

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ**

Факультет агротехнологій
Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

для виконання практичних робіт здобувачами другого
(магістерського) рівня вищої освіти ОПП «Ветеринарна гігієна,
санітарія і експертиза спеціальності 211 «Ветеринарна медицина»
денної форми здобуття вищої освіти

Миколаїв

2024

УДК 546+543

Б63

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій, Миколаївського національного аграрного університету від 2024 р., протокол №11 від 16.05.2024 року.

Укладач:

О. А. Бабич – асистент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

О. О. Цвях – канд. біол. наук, доцент, доцент та завідувачка кафедри фізичної культури та спорту, Миколаївський національний університет ім. В. О. Сухомлинського;

О. І. Юлевич – канд. біол. наук, доцент, доцент кафедри рослинництва та садово-паркового господарства, Миколаївський національний аграрний університет.

ЗМІСТ

Передмова.....	4
Про порядок виконання практикуму.....	6
Модуль I. “Основні поняття та закони хімії”	
Практична робота №1. Класи неорганічних сполук.....	8
Практична робота №2. Вирішення задач на хімічний еквівалент.....	10
Практична робота №3. Вирішення задач на хімічну кінетику та рівновагу	13
Практична робота №4. Вирішення задач на стехіометричні закони хімії.....	16
Практична робота №5. Вирішення задач на визначення електронної будови атома.....	21
Практична робота №6. Вирішення задач на визначення хімічного зв'язку	25
Модуль II. “Розчини. Реакції окиснення – відновлення”	
Практична робота №7. Встановлення концентрації розчинів кислот і лугів титруванням	29
Практична робота №8. Написання реакцій йонного обміну.....	34
Практична робота №9. Написання рівнянь і вирішення задач на гідроліз солей.....	38
Практична робота №10. Написання окисно-відновних реакцій	43
Практична робота №11. Вирішення задач на основи електрохімії	51
Модуль III. “Хімія елементів. Біогенні елементи”	
Практична робота №12. Вирішення задач на властивості s-елементів.....	57
Практична робота №13. Вирішення задач на властивості p-елементів.....	59
Практична робота №14. Вирішення задач на властивості d-елементів.....	61
Практична робота №15. Написання формул та номенклатура комплексних сполук.....	64
Рекомендована література	69
Додатки.....	70

ПЕРЕДМОВА

Біонеорганічна хімія є базовою дисципліною, необхідною для формування фундаменту знань та практичних навичок фахівця у галузі ветеринарної медицини. Зазначена дисципліна вивчає речовини, їх склад, будову, властивості та основні закономірності хімічних перетворень. Отримані знання з курсу біонеорганічної хімії є теоретичною основою для опанування наступних дисциплін: органічна хімія, фізична та колоїдна хімія, зоохіманаліз, фізіологія тварин. Метою вивчення біонеорганічної хімії є оволодіння теоретичними основами дисципліни та формування навиків проведення хімічних дослідів. Курс біонеорганічної хімії для здобувачів вищої освіти спеціальності “Ветеринарна медицина“ включає 30 годин лекцій, 30 годин лабораторних занять, 30 годин практичних занять та 14 годин самостійної роботи. Успішне засвоєння курсу біонеорганічної хімії студентами передбачає відвідування лекцій, самостійну роботу з літературою, а також виконання практичних робіт. На практичних заняттях студенти поглиблюють теоретичні знання і оволодівають навиками та алгоритмами вирішення розрахункових задач. Викладання Біонеорганічної хімії ведеться в рамках кредитно – модульної системи. Дисципліна “Біонеорганічна хімія“ об’єднує 3 навчальних модуля: “Основні поняття та закони хімії”, “Розчини. Реакції окиснення – відновлення”, “Хімія елементів. Біогенні елементи”.

Пропоновані методичні рекомендації видані з метою надати перелік завдань при виконанні практичних робіт із Біонеорганічної хімії здобувачам вищої освіти з прикладами їх вирішення.

Рейтингова оцінка практичних робіт

Номер практичної роботи	Максимальна оцінка	Мінімальна оцінка
Модуль I. “Основні поняття та закони хімії”		
Практична робота №1	5 балів	3 бали
Практична робота №2	5 балів	3 бали
Практична робота №3	5 балів	3 бали
Практична робота №4	5 балів	3 бали
Практична робота №5	5 балів	3 бали
Практична робота №6	5 балів	3 бали
Всього	30 балів	18 балів
<i>Перерахунковий коефіцієнт балів за I модуль</i>	<i>0,3333</i>	<i>0,3333</i>
ЗАГАЛЬНИЙ БАЛ ЗА I МОДУЛЬ	10 балів	6 балів
Модуль II. “Розчини. Реакції окиснення – відновлення”		
Практична робота №7	5 балів	3 бали
Практична робота №8	5 балів	3 бали
Практична робота №9	5 балів	3 бали
Практична робота №10	5 балів	3 бали
Практична робота №11	5 балів	3 бали
Всього	25 балів	15 балів
<i>Перерахунковий коефіцієнт балів за II модуль</i>	<i>0,4</i>	<i>0,4</i>
ЗАГАЛЬНИЙ БАЛ ЗА I МОДУЛЬ	10 балів	6 балів
Модуль III. “Хімія елементів. Біогенні елементи”		
Практична робота №12	5 балів	3 бали
Практична робота №13	5 балів	3 бали
Практична робота №14	5 балів	3 бали
Практична робота №15	5 балів	3 бали
Всього	25 балів	15 балів
<i>Перерахунковий коефіцієнт балів за III модуль</i>	<i>0,5</i>	<i>0,5</i>
ЗАГАЛЬНИЙ БАЛ ЗА I МОДУЛЬ	10 балів	6 балів
ЗАГАЛЬНИЙ БАЛ ЗА КУРС ПРАКТИЧНИХ РОБІТ	30 балів	18 балів

ПРО ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ ПРАКТИКУМУ

Практичне заняття з дисципліни Біонеорганічної хімії проводяться згідно з планом, з яким здобувачі вищої освіти знайомляться на першому занятті. Теми занять присвячені основним розділам теоретичного курсу дисципліни – найважливіші поняття та закони хімії; властивості розчинів; закономірності перебігу хімічних реакцій; окисно – відновні процеси; властивості біогенних елементів.

Кожне практичне заняття проводиться за такою схемою: консультація щодо вирішення основних типів задач, поділ присутніх студентів на варіанти, виконання студентами задач за власним варіантом, захист виконаних задач. Для успішного виконання практикуму необхідно самостійно готуватися до кожного практичного заняття. Підготовка до практичного заняття включає:

а) вивчення теоретичного матеріалу за допомогою конспекту лекцій, підручників і посібників. Під час самостійної роботи при першому читанні необхідно отримати загальні уявлення з питань теми, позначити складні або незрозумілі місця, далі перейти до ретельного опрацювання матеріалу.

б) письмове виконання практичних завдань в зошиті для практичних робіт (для конспекту лекцій необхідно завести окремий зошит);

в) розуміння алгоритму та здатність пояснити хід вирішення задач.

Здобувачі вищої освіти, що з тих чи інших причин не виконали чергову практичну роботу, зобов'язані відпрацювати її за установленим графіком.

МОДУЛЬ 1 «ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ»

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

При вивченні кожного класу неорганічних речовин (оксидів, основ, кислот та солей) радимо дотримуватися слідуючого плану:

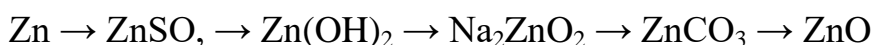
- визначення класу,
- номенклатура і класифікація;
- добування;
- хімічні властивості

Варіант 1

1. Що таке кислоти з точки зору теорії електричної дисоціації? Наведіть приклади кислот та рівняння їх дисоціації.

2. З якими із визначених сполук MgO , Cr_2O_3 , H_3PO_4 , $Al(OH)_3$, KOH буде взаємодіяти їдкий натр? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

3. Складіть рівняння реакції, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



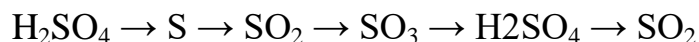
Варіант 2

1. Дайте визначення основам. Наведіть приклади основ
2. Напишіть рівняння реакції нейтралізації хлорної кислоти лугом
3. Скільки їдкого натру можна добути при взаємодії соди з вапняною водою, добутою з 5 кг вапняку, що містить 80% $CaCO_3$.

Варіант 3

1. Дайте визначення оксидам. Класифікація оксидів.
2. Є кислоти : сульфатна, оцтова, нітратна, вугільна, ціановоднева. Які з них утворюють кислі солі? Відповідь ствердіть рівнянням реакції утворення кислих солей

3. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Варіант 4

1. Дайте визначення солям. Класифікація солей.
2. Є речовини - залізо, кальцій оксид, вода і концентрована нітратна кислота. Як за допомогою цих речовин добути Fe_2O_3 . Напишіть рівняння відповідних реакцій.
3. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$.

Варіант 5

1. Як добувають оксигеновмісні та безоксигенні кислоти? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
2. Виведіть формули основ і кислот, що відповідають слідуючим амфотерним оксидам: ZnO , Al_2O_3 , SnO .
3. Обчислити скільки літрів водню (н.у.) утворюється при взаємодії розбавленої сульфатної кислоти з 12г магнію? Скільки грамів солі при цьому утворюється?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ

Готуючись до цієї теми, з'ясуйте для себе слідуючі поняття: хімічний елемент, атом, молекула, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, моль, молярна маса, молярний об'єм, число Авогадро, відносна густина газу. Повторіть закони збереження маси речовини, сталості хімічного складу, закон Авогадро та наслідки з нього, закон еквівалентів, рівняння Менделєєва-Клайперона.

Приклад розв'язування задач

Задача 1

Скільки моль та молекул оксиду купрум(I) міститься в зразку оксиду масою 64 г?

Розв'язок

1. Кількість речовини в молях визначаємо як відношення маси речовини (z): до її молярної маси ($z/\text{моль}$) $n = m(\text{CuO})/M(\text{CuO})$

Молярна маса складає:

$$M(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80 \text{ г/моль}$$

$$\text{Тоді } n = 64/80 = 0,8 \text{ моль}$$

2. Число молекул речовини обчислюємо за формулою $N = n \times N_A$, де n - кількість речовини, моль

$$N_A - \text{число Авогадро } (6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул})$$

$$= 0,8 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,8 \times 10^{23} \text{ молекул}$$

Задача 2

Обчисліть атомну масу і еквівалент елемента якщо вміст елемента в оксиді складає 46,47%, а на один атом елемента припадає два атоми Оксигену

Розв'язок

Згідно із законом еквівалентів запишемо:

$$46,47/53,26 = E / 8$$

$$E = 46,47 \times 8 / 53,26 = 7,02$$

За умовою задачі на один атом елемента припадає два атома кисню, тобто ступінь окиснення (валентність) елемента дорівнює 4.

Якщо прийняти масу оксиду за 100 %, то маса кисню буде складати 100% - 46,47% = 53,26%

Атомна маса елемента може бути обчислена за формулою

$$A = E \cdot V, \text{ Де :}$$

E - еквівалент елемента;

V - його валентність

Це й елемент - Кремній. $A = 7,02 \times 4 = 28,08 \text{ г/моль}$

Варіант 1

1. Молярна маса еквівалента металу дорівнює 12 г/моль. Скільки грамів металу було взято якщо при взаємодії його з кислотою виділилось 4,2 л. водню.
2. Обчислити який об'єм за н.у. мають $3,01 \times 10^{25}$ молекул кисню.
3. Хлорид металу містить 36% металу. Обчисліть еквівалент металу та молярну масу еквівалента металу.

Варіант 2

1. Яка кількість речовини (моль) міститься в 20 г мідного купоросу?
2. Олово утворює 2 оксиди, один з них містить 88,1256%, а другий - 78,77% олова. Визначте ступінь окиснення олова у відповідних оксидах і складіть формули оксидів. Як відносяться еквіваленти олова один до одного?
3. Обчисліть еквівалент йоду, якщо 1,22 г його з'єднуються з 1 г свинцю, ступінь окиснення якого дорівнює 2.

Варіант 3

1. Обчисліть масу 5,6 л оксиду вуглецю (IV) (н.у.). Скільки моль оксиду вуглецю (IV) і його молекул міститься в даному об'ємі?

2. Обчисліть еквівалент сульфатної кислоти в реакціях: а) з магнієм; б) з їдким калі, якщо утворюється кисла сіль.
3. Чому дорівнює атмосферний тиск на вершині Казбеку при 0°C , якщо маса 1 л взятого там повітря дорівнює 700 мг?

Варіант 4

1. На нейтралізацію 0,943г фосфорної кислоти витратили 1,288 г їдкого калі. Обчисліть основність кислоти.
2. Який об'єм за н.у. має хлороводень масою 58,4 г?
3. Обчисліть еквівалент Сульфуру, якщо при спалюванні 3г сірки добуто 6 г сульфур оксиду.

Варіант 5

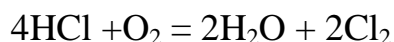
1. Скільки моль атомарного натрію міститься в 41,4 г натрій карбонату?
2. На відновлення 1,89 г оксиду металу витрачено 0,448 л водню, виміряного за н.у. Обчисліть еквівалент оксиду і еквівалент металу, якщо ступінь його окиснення в оксиді дорівнює двом. Назвіть метал.
3. Обчисліть масу $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул оксиду Сульфуру(VI) оксиду.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ХІМІЧНУ КІНЕТИКУ ТА РІВНОВАГУ

Приклади розв'язання задач.

Приклад 1. Як зміниться швидкість прямої реакції



якщо при незмінній температурі збільшити об'єм системи вдвічі.

Розв'язок. Згідно із законом діючих мас швидкість прямої реакції дорівнює

$$V = k \times C_m(\text{HCl})^4 \times C_m(\text{O}_2),$$

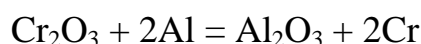
Збільшення об'єму системи у 2 рази означає, що концентрація HCl і O₂ зменшилась у два рази.

Запишемо вираз для швидкості реакції після змінення об'єму системи :

$$V = k (C(\text{HCl})/2)^4 \times C(\text{O}_2)/2 = 1/32 \times k \times C(\text{HCl}) \times C(\text{O}_2) = 1/32$$

Таким чином, при збільшенні об'єму системи у 2 рази швидкість реакції зменшилась у 32 рази.

Приклад 2. Скільки теплоти виділиться при добуванні 267 г Хрому алюмінінотермією



Теплоти утворення Al₂O₃ і Cr₂O₃ відповідно дорівнюють -1670,2 і - 1143,02 кДж/моль.

Розв'язок. Використовуючи слідство із закону Геса, обчислимо тепловий ефект реакції:

$$dH = (dH_{\text{утв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) + 2dH_{\text{утв}}(\text{Cr})) - (dH_{\text{утв}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) + 2dH_{\text{утв}}(\text{Al}))$$

Теплоти утворення Al₂O₃ і Cr₂O₃ беремо з умови реакції, теплоти утворення простих речовин Al і Cr в хімічній термодинаміці приймають рівними нулю.

Тоді $dH = dH_{\text{утв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) - dH_{\text{утв}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = -1670,2 + 1143,02 = -527,18$ кДж/моль.

За рівнянням реакції 527,18 кДж виділяється при добуванні 2 моль хрому, тобто при добуванні 104г хрому виділиться X г теплоти. Складемо пропорцію

$$104/269 = 527.18/x \quad x = 269 \times (-527,18)/104 = -1363,57 \text{ кДж/моль}$$

Варіант 1

1. Обчисліть теплоту утворення рідкого бензолу, якщо тепловий ефект реакції $C_6H_6(p) + O_2 = 6CO_2 + 3H_2O(пара)$ дорівнює "-3136,32" кДж, а теплоти утворення $CO_2(g)$, H_2O відповідно дорівнюють : "-393,62" і "- 241,88" кДж /моль.
2. При згоранні газоподібного етану утворюються $CO_2(g)$ і $H_2O(p)$ напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і обчисліть її тепловий ефект.
3. Як зміниться швидкість прямої і оборотної реакції синтезу аміаку при зменшенні об'єму системи у 4 рази.

Варіант 2

1. У скільки разів зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 40 С до 70 С , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2,3?
2. При взаємодії газоподібних метану і сірководню утворюється сірковуглець і водень. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисліть її тепловий ефект.
3. При розчиненні 7,02 г алюмінію у соляній кислоті вилілилось 21,1 кДж тепла. Визначте тепловий ефект хімічної реакції

Варіант 3

1. При деякій температурі константа рівноваги гетерогенної системи $FeO(k) + CO(g) = Fe(k) + CO_2(g)$ дорівнюють 0,5.
Обчисліть рівноважні концентрації CO і CO_2 відповідно 0,05 моль/л і 0,01 моль/л.
2. Як зміниться ентропія при переході а) води в пару; б) графіту в алмаз
3. Обчисліть тепловий ефект реакції



Якщо теплоти утворення магній оксиду і вуглекислого газу відповідно дорівнюють -601,8 і -393,5 кДж/моль.

Варіант 4

1. На розклад 1 моля MnO_2 необхідно витратити 67 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення Mn_3O_4 , якщо теплота утворення MnO_2 дорівнює -403,42 кДж/моль.

2. Рівновага гомогенної системи $CO + Cl_2 = COCl_2$ встановилась при наступних концентраціях реагуючих речовин:

$$[CO] = [Cl_2] = [COCl_2] = 0.001 \text{ моль/л}$$

Визначте константу рівноваги і початкові концентрації монооксиду карбону і хлору.

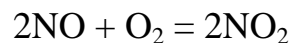
3. У скільки разів необхідно змінити тиск газової суміші для збільшення швидкості реакцій $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ у 27 разів?

Варіант 5

1. Швидкість однієї реакції при нагріванні від 30 С до 60 С збільшилась у 27 разів, а другої – у 8 разів. Визначте температурний коефіцієнт кожної реакції.

2. Як зміниться швидкість реакції прямої й оборотної реакції синтезу аміаку з простих речовин якщо при сталій температурі підвищити тиск у 3 рази.

3. Рівновага гомогенної системи:



Встановилась при наступних концентраціях:

$$[NO] = 0.08 \text{ mol/l}, [O_2] = 0.03 \text{ mol/l}, [NO_2] = 0.4 \text{ mol/l}$$

Обчисліть константу рівноваги і початкові концентрації діоксиду нітрогену та кисню.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 4

ВИРШЕННЯ ЗАДАЧ НА СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Які основні положення атомно-молекулярного вчення? Що означають поняття: елемент, атом, молекула, формульна одиниця, речовина?
2. Сформулюйте закон Авогадро та його наслідки. Що показує число Авогадро?
3. Напишіть рівняння Менделєєва - Клапейрона. Який фізичний зміст одиниці вимірювання універсальної газової сталої?
4. Що називається відносною густиною газу? Яка залежність між молекулярною масою газу та його густиною щодо водню, повітря?

ПРИКЛАДИ ВИРШЕННЯ ЗАДАЧ

1. Основні газові закони

Стан газу характеризується його температурою, тиском та об'ємом. Якщо температура газу дорівнює 0°C, а тиск дорівнює нормальному атмосферному (101,325 кПа або 760 мм рт. ст.), то умови, за яких знаходиться газ, називають нормальними.

Об'єм, що займається газом за цих умов, прийнято позначати через V_0 , а тиск через P_0 .

Відповідно до закону Бойля — Маріотта, при постійній температурі тиск, що виробляється цією масою газу, обернено пропорційно обсягу газу:

$$P_2/P_0 = V_0/V_2 \text{ чи } PV = \text{const.}$$

Приклад 1. За деякої температури тиск газу, що займає об'єм 3 л, дорівнює 93,3 кПа (700 мм рт. ст.). Яким стане тиск, якщо, не змінюючи температури, зменшити обсяг газу до 2,8 л?

Рішення. Позначивши невідомий тиск через P_2 можна записати: $P_2/93,3 = 3/2,8$. Звідси: $P_2 = 93,3 \cdot 3/2,8 = 100$ кПа (750 мм рт. ст.).

За законом Гей-Люсака при постійному тиску обсяг газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі (Т):

$$V_0/T_0 = V_2/T_2 \text{ або } V/T = \text{const.}$$

Приклад 2. При 27°C, обсяг газу дорівнює 600 мл. Який обсяг займе газ при 57°C, якщо тиск залишатиметься постійним?

Рішення. Позначимо об'єм, що шукається через V_2 , а відповідну йому температуру через T_2 . За умовою задачі $V_1 = 600$ мл, $T_1 = 273 + 27 = 300$ К і $T_2 = 273 + 57 = 330$ К. Підставляючи ці значення у вираз закону Гей-Люссака, отримаємо:

$$60/300 = V_2/330, \text{ звідки } V_2 = 600 \cdot 330/300 = 660 \text{ мл.}$$

2. Парціальний тиск газу

Парціальним тиском газу в суміші називається тиск, який виробляв би цей газ, займаючи за тих же фізичних умов обсяг всієї газової суміші.

Приклад 1. Змішують 2 л O_2 та 4 л SO_2 , взятих при однаковому тиску, що дорівнює 100 кПа (750 мм рт. ст.); об'єм суміші 6 л. Визначити парціальний тиск газів у суміші.

Рішення. За умовою завдання обсяг кисню збільшився після змішування у $6/2 = 3$ рази, обсяг діоксиду сірки – у $6/4 = 1,5$ рази. У стільки ж разів зменшився парціальний тиск газів. Отже, $p_{O_2} = 100/3 = 33,3$ кПа, $p_{SO_2} = 100/1,5 = 66,7$ кПа.

Відповідно до закону парціальних тисків, загальний тиск суміші газів, що не вступають один з одним, у хімічну взаємодію, дорівнює сумі парціальних тисків газів, що становлять суміш.

Приклад 2. Змішують 3 л CO_2 ; з 4 л O_2 та 6 л N_2 . До змішування тиск CO_2 , O_2 та N_2 становило відповідно 96, 108 та 90,6 кПа. Загальний обсяг суміші 10 л. Визначити тиск суміші.

Рішення. Аналогічно розв'язанню попередньої задачі знаходимо парціальні тиски окремих газів:

$$p_{CO_2} = 96 \cdot 3/10 = 28,8 \text{ кПа;}$$

$$p_{O_2} = 108 \cdot 4/10 = 43,2 \text{ кПа};$$

$$p_{N_2} = 90,6 \cdot 6/10 = 54,4 \text{ кПа}.$$

Загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків:

$$P = 28,8 + 43,2 + 54,4 = 126,4 \text{ кПа}.$$

3. Моль. Закон Авогадро. Молярний об'єм газу

Приклад 1. Виразити в грамах масу однієї молекули CO_2

Рішення. Молекулярна маса CO_2 дорівнює 44,0. Отже, мольна маса CO_2 дорівнює 44,0 г/моль. У 1 молі CO_2 міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Звідси знаходимо масу однієї молекули:

$$m = 44,0 / (6,02 \cdot 10^{23}) = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Приклад 2. Скільки молей кисню перебуває у 1 л повітря, якщо об'ємний вміст його становить 21% (умови нормальні)?

Рішення. За нормальних умов кисень, що міститься в 1 л повітря, займе об'єм 0,21 л. Знаючи мольний обсяг кисню, знаходимо число його молей в 0,21 л O_2 :

1 моль займає об'єм **22,4 л**

x моль займає **0,21 л**

$$x = 1 \times 0,21 / 22,4 = 0,0093 \text{ моль } O_2$$

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. При 17 С деяка кількість газу займає об'єм близько 580 мл. Який об'єм газу займе ця ж кількість газу при температурі 100 С, якщо тиск залишатиметься незмінним?
2. Тиск газу, який займає об'єм 2,5 л, рівний 121,6 кПа. Чому буде дорівнювати тиск, якщо не змінюючи температури, зтиснути газ до об'єму 0,5 л?
3. Змішують 0,04 м³ азоту, який знаходиться під тиском 96 кПа з 0,02 м³ кисню. Загальний об'єм суміші 0,06 м³, а загальний тиск – 97,6 кПа. Який був тиск узятого кисню?

Варіант 2

- Газова суміш утворена з 0,03 м³ метану, 0,04 м³ водню і 0,01 м³ чадного газу. Вихідні значення тисків відповідно 96, 84, 108,8 кПа. Загальний об'єм газової суміші дорівнює 0,08 м³. Визначте парціальні тиски газів і загальний тиск суміші.
- Скільки молекул діоксиду вуглецю знаходиться в 1 л повітря, якщо об'ємний вміст CO₂ становить 0,03% (умови нормальні)?
- Маса 0,001 м³ деякого газу за нормальних умов дорівнює 0,00152 кг, а маса 0,001 м³ азоту становить 0,00125 кг. Обчислити молекулярну масу газу, виходячи: а) з його густини відносно азоту; б) із мольної частки.

Варіант 3

- При повному згорянні наважки органічної бромвмісної речовини масою 1,88 г отримано 0,88 г CO₂ і 0,3 г H₂O. Після перетворення всього броду, що містився у наважці, у бромід срібла, отримано 3,76 г AgBr. Щільність парів речовини за воднем дорівнює 94. Визначити молекулярну формулу досліджуваної речовини.
- До розчину, що містить 0,20 моль FeCl₃, додали 0,24 моль NaOH. Скільки моль Fe(OH)₃ утворилося в результаті реакції і яка кількість речовини FeCl₃ залишилася у розчині?
- Обчислити молярну масу ацетону, якщо маса 500 мл його пари при 87° С і тиску 96 кПа (720 мм рт. ст.) дорівнює 0,93 г.

Варіант 4

- Який обсяг H₂ (при 17° С і тиску 102,4 кПа) виділиться при розчиненні 1,5 кг цинку в надлишку соляної кислоти?
- Бертолетова сіль при нагріванні розкладається з утворенням KCl та O₂. Скільки літрів кисню при 0° С тиску 101,3 кПа можна отримати з 1 моль KClO₃?

3. Газова суміш складається з NO та CO₂. Обчислити об'ємний вміст газів у суміші (в %), якщо їх парціальні тиски дорівнюють відповідно 36,3 та 70,4 кПа (272 та 528 мм рт. ст.).

Варіант 5

1. Температура азоту, що у сталевому балоні під тиском 12,5 МПа, дорівнює 17°C. Граничний тиск балона 20,3 МПа. За якої температури тиск азоту досягне граничного значення?

2. Суміш, що складається з трьох об'ємів Cl₂ та одного обсягу H₂, залишена в закритій посудині на розсіяному світлі за постійної температури. Через деякий час вміст Cl₂ у суміші зменшився на 20%. Чи змінився тиск у посудині? Яким став відсотковий склад суміші за об'ємом?

3. У газометрі над водою знаходяться 7,4 л кисню при 23° С тиску 104,1 кПа (781 мм рт. ст.). Тиск насиченої водяної пари при 23°C дорівнює 2,8 кПа (21 мм рт. ст.). Який обсяг займе кисень, що знаходиться в газометрі, за нормальних умов?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 5

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОННОЇ БУДОВИ АТОМА

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. У чому полягає суть періодичного закону Д.І. Менделєєва?
2. Які квантові числа визначають стан електрона в атомі? Охарактеризуйте кожне з чотирьох квантових чисел.
3. Що таке енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона? Які властивості атома вони характеризують?
4. Ізотопи.
5. Правила заповнення електронами атомних орбіталей: принцип Паулі, принцип найменшої енергії, правило Гунда.

ПРИКЛАДИ ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Який підрівень заповнюється в атомі електронами після заповнення підрівня 4p?

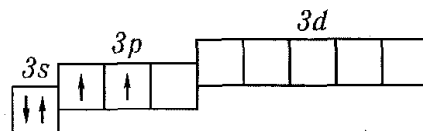
Рішення. Підрівню 4p відповідає сума $n + 1$, що дорівнює $4 + 1 = 5$. Такою самою сумою $n + 1$ характеризуються підрівні 3d ($3 + 2 = 5$) і 5s ($5 + 0 = 5$). Однак станом 3d відповідає менше значення n ($n = 3$), ніж станом 4p; тому під рівень 3d заповнюватиметься раніше, ніж підрівень 4p. Отже, після заповнення підрівня 4p заповнюватиметься підрівень 5s якому відповідає на одиницю більше значення n ($n = 5$).

Приклад 2. Який підрівень буде заповнюватися за підрівнем 4s?

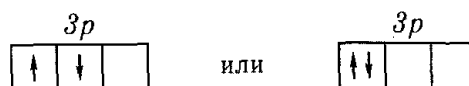
Рішення. Підрівню 4s відповідає сума $n + l = 4 + 0 = 4$. Такою самою сумою $n + l$ характеризується підрівень 3p, але заповнення цього підрівня передуює заповненню підрівня 4s, так як останньому відповідає більше значення головного квантового числа. Отже, після заповнення підрівня 4s буде заповнюватися підрівень із сумою $n + l = 5$, причому з усіх можливих комбінацій $n + l$, що відповідають цій сумі ($n = 3, l = 2$; $n = 4, l = 1$; $n = 5, l = 0$), першою буде реалізовуватися комбінація з найменшим значенням головного квантового числа, тобто за підрівнем 4s заповнюватиметься підрівень 3d.

Приклад 3. Скласти електронну формулу атома Силіцію та графічну схему заповнення електронами валентних орбіталей цього атома у стандартному та у збудженому станах.

Рішення. Складаємо електронну формулу атома кремнію. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Валентними орбіталями в цьому атомі є орбіталі зовнішнього (третього) електронного шару, тобто 3s-, 3p- і незаповнені 3d-орбіталі. Графічно схема заповнення електронами цих орбіталей має такий вигляд:

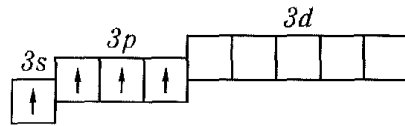


Розміщення електронів на 3p-підрівні показано у відповідності до правила Хунда: сумарний спін атома має при цьому максимальне значення (1). Інші можливі розміщення електронів на 3p-підрівні, наприклад:



відповідають нульовому значенню сумарного спина атома і, отже, відповідають збудженим станом атома.

При витраті деякої енергії один із 3s-електронів атома кремнію може бути переведений на вакантну 3p-орбіталь; при цьому енергія атома зростає, так що електронна конфігурація, що виникає ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$) також відповідає одному з можливих збуджених станів кремнію:



ЗАДАЧІ

Варіант 1

- Скільки значень магнітного квантового числа можливе для електронів енергетичного підрівня, орбітальне квантове число якого $l = 2$, $l = 3$?
- Для атома вуглецю значення послідовних потенціалів іонізації становлять $I_1 = 11,3$, $I_2 = 24,4$, $I_3 = 47,9$, $I_4 = 64$, $I_5 = 392$. Пояснити: а) хід зміни потенціалів іонізації; б) чим викликаний різкий стрибок при переході від 1 до 5
- Як змінюються значення перших потенціалів іонізації у низці елементів Li, Be, B, C, N, O, F, Ne: а) збільшуються; б) зменшуються; в) чи змінюються нерегулярно, але мають тенденцію до зростання?

Варіант 2

- Написати електронні формули іонів: а) Sn^{+2} б) Sn^{+4} ; в) Mn^{+2} ; г) Cu^{+2} ; д) Cr^{+3} ; е) S^{-2} .
- Скласти електронно-графічні схеми іонів Fe^{+2} та Fe^{+3} . Чим можна пояснити особливу стійкість електронної конфігурації іона Fe^{+3} ?
- Як змінюється зі зростанням порядкового номера значення першого потенціалу іонізації елементів другого періоду? Чим пояснити, що перший потенціал іонізації атома Be більший, ніж атомів Li та B?

Варіант 3

- Період напіврозпаду β^- радіоактивного ізотопу ^{24}Na дорівнює 14,8 год. Написати рівняння реакції розпаду і обчислити, скільки грамів утвореного продукту утворюється з 24 г ^{24}Na за 29,6 год.

2. Ядро атома деякого елемента містить 16 нейтронів, а електронна оболонка цього атома – 15 електронів. Назвати елемент, ізотопом якого є атом. Привести запис його символу із зазначенням заряду ядра та масового числа.

3. Вказати особливості електронних конфігурацій міді та хрому. Скільки 4s-електронів містять незбуджені атоми цих елементів?

Варіант 4

1. Природний магній складається з ізотопів ^{24}Mg , ^{25}Mg та ^{26}Mg . Обчислити середню атомну масу природного магнію, якщо вміст окремих ізотопів в атомних відсотках відповідно дорівнює 78,6 10,1 та 11,3.

2. Знайти масу ізотопу ^{81}Sr ($T_{1/2} = 8,5$ год), що залишилася через 25,5 год зберігання, якщо початкова маса його становила 200 мг.

3. Фотон жорсткого γ -випромінювання вибиває із ядра $^{26}\text{Mg}_{12}$ протон. При цьому утворюється: а) ядро-ізопоп $^{26}\text{Mg}_{12}$; б) ядро-ізобар $^{26}\text{Mg}_{12}$; в) ядро-ізопоп $^{23}\text{Na}_{11}$; г) ядро-ізобар $^{23}\text{Na}_{11}$.

Варіант 5

1. Записати електронні формули атомів елементів із зарядом ядра: а) 8; б) 13; в) 18; г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83. Скласти графічні схеми заповнення електронами валентних орбіталей цих атомів.

2. Скільки вакантних 3d-орбіталей мають збуджені атоми: а) Cl; б) V; в) Mn?

3. Як змінюються масове число та заряд атома ізотопу: а) при послідовному випромінюванні α -частки та двох β -часток; б) при поглинанні ядром двох протонів та випромінюванні двох нейтронів; в) при поглинанні однієї α -частки та викиданні двох нейтронів?

ПРАКТИЧНА РОБОТА №6

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Контрольні питання для перевірки знань:

1. Що таке хімічний зв'язок, яка природа утворення хімічного зв'язку?
2. Який хімічний зв'язок називається ковалентним?
3. Що таке йонний зв'язок, які його властивості?
4. Що таке водневий зв'язок і які його різновиди?
5. Що таке металевий зв'язок і де він реалізується?

ПРИКЛАДИ ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н — О і О — Е в сполуках $E(OH)_2$, де Е — Mg, Ca або Sr, та визначити: а) який із зв'язків Н — О або О — Е характеризується у кожній молекулі більшим ступенем іонності; б) який характер дисоціації цих молекул у водяному розчині?

Вирішення. За даними таблиці електронегативності хімічних елементів обчислюємо різницю електронегативності для зв'язків О - Е: $\Delta\chi_{Mg-O} = 3,5 - 1,2 = 2,3$; $\Delta\chi_{Ca-O} = 3,5 - 1,04 = 2,46$; $\Delta\chi_{Sr-O} = 3,5 - 0,99 = 2,51$. Різниця електронегативності для зв'язку О - Н становить 1,4.

Таким чином: а) у всіх розглянутих молекулах зв'язок Е - О більш полярна, тобто характеризується більшим ступенем йонності; б) дисоціація на йони у водних розчинах буде здійснюватися за найбільш йонним зв'язком відповідно до схеми: $E(OH)_2 = E^{+2} + 2OH^-$; отже, всі сполуки, що розглядаються, дисоціюватимуть за типом основ.

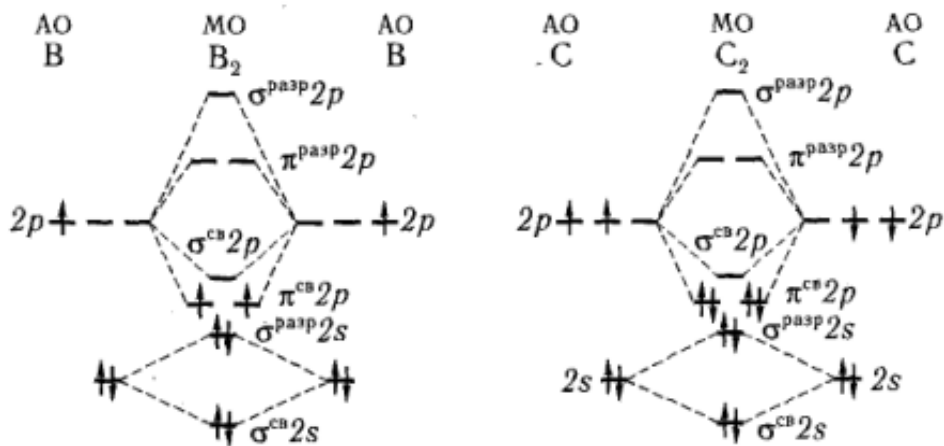
Приклад 2. Як змінюється міцність зв'язку Н - Е в ряді $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te$?

Вирішення. У зазначеному ряду розміри валентних електронних хмар елементів (O, S, Se, Te) зростають, що призводить до зменшення ступеня їх

перекривання з електронною хмарою атома водню і до видалення області перекриття від ядра атома відповідного елемента. Це спричиняє послаблення тяжіння ядер взаємодіючих атомів до області перекривання електронних хмар, тобто ослаблення зв'язку. До цього результату призводить зростаюче екранування ядер аналізованих елементів у ряду $O - S - Se - Te$ внаслідок збільшення числа проміжних електронних шарів. Отже, під час переходу від кисню до телуру міцність зв'язку $H - E$ зменшується.

Приклад 3. Яка з молекул B_2 або C_2 характеризується вищою енергією дисоціації на атоми? Зіставити магнітні властивості цих молекул.

Вирішення. Складемо енергетичні схеми утворення молекул B_2 та C_2 . Як видно, в молекулі B_2 різниця між числом електронів, що зв'язують і числом розрихлювальних електронів, що дорівнює 2, а в молекулі C_2 — чотирьом; це відповідає кратності зв'язку відповідно 1 і 2. Отже, молекула C_2 , що характеризується вищою кратністю зв'язку між атомами, має бути міцнішою. Цей висновок відповідає експериментально встановленим значенням енергії дисоціації на атоми молекул B_2 (276 кДж/моль) та C_2 (605 кДж/моль). У молекулі B_2 два електрони розташовані, згідно з правилом Хунда, на двох $\pi^{3B} 2p$ -орбіталях. Наявність двох неспарених електронів надає цій молекулі парамагнітні властивості. У молекулі C_2 усі електрони спарені, отже, ця молекула діамагнітна.



ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Енергія іонізації атомів фтору та хлору становить відповідно 17,4 та 13,0 еВ, а енергія спорідненості до електрона – 3,45 та 3,61 еВ. Для якого з цих елементів характернішим є утворення іонних сполук? Вказати знак заряду іонів галогенів у цих сполуках.
2. Дипольні моменти молекул H_2O H_2S рівні відповідно 1,84 і 0,94D. Обчислити довжину диполів. У якій молекулі зв'язок більш полярний? Вказати напрямки дипольних моментів зв'язків у цих молекулах.
3. При переході від CsF до CsI температура плавлення кристалів зменшується. Пояснити хід зміни температур плавлення.

Варіант 2

1. Температури кипіння BF_3 , BCl_3 , BBr_3 і BI_3 відповідно дорівнюють 172, 286, 364, 483 К. Пояснити закономірність, що спостерігається.
2. Температура плавлення CaCl_2 - 780 °С, CdCl_2 - 560 °С; радіус іона Ca^{2+} дорівнює 0,104 нм, іона Cd^{2+} - 0,099 нм. Пояснити різницю температур плавлення.
3. Які типи гібридизації атомних орбіталей вуглецю відповідають утворенню молекул CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 ?

Варіант 3

1. Енергія дисоціації молекул N_2 і CO відповідно дорівнює 945 і 1071 кДж/моль. Пояснити близькість цих значень з позицій методів ВЗ та МО.
2. Який атом чи іон є донором електронної пари при утворенні іона BH_4^-
3. Дипольний момент молекули SO_2 дорівнює 1,61D, у молекули CO_2 – 0D. Чи однакові валентні кути OSO та OCO ? Відповідь обґрунтувати.

Варіант 4

1. Природний магній складається з ізотопів ^{24}Mg , ^{25}Mg та ^{26}Mg . Обчислити середню атомну масу природного магнію, якщо вміст окремих ізотопів в атомних відсотках відповідно дорівнює 78,6 10,1 та 11,3.

2. Знайти масу ізоотопу ^{81}Sr ($T_{1/2} = 8,5$ год), що залишилася через 25,5 год зберігання, якщо початкова маса його становила 200 мг.
3. Фотон жорсткого γ -випромінювання вибиває із ядра $^{26}\text{Mg}_{12}$ протон. При цьому утворюється: а) ядро-ізоотоп $^{26}\text{Mg}_{12}$; б) ядро-ізобар $^{26}\text{Mg}_{12}$; в) ядро-ізоотоп $^{23}\text{Na}_{11}$; г) ядро-ізобар $^{23}\text{Na}_{11}$.

Варіант 5

1. Записати електронні формули атомів елементів із зарядом ядра: а) 8; б) 13; в) 18; г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83. Скласти графічні схеми заповнення електронами валентних орбіталей цих атомів.
2. Скільки вакантних 3d-орбіталей мають збуджені атоми: а) Cl; б) V; в) Mn?
3. Як змінюються масове число та заряд атома ізоотопу: а) при послідовному випромінюванні α -частки та двох β -часток; б) при поглинанні ядром двох протонів та випромінюванні двох нейтронів; в) при поглинанні однієї α -частки та викиданні двох нейтронів?

МОДУЛЬ 2 “РОЗЧИНИ. РЕАКЦІЇ ОКИСНЕННЯ- ВІДНОВЛЕННЯ”

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 7

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА РОЗЧИНИ ТА ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

ПРИКЛАДИ ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. В 250 г води розчинили 50 г кристалогідрату залізного купоросу. Обчислити масову частку кристалогідрату і безводного сульфату феруму (II) в розчині.

Вирішення. Маса отриманого розчину складає 300 г (250 г води + 50 г кристалогідрату). Масову частку кристалогідрату знаходимо через пропорцію:

$$300 \text{ г розчину} \text{ ----- } 100\%$$

$$50 \text{ г кристалогідрату} \text{ ---- } x\%$$

$$x = 50 \cdot 100 / 300 = 16,7\%$$

Тепер знаходимо масу безводної солі в 50 г кристалогідрату. Молярна маса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ складає 278 г/моль, а молярна маса ферум (II) сульфату – 152 г/моль. Тому, вміст ферум (II) сульфату також знаходимо через пропорцію:

$$278 \text{ г кристалогідрату} \text{ ----- } 152 \text{ г ферум (II) сульфату}$$

$$50 \text{ г кристалогідрату} \text{ ----- } x \text{ г ферум (II) сульфату}$$

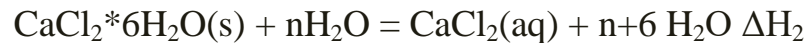
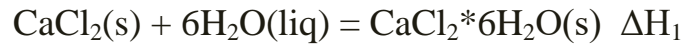
$$X = 50 \cdot 152 / 278 = 27,4 \text{ г}$$

Звідси знаходимо масову частку в отриманому розчині:

$$w = 27,4 / 300 = 0,091 \text{ або } \mathbf{9,1\%}$$

Приклад 2. При розчиненні у воді 10 г безводного хлориду кальцію виділилось 6,82 кДж, а при розчиненні у воді 10 г кристалогідрату $\text{CaCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ поглинулось 0,87 кДж теплоти. Обчислити ентальпію утворення кристалогідрату з безводної солі і води.

Вирішення. Процес розчинення безводної солі можна виразити протіканням реакції у дві стадії:



Де ΔH_1 – ентальпія утворення кристалогідрату, а ΔH_2 – ентальпія розчинення.

Сумарний процес виражається наступним рівнням:



ΔH_3 – ентальпія розчинення безводної солі

Відповідно до закону Гесса , $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$, звідси $\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2$. Для знаходження величини ΔH_1 необхідно обчислити ентальпію розчинення безводної солі ΔH_3 і кристалогідрату ΔH_2 .

Молярна маса кальцій хлориду дорівнює 111 г/моль. Оскільки зміна ентальпії при розчиненні 10 г кальцій хлориду складає 6,82 кДж , то:

$$\Delta H_3 = (-6,82) \cdot 111 / 10 = -75,7 \text{ кДж/моль}$$

Молярна маса $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ дорівнює 219 г/моль, звідси:

$$\Delta H_2 = 0,87 \cdot 219 / 10 = 19,1 \text{ кДж/моль}$$

Остаточно для ентальпії утворення кристалогідрату отримуємо:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2 = -75,7 - 19,1 = -94,8 \text{ кДж/моль}$$

Приклад 3. При 25 С тиск насиченого пару води складає 3,166 кПа (75 мм. рт. ст). Знайти тиск насиченої пари утвореного розчину при аналогічній температурі над 5% розчином карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Вирішення. Для розрахунку за формулою $p_1 = N_1 \cdot p_0$ потрібно обчислити мольну частку розчинника N_1 . В 100 г розчину міститься 5 г карбаміду (молярна маса – 60,05 г/моль) і 95 г води (молярна маса 18,02 г/моль). Кількість речовини карбаміду і води відповідно дорівнюють:

$$n_1 = 95/18.02 = 5.272 \text{ mol} \quad n_2 = 5/60.05 = 0.083 \text{ mol}$$

Знаходимо мольну частку води:

$$N_1 = n_1 / n_1 + n_2 = 5.272 / 5.272 + 0.083 = 5.272 / 5.355 = 0.985$$

Відповідно:

$$p_1 = 0,985 \cdot 3,166 = \mathbf{3,119 \text{ кПа}}$$

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Ентальпія розчинення амоній нітрату у воді дорівнює 26,7 кДж/моль. На скільки градусів знизиться температура при розчиненні 20 г амоній нітрату в 180 г води, якщо питому теплоємність отриманого розчину прийняти за 3,76 Дж/г*К.
2. Розчинність хлорату калію при 70 С дорівнює 30,2 г, а при 30 С – 10,1 г в 100 г води. Скільки грамів хлорату калію виділиться з 70 г насиченого при 70 С розчину, якщо його охолодити до 30 С?
3. В радіатор автомобіля налили 9 л води і додали 2 л метилового спирту (густина = 0,8 г/мл). При якій найнижчій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі без замерзання води?
4. В скільки разів зменшиться концентрація йонів H^+ якщо до 1 л 0,005 М розчину оцтової кислоти додати 0,05 моль ацетату натрія?

Варіант 2

1. При 293 К тиск насиченого пару над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити у 180 г води, щоб знизити тиск пари на 133,3 Па?
2. Ентальпія розчинення у воді натрій сульфату декагідрату дорівнює 78,6 кДж/моль. Розрахувати, на скільки градусів знизиться температура при розчиненні 0,5 моль кристалогідрату в 1000 г води, приймаючи, що питома теплоємність розчину складає 4,18 Дж/г*К
3. Приймаючи, що атмосферне повітря містить 21% за об'ємом кисню і 79% азоту, розрахувати відсотковий вміст (за об'ємом) повітря, виділеного з води, яка має температуру 20 С. Коефіцієнт абсорбції кисню при цій температурі – 0,031, а азоту – 0,0154.
4. Розчин, який містить 0,53 г карбоната натрію в 200 г води кристалізується при -0,13 С. Обчислити уявну ступінь дисоціації солі.

Варіант 3

1. При 20 С змішують 1 л розчину неелектроліту, осмотичний тиск якого складає 243,3 кПа, з 3 л розчину неелектроліту, осмотичний тиск якого 486,6 кПа. Знайти осмотичний змішаного розчину.
2. На нейтралізацію 20 мл розчину, який містить в 1 л 12 г лугу, було витрачено 24 мл 0,25 н. розчину кислоти. Розрахувати еквівалентну масу лугу.
3. Ентальпія розчинення у воді натрій сульфату декагідрату складає 78,6 кДж/моль. Розрахувати, на скільки градусів знизиться температура при розчиненні 0,5 моль цієї солі в 100 г води, приймаючи питому теплоємність розчину 4,18 Дж/г*К.
4. Знайти приблизне значення коефіцієнта активності йону H^+ в 0,0005 М розчину сульфатної кислоти, який містить крім того 0,0005 М хлоридної кислоти. Вважати, що сульфатна кислота повністю дисоціює за обома ступенями.

Варіант 4

1. В 60 г бензолу розчинено 2,09 г деякої речовини елементарний склад якої (% маси) якої: С – 50,69%, H_2 – 4,23%, і O_2 – 45,08%. Розчин кристалізується при 4,25 С. Встановити молекулярну масу формули речовини. Чистий бензол кристалізується при 5,5 С.

2. Чому дорівнює при 273 К осмотичний тиск розчину який містить одночасно 0,25 моль спирту і 0,25 моль глюкози в 2 л води?
3. До 100 мл 0,5 М водного розчину сахарози було додано 300 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск отриманого розчину при 28 С?
4. Обчислити рН 0,1 н. розчину оцтової кислоти, який містить крім того 0,1 моль/л ацетату натрію. Коефіцієнти активності вважати рівні 1.

Варіант 5

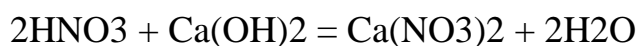
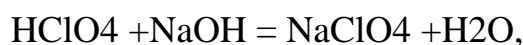
1. Коефіцієнт абсорбції вуглекислого газу при 0 С дорівнює 1,71. При якому тиску розчинність CO₂ у воді при тій же температурі буде складати 16 г/л?
2. До 100 мл 96% сірчаної кислоти (густина 1,84 г/см³) додали 400 мл води. Отримався розчин густиною 1,220 г/мл. Обчислити його еквівалентну концентрацію і масову долю сірчаної кислоти.
3. Водно-спиртовий розчин, який містить 15% спирту (густина – 0,97 г/см³), кристалізується при -10,26 С. Знайти молекулярну масу спирту і осмотичний тиск розчину при 293 К.
4. У скільки разів концентрація йонів Н⁺ в крові (рН = 7,36) більша чим в спинномозковій рідині (рН=7,53)?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 8

НАПИСАННЯ РЕАКЦІЙ ЙОННОГО ОБМІНУ

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

В обмінних реакціях, що протікають у розчинах електролітів, поряд з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами беруть участь також іони, що знаходяться в розчині. Тому сутність процесів, що протікають, найбільш повно виражається при записі їх у формі йонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні з'єднання і гази записуються в молекулярній формі, а сильні електроліти, що знаходяться в розчині, — у вигляді складових їх іонів. Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами:

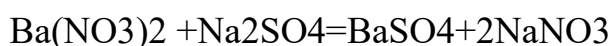
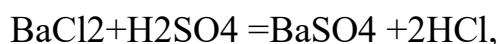


Виражаються одним і тим же самим йонним рівнянням:

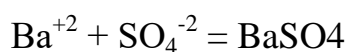


з якого випливає, що сутність цих процесів зводиться до утворення з йонів водню та гідроксид-йонів малодисоційованого електроліту – води.

Аналогічно рівняння реакцій:

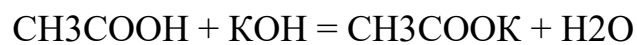


виражають один і той же процес утворення з йонів Ba^{+2} і SO_4^{-2} осаду малорозчинного електроліту - сульфату барію:

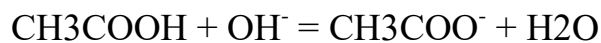


Розглянуті приклади показують, що обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що призводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів.

У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) є серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується у бік утворення найменш розчинних або найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою

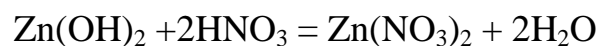


або

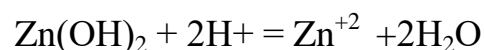


в реакції беруть участь два слабкі електроліти - слабка кислота (CH_3COOH) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщеною у бік утворення слабшого електроліту - води, константа дисоціації якої ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значно менше константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однак до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул CH_3COOH та іонів OH^- так що реакція розчину буде не нейтральною (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слаболужної.

Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою:



або



рівновага буде сильно зміщено вправо – у бік утворення слабшого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основи та іонів H^+ ; реакція

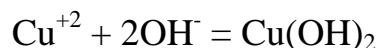
розчину буде слабокислою. Отже, реакції нейтралізації, у яких беруть участь слабкі кислоти чи підстави, — оборотні, т. е. можуть протікати у прямому, а й зворотному напрямі.

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних сполук або газів: а) плюмбум нітрат + калій йодид; б) нікель хлорид + сірководень; в) калій карбонат + хлоридна кислота; г) купрум сульфат + натрій гідроксид

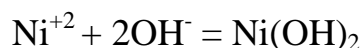
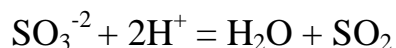
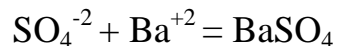
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними йонно-молекулярними рівняннями:



Варіант 2

1. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних сполук або газів: а) калій ортофосфат + кальцій гідроксид; б) літій гідроксид + магній хлорид; в) аргентум сульфат + хлоридна кислота; г) карбонат літію + йодидна кислота.

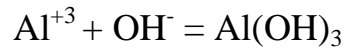
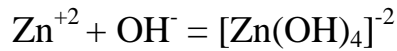
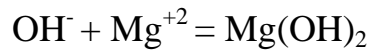
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними йонно-молекулярними рівняннями:



Варіант 3

1. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних сполук або газів: а) натрій гідроксид + цинк нітрат; б) магній йодид + аргентум фторид; в) літій карбонат + сульфатна кислота (розб); г) сульфід нікелю (II) + хлоридна кислота.

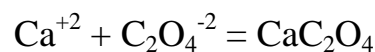
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними йонно-молекулярними рівняннями:



Варіант 4

1. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних сполук або газів: а) барій нітрат + калій сульфід б) натрій гідрогенкарбонат + ортофосфатна кислота; в) амоній сульфат + калій гідроксид; г) карбонат літію + йодидна кислота.

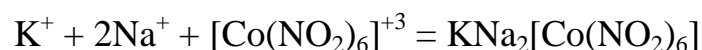
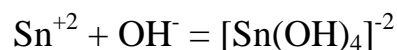
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними йонно-молекулярними рівняннями:



Варіант 5

1. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних сполук або газів: а) барій гідроксид + станум (II) хлорид; б) кальцій карбонат + нітратна кислота; в) магній сульфід + сульфатна кислота (розб); г) карбонат літію + хлоридна кислота.

2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними йонно-молекулярними рівняннями:



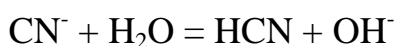
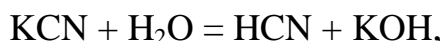
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 9

НАПИСАННЯ РІВНЯНЬ І ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

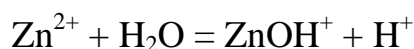
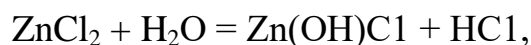
Реакції нейтралізації, у яких беруть участь слабкі кислоти чи основи, — є оборотними, так як можуть протікати у прямому, й у зворотньому напрямі. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес гідролізу — обмінної взаємодії солі з водою, в результаті якого утворюється слабка кислота або слабка основа.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і він набуває лужну реакцію, наприклад:

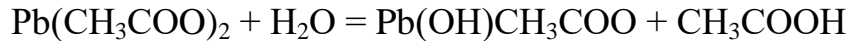


Як видно, у подібних випадках гідроліз піддається аніон солі.

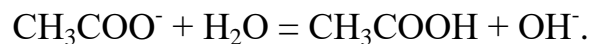
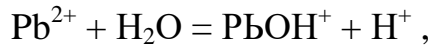
При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, гідролізу піддається катіон солі; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і він набуває кислої реакції, наприклад:



При взаємодії з водою солі, утвореною слабкою кислотою та слабкою основою, гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі; наприклад, при гідролізі ацетату свинцю



паралельно протікають два процеси:



У цьому випадку реакція розчину залежить від відносної сили кислоти та основи, що утворюють сіль. Якщо $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катіон та аніон гідролізуються в рівній мірі і реакція розчину буде нейтральною; якщо $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів H^+ в розчині буде більше концентрації гідроксид-іонів і реакція розчину буде слабкислою; нарешті, якщо $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слаболужною.

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, тому що в цьому випадку зворотна гідролізу реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою HA та сильною основою, характеризується константою гідролізу $K_{\text{Г}}$:

$$K_{\text{Г}} = [\text{OH}^-] \times [\text{HA}] / [\text{A}^-] = K_{\text{w}} / K_{\text{acid}}$$

Останнє співвідношення показує, що чим слабша кислота, тобто чим менше константа її дисоціації, тим більше константа гідролізу утвореної нею солі. Аналогічно для солі слабкої основи $\text{M}(\text{OH})$ та сильної кислоти:

$$K_{\text{Г}} = [\text{H}^+] \times [\text{MOH}] / [\text{M}^+] = K_{\text{w}} / K_{\text{base}}$$

Звідси випливає, що K_{Γ} тим більше, чим менше K_{base} , тобто чим слабкіша основа МОН.

Ступенем гідролізу h називається частка електроліту, яка піддалась гідролізу. Вона пов'язана з константою гідролізу K_{Γ} рівнянням, аналогічним закону розведення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_{\Gamma} = h^2 \times C_M / (1 - h)$$

Найчастіше гідролізована частина солі дуже мала, а концентрація продуктів гідролізу незначна. У подібних випадках $h \ll 1$, то в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між K_{Γ} і h висловиться простішими співвідношеннями:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M \text{ або } h = \sqrt{K_{\Gamma} / C_M}$$

З останнього рівняння випливає, що ступінь гідролізу цієї солі тим більший, чим менша її концентрація; інакше кажучи, при розведенні розчину солі, що гідролізується, ступінь її гідролізу зростає.

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Які з наведених нижче солей піддаються гідролізу: NaCN , KNO_3 , KOC1 , NaNO_2 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, CaCl_2 , NaClO_4 , KHCOO , KBr ? Для кожної з солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в йонно-молекулярній формі і вказати реакцію її водного розчину.
2. рН 0,1 М розчину натрієвої солі деякої солі деякої одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Обчислити константу дисоціації цієї кислоти.
3. Чому розчин натрій гідрокарбонату має слабколужне, а розчин натрій гідросульфіту – слабкокисло реакцію?

Варіант 2

1. Визначити рН 0,02 н. розчину соди (натрій карбонату), враховуючи тільки першу ступінь гідролізу

2. При 60 С йонний добуток води $K_{H_2O} = 10^{-13}$. Враховуючи, що константа дисоціації гіпохлоритної кислоти не змінюється з температурою, визначити рН 0,001 н. розчину гіпохлориту калію при 25 і 60 С.

3. В який колір буде забарвлений лакмус у водних розчинів калій ціаніду, амоній хлориду, калій сульфат, натрій нітрит, ферум (III) хлорид, натрій карбонат, натрій сульфат. Відповідь обґрунтувати.

Варіант 3

1. При рН менше 3,1 індикатор метиловий червоний забарвлений в червоний колір, при рН більше 6,3 – в жовтий колір, при проміжних варіантах рН – в оранжевий колір. Яке буде забарвлення індикатору в 0,1 М розчині амоній броміду?

2. При зливанні водних розчинів хром (III) нітрату і сульфід натрію утворюється осад гідроксиду хрому (III) і виділяється газ. Скласти молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції, що відбувається.

3. Виходячи із значень констант дисоціації відповідних кислот і основ, вказати реакцію водних розчинів наступних солей: амоній ціанід, амоній фторид, амоній сульфід.

Варіант 4

1. Обчислити константу гідролізу фториду калію, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН утвореного розчину.

2. Розчин натрій дигідроортофосфату має слабколужне середовище, а розчин натрій ортофосфату – сильнолужну реакцію. Пояснити ці факти і мотивувати їх відповідними йонно-молекулярними рівняннями.

3. Визначити рН 0,05 н. розчину соди (натрій карбонату), враховуючи тільки першу ступінь гідролізу

Варіант 5

1. Які з наведених нижче солей піддаються гідролізу: натрій нітрит, барій нітрат, літій гідрокарбонат, нікель сульфат, купрум сульфат, магній гідрокарбонат? Для кожної з солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в йонно-молекулярній формі і вказати реакцію її водного розчину.

2. Обчислити константу гідролізу фториду калію, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,05 М розчині і рН утвореного розчину.
3. В який колір буде забарвлений лакмус у водних розчинів літій нітриту, ферум (II) йодиду, калій сульфід, натрій хлорату, амоній йодиду. Відповідь обґрунтувати.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 10

НАПИСАННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ. ОКИСНЕННЯ І ВІДНОВЛЕННЯ

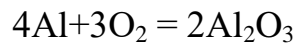
Ступінь окисленості елемента у поєднанні визначається як число електронів, зміщених від атома даного елемента до інших атомів (при позитивному окисненні) або від інших атомів до атома даного елемента (при негативному окисненні). Для обчислення ступеня окиснення елемента в сполуці слід виходити з наступних положень:

- 1) ступеня окиснення елементів у простих речовинах приймаються рівними нулю;
- 2) алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю;
- 3) постійний ступінь окисленості у сполуках виявляють лужні метали (+1), метали головної підгрупи II групи, цинк та кадмій (+2);
- 4) водень виявляє ступінь окислення +1 у всіх сполуках, крім гідридів металів (NaH, CaH₂ тощо), де його ступінь окисленості дорівнює - 1;
- 5) ступінь окисленості кисню в сполуках дорівнює -2, за винятком пероксидів (-1) і фториду кисню OF₂ (+2).

Виходячи зі сказаного, легко, наприклад, встановити, що в сполуках NH₃, N₂H₄, NH₂OH, N₂O, NO, HNO₂, NO₂ і HNO₃ ступінь окисленості азоту відповідно дорівнює -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5. Окисно-відновними називаються такі реакції, в результаті яких змінюється ступінь окислення одного або декількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Віддача атомом електронів, що супроводжується підвищенням його ступеня окиснення, називається **окисненням**; приєднання атомом електронів, що призводить до зниження його ступеня окиснення, називається **відновленням**.

Речовина, до складу якої входить елемент, що окислюється, називається **відновником**; речовина, що містить елемент, що відновлюється, називається **окисником**. Так, у реакції



алюміній підвищує ступінь окислення від 0 до +3 і служить відновником; в результаті реакції відновлена форма алюмінію (вільний алюміній) окислюється і перетворюється на пов'язану з нею окислену форму (алюміній у ступені окислення +3). Кисень у цій реакції знижує ступінь окислення від 0 до -2 і служить окислювачем; в результаті реакції окислена форма кисню (вільний кисень) відновлюється і перетворюється на пов'язану з нею відновлену форму (кисень у ступені окиснення -2). Обидва процеси - окиснення та відновлення - протікають одночасно. У цьому загальна кількість електронів, відданих відновником, дорівнює загальному числу електронів, прийнятих окислювачем. У розглянутій реакції взаємодіють дві речовини, одна з яких є окисником (кисень), а інша - відновником (алюміній). Такі реакції відносяться до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення.

Реакція



служує прикладом реакцій самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування), в яких одночасно утворюються сполуки, що містять даний елемент у більш окисленому і більш відновленому стані в порівнянні з вихідним; при цьому вихідна речовина виявляє функції як окисника, так і відновника. В останній реакції ортофосфітна кислота H_3PO_3 (Ступінь окиснення фосфору +3) виступає одночасно в ролі окисника, причому фосфор

відновлюється до ступеня окисленості -3 (PH_3), і в ролі відновника, причому фосфор окислюється до ступеня окислення +5 (H_3PO_4). Подібні реакції можливі, якщо відповідний елемент знаходиться у вихідному з'єднанні має проміжне значення ступеня окиснення; так, у розглянутому прикладі ступінь окисленості фосфору у вихідному з'єднанні (+3) має проміжне значення між можливими максимальною (+5) і мінімальною (-3) ступенями окиснення цього елемента. У реакції



відновлюється хром, що знижує ступінь окиснення від +6 до +3, а окислюється азот, що підвищує ступінь окиснення від -3 до 0. Обидва ці елементи входять до складу однієї і тієї ж вихідної речовини. Реакції такого типу називають реакціями внутрішньомолекулярного окислення відновлення. До них відносяться, зокрема, багато реакцій термічного розкладання складних речовин.

СКЛАДАННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

При складанні окисно-відновних реакцій необхідно дотримуватись наступного алгоритму:

1. Визначити ступені окиснення атомів хімічних елементів у сполуках
2. Визначити атоми хімічних елементів, які змінили ступінь окиснення
3. Окремо вписати хімічні елементи, які змінили ступінь окисненням із вказанням початкового та кінцевого ступеня окиснення. Визначити окисник та відновник;
4. Визначити кількість електронів, яка бере участь в окисника й відновника;

5. При необхідності, виконати умову електронного балансу (домножити окисник, чи відновник для досягання однакової кількості електронів які віддаються і приєднуються).

6. Отримані коефіцієнти в отриманих схемах переносимо в окисно-відновне рівняння

7. Інші елементи доурівнюються за залишковим принципом

Приклад.

Є окисно-відновна реакція взаємодії ферум (III) хлориду з калій йодидом:

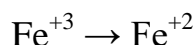


За алгоритмом:

1. Ступені окиснення елементів – Fe(+3), Cl⁻, K⁺, I⁻ (ліва частина рівняння). K⁺, Cl⁻, I(0), Fe(+2), Cl⁻ (права частина рівняння).

2. Змінили ступінь окиснення атоми Fe (+3→+2) і I(-1→0)

3. Пишемо схему окиснення-відновлення:



$2\text{I} \rightarrow \text{I}_2^0$ (коефіцієнт 2 – для зрівняння кількості атомів зліва та справа схеми)

4. Визначаємо кількість електронів, що приєдналась та віддалась:



$2\text{I} \rightarrow \text{I}_2^0 (-1 \times 2 = -2e)$ – домноження на 2 із-за врахування кількості атомів йоду.

5. Кількість електронів не однакова (+1e і -2e), тому необхідно виконати умову електронного балансу – для зрівняння потрібно значення +1e домножити на 2 (+1e×2=+2e). В результаті:

$2\text{Fe}^{+3} \rightarrow 2\text{Fe}^{+2} (+1e \times 2 = 2)$ – вся схема також домножується на 2!

$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0 (-1 \times 2 = -2e)$

6. Отримані коефіцієнти в схемах окиснення-відновлення переносимо в початкову окисно-відновну реакцію. Перед атомом Fe зліва і справа реакцію ставимо коефіцієнти 2, біля I – лише коефіцієнт 2 зліва реакції:



7. Інші елементи (K і Cl) доурівнюємо за залишковим принципом:

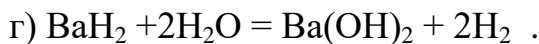
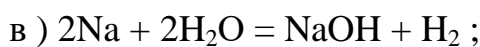
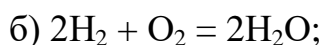
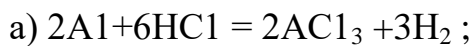


ЗАДАЧІ

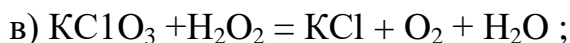
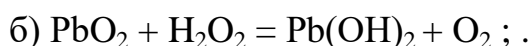
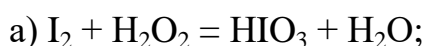
Варіант 1

1. Визначити ступені окиснення хрому в наступних сполуках: калій біхромат, хром (III) оксид, ферум (II) хромат, калій хромат, хром (III) сульфат, натрій гексагідроксохромат (III).

2. Скласти рівняння окиснення-відновлення для наступних реакцій та визначити, в яких випадках водень слугує окисником, а в яких – відновником:

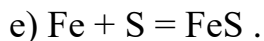
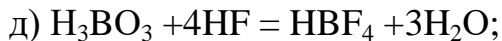
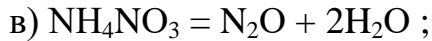
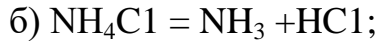
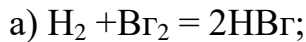


3. Вказати, в яких випадках пероксид водню слугує окисником, а в яких – відновником:



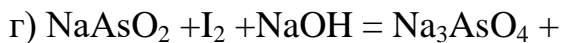
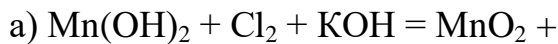
Варіант 2

1. Які з наступних реакцій відносяться до окисно-відновних:



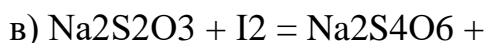
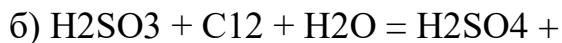
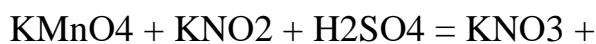
2. Які з перелічених йонів можуть виступати як відновники, а які не можуть і чому: Cu^{+2} , Sn^{+2} , Cl^- , VO_3^- , S^{-2} , Fe^{+2} , WO_4^{-2} , IO_4^{-2} , Al^{+3} , Hg^{+2} , Hg_2^{+2}

3. Закінчити рівняння реакцій:

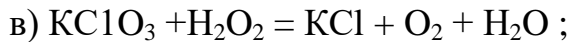
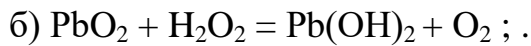
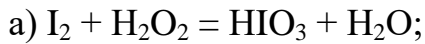


Варіант 3

1. Закінчити рівняння реакцій. Зверніть увагу на окисно-відновну дуальність елементів, які знаходяться в проміжному стані окиснення:



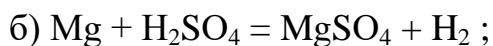
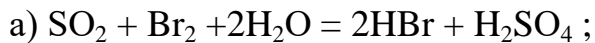
2. Вказати, в якому випадку із наступних реакцій пероксид водню виступає як окисник, а в яких – як відновник:



3. Вказати , в яких із наведених процесів відбувається окиснення Нітрогену , а в яких – відновлення, як змінюється в кожному випадку ступінь окиснення Нітрогену: $NH_4^+ \rightarrow N_2$; $NO_3^- \rightarrow NO$; $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$; $NO_2 \rightarrow NO_2^-$.

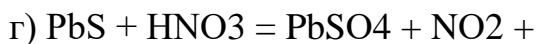
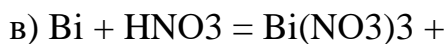
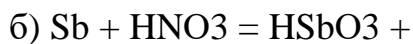
Варіант 4

1. Для наступних реакцій вказати, які речовини і за рахунок яких саме елементів ведуть себе у ролі окисника, а які – відновника:



2. На основі електронної будови атомів вказати, чи можуть бути окислювачами: атоми Натрію, катіони Натрію, Оксиген у ступені окислення -2, йод у ступені окислення 0, фторид-йони, катіони Гідрогену, нітрит-йони, гідрид-йони.

3. Закінчити рівняння реакцій, у яких окисником слугує концентрована нітратна кислота:



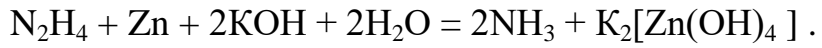
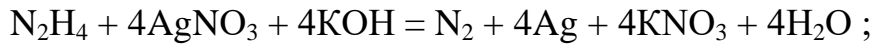
Варіант 5

1. Закінчити рівняння реакцій:





2. Вказати, у якій із наведених реакцій гідразин N_2H_4 слугує окисником, а у якій – відновником:



3. Визначити ступінь окиснення Сульфуру в наступних сполуках: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , CS_2 , H_2SO_4 , As_2S_3 .

ПРАКТИЧНА РОБОТА №11

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань:

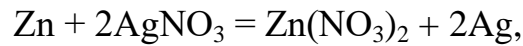
1. У чому полягає принцип роботи гальванічного елемента? Як визначити ЕРС гальванічного елемента?
2. Наведіть формулу Нернста й покажіть, як визначається потенціал електрода, зануреного у розчин із певною концентрацією катіона металу в ньому?
3. Що таке паливні елементи?
4. Що називають електролізом? Чи відрізняються продукти за проведення електролізу розплаву і водного розчину?

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

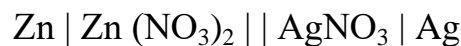
Якщо окислювально-відновну реакцію здійснити так, щоб процеси окиснення та відновлення були просторово розділені, та створити можливість переходу електронів від відновника до окисника по провіднику (зовнішньому ланцюзі), то у зовнішньому ланцюзі виникне спрямоване переміщення електронів – електричний струм. При цьому енергія хімічної окисно-відновної реакції перетворюється на електричну енергію. Пристрої, в яких відбувається таке перетворення, називаються хімічними джерелами електричної енергії, або **гальванічними елементами**. Кожен гальванічний елемент складається з двох електродів – металів, занурених у розчини електролітів; останні сполучені один з одним – зазвичай через пористу перегородку.

Електрод, у якому під час реакції відбувається процес окиснення, називається **анодом**; електрод, у якому здійснюється відновлення, — **катодом**.

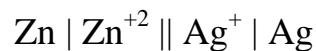
При схематичному зображенні гальванічного елемента межа поділу між металом і розчином позначається вертикальною межею, межа між розчинами електrolітів – подвійною вертикальною межею. Наприклад, схема гальванічного елемента, основу роботи якого лежить реакція



зображується так:



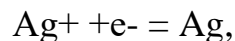
Ця ж схема може бути зображена в іонній формі:



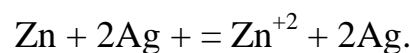
У цьому випадку металеві електроди безпосередньо беруть участь у реакції, що відбувається. На аноді цинк окислюється



і у формі іонів переходить у розчин, а на катоді срібло відновлюється

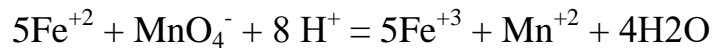


і у вигляді металу осідає на електроді. Складаючи рівняння електродних процесів (з урахуванням числа електронів, що приймаються і віддаються), отримуємо сумарне рівняння реакції:



В інших випадках метал електрода не зазнає змін у ході електродного процесу, а бере участь лише у передачі електронів від відновленої форми речовини до його окисленої форми. Так, у гальванічному елементі $\text{Pt} | \text{Fe}^{+2}, \text{Fe}^{+3} || \text{MnO}_4^-, \text{Mn}^{+2}, \text{H}^+ | \text{Pt}$ роль інертних електродів відіграє платина. На платиновому аноді окислюється залізо (II) $\text{Fe}^{+2} = \text{Fe}^{+3} + \text{e}^-$, а на платиновому катоді відновлюється марганець (VII): $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Помноживши перше з цих рівнянь на п'ять і склавши з другим, отримуємо сумарне рівняння реакції, що протікає:



Максимальна напруга гальванічного елемента, що відповідає оборотному перебігу реакції, що відбувається в ньому, називається електрорушійною силою E (ЕРС) елемента. Якщо реакція здійснюється в стандартних умовах, тобто якщо всі речовини, що у реакції, перебувають у стандартних станах, то спостерігається у своїй ЕРС називається стандартною електрорушійною силою E° даного елемента. ЕРС гальванічного елемента може бути представлена як різниця двох електродних потенціалів φ , кожен із яких відповідає напівреакції, що протікає на одному з електродів. Так, для розглянутого вище срібно-цинкового елемента ЕРС виражається різницею:

$$E = \varphi_{\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}}$$

Тут φ_{Ag} і φ_{Zn} – потенціали, що відповідають електродним процесам, що відбуваються відповідно на срібному та цинковому електродах. При обчисленні електрорушійної сили менший (в сенсі алгебри) електродний потенціал віднімається з більшого.

Залежність електродного потенціалу від концентрацій речовин, що беруть участь в електродних процесах, і від температури виражається рівнянням Нернста :

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{2,3RT}{zF} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} .$$

Тут φ° - стандартний електродний потенціал; R - Постійна газова; T - абсолютна температура; F - Постійна Фарадея (96500 Кл/моль); z - число електронів, що беруть участь у електродному процесі; $[\text{Ox}]$ та $[\text{Red}]$ — добуток концентрацій (активностей) речовин, що беруть участь у відповідній - напівреакції в окисненій (Ox) та відновленій (Red) формах.

Наприклад, для електродного процесу $\text{Fe}^{+3} + \text{e}^- = \text{Fe}^{+2}$ маємо: $z = 1$, $[\text{Ox}] = [\text{Fe}^{+3}]$, $[\text{Red}] = [\text{Fe}^{+2}]$. Для напівреакції $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$ $z = 5$, $[\text{Ox}] = [\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8$, $[\text{Red}] = [\text{Mn}^{+2}]$. При здійсненні процесу в стандартних умовах концентрація (активність) кожної речовини, що бере участь у реакції, дорівнює одиниці, так що логарифмічний член рівняння Нернста звертається в нуль і, отже, $\varphi = \varphi^\circ$.

Таким чином, *стандартним електродним потенціалом називається потенціал даного електрода при концентраціях (активностях) всіх речовин, що беруть участь у електродному процесі, рівних одиниці.*

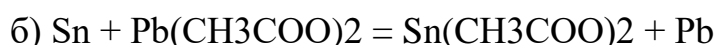
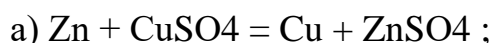
ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Скласти схеми двох гальванічних елементів, в одному із яких мідь буде виступати у ролі катоду, а в іншому – анодом. Написати рівняння реакцій, які відбуватимуться при роботі цих гальванічних елементів, і обчислити значення стандартних ЕРС.

2. ЕРС гальванічного елемента, який складається із стандартного водневого електрода і свинцевого електрода, який занурений в 1М розчину солі свинцю, дорівнює 126 мВ. При замиканні ланцюга електрони переміщуються від свинцевого до водневого електрода. Чому дорівнює потенціал свинцевого електрода? Скласти схему елемента. Які процеси протікають на його електродах.

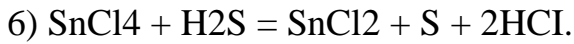
3. Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, обчислити константи рівноваги наступних реакцій:



Варіант 2

1. Чи можна відновити Станум (IV) в Станум (II) за допомогою наступних реакцій:





2. В якому випадку електродний потенціал залежить від рН розчину? Як змінюється при збільшенні рН електродні потенціали наступних електрохімічних схем: а) $\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{CrO}_2^- + 4\text{OH}^-$; б) $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$

3. Гальванічний елемент складається із срібного електрода, який занурений в 1М розчин нітрату Аргентуму, і стандартного водневого електрода. Написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції, яка відбувається при роботі елемента. Чому дорівнює ЕРС гальванічного елемента?

Варіант 3

1. Обчислити потенціал свинцевого електрода в насиченому розчині Плюмбум (II) броміду, якщо концентрація бромід-йонів складає 1 моль/л, а добуток розчинності Плюмбум(II) броміду $9,1 \cdot 10^{-6}$.

2. ЕРС гальванічного елемента, який складається з двох водневих електродів, дорівнює 272 мВ. Чому дорівнює рН розчину, в який занурений анод, якщо катод занурений в розчин з рН = 3?

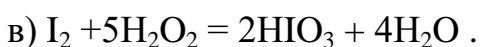
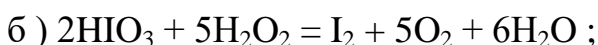
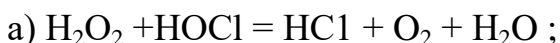
3. Водний розчин сірководню має відновлювальні властивості. Які з наступних йонів можна відновити цим розчином: а) Fe^{3+} до Fe^{2+} ; б) Cu^{2+} до Cu^+ ; в) Sn^{4+} до Sn^{2+} .

Варіант 4

1. Обчислити потенціал водневого електрода який занурений: в чисту воду; в розчин з рН=3,5; в розчин з рН=10,7.

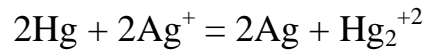
2. Водневий електрод занурений в розчин з рН=0. На скільки зміниться потенціал електрода, якщо розчин нейтралізувати до рН=7?

3. Вказати, у якому напрямку можуть самовільно протікати наступні реакції:



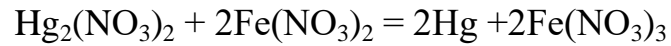
Варіант 5

1. Визначити напрямок можливого самовільного протікання хімічної реакції:



При наступних молярних концентраціях реагентів та продуктів реакції $\text{Ag}^+ 10^{-4}$ моль/л, $\text{Hg}_2^{+2} = 10^{-1}$ моль/л

2. Знайти при 25 С константу рівноваги хімічної реакції:



3. Визначити ЕРС наступного гальванічного елемента:



**МОДУЛЬ 3 “ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ.
СІЛЬСЬКОГОСПОДАРСЬКЕ ЗНАЧЕННЯ ТА
ВИКОРИСТАННЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ”**

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 12

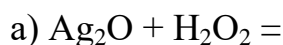
ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ВЛАСТИВОСТІ S-ЕЛЕМЕНТІВ

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Залізо-паровий метод отримання водню базується на оборотній реакції взаємодії заліза з водяною парою з утворенням залізної ошарини. При яких умовах потрібно проводити цей процес для отримання максимально можливої кількості водню. Який об'єм водню можна отримати з 2,3 г заліза за допомогою даного методу, якщо вихід реакції складає 85%?

2. Закінчити рівняння реакції:



3. При розкладу калій хлорату отримали 3,36 л кисню при нормальних умовах. Яка кількість теплоти виділилось при проходженні цієї реакції.

Варіант 2

1. Для наповнення аеростатів в польових умовах іноді використовують реакцію взаємодії гідриду кальцію і води. Скільки кілограмів кальцій гідриду потрібно буде витратити для наповнення аеростату об'ємом 500 м³ при нормальних умовах. Скільки потрібно буде для цієї цілі цинку і сульфатної кислоти?

2. При взаємодії 10 г амальгами натрію з водою отриманий розчин лугу. Для нейтралізації цього розчину витратили 50 мл 0,5 н. розчину сульфатної кислоти. Визначити відсотковий вміст натрію (за масою) в амальгамі.

3. Обчислити кількість теплоти, яка виділяється при 25 С при взаємодії 8 г гідриду натрію з водою. Стандартні ентальпії утворення гідриду натрію і натрій гідроксиду прийнято вважати рівними -56,4 і -425,6 кДж/моль.

Варіант 3

1. До 150 г розчину перекису водню додали невелику кількість діоксиду марганцю. Виділений кисень при нормальних умовах зайняв об'єм 10-3 мЗ. Обчислити масову частку перекису водню у вихідному розчині.
2. При розчиненні в кислоті 5,00 г оксиду кальцію , який містить домішки кальцій карбонату, виділилось 140 мл газу , виміряного при нормальних умовах. Скільки відсотків кальцій карбонату містилось у вихідній наважці?
3. Скільки грамів кальцій гідроксиду необхідно додати до 1000 л води , щоб видалити тимчасову жорсткість, яка дорівнює 2,86 мекв/л?

Варіант 4

1. Скільки карбонату натрію треба додати до 5 л води, щоб усунути загальну жорсткість, що дорівнює 4,6 мекв/л?
2. Який об'єм водню, що виміряний при 25 С і тиску 755 мм.рт.ст (100,7 кПа) , виділиться при взаємодії з водою 1 г сплаву, який складається з 30% (за масою) калію і 70% натрію?
3. Внаслідок взаємодії феруму з розбавленою сульфатною кислотою виділився водень об'ємом 35 л. Яка маса феруму прореагувала , якщо вихід реакції складає 63,3 % і яка маса розчину сірчаної кислоти брала участь в реакції, якщо її масова частка складає 10,3%?

Варіант 5

1. 25 л водню реагує з натрієм при підвищеному тиску. В результаті, отримали 2,6 г гідриду натрію. Визначити масу гідриду натрію, яка брала участь в реакції.
2. 3,3 г калію прореагувала з бромом. Внаслідок реакції утворилась сіль, яку розчинили в 100 г води. З розчину відібрали 10 г і додали надлишок аргентум нітрату. Утворився осад масою 0,36 г. Знайти масу брому , яка брала участь в реакції з калієм.
3. В розчині масою 100 г є розчинні солі магнію та барію. До розчину було додано надлишок натрій гідроксиду. Внаслідок отримали осад масою 2,6 г. Після фільтрації осаду, після нейтралізації було додано надлишок розчину натрій сульфату. Утворився осад масою 9,3 г. Знайти масову частку йонів магнію та кальцію у вихідному розчині.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 13

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ВЛАСТИВОСТІ P-ЕЛЕМЕНТІВ

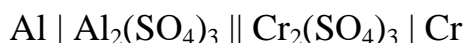
ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Розрахувати, яка маса бертолетової солі можна отримати з 168 г гідроксиду калію.
2. Закінчити рівняння реакцій і вказати функцію азиду гідрогену в цих реакціях (кислотна, окислювальна, відновлювальна) в кожній з них:
 - а) $\text{HN}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{N}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
 - б) $\text{HN}_3 + \text{HI} = \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{I} + \text{I}_2$
 - в) $\text{HN}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{N}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{NH}_3$
 - г). $\text{HN}_3 + \text{NaOH} =$
3. Скільки тон ціанаміду кальцію можна отримати з 3600 м³ азоту (20 С, нормальний атмосферний тиск) при взаємодії його з карбідом кальцію, якщо втрати азоту складають 40%?

Варіант 2

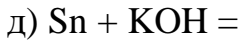
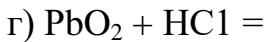
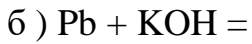
1. Карбід кальцію отримують за схемою $\text{CaO} + \text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Обчислити масу кальцій оксиду, який необхідний для отримання 6,4 т кальцій карбіду. Який об'єм СО при цьому утвориться (н.у.)?
2. Яка маса нітриду алюмінію потрібна для отримання 10 л аміаку при 20 С і тиску 985 кПа?
3. При роботі гальванічного елемента



відновилось до вільного металу 31,2 г хрому. Знайти, на скільки зменшилась маса алюмінієвого електроду.

Варіант 3

1. Закінчити рівняння реакцій:
 - а) $\text{Ge} + \text{HNO}_3 =$



2. Обчислити рН 0,1 н. розчину натрій азиду і ступінь гідролізу солі.

3. 22,4 л хлора реагує з йодом в жорстких умовах. В результаті утворилось 25 г сполуки йод (І) хлориду. Обчислити масу йоду який прореагував в цій реакції.

Варіант 4

1. Аміак масою 3 г розчинили в 200 г води. До розчину було додано 3 мл 10% розчину хлоридної кислоти. Яка масова частка та молярна концентрація амоній гідроксиду та амоній хлориду в утвореному розчині ?

2. Для отримання борану було взято 5 г бору. Яка маса та об'єм борану утворився, якщо вихід реакції складає 60%?

3. Нітратна кислота (концентрована) реагує з сріблом. Внаслідок реакції (вихід 95%) утворився бурий газ об'єм 2 л. Яка маса нітратної кислоти прореагувала? Яка маса нітратної кислоти витратиться, якщо для аналогічної реакції взяти розбавлену нітратну кислоту?

Варіант 5

1. Алюміній масою 2 кг був добутий з оксиду алюмінію шляхом електролізу. Яка маса оксиду алюмінію була взята для добування алюмінію, якщо вихід реакції складає 90% і знайти, яка кількість теплоти виділяється, чи поглинається в ході цієї реакції.

2. 5 л азоту реагує в жорстких умовах з літієм. Внаслідок утворилась сіль масою 1,2 г. Цю сіль додали у воду масою 100 г. Обчислити рН утвореного розчину, якщо його густину прийняти за 1,0 г/см³.

3. Технічний йод масою 3 г прореагував з надлишком алюмінію. Отриману сіль розчинили і додали надлишок розчину аргентум нітрату. В результаті утворився осад масою 0,25 г. Знайти масову частку йоду в зразку технічного йоду.

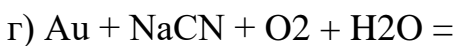
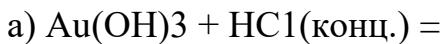
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 14

ВИРІШЕННЯ ЗАДАЧ НА ВЛАСТИВОСТІ D-ЕЛЕМЕНТІВ

ЗАДАЧІ

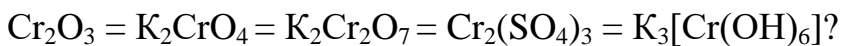
Варіант 1

1. Закінчити рівняння реакцій:



2. Знайти кількість теплоти, яка буде поглинатись при відновленні 1 кг оксиду цинку графітом. Залежністю ентальпії реакції від температури проігнорувати.

3. Як зробити перетворення:



Варіант 2

1. Залізо, яке міститься в 10 мл аналізованого розчину ферум (II) сульфату, окислено до заліза (III) і осаджено у вигляді гідроксиду. Маса прожареного осаду виявилась рівною 0,4132 г. Обчислити молярну концентрацію ферум (II) сульфату у вихідному розчині.

2. Завершити рівняння реакцій і розкласти коефіцієнти:



3. При прожарюванні 1,56 г суміші карбоната цинку з оксидом отримали 1,34 г оксиду цинку. Обчислити склад вихідної суміші (у відсотках за масою)

Варіант 3

- Шматок срібної монети масою 0,3 г розчинили в нітратній кислоті і осадили з отриманого розчину срібло у вигляді аргентум хлориду. Маса осаду після промивання і висушування дорівнювала 0,199 г. Який відсотковий вміст срібла за масою містилось в монеті?
- Закінчити рівняння реакцій:
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} (\text{конц.}) =$
 - $\text{FeCl}_3 + \text{KI} =$
 - $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) =$
 - $\text{CoBr}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$
- Яка маса перманганату калію знадобиться для окиснення 7,60 г FeSO_4 у нейтральному та в кислому розчинах?

Варіант 4

- Написати формули тетрагідроксостанумату (II); гексагідроксостанумату (IV); гексагідроксоплюмбату (IV); гексагідроксоплюмбату (II) та тіостанумату натрію. Як отримати ці сполуки?
- З навішування суміші KCl і NaCl загальною масою 0,1225 г одержали, осад AgCl масою 0,2850 г. Обчислити відсотковий вміст (за масою) KCl і NaCl в суміші.
- З навішування латуні масою 1,6645 г під час аналізу отримано 1,3466 г $\text{Cu}(\text{SCN})_2$ і 0,0840 г SnO_2 . Обчислити масову частку міді, олова та цинку в аналізованій пробі.

Варіант 5

- При виплавці заліза з магнітного залізняку одна з реакцій, що протікають у доменній печі, виражається рівнянням: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2$. Користуючись даними термодинамічних таблиць, визначити тепловий ефект реакції. У якому напрямку зміститься рівновага цієї реакції у разі підвищення температури?
- Залізо, що містилося в 10 мл аналізованого розчину FeSO_4 , окислене до Феруму (III) і осажене у вигляді гідроксиду. Маса прожареного осаду

дорівнювала 0,4132 г. Обчислити молярну концентрацію FeSO_4 у вихідному розчині.

3. Чим пояснюється близькість атомних радіусів ніобію та танталу, молібдену та вольфраму, технецію та ренію?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 15

НАПИСАННЯ ФОРМУЛ ТА НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

Комплексними сполуками називаються певні хімічні сполуки, утворені поєднанням окремих компонентів і є складними йонами або молекулами, здатними до існування як у кристалічному, так і в розчиненому стані. У молекулі комплексного з'єднання один із атомів, зазвичай позитивно заряджений, займає центральне місце і називається комплексоутворювачем, або центральним атомом. У безпосередній близькості до нього розташовані (координовані) протилежно заряджені іони або нейтральні молекули, які називаються лігандами. Комплексоутворювач та ліганди становлять внутрішню сферу комплексного з'єднання. Загальна кількість σ -зв'язків, що утворюються комплексоутворювачем з лігандами, називається координаційним числом центрального іона. За кількістю σ -зв'язків, що утворюються лігандом з комплексоутворювачем, ліганди діляться на моно-, ди-і більш дентатні ліганди. За межами внутрішньої сфери комплексної сполуки знаходиться її зовнішня сфера, що містить позитивно заряджені йони (якщо внутрішня сфера комплексної сполуки заряджена негативно) або негативно заряджені йони (якщо комплексний іон заряджений позитивно); у разі незарядженої внутрішньої сфери зовнішня сфера відсутня. Йони, що знаходяться у зовнішній сфері, пов'язані з комплексним іоном, в основному, силами електростатичної взаємодії і в розчинах легко відщеплюються подібно до йонів сильних електролітів. Ліганди, що знаходяться у внутрішній сфері комплексу, пов'язані з комплексоутворювачем ковалентними зв'язками, та їх дисоціація у розчині здійснюється, як правило, незначною мірою. Тому з допомогою якісних хімічних реакцій зазвичай виявляються лише йони зовнішньої сфери. У

формулах комплексних з'єднань внутрішню сферу відокремлюють від зовнішньої квадратними дужками.

Назви комплексних солей утворюють за загальним правилом: спочатку називають аніон, а потім катіон у родовому відмінку. Назву комплексного катіону складають наступним чином:

1. Спочатку вказують числа (використовуючи грецькі числівники: ді, три, тетра, пента, гекса тощо) і назви негативно заряджених лігандів із закінченням «о» (Cl^- — хлоро, SO_4^{2-} -сульфато, OH^- - гідроксо і т. д.);

2. Потім вказують числа та назви нейтральних лігандів, причому вода називається *аква*, а аміак - *амін*;

3. Останнім називають комплексоутворювач, вказуючи ступінь його окиснення (у дужках римськими цифрами після назви комплексоутворювача).

ПРИКЛАДИ

Приклад 1. З розчину комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ нітрат срібла осаджує тільки $2/3$ хлору, що міститься в ній. У розчині солі не виявлено йонів кобальту та вільного аміаку. Вимірювання електричної провідності розчину показує, що сіль розпадається на три йони. Яка координаційна будова цієї сполуки? Написати рівняння дисоціації комплексної солі.

Рішення. Відсутність у розчині зазначеної солі йонів Co^{+3} та вільного аміаку означає, що ці компоненти входять у внутрішню сферу комплексної сполуки. Крім того, у внутрішню сферу входить один хлорид іон, що не осаджується аргентум нітратом. Отже, склад внутрішньої сфери відповідає формулі $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$. У зовнішній сфері знаходяться два хлорид-йони, що компенсують заряд внутрішньої сфери комплексу: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Дисоціація комплексної солі у розчині протікає за схемою

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 = [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{+2} + 2\text{Cl}^-$, що узгоджується з даними щодо електричної провідності.

При обчисленні заряду комплексного йона слід виходити з того, що цей заряд дорівнює сумі алгебраїчних зарядів комплексоутворювача і лігандів; при цьому заряд комплексоутворювача приймається рівним його ступеня окиснення.

Приклад 2. Обчислити заряди наступних комплексних іонів, утворених хромом(III): а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$; б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$; в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$.

Рішення. Заряд йону Хрому (III) приймаємо рівним +3, заряд молекули води дорівнює нулю, заряди хлорид- і оксалат-йонів відповідно дорівнюють -1 і -2. Складаємо алгебраїчні суми зарядів для кожного із зазначених з'єднань: а) $+3 + (-1) = +2$; б) $+3 + 2(-1) = +1$; в) $+3 + 2(-2) = -1$.

Приклад 3. Назвати комплексні солі: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$.

Рішення. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ – хлорид хлоротріаммінплатини (II), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ – сульфат бромопентааммінкобальту (III).

Назву комплексного аніону складають аналогічно назві катіону і закінчують суфіксом -ат.

Приклад 4. Назвати солі $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ і $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$

Рішення. $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ – тетрароданодіаммінхромат (III) барію, $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлордігідроксоплатінат (IV) амонію.

Назви нейтральних комплексних частинок утворюють так само, як і катіонів, але комплексоутворювач називають в називному відмінку, а ступінь його окиснення не вказують, так як вона визначається електронейтральністю комплексу. Наприклад, $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ - дихлородіаммінплатина.

ЗАДАЧІ

Варіант 1

1. Назвати формули комплексних сполук: $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NO}_3)_4](\text{NO}_3)_2$.
2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук: а) діціаноаргенат калію; б) гексанітрокобальтат (III) калію.
3. Відомі дві комплексні солі кобальту, що відповідають одній і тій ж емпіричній формулі $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. Відмінність між ними проявляється в тому, що розчин однієї солі дає з BaCl_2 осад, але не утворює осаду з AgNO_3 , розчин ж іншої солі, навпаки, дає осад з AgNO_3 , але не дає осаду з BaCl_2 . Написати координаційні формули обох солей та рівняння їх дисоціації на йони.

Варіант 2

1. Назвати формули комплексних сполук: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4]\text{CNBr}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$.
2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук: а) хлорид гексааміакатонікель (II); б) гексаціанохромат (III) натрію.
3. До розчину, що містить 0,2335 г комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, додали в достатній кількості розчин AgNO_3 . Маса осадженого AgCl склала 0,1435 г. Визначити координаційну формулу солі.

Варіант 3

1. Назвати формули комплексних сполук: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук: а) бромід гексааміактокобальт (III); б) сульфат тетрааміакатокарбонатхром (III).
3. Емпірична формула солі $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Виходячи з того, що координаційне число хрому дорівнює 6, обчислити, який обсяг 0,1 н. розчину AgNO_3 знадобиться для осадження зовнішньосферно зв'язаного хлору, що міститься 200 мл 0,01 М розчину комплексної солі; вважати, що вся вода, що входить до складу солі, пов'язана з внутрішньою сферою.

Варіант 4

1. Назвати формули комплексних сполук: $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$, $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$.

2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук: а) нітрат диакватетрааміакатнікелю (II); б) трифторогідроксоберилат магнію.

3. Написати в молекулярній та йонно-молекулярній формі рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між: а) $K_4[Fe(CN)_6]$ та $CuSO_4$; б) $Na_3[Co(CN)_6]$ та $FeSO_4$; в) $K_3[Fe(CN)_6]$ і $AgNO_3$, маючи на увазі, що комплексні солі, що утворюються, нерозчинні у воді

Варіант 5

1. Назвати формули комплексних сполук: $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$, $K_2[Pt(OH)_5Cl]$, $K_2[Cu(CN)_4]$.

2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук: а) сульфат диакватетрааміакатнікелю (II); б) трифторогідроксоберилат натрію

3. Емпірична формула солі $CrCl_3 \cdot 5H_2O$. Виходячи з того, що координаційне число хрому дорівнює 6, обчислити, який обсяг 0,1 н. розчину $AgNO_3$ знадобиться для осадження зовнішньосферно зв'язаного хлору, що міститься 200 мл 0,01 М розчину комплексної солі; вважати, що вся вода, що входить до складу солі, пов'язана з внутрішньою сферою.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Бабич Олександр. Біонеорганічна хімія. Лекція №2. Основні хімічні властивості класів неорганічних сполук(оксиди, основи). *YouTube*. 2023. URL: <https://youtu.be/ew9UrIGU6UQ?si=WLwJNqo2V0a77duu>
2. Бабич Олександр. Неорганічна хімія. Лекція. Кисотно-основні взаємодії між основними класами неорганічних сполук. *YouTube*. 2023. URL: https://youtu.be/DLPOvkjDYhs?si=g_Qd2EtoWpxTwOCR
3. Бабич Олександр. Неорганічна хімія. Лекція. Окисно-відновні реакції неорганічних речовин. *YouTube*. 2023. URL: <https://youtu.be/HVDNomaAs-E?si=7zV3UU8annzn7w2p>
4. Гирина Н. П., Туманова І. В. Неорганічна хімія : практикум. Київ : ВСВ “ Медицина”, 2013. 184 с.
5. Загальна хімія : навчальний посібник / В. І. Булавін та ін. ; за. ред. В. І. Булавін. 2-ге вид., перероб. та доп. Харків : НТУ “ХПІ”, 2019. 376 с. URL: <https://repository.kpi.kharkov.ua/bitstreams/d18f45a4-418a-4e6f-b61f-c2c0f04b609a/download>
6. Ковальчук І. С., Гончарук С. В., Гирина С. В. Неорганічна хімія : навч. – метод. посіб., Київ: ВСВ “ Медицина”, 2017. 80 с.
7. Ковальчук І. С., Гончарук С. В., Гирина С. В. Неорганічна хімія : навчально-методичний посібник. Київ : ВСВ “ Медицина”, 2017. 80 с.
8. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Київ : Знання, 2009. 548 с.
9. Петрушина Г. О. Загальна та неорганічна хімія : курс лекцій. Дніпро : ВТК «Друкар», 2022. 260 с. URL: <https://dspace.dsau.dp.ua/bitstream/123456789/7719/1/55.pdf>
10. Хацевич О. М. Біонеорганічна хімія : навчальний посібник. Івано-Франківськ : Прикарпатський національний університет ім. Василя Стефаника, 2020. 121 с. URL: <https://kc.pnu.edu.ua/wp-content/uploads/sites/11/2021/02/L-Bioorganics-20.pdf>

11. Цветкова Л. Б. Неорганічна та органічна хімія : навчальний посібник. Ч. II. 2-ге вид., випр. і допов. Львів : Новий Світ-2000, 2023. 358 с.
12. Цветкова Л. Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі : навчальний посібник. 2-ге вид., перероб. і допов. Львів : Новий Світ-2000, 2023. 352 с.
13. Ямборак Р. С. Хімія : навчально-методичні посібник. Кам'янець-Подільський : ФОП Сисин Я. І, 2014. 524 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
Безоксигенні			
HF	Фторидна(плавикова)	F ⁻	Фторид
HCl	Хлоридна(соляна)	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромідна	Br ⁻	Бромід
HI	Йодидна	I ⁻	Йодид
HCN	Ціанідна(синильна)	CN ⁻	Ціанід
HCNS	Тіоціанідна(роданиста)	SCN ⁻	Роданід(тіоціанат)
H ₂ S	Сірководнева	S ²⁻	Сульфід
		HS ⁻	Гідрогенсульфід
Оксигенвмісні			
CH ₃ COOH	Ацетатна	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
HBO ₂	Метаборна	BO ₂ ⁻	Метаборат
H ₃ BO ₃	Ортоборна	[B(OH) ₄] ⁻	Борат
H ₂ CO ₃	Карбонатна(Вугільна)	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	Карбонат Гідрогенкарбонат
H ₂ SiO ₃	Силікатна	SiO ₃ ²⁻ HSiO ₃ ⁻	Силікат Гідрогенсилікат
H ₂ SO ₃	Сульфітна(Сірчиста)	SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻	Сульфіт Гідрогенсульфіт
H ₂ SO ₄	Сульфатна(Сірчана)	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	Сульфат Гідрогенсульфат
HNO ₂	Нітритна(Азотиста)	NO ₂ ⁻	Нітрит
HNO ₃	Нітратна(Азотна)	NO ₃ ⁻	Нітрат
HPO ₃	Метафосфатна (метафосфорна)	PO ₃ ⁻	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна (ортофосфорна)	PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻	Ортофосфат Гідрогенортофосфат Дигідрогенортофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфатна (пірофосфатна)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Дифосфат (пірофосфат)

		$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	Гідрогендифосфат
HClO	Хлорнуватиста	ClO^-	Гіпохлорит
HClO_2	Хлориста	ClO_2^-	Хлорит
HClO_3	Хлорнувата	ClO_3^-	Хлорат
HClO_4	Хлорна	ClO_4^-	Перхлорат
HMnO_4	Марганцева	MnO_4^{2-}	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцевиста	MnO_4^{2-} HMnO_4^-	Манганат Гідрогенманганат
H_2CrO_4	Хроматна	CrO_4^{2-} HCrO_4^-	Хромат Гідрогенхромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматна	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ HCr_2O_7^-	Дихромат Гідрогендихромат

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄВА

Made by schoolscibnoe.at.ua

Період	Ряд	Група																VIII В		
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B												
1	1	H Гідроген $\chi = 2,20$ Ar = 1,0079															(H)	He Гелій $\chi = 4,5$ Ar = 4,0026	2	<div style="text-align: right; font-size: small;"> Символ елемента Порядковий номер Назва елемента Електроотрицательность элемент за Полюсом атомна маса елемента </div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> </div>
2	2	Li Літій $\chi = 0,98$ Ar = 6,941	Be Берилій $\chi = 1,57$ Ar = 9,012	B Бор $\chi = 2,04$ Ar = 10,811	C Карбон $\chi = 2,55$ Ar = 12,011	N Нітроген $\chi = 3,04$ Ar = 14,007	O Оксиген $\chi = 3,44$ Ar = 15,999	F Флуор $\chi = 3,98$ Ar = 18,998	Ne Неон $\chi = 4,4$ Ar = 20,18	10	Ca Кальцій $\chi = 1,00$ Ar = 40,078	20								
3	3	Na Натрій $\chi = 0,93$ Ar = 22,99	Mg Магній $\chi = 1,31$ Ar = 24,305	Al Алюміній $\chi = 1,61$ Ar = 26,982	Si Силіцій $\chi = 1,90$ Ar = 28,086	P Фосфор $\chi = 2,19$ Ar = 30,974	S Сульфур $\chi = 2,58$ Ar = 32,065	Cl Хлор $\chi = 3,16$ Ar = 35,453	Ar Аргон $\chi = 4,3$ Ar = 39,948	18										
4	4	K Калій $\chi = 0,82$ Ar = 39,098	Ca Кальцій $\chi = 1,00$ Ar = 40,078	Sc Скандій $\chi = 1,36$ Ar = 44,956	Ti Титан $\chi = 1,54$ Ar = 47,867	V Ванадій $\chi = 1,63$ Ar = 50,942	Cr Хром $\chi = 1,66$ Ar = 51,996	Mn Манган $\chi = 1,55$ Ar = 54,938	Fe Ферум $\chi = 1,83$ Ar = 55,845	26	Co Кобальт $\chi = 1,88$ Ar = 58,933	Ni Нікель $\chi = 1,91$ Ar = 58,693								
	5	Cu Купрум $\chi = 1,90$ Ar = 63,546	Zn Цинк $\chi = 1,65$ Ar = 65,409	Ga Галій $\chi = 1,81$ Ar = 69,723	Ge Германій $\chi = 2,01$ Ar = 72,64	As Арсен $\chi = 2,18$ Ar = 74,922	Se Селен $\chi = 2,55$ Ar = 78,96	Br Бром $\chi = 2,96$ Ar = 79,904	Kr Криптон $\chi = 3,00$ Ar = 83,798	36										
5	6	Rb Рубідій $\chi = 0,82$ Ar = 85,468	Sr Стронцій $\chi = 0,95$ Ar = 87,62	Y Ітрій $\chi = 1,22$ Ar = 88,906	Zr Цирконій $\chi = 1,33$ Ar = 91,224	Nb Ніобій $\chi = 1,6$ Ar = 92,906	Mo Молибден $\chi = 2,16$ Ar = 95,94	Tc Технецій $\chi = 1,9$ Ar = [98,906]	Ru Рутеній $\chi = 2,2$ Ar = 101,07	44	Rh Родій $\chi = 2,28$ Ar = 102,906	Pd Паладій $\chi = 2,20$ Ar = 106,42								
	7	Ag Аргентум $\chi = 1,93$ Ar = 107,868	Cd Кадмій $\chi = 1,69$ Ar = 112,411	In Індій $\chi = 1,78$ Ar = 114,818	Sn Станум $\chi = 1,96$ Ar = 118,71	Sb Стибій $\chi = 2,05$ Ar = 121,76	Te Телур $\chi = 2,1$ Ar = 127,60	I Йод $\chi = 2,66$ Ar = 126,904	Xe Ксенон $\chi = 2,60$ Ar = 131,293	54										
6	8	Cs Цезій $\chi = 0,79$ Ar = 132,905	Ba Барій $\chi = 0,89$ Ar = 137,327	La⁺ Лантан $\chi = 1,1$ Ar = 138,905	Hf Гафній $\chi = 1,3$ Ar = 178,49	Ta Тантал $\chi = 1,5$ Ar = 180,948	W Вольфрам $\chi = 2,36$ Ar = 183,84	Re Реній $\chi = 1,9$ Ar = 186,207	Os Осмій $\chi = 2,2$ Ar = 190,23	76	Ir Ірідій $\chi = 2,20$ Ar = 192,217	Pt Платина $\chi = 2,28$ Ar = 195,084								
	9	Au Аурум $\chi = 2,54$ Ar = 196,967	Hg Меркурій $\chi = 2,00$ Ar = 200,59	Tl Талій $\chi = 1,62$ Ar = 204,383	Pb Плюмбум $\chi = 2,33$ Ar = 207,2	Bi Бісмут $\chi = 2,02$ Ar = 208,98	Po Полоній $\chi = 2,0$ Ar = [208,98]	At Астат $\chi = 2,2$ Ar = [209,98]	Rn Радон $\chi = 2,2$ Ar = [222,02]	86										
7	10	Fr Францій $\chi = 0,7$ Ar = [223,02]	Ra Радій $\chi = 0,9$ Ar = [226,03]	Ac^{**} Актиній $\chi = 1,1$ Ar = [227,03]	Rf Резерфордій $\chi = 1,3$ Ar = [261,1087]	Db Дубній $\chi = 1,6$ Ar = [262,1138]	Sg Сиборгій $\chi = 1,9$ Ar = [263,1182]	Bh Борій $\chi = 2,2$ Ar = [262,1229]	Hs Гасій $\chi = 2,2$ Ar = [265]	108	Mt Майтнерій $\chi = 2,2$ Ar = [266]	Ds Дармштадтій $\chi = 2,2$ Ar = [269]								
	11	Rg Рентгеній $\chi = 1,1$ Ar = [272]	Cn Коперницький $\chi = 1,1$ Ar = [285]	Uut Унунтрій $\chi = 1,1$ Ar = [284]	Uuq Унунквалій $\chi = 1,1$ Ar = [289]	Uup Унунпентій $\chi = 1,1$ Ar = [288]	Uuh Унунгексій $\chi = 1,1$ Ar = [292]	Uus Унунсептій $\chi = 1,1$ Ar = [295]	Uuo Унуноктій $\chi = 1,1$ Ar = [294]	118										
Винні оксиди		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄				
Легкі сполуки з гідрогеном						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR								

*Лантаноїди

58	Ce Церій $\chi = 1,12$ Ar = 140,12	59	Pr Празеодим $\chi = 1,1$ Ar = 140,91	60	Nd Неодим $\chi = 1,14$ Ar = 144,24	61	Pm Прометій $\chi = 1,13$ Ar = [146,9]	62	Sm Самарій $\chi = 1,17$ Ar = 150,36	63	Eu Європій $\chi = 1,2$ Ar = 151,96	64	Gd Гадоліній $\chi = 1,2$ Ar = 157,25	65	Tb Тербій $\chi = 1,3$ Ar = 158,93	66	Dy Диспрозій $\chi = 1,22$ Ar = 162,50	67	Ho Гольмій $\chi = 1,23$ Ar = 164,93	68	Er Ербій $\chi = 1,24$ Ar = 167,26	69	Tm Тулій $\chi = 1,25$ Ar = 168,93	70	Yb Ітербій $\chi = 1,1$ Ar = 173,04	71	Lu Лютецій $\chi = 1,27$ Ar = 174,97
----	---	----	--	----	--	----	---	----	---	----	--	----	--	----	---	----	---	----	---	----	---	----	---	----	--	----	---

**Актиноїди

90	Th Торій $\chi = 1,2$ Ar = 232,04	91	Pa Протактиній $\chi = 1,5$ Ar = 231,04	92	U Уран $\chi = 1,28$ Ar = 238,03	93	Np Нептуній $\chi = 1,36$ Ar = [237,05]	94	Pu Плутоній $\chi = 1,38$ Ar = [244,06]	95	Am Америчій $\chi = 1,13$ Ar = [243,06]	96	Cm Кюрій $\chi = 1,28$ Ar = [247,07]	97	Bk Берклій $\chi = 1,3$ Ar = [247,07]	98	Cf Каліфорній $\chi = 1,3$ Ar = [251,08]	99	Es Ейнштейній $\chi = 1,3$ Ar = [252,08]	100	Fm Фермій $\chi = 1,3$ Ar = [257,1]	101	Md Менделєєвій $\chi = 1,3$ Ar = [258,1]	102	No Нобелій $\chi = 1,3$ Ar = [259,1]	103	Lr Лоуренсій $\chi = 1,3$ Ar = [260,11]
----	--	----	--	----	---	----	--	----	--	----	--	----	---	----	--	----	---	----	---	-----	--	-----	---	-----	---	-----	--

Додаток 3. Розчинність кислот, солей і основ у воді

Катіони	Аніони												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	В	Р
NH_4^+	-	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg^{2+}	М	В	Р	Р	Р	Р	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ca^{2+}	М	В	Р	Р	Р	М	В	М	Р	В	В	В	Р
Ba^{2+}	Р	М	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	В	В	В	Р
Al^{3+}	В	М	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	М
Cr^{3+}	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	Р
Zn^{2+}	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Mn^{2+}	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Co^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ni^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Fe^{2+}	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Fe^{3+}	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	В	В	Р
Cd^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Hg^{2+}	-	-	Р	М	В	В	В	Р	Р	В	В	-	Р
Cu^{2+}	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ag^+	-	Р	В	В	В	В	В	М	Р	В	В	В	Р
Sn^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	-	Р	-	В	-	-	Р
Pb^{2+}	В	В	М	М	В	В	В	В	Р	В	В	В	Р

Р – розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у воді масою 100 г)

М – малорозчинна речовина (в 100 г води розчиняється від 0,1 г до 1 г)

В – важкорозчинна речовина (в 100 г води розчиняється менше 0,1 г речовини)

„ - “ – речовина не існує, або розкладається водою

Додаток 4

Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах при 25°C

Елемент	Електродний процес	Е°, В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{Mn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1.17
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$	+1.33
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{+3} + \bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$	+0,17
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{+2}$	+0,15

Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{+2}$	+1.69
H	$2\text{H}^{+} + 2\bar{e} = \text{H}_2$	+0,00
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{+} + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,85
	$\text{Hg}_2^{+2} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0.79
Ag	$\text{Ag}^{+} + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
S	$\text{S}_2\text{O}_8^{-2} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2.01
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^{-}$	+1,36
Br ₂	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}$	+1,07
O ₂	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^{-}$	+0,40
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23

Для нотаток

Для нотаток

Навчальне видання

БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

Укладач:

Бабич Олександр Анатолійович

Формат 60 x 84 /16 . Ум. друк. арк. 3,0,

Тираж 10 прим. Зам. № _____

Надруковано у видавничому відділі
Миколаївського національного аграрного університету
54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02. 2013р.