполук мають ступінь окислення $+1$ (крім гідридів);
3. атоми O в більшості сполук мають ступінь окислення -2 (крім пероксидів, надпероксидів, фториду оксигену, тощо);
4. метали I групи головної підгрупи $+1$;
5. метали II групи головної підгрупи $+2$;
6. Zn, Cd $+2$;
7. Al $+3$;
8. F -1 .

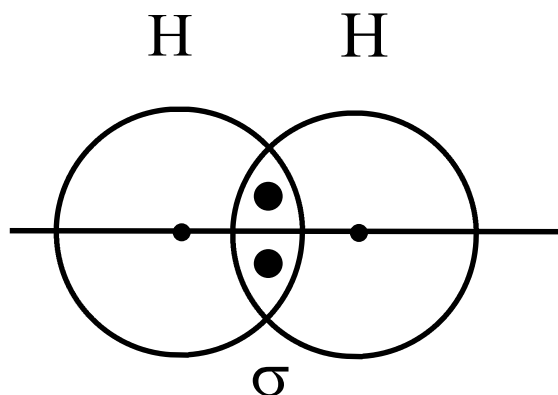
Наприклад:



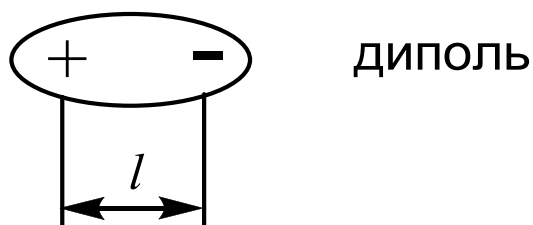
ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ

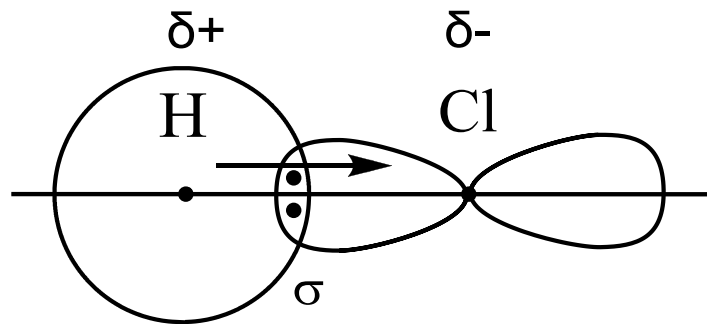
Полярність молекул зумовлена характером розподілу в них електронної густини.

У разі рівномірного розподілу електронної густини утворюються неполярні молекули.



У разі нерівномірного розподілу на більш електронегативних атомах зосереджується надлишковий негативний заряд, на інших – позитивний.





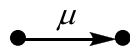
Мірою полярності молекул є *електричний момент диполя* (дипольний момент):

$$\mu = q \cdot l$$

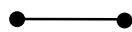
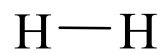
q - заряд;

l - відстань між полюсами.

Електричний момент диполя залежить від полярності окремих зв'язків і від просторової будови молекули.



$\mu \neq 0$, зв'язок полярний, молекула полярна.

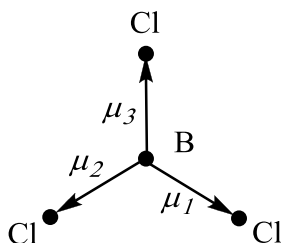
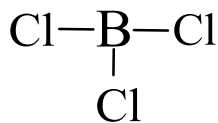


$\mu = 0$, зв'язок неполярний, молекула неполярна.

Для складних молекул:



sp^2 -гібр.

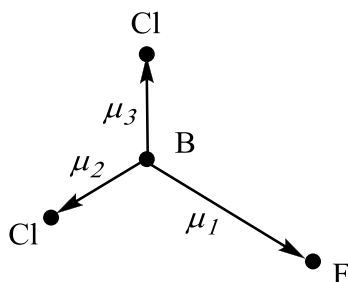
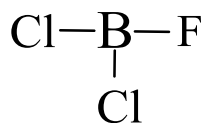


зв'язок $B \rightarrow Cl$ полярний ($\Delta E_H \neq 0$), $\mu_1 = \mu_2 = \mu_3$,

$\mu = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 = 0$, молекула неполярна.



sp^2 -гібр.



зв'язок $B \rightarrow \text{Cl}$ полярний ($\Delta E_H \neq 0$), зв'язок $B \rightarrow \text{F}$ полярний ($\Delta E_H \neq 0$),

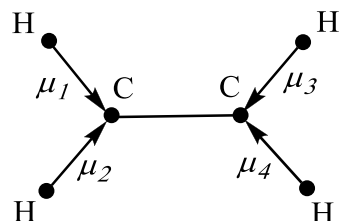
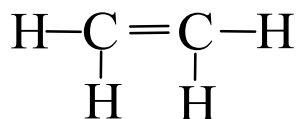
$$\mu_2 = \mu_3 \neq \mu_1,$$

$\mu = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 \neq 0$, молекула полярна.

Величина дипольного моменту залежить від різниці електронегативностей атомів (чим більше ΔE_H , тим більший μ). Наприклад, в молекулі BCl_2F $\mu_1 > \mu_2$ ($\Delta E_H(B-F) > \Delta E_H(B-Cl)$).



sp^2 -гібр.

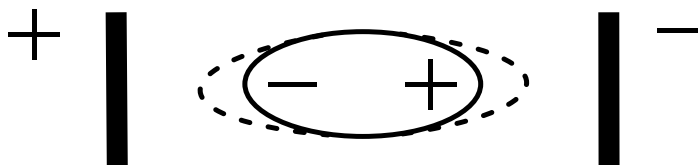


зв'язок $H \rightarrow C$ полярний ($\Delta E_H \neq 0$), $\mu_1 = \mu_2 = \mu_3 = \mu_4$,

$\mu = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 + \mu_4 = 0$, молекула неполярна.

Здатність молекул до поляризації.

Полярні молекули мають електричну асиметрію і сталий дипольний момент, але полярність молекули можна змінити дією на неї зовнішнього електричного поля. Під впливом нього відбувається зміщення електронних хмар, перерозподіл зарядів і дипольний момент набуває нового значення. Виникає наведений (індукований) диполь.



$$\mu_{\text{інд}} = \alpha \cdot E$$

α - коефіцієнт здатності до поляризації (деформації).

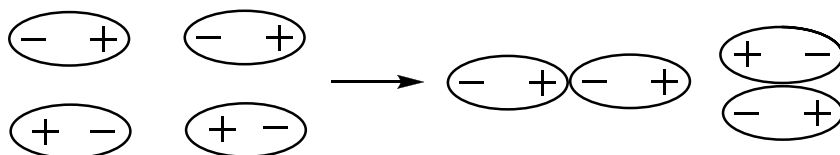
α залежить від розмірів молекул (збільшується зі збільшенням розмірів).

ВЗАЄМОДІЯ МІЖ МОЛЕКУЛАМИ

Між молекулами завжди діють сили електростатичного походження. Результат міжмолекулярної взаємодії полягає тільки в притяганні молекул.

Сили міжмолекулярної взаємодії Ван-дер-Ваальса поділяють:

1. **Орієнтаційна.** Виникає між полярними молекулами, які мають сталі електричні моменти диполів



Енергія орієнтаційної взаємодії залежить від величин дипольних моментів молекул, відстані між ними та температури.

Для однакових полярних молекул

$$E_{op} = -\frac{2}{3k \cdot T} \cdot \frac{\mu^4}{d^6}$$

k - константа Больцмана;

T - абсолютна температура;

μ - електричний момент диполя;

d - відстань між центрами диполів.

Уразі взаємодії різних полярних молекул A і B

$$E_{op} = -\frac{2}{3k \cdot T} \cdot \frac{\mu_A^2 \cdot \mu_B^2}{d^6}$$

Знак "-" означає, що результатом міжмолекулярної взаємодії є притягання молекул, що спричинює зниження енергії системи.

Зі збільшенням дипольного моменту енергія орієнтаційної взаємодії збільшується, отже збільшується температура кипіння.

2. **Індукційна.** Для речовин з полярними молекулами індукційна взаємодія додається до орієнтаційної і дещо підсилює міжмолекулярне притягання.



Якщо взаємодіють полярні і неполярні молекули, то під впливом електричного поля, що створюється полярними молекулами, неполярні молекули можуть поляризуватися і набувати індуктованих дипольних моментів.

Енергія індукційної взаємодії посилюється з підвищенням здатності молекул до поляризації і послаблюється зі зростанням відстані між молекулами. Вона не залежить від температури.

$$E_{ind} = -\frac{2\alpha \cdot \mu^2}{d^6}$$

α - коефіцієнт здатності до поляризації;

μ - момент наведеного (індукованого) диполя;

d - відстань між молекулами з наведеними диполями, що взаємодіють.

3. **Дисперсійна.** Зумовлена виникненням миттєвих диполів внаслідок зміщення електронних оболонок, що перебувають у постійному русі, відносно ядер.

Енергія дисперсійної взаємодії посилюється з підвищенням здатності молекул до поляризації і послаблюється зі зростанням відстані між молекулами.

$$E_{\text{дис}} = -\frac{3I \cdot \alpha^2}{4 d^6}$$

α - коефіцієнт здатності до поляризації;

I - енергія іонізації молекули.

Дисперсійна взаємодія є універсальною. Вона виникає між будь-якими молекулами незалежно від їх будови.

Загальний вираз енергії міжмолекулярної взаємодії.

Енергію міжмолекулярного притягання за рахунок сил орієнтаційної, індукційної та дисперсійної взаємодій між двома однаковими молекулами можна виразити формулою

$$E_{\text{пр}} = E_{\text{ор}} + E_{\text{інд}} + E_{\text{дисн}} = -\frac{2\mu^4}{3k \cdot T \cdot d^6} - \frac{2\alpha \cdot \mu^2}{d^6} - \frac{3I \cdot \alpha^2}{4d^6} = -\frac{n}{d^6}$$

$$n = \frac{2\mu^4}{3k \cdot T} + 2\alpha \cdot \mu^2 + \frac{3I \cdot \alpha^2}{4}$$

На малих відстанях між молекулами, коли їхні електронні оболонки майже доторкуються одна до одної, виникає сильне електростатичне відштовхування:

$$E_{\text{відшт}} = \frac{m}{d^{12}}$$

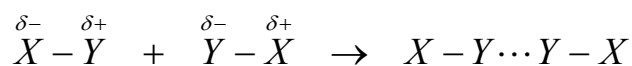
m - стала величина, коефіцієнт відштовхування.

Повна енергія міжмолекулярної взаємодії:

$$E = E_{np} + E_{\text{відшт}} = -\frac{n}{d^6} + \frac{m}{d^{12}}$$

Водневий зв'язок.

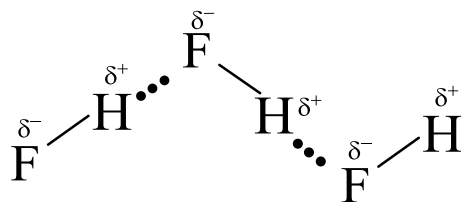
Водневий зв'язок виникає як особливий тип взаємодії між молекулами або функціональними групами у складних молекулах, до складу яких входять атоми гідрогену, ковалентно сполучені з найбільш електронегативними атомами (F, O, N). Він має складну природу внаслідок значного внеску електростатичної і певною мірою донорно-акцепторної взаємодії. Подібно до ковалентного водневий зв'язок характеризується насиченістю і просторовою напрямленістю.



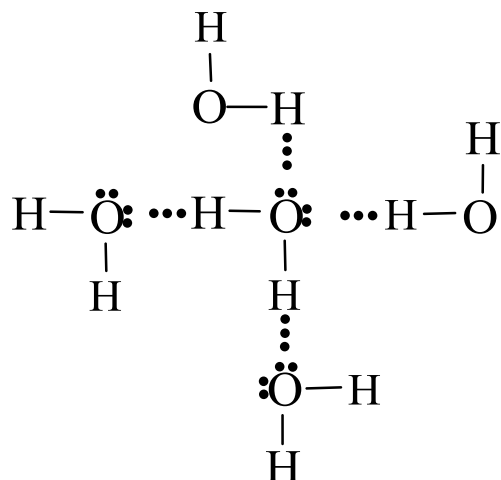
Водневий зв'язок позначають трьома крапками.

Атом гідрогену зазвичай міцніше зв'язаний з тим із двох атомів, з яким утворює ковалентний зв'язок.

Водневий зв'язок дуже поширений і відіграє важливу роль у структурі багатьох неорганічних та органічних сполук. Так, навіть у газоподібному стані молекули фтороводню асоційовані в ланцюгові полімери за рахунок цього зв'язку:



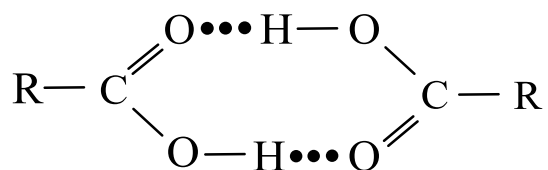
Водневий зв'язок характерний для води. У її молекулі з електронегативним атомом кисню сполучені два атоми гідрогену. На інших двох sp^3 - гібридизованих орбіталях атома кисню розміщені просторово активні неподілені електронні пари. Внаслідок цього кожна молекула води може утворити по два водневі зв'язки із сусідніми молекулами. Це визначає тетраедричне розміщення у просторі двох ковалентних і двох водневих зв'язків відносно атома кисню, який розміщений у центрі такого тетраедру:



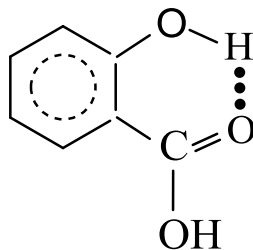
За рахунок цього вода має особливу каркасну просторову будову як у твердому, так і в рідкому стані.

Наявність мійних водневих зв'язків і значних вандерваальсових сил між молекулами води обумовлює аномально високі температури плавлення та кипіння.

За рахунок водневих зв'язків карбонові кислоти утворюють димери, які зберігаються навіть у газоподібному стані:



Наведені приклади відображають утворення *міжмолекулярного* водневого зв'язку. Існує і *внутрішньомолекулярний* водневий зв'язок, який виникає між функціональними групами у складних молекулах.



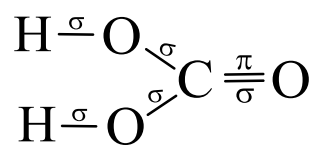
саліцилова кислота.

Відповідні цим речовинам мета- і пара- ізомери не утворюють внутрішньомолекулярних водневих зв'язків внаслідок просторових утруднень. Між молекулами цих ізомерів виникають міжмолекулярні водневі зв'язки.

Приклади завдань.

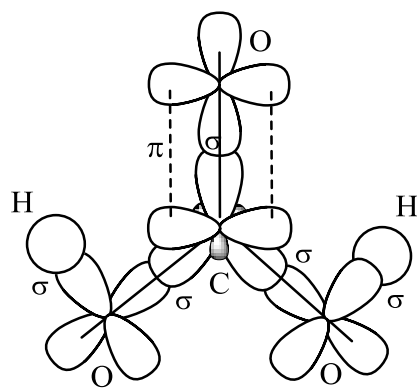
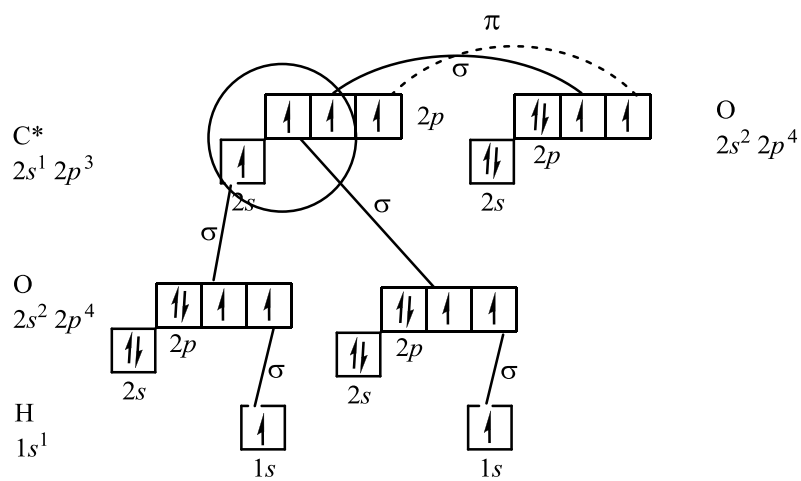
1. Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей під час утворення молекули H_2CO_3 . Відповідь дайте за наведеним планом:

- наведіть електронну схему валентних орбіталей центрального атома;
- визначте, які електрони беруть участь в утворенні σ - та π -зв'язків;
- визначте тип гібридизації під час утворення σ -зв'язків;
- наведіть схему перекривання атомних орбіталей;
- зробіть висновок про просторову будову молекули.



sp^2 -гібр.

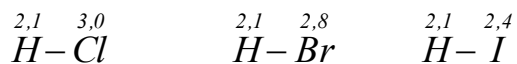
$< \approx 120^\circ$



2. Для заданого ряду молекул пояснить, як і чому змінюється

- полярність хімічних зв'язків, полярність молекул;
- здатність молекул до поляризації;
- енергія орієнтаційної взаємодії;
- енергія дисперсійної взаємодії:

HCl HBr HI .



Полярність хімічних зв'язків зменшується (зменшується ΔE_H), полярність молекул зменшується (зменшується μ), отже зменшується енергія орієнтаційної взаємодії.

Здатність молекул до поляризації збільшується (збільшується r_{am} галогена, збільшуються розміри молекул), отже збільшується енергія дисперсійної взаємодії.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

Розділ 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1. Розрахуйте еквівалентну масу металу, користуючись даними таблиці 13.

Таблиця 13

Варіант	Умова завдання
1	3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду
2	1,62 г металу під дією сірки утворюють 1,86 г сульфїду
3	для окислення 8,34 г металу витрачено 0,68 л кисню за нормальних умов
4	0,604 г металу витіснили з кислоти 581 мл водню (291 К, 103,5 кПа)
5	внаслідок термічного розкладу 4,2 г карбонату металу утворилося 2,0 г його оксиду
6	2,81 г металу витісняє 0,56 л водню (н.у.)
7	3,27 г металу взаємодіють з 1,12 л хлору (н.у.)
8	Бромїд металу містить 28,45 % (мас.) металу

1.2. У наведених у таблиці 14 задачах визначити еквівалент, еквівалентну масу та молярну масу еквівалентів складних сполук

Таблиця 14

Варіант	Умова завдання
9	H_3PO_4 , MgO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2SO_4
10	Al_2O_3 , BaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
11	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, HNO_3 , SO_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
12	FeSO_4 , CuS , Na_2SO_3 , H_2SO_4
13	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_3 , H_2S , NaOH
14	CdO , H_2SO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
15	P_2O_5 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HClO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
16	H_2SeO_4 , AlBr_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Cl_2O_7 ,

1.3. Чому дорівнює еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів, користуючись даними таблиці 15.

Таблиця 15

Варіант	Умова завдання
17	нітрогену в сполуках: N_2O_5 , NaNO_2 , NH_4Cl , HNO_3
18	Сульфуру в сполуках: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CuS , Na_2SO_3 , CuS , H_2SO_4
19	фосфору в сполуках: PH_3 , H_3PO_4 , P_2O_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
20	Хрому в сполуках: Cr_2O_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrCl_2 , K_2CrO_4
21	Мангану в сполуках: Mn_2O_3 , HMnO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, K_2MnO_4
22	Феруму в сполуках: FeO , K_2FeO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
23	Хлору в сполуках: $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$, ClO_2 , FeCl_3 , HClO_3
24	Ванадію в сполуках: VO_2 , VCl_2 , KVO_3 , $\text{V}_2(\text{SO}_4)_3$

Розділ 2. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Таблиця 16

1	<p>Який з наведених оксидів є кислотним? Підтвердіть це за допомогою рівнянь реакцій.</p> <p>а. ZnO; б. Li_2O; в. N_2O_5; г. NO.</p>
2	<p>Який з наведених оксидів є амфотерним? Підтвердіть це за допомогою рівнянь реакцій.</p> <p>а. SO_3; б. Cr_2O_3; в. CaO; г. CrO_3.</p>
3	<p>Який з наведених оксидів є основним? Підтвердіть це за допомогою рівнянь реакцій.</p> <p>а. CO; б. FeO; в. Fe_2O_3; г. Mn_2O_7.</p>

Продовження таблиці 16

4	<p>Визначте хімічний характер оксиду хрому (VI). Підтвердіть це за допомогою рівнянь реакцій.</p> <ul style="list-style-type: none">а. несолетворний;б. основний;в. кислотний;г. амфотерний.
5	<p>Визначте хімічний характер оксиду мангану(II). Підтвердіть це за допомогою рівнянь реакцій.</p> <ul style="list-style-type: none">а. кислотний;б. основний;в. амфотерний;г. несолетворний.
6	<p>Який з наведених оксидів може реагувати і з розчином гідроксиду калію, і з розчином хлоридної кислоти? Навести рівняння реакцій.</p> <ul style="list-style-type: none">а. FeO;б. N_2O;в. ZnO;г. P_2O_5.

Продовження таблиці 16

7	<p>Який з наведених оксидів може реагувати з розчином нітратної кислоти, але не реагує з розчином гідроксиду натрію? Навести рівняння реакцій.</p> <p>а. Cl_2O_7; б. NiO; в. SO_3; г. NO.</p>
8	<p>Який з наведених оксидів не може реагувати ні з розчином гідроксиду барію, ні з розчином сульфатної кислоти? Відповідь обґрунтуйте.</p> <p>а. CuO; б. N_2O; в. N_2O_3; г. MgO.</p>
9	<p>Яка з наведених кислот утворює кислу сіль. Навести рівняння реакцій. Назвіть всі речовини.</p> <p>а. HBr; б. CH_3COOH; в. H_2CO_3; г. HNO_3.</p>

Продовження таблиці 16

10	<p>Яка з наведених кислот не утворює кислу сіль. Відповідь обґрунтуйте.</p> <p>а. H_3PO_4;</p> <p>б. HCl;</p> <p>в. H_4SiO_4;</p> <p>г. H_2SO_4.</p>
11	<p>Який з наведених гідроксидів утворює основну сіль. Наведіть рівняння реакцій. Назвіть всі речовини.</p> <p>а. $NaOH$;</p> <p>б. NH_4OH;</p> <p>в. $Cu(OH)_2$;</p> <p>г. $RbOH$.</p>
12	<p>Який з наведених гідроксидів не утворює основну сіль. Відповідь обґрунтуйте.</p> <p>а. $Al(OH)_3$;</p> <p>б. $Mg(OH)_2$;</p> <p>в. $Sn(OH)_2$;</p> <p>г. KOH.</p>

Продовження таблиці 16

13	<p>Яку кислоту можна отримати взаємодією кислотного оксиду з водою. Навести рівняння реакції.</p> <p>а. CH_3COOH ;</p> <p>б. H_3PO_4 ;</p> <p>в. H_2S ;</p> <p>г. HCl .</p>
14	<p>Яку кислоту не можна отримати взаємодією кислотного оксиду з водою.</p> <p>а. H_2Se ;</p> <p>б. HNO_3 ;</p> <p>в. H_2SO_3 ;</p> <p>г. H_2SO_4 .</p>
15	<p>Який гідроксид утворюється під час взаємодії основного оксиду з водою. Навести рівняння реакції.</p> <p>а. $Fe(OH)_3$;</p> <p>б. $Ca(OH)_2$;</p> <p>в. $Al(OH)_3$;</p> <p>г. $Zn(OH)_2$.</p>

Продовження таблиці 16

16	<p>Який з наведених гідроксидів реагує із розчином гідроксиду натрію, і з розчином хлоридної кислоти. Наведіть рівняння реакцій, назвіть всі речовини.</p> <p>а. $Ba(OH)_2$;</p> <p>б. $Ni(OH)_2$;</p> <p>в. $Fe(OH)_2$;</p> <p>г. $Al(OH)_3$.</p>
17	<p>Яку з наведених солей можна отримати взаємодією кислотного та основного оксидів? Наведіть рівняння реакцій.</p> <p>а. $CaSiO_3$;</p> <p>б. $FeCl_3$;</p> <p>в. Na_2S;</p> <p>г. KBr.</p>
18	<p>Взаємодією яких речовин у розчинах можна отримати комплексну сіль. Відповідь обґрунтуйте.</p> <p>а. $Ni(OH)_2 + KOH$;</p> <p>б. $Zn(OH)_2 + NaOH$;</p> <p>в. $Ba(OH)_2 + KOH$;</p> <p>г. $Fe(OH)_2 + Ba(OH)_2$.</p>

Продовження таблиці 16

19	<p>Яку реакцію не можна використати для добування комплексної солі. Відповідь обґрунтуйте.</p> <p>а. $Al(NO_3)_3 + LiOH_{(НАДЛИШОК)}$;</p> <p>б. $Al(OH)_3 + LiOH$;</p> <p>в. $Al_2O_3 + LiOH$;</p> <p>г. $LiOH_{(НАДЛИШОК)} + AlCl_3$.</p>
20	<p>Усіма можливими способами добудьте оксид цинку, охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.</p>
21	<p>Усіма можливими способами добудьте сульфатну кислоту, охарактеризуйте її хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.</p>
22	<p>Усіма можливими способами добудьте гідроксид феруму (II), охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.</p>
23	<p>Усіма можливими способами добудьте гідроксид хрому, охарактеризуйте його хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.</p>
24	<p>Усіма можливими способами добудьте ортофосфатну кислоту, охарактеризуйте її хімічні властивості. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.</p>

Розділ 3. БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ЗАКОНОМІРНОСТІ ЗМІНИ ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ

3.1 БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

3.1.1 Поясніть, вказуючи значення квантових чисел, чи реалізуються вказані електронні конфігурації:

Таблиця 17

Варіант	Умова завдання
1	$1p^4, 3d^5$
2	$2p^6, 3f^2$
3	$4f^9, 2d^7$
4	$3s^4, 4p^6$
5	$5p^8, 6s^2$
6	$3d^{11}, 5f^4$
7	$5d^8, 3f^{14}$
8	$6p^6, 2d^6$

3.1.2 Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон підрівнів із вказаною конфігурацією. Відповідь наведіть у вигляді таблиць:

Орбіталі			
№	n	l	m

Електрони				
№	n	L	m	m_s

Таблиця 18

Варіант	Умова завдання
9	$4p^5$
10	$5s^2 5p^3$
11	$3d^7$
12	$4f^9$
13	$6s^2 6p^4$
14	$5f^{11}$
15	$4s^2 4p^2$
16	$5d^8$

3.1.3 Навести повні електронні формули та схеми атомів елементів, що мають вказані порядкові номери:

Таблиця 19

Варіант	Умова завдання
17	37, 15, 73
18	22, 53, 55
19	59, 49, 19
20	40, 71, 12
21	15, 24, 58
22	87, 17, 41
23	18, 43, 56
24	50, 37, 72

3.2 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

3.2. Наведіть повні електронні формули та схеми атомів елементів, що мають вказані порядкові номери. Поясніть, виходячи з електронної будови атомів, до якої електронної родини належить вказаний елемент (до s-, p-, d- або f-елементів), підкресліть валентні електрони, поясніть, в якій підгрупі, групі та періоді знаходяться ці елементи, користуючись даними таблиці 20.

Таблиця 20

Варіант	Умова завдання
1	17, 40
2	20, 43
3	13, 52
4	37, 51
5	11, 45
6	15, 75
7	21, 53
8	28, 36
9	23, 54
10	12, 46
11	36, 93
12	51, 99
13	10, 68
14	9, 69
15	35, 55
16	22, 60

Продовження таблиці 20

17	8, 56
18	25, 71
19	14, 94
20	30, 49
21	16, 75
22	79, 19
23	23, 81
24	18, 47

Розділ 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.

4.1. Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей під час утворення вказаних молекул. Відповідь дайте за наведеним планом:

- а) наведіть електронну схему валентних орбіталей центрального атома;
- б) визначте, які електрони беруть участь в утворенні σ -та π -зв'язків;
- в) визначте тип гібридизації (якщо вона є) під час утворення σ -зв'язків;
- г) наведіть схему перекривання атомних орбіталей;
- д) зробіть висновок про просторову будову молекул та іонів і поясніть утворення валентних кутів.

Виходячи із значень електронегативності та просторової будови молекул, зробіть висновки про полярність зв'язків та полярність наведених у табл.3.1 молекул.

Таблиця 21

Варіант	Молекули
1	$\text{H}_2\text{S}, \text{CH}_4$
2	$\text{NH}_3, \text{BeF}_2$
3	$\text{BeCl}_2, \text{CH}_2=\text{CH}_2$
4	$\text{PH}_3, \text{CCl}\equiv\text{CH}$
5	$\text{CCl}_4, \text{BF}_3$
6	$\text{H}_2\text{O}, \text{CF}_2=\text{CF}_2$
7	$\text{H}_2\text{Se}, \text{CF}_4$
8	$\text{CHF}_3, \text{CCl}_2=\text{CCl}_2$
9	$\text{CCl}\equiv\text{CCl}, \text{BCl}_3$
10	$\text{N}_2, \text{CF}\equiv\text{CF}$
11	$\text{SCl}_2, \text{CHCl}=\text{CF}_2$
12	$\text{PCl}_3, \text{CCl}\equiv\text{CF}$
13	$\text{H}_2\text{Te}, \text{BeFCl}$
14	$\text{CH}_2=\text{CF}_2, \text{PH}_3$
15	$\text{CH}_2\text{Cl}_2, \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{CHCl}_3, \text{BFCl}_2$
17	$\text{CH}\equiv\text{CH}, \text{H}_2\text{S}$
18	$\text{NH}_3, \text{CCl}_2=\text{CH}_2$
19	$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$
20	CH_3COOH
21	$\text{NH}(\text{CH}_3)_2$
22	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COH}$

Продовження таблиці 21

23	CH_3COCH_3
24	$\text{CCl}_2=\text{CHCH}_3$

4.2. Знайдіть, використовуючи значення електронегативностей, ступені окислення елементів у сполуках:

Таблиця 22

Варіант	Молекули
1	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{CH}_3\text{OH}, \text{SiO}_2$
2	$\text{NH}_3, \text{BeI}_2, \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
3	$\text{BaCl}_2, \text{HClO}_4, \text{Ca}(\text{OH})_2$
4	$\text{PH}_3, \text{CCl}_4, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
5	$\text{C}_2\text{H}_2, \text{BF}_3, \text{Cr}(\text{OH})_3$
6	$\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
7	$\text{H}_2\text{SeO}_3, \text{C}_2\text{F}_4, \text{K}_2\text{FeO}_4$
8	$\text{CHF}_3, \text{H}_4\text{SiO}_4, \text{Mn}_2\text{O}_7$
9	$\text{NH}_2\text{OH}, \text{BF}_3, \text{H}_3\text{PO}_2$
10	$\text{N}_2, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{H}_2\text{SnO}_3$
11	$\text{SCl}_2, \text{H}_4\text{SiO}_4, \text{Sn}(\text{OH})_4$
12	$\text{HPO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3, \text{Be}(\text{OH})_2$
13	$\text{H}_6\text{TeO}_6, \text{Ni}(\text{OH})_2, \text{BeFCl}$
14	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{SO}_3, \text{BaO}_2$
15	$\text{NaHCO}_3, \text{MnO}_2, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
16	$\text{Fe}(\text{OH})_3, \text{H}_2\text{CrO}_4, \text{Cr}_2\text{O}_3$

Продовження таблиці 22

17	$\text{As}_2\text{O}_5, \text{K}_2\text{ZnO}_2, \text{CoS}$
18	$\text{Cl}_2\text{O}_7, \text{HNO}_2, \text{Au}(\text{OH})_3$
19	$\text{Sb}(\text{OH})_3, \text{Ag}_2\text{O}, \text{CH}_3\text{COOH}$
20	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3, \text{ClO}_2, \text{HNO}_3$
21	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{H}_2\text{MoO}_4, \text{N}_2\text{O}_5$
22	$\text{XeF}_4, \text{KBiO}_3, \text{H}_2\text{O}_2$
23	$\text{K}_2\text{MnO}_4, \text{Tl}_2\text{O}, \text{HVO}_3$
24	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Cd}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{FeO}_4$

4.2. Поясніть, чи є полярними молекули наведених речовин, проаналізувавши їхню структуру та полярності хімічних зв'язків:

Таблиця 23

Варіант	Формули речовин
1	$\text{PBr}_3, \text{BCl}_3, \text{CO}_2$
2	$\text{CH}_4, \text{NCl}_3, \text{SiF}_4$
3	$\text{C}_2\text{H}_4, \text{Cl}_2\text{O}, \text{HI}$
4	$\text{H}_2\text{S}, \text{CCl}_4, \text{NH}_3$
5	$\text{H}_2\text{O}, \text{BBr}_3, \text{GeH}_4$
6	$\text{H}_2\text{Se}, \text{CH}_2\text{Cl}_2, \text{O}_2$
7	$\text{SiH}_4, \text{NH}_2\text{Cl}, \text{CO}$
8	$\text{CHCl}_3, \text{H}_2\text{Te}, \text{SiCl}_4$

4.3. Поясніть, для якої з наведених речовин буде більшим внесок енергії

- а) дисперсійної
 б) орієнтаційної міжмолекулярної взаємодії.

Таблиця 24

Варіант	Формули речовин
9	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Te}$
10	$\text{NCl}_3, \text{PCl}_3$
11	$\text{CBr}_4, \text{CCl}_4$
12	$\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{Se}$
13	HBr, Br_2
14	$\text{SiF}_4, \text{SiBr}_4$
15	$\text{PH}_3, \text{SbH}_3$
16	$\text{BCl}_3, \text{BF}_3$

4.4. Які види взаємодії реалізуються між молекулами кожної з наведених речовин? Яка з цих речовин має більш високі температури топлення та кипіння? Відповідь обґрунтуйте.

Таблиця 25

Варіант	Формули речовин
17	NH_3, PH_3
18	$\text{BF}_3, \text{BBr}_3$
19	$\text{CH}_4, \text{C}_2\text{H}_6$
20	$\text{H}_2\text{Te}, \text{H}_2\text{S}$

Продовження таблиці 25

21	$\text{AsCl}_3, \text{NCl}_3$
22	$\text{CH}_4, \text{CBr}_4$
23	Cl_2, Br_2
24	$\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{O}_2$

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Глинка Н. Л. Общая химия / Глинка Н. Л. — М.: Интеграл-Пресс, 2003. — 728 с.
2. Карапетьянц М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. — М.: Химия, 1981. — 632 с.
3. Загальна та неорганічна хімія. Частина 1 / О. М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов. — К.: Педагогічна преса, 2002. — 518 с. — ISBN 955-7320-18-9.
4. Загальна та неорганічна хімія. Частина 2 / О. М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов. — К.: Педагогічна преса, 2000. — 784 с. — ISBN 955-7320-13-8.

Додаткова література

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т.1. / Б.В. Некрасов. — М.: Химия, 1973. — 656 с.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т.2. / Б.В. Некрасов. — М.: Химия, 1973. — 688 с.
3. Дикерсон Р. Основные законы химии Т.1 / Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж.; пер. с англ. Е.Л. Розенберга. — М.: Мир, 1982. — 652 с.
4. Дикерсон Р. Основные законы химии Т.2 / Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж.; пер. с англ. Е.Л. Розенберга. — М.: Мир, 1982. — 620 с.
5. Хаускрофт К. Современный курс общей химии. Т.1 / К. Хаускрофт, Э. Констебл. — М.: Мир, 2002. — 540 с. — ISBN 5-03-003310-6.

6. Хаускрофт К. Современный курс общей химии. Т.2 / К. Хаускрофт, Э. Констебл. — М.: Мир, 2002. — 528 с. — ISBN 5-03-003310-4.
7. Гринвуд Н. Химия элементов. Т.1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо. — М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. — 627 с. — ISBN 978-5-94774-373-9.
8. Гринвуд Н. Химия элементов. Т.2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо. — М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. — 670 с. — ISBN 978-5-94774-374-6.
9. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т.1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. — М.: Мир, 2004. — 679 с. — ISBN 5-03-003628-8.
10. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т.2 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. — М.: Мир, 2004. — 486 с. — ISBN 5-03-003629-6.

ДОДАТКИ

Додаток А

Назви деяких простих речовин і елементів (ДСТУ 2439-94)

(назви інших елементів і простих речовин збігаються)

Символи елементів	Назви елементів	Назви простих речовин
H	Гідроген	Водень
C	Карбон	Алмаз, графіт, вуглець
N	Нітроген	Азот
O	Оксиген	Кисень, озон
F	Флуор	Фтор
S	Сульфур	Сірка
Fe	Ферум	Залізо
Ni	Нікол	Нікель
Cu	Купрум	Мідь
Ag	Аргентум	Срібло
Sn	Станум	Олово
I	Іод	Йод
Hg	Меркурій	Ртуть
Pb	Плюмбум	Свинець
Au	Аурум	Золото

Додаток Б

Значення деяких фундаментальних сталих

Стала Авогадро	N_A	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Молярна газова стала	R	8,31441 Дж/К·моль
Об'єм моля ідеального газу за температури 273К та тиску 101325Па	V_m	22,4138 л/моль

Додаток В

Розчинність кислот, основ та солей у воді (р – розчиняється, н – не розчиняється, м – мало розчиняється, '-' – не існує або розкладаються водою)

Іони	OH ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	-	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ag ⁺	-	р	н	н	н	н	н	н	н	-	н	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	р	-	н	н	н	н	н	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	р	-	н	р	н	н	н	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Cu ²⁺	н	р	р	р	-	н	-	р	-	н	н	р
Hg ²⁺	-	р	н	м	н	н	-	р	-	-	н	р

Продовження додатку В

Іони	OH^-	NO_3^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	CH_3COO^-
Pb^{2+}	н	р	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р
Sn^{2+}	н	р	р	р	м	н	н	н	н	н	н	р
Ni^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Co^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Fe^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Fe^{3+}	н	р	р	р	-	-	-	р	н	н	н	р
Al^{3+}	н	р	р	р	р	-	-	р	-	н	н	р
Cr^{3+}	н	р	р	р	р	-	-	р	-	-	н	р

Додаток Г

Таблица электроотрицательностей

<i>H</i> 2.1								<i>He</i> -		
<i>Li</i> 1.0	<i>Be</i> 1.5	<i>B</i> 2.0	<i>C</i> 2.5	<i>N</i> 3.0	<i>O</i> 3.5	<i>F</i> 4.1	<i>Ne</i> -			
<i>Na</i> 0.9	<i>Mg</i> 1.2	<i>Al</i> 1.5	<i>Si</i> 1.8	<i>P</i> 2.1	<i>S</i> 2.5	<i>Cl</i> 3.0	<i>Ar</i> -			
<i>K</i> 0.8	<i>Ca</i> 1.0	<i>Sc</i> 1.3	<i>Ti</i> 1.6	<i>V</i> 1.5	<i>Cr</i> 1.5	<i>Mn</i> 1.6	<i>Fe</i> 1.6	<i>Co</i> 1.7	<i>Ni</i> 1.7	
<i>Cu</i> 1.7	<i>Zn</i> 1.7	<i>Ga</i> 1.8	<i>Ge</i> 1.7	<i>As</i> 2.0	<i>Se</i> 2.4	<i>Br</i> 2.8	<i>Kr</i> -			
<i>Rb</i> 0.8	<i>Sr</i> 1.0	<i>Y</i> 1.1	<i>Zr</i> 1.2	<i>Nb</i> 1.3	<i>Mo</i> 1.3	<i>Tc</i> 1.4	<i>Ru</i> 1.4	<i>Rh</i> 1.5	<i>Pd</i> 1.4	
<i>Ag</i> 1.4	<i>Cd</i> 1.5	<i>In</i> 1.5	<i>Sn</i> 1.7	<i>Sb</i> 1.8	<i>Te</i> 2.1	<i>I</i> 2.4	<i>Xe</i> -			
<i>Cs</i> 0.7	<i>Ba</i> 0.9	<i>La</i> 1.1	<i>Hf</i> 1.2	<i>Ta</i> 1.3	<i>W</i> 1.4	<i>Re</i> 1.4	<i>Os</i> 1.5	<i>Ir</i> 1.5	<i>Pt</i> 1.4	
<i>Au</i> 1.4	<i>Hg</i> 1.4	<i>Tl</i> 1.4	<i>Pb</i> 1.6	<i>Bi</i> 1.6	<i>Po</i> 1.8	<i>At</i> 1.9	<i>Rn</i> -			
<i>Fr</i> 0.7	<i>Ra</i> 0.9	<i>Ac</i> 1.0	<i>Db</i> -							

Додаток Д

Періодична система елементів Д.І.Менделєєва

Період	Групи											
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
I	H 1 1.00794 гідроген							(H)	He 2 4.0026 гелій			
II	Li 3 6.941 літій	Be 4 9.012 берилій	B 5 10.811 бор	C 6 12.011 Карбон	N 7 14.0067 нітроген	O 8 15.994 оксиген	F 9 18.9984 флуор	Ne 10 20.179 неон				
III	Na 11 22.9898 натрій	Mg 12 24.305 магній	Al 13 26.9815 алюміній	Si 14 28.0855 силіцій	P 15 30.9738 фосфор	S 16 32.066 сульфур	Cl 17 35.453 хлор	Ar 18 39.948 аргон				
IV	K 19 39.0983 калій	Ca 20 40.078 кальцій	21 Sc 44.9559 скандій	22 Ti 47.880 титан	23 V 50.9415 ванадій	24 Cr 51.9961 хром	25 Mn 54.938 манган	26 Fe 55.847 ферум	27 Co 58.9332 кобальт	28 Ni 58.690 нікол		
	29 Cu 63.546 купрум	30 Zn 65.390 цинк	Ga 31 69.723 галій	Ge 32 72.590 германій	As 33 74.9216 арсен	Se 34 78.960 селен	Br 35 79.904 бром	Kr 36 83.80 криптон				
V	Rb 37 85.4678 рубідій	Sr 38 87.820 стронцій	39 Y 88.9059 ітрій	40 Zr 91.224 цирконій	41 Nb 92.9064 ніобій	42 Mo 95.940 молібден	43 Tc [98] технецій	44 Ru 101.070 рутений	45 Rh 102.9055 родій	46 Pd 106.420 паладій		
	47 Ag 107.8682 аргентум	48 Cd 112.410 кадмій	In 49 114.820 індій	Sn 50 118.710 станум	Sb 51 121.750 стибій	Te 52 127.60 телур	I 53 126.9045 йод	Xe 54 131.290 ксенон				
VI	Cs 55 132.9054 цезій	Ba 56 137.330 барій	57 La* 138.9055 лантан	72 Hf 178.490 гафній	73 Ta 180.9479 тантал	74 W 183.850 вольфрам	75 Re 186.207 реній	76 Os 190.20 осмій	77 Ir 192.22 ірідій	78 Pt 195.08 платина		
	79 Au 196.9665 аурум	80 Hg 200.59 гідраргірум	Tl 81 204.383 талій	Pb 82 207.20 плюмбум	Bi 83 208.9804 бісмут	Po 84 [209] полоній	At 85 [210] астат	Rn 86 [222] радон				
VII	Fr 87 [223] францій	Ra 88 [226] радій	89 Ac** [227] актиній	104 Rf [261] резерфордій	105 Db [262] дубній	106 Sg [263] сигборгій	107 Hs [264] гасій	108 Hn [265] ганій	109 Mt [266] Майтнерій	110 Uun [272] унунілій		

*ЛАНТАНОЇДИ

58 140.12 Ce церій	59 140.91 Pr празеодим	60 144.24 Nd неодим	61 [147] Pm прометій	62 150.36 Sm самарій	63 151.96 Eu європій	64 157.25 Gd гадоліній	65 158.93 Tb тербій	66 162.50 Dy диспрозій	67 164.93 Ho гольмій	68 167.26 Er єрбій	69 168.93 Tm тулій	70 173.04 Yb їтербій	71 174.97 Lu лютецій
---	---	--	---	---	---	---	--	---	---	---	---	---	---

**АКТИНОЇДИ

90 323.04 Th торій	91 231 Pa протактиній	92 238.03 U уран	93 [237] Np нептуній	94 [244] Pu плутоній	95 [243] Am амеріцій	96 [247] Cm кюрій	97 [247] Bk берклій	98 [251] Cf каліфорній	99 [252] Es ейнштейнній	100 [257] Fm фермій	101 [258] Md менделєвій	102 [259] No нобелій	103 [260] Lr лоуренсій
---	--	---	---	---	---	--	--	---	--	--	--	---	---