

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ

Т. Л. Ракитська, Т. О. Кіосе, А. С. Труба

ПРАКТИЧНІ ЗАНЯТТЯ З ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ОДЕСА
ОНУ
2022

УДК 549.6-414-44
P192

Автори:

Т. Л. Ракитська, доктор хімічних наук, професор, професор кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

Т. О. Кіосе, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

А. С. Труба, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

Комп'ютерний набір та технічне редагування:

Н. О. Буданова, провідний фахівець кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти.

Рецензенти:

Р. Є. Хома, доктор хімічних наук, професор кафедри аналітичної та токсикологічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

О. В. Перлова, кандидат хімічних наук, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

*Рекомендовано науково-методичною радою
факультету хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 1 від 17 лютого 2022 р.*

Ракитська Т. Л.

P192 Практичні заняття з загальної хімії [Електронний ресурс] : метод. вказівки / Т. Л. Ракитська, Т. О. Кіосе, А. С. Труба; комп'ютерний набір та техн. ред. Н. О. Буданова. – Одеса : Одес. Нац. ун-т ім. І.І. Мечникова, 2022. – 50 с.– 1 МБ.

Методичні вказівки призначені для організації аудиторної і самостійної роботи на практичних заняттях з курсу «Загальна хімія». Вони містять тестові завдання, питання для самоконтролю, приклади розв'язання типових задач. Методичні вказівки можуть бути рекомендовані для студентів факультету хімії та фармації, які навчаються за спеціальністю 102 Хімія та 014 Середня освіта.

УДК 549.6-414-44

Практичне заняття № 1

Тема: ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ. ЕКВІВАЛЕНТ

Мета: Засвоїти основні (фундаментальні) закони хімії. Оволодіти розрахунковими методами.

Основні поняття: об'єм газу, тиск газу, газова стала, нормальні умови, відносна густина, абсолютна температура, еквівалент речовини.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

Основні закони хімії (закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон об'ємних відношень). Газові закони. Приведення об'єму газу до нормальних умов. Парціальний тиск газів (закон парціальних тисків Дальтона). Закон Авогадро та висновки з нього. Абсолютна та відносна густина газів. Відносна молекулярна маса. Моль. Молярна маса та молярний об'єм. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Розрахунковий та експериментальний способи знаходження відносної молекулярної маси. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів та його математичний вираз. Еквіваленти та еквівалентні маси простих та складних речовин. Еквівалентний об'єм газу. Розрахунок еквівалентів складних речовин у реакціях обміну. Розрахункові та експериментальні методи визначення еквівалентів та еквівалентних мас.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- Основні поняття та положення;
- Фундаментальні закони хімії.

вміти:

- Чітко формулювати газові закони, закон Авогадро та висновки з нього;
- Приводити об'єм газу до нормальних умов, обчислювати відносну молекулярну масу;
- Здійснювати розрахунки фізичних величин з використанням рівняння Менделєєва-Клапейрона;
- Давати пояснення хімічного еквіваленту, формулювати закон еквівалентів і застосовувати його щодо розв'язання задач;
- Знаходити еквіваленти, еквівалентні маси елементів і складних речовин та еквівалентні об'єми газів;
- Визначати еквіваленти складних речовин у реакціях обміну;

2.2. Питання (тестові завдання) для перевірки базових знань за темою заняття:

1. На яких законах засновано рівняння приведення об'єму газів до нормальних умов?
2. Що таке парціальний тиск газу в суміші? Сформулюйте закон парціальних тисків. Від чого залежить парціальний тиск газу, який знаходиться в суміші з іншими газами?
3. Що показує відносна густина газу? Як перейти від відносної густини газу за киснем до відносної густини газу за воднем?
4. Дайте визначення відносної молекулярної маси, моля та молярної маси. Як виражають кількість речовини?
5. В яких випадках для обчислення молярної маси газу використовують рівняння Менделєєва-Клапейрона? У чому полягає фізичне значення газової сталої?
6. Які експериментальні дані необхідні для обчислення молярної маси газу або пари?
7. Дайте визначення хімічного еквіваленту, еквівалентної маси та сформулюйте закон еквівалентів. Яке практичне значення має закон еквівалентів?

8. Обчисліть еквівалент нітрогену в таких оксидах: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
9. Розрахуйте еквівалентний об'єм водню, кисню, хлору (за н. у.). В яких випадках можна використовувати цю величину?
10. Дайте визначення еквіваленту складної речовини. Як можна розрахувати еквівалент оксиду, гідроксиду, кислоти, солі двома способами (за формулами сполук та як суму еквівалентів складових частин складних сполук)?
11. Обчислити еквіваленти наступних складних речовин двома способами: Fe_2O_3 , N_2O , $Cr(OH)_3$, H_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$.

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Закони: збереження маси; сталості складу; кратних відношень; об'ємних відношень.
2. Газові закони (Бойля-Маріота, Гей-Люссака, Шарля, об'єднаний газовий закон, закон Авогадро, закон парціальних тисків Дальтона).
3. Закон еквівалентів.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Який об'єм SO_2 при $20\text{ }^{\circ}C$ і тиску 110 кПа можна добути дією надлишку концентрованої сульфатної кислоти на 3 кг свинцю, в якому масова частка домішок становить 3 %?

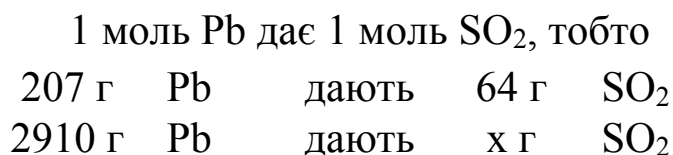
Розв'язання. Записуємо рівняння реакції:



Маса чистого свинцю $m(Pb) = 3000\text{ г} \cdot (1 - 0,03) = 2910\text{ г}$.

Атомна маса Pb дорівнює 207 г/моль; молярна маса SO_2 – 64 г/моль.

З рівняння реакції випливає:



Звідси знаходимо:

$$x = \frac{2910 \cdot 64}{207} = 899,71 \text{ (г) SO}_2.$$

Обчислюємо об'єм газу при 20 °С (293 К) і 110 кПа, використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT.$$

Звідси

$$V_{\text{SO}_2} = \frac{mRT}{PM} = \frac{899,71 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,31 \cdot 10^3 \text{ Дж/(кмоль} \cdot \text{К)} \cdot 293 \text{ К}}{110 \cdot 10^3 \text{ Па} \cdot 64 \text{ кг/кмоль}} = 0,31117 \text{ м}^3.$$

Відповідь: $V_{\text{SO}_2} = 311,17 \text{ л}$.

Приклад 2. До складу хімічної сполуки входять натрій, олово, кисень і вода. Масові частки складових відповідно становлять (%): 17,23; 44,57; 17,98; 20,22. Визначити найпростішу формулу сполуки.

Розв'язання. Позначимо кількість атомів натрію, олова, кисню і молекул води в найпростішій формулі сполуки відповідно x , y , z , і n . Атомні маси елементів становлять: 23(Na), 119(Sn), 16(O) г/моль, молярна маса H_2O 18 г/моль. Тому маси компонентів у складі сполуки відносяться як $23x : 119y : 16z : 18n$.

За умовами задачі це відношення становить $17,23 : 44,57 : 17,98 : 20,22$.

Отже,

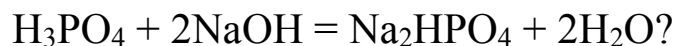
$$\begin{aligned} 23x : 119y : 16z : 18n &= 17,23 : 44,57 : 17,98 : 20,22 = \\ &= 0,75 : 0,375 : 1,124 : 1,123. \end{aligned}$$

Щоб виразити це відношення цілими числами, розділимо всі його члени на найменше число:

$$x : y : z : n = \frac{0,75}{0,375} : \frac{0,375}{0,375} : \frac{1,124}{0,375} : \frac{1,123}{0,375} = 2 : 1 : 3 : 3.$$

Відповідь: $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 3. Якою є молярна маса еквіваленту H_3PO_4 у реакції:



Розв'язання. $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$ г/моль. В реакції від кожної молекули H_3PO_4 беруть участь два атоми водню, звідси

$$M\left[\left(\frac{f_{\text{екв}}}{Z}\right)\text{H}_3\text{PO}_4\right] = \frac{98}{2} = 49 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: $M(f_{\text{екв}} \text{H}_3\text{PO}_4) = 49$ г/моль.

Приклад 4. Для нейтралізації 0,41 г фосфітної кислоти H_3PO_3 витрачено 0,4 г NaOH. Визначте кількість речовини еквівалента і молярну масу еквівалента фосфітної кислоти, її основність та напишіть рівняння реакції.

Розв'язання. Знаходимо молярну масу еквіваленту NaOH:

$$M\left[\left(\frac{f_{\text{екв}}}{Z}\right)\text{NaOH}\right] = \frac{M(\text{NaOH})}{1} = 40 \text{ (г/моль)}.$$

Отже, 0,4 г NaOH становлять $0,4/40 = 0,01$ моль. Згідно із законом еквівалентів, кількість еквівалентів H_3PO_3 , що реагують із NaOH, також становить 0,01 моль.

Знаходимо молярну масу еквіваленту кислоти:

$$M\left[\left(\frac{f_{\text{екв}}}{Z}\right)\text{H}_3\text{PO}_3\right] = \frac{0,41}{0,01} = 41 \text{ (г/моль)}.$$

Молярна маса H_3PO_3 становить 82 г/моль.

$$M\left[\left(\frac{f_{\text{екв}}}{Z}\right)\text{кислоти}\right] = \frac{M_r \text{ кислоти}}{\text{основність кислоти}}.$$

$$\text{Звідси основність } \text{H}_3\text{PO}_3 = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_3)}{M\left[\left(\frac{f_{\text{екв}}}{Z}\right)\text{H}_3\text{PO}_3\right]} = \frac{82}{41} = 2.$$

Відповідь: $M(f_{\text{екв}} \text{H}_3\text{PO}_3) = 41$ г/моль; $n(f_{\text{екв}} \text{H}_3\text{PO}_3) = 0,01$ моль; H_3PO_3 в реакції двоосновна: $\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 5. Після взаємодії 5,6 г заліза з сіркою утворилося 8,8 г сульфїду феруму. Знайти еквівалентну масу феруму та його

еквівалент, якщо відомо, що еквівалентна маса сульфуру дорівнює 16 г/моль.

Розв'язання. Згідно з законом еквівалентів: $\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{S})} = \frac{M(f_{\text{екв Fe}})}{M(f_{\text{екв S}})}$,

тоді $M(f_{\text{екв Fe}}) = \frac{m(\text{Fe})M(f_{\text{екв S}})}{m(\text{S})}$.

Визначаємо масу сірки: $m(\text{S}) = m(\text{FeS}) - m(\text{Fe}) = 8,8 \text{ г} - 5,6 \text{ г} = 3,2 \text{ г}$.

Підставляємо до формули усі відомі значення і знаходимо, що еквівалентна маса феруму дорівнює: $M(f_{\text{екв Fe}}) = 28 \text{ (г/моль)}$.

Відповідь. $M(f_{\text{екв Fe}}) = 28 \text{ г/моль}$; $E_{\text{Fe}} = 0,5 \text{ моль}$.

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії.

1. Тиск газу, що займає об'єм 3 л, дорівнює 200 кПа. Який буде тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму в 1 л?
Відповідь: $P = 600 \text{ кПа}$.
2. У закритому балоні міститься газ під тиском 500 кПа. Яку частину газу слід випустити з балону, щоб тиск у ньому знизився до 200 кПа? *Відповідь:* 60%.
3. 200 мл газу, виміряних за нормальних умов, приведіть до стандартних умов. *Відповідь:* $V = 218,315 \text{ мл}$.
4. Тиск у посудині при 30 °С дорівнює $3 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Яким стане тиск, якщо температура знизиться до -30 °С?
Відповідь: $P = 2,4 \cdot 10^5 \text{ Па}$.
5. Балон наповнили газом за н. у. Яка частина газу залишиться, якщо при відкритому балоні температуру підвищити на 200 °С?
Відповідь: 0,577.
6. При 25 °С об'єм газу дорівнює 300 мл. При якій температурі об'єм подвоїться, якщо тиск сталий? *Відповідь:* $t = 323 \text{ °С}$.
7. При 4 °С і 770 мм рт. ст. об'єм газу дорівнює 2 л. Який буде об'єм цього газу за н. у.? *Відповідь:* $V = 1,92 \text{ л}$.
8. Який об'єм повітря (вміст O_2 21 % за об'ємом), виміряний за н. у., витрачається на окиснення 200 л SO_2 , виміряного при 30 °С і 90 кПа? *Відповідь:* $V = 381 \text{ л}$.

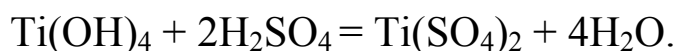
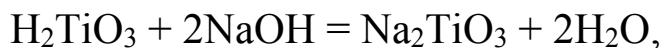
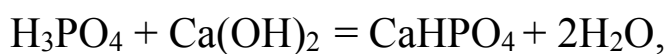
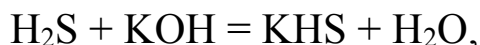
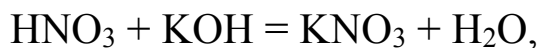
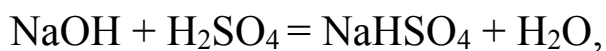
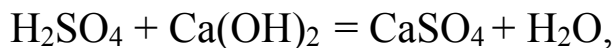
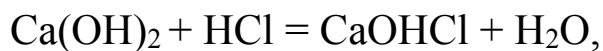
9. Змішали 20 л CF_4 і 25 л COF_2 . Розрахуйте склад газової суміші у відсотках за об'ємом. *Відповідь:* 44,44 % CF_4 і 55,56 % COF_2 .
10. У посудину об'ємом 2 л введено 300 мл CO , 200 мл CO_2 і 250 мл HCl (об'єми газів виміряні при 0 °C і 760 мм рт. ст.). Визначте парціальний тиск кожного газу, якщо температура у посудині а) 0 °C, б) 100 °C. *Відповідь:* а) $P_{\text{CO}} = 114$ мм рт. ст., $P_{\text{CO}_2} = 76$ мм рт. ст., $P_{\text{HCl}} = 95$ мм рт. ст.; б) $P_{\text{CO}} = 155$ мм рт. ст., $P_{\text{CO}_2} = 103,84$ мм рт. ст., $P_{\text{HCl}} = 129,80$ мм рт. ст.
11. Змішують 0,5 м³ CO_2 , що перебуває під тиском 102 кПа, з 1 м³ HCl . Загальний об'єм суміші 1,5 м³, а загальний тиск 94 кПа. Який був тиск узятото HCl ? *Відповідь:* $P = 90$ кПа.
12. При 0 °C у посудині об'ємом 15 м³ міститься 0,9 кг O_2 і 7 кг F_2 . Визначте парціальний тиск F_2 і загальний тиск суміші. *Відповідь:* $P_{\text{F}_2} = 27826,84$ Па; $P = 32075,40$ Па.
13. Який тиск у посудині об'ємом 5,6 л, що містить 1 г H_2 і 18,25 г HCl при 10 °C? *Відповідь:* $P = 419446$ Па.
14. Газ зібрали над водою при 21 °C і 759 мм рт. ст. Об'єм газу дорівнює 300 мл. Який об'єм займатиме ця кількість газу за н.у. у сухому стані, якщо тиск водяної пари при 21 °C дорівнює 18,65 мм рт. ст.? *Відповідь:* $V = 271$ мл.
15. Маса 1 л аміаку при 0 °C і 101325 Па дорівнює 0,759. Обчисліть молярну масу аміаку. *Відповідь:* $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль.
16. Маса 1 л деякого газу за н.у. дорівнює 1,34 г, а маса 1 л кисню 1,43 г. Обчисліть молярну масу газу, виходячи: а) з його густини за киснем, б) з мольного об'єму. *Відповідь:* $M(\text{газу}) = 30$ г/моль.
17. Обчисліть масу виміряного за стандартних умов 1 л таких газів: а) хлору, б) азоту, в) аміаку, г) оксиду сульфуру(IV), д) оксиду нітрогену(I), е) сірководню. *Відповідь:* а) $m_{\text{Cl}_2} = 2,90$ г; б) $m_{\text{N}_2} = 1,145$ г; в) $m_{\text{NH}_3} = 0,695$ г; г) $m_{\text{SO}_2} = 2,617$ г; д) $m_{\text{N}_2\text{O}} = 1,80$ г, е) $m_{\text{H}_2\text{S}} = 1,39$ г.
18. Маса 1 л етилену (н.у.) дорівнює 1,25 г. Розрахуйте густину етилену за воднем і за повітрям. *Відповідь:* $D_{\text{H}_2} = 14$; $D_{\text{пов.}} = 0,9655$.

19. Густина газу за воднем дорівнює 14. Обчисліть масу 1,4 л газу за н. у. *Відповідь:* $m = 1,75$ г.
20. Який тиск у посудині об'ємом 30 л, що містить 20 г Cl_2 при 10°C ? *Відповідь:* $p = 2,2 \cdot 10^4$ Па.
21. Обчисліть об'єм 4 кг водню за умови тиску 203 кПа і температури 60°C . *Відповідь:* $V = 27,23$ м³.
22. Визначте масу хлору, що перебуває у посудині об'ємом 3 л при 30°C і 200 кПа. *Відповідь:* $m_{\text{Cl}_2} = 17$ г.
23. Обчисліть молярну масу речовини, знаючи, що маса $0,8 \cdot 10^{-3}$ м³ його пари при 100°C і тиску $0,8 \cdot 10^5$ Па дорівнює 1,57 г. *Відповідь:* $M = 76$ г/моль.
24. Газ, густина якого за повітрям 1,59, міститься у посудині об'ємом $0,03$ м³ під тиском $1,149 \cdot 10^5$ Па при температурі 30°C . Визначте масу газу у цій посудині. *Відповідь:* $m = 63,2$ г.
25. Вуглеводень містить 80 % карбону. Густина його пари за воднем становить 15. Визначте істинну формулу сполуки. *Відповідь:* C_2H_6 .
26. Визначте молекулярні формули речовин, до складу яких входять водень, карбон і кисень у масових співвідношеннях: а) 1 : 3 : 4, б) 1 : 6 : 2, в) 1 : 6 : 8. Густина речовин у пароподібному стані за воднем відповідно дорівнює 16; 36 і 30. *Відповідь:* а) CH_4O , б) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, в) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.
27. Визначте формулу гідратованого хлориду ванадію, до складу якого входять V, Cl, H і O у співвідношенні 34 : 71 : 8 : 64. *Відповідь:* $\text{VCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
28. Три різні речовини мають однаковий склад: 85,71 % C і 14,29 % H. За нормальних умов 1 л кожної речовини має масу 1,25; 1,875 і 2,50 г. Які формули цих речовин? *Відповідь:* C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8 .
29. Розрахуйте молярну масу еквіваленту кислоти, якщо 7,3 г кислоти містять 0,2 г водню, що може бути заміщений на метал. *Відповідь:* $M(f_{\text{екв к-ти}}) = 36,5$ г/моль.

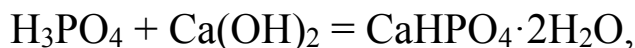
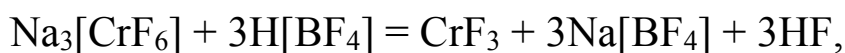
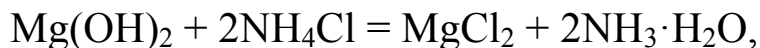
30. Обчисліть молярну масу еквіваленту сульфуру, знаючи, що 1 г її сполучається з 2,04 г цинку, молярна маса еквіваленту якого 32,7 г/моль. *Відповідь:* $M(f_{\text{екв S}}) = 16 \text{ г/моль}$.
31. Скільки літрів водню (н. у.) виділиться при розчиненні у кислоті 0,5 г металу молярна маса еквіваленту якого дорівнює 32,7 г/моль? *Відповідь:* $V = 0,17 \text{ л}$.
32. При згорянні 5,5 г металу утворюється 7,9 г оксиду металу. Визначте молярну масу еквіваленту металу.
Відповідь: $M(f_{\text{екв M-лу}}) = 18,33 \text{ г/моль}$.
33. Молярна маса еквіваленту металу у 13,5 разів більша, ніж молярна маса еквіваленту оксигену. Визначте масову частку (%) металу в оксиді. *Відповідь:* $\omega(\text{M-лу}) = 93,1 \%$.
34. 0,1635 г цинку розчинили у розчині лугу. Водень, що виділився, має об'єм 67,5 мл при 20 °C і 90 кПа. Обчисліть молярну масу еквіваленту цинку.
Відповідь: $M(f_{\text{екв Zn}}) = 32,68 \text{ г/моль}$.
35. Скільки еквівалентів міститься в указаній масі простої речовини:
а) 127 г йоду, б) 1 г кисню, в 10 г водню.
Відповідь: а) $n_E = 1$; б) $n_E = 0,015$; в) $n_E = 10$.
36. Деякий елемент утворює водневу сполуку, в якій він тривалентний, а масова частка гідрогену становить 17,65 %. Розрахуйте відносну атомну масу елемента і складіть формулу даної водневої сполуки.
Відповідь: $M(f_{\text{екв NH}_3}) = 14 \text{ г/моль}$.
37. Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів нітрогену в його оксидах, що містять 30,43; 46,67; 63,64 % нітрогену?
Відповідь: 3; 5; 7; 14 г/моль.
38. На спалювання 5,05 г металу потрібно 1,12 л кисню (н. у.). Знайдіть молярну масу еквіваленту цього металу. Який це метал, якщо його ступінь окиснення у добутому оксиді дорівнює 4?
Відповідь: $M(f_{\text{екв Ru}}) = 25,25 \text{ г/моль}$.
39. При відновленні воднем оксиду металу, масою 1,51 г утворюється вода масою 0,36 г. Обчисліть еквівалентну й атомну маси, якщо валентність металу дорівнює 4.

40. Масова частка (%) галогену в галогеніді металу дорівнює 64,5 %, а масова частка кисню в оксиді цього ж металу дорівнює 15,4 %. Визначте еквівалентну масу галогену.
41. Визначте еквівалентну масу елемента, якщо при відновленні його оксиду масою 1,3 г алюмінієм одержали оксид алюмінію масою 1,02 г. Масова частка кисню в оксиді алюмінію дорівнює 47 %.
42. На утворення оксиду металу(II) масою 0,97 г витрачено 0,1 г кисню, а на взаємодію такої ж маси цього металу з хлором – 0,14 л хлору (н. у.). Розрахуйте еквівалентну масу хлору і відносну атомну масу металу.
43. При відновленні воднем оксиду металу масою 0,91 г до металу добули воду масою 0,45 г. Обчисліть еквівалентну й атомну маси, якщо валентність металу дорівнює 5.
44. Калій масою 1,0 г вступає у реакцію взаємодії з хлором масою 0,91 г, а також з бромом масою 2,044 г. Знайдіть еквівалентні маси калію і броду, якщо еквівалентна маса хлору дорівнює 35,5.
45. Метал масою 1,2 г витісняє з розчину солі інший метал масою 6,5 г. Добутий метал розчиняють в кислоті (при цьому виділяється водень масою 0,1 г). Знайдіть еквівалентну масу першого металу.
46. Визначте еквівалентні маси металу і сульфур, якщо в реакціях взаємодії металу масою 3,24 г з киснем добули оксид масою 3,48 г, а при взаємодії цього же металу з сіркою добули сульфід масою 3,72 г.
47. Обчисліть масу магнію, яка необхідна для добування такого ж об'єму водню, який добули при взаємодії 54 г алюмінію з кислотою. Еквівалентна маса алюмінію дорівнює 9 г/моль, а магнію – 12 г/моль.
48. При відновленні діоксиду мангану масою 1,305 г алюмінієм було добуто манган масою 0,825 г. Визначте еквівалентну й атомну маси мангану.
49. Масова частка срібла в оксиді дорівнює 93,03 %, а масова частка срібла в йодиді 45,95 %. Розрахуйте еквівалентну масу йоду.

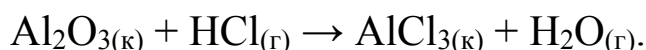
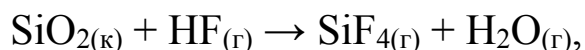
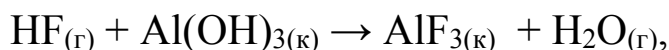
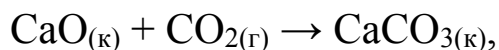
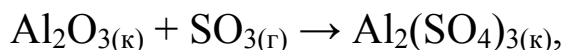
50. При відновленні воднем оксиду стануму масою 1,168 г було добуто воду масою 0,279 г. Обчисліть еквівалентну масу стануму і відносну атомну масу, якщо валентність металу дорівнює 4.
51. Визначте еквівалентні маси основи, кислоти та солі у таких реакціях:



52. Визначте молярні маси еквівалентів реагентів у таких реакціях:



53. Розрахуйте еквівалентні об'єми (л/моль, н. у.) газоподібних речовин у таких обмінних реакціях (спочатку підберіть коефіцієнти):



**4.3. Матеріали контролю для заключного етапу заняття:
задачі, завдання, тести тощо**

Зразок завдання до поточного контролю за темою “Еквівалент”

№ зап.	Завдання	Максимальна кількість балів
1	При відновленні карбоном 32 г оксиду феруму(III) утворюється 20,81 г заліза. Визначте вихід заліза	
2	Запишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій утворення кислих солей: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	
3	Напишіть графічні формули молекул таких кислот: хлорної, бромноватої, хлорнуватистої, марганцевої, марганцовистої	
4	Складіть формули нормальних і кислих солей калію та кальцію, утворених: а) вугільною кислотою; б) миш'яковистою кислотою	
5	При відновленні воднем оксиду металу, масою 1,51 г утворюється вода масою 0,36 г. Обчислити еквівалентну масу й атомну масу, якщо валентність металу дорівнює 4	
6	Визначте еквівалентні маси основи, кислоти та солі у таких реакціях: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	
	Разом	

Практичне заняття № 2

Тема: АТОМНІ СПЕКТРИ. КОРПУСКУЛЯРНО-ХВИЛЬОВІ ВЛАСТИВОСТІ МІКРООБ'ЄКТІВ

Мета: Засвоїти основні спектральні характеристики та взаємозв'язок між ними, а також розрахунки за рівнянням Бальмера-Рідберга для спектра атома водню; аргументувати двоїсту природу електрона.

Основні поняття: довжина хвилі, хвильове число, частота випромінювання, енергія випромінювання; стала Рідберга, двоїста природа світла, фотон, дуалізм електрона, рівняння де Бройля.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми.

1. Складність будови атома. Найважливіші фізичні та хімічні відкриття, які підтверджують складну будову атома.
2. Атомні спектри. Спектр атома водню. Серії Лаймана, Бальмера, Пашена, Пфунда, Брекетта. Рівняння Бальмера-Рідберга.
3. Корпускулярно-хвильові властивості фотона, електрона. Рівняння Планка, Ейнштейна, де Бройля.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- характеристики спектра електромагнітного випромінювання та взаємозв'язок між ними;
- закономірності зміни енергії в спектрі атома водню та характеристики серій спектральних ліній;
- корпускулярно-хвильові властивості фотона та електрона.

вміти:

- пояснити лінійчастий характер спектра атома водню;

- визначати області спектра, назви серій та застосовувати рівняння Бальмера-Рідберга;
- розраховувати енергію кванта світла.

2.2. Питання (тестові завдання, задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 1-6 [2, стор. 13-14] або [3, стор. 242-243].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Складність будови атома. Найважливіші фізичні та хімічні відкриття, які підтверджують складну будову атома.
2. Атомні спектри. Спектр атома водню. Серії Лаймана, Бальмера, Пашена, Пфунда, Брекетта. Рівняння Бальмера-Рідберга.
3. Корпускулярно-хвильові властивості фотона, електрона. Рівняння Планка, Енштейна, де Бройля.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади 1-4 [2, стор. 5-7] або [3, стор. 233-235].

Приклади 1-3 [2, стор. 9-10] або [3, стор. 238].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 1-18 [2, стор. 7-9] або [3, стор. 235-237].

Вправи № 1-5 [2, стор. 11] або [3, стор. 239-240].

Практичне заняття № 3

Тема: БУДОВА АТОМА. ТЕОРІЯ БОРА. ВЕКТОРНА МОДЕЛЬ

Мета: Засвоїти теоретичні основи про будову атома, які базуються на постулатах Бора та векторних уявленнях.

Основні поняття: постулати Бора, радіус атомної орбіти, швидкість руху електрона, енергія стану електрона, енергія іонізації, фізичний зміст сталої Рідберга, момент імпульсу руху електрона по круговій орбіті, кутовий момент імпульсу, магнітний момент, власний момент імпульсу, введення квантових чисел – головне, орбітальне, магнітне, спінове.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. **Квантова теорія будови атома.** Теорія Бора. Постулати Бора. Борівський радіус, швидкість руху електрона, енергія стану електрона. Енергетичні рівні основного та збудженого станів. Спектр атома водню за Бором. Фізичний зміст сталої Рідберга. Енергія іонізації.
2. **Векторна модель атома.** Розвиток теорії Бора. Ефекти Зеємана і Штарка. Уявлення Зоммерфельда. Векторні підходи опису стану електрона в атомі. Уявлення про орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Принцип Паулі.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- основні положення квантової теорії Бора (постулати);
- формули для розрахунку атомного радіуса, швидкості руху електрона, енергії стану електрона;
- фізичний зміст сталої Рідберга на основі теорії Бора;
- векторні уявлення для опису різних видів руху електрона;

- формулювання принципу Паулі.
вміти:
- розраховувати основні характеристики атома за теорією Бора (радіус, швидкість руху електрона, енергію стану електрона);
- пояснювати зміст квантових чисел, які постулює векторна модель.

2.2. Питання (тестові завдання, задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 7-14 [2, стор. 14] або [3, стор. 243].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. **Квантова теорія будови атома.** Теорія Бора. Постулати Бора. Борівський радіус, швидкість руху електрона, енергія стану електрона. Енергетичні рівні основного та збудженого станів. Спектр атома водню за Бором. Фізичний зміст сталої Рідберга. Енергія іонізації.
2. **Векторна модель атома.** Розвиток теорії Бора. Ефекти Зеємана і Штарка. Уявлення Зоммерфельда. Векторні підходи опису стану електрона в атомі. Уявлення про орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Принцип Паулі.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 1, 2 [2, стор. 12] або [3, стор. 240].

4.2. Завдання для розв'язання в аудиторії

Вправи № 1-7 [2, стор. 13] або [3, стор. 241-242].

Практичне заняття № 4

Тема: КВАНТОВО-МЕХАНІЧНА МОДЕЛЬ АТОМА. СПІВВІДНОШЕННЯ МІЖ КВАНТОВИМИ ЧИСЛАМИ

Мета: Засвоїти теоретичні основи квантово-механічної моделі атома.

Основні поняття: постулати квантової механіки (рівняння де Бройля, корпускулярно-хвильові властивості електрона, принцип невизначеностей Гейзенберга), хвильова функція, ймовірність, відносна густота ймовірності, рівняння Шредінгера, оператор Гемільтона, лаконічна форма рівняння Шредінгера, гранична поверхня, атомні орбіталі, декартова і полярна система координат, радіальна та кутова складові хвильового рівняння, квантові числа та взаємозв'язок між ними.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Основні постулати квантової механіки. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості електрона. Принцип невизначеностей Гейзенберга.
2. Рівняння Шредінгера. Хвильова функція. Фізичний зміст хвильової функції. Рівняння Шредінгера для стаціонарного стану. Висновки із рівняння Шредінгера.
3. Атом водню (Квантово-механічний опис). Полярна система координат. Радіальна складова хвильового рівняння. Залежність радіальної складової та ймовірності розподілу від квантових чисел. Кутова складова хвильової функції. Полярні діаграми. Вузлова поверхня. s, p, d, f-атомні орбіталі.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен

знати:

- основні постулати квантової механіки;
- фізичний зміст хвильової функції;
- фізичні основи хвильового рівняння Шредінгера;
- підходи у розв'язанні рівняння Шредінгера для атома водню;
- квантово-механічне тлумачення атомної орбіталі.

вміти:

- пояснити постулати квантової механіки (рівняння де Бройля, хвильові властивості електрона, принцип невизначеностей Гейзенберга);
- пояснити фізичний зміст хвильової функції;
- скласти логічну схему отримання рівняння Шредінгера;
- трансформувати рівняння Шредінгера в полярну систему координат;
- побудувати графіки зміни хвильової функції та ймовірності від відстані залежно від квантових чисел (стану електрона);
- характеризувати квантовими числами s-, p-, d-, f-орбіталі та представляти їх графічно.

2.2. Питання (тестові завдання) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 15-35 [2, стор. 14-15] або № 15-35 [3, стор. 243-244].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Основні постулати квантової механіки. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості електрона. Принцип невизначеностей Гейзенберга.
2. Рівняння Шредінгера. Хвильова функція. Фізичний зміст хвильової функції. Рівняння Шредінгера для стаціонарного стану. Висновки із рівняння Шредінгера.
3. Атом водню (Квантово-механічний опис). Полярна система координат. Радіальна складова хвильового рівняння. Залежність радіальної складової та ймовірності розподілу від квантових

чисел. Кутова складова хвильової функції. Полярні діаграми.
Вузлова поверхня. s, p, d, f-Атомні орбіталі.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 4, 5 [2, стор. 10-11] або [3, стор. 238-239].

4.2. Завдання для розв'язання в аудиторії

Вправи № 7 [2, стор. 11] або № 7 [3, стор. 240].

Практичне заняття № 5

Тема: ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ АТОМІВ

Мета: *Засвоїти принцип побудови Періодичної системи, типи періодичності та періодичність фізичних і хімічних властивостей елементів.*

Основні поняття: багатоелектронні атоми, правило Клечковського, принцип Паулі, правило Гунда, енергія йонізації, електроспорідненість, електронегативність, коротка (8-ми кліткова), довга (18-ти кліткова), наддовга (32-ти кліткова) форми Періодичної таблиці.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми.

1. Багатоелектронні атоми.
2. Періодичний закон Д. І. Менделєєва, як основа розвитку неорганічної хімії.
3. Періодичність властивостей елементів.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- основні історичні етапи становлення та розвитку Періодичного закону;
- правила заповнення енергетичних рівнів (правила Клечковського, Гунда, Паулі);
- структурограму Періодичної таблиці;
- фізичний зміст періодичності властивостей елементів.

вміти:

- застосовувати правило Клечковського для побудови енергетичної послідовності заповнення атомних орбіталей електронами;
- використовувати структурограму періодичної таблиці для складання електронної конфігурації атомів;
- охарактеризувати квантовими числами електрони валентної конфігурації атома;
- на основі електронної конфігурації валентної зони визначити елемент.

2.2. Питання (тестові завдання, задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 31-38 [2, стор. 15] або № 31-38 [3, стор. 244].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Багатоелектронні атоми. Порядок розподілу електронів по енергетичним рівням і підрівням. Правило Клечковського. Принцип Паулі. Правило Гунда.
2. Періодичний закон Д.І.Менделєєва, як основа розвитку неорганічної хімії. Перші спроби систематизації елементів. Періодичний закон. Періодична система. Сучасні форми періодичної системи. Розвиток періодичного закону.
3. Періодичність властивостей елементів. Фізичний зміст періодичного закону. Електронні аналоги. Періодичність фізичних та хімічних властивостей елементів. Енергетичні характеристики атома. Вторинна та внутрішня періодичність.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 4 [2, стор. 12-13] або [3, стор. 241].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 1-9 [2, стор. 17-18] або № 1-9 [3, стор. 245-246].

Вправи № 1-6 [2, стор. 18] або № 1-6 [3, стор. 246].

Практичне заняття № 6

Тема: УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ЗА ТЕМАМИ «БУДОВА АТОМА», «ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН»

На попередньому занятті студенти отримують тестові завдання для самоконтролю. На практичному занятті № 6 проводиться тестування знань студентів.

Зразок 1

Контрольне тестове завдання № 1 за темою «Будова електронних оболонок атому. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Періодична система»

Виберіть правильні відповіді

1	Які величини розраховуються на підставі рівняння де Бройля?			
	а)	Кількість електронів в атомі		
	б)	Заряд ядра атома		
	в)	Довжина хвилі мікрочастинки, що рухається		
	г)	Маса мікрочастинки, що знаходиться в русі		
Запишіть рівняння де Бройля				
2	Яке значення має радіус третього енергетичного рівня? Вкажіть розмірність даної величини			
	а) 1,52	б) 3,08	в) 4,77	г) 5,32
3	Що характеризує орбітальне квантове число?			
	а)	Загальний запас енергії електрона на даному енергетичному рівні		
	б)	Форму електронної хмари		
	в)	Орієнтацію електронної хмари у просторі		
	г)	Кількість електронів на атомній орбіталі		
Які значення може приймати орбітальне квантове число?				
4	Яка з наведених атомних орбіталей заповнюється електронами в першу чергу? Відповідь обґрунтуйте			
	а) 6p	б) 7s	в) 5d	г) 4f
5	Які елементи знаходяться в періодичній системі в одній групі?			
	а)	Елементи, що відрізняються один від одного на однакову кількість протонів		

б)	Елементи з однаковим числом нейтронів
в)	Елементи з однаковим числом валентних електронів
г)	Елементи з однаковим числом електронів зовнішнього енергетичного рівня
Наведіть приклади, що підтверджують вашу відповідь	

Зразок 2

**Контрольне тестове завдання № 2 за темою
«Будова електронних оболонок атому. Періодичний закон
Д. І. Менделєєва. Періодична система»**

Виберіть правильні відповіді

1	Яка з формул правильно відображає співвідношення де Бройля?																	
	а) $v = K(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2}), c^{-1}$		а) $v = K(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2}), c^{-1}$															
	в) $\frac{\lambda}{v} = \frac{1}{R(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2})}$		в) $\frac{\lambda}{v} = \frac{1}{R(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2})}$															
Виберіть правильну формулу та розрахуйте довжину хвилі другої лінії серії Бальмера водневого спектру																		
2	Яким формулюванням відповідає принцип найменшої енергії?																	
	а)	В системі не може бути двох електронів, що мають однаковий набір всіх чотирьох квантових чисел																
	б)	Заповнення орбіталей електронами відбувається в порядку зростання суми головного и орбітального квантових чисел																
	в)	Сумарне спінове число електронів даного підрівня повинно бути максимальним																
	г)	При однаковому значенні суми головного та орбітального квантових чисел спочатку заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа																
3	В якому випадку розподіл р-електронів показано правильно?																	
	а) <table><tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td></td><td></td></tr></table>	↑↓	↑			б) <table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑	↑	↑	в) <table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑	г) <table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑</td></tr></table>	↑↓	↑↓
↑↓	↑																	
↑	↑	↑	↑	↑														
↑	↑	↑																
↑↓	↑↓	↑																
4	Які з наступних електронних конфігурацій відносяться до елементів побічних підгруп?																	
	а) ...5s ² 4d ¹	б) ...3s ² 3p ¹	в) ...4s ² 4p ⁵	г) ...4s ² 3d ¹⁰ 4p ² д) ...4s ² 3d ³														

	Яким елементам відповідають обрані вами електронні конфігурації? Запишіть для них значення квантових чисел валентних електронів	
5	Яка формула показує число валентних електронів у елементів f-сімейства?	
	а) $ns^2(n-1)p^1(n-1)f^{l-14}$	б) $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{l-14}$
	в) $ns^2(n-2)f^{2-14}$	г) $ns^2(n+1)d^1(n+2)f^{l-14}$
	Відповідь підтвердіть прикладами	

Практичне заняття № 7 – 8

Тема: КВАНТОВО-МЕХАНІЧНІ ТЕОРІЇ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Мета: Засвоїти основні теоретичні положення методу валентних зв'язків (МВЗ) і методу молекулярних орбіталей (ММО) для опису двохатомних гомоядерних та гетероядерних молекул.

Основні поняття: діаграма електронних взаємодій в молекулі водню, хвильова функція для двохелектронної системи, симетрична та антисиметрична функція; молекулярна орбіталь, правила перекривання атомних орбіталей, типи молекулярних орбіталей, енергетичні діаграми зв'язуючі, антизв'язуючі, незв'язуючі молекулярні орбіталі, електронні конфігурації двохатомних гомоядерних та гетероядерних молекул, порядок зв'язку; гібридизація атомних орбіталей; валентність.

Навчальний час: 4 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Метод валентних зв'язків (МВЗ).
2. Основні характеристики ковалентного зв'язку.
3. Види (типи) хімічного зв'язку.
4. Основи методу молекулярних орбіталей (ММО).
5. Опис двохатомних гомоядерних та гетероядерних молекул за ММО.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- основні положення методу Гейтлера-Лондона (МВЗ) знаходження хвильової функції та енергії системи із двох атомів;
- механізми формування ковалентного зв'язку;
- валентність елементів з точки зору МВЗ;
- типи гібридизації атомних орбіталей;

- правила перекривання атомних орбіталей;
- правила побудови молекулярних орбіталей за методом лінійної комбінації атомних орбіталей (ЛКАО);
- енергетичні діаграми для двохатомних гомоядерних і гетероядерних молекул;
- порядок зв'язку за ММО.

вміти:

- пояснити механізм утворення ковалентного зв'язку, виходячи з теорії Гейтлера-Лондона;
- пояснити валентність елементів на основі МВЗ (спінова теорія валентності);
- обґрунтувати введення поняття про гібридизацію атомних орбіталей;
- пояснити типи перекривання атомних орбіталей та утворення зв'язуючих, антизв'язуючих і незв'язуючих молекулярних орбіталей;
- застосовувати правила побудови молекулярних орбіталей для двохатомних гомоядерних та гетероядерних молекул;
- описувати електронні конфігурації молекул у вигляді енергетичних діаграм (графічний спосіб) та в аналітичній формі;
- визначати порядок зв'язку в молекулі та молекулярних катіонах і аніонах;
- передбачати зміну властивостей молекул із зміною порядку зв'язку.

2.2. Питання (тестові завдання) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 1-14 [2, стор. 23-24] або № 1-14 [3, стор. 248-249].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Метод валентних зв'язків. Розвиток уявлень про валентність та хімічний зв'язок. Крива повної енергії для молекули. Молекула водню за методом Гейтлера-Лондона. Валентність елементів з

- точки зору МВЗ (спінова теорія валентності). Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.
2. Основні характеристики ковалентного зв'язку. Довжина, енергія, кут зв'язку. Насиченість ковалентного зв'язку. Поляризація хімічного зв'язку. Поляризація іонів та молекул. Направленість хімічного зв'язку. Визначення просторової конфігурації молекули за методом відштовхування електронних пар (метод Геліпсі). Поняття про гібридизацію атомних орбіталей.
 3. Види (типи) хімічного зв'язку. Характеристики типів перекривання атомних орбіталей. σ -, π -, δ -зв'язки. Йонний зв'язок. Невалентні типи зв'язку. Міжмолекулярна взаємодія. Металевий, водневий зв'язки.
 4. Основи метода молекулярних орбіталей. Поняття про молекулярну орбіталь (МО). Двоцентрові та багатоцентрові МО. Положення ММО. Зв'язуючі, антизв'язуючі та незв'язуючі МО. Правила побудови МО. Енергетичні діаграми та порядок зв'язку.
 5. Опис гомоядерних і гетероядерних молекул за ММО. Енергетичні діаграми для двохатомних, гомо-, гетероядерних молекул. Гетероядерні молекули HF, NO, CO. Ізоелектронні частинки. Будова та реакційна здатність молекул. Загальні підходи опису багатоатомних молекул. Система МО для BeH_2 .

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язування задач

Приклади № 1, 2 [2, стор. 21-23] або № 1,2 [3, стор. 246-248].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 1-15 [2, стор. 24-25] або № 1-15 [3, стор. 249-251].

Практичне заняття № 9

Тема: ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК В КООРДИНАЦІЙНИХ СПОЛУКАХ

Мета: Засвоїти основні положення та практичне застосування трьох методів опису хімічного зв'язку в координаційних сполуках (метод валентних зв'язків – МВЗ, теорія кристалічного поля – ТКП, метод молекулярних орбіталей – ММО).

Основні поняття: ліганди, центральний атом, комплексний йон, зовнішня та внутрішня координаційна сфера, рівноваги комплексоутворення та дисоціації комплексних сполук, константи стійкості та нестійкості комплексних сполук, головна та побічна валентності, зовнішньо- та внутрішньо орбітальні комплекси, кристалічне поле лігандів, слабкі та сильні ліганди, низькоспінові та високоспінові комплекси, енергетична діаграма для октаедричного комплексу, генетичний зв'язок між теоріями МВЗ, ТКП, ММО.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Основні визначення координаційної хімії.
2. Хімічний зв'язок в координаційних сполуках. МВЗ і ТКП.
3. Хімічний зв'язок в координаційних сполуках. ММО.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- основні поняття координаційної хімії;
- правила з номенклатури простих за складом координаційних сполук;
- основи методу валентних зв'язків;
- основи теорії кристалічного поля (октаедричне поле);
- основи методу молекулярних орбіталей (октаедричне поле);

- генетичний зв'язок між теоріями.
- вміти:*
- визначати заряд центрального атома та комплексного йону;
 - визначати константи рівноваг комплексоутворення та дисоціації комплексних сполук;
 - описати електронну конфігурацію комплексної сполуки за методом валентних зв'язків;
 - визначати тип комплексу (зовнішньо- або внутрішньосферні комплекси);
 - описати електронну конфігурацію октаедричного комплексу за теорією кристалічного поля;
 - визначати високоспінові та низькоспінові комплекси;
 - описати електронну конфігурацію октаедричного комплексу за методом молекулярних орбіталей;
 - на прикладі одного комплексу продемонструвати генетичний зв'язок між МВЗ, ТКП і ММО.

2.2. Питання (тестові завдання) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 1-3 [2, стор. 37] або № 1-3 [3, стор. 256].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Основні визначення координаційної хімії. Координаційна теорія Вернера. Ліганди у координаційних сполуках. Номенклатура комплексних сполук. Ізомерія координаційних сполук. Рівновага у розчинах координаційних сполук. Розчинність і комплексоутворення.
2. Хімічний зв'язок в координаційних сполуках. Електростатичні уявлення. Метод валентних зв'язків (Уявлення Поляні). Зовнішньо- та внутрішньоорбітальні комплекси. Теорія кристалічного поля (ТКП). Спектрохімічний ряд лігандів. Низькоспінові та високоспінові комплекси. Застосування ТКП.

3. Хімічний зв'язок в координаційних сполуках. Якісне застосування ММО для опису октаедричних комплексів. Енергетична діаграма. Генетичний зв'язок між МВЗ, ТКП і ММО.

IV. Практичні завдання

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 1, 2 [2, стор. 35-37] або № 1 [3, стор. 254-257].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 4-18 [2, стор. 38-39] або № 4-18 [3, стор. 257-258].

Практичне заняття № 10

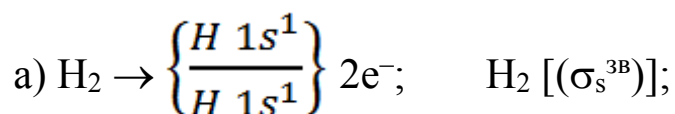
Тема: УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ЗА ТЕМОЮ «ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК»

Зразки розв'язання задач

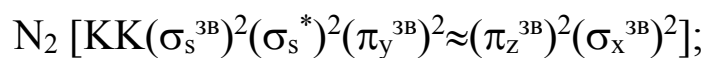
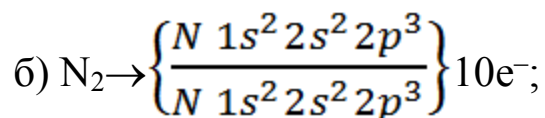
Приклад 1. Для яких із наведених молекул порядок зв'язку дорівнює 2?

- а) H_2 ; б) N_2 ; в) O_2 ; г) NO .

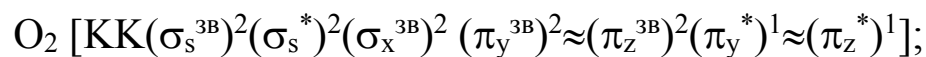
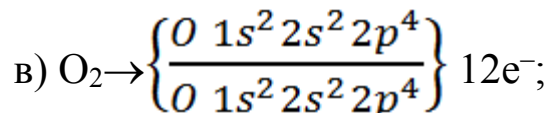
Розв'язання: розглянемо утворення хімічного зв'язку в наведених молекулах по ММО:



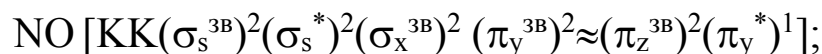
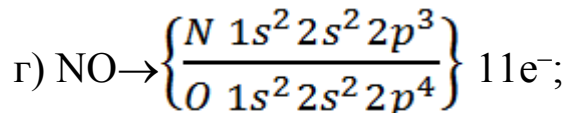
$$\text{ПЗ}_{\text{H}_2} = \frac{2 - 0}{2} = 1.$$



$$\text{ПЗ}_{\text{N}_2} = \frac{8 - 2}{2} = 3.$$



$$\text{ПЗ}_{\text{O}_2} = \frac{8 - 4}{2} = 2.$$



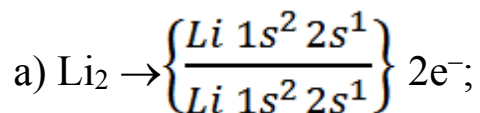
$$\text{ПЗ}_{\text{NO}} = \frac{8 - 3}{2} = 2,5.$$

Відповідь: $\text{ПЗ} = 2$ в молекулі O_2 .

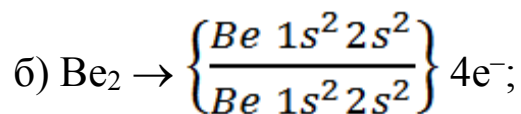
Приклад 2. На основі ММО вкажіть, які із наведених речовин є діамагнітними.

- а) Li_2 ; б) Be_2 ; в) B_2 ; г) C_2 .

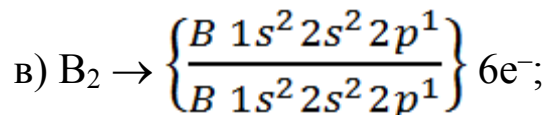
Розв'язання: діамагнітними є речовини, які не володіють магнітними властивостями. У них всі електрони спарені.



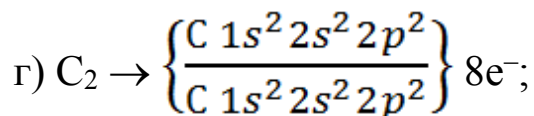
$\text{Li } [\text{KK}(\sigma_s^{3B})^2]$ – діамагнетик.



$\text{Be}_2 [\text{KK}(\sigma_s^{3B})^2(\sigma_s^*)^2]$ – діамагнетик.



$\text{NO } [\text{KK}(\sigma_s^{3B})^2(\sigma_s^*)^2(\pi_y^{3B})^1 \approx (\pi_z^{3B})^1]$ – парамагнетик.



$\text{C}_2 [\text{KK}(\sigma_s^{3B})^2(\sigma_s^*)^2(\pi_y^{3B})^2 \approx (\pi_z^{3B})^2]$ – діамагнетик.

Відповідь: діамагнетики C_2 , Be_2 , Li_2 .

Приклад 3. Передбачте форму молекули H_2O . Якому типу молекул вона буде відповідати? Відповідь обґрунтуйте.

- а) AB_2 ; б) AB_2E ; в) AB_2E_2 ; г) AB_3 .

Розв'язання: Згідно з теорією гібридизації в молекулі H_2O центральний атом – О.



sp^3 -гібридизація; 2 зв'язані електронні пари і 2 вільні електронні пари. Молекула H_2O відповідає типу AB_2E_2 і має кутову форму.

За теорією Гіллеспі:

O ...2s²2p⁴ → 6 валентних електронів, з них 2 електрони використовуються на зв'язок з атомами водню.

$$6 - 2 = 4e^- = 2 \text{ електронні пари.}$$

ЗЧ = число зв'язаних електронних пар + число вільних електронних пар.

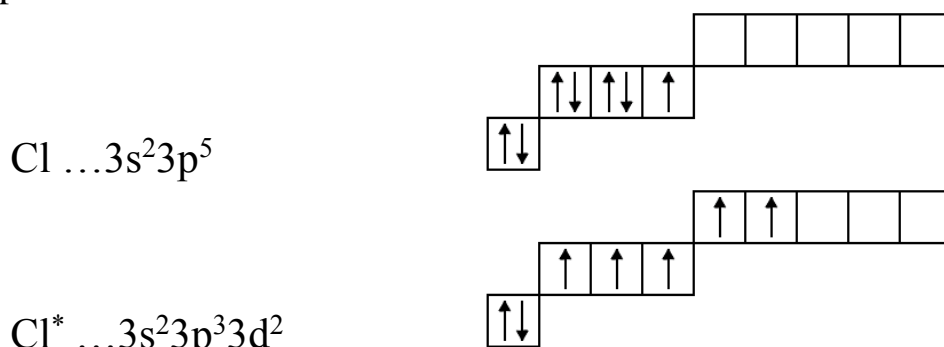
$$ЗЧ = 2 + 2 = 4.$$

Відповідь: молекула Н₂О відповідає типу АВ₂Е₂ і має кутову форму.

Приклад 4. Передбачте форму молекули ClF₅. Якому типу молекул вона буде відповідати? Відповідь обґрунтуйте.

а) АВ₃Е₂; б) АВ₂Е₃; в) АВ₅Е; г) АВ₆.

Розв'язання: Згідно з *теорією гібридизації* в молекуле ClF₅ центральний атом – Cl.



sp³d²-гібридизація; 5 зв'язаних електронних пар і 1 вільна електронна пара. Молекула відповідає типу АВ₅Е і має форму тетрагональної піраміди.

За теорією Гіллеспі:

Cl ...3s²3p⁵ → 7 валентних електронів, з них 5 електронів використовуються на зв'язок з F.

$$7 - 5 = 2e^- = 1 \text{ електронна пара.}$$

ЗЧ = число зв'язаних електронних пар + число вільних електронних пар.

$$ЗЧ = 5 + 1 = 6.$$

Відповідь: Молекула відповідає типу АВ₅Е і має форму тетрагональної піраміди.

Приклад 5. Скільки молекул в ряду $N_2 - NH_3 - NO - H_2 - O_2$ мають ковалентний неполярний зв'язок? Відповідь обґрунтуйте.

- а) одна; б) дві; в) три; г) чотири.

Розв'язання: Ковалентний неполярний зв'язок, як правило, реалізується в речовинах, що складаються з однакових атомів. У цьому випадку загальні електронні пари, що зв'язують атоми, в рівній мірі належать атомам, які зв'язуються, і зв'язок буде неполярним. Якщо атоми різні, то загальні електронні пари будуть зміщені до більш електронегативного атома і зв'язок буде ковалентним полярним.

Ковалентний неполярний зв'язок мають такі молекули з даного ряду: N_2 , H_2 , O_2 .

N_2 – ковалентний неполярний;

NH_3 – ковалентний полярний;

NO – ковалентний полярний;

H_2 – ковалентний неполярний;

O_2 – ковалентний неполярний.

Відповідь: в) три.

Приклад 6. Як змінюється температура плавлення речовин в ряду $KF - KCl - KBr - KI$?

- а) збільшується; в) проходить через максимум;
б) зменшується; г) проходить через мінімум.

Яку властивість ковалентного зв'язку потрібно використати для пояснення вашої відповіді?

Розв'язання: В ряду $KF - KCl - KBr - KI$ температура плавлення речовин зменшується. Для пояснення відповіді треба застосувати властивість ковалентного зв'язку – поляризованість (легкість зсуву електронної густини). Поляризованість аніону зростає зі збільшенням його розміру і заряду. За інших рівних умов більший за розміром буде більш поляризований, так як його зовнішні електрони перебувають далі від ядра. Заряди аніонів в даному випадку рівні. Так як катіони набагато менше аніонів, то вважається що поляризація (порушення

розподілу заряду в сусідньому йоні) катіона аніоном незначна, а здійснюється поляризація аніона катіоном.

Температура плавлення речовини змінюються обернено пропорційно величині поляризації аніона катіоном. У KI поляризація найбільша, а отже температура плавлення – найменша.

Відповідь: б) зменшується.

Приклад 7. Як змінюється температура плавлення речовин в ряду $\text{AsCl}_3 - \text{SbCl}_3 - \text{BiCl}_3$?

- | | |
|------------------|------------------------------|
| а) збільшується; | в) проходить через максимум; |
| б) зменшується; | г) проходить через мінімум. |

Розв'язання: В ряду $\text{AsCl}_3 - \text{SbCl}_3 - \text{BiCl}_3$ температура плавлення речовин збільшується.

Для пояснення відповіді треба застосувати властивість ковалентного зв'язку – поляризованість (і пов'язане з цим поняття «поляризація»). Поляризованість – це легкість зсуву електронної густини. Вона росте зі збільшенням розміру і заряду іона. У нашому випадку іон хлору в усіх солях і його здатність до поляризації однакова, як і заряд.

Поляризація – це порушення розподілу заряду в сусідньому йоні. Здійснюється поляризація аніона катіоном. Заряд катіона однаковий (+3), але зростає його радіус і зменшується його поляризуюча дія на аніон, температура плавлення речовин збільшується.

Відповідь: а) збільшується.

Приклад 8. Який газ буде зріджуватися при більш низькій температурі? Відповідь обґрунтуйте, виходячи з теоретичних знань по хімічному зв'язку, а не із табличних даних.

- | | | | |
|-------------------|--------------------|-------------------|--------------------|
| а) F_2 ; | б) Cl_2 ; | в) HCl ; | г) CO_2 . |
|-------------------|--------------------|-------------------|--------------------|

Розв'язання: За процес зрідження газів при охолодженні відповідають сили міжмолекулярної взаємодії, що виникають між

молекулами без передачі електронів (ван-дер-вальсовські сили). Вони бувають а) орієнтаційні взаємодії (між полярними молекулами, тобто диполь-диполь); б) індукційна взаємодія (диполь – не диполь); в) дисперсійна взаємодія (не диполь – не диполь). Відносний внесок кожної залежить від полярності і поляризованості. Чим більша полярність молекул, тим більша роль орієнтаційних сил (найсильніших), тому HCl і CO₂ будуть зріджуватися легше, ніж F₂ і Cl₂.

Гетероатомні молекули в більшій чи меншій мірі, як правило, полярні. А з гомоядерних молекул легше буде зріджуватися та, яка більше поляризована (тобто більша за розміром). Тому легше буде зріджуватися Cl₂, а найважче F₂.

Відповідь: а) F₂.

Приклад 9. Пояснити утворення хімічного зв'язку в октаедричній комплексній сполуці Na₂[Ge(OH)₆], використовуючи метод валентних зв'язків і ТКП. Вказати, які з перерахованих нижче характеристик відносяться до вашої сполуки:

- | | |
|--------------------|---------------------------|
| а) діамагнітний; | г) високоспіновий; |
| б) парамагнітний; | д) внутрішньоорбітальний; |
| в) низькоспіновий; | ж) зовнішньоорбітальний. |

Розв'язання:

Ge⁴⁺ – комплексоутворювач;

³²Ge⁰ 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p²

Ge⁴⁺ 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s⁰4p⁰

Ge⁴⁺

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----	----	----

--

--	--	--

--	--	--	--	--	--

Ge⁴⁺

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----	----	----

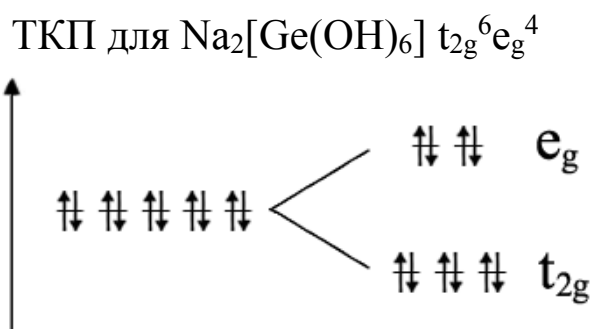
↑↓

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----

↑↓	↑↓				
----	----	--	--	--	--

OH⁻ OH⁻ OH⁻ OH⁻ OH⁻ OH⁻

Характеристика октаедра: а) діамагнітний; в) низькоспіновий; ж) зовнішньоорбітальний.



Приклад 10. Пояснити утворення хімічного зв'язку в октаедричній комплексній сполуці $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{CN})_6]$, використовуючи метод валентних зв'язків і ТКП. Вказати, які з перерахованих нижче характеристик відносяться до вашої сполуки:

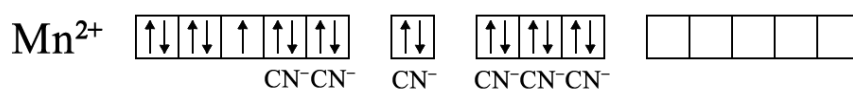
- | | |
|--------------------|---------------------------|
| а) діамагнітний; | г) високоспіновий; |
| б) парамагнітний; | д) внутрішньоорбітальний; |
| в) низькоспіновий; | ж) зовнішньоорбітальний. |

Розв'язання:

Mn^{2+} – комплексоутворювач;

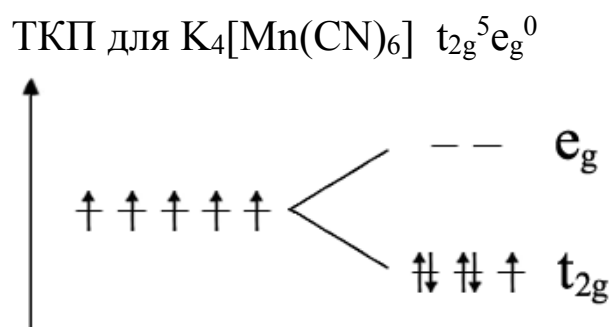
$^{25}\text{Mn}^0$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 4p^2$

Mn^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0 4p^0$



CN^- – ліганд сильного поля, тому електрони комплексоутворювача зсовуються на менше число орбіталей.

Характеристика октаедра: б) парамагнітний; в) високоспіновий; ж) внутрішньоорбітальний.



Практичне заняття № 11

Тема: ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ. ПЕРШИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ ТА ЙОГО ДОДАТКИ

Мета: Засвоїти основні поняття хімічної термодинаміки та використання першого закону термодинаміки і його додатків для характеристики теплових ефектів хімічних процесів.

Основні поняття: система, функція стану, термодинамічні функції, інтенсивні та екстенсивні властивості, екзотермічні та ендотермічні процеси, внутрішня енергія (U), ентальпія (H).

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Основні поняття і визначення хімічної термодинаміки.
2. Перший закон термодинаміки і його додатки в хімії.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- визначення понять система, функція стану, термодинамічні функції, інтенсивні та екстенсивні властивості;
- класифікацію процесів за умовами їх протікання;
- суть термодинамічних функцій внутрішня енергія та ентальпія;
- формулювання Першого закону термодинаміки;
- формулювання законів термохімії.

вміти:

- записати і пояснити фізичний зміст першого закону термодинаміки;
- засвоїти розрахунки теплового ефекту і зміни ентальпії реакції за стандартними ентальпіями утворення (ΔH_f°) і згоряння (ΔH_c°) речовини;

- засвоїти розрахунки енергії зв'язку з використанням даних про ентальпію розкладання сполуки на ізольовані атоми та ентальпії утворення сполуки за відомими величинами енергії зв'язку;
- засвоїти розрахунки теплового ефекту реакції при різних температурах;
- скласти ентальпійні діаграми та застосовувати цикл Борна-Габера для розрахунку деяких термодинамічних параметрів.

2.2. Питання (тестові завдання задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 1-6 [1, стор. 73-74].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

- 1. Основні поняття і визначення хімічної термодинаміки.**
Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття: система; функція стану; термодинамічні функції. Інтенсивні і екстенсивні властивості системи. Класифікація процесів. Форми енергії та їх еквівалентність. Внутрішня енергія. Ентальпія
- 2. Перший закон термодинаміки.** Формулювання та математичний запис. Додатки першого закону термодинаміки в хімії. Закони термохімії. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій. Приклади застосування закону Гесса для розрахунку енергії зв'язку та гідратації, енергії іонної ґратки (цикл Борна-Габера). Теплоємність речовин. Закон Кірхгофа.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 1-4 [2, стор. 41-43] або № 1-4 [3, стор. 259-261].

Приклади № 1-4 [2, стор. 47-50] або № 1-4 [3, стор. 264-267].

Приклад № 1 [2, стор. 52] або № 1 [3, стор. 270].

Приклад № 1 [2, стор. 53-54] або № 1 [3, стор. 271-272].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 1-25 [2, стор. 43-46] або № 1-25 [3, стор. 261-264].

Вправи № 1-19 [2, стор. 50-51] або № 1-19 [3, стор. 267-269].

Вправи № 1-3 [2, стор. 52] або № 1-3 [3, стор. 270].

Вправи № 1-4 [2, стор. 54] або № 1-4 [3, стор. 272].

Практичне заняття № 12

Тема: ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. II ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ ТА ЙОГО ДОДАТКИ

Мета: Засвоїти термодинамічні критерії перебігу хімічних реакцій та способи обчислення зміни ентропії, термодинамічних потенціалів та константи хімічної рівноваги.

Основні поняття: самодовільні процеси, ентропія, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца, константа рівноваги.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Другий закон термодинаміки і його додатки.
2. Термодинамічні потенціали.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- формулювання II закону термодинаміки;
- термодинамічне та статичне визначення ентропії;
- критерії визначення термодинамічних потенціалів (вільна енергія Гіббса, енергія Гельмгольца);
- критерії перебігу реакції;
- взаємозв'язок між енергією Гіббса та константою рівноваги.

вміти:

- передбачати характер зміни ентропії;
- розраховувати зміну ентропії в реакціях;
- пояснювати фізичний зміст термодинамічного потенціалу енергії Гіббса, встановлювати зв'язок з константою рівноваги та визначати напрямок реакції за зміною енергії Гіббса;

- аналізувати рівняння Гіббса, визначати можливість здійснення процесу та вплив температури залежно від знаків величини ΔG та ΔS .

2.2. Питання (тестові завдання, задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

Питання № 1-17 [2, стор. 62-63] або № 1-17 [3, стор. 279-280].

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. **Другий закон термодинаміки і його додатки в хімії.** Самодовільні процеси. Статистичне визначення ентропії. Термодинамічне визначення ентропії. Формулювання другого закону термодинаміки. Стандартна ентропія. Оцінка знака та величини ΔS . Зміна ентропії в хімічних реакціях.
2. **Термодинамічні потенціали.** Енергія Гельмгольца і Гіббса. Вільна енергія Гіббса і константа рівноваги. Хімічний потенціал.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 1-2 [2, стор. 55-56] або № 1-2 [3, стор. 272-273].

Приклади № 1-7 [2, стор. 57-60] або № 1-7 [3, стор. 274-277].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії

Вправи № 1-11 [2, стор. 56-57] або № 1-11 [3, стор. 273-274].

Вправи № 1-23 [2, стор. 60-62] або № 1-23 [3, стор. 277-272].

Практичне заняття № 13 – 14

Тема: ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета: Засвоїти теоретичні основи електрохімії, окисно-відновних реакцій та обчислення електродних потенціалів і визначення напрямку редокс-реакцій.

Основні поняття: активні та пасивні метали, електродні потенціали, стандартний водневий електрод, ряд напруг металів, гальванічний елемент, окисно-відновний потенціал, електрорушійна сила (ЕРС), константи рівноваги.

Навчальний час: 4 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Основні поняття електрохімії.
2. Окисно-відновні реакції.

II. Контроль опорних знань – Фронтальне опитування

2.1. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

В результаті підготовки до заняття студент повинен знати:

- властивості активних і пасивних металів;
- механізм виникнення електродного потенціалу;
- принципову схему гальванічного елементу;
- рівняння Нернста для електродних та окисно-відновних потенціалів;
- вплив різних чинників на значення окисно-відновних потенціалів;
- основні поняття та положення теорії окисно-відновних реакцій;
- методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

вміти:

- пояснити механізм виникнення електродного потенціалу та способи його вимірювання;

- обчислювати електродні потенціали з використанням рівняння Нернста;
- розраховувати електрорушійну силу гальванічного елемента;
- розмежовувати поняття електродний та окисно-відновний потенціали;
- обчислювати та передбачати вплив умов середовища на окисно-відновний потенціал;
- визначати напрямок окисно-відновних реакцій та розраховувати константу рівноваги;
- використовувати ряд напруг металів;
- складати рівняння окисно-відновних реакцій.

2.2. Питання (тестові завдання, задачі) для перевірки базових знань за темою заняття:

1. Який механізм виникнення потенціалу на межі розчин – активний метал і розчин – пасивний метал?
2. З яких елементів складається стандартний водневий електрод?
3. З яких електродів складається гальванічний елемент Якобі? Які електрохімічні процеси відбуваються в гальванічному елементі?
4. Яке співвідношення між електрорушійною силою гальванічного елемента та енергією Гіббса?
5. Наведіть приклади залежності окисно-відновного потенціалу від умов середовища.
6. Прокоментуйте ряд напруг металів.
7. Як обчислити константу рівноваги окисно-відновної реакції в стандартних умовах?
8. Наведіть класифікацію окисно-відновних реакцій та методи складання хімічних рівнянь.

III. Обговорення теоретичних питань (у разі необхідності)

1. Основні поняття електрохімії. Електродні потенціали. Стандартний водневий електрод. Ряд напруг металів. Зв'язок між електрорушійною силою гальванічного елемента та енергією

Гіббса. Рівняння Нернста. Окисно-відновні потенціали та їх залежність від умов середовища. Напрямок окисно-відновних реакцій. Константа рівноваги.

2. Окисно-відновні реакції. Класифікація окисно-відновних реакцій. Методи складання хімічних рівнянь окисно-відновних реакцій.

IV. Практичні завдання:

4.1. Приклади розв'язання задач

Приклади № 1-4 [2, стор. 65-67] або № 1-4 [3, стор. 281-282].

Приклади № 1-5 [2, стор. 68-70] або № 1-5 [3, стор. 284-286].

4.2. Завдання для розв'язування в аудиторії.

Вправи № 1-25 [2, стор. 67-68] або № 1-25 [3, стор. 282-284].

Вправи № 1-15 [2, стор. 70-72] або № 1-15 [3, стор. 286-288].

Список рекомендованої літератури

1. Загальна хімія. Практичні заняття з неорганічної хімії. Частина I. / Укладачі Ракитська Т. Л., Сохраненко Г. П., Кокшарова Т. В. та інші. – Одеса: «Астропрінт», 2007. – 210 с.
2. Семінарські заняття з загальної хімії. Ракитська Т. Л., Нікітін В. І. – Одеса: «Астропрінт», 2000. – 76 с.
3. Ракитська Т. Л. Загальна хімія. Одеса: ОНУ – 2020. – 294 с.

Навчальне видання

Ракитська Тетяна Леонідівна

Кіосе Тетяна Олександрівна

Труба Алла Сергіївна

ПРАКТИЧНІ ЗАНЯТТЯ З ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Комп'ютерний набір та технічне редагування:

Буданова Ніна Олексіївна

Електронне практичне видання

В авторській редакції

Затвердж. авт. 12.12.2022. Шрифт Times New Roman.

Обсяг 1 МБ. Зам. № 2525.

Видавець і виготовлювач

Одеський національний університет імені І. І. Мечникова

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.

65082, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12, Україна

Тел.: (048) 723 28 39, e-mail: druk@onu.edu.ua