

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ІМЕНІ МИХАЙЛА ОСТРОГРАДСЬКОГО



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ЩОДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ  
НАД ОКРЕМИМИ РОЗДІЛАМИ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»  
МОДУЛЬ 1. **ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ТА ЗАОЧНОЇ ФОРМ НАВЧАННЯ  
ЗІ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 162 – «БІОТЕХНОЛОГІЇ ТА БІОІНЖЕНЕРІЯ»  
ОСВІТНЬОГО СТУПЕНЯ «БАКАЛАВР»

КРЕМЕНЧУК 2017

Методичні вказівки щодо самостійної роботи над окремими розділами навчальної дисципліни «ХІМІЯ», модуль 1. Загальна та неорганічна хімія для студентів денної та заочної форм навчання зі спеціальності 162 – «Біотехнології та біоінженерія» освітнього ступеня «бакалавр».

Укладачі: к.т.н., доц. О.В. Мазницька, к.х.н., доц. О.В. Новохатько

Рецензент: к.т.н., доц. А.В. Пасенко

Кафедра біотехнології та здоров'я людини

Затверджено методичною радою Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського

Протокол № \_\_\_\_\_ від \_\_\_\_\_

Голова методичної ради \_\_\_\_\_ проф. В.В. Костін

## ЗМІСТ

Вступ.....	4
Перелік самостійних робіт.....	6
Самостійна робота № 1 Корозія металів.....	6
Самостійна робота № 2 Хімія s-, p-, d-, f-елементів.....	10
Критерії оцінювання знань студентів.....	25
Список літератури.....	26

## ВСТУП

Методичні вказівки складені викладачами кафедри біотехнології та здоров'я людини Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського для оптимізації підготовки студентів, які навчаються за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія» до занять з дисципліни «Хімія» (модуль 1. Загальна та неорганічна хімія) та глибшого засвоєння ними програмного матеріалу.

Мета вивчення модуля 1 навчальної дисципліни «Хімія» – це забезпечення основи теоретичної підготовки для вивчення спеціальних профільюючих дисциплін майбутнім спеціалістам зі спеціальності 162 – «Біотехнології та біоінженерія».

У результаті вивчення модуля 1 навчальної дисципліни студент повинен

**знати:**

- основні хімічні поняття і закони, типи хімічних реакцій;
- енергетику, напрям, механізм перебігу основних хімічних та електрохімічних процесів, властивості металів і неметалів та їх сполук;
- теоретичні основи органічної хімії і властивості органічних речовин;
- класи органічних сполук, їх номенклатуру, ізомерію;
- фізичні методи аналізу органічних сполук;
- властивості біоорганічних сполук;
- методи добування та застосування органічних сполук у промисловості.
- значення аналітичної хімії для біотехнології та вирішення практичних задач;
- галузь використання та характеристики обладнання.
- методики відбору та підготовки проб для проведення їх аналізу. Витяг, розподіл компонентів проб.
- основні методи хімічного аналізу, їх теоретичні засади;
- основи теорій хімічної кінетики та каталізу, що дасть змогу майбутньому фахівцю на науковій основі підходити до вибору каталізатора

того чи іншого процесу;

**уміти:**

- виконувати розрахунки для будь-яких процесів;
- користуватися періодичною системою елементів, складати формули хімічних сполук та рівняння хімічних реакцій, які виражають суть процесів між різними хімічними речовинами;
- встановлювати зв'язок між класами органічних сполук;
- використовувати методи добування органічних речовин;
- писати рівняння реакцій та назви органічних речовин;
- складати схеми синтезів органічних сполук;
- правильно виконувати відбір проб;
- використовувати відповідні методи і засоби контролю при визначенні речовин в необхідному об'єкті для аналізу;
- виконувати обробку результатів вимірювань;
- створювати стабільні високоякісні дисперсні системи (емульсії, порошки, аерозолі, піни, мазі й ін.) або вирішувати інші спеціальні задачі, пов'язані з інтенсифікацією технологічних процесів одержання й очищення біотехнологічних продуктів і лікарських речовин.

Метою самостійної роботи студентів є детальний розгляд теоретичних положень дисципліни «Хімія», винесених на самостійне опрацювання, та формування умінь і навичок їх застосування шляхом виконання відповідно поставлених завдань.

Методичні вказівки містять методичні розробки до двох самостійних робіт: виклад основних теоретичних положень з корозії металів та хімії s-, p-, d- і f-елементів, приклади розв'язання задач, завдання для самоконтролю, довідкові матеріали, список рекомендованої літератури.

При підготовці до тем, з яких є лабораторні роботи, треба користуватися методичними вказівками до лабораторних робіт.

# ПЕРЕЛІК САМОСТІЙНИХ РОБІТ

## Самостійна робота № 1

### Тема: Корозія металів

**Мета:** знати види корозії металів та електрохімічні процеси, що відбуваються під час корозії металів; вміти складати рівняння електродних процесів при корозії.

### Стислі теоретичні відомості

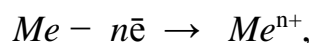
**Корозією** називають руйнування металу в результаті хімічного або електрохімічного впливу навколишнього середовища.

Швидкість корозії виражають або через втрату маси зразка за одиницю часу на одиниці площі поверхні, або через зменшення товщини металу за одиницю часу.

За характером руйнування металу розрізняють рівномірну й місцеву корозію. Рівномірна корозія розподіляється по всій поверхні металу, а місцева корозія зосереджена на окремих ділянках.

За механізмом корозійного процесу розрізняють хімічну або електрохімічну корозію. Хімічна корозія є характерною для середовищ, які не проводять електричний струм (сухі гази й рідини). У процесі хімічної корозії відбувається пряма взаємодія металу з окисником.

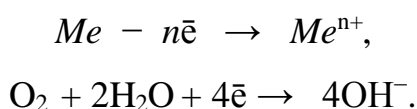
Електрохімічна корозія виникає в середовищах, що мають йонну провідність (розчини електролітів). У цьому випадку процес корозії є анодним розчиненням металу під впливом катодного відновлення окисника. Найбільш поширеними окисниками в корозійному процесі є йони водню й молекули кисню. Корозія за участю йонів водню називається **корозією з виділенням водню або корозією з водневою деполяризацією**. У найбільш простому вигляді електродні процеси можуть бути подані рівняннями:



Корозія з виділенням водню можлива, якщо потенціал водневого електрода більш позитивний за потенціал металу. Швидкість корозії в цьому випадку визначається швидкістю реакції виділення водню, що залежить від природи металу й характеру поверхні, на якій виділяється водень. Швидкість корозії залежить також від рН і температури розчину, з яким реагує метал.

Корозія за участю кисню називається **корозією з поглинанням кисню** або **корозією з кисневою деполяризацією**.

У найбільш простому вигляді електродні процеси можна описати рівняннями:



Корозія з поглинанням кисню можлива, якщо потенціал кисневого електрода більш позитивний за потенціал металу. Швидкість корозії в цьому випадку визначається швидкістю дифузії кисню й зростає при перемішуванні розчину й збільшенні концентрації розчиненого кисню.

У деяких випадках швидкість корозії лімітується анодними реакціями. Зазвичай це спостерігається у металів, здатних до пасивації, таких, як алюміній, титан, хром, нікель, тантал і ін.). Пасивністю металу називають стан підвищеної корозійної стійкості, який викликається гальмуванням анодного процесу. Пасивація зазвичай обумовлена утворенням на поверхні металу захисних плівок.

Приклад 1. Які процеси відбуваються при нещільному контакті цинкової та нікелевої пластини а) у вологому повітрі; б) у кислому середовищі?

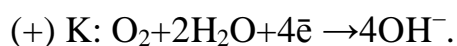
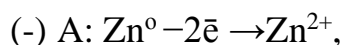
Розв'язок. При контакті зазначених металів кородує більш активний цинк, що має менше значення електродного потенціалу:

$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 \text{ В}, E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 \text{ В}.$$

а) У вологому повітрі утворюється корозійний гальванічний елемент, в якому цинк відіграє роль анода, а менш активний нікель – катода:



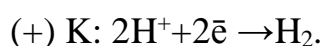
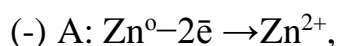
Анод окиснюється, а на катоді спостерігається киснева деполяризація – це описується електронними рівняннями анодного і катодного процесів:



б) У кислому середовищі корозія проходить з водневою деполяризацією, тому цинк піддається анодному окисненню, а на нікелевому катоді відновлюються йони гідрогену і виділяється вільний водень. Схема корозійного гальванічного елемента і електронні рівняння електродних процесів мають вигляд:

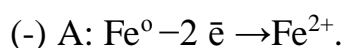


Анодний і катодний процеси:

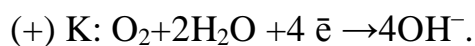


Приклад 2. На сталевий виріб нанесли краплину води. Чим пояснити, що після її висихання виникає пляма іржі?

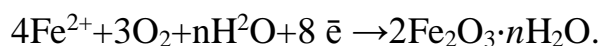
Розв'язок. В даному випадку утворюється корозійна гальванопара нерівномірної аерації, що сприяє прискоренню корозійних процесів. При цьому ділянка поверхні металу під краплиною, куди доступ кисню дуже обмежений, є анодом – там проходить окиснення:



Електрони прямують до ділянок Fe, які знаходяться на периферії краплини, куди кисень поступає без перешкод – це катодні ділянки, там проходить відновлення:



Туди ж від анода дифундують і катіони  $\text{Fe}^{2+}$ , які беруть участь в утворенні іржи:



### **.Завдання для самоконтролю**

1. Що називають корозією металів? Які існують види корозії?
2. Чим відрізняється електрохімічна корозія від хімічної?



3. Чим викликана електрохімічна неоднорідність поверхні металу?

4. Яким чином можна визначити можливість перебігу корозії з виділенням водню та з поглинанням кисню?

5. Яке явище називають пасивацією металу? Що таке активатори корозії?

6. Який метал буде руйнуватися першим у процесі корозії в наступних парах: алюміній-мідь, мідь-нікель, залізо-нікель?

7. Як відбувається корозія оцинкованого та лудженого заліза:

а) на вологому повітрі;

б) у кислоті?

Обґрунтувати відповідь і скласти електронно-іонні рівняння реакцій, які перебігають на катоді та аноді.

8. Який із запропонованих металів (кальцій, срібло, алюміній) можна використовувати для протекторного захисту від корозії виробу зі сталі? Відповідь обґрунтувати.

9. Який із запропонованих металів (магній, літій, платина) можна використовувати для протекторного захисту від корозії виробу зі сталі? Відповідь обґрунтувати.

10. Для харчових консервів використовують посуд виготовлений із заліза, покритого оловом. Якого типу це покриття? Записати схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при пошкодженні вказаного покриття в розчині сульфатної кислоти та рівняння анодного й катодного процесів.

11. Скласти схему корозійного елемента, який утворюється при пошкодженні цинкового покриття в розчині хлоридної кислоти та рівняння анодного і катодного процесів.

12. Скласти схему мікрогальванічного елемента, який виникає при контакті міді з алюмінієм в розчині сульфатної кислоти. Які процеси при цьому відбуваються? Які речовини утворюються? Записати рівняння анодного і катодного процесів.

## Самостійна робота № 2

### Тема: Хімія s-, p-, d-, f-елементів

**Мета:** знати загальні властивості s-, p-, d-, f-елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва.

### Стислі теоретичні відомості

Усі елементи, залежно від того, який підрівень заповнюється, поділили на чотири електронні родини:

1) s-елементи – це елементи, в атомах яких останнім забудовується s-підрівень зовнішнього електронного шару. Перші два елементи кожного періоду – це s-елементи;

2) p-елементи – це елементи, в атомах яких останнім забудовується p-підрівень зовнішнього електронного шару. У кожному періоді (крім 1 і 7-го) є шість p-елементів (вони складають головні підгрупи III–VIII груп короткого варіанта періодичної таблиці);

3) d-елементи – це елементи, в атомах яких заповнюється d-підрівень другого зовні енергетичного рівня, а в зовнішньому електронному шарі залишається один або два електрони (розміщені у побічних підгрупах усіх груп);

4) f-елементи – це елементи, в атомах яких заповнюється f-підрівень третього зовні енергетичного рівня, а в зовнішньому електронному шарі залишається два електрони. Розрізняють 4f-елементи, лантаноїди (тобто схожі на Лантан), і 5f-елементи, актиноїди (тобто схожі на Актиній). Щоб не збільшувати довжину таблиці, вони винесені за межі її основного поля і розташовані в нижній частині короткого варіанта періодичної таблиці у двох окремих рядах по 14 елементів (довгого – по 15).

Відмінність електронної будови головних і побічних підгруп однієї групи зумовлює і відмінність властивостей елементів у цих підгрупах. Так, наприклад, в елементів VIIA групи (галогенів) у зовнішньому електронному шарі атоми містять сім електронів, а в елементів VIIB групи (підгрупи

Мангану) — по два. Тому прості речовини, утворені галогенами, належать до типових неметалів, а елементами підгрупи Мангану – до типових металів.

### ***s-Елементи***

***s-Елементи I групи*** періодичної системи Д.І.Менделєєва дістали назву лужні метали – Літій Li, натрій Na та елементи підгрупи калію – Калій K, рубідій Rb, цезій Cs та францій Fr. Назва «лужні метали» завдячена тому, що їх гідроксиди є найсильнішими серед відомих лугів. Ці метали – найактивніші серед металів і найбільш електропозитивні серед елементів, тобто вони найлегше відщеплюють свій єдиний валентний електрон і перетворюються на позитивно заряджені катіони. Саме тому у природі вони трапляються тільки в зв'язаному стані.

***s-Елементи II групи*** періодичної системи Д.І.Менделєєва представлені також дуже активними металами, однак вони все-таки дещо поступаються за активністю лужним металам. Якщо серед лужних металів своєю поведінкою від інших істотно відрізняється літій, то відмінностей у властивостях s-елементів II групи значно більше. Особливо відрізняється берилій, який виявляє амфотерні властивості. Низку особливостей має магній. Окрему підгрупу дуже подібних між собою металів утворюють кальцій, стронцій, барій та радій, які носять назву – «лужноземельні метали». Походження такої назви зумовлене лужною реакцією у воді їхніх оксидів (за термінологією алхіміків – «земель»).

### ***p-Елементи***

***p-Елементи III групи.*** До p-елементів III групи належать Бор B, алюміній Al, Галій Ga, Індій In і Талій Tl. За характером цих елементів бор є типовим неметалом, решта – метали. У межах підгрупи простежуються різкий перехід від неметалу до металів. Властивостями та поведінкою бор подібний до силіцію, що є результатом діагональної спорідненості елементів у періодичній системі, згідно з якою зміщення в періоді вправо спричиняє посилення неметалічного характеру, а вниз по групі – металічного, тому аналогічні за властивостями елементи виявляються розміщеними діагонально поруч, наприклад Li та Mg, Br та Al, B та Si.

Електронна будова валентних підрівнів атомів р-елементів III групи в основному стані має вигляд  $ns^2np^1$ . У сполуках Бор та Алюміній тривалентні, Галій та Індій, крім того, можуть утворювати сполуки із ступенем окиснення +1, а для талію останній є доволі характерним.

***р-Елементи IV групи.*** До р-елементів IV групи належать Карбон C, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn та Плюмбум Pb. Загальна електронна конфігурація валентних підрівнів атомів р-елементів в основному стані  $ns^2np^2$ . Внаслідок наявності 2-х неспарених р-електронів у сполуках вони можуть виявляти ступінь окиснення +2, при чому ця тенденція посилюється у напрямку до Плюмбуму. Атоми можуть переходити у збуджений стан з утворенням чотирьох валентних електронів, що зумовлює виникнення сполук зі ступенем окиснення +4. Цей стан є найхарактернішим для Карбону та Силіцію, здатність до виявлення ступеня окиснення +4 послаблюється в напрямку до Плюмбуму.

Характер зміни фізичних властивостей елементів і відповідних простих речовин свідчить про закономірне послаблення неметалічних і посилення металічних властивостей у ряду C – Si – Ge – Pb.

Карбон і Силіцій – типові неметали, які утворюють атомні кристалічні ґратки з ковалентним зв'язком. Їх прості речовини характеризуються високими твердістю, температурами плавлення та кипіння. Для Германію ці параметри залишаються відносно великими, що разом із хрупкістю характеризує його як алмазоподібний кристал з ковалентним типом зв'язку. Водночас у германію вже виявлено деякий внесок металічного зв'язку. На це вказує помітне зменшення ширини забороненої зони та зростання електропровідності. Для Стануму напівпровідникові властивості зберігаються лише до температури 13,2°C, при подальшому нагріванні олово переходить у металічний стан. Плюмбум – метал, який не виявляє напівпровідникових властивостей. Зростання металічних властивостей супроводжується поступовим зменшенням енергії йонізації елементів, їх електронегативності та посиленням відновної здатності простих речовин.

***p-Елементи V групи.*** До *p*-елементів V групи належать Нітроген N, Фосфор P, Арсен As, Стилій Sb та Бісмут Bi, при чому Нітроген і Фосфор є типовими елементами, а решта елементів утворюють підгрупу Арсену. Електронна конфігурація валентних підрівнів елементів в основному стані  $ns^2np^3$ .

На останньому енергетичному рівні атоми елементів цієї підгрупи мають по три одноелектронні орбіталі, які можуть утворювати три ковалентні зв'язки. Водночас у зв'язуванні можуть брати участь двохелектронна орбіталь, а в разі елементів, розміщених після Нітрогену, – також вільні *nd*-орбіталі. Так, Нітроген здатний утворювати четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом з використанням своєї неподіленої пари електронів. Прикладом може бути йон амонію  $NH_4^+$  та його численні похідні. Максимально можлива валентність Нітрогену в його сполуках дорівнює 4, і кожна пара електронів чотирьох ковалентних зв'язків займає одну із чотирьох орбіталей.

На відміну від Нітрогену решта атомів *p*-елементів V групи мають *nd*-підрівень, вакантні орбіталі якого здатні брати участь в утворенні додаткових ковалентних зв'язків, за рахунок чого їх ковалентність може зростати до 5.

Чинники збільшення радіусів атомів та відповідного зменшення електронегативності в ряду N – P – As – Sb – Bi впливають на властивості простих речовин і сполук елементів: поступово зменшується стійкість неметалічних форм простих речовин і збільшується стійкість металоподібних (Нітроген – типовий неметал з великою електронегативністю, а Бісмут – типовий метал, електронегативність якого лише 1,70), послаблюються кислотні та посилюються основні властивості бінарних сполук елементів, їхніх гідроксидів тощо.

***p-Елементи VI групи.*** До *p*-елементів VI групи належать Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te і Полоній Po. На валентних підрівнях атомів *p*-елементів VI групи розміщено 6 електронів: електронна конфігурація валентних підрівнів атомів в основному стані  $ns^2np^4$ .

За рахунок використання неспарених електронів елементи у своїх сполуках виявляють характерну для них валентність 2. Вона може зростати в разі утворення донорно-акцепторних зв'язків, в яких беруть участь двохелектронні орбіталі. Наприклад, у кислих водних розчинах існують йони гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$ , в яких атом кисню сполучений з атомами водню трьома ковалентними зв'язками. На відміну від кисню атоми решти р-елементів VI групи мають вільний  $nd$ -підрівень, орбіталі якого також здатні брати участь в утворенні хімічних зв'язків, внаслідок чого валентність Сульфуру, Селену, Телуру та Полонію може зростати до 6.

Для атомів р-елементів VI групи характерне приєднання електронів для завершення  $np$ -підрівня та утворення стійкої електронної конфігурації наступного благородного газу  $ns^2np^6$ . Це визначає характерний для них ступінь окиснення -2 у сполуках з менш електронегативними елементами.

З переходом до Полонію спостерігається характерне для груп р-елементів зменшення стійкості вищого ступеня окиснення. Для полонію сполуки зі ступенем окиснення +6 дуже нестійкі. Це зумовлено сильним зростанням енергетичної різниці між  $ns$ -та  $np$ -підрівнями, що утруднює участь  $ns$ -електронів в утворенні хімічних зв'язків.

У ряду  $\text{O} - \text{S} - \text{Se} - \text{Te} - \text{Po}$  зростають радіуси атомів, що характерно для груп р-елементів, зменшення енергії їх йонізації та електронегативності. Послаблення неметалічних властивостей елементів виявляється також у зменшенні стійкості неметалічних форм простих речовин та у зростанні стійкості металічних. Це призводить до того, що на відміну від попередніх елементів підгрупи Полоній вже має металічну кристалічну ґратку і належить до металів.

***р-Елементи VII групи – галогени.*** До р-елементів VII групи належать Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I та Астат At. Елементи мають загальну назву галогени. Електронна конфігурація валентних підрівнів атомів р-елементів VII групи відповідає формулі  $ns^2np^5$ .

На останньому енергетичному рівні атоми елементів мають по сім електронів, один з яких є неспареним. Цим пояснюється подібність їхніх властивостей. Наявність одноелектронної орбіталі визначає характерну для всіх елементів валентність 1. Водночас галогени (крім Флуору) мають вакантний  $nd$ -підрівень, орбіталі якого також можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків і збільшувати валентність атомів елементів до 7.

Молекули галогенів двохатомні, неполярні. Всі галогени є неметалами. В ряду  $F - Cl - Br - I - At$  послаблюються ознаки неметалічності: Флуор – найтипівіший елемент-неметал, а Астат виявляє деякі властивості елемента-металу.

У межах своєї періодів галогени характеризуються малими атомними радіусами, що зумовлює їхні високі електронегативність та спорідненість до електрона, тому для них у складних речовинах найстійкішим є ступінь окиснення  $-1$ .

***p-Елементи VIII групи.*** До  $p$ -елементів VIII групи належать Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe та Радон Rn, які складають головну підгрупу. Атоми цих елементів мають завершені зовнішні електронні шари, тому електронна конфігурація валентних підрівнів їхніх атомів в основному стані має вигляд  $1s^2$  (He) та  $ns^2np^6$  (решта елементів). Завдяки дуже високій стійкості електронних конфігурацій вони загалом характеризуються великими значеннями енергій йонізації та хімічною інертністю, тому їх називають благородними (інертними) газами. У вільному стані вони існують у вигляді атомів (одноатомних молекул). Атоми Гелію ( $1s^2$ ), Неону ( $2s^22p^6$ ) та Аргону ( $3s^23p^6$ ) мають особливо стійку електронну будову, тому сполуки валентного типу для них невідомі. Криптон ( $4s^24p^6$ ), Ксенон ( $5s^25p^6$ ) та Радон ( $6s^26p^6$ ) відрізняються від попередніх благородних газів більшими розмірами атомів та відповідно меншими енергіями йонізації. Вони здатні утворювати сполуки, які найчастіше мають низьку стійкість.

### ***d- і f-Елементи***

**Елементи підгрупи Скандію.** До елементів побічної підгрупи III групи належать Скандій Sc, Ітрій Y, Лантан La і лантаноїди, актиній Ac і актиноїди. Ця підгрупа є найбільшою.

Атоми елементів підгрупи скандію (Sc, Y, La, Ac) мають незавершений передостанній електронний шар, у якому перебуває лише один d-електрон. У зовнішньому шарі – 2 електрони. Лантаноїди й актиноїди характеризуються заповненням f-підрівня – третього з кінця рівня. Оскільки в зовнішньому електронному шарі атомів цих елементів перебуває мала кількість електронів, то елементи підгрупи є металами.

Скандій і його аналоги (кожен у своєму періоді) є першими d-елементами, тобто в їхніх атомах починає заповнюватися d-підрівень передостаннього рівня. Наявність лише одного електрона в d-стані і двох s-електронів у зовнішньому електронному шарі зумовлює у Скандію та його аналогів сталий ступінь окиснення +3.

Від Скандію до Ітрію і Лантану стійке координаційне число для цих атомів збільшується. Так, якщо для Скандію характерне координаційне число 6, то для Ітрію і Лантану воно становить відповідно 8 і 9. Ця помітно виражена тенденція до виявлення високих координаційних чисел – основна відмінність стереохімії d-елементів 5- і 6-го періодів від стереохімії d-елементів 4-го періоду. У міру збільшення числа валентних електронів і числа вільних валентних орбіталей в атомі тенденція до збільшення величини стійких координаційних чисел посилюється.

Чотирнадцять f-елементів із протонними числами від 58 до 71, що розміщені в періодичній системі після Лантану, дуже подібні один до одного за своїми фізичними і хімічними властивостями. Ці елементи утворюють родину лантаноїдів. Лантаноїди разом із елементами підгрупи Скандію називають також рідкісноземельними елементами. Лантаноїди часто позначають загальним символом Ln, а рідкісноземельні елементи – РЗЕ.

Чотирнадцять f-елементів із протонними числами 90–103, що розміщені у періодичній системі після Актинію і характеризуються дуже подібними



властивостями, називаються актиноїдами і також становлять окрему родину.

**Елементи підгрупи Титану.** До побічної підгрупи IV групи належать елементи Титан Ti, Цирконій Zr, Гафній Hf і Резерфордій Rf. Усі вони повні електронні аналоги. Атоми елементів підгрупи Титану мають незавершений передостанній електронний шар, два d-електрони та два s-електрони в зовнішньому електронному шарі.

Титан, Цирконій і Гафній у разі утворення стійкої електронної структури втрачають свої електрони, тому для них основними є позитивні ступені окиснення. Від Титану до Цирконію атомні й йонні радіуси елементів дещо збільшуються, а радіуси атомів і йонів Цирконію і Гафнію внаслідок лантаноїдного стиснення майже однакові. Тому за властивостями Цирконій і Гафній дуже подібні.

На відміну від елементів підгрупи Германію, в підгрупі Титану зі зростанням протонного числа атомів елементів стійкість вищих ступенів окиснення посилюється. Для Титану та його аналогів найхарактерніший ступінь окиснення +4, однак відомі також сполуки Титану (III) і Титану (II). Цирконій і Гафній майже не виявляють здатності до утворення сполук із нижчими ступенями окиснення елементів.

**Елементи підгрупи Ванадію.** До побічної підгрупи V групи періодичної системи елементів належать Ванадій V, Ніобій Nb і Тантал Ta. Ці елементи є металами, про що свідчить наявність у зовнішньому електронному шарі їхніх атомів одного або двох електронів.

Будову зовнішніх електронних шарів атомів цих елементів можна зобразити формулами: V ( $3d^34s^2$ ), Nb ( $4d^45s^1$ ), Ta ( $4f^{14}5d^36s^2$ ), у Ніобію один 5s-електрон «провалюється». Отже, валентними в атомах цих елементів можуть бути 5 електронів – d-електрони передостаннього і s-електрони зовнішнього шару. Ванадій і його аналоги утворюють сполуки, в яких виявляють різні ступені окиснення, найстійкішим для них є ступінь окиснення +5.

У підгрупі Ванадію зі збільшенням порядкового номеру елементів радіуси атомів зростають незначною мірою, у Ніобію і Танталу вони однакові

(ефект лантаноїдного стиснення), тому Ніобій і Тантал за властивостями більш подібні один до одного, ніж до Ванадію.

Як і для інших d-елементів, максимальна ковалентність Ванадію та його аналогів дорівнює 9. Стійкі координаційні числа Ніобію і Танталу – 6 і 7, іноді 8 і 9.

**Елементи підгрупи Хрому.** До побічної підгрупи VI групи належать елементи Хром Cr, Молибден Mo і Вольфрам W. Усі вони є sd-елементами. Оскільки в останньому електронному шарі атомів цих елементів перебуває 1-2 електрони, вони характеризуються як метали.

У ряду Cr – Mo – W збільшуються потенціали йонізації; Mo і W унаслідок лантаноїдного стиснення мають близькі атомні й йонні радіуси, тому Молибден і Вольфрам за властивостями більше подібні один до одного, ніж до Хрому.

Максимальна ковалентність Хрому та його аналогів дорівнює 9, при цьому для їхніх атомів найхарактерніші  $d^2sp^3$ - та  $d^3s(sp^3)$ -гібридизовані стани, що відповідають координаційним числам 6 і 4. Відомі також сполуки, в яких координаційне число Mo і W дорівнює 8.

У сполуках Cr, Mo, W виявляють ступені окиснення від +1 до +6. Стійкими ступенями окиснення для Хрому є +3 і +6, для Молибдену і Вольфраму здебільшого +6.

На відміну від елементів підгрупи Ванадію, для яких найстійкішим є найвищий ступінь окиснення +5, у підгрупі Хрому високу стабільність виявляють не тільки сполуки зі ступенем окиснення елемента +6, а й +3 (Хром), +4 (Молибден).

Як і інші d-елементи Cr, Mo, W – амфотерні, для них характерні як катйонні, так і аніонні комплекси. Зі зростанням ступеня окиснення елемента стійкість аніонних комплексів зростає, а катйонних – зменшується. Наприклад, для Cr (II) характерні катйонні комплекси, для Cr (III) можливі і катйонні, й аніонні, а для Cr (VI), Mo (VI) і W (VI) – аніонні.

**Елементи підгрупи Мангану.** До побічної підгрупи VII групи належать елементи Манган Mn, Технецій Tc і Реній Re, які є повними електронними

аналогами з конфігурацією валентних електронів  $(n - 1)d^5ns^2$ . Наявність у зовнішньому електронному шарі їхніх атомів лише двох електронів визначає металічну природу цих елементів.

Технецій і Реній мають дуже близькі атомні радіуси, тому за властивостями вони більш подібні один до одного, ніж до Мангану.

Атоми Мангану та його аналогів утворюють хімічні зв'язки за рахунок орбіталей як зовнішнього, так і передостаннього електронного шару. Максимальна ковалентність Мангану, Технецію і Ренію дорівнює 9. Для них найхарактерніші  $d^2sp^3$ - і  $d^2s$ - (або  $sp^3$ -) гібридизовані стани. Для Ренію і Технецію відомі також сполуки, в яких вони перебувають у стані  $d^4sp^3$ - і навіть  $d^5sp^3$ -гібридизації.

Для Мангану характерні ступені окиснення +2, +4 і +7. Крім цього, існують сполуки Мангану зі ступенями окиснення +3 і +6. Для Технецію характерні ступені окиснення +4, +7, а для Ренію найхарактернішим є ступінь окиснення тільки +7.

В елементів підгрупи Мангану, як і в елементів інших побічних підгруп, від Mn до Re збільшується стійкість сполук, у яких ці елементи виявляють вищі ступені окиснення.

Зі зростанням ступеня окиснення Мангану та його аналогів тенденція до утворення цими елементами аніонних комплексних сполук зростає, а катіонних комплексних сполук – зменшується. Хімічна активність простих речовин у ряду Mn – Tc – Re послаблюється.

**Елементи підгрупи Феруму.** До побічної підгрупи VIII групи належать елементи Ферум Fe, Кобальт Co, Нікол Ni, Рутеній Ru, Родій Rh, Паладій Pd, Осмій Os, Іридій Ir, Платина Pt. Атоми Fe, Ru і Os мають  $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^6ns^2$ -електронну конфігурацію зовнішніх електронних шарів, а атоми Ni, Pd і Pt –  $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^8ns^2$  або  $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^{10}ns^0$ . Отже, за числом d-електронів атоми Fe, Ru, Os подібні до атомів елементів підгрупи Мангану, а атоми Ni, Pd і Pt – до атомів елементів підгрупи Купруму. Цим і визначається хімічна природа зазначених елементів, тобто їхня хімічна активність повинна

змінюватись у такій самій послідовності, як і в елементів побічних підгруп I та VII груп – послаблюватись зі збільшенням протонного числа атомів елементів.

У тріадах металів восьмої групи (Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt) зліва направо внаслідок ефекту *d*-стиснення радіуси атомів дещо зменшуються, що зумовлює послаблення активності елементів.

Найактивнішими є Ферум, Рутеній і Осмій, які здатні утворювати сполуки з вищими ступенями окиснення, найпасивнішими серед елементів своїх рядів – Нікол, Паладій і Платина, що не утворюють сполук із високими ступенями окиснення. Активність елементів Осмію, Іридію і Платини крім ефекту *d*-стиснення визначається також ефектом лантаноїдного стиснення, тому ці елементи за властивостями дуже подібні до відповідних металів 5-го періоду.

Метали *родини Феруму* (Ферум, Кобальт, Нікол) досить активні, на відміну від інших металів VIII групи, тому їх виділяють в окрему родину (фероїди), а метали двох інших тріад подібні між собою і до платини, тому їх об'єднують у родину платинових металів (платиноїди).

Відмінність у хімічній активності елементів родин Феруму і платинових металів позначилась також на їхній геохімічній характеристиці. У той час як метали родини Феруму перебувають лише у зв'язаному стані, платинові трапляються як в одних і тих самих рудах, так і в самородному стані.

Ферум, Кобальт, Нікол – метали середньої хімічної активності. Для них характерні ступені окиснення +2 і +3. Збільшення заряду ядра атомів цих елементів (посилення притягання до нього електронів) зумовлює стабілізацію ступеня окиснення +2 у разі переходу від Fe до Ni. Отже, з металів родини Феруму найлегше виявляє ступінь окиснення +3 Ферум. Нікол здебільшого виявляє ступінь окиснення +2.

*Елементи підгрупи Купруму.* До побічної підгрупи I групи належать елементи Купрум Cu, Аргентум Ag, Аурум Au. Кожен із них у своєму періоді є передостаннім *d*-елементом. Отже, в зовнішньому електронному шарі атомів елементів підгрупи Купруму в  $(n - 1)d$ -стані повинно знаходитись по дев'ять

електронів. Оскільки цей підрівень близький до завершення, енергетично вигіднішим є перехід одного з *s*-електронів із зовнішнього шару в  $(n - 1)d$ -стан. Тому атоми Cu, Ag, Au в зовнішньому електронному шарі містять по одному електрону, а в передостанньому – по 18 електронів ( $s^2p^6d^{10}$ ).

У разі збудження атомів Cu, Ag, Au в утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь один або два *d*-електрони передостаннього електронного шару, оскільки завершення *d*-підрівня атомів цих елементів відбувається внаслідок переходу зовнішнього *s*-електрона, і повна стабілізація 18-електронної структури ще не досягається. Відповідно до цього елементи підгрупи Купруму виявляють ступені окиснення не тільки +1, а і +2 та +3. Для Купруму найхарактернішим є ступінь окиснення +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +3 і навіть +5. Особлива стійкість ступеня окиснення атома Аргентуму +1 пояснюється відносно більшою міцністю конфігурації  $4d^{10}$ , оскільки ця конфігурація утворюється ще у попередника Аргентуму – Паладію.

Хімічна активність елементів підгрупи Купруму незначна. Із киснем реагує тільки мідь; благородні метали срібло і золото не взаємодіють із киснем навіть під час нагрівання. Усі елементи підгрупи Купруму (у водних розчинах) розміщені в ряду електрохімічних потенціалів після водню, тому вони не реагують із кислотами-неокисниками. Мідь і срібло розчиняються в нітратній і концентрованій сульфатній кислоті. Золото може розчинятися в гарячій концентрованій  $H_2SeO_4$ , однак кращими розчинниками для нього є насичений хлором розчин HCl і царська водка.

Зі збільшенням протонного числа елементів підгрупи Купруму їхня хімічна активність послаблюється. Отже, мідь є найактивнішим металом у своїй підгрупі, а золото – найпасивнішим.

Для елементів підгрупи Купруму, як і для елементів інших побічних підгруп, простежується стабілізація вищих їх ступенів окиснення зі збільшенням протонного числа. Так, йони  $Au^+$  у водному розчині існують тільки у вигляді міцних комплексів, наприклад  $[Au(CN)_2]^-$ .

Для Купруму та його аналогів характерне комплексоутворення. Зв'язки

метал- ліганд у комплексних сполуках цих металів значною мірою ковалентні.

**Елементи підгрупи Цинку.** До побічної підгрупи II групи належать елементи Цинк Zn, Кадмій Cd, Меркурій Hg. Zn, Cd і Hg – повні аналоги, це останні d-елементи, кожен у своєму періоді. В атомах цих елементів повністю стабілізований  $d^{10}$ -підрівень передостаннього енергетичного рівня. Завдяки більш високому заряду ядер атомів елементів підгрупи Цинку, порівняно з передуючим в періодах атомами Cu, Ag, Au, зв'язок d-електронів у атомах Zn, Cd, Hg із ядром міцніший. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий, ніж +2.

Наявністю  $d^{10}$ -підрівня на передостанньому енергетичному рівні атомів елементів підгрупи Цинку обумовлена аномальна зміна радіусів їхніх атомів.

Активність елементів підгрупи Цинку збільшується знизу вгору.

Особлива стійкість псевдоінертногазової  $6s^2$ -електронної конфігурації зумовлює дуже високий потенціал йонізації Меркурію, він вищий, ніж у всієї решти d-елементів. Цією особливістю Меркурію і пояснюється його суттєва відмінність від Цинку і Кадмію. Так, на відміну від Цинку і Кадмію, існує низка похідних йона  $Hg_2^{2+}$ , в яких атоми Меркурію сполучені між собою ковалентними зв'язками Hg – Hg, тобто знову виникає псевдоінертногазова конфігурація  $6s^2$ . Йони  $Hg_2^{2+}$  стійкі у водних розчинах.

### **Завдання для самоконтролю**

1. Як змінюються окисно-відновні та кислотно-основні властивості оксидів елементів підгрупи Скандію?
2. Назвіть спільні і відмінні властивості елементів родин лантаноїдів і актиноїдів.
3. Чому за своїми властивостями Цирконій і Гафній більш подібні між собою, ніж Титан і Цирконій?
4. Які продукти утворюються внаслідок реакції гідролізу хлориду титану(IV)?
5. Напишіть формули оксидів ванадію. Як змінюються їхні кислотно-основні й окисно-відновні властивості?

6. Чи стійкі сполуки ніобію і танталу з низьким ступенем окиснення. Які властивості вони проявляють?

7. Чому Молібден і Вольфрам за своїми властивостями більш подібні між собою, ніж до Хрому?

8. Чому зі зростанням ступеня окиснення Мангану та його аналогів тенденція до утворення цими елементами аніонних комплексних сполук зростає, а катіонних комплексних сполук зменшується?

9. Напишіть рівняння реакції взаємодії перманганату калію з йодидом калію у кислому середовищі. У чому полягає відмінність в окиснювальних властивостях перманганату і перренату калію?

10. Як змінюються окисні властивості елементів побічної підгрупи VII групи у вищих ступенях окиснення при переході від Мангану до Ренію?

11. Чому у тріадах металів VIII групи зліва направо спостерігається послаблення активності елементів?

12. Чому окиснювальна здатність йонів  $Me^{3+}$  помітно зростає від Феруму до Ніколу?

13. Які координаційні числа характерні для елементів підгрупи Купруму в сполуках?

14. Чим зумовлена аномальна зміна радіусів атомів елементів побічної підгрупи II групи? Як це впливає на їхні властивості?

15. Які елементи відносять до неперехідних елементів VII групи?

16. Які властивості має Гідроген? Наведіть приклади сполук, у яких водень поводить себе як типовий галоген? Де застосовують водень і сполуки Гідрогену?

17. Які гази відносяться до інертних? Дайте загальну характеристику інертних газів. Які сполуки інертних газів Ви знаєте?

18. В якому ступені окиснення галогени можуть проявляти: а) лише окиснювальні властивості; б) лише відновні; в) окиснювальні і відновні?

19. Як змінюються сила оксигеновмісних кислот Хлору й їх окиснювальні властивості зі збільшенням ступеня окиснення Хлору? Як змінюється сила

галогеноводневих кислот? Наведіть приклади.

20. В якому ступені окиснення Сульфур може проявляти: а) лише окислювальні властивості; б) лише відновні; в) окислювальні і відновні?

21. Чому молекулярний азот є пасивною речовиною? Які оксиди може утворювати Нітроген?

22. Які властивості притаманні Арсену, Стибію і Бісмуту?

23. Які оксиди здатен утворювати Карбон? Які відповідні до оксидів Карбону кислоти можуть утворюватися?

24. Дайте характеристику неперехідним елементам III групи.

25. Які сполуки здатен утворювати Бор і де вони використовуються?

26. В яких галузях використовуються алюміній і його сплави?

27. Чим можна пояснити суттєву відмінність властивостей Берилію від властивостей інших елементів головної підгрупи II групи?

28. Які елементи називають лужними металами?



## **КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ СТУДЕНТІВ**

Основними методами контролю самостійної роботи студентів є самостійні та контрольні роботи, усне опитування під час заняття.

Критерії оцінювання самостійної роботи студентів – виконання самостійної або контрольної роботи, за яку студент отримує 2 бали.

У підсумку за модуль виставляють середні оцінки, до яких додають бали за інші види навчальної діяльності (практичні та лабораторні заняття, написання контрольних тестів – модульних контрольних робіт, бали за самостійну роботу, опрацювання конспекту лекцій).

Максимальна кількість балів за самостійну роботу та виконання усіх практичних робіт модуля 1 навчальної дисципліни «Хімія» – 20.

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Хімія. Частина І. Загальна хімія : підручник. За ред. акад. УАН Голубєва А.В. – К. : Кондор-Видавництво., 2016. – 264 с.
2. Копілевич В. А. Загальна хімія. Вибрані розділи курсу для навчання за напрямом «Біотехнологія» : підручник / В. А. Копілевич. – К. : НУБіП, 2015. – 276 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия : учеб. пособ. для вузов ( под ред. Ермакова А.И.) – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл.: У 2-х ч. - Ч. 1 / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Левадовських, С. В. Іванов. – К. : Пед. преса, 2002. – 520 с.
5. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл.: У 2-х ч. - Ч. 2 / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Левадовських, С. В. Іванов. – К. : Пед. преса, 2000. – 784 с.
6. Загальна хімія : підручник / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – за ред. О. А. Голуба. – К. : Вища шк., 2009. – 471 с.
7. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посіб./ В. І. Кириченко. – К. : Вища школа, 2005.– 639 с.
8. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл./ Н. В. Романова. – К. : ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.
9. Мингулина Э. И. Курс общей химии / Э. И. Мингулина, Г. Н. Масленникова, Н. В. Коровин. – [2-е изд., перераб. и доп.] – М. : Высшая школа, 1990. – 446 с.
10. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка; Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – Л. : Химия, 1983. – 263 с.
11. Левітін Є. Я. Загальна та неорганічна хімія / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключєва. – Вінниця : Нова книга, 2003. – 464 с.
12. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії : навч. посіб. / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К. : Каравела, 2003. – 344 с.

13. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М. : Высшая школа, 2003. – 743 с.
14. Каличак Я. М. Хімія. Задачі, вправи, тести : навч. посіб. / Я. М. Каличак В. В. Кінжибало, Б. Я. Котур та ін. – Львів : Світ, 2001. – 176 с.
15. Основи загальної хімії : підручник / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало, за ред. В.С. Телегуса. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
16. Загальна та неорганічна хімія : підручник / В. А. Копілевич, О. І. Карнаухов, Д. О. Мельничук, М. С. Слободяник, С. І. Скляр, К. О. Чеботько. – К. : Фенікс, 2003. – 752 с.
17. Загальна хімія : підручник / О. І. Карнаухов, В. А. Копілевич, Д. О. Мельничук, М. С. Слободяник, С. І. Скляр, В. Є. Косматий, К. О. Чеботько. – К. : Фенікс, 2005. – 840 с.
18. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посіб./ В. І. Кириченко. – К. : Вища школа, 2005. – 639 с.
19. Скопенко В. В. Координаційна хімія : підручник / В. В. Скопенко, Л. І. Савранський. – К. : Либідь, 2004. – 424 с.
20. Неділько С. А. Загальна та неорганічна хімія: задачі та вправи : навч. посіб./ С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
21. Загальна та неорганічна хімія : практикум / С. С. Слободяник, Н. В. Улько, К. М. Бойко, В. М. Самойленко. – К. : Либідь, 2004. – 336 с.
22. Хімія з основами біогеохімії. Частина I : навч. посіб. для студ. вищих навч. закл. / О. В. Мазницька, О. В. Новохатько, В. І. Орел, А. В. Пасенко, О. М. Репіна. – Кривий Ріг : Мінерал, 2007. – 554 с.
23. Хімія з основами біогеохімії. Частина I. Хімія : підруч. для студ. вищих навч. закл. / В. М. Плахотник, В. І. Орел, В. І. Тульчинський та ін. / За заг. ред. д. геогр. наук, проф.. Некоса В.Ю. – Харків : ХНУ ім. В.Н. Каразіна, 2008. – 500 с.

Методичні вказівки для практичних робіт з навчальної дисципліни «ХІМІЯ», модуль 1. Загальна та неорганічна хімія для студентів денної та заочної форм навчання зі спеціальності 162 – «Біотехнології та біоінженерія» освітнього ступеня «бакалавр», частина III.

Укладачі: к.т.н., доц. О.В. Мазницька, к.х.н., доц. О.В. Новохатько

Відповідальний за випуск А. В. Пасенко

Підп. до др. \_\_\_\_\_. Формат 60Ч84 1/16. Папір тип. Друк ризографія.

Ум. друк. арк. \_\_\_\_\_. Наклад \_\_\_\_\_ прим. Зам. № \_\_\_\_\_. Безкоштовно.

Видавничий відділ  
Кременчуцького національного університету  
імені Михайла Остроградського  
вул. Першотравнева, 20, м. Кременчук, 39600