

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства та  
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою  
Кафедра хімії та фізики

**05-06-141М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання практичних робіт та самостійної роботи з  
навчальної дисципліни «Агрохімія» для здобувачів вищої освіти  
першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною  
програмою «Агроінженерія» спеціальності 208 «Агроінженерія»  
денної, заочної та дуальної форм навчання

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННМІ  
Протокол № 9 від 24.04.2024 р.

Рівне – 2024

Методичні вказівки до виконання практичних робіт та самостійної роботи з навчальної дисципліни «Агрохімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Агроінженерія» спеціальності 208 «Агроінженерія» денної, заочної та дуальної форм навчання [Електронне видання] / Буденкова Н. М. – Рівне : НУВГП, 2024. – 42 с.

Укладачка: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., д.хім.н., професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності 208 «Агроінженерія» Бундза О. З., к.т.н., доцент.

© Н. М. Буденкова, 2024  
© НУВГП, 2024

## ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА.....	4
ПРАКТИЧНІ РОБОТИ	
1. Основні хімічні поняття та закони хімії.....	5
1.1. Приклади розв'язування типових задач.....	6
1.2. Контрольні завдання.....	6
2. Електронна будова атомів.....	8
2.1. Приклади розв'язування типових задач.....	10
2.2. Контрольні завдання.....	11
3. Хімічний зв'язок та будова молекул.....	13
3.1. Приклади розв'язування типових задач.....	14
3.2. Контрольні завдання.....	15
4. Способи вираження концентрації розчиненої речовини.....	16
4.1. Приклади розв'язування типових задач.....	17
4.2. Контрольні завдання.....	17
САМОСТІЙНА РОБОТА	
1. Загальна характеристика мінеральних добрив.....	19
1.1. Контрольні завдання.....	21
2. Реакції обміну в розчинах електrolітів.....	23
2.1. Приклади розв'язування типових задач.....	24
2.2. Контрольні завдання.....	24
3. Водневий показник ( <i>pH</i> ) розчинів. Кислотність ґрунтів. Гідроліз солей.....	26
3.1. Приклади розв'язування типових задач.....	27
3.2. Контрольні завдання.....	28
4. Окисно-відновні реакції.....	29
4.1. Приклади розв'язування типових задач.....	30
4.2. Контрольні завдання.....	30
5. Електрохімія. Корозія металів.....	32
5.1. Приклади розв'язування типових задач.....	35
5.2. Контрольні завдання.....	37
6. Твердість води та її вплив на зрошення.....	38
6.1. Приклади розв'язування типових задач.....	39
6.2. Контрольні завдання.....	40
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	42

## ПЕРЕДМОВА

Силабусом 05-06-32S передбачено виконання практичних Робіт (6 год.) та самостійної роботи (60 год.) з освітнього компоненту «Агрохімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Агроінженерія» спеціальності 208 «Агроінженерія» денної, заочної та дуальної форм навчання . Контент даної методичної розробки максимально наближений до майбутньої спеціальності студентів, охоплює основні розділи дисципліни «Агрохімія» і спрямований на більш поглиблене засвоєння знань.

В процесі виконання окремих тем практичної та самостійної роботи здобувачі вищої освіти повинні закріпити теоретичні знання з даних розділів силабусу, навчитися розв'язувати контрольні завдання по алгоритму рішення прикладів. Виконання практичних робіт та самостійної роботи потребує осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані контрольні завдання, тому здобувач вищої освіти повинен ознайомитися з теоретичним матеріалом, який наведений у вступі до кожної теми, а також є в навчальному посібнику «Основи хімії»

Практичні роботи та самостійну роботу здобувачам вищої освіти слід виконувати по мірі вивчення теоретичного матеріалу за рекомендованою нижче літературою та розгляду розв'язків прикладів типових задач, наведених в кожній темі. Після вивчення відповідного розділу треба переписати умову завдання і дати на нього відповідь. Номер завдання по кожній темі відповідає номеру здобувача вищої освіти в списку групи. Відповідати на поставлені питання треба викладати стисло, конкретно, в повному обсязі, писати виразно, чітко, акуратно. Особливо старанно слід писати формули хімічних сполук та рівняння реакцій. Виконані завдання прикріпляти у вигляді файлів в системі Moodle, або очно захищати в аудиторії під керівництвом викладача.

## ПРАКТИЧНІ РОБОТИ

### 1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

**Моль** – кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, йонів або інших), скільки міститься атомів в 0,012 кг ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Число структурних одиниць в одному моль –  $6,02 \cdot 10^{23}$ , називається **сталю Авогадро**.

Кількість речовини  $n$  дорівнює відношенню числа структурних одиниць системи  $N$  до числа Авогадро:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

**Молярна маса речовини  $M$**  – відношення маси  $m$  речовини до її кількості:

$$M = \frac{m}{n} \text{ [г/моль]}.$$

**Молярний об'єм  $V_m$**  – відношення об'єму речовини до кількості речовини  $n$  в цьому об'ємі:

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ [л/моль]}.$$

За нормальних умов ( $p = 101325 \text{ Па}$ ,  $T = 273 \text{ К}$ ) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л або  $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ .

**Відносна густина газу** – це відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових температури і тиску:

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

## 1.1. Приклади розв'язування типових задач

**1.1.1.** Обчислити молекулярну масу речовини, якщо маса 600 мл її парів при  $87^{\circ}\text{C}$  і тиску 83,2 кПа дорівнює 1,3 г.

**Розв'язок.** Переводимо всі параметри в одиниці СІ:

$$P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па}; V = 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3; m = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг};$$

$$T = (t^{\circ}\text{C} + 273) = 360 \text{ К}.$$

За рівнянням Клапейрона:

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

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78 \cdot 10^{-3} \text{ кг / моль}, \text{ або}$$

Молярна маса  $M = 78$  г/моль

**Відповідь:** молярна маса речовини 78.

**1.1.2.** Густина газу за повітрям дорівнює 1,17. Визначити молекулярну масу газу.

**Розв'язок.** Густина газу за повітрям:

$$D_{\text{повітря}} = \frac{M}{29}, \text{ де } 29 - \text{ середня молекулярна маса повітря.}$$

$$M_r = 29 \cdot 1,17 = 33,9$$

**Відповідь:** молекулярна маса газу – 33,9.

## 1.2. Контрольні завдання

**1.2.1.** Розрахуйте молярну масу озону та його відносну густину за повітрям.

**1.2.2.** Обчисліть кількість речовини цинк сульфату, якщо його маса становить 161 г.

**1.2.3.** Об'єм азоту за нормальних умов становить 5,6 л. Обчисліть його масу.

**1.2.4.** Визначте масу барій хлориду кількістю речовини 0,8 моль.

**1.2.5.** Визначте кількість речовини калію масою 21,7 г.

**1.2.6.** Скільки молекул міститься у вуглекислому газі об'ємом 112 л (н.у.)?

**1.2.7.** Визначте об'єм, який займає аміак масою 60 г за нормальних умов.

**1.2.8.** Газова суміш складається з 5,6 л азоту та сульфур діоксиду об'ємом 11,2 л (н.у.). Розрахуйте масу суміші газів.

**1.2.9.** Чому дорівнює густина хлору : а) за повітрям; б) за киснем?

**1.2.10.** Розрахувати масу 1 м<sup>3</sup> повітря при 18<sup>0</sup>С і тиску 85 кПа.

**1.2.11.** Обчисліть об'єм азоту, який необхідний для добування 2,5 л аміаку.

**1.2.12.** Із скількох атомів складаються молекули ртуті, якщо густина пари ртуті за повітрям дорівнює 6,92?

**1.2.13.** Газометр ємкістю 20 л наповнений газом. Густина цього газу за повітрям 0,40, тиск 103,3 кПа, температура 17<sup>0</sup>С. Розрахуйте масу газу.

**1.2.14.** Розрахуйте кількість речовини азоту об'ємом 33,6 л (н.у.).

**1.2.15.** Газоподібний оксид містить 30,4% нітрогену. В молекулу оксиду входить 1 атом нітрогену. Чому дорівнює густина газу за киснем?

**1.2.16.** Обчисліть і вкажіть масу сульфур(VI) оксиду, кількість речовини якого становить 0,25 моль.

**1.2.17.** Вкажіть кількість молекул, які містяться в 90 г води.

**1.2.18.** При взаємодії ортофосфатної кислоти з розчином натрій гідроксиду одержали натрій дигідрогенфосфат. Визначте молярну масу еквівалентів ортофосфатної кислоти.

**1.2.19.** Густина деякого газу за н.у. становить 1,25 г/л. Обчисліть і вкажіть відносну густина цього газу за воднем.

**1.2.20.** Обчисліть і вкажіть масову частку Оксигену в речовині, формула якої  $Fe_3O_4$ .

## 2. ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ

**Атом** – найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Хімічні властивості атомів визначаються їх будовою.

**Хімічний елемент** – сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Відповідно до сучасної теорії атом складається з ядра й електронів, що рухаються навколо нього. Заряд ядра атома визначається кількістю протонів, що втримуються в ядрі. Кількість електронів (кількість протонів) у атомі дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі.

**Електрон** – елементарна частинка, яка має найменший негативний електричний заряд, що існує в природі –  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл. Положення електрона в просторі є невизначеним.

**Електронна хмара** – це область простору навколо ядра атома, в якій зосереджено приблизно 90% маси і заряду електрона і де ймовірність знаходження електрона є максимальною.

Енергія і положення електрона в атомі визначається чотирма квантовими числами. Можливі енергетичні стани електрона в атомі визначаються величиною головного квантового числа  $n$ . Із збільшенням  $n$  енергія електрона зростає.

Не тільки розмір, але й форма електронної хмари в атомі не може бути довільною. Вона визначається орбітальним квантовим числом  $l$ . Стан електрона, який характеризується певним значенням  $l$ , називають енергетичним підрівнем електрона в атомі.

Орбітальне квантове число  $l$  зазвичай позначають буквами відповідно схемі:

Орбітальне квантове число  $l$  ..... 0 1 2 3

Позначення .....  $s p d f$

Для кожного значення головного квантового числа  $n$  орбітальне квантове число  $l$  приймає значення між 0 та  $(n - 1)$  (табл.2.1):



Таблиця 2.1

Електронні орбіталі на певному енергетичному рівні

Головне квантове число $n$	Орбітальне квантове число $l$	Позначення орбіталі
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Орієнтація електронної хмари в електричному полі визначається значенням третього квантового числа – магнітного  $m$ . Магнітне квантове число характеризує число енергетичних станів електрона на підрівні. Число значень магнітного квантового числа залежить від орбітального квантового числа і дорівнює:

Таблиця 2.2

Число орбіталей на певному енергетичному підрівні

Орбітальне квантове число $l$	Магнітне квантове число $m$	Число орбіталей
0	0	1
1	1, 0, -1	3
2	2, 1, 0, -1, -2	5
3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7

Електрон характеризується ще однією квантовою величиною, яка визначає власний його стан – власний момент імпульсу, який характеризує обертання електрона навколо своєї осі. Ця величина одержала назву спінового квантового числа і позначається  $s$ .

Чотири квантових числа  $n, l, m$  та  $s$  повністю визначають енергетичний стан електрона в атомі.

В багатоелектронному атомі не може бути двох електронів, які б мали чотири однакових квантових числа (**принцип Паулі**).

З цього випливає, що кожна атомна орбіталь може бути зайнята не більше, ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки (антипаралельні).

Число електронів на енергетичному рівні обчислюють за формулою, запропонованою датським вченим Нільсом Бором:

$$x_n = 2n^2,$$

де  $n$  – порядковий номер рівня, який дорівнює головному квантовому числу.

## 2.1. Приклади розв'язування типових задач

**2.2.1.** Написати електронну формулу елемента з порядковим номером 16. Вказати період, групу, підгрупу та електронну родину, до якої належить елемент. Показати розподіл валентних електронів по атомних орбіталях. На основі електронної будови атома та положення в Періодичній системі елементів вказати формули оксидів та сполуки з воднем, зазначити їх хімічні властивості.

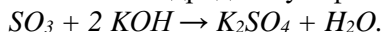
**Розв'язок.** Елемент з порядковим номером в ПСЕ 16 – це сульфур, який знаходиться в 3 періоді, VI групі, головної (A) підгрупи. Його електронна формула:  ${}_{16}S1s^22s^22p^63s^23p^4$ .

В збуджених станах:

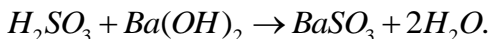
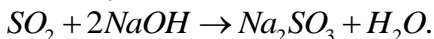
${}_{16}S^*1s^22s^22p^63s^23p^33d^1$  - 4 неспарених електрони, валентність -4.

${}_{16}S^*1s^22s^22p^63s^13p^33d^2$  - 6 неспарених електрони, валентність 6.

В атомі на 3 енергетичному рівні на  $p$  – підрівні знаходяться чотири електрони (підрівень – незавершений), отже він належить до родини  $p$  – елементів. Сульфур є неметалом. Оскільки елемент знаходиться в VI групі ПСЕ, то вищий ступінь окиснення, який він виявляє +6. В цьому ступені окиснення він утворює з Оксигеном оксид  $SO_3$ , який проявляє кислотні властивості і є ангідридом сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ :



У сполуках  $SO_2$  та  $H_2SO_3$ , сульфур виявляє ступінь окиснення +4, і ці сполуки також мають кислотні властивості:



**2.1.2.** Атом елемента має на 2 електронів більше, ніж йон натрію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома та йона.

**Розв'язок.**  $Na^0 - e \rightarrow Na^+$ . Отже, йон натрію має 10 електронів. За умовою завдання  $10 + 2 = 12$  – це порядковий номер Mg. Електронна формула його атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .



## 2.2. Контрольні завдання

**2.2.1.** Вкажіть протонне число фосфору.

**2.2.2.** Скласти електронну формулу атому силіцію і графічну схему заповнення електронами валентних орбіталей цього атома в нормальному та збудженому станах.

**2.2.3.** Вкажіть назву атомів з певним значенням нуклонного і протонного чисел.

**2.2.4.** Який підрівень заповнюється в атомі електронами після заповнення підрівня Zr ?

**2.2.5.** Символ ізотопу елемента  ${}_{92}^{238}E$ . Вказати: а) назву елемента; б) число нейтронів і протонів в ядрі його атома; в) число електронів в електронній оболонці атома.

**2.2.6.** Вкажіть кількість орбіталей на  $f$ -підрівні.

**2.2.7.** Період напіврозпаду деякого радіоактивного ізотопу елемента дорівнює 3 год. Яка маса його залишиться нерозкладеною через 18 год, якщо початкова маса ізотопу складала 200 г?

**2.2.8.** вкажіть кількість електронів, що можуть розміститись на одній електронній орбіталі.

**2.2.9.** Вкажіть елемент, з якого починається заповнення Zr-підрівня.

**2.2.10.** Вкажіть формулу, за якою визначається кількість електронів на n-му електронному рівні.

**2.2.11.** Як змінюються масове число і заряд атома ізотопу при послідовному випромінюванні  $\alpha$ -частинки і двох  $\beta$ -частинок?

**2.2.12.** Як змінюються масове число і заряд атома ізотопу при поглинанні одної  $\alpha$ -частинки та викиданні двох дейтронів?

**2.2.13.** Як змінюються масове число і заряд атома ізотопу при поглинанні ядром двох протонів і випромінюванні двох нейтронів?

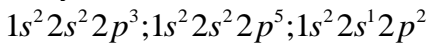
**2.2.14.** Вкажіть кількість нейтронів у ядрі атома елемента, будова зовнішнього енергетичного рівня якого виражається формулою  $3d^64s^2$ .

**2.2.15.** Вкажіть сумарну кількість протонів і електронів у йоні  $S^{2-}$ .

**2.2.16.** Атом елемента має на 5 електронів більше, ніж йон магнію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома та йона.

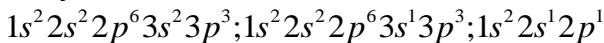
**2.2.17.** Атом елемента має на 3 електрони більше, ніж йон літію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома у незбудженому та збудженому станах.

**2.2.18.** Які з наведених нижче формул атомів відповідають незбудженому стану атомів елементів, які – збудженому? Назвіть елементи.



**2.2.19.** Атом елемента має на 6 електронів більше, ніж йон натрію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома та йона.

**2.2.20.** Які з наведених нижче формул атомів відповідають незбудженому стану атомів елементів, які – збудженому? Назвіть елементи.



### 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ

Зв'язок, що здійснюється спільними для атомів електронами, називається **ковалентним** ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $HF$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$  та інші).

Ковалентному зв'язку характерні певна напрямленість та насичуваність.

Якщо двохатомна молекула складається з атомів одного елемента, наприклад  $H_2$ ,  $Br_2$ ,  $O_2$ , то кожна електронна хмара, яка утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів. Такий зв'язок називають **ковалентним неполярним**.

Якщо двохатомна молекула складається з атомів різних елементів, то спільна електронна хмара зміщена в напрямку більш електронегативного з атомів. В таких випадках зв'язок називають **ковалентним полярним**.

**Йонним** називається зв'язок, утворений за рахунок електростатичного притягання між протилежно зарядженими йонами ( $NaCl$ ,  $CaF_2$ ,  $CsBr$  та інші). Йонний зв'язок присутній в солях та основних оксидах.

Йонний зв'язок не має певної напрямленості та йому не властива насичуваність. Сполуки з йонним зв'язком – тверді, але крихкі сполуки з високими температурами плавлення; розчинні у воді і нерозчинні в неполярних розчинниках. Розплави та розчини йонних сполук проводять електричний струм.

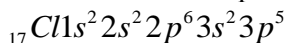
Міжмолекулярний зв'язок між атомом Гідрогену однієї молекули та атомом іншої молекули, якій має велике значення електронегативності ( $O$ ,  $F$ ,  $N$ ) називається **водневим** (виникає між молекулами  $H_2O$ ,  $HF$ , спиртів).

У вузлах кристалічної ґратки металів поряд з нейтральними атомами є позитивні йони даного металу. Між ними вільно переміщуються електрони, які не зв'язані з конкретним атомом чи йоном. Така будова металів зумовлює їх загальні властивості: металевий блиск, електропровідність, теплопровідність, ковкість тощо.

### 3.1. Приклади розв'язування типових задач

**3.1.1.** Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом хлору в нормальному та збудженому станах?

**Розв'язок.** Електронна формула атома хлору:



Атом хлору в нормальному (незбудженому) стані має 1 неспарений електрон на 3p -валентному підрівні і виявляє валентність -1.

Оскільки на 3 рівні атом сульфуру має 3d – підрівень, то можливі наступні розподіли валентних електронів в атомі хлору в збудженому стані:

${}_{17}\text{Cl}1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$  - 2 неспарених p – електрона,  
1 d – валентність -3;

${}_{17}\text{Cl}1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$  - 3 неспарених p – електрона,  
2 d – валентність -5;

${}_{17}\text{Cl}1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$  - 1 неспарений s- електрон, 3 неспарених p – електрона, 3 d – валентність -7.

Отже, валентність хлору в нормальному стані – I, в збудженому – III, V та VII.

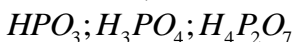
**3.1.2.** Елемент утворює з гідрогеном сполуку складу  $\text{EH}_3$ , масова частка гідрогену в якій становить 8,82%. Назвіть елемент та напишіть формули оксигеновмісних кислот цього елемента з найвищим ступенем окиснення.

**Розв'язок.** Масова частка елемента в сполуці складає  
 $(100 - 8,82) = 91,12\%$ . Складаємо пропорцію:

$8,82 - 3(\text{атомна маса трьох атомів гідрогену})$

$91,12 - x$ . Звідси  $x = 31$ . Це атомна маса фосфору. Саме фосфор утворює сполуку з гідрогеном  $\text{PH}_3$  – фосфін. Найвищий ступінь окиснення фосфору +5.

Отже, E – фосфор. Кислоти оксигеновмісні:



## 3.2. Контрольні завдання

**3.2.1.** При переході від CsF до CsI температура плавлення кристалів зменшується. Пояснити зміну температур плавлення, яка спостерігається.

**3.2.2.** Вкажіть тип зв'язку в речовині, формула якої  $KCl$ .

**3.2.3.** Вкажіть тип хімічного зв'язку в кожній з наведених сполук:  $CaO, SiO_2, Na_3N, CCl_4$ .

**3.2.4.** Вкажіть кількість спільних електронних пар в молекулі  $CO_2$ .

**3.2.5.** Елемент А, що належить до головної підгрупи IV групи ПСЕ, утворює сполуку з хлором, в якій масова частка хлору становить 92,21%. Запишіть формулу вищого оксиду, утвореного елементом А, вкажіть його хімічний характер.

**3.2.6.** Вкажіть, що спільного в будові атома неону та йону  $O^{2-}$ .

**3.2.7.** Вищий оксид невідомого елемента має формулу  $E_2O_5$ . Масова частка гідрогену в сполуці цього елемента з гідрогеном становить 17,65%. Складіть формули сполук елемента з магнієм та силіцієм та назвіть їх. Чи реагують вони з водою? Відповідь обґрунтуйте написанням рівнянь реакцій.

**3.2.8.** Наведіть приклади речовин з міжмолекулярним, внутрішньомолекулярним водневим зв'язком.

**3.2.9.** Вкажіть тип зв'язку в речовині, формула якої  $H_2O$ .

**3.2.10.** Який тип зв'язку в молекулі бромоводню?

**3.2.11.** Вкажіть валентність сульфуру у сполуках.

**3.2.12.** Вкажіть кількість електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зав'язків у молекулі метану.

**3.2.13.** Серед зазначених формул знайдіть формулу сполуки з йонним зв'язком:  $CO_2, NaCl, N_2$ .

**3.2.14.** Вкажіть кількість ковалентних зав'язків у молекулі фосфор(V) оксиду.

**3.2.15.** Вкажіть тип зв'язку в молекулі  $N_2$ .

**3.2.16.** Серед зазначених формул знайдіть формулу сполуки з йонним зв'язком:  $KF, H_2S, PH_3$ .

**3.2.17.** Вкажіть кількість електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків в молекулі аміаку.

**3.2.18.** Вкажіть формулу неполярної молекули, яка містить полярні ковалентні зв'язки.

**3.2.19.** Серед зазначених формул знайдіть формулу сполуки з ковалентним полярним зв'язком:  $Cl_2$ ,  $NaCl$ ,  $HCl$ .

**3.2.20.** Вкажіть тип хімічного зв'язку в речовині, формула якої  $CsF$ .

## 4. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ

Способи вираження вмісту розчиненої речовини:

**Процентна концентрація (масова частка)** кількісно дорівнює масі (у грамах) розчиненої речовини у 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HY}} \text{ [частка одиниці]} \quad \text{або}$$

$$\omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HY}} \cdot 100\% \text{ [%].}$$

**Молярна концентрація (молярність)** – це кількість моль розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину :

$$C_M = \frac{m_{P.P.}}{M_{P.P.} \cdot V_{P-HY}} \text{ [моль/л або М].}$$

**Молярна концентрація еквівалента (нормальність)** – це кількість моль-еквівалентів речовини в 1л розчину:

$$C_H = \frac{m_{P.P.}}{M_{E(P.P.)} \cdot V_{P-HY}} \text{ [моль-екв/л або н.].}$$

**Закон еквівалентів для розчинів:** добуток об'єму одного розчину на його нормальність дорівнює добуткові об'єму іншого розчину на його нормальність.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{n2}}{c_{n1}}$$



## 4.1. Приклади розв'язування типових задач

**4.1.1.** Для нейтралізації 42 мл сульфатної кислоти потрібно 14 мл 0,3н розчину лугу. Визначити нормальність розчину кислоти.

**Розв'язок.** За законом еквівалентів для розчинів:

$$\frac{V_k}{V_l} = \frac{c_{нд}}{c_{нк}}$$

$$\text{Звідси: } c_{нк} = 14 \cdot 0,3 / 42 = 0,1$$

Отже  $c_{нк} = 0,1$ н – децинормальний розчин.

**4.1.2.** Знайти масу  $KNO_3$ , необхідну для приготування 500 мл 0,2М розчину.

$$M(KNO_3) = 101 \text{ г / моль}$$

**Розв'язок.**

$$m = V \cdot M \cdot c_m = 0,5 \cdot 101 \cdot 0,2 = 10,1 \text{ г}$$

Отже маса  $KNO_3$  дорівнює 10,1 г.

## 4.2. Контрольні завдання

**4.2.1.** Скільки грамів оцтового ангідриду  $(CH_3COO)_2$  треба розчинити в 449 г води, щоб приготувати 12%-ний розчин оцтової кислоти?

**4.2.2.** Скільки грамів 40%-ного розчину натрій гідроксиду треба додати до 300 г води, щоб одержати 10%-ний розчин натрій гідроксиду?

**4.2.3.** В якій кількості води необхідно розчинити 47 г калій оксиду, щоб одержати 11,2%-ний розчин калій гідроксиду?

**4.2.4.** Яку кількість води потрібно взяти для розчинення 89,6 л хлороводню за нормальних умов, щоб одержати 14,6%-ний розчин хлоридної кислоти?

**4.2.5.** До 34 г води внесли 6 г солі. Розрахувати масову частку розчину.

**4.2.6.** Який об'єм 2н розчину купрум(II) сульфату потрібно взяти, щоб осадити весь барій у вигляді барій сульфату з 20 мл 0,2н розчину барій хлориду?

**4.2.7.** Яку масу натрій гідроксиду необхідно взяти, щоб приготувати 100 г розчину з масовою часткою 8%?

**4.2.8.** Скільки мл 0,5н розчину лугу потрібно для реакції з 15 мл 0,1н розчину ферум(II) хлориду?

**4.2.9.** В якій кількості води треба розчинити 4,48л SO<sub>2</sub> за нормальних умов, щоб одержати 4,1%-ний розчин сульфітної кислоти?

**4.2.10.** Визначити масу безводної нітратної кислоти потрібної для приготування 800 г 40%-ного розчину нітратної кислоти.

**4.2.11.** Обчислити масову частку розчину солі, 15 г якої міститься в 885 г води.

**4.2.12.** Для нейтралізації 20 мл 0,1н розчину сульфатної кислоти витрачено 40 мл розчину натрій гідроксиду. Яка нормальність розчину лугу?

**4.2.13.** Скільки мл 0,2н розчину калій карбонату потрібно для реакції з 20 мл 0,2н розчину кальцій хлориду?

**4.2.14.** Яку масу 5%-ного розчину магній сульфату можна приготувати з 20 г солі?

**4.2.15.** Скільки г калій хлориду потрібно розчинити в 100 мл води, щоб одержати 20%-ний розчин?

**4.2.16.** В якій масі води треба розчинити 40 г солі, щоб одержати 4%-ний розчин?

**4.2.17.** Скільки мл 0,2н розчину натрій сульфату потрібно для реакції з 30 мл 0,3н розчину кальцій хлориду?

**4.2.18.** Яку масу 20% розчину калій нітрату можна приготувати з 50 г солі?

**4.2.19.** Скільки грамів натрій нітрату треба розчинити в 400г води, щоб приготувати 20%-ний розчин?

**4.2.20.** У якій масі води потрібно розчинити 50 г калій сульфату, щоб одержати 10%-ний розчин?

## САМОСТІЙНА РОБОТА

### 1. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА МІНЕРАЛЬНИХ ДОБРІВ

**Мінеральні добрива** – речовини, що містять хімічні елементи, які необхідні для нормального росту і розвитку рослин. Добрива, що містять сполуки нітрогену, фосфору і калію, мають назву **макродобрива**. Добрива зі сполуками бору, мангану, цинку, купруму, кобальту – **мікродобрива**.

Таблиця 1.1

Характеристика основних мінодобрив

Добриво	Хімічна формула	Вміст у добриві, %		
		<i>N; P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; K<sub>2</sub>O</i>		
Амонійна селітра	$NH_4NO_3$	34-35	-	-
Карбамід	$(NH_4)_2CO$	46-46,3	-	-
Амоній сульфат	$(NH_4)_2SO_4$	21	-	-
Фосфоритне борошно	Суміш мінералів	-	20-29	
Простий суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$	-	20	-
Подвійний суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + Ca(H_2PO_4)_2$	-	43-49	-
Калій хлорид	KCl	-	-	55,2-55,5
Амофос	$NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2H_2PO_4$	10-12	42-45	-
Нітрофоска	Суміш речовин	11	10	11
Нітроамофоска	Суміш речовин	13-17	17-19	17-19

Добрива класифікують за такими ознаками:

**1) Походження:**

- мінерально-синтетичні;
- органічні;
- органо-мінерально-синтетичні.

**2) Агрохімічне значення:**

- добрива, що засвоюються рослинами безпосередньо;
- добрива, що покращують структуру ґрунту, його хімічні і біологічні властивості і структуру солончакових ґрунтів.

**3) За агрегатним станом:**

- тверді гранульовані; порошкові (аміачна та інші види селітри, суперфосфат, калій хлорид, пташиний послід);
- рідкі (аміачна вода, сеча, гноївка та ін.).

**4) За кількістю головних поживних елементів:**

- прості (1 поживний елемент);
- комплексні (2 або більше);
- змішані (механічна суміш різних речовин).

**5) Залежно від відносної швидкості вбирання рослинами:**

- фізіологічно кислі, в яких рослинами швидше засвоюються катіони (аміачна селітра, аміачна вода, суперфосфат та ін.);

- фізіологічно лужні – рН зростає, тоді швидше засвоюються аніони (натрієва і кальцієва селітри, фосфоритне борошно, томасшлак);

- фізіологічно нейтральні – засвоюються з однаковою швидкістю як катіони, так і аніони (комплексні мінеральні добрива, сечовина, значна частина органічних добрив).

Приблизні витрати мінеральних добрив на 1 Га посівів:

- азотні – 30-120 кг;
- фосфорні – 40-120 кг;
- калійні – 40-200 кг.

## Азотні добрива

Значення цих добрив зумовлено тим, що нітроген входить до складу рослинних білків, амінокислот, нуклеїнових кислот та інших життєво важливих сполук.

Рослини засвоюють лише мінеральний нітроген у формі йонів амонію ( $NH_4^+$ ) та нітрат-йонів ( $NO_3^-$ ).

За нестачі азоту спостерігається гальмування росту рослин, послаблюється утворення бокових пагонів і коренів, спостерігається дрібно-листоковість тощо. Основною зовнішньою ознакою дефіциту азоту є блідо-зелене забарвлення листків, поява некрозів, висихань і відмирань тканин.

Для оптимізації азотного живлення рослин у сільському господарстві широко використовуються азотні мінеральні добрива. Майже всі вони, за виключенням натрієвої і кальцієвої селітри, є фізіологічно кислими. Для нейтралізації їх кислотності встановлено норми вапна. Рідкі аміачні азотні добрива (аміачна вода, рідкий аміак) мають властивість втрачати аміак, тому їх необхідно зберігати в герметичних місткостях.

Залежно від форми нітрогену азотні добрива поділяються на нітратні, амонійні, аміачні, амонійно-нітратні та амідні. У нітратних азотних добривах нітроген міститься у вигляді аніону нітратної кислоти. До таких добрив відносяться натрієва і кальцієва селітри. До амонійних азотних добрив належать амоній хлорид, амоній сульфат, аміачна вода, безводний аміак, аміакати, які містять нітроген у формі катіону амонію. Основним амонійно-нітратним азотним добривом є аміачна селітра, яка містить нітроген у формі йонів амонію та нітрат-йонів. Амідні добрива містять нітроген в амідно- та аміносполуках. До них відносяться сечовина та кальцій ціанамід.

### 1.1. Контрольні завдання

- 1.1.1. Надати характеристику калійним добривам.
- 1.1.2. Вкажіть формулу подвійного суперфосфату.
- 1.1.3. Надати характеристику фосфатним добривам.

**1.1.4.** Вкажіть формулу преципітату.

**1.1.5.** Вкажіть фосфатні добрива, які добре розчиняються у воді.

**1.1.6.** Вкажіть мінеральне добриво з найбільшою масовою часткою Нітрогену.

**1.1.7.** Назвіть комбіновані добрива.

**1.1.8.** Виберіть правильне твердження. Рослини засвоюють нітроген у вигляді:

а) солей нітратної кислоти; б) амоній хлориду; в) йонів  $NH_4^+$  і  $NO_3^-$ ; г) амоній карбонату; д) йонів  $NH_4^+$  і  $NO_2^-$ .

**1.1.9** Із 330 кг природного фосфориту одержали 196 кг ортофосфатної кислоти. Визначте і вкажіть масову частку кальцій фосфату у фосфориті.

**1.1.10.** Надати характеристику азотним добривам.

**1.1.11.** Аміак, одержаний під час термічного розкладання 0,8 моль амоній хлориду, пропустили крізь розчин нітратної кислоти, маса якої становить 283,5 г (з масовою часткою розчиненої речовини 20%). Визначте масу солі, яка утворилася внаслідок реакції.

**1.1.12.** Опишіть біологічну функцію нітрогену.

**1.1.13.** Опишіть біологічну функцію фосфору.

**1.1.14.** Які речовини відносяться до мікродобрив?

**1.1.15.** Як можна усунути зайву кислотність при внесенні азотних добрив.

**1.1.16.** Які мінеральні добрива одержують на Рівненському хімкомбінаті «Азот»?

**1.1.17.** Які мінеральні добрива відносяться до селітри.

**1.1.18.** Вкажіть норми внесення мінеральних добрив на 1 га посівів.

**1.1.19.** Наведіть класифікацію мінеральних добрив за кількістю головних поживних елементів.

**1.1.20.** Вкажіть агрохімічне значення мінеральних добрив.

## 2. РЕАКЦІЇ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

**Електроліти** характеризуються тим, що їх розплави або розчини є провідниками електричного струму.

Не всі електроліти однаковою мірою розпадаються на йони. Це залежить від природи електроліту, його концентрації, розчиннику, температури.

Електроліти поділяються на сильні і слабкі. **Сильні електроліти** у водних розчинах практично цілком дисоціюють на йони, а **слабкі** – тільки частково.

### Електроліти

<b>СИЛЬНІ:</b>	<b>СЛАБКІ:</b>
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: <b>HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: <b>LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub></b> (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот ( <b>CH<sub>3</sub>COOH</b> ); 3. <b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b> ; 4. <b>NH<sub>4</sub>OH</b> та малорозчинні у воді гідроксиди металів: <b>Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub></b>

### Сильні та слабкі електроліти

Реакції в розчинах електролітів відбуваються до кінця, коли утворюється малорозчинна сполука чи нерозчинна (осад) або газоподібна речовина, або вода, або інший слабкий електроліт (слабкі кислоти *H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>COOH*). Якщо під час змішування розчинів електролітів не виконується жодна з перелічених умов, то реакція є оборотною.

Складання йонних рівнянь:

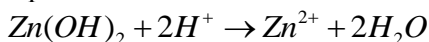
- скласти молекулярне рівняння реакції;
- представити його у вигляді повного йонного рівняння, зображаючи нерозчинні, малодисоційовані або газоподібні сполуки в молекулярній формі, а дисоційовані – в йонній;
- виключити йони, що не беруть участь в реакції.

## 2.1. Приклади розв'язування типових задач

**2.1.1.** Написати йонно-молекулярне рівняння взаємодії цинк гідроксиду та нітратної кислоти.

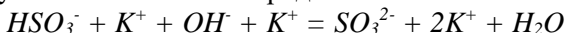
**Розв'язок.** Складаємо йонно-молекулярне рівняння взаємодії:  $Zn(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$

Користуючись таблицею розчинності, сильні електроліти записуємо в йонній формі, а слабкі – в молекулярній формі:  $Zn(OH)_2 + 2H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + 2NO_3^- + 2H_2O$ . Однойменні йони в лівій і правій частині рівняння скорочуємо і записуємо скорочене йонне рівняння:

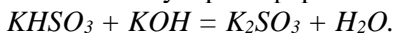


**2.1.2.** На основі скороченого йонного рівняння написати молекулярне рівняння взаємодії:  $HSO_3^- + OH^- = SO_3^{2-} + H_2O$ .

**Розв'язок.** Користуючись таблицею розчинності, до даних аніонів підбираємо відповідно катіони металів, нейтралізуючи таким чином заряди аніонів:



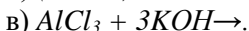
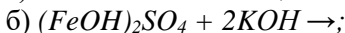
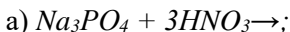
і записуємо рівняння в молекулярній формі:



## 2.2. Контрольні завдання

**2.2.1.** Яка з речовин у водному розчині дисоціює з утворенням йону  $Cu^{2+}$ : а)  $Cu(OH)_2$ ; б)  $CuCl_2$  ?

**2.2.2.** Написати йонно-молекулярні рівняння можливих реакцій:



**2.2.3.** Вкажіть формулу речовини, яка належить до неелектролітів:

а) калій карбонат; б) натрій хлорид; в) барій нітрат; г) ферум(III) хлорид; д) гліцерол.

**2.2.4.** Скласти йонно-молекулярне рівняння взаємодії між:



а) магній сульфатом і калій гідроксидом;

б) кальцій хлоридом і натрій фосфатом .

**2.2.5.** Яка з речовин у водному розчині дисоціює з утворенням йону  $\text{OH}^-$ : а)  $\text{KOH}$ ; б)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  ?

**2.2.6.** Зазначте серед наведених йонів катіони:

а)  $\text{Mg}^{2+}$       б)  $\text{Cl}^-$       в)  $\text{J}^-$

**2.2.7.** Вкажіть формулу слабого електроліту:

а)  $\text{H}_2\text{CO}_3$       б)  $\text{NaOH}$       в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

**2.2.8.** Вкажіть йон, який завжди утворюється при дисоціації луку:

а) йон металу; б) гідроксид-йон; в) йон водню.

**2.2.9.** Написати рівняння реакції, які підтверджують амфотерність цинк гідроксиду. Рівняння записати в йонно-молекулярній формі.

**2.2.10.** Вкажіть формулу електроліту:

а)  $\text{KOH}$       б)  $\text{FeO}$       в)  $\text{AgBr}$

**2.2.11.** Написати рівняння ступінчастої електролітичної дисоціації для таких кислот: карбонатна; карбонатна; сульфідна та записати вираз константи дисоціації для цих кислот на першим ступенем ( $K_{D1}$ ).

**2.2.12.** Вкажіть ступінь електролітичної дисоціації електроліту, якщо з кожних 150 частинок речовини на йони розщепились 30.

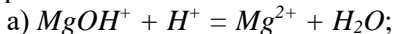
**2.2.13.** Написати рівняння електролітичної дисоціації берилій гідроксиду в кислому та лужному середовищі.

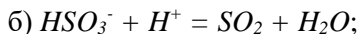
**2.2.14.** Ступінь електролітичної дисоціації електроліту дорівнює 90%. Обчисліть і вкажіть кількість частинок, які розщепились на йони з-поміж кожних 200 частинок розчиненої речовини.

**2.2.15.** Скласти йонно-молекулярні рівняння взаємодії розчину хром(III) гідроксиду з калій гідроксидом.

**2.2.16.** Яка кількість речовини сульфат-йонів утвориться після розчинення у воді суміші 3 моль алюміній сульфату та 1,5 моль калій сульфату.

**2.2.17.** Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються такими йонно-молекулярними рівняннями:





**2.2.18.** Яка кількість йонів  $\text{Cl}^-$  утвориться у разі повної дисоціації 2,4 моль алюміній хлориду?

**2.2.19.** В якій із зазначених груп йонів знаходяться лише

катіони:  
а)  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Fe}^{2+}$

б)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$

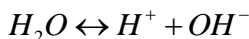
**2.2.20.** В якій із зазначених груп йонів знаходяться лише

аніони:  
а)  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$

б)  $\text{OH}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$

### 3. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК ( $pH$ ) РОЗЧИНІВ. КИСЛОТНІСТЬ ҐРУНТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Вода є слабким електролітом. Молекули води незначною мірою розпадаються на йони:



Внаслідок цього утворюється  $10^{-7}$  моль  $[\text{H}^+]$  і  $10^{-7}$  моль  $[\text{OH}^-]$ .

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води ( $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ) і при  $22^\circ\text{C}$  становить:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Розчин, в якому концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють  $10^{-7}$  моль/л, називають **нейтральним**.

Розчин, в якому концентрація  $[\text{H}^+]$  перевищує концентрацію  $[\text{OH}^-]$  називають **кислим**.

Розчин, де концентрація  $[\text{H}^+]$  менша ніж  $[\text{OH}^-]$  є **лужним**.

Кислотність розчину виражають через концентрацію  $\text{H}^+$ . Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник  $pH$ .

**Водневий показник  $pH$**  – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів.

$$pH = -\lg[H^+], \text{ а } pOH = -\lg[OH^-], \text{ а } pH + pOH = 14.$$

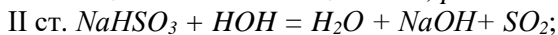
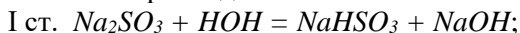
В нейтральних розчинах  $pH = 7$ , в кислих –  $pH < 7$ , а в лужних –  $pH > 7$ .

Кислотність середовища легко визначити за допомогою індикаторів. Лакмус і метилоранж мають різні кольори в кислому (червоний) і лужному (синій і жовтий відповідно). Такі індикатори називаються двоколірними. Фенолфталеїн забарвлюється тільки в лужному середовищі (малиновий), у кислому середовищі він безбарвний, тому називається одноколірним.

**Гідроліз солей** – це реакція обміну солей з водою, в результаті яких утворюються малодисоційовані або малорозчинні сполуки (основи, кислоти, основні соли).

Гідроліз солей відбувається лише тоді, коли до складу солі входить катіон слабкої основи або аніон слабкої кислоти (чи одночасно обидва).

Солі утворені багатоосновними слабкими кислотами і багато-кислотними слабкими основами гідролізуються ступінчасто. Наприклад:



### 3.1. Приклади розв'язування типових задач

**3.1.1.** Визначити  $pH$  0,01М розчину нітратної кислоти.

**Розв'язок.** Для розчинів сильних одноосновних кислот  $pH$  визначається  $pH = -\lg C_M(k\text{-ти})$ , оскільки  $C_M(HNO_3) = 0,01M$  тоді  $pH = -\lg 0,01 = 2$ . Отже,  $pH$  0,01М нітратної кислоти дорівнює 2.

**3.1.2.** Вкажіть формулу солі, яка не піддається гідролізу

а) калій фторид; б) калій сульфат; в) калій карбонат;  
г) калій нітрит; д) натрій сульфід?

**Розв'язок.** Не гідролізує сіль **калій сульфат**, тому що утворена сильною кислотою та сильною основою.

## 3.2. Контрольні завдання

**3.2.1.** Визначити водневий та гідроксильний показники розчину в 1л якого розчинено 5,6 г калій гідроксиду.

**3.2.2.** Вкажіть формулу речовини, яка у водному розчині повністю гідролізована :

а) алюміній сульфід; б) калій сульфід; в) нітратна кислота; г) натрій сульфат; д) калій гідроксид.

**3.2.3.** Які з даних солей при гідролізі знижують  $pH$  розчину:  $K_2SO_4$ ,  $FeSO_4$ ,  $KNO_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

**3.2.4.**  $pOH$  розчину 4. Обчислити концентрацію гідроксид-йонів, йонів водню та  $pH$  розчину.

**3.2.5.** Визначити  $pH$  та  $pOH$  розчину калій гідроксиду, якщо в 0,5л цього розчину міститься 0,28 г  $KOH$ .

**3.2.6.** Концентрація йонів гідрогену  $10^{-5}$  моль/л. Обчислити концентрацію гідроксид-йонів,  $pH$  і  $pOH$  розчину.

**3.2.7.** Написати йонно-молекулярні рівняння можливого гідролізу солей:  $MgSO_4$ ,  $AlCl_3$ ,  $BaCl_2$ ? Яке значення  $pH$  (більше чи менше) мають розчини цих солей?

**3.2.8.**  $pH$  розчину дорівнює 12. Вказати колір індикаторів метиленового оранжевого та фенолфталеїну в цьому розчині.

**3.2.9.** Концентрація йонів гідрогену  $10^{-6}$  моль/л. Обчислити концентрацію гідроксид-йонів,  $pH$  і  $pOH$  розчину.

**3.2.10.** Вкажіть реакцію середовища в розчині хром(III) нітрату.

**3.2.11.** В досліджуваному розчині метиленовий оранжевий має жовтий колір, а фенолфталеїн безбарвний. Яким може бути  $pH$  цього розчину: а)  $pH = 2$ ; б)  $pH = 6$ ; в)  $pH = 10$ . Відповідь обґрунтувати.

**3.2.12.** Яким чином можна посилити гідроліз солей алюміній нітрату та калій фосфату. Відповідь обґрунтувати.

**3.2.13.** В розчині калій гідроксиду  $pH = 11$ . Обчислити  $pOH$ , концентрацію гідроксид-йонів та молярну концентрацію розчину.

**3.2.14.** Вкажіть середовище розчину, що виникає в результаті гідролізу натрій фосфату. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу солі.

**3.2.15.** Вибрати розчин з мінімальним значенням  $pH$ . Відповідь обґрунтувати: а)  $[H^+] = 10^{-3}$  моль/л; б)  $[OH^-] = 10^{-1}$  моль/л; в) 0,1 М  $HCl$ ; г) 0,1 М  $NaOH$ .

**3.2.16.** Написати рівняння гідролізу солей  $FeSO_4$ ,  $NaCl$ ,  $Al_2(SO_4)_3$  та вказати  $pH$  розчину.

**3.2.17.** Вибрати лужні розчини а)  $pOH = 4$ ; б)  $pOH = 8$ ; в)  $pH = 12$ ; г) 0,1М  $HCl$ .

**3.2.18.** Вкажіть формулу солі, у водному розчині якої  $pH$  середовища має значення більше 7:

а) натрій нітрат; б) натрій сульфат; в) калій хлорид; г) хлорид; д) калій бромід.

**3.2.19.** Вибрати розчин з максимальним значенням  $pH$ . Відповідь обґрунтувати: а) 0,1М  $HCl$ ; б) 0,1М  $CH_3COOH$ ; в) 0,1М  $NaOH$ .

**3.2.20.** Вкажіть формулу речовини, водний розчин якої має кислу реакцію: а) натрій нітрат; б) калій сульфід; в) купрум(II) нітрат; г) натрій хлорид; д) алюміній нітрат.

## 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Реакції, під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються **окисно-відновними**.

Процес віддачі електронів атомом, іоном або молекулою називається **окисненням**, а процес приєднання електронів – **відновленням**.

Ці два процеси відбуваються одночасно, тобто, коли одна речовина окиснюється, то інша відновлюється, оскільки електрони, що їх втрачає **відновник**, приєднує **окисник**.

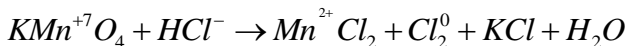
Горіння, гниття, тління, дихання, обмін речовин, засвоєння вуглекислого газу рослинами та ряд інших біологічних процесів – це реакції окиснення-відновлення (ОВР).

## 4.1. Приклад розв'язування типового завдання

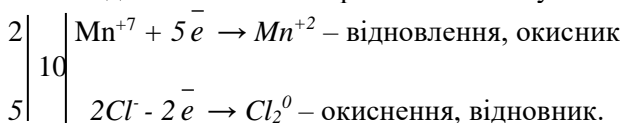
Урівняти методом електронного балансу ОВР і вказати окисник і відновник.



**Розв'язок.** Визначаємо ступені окиснення елементів до реакції і після реакції:



Складаємо схеми електронного балансу:



Урівнюємо рівняння згідно коефіцієнтам зі схем електронного балансу:



В даній реакції  $HCl$  є відновником, а  $KMnO_4$  – окисником.

## 4.2. Контрольні завдання

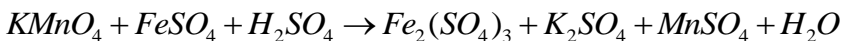
**4.2.1.** Урівняти за допомогою схем електронного балансу



Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.2.** Урівняти за допомогою схем електронного балансу

ОВР:



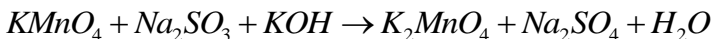
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.3.** Урівняти за допомогою схем електронного балансу



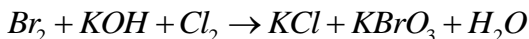
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.4.** Урівняти за допомогою схем електронного балансу ОВР:



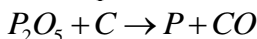
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.5.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



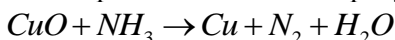
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.6.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



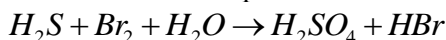
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.7.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:

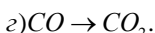
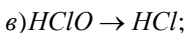
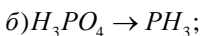
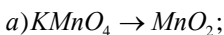


Вкажіть окисник і відновник.

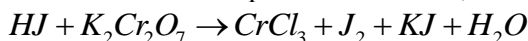
**4.2.8.** Урівняти ОВР, вказати окисник:



**4.2.9.** Виберіть схему перетворення, яке є процесом окиснення:



**4.2.10.** Урівняти ОВР, вказати відновник:



**4.2.11.** Виберіть пару реагентів, які взаємодіють за окисно-відновним механізмом:

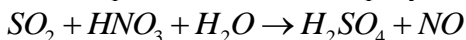
а) кислота і луг;

б) нерозчинний гідроксид та кислота;

в) основний оксид і кислота;

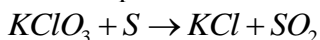
г) метал і кислота.

**4.2.12.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



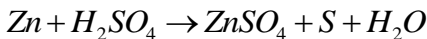
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.13.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.14.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



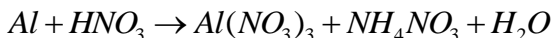
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.15.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



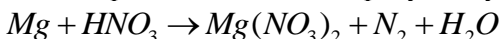
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.16.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.17.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



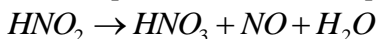
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.18.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



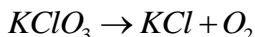
Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.19.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



Вкажіть окисник і відновник.

**4.2.20.** Урівняйте ОВР та підрахуйте суму коефіцієнтів:



Вкажіть окисник і відновник.

## 5. ЕЛЕКТРОХІМІЯ. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

**Електрохімія** – це галузь хімії, яка охоплює хімічні процеси, що супроводжуються виникненням електричного струму або які спричинені дією електричного струму.

Метал, занурений в розчин електроліту в умовах проходження через нього струму, називають **електродом**. На межі електрод – розчин електроліту виникає стрибок електричного потенціалу, який називають **електродним потенціалом**. Це пояснюється таким чином.



Електродний потенціал металу залежить від властивостей металу, концентрації його йонів і температури.

Ця залежність виражається формулою Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{RT}{nF} \ln[Me^{n+}], \quad (1)$$

де  $[Me^{n+}]$  – концентрація йонів металу, моль/л;  $\varphi^0_{Me^{n+}/Me}$  – електродний потенціал при  $[Me^{n+}] = 1$  моль/л;  $R$  – універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/(мольК);  $T$  – температура, К;  $n$  – число електронів, що беруть участь в процесі;  $F$  – стала Фарадея – 96494 Кл/моль.

Підставимо в формулу (1) числові значення  $R$  і  $F$  і замінемо натуральний логарифм десятковим, тоді одержимо для температури 25<sup>0</sup> С:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{n} \lg[Me^{n+}]. \quad (2)$$

Електродний потенціал є сталою величиною при певній температурі, якщо пластинка металу занурена в розчин його солі з концентрацією йонів металу, що дорівнює одиниці. Такий потенціал називають **стандартним електродним потенціалом**.

Якщо  $[Me^{n+}] = 1$ , з рівняння (2) одержимо:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me}.$$

В окисно-відновних реакціях електрони безпосередньо переходять від відновника до окисника. Однак, якщо процеси окиснення і відновлення просторово розділити, а електрони направити по металічному провіднику, то така система буде являти собою **гальванічний елемент**.

Отже, **гальванічними елементами** називають пристрої, в яких хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється в електричну.

Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається **анодом**, а електрод, на якому відбувається процес відновлення – **катодом**.

Якщо концентрації йонів металів в розчинах солей стандартні, тобто дорівнюють 1 моль/л, то електрорушійна сила гальванічного елемента обчислюється за формулою:

$$E = \varphi^0_{\text{ОКИСНИКА}} - \varphi^0_{\text{ВІДНОВНИКА}},$$

де  $E$  – е.р.с. гальванічного елемента;  $\varphi^0_{\text{ОКИСНИКА}}$  і  $\varphi^0_{\text{ВІДНОВНИКА}}$  – стандартні електродні потенціали металів – окисника і відновника.

Якщо умови нестандартні, то спочатку за формулою Нернста обчислюють електродні потенціали металів за заданими концентраціями солей, а потім знаходять їх різницю, віднімаючи від потенціалу окисника потенціал відновника.

Процеси, що відбуваються при проходженні постійного електричного струму через розчини чи розплави електролітів, називаються **електролізом**.

Електрод, на якому відбувається реакція відновлення, називається **катодом**. Він підключений до від'ємного полюсу зовнішнього джерела струму.

Електрод, на якому відбувається реакція окиснення, називається **анодом**. Він підключений до додатного полюсу джерела струму.

Кількісні закони електролізу:

1. Маса речовини, що утворюється під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин.

2. Однакові кількості електрики утворюють під час електролізу різних хімічних сполук еквівалентні кількості речовин.

Математичний вираз обох законів електролізу:

$$m = \frac{M_E \cdot I \cdot t}{F},$$

де  $m$  – маса речовини, відновленої на катоді або окисненої на аноді, або маса речовини, яка підлягає електролізу;  $M_E$  – молярна маса еквівалента речовини, г/моль · екв.;  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час, с;  $F$  – стала Фарадея (96494 Кл/моль).

При обчисленні об'ємів газів, що утворюються при електролізі, можна використати рівняння, що виражає закони Фарадея, в іншій формі:

$$V = \frac{V_E \cdot I \cdot t}{F},$$

де  $V$  – об'єм газу, що виділився, л;  $V_E$  – молярний об'єм еквівалентів газу, л/моль · екв.

**Корозією металів** називають їх руйнування внаслідок окиснення під дією навколишнього середовища. Розрізняють хімічну, електрохімічну атмосферну, контактну корозію; корозію у вологому ґрунті; корозію під дією блукаючих струмів.

#### **Методи захисту металів від корозії:**

- застосування хімічно стійких сплавів, наприклад нержавіючих сталей, легованих домішками Cr, Ni, Ti тощо.

- ізоляція поверхні металу від агресивного середовища (застосування інгібіторів корозії);

- інертні покриття: пасивація, покриття емалями, лаками, фарбами, смолами, мастилами, бітумами, полімерними плівками(металоласти);

- активні покриття:

- а) **катодним** називається покриття металу захисним шаром менш активного металу (лудження заліза);

- б) **анодним** називається покриття металічного виробу активнішим металом (покриття заліза шаром Zn або Cr;

- протекторний захист шляхом приєднання до металевої конструкції протектора-листа із активнішого металу;

- катодний захист (об'єкт сполучають провідником з негативним полюсом джерела постійного струму невеликої напруги, а позитивний полюс заземлюють.

## **5.1 Приклади розв'язування типових задач**

**5.1.1.** Визначити електрорушійну силу (е.р.с.) гальванічного елемента, представленого схемою:



а) при стандартних умовах:

$$C_M(\text{Zn}^{2+}) = C_M(\text{Cu}^{2+}) = 1 \text{ моль/л};$$

$$\text{б) якщо } C_M(\text{Zn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л, } C_M(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л.}$$

**Розв'язок.** Якщо умови стандартні, то е.р.с. гальванічного елемента дорівнює різниці стандартних електродних потенціалів: від потенціалу окисника віднімають потенціал відновника.

В запропонованому гальванічному елементі  $\text{Zn}$  є відновником, а йон  $\text{Cu}^{2+}$  – окисником.

Отже, за стандартних умов е.р.с. буде дорівнювати:

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,34\text{В} - (-0,76\text{В}) = 1,1\text{В}.$$

За нестандартних умов необхідно спочатку за формулою Нернста обчислити електродні потенціали металів для заданих концентрацій солей, а потім знайти їх різницю.

Формула Нернста має такий вигляд:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Me}^{n+}].$$

Визначимо  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$  і  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ :

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,76 - 0,059 = -0,819(\text{В})$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = 0,34 - 0,029 = 0,311(\text{В}).$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,311 - (-0,819) = 1,13(\text{В}).$$

$$E.P.C. = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,311 - (-0,819) = 1,13\text{В}.$$

**5.1.2.** Струм силою 6А пропустили крізь розчин сульфатної кислоти протягом 1,5 год. Розрахувати масу води, що розклалася.

**Розв'язок.** Масу води знаходимо з рівняння закону Фарадея, маючи, що 1,5 год. = 5400 с, й  $M_e(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г/моль}$ :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = M_e \cdot I \cdot \tau / F = 9 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 3,02\text{г}$$

Отже, розклалося 3,02 г води з виділенням водню і кисню.

## 5.2. Контрольні завдання

**5.2.1.** Крізь 300 г розчину, масова частка натрій хлориду в якому становить 15%, пропускали постійний електричний струм до закінчення електролізу солі. Який об'єм вуглекислого газу може прореагувати з речовиною, що утворилась у розчині до утворення кислої солі.

**5.2.2.** Потенціал мідного електрода, зануреного в розчин його солі, становить 1,4В. Визначити концентрацію йона  $Cu^{2+}$ .

**5.2.3.** Під час повного електролізу 2000 мл розчину натрій хлориду на аноді виділилось 17,75 газу. Встановіть молярну концентрацію солі у вихідному розчині.

**5.2.4.** У результаті повного електролізу калій хлориду на аноді одержали газ, об'єм якого становить 2,24 л (н.у.). Обчисліть масу калій хлорату (бертолетової солі), яку можна одержати за участі цього газу як реагенту.

**5.2.5.** Скласти рівняння процесів, які відбуваються при електроліз розплаву  $NiCl_2$  з інертними електродами.

**5.2.6.** Виберіть формулу речовини, при електролізі водного розчину якої на обох електродах відбувається розклад води:

a)  $AgNO_3$ ;

б)  $KCl$ ;

в)  $Na_2SO_4$ ;

г)  $LiBr$ .

**5.2.7.** Визначити е.р.с. мідно-цинкового гальванічного елемента за умови, що електроди занурені в розчини з концентрацією катіона 0,001.

**5.2.8.** Скласти схему електролізу водного розчину  $Pb(NO_3)_2$  з платиновими електродами.

**5.2.9.** Який процес відбувається при електролізі водно розчину станум(II) хлориду на олов'яному аноді?

**5.2.10.** Скільки грамів міді виділилось при електролізі  $CuSO_4$  протягом 55 хвилин при силі струму 1,5А?

**5.2.11.** При електролізі розчину  $CuCl_2$  на аноді виділилось 560 мл газу (н.у.). Знайти масу міді, яка виділилася на катоді.

**5.2.12.** Через сульфатнокислий розчин, який містить калій перманганат, пропустили 2л газу (н.у.), що містить  $SO_2$ . Визначити процентний вміст (за об'ємом) сірчистий газ в суміші, якщо весь калій перманганат взяв участь у реакції.

**5.2.13.** Скільки часу потрібно для повного розкладання 2 моль води струмом силою 2А?

**5.2.14.** При електролізі водного розчину  $SnCl_2$  на аноді виділилось 4,48 л хлору (н.у.). Знайти масу олова, яке виділилось на катоді.

**5.2.15.** Опишіть методи захисту металів від корозії.

**5.2.16.** Знайти об'єм кисню (н.у.), який виділився при пропусканні струму силою 6А протягом 30 хвилин крізь водний розчин калію гідроксиду..

**5.2.17.** Знайти об'єм водню (н.у.), який виділився при пропусканні струму силою 3А протягом 1,5 год. крізь водний розчин сульфатної кислоти.

**5.2.18.** Яка кількість електрики необхідна для виділення з розчину: а) 2 г водню; б) 2 г кисню?

**5.2.19.** При електролізі водного розчину  $Cr_2(SO_4)_3$  струмом силою 2А маса катода збільшилась на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?

**5.2.20.** Визначити силу струму при електролізі, якщо за 10 хвилин виділилась вся мідь з 15 мл 0,1 н. розчину  $CuSO_4$ .

## **6. ТВЕРДІСТЬ ВОДИ ТА ЇЇ ВПЛИВ НА ЗРОШЕННЯ**

Твердість води ( $T_B$ ) обумовлена наявністю в ній йонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ .

Кількісно  $T_B$  виражається в мілімолеквівалентах солей кальцію та магнію на 1 л води.

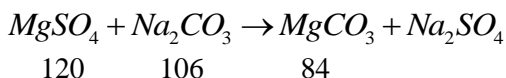
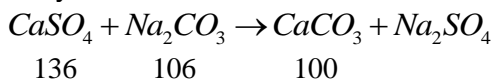
Тверда вода сприяє засоленню ґрунтів, пошкодженню обладнання для зрошення.

Твердість води усувається реагентними методами, йонним обміном.

## 6.1. Приклади розв'язування типових задач

**6.1.1.** Твердість води зумовлена вмістом у ній сульфатів кальцію і магнію. У результаті дії на 10 л води розчином, що містить 5,3 г соди, утворилося 4,52 г карбонатів кальцію і магнію. Визначити твердість води і вміст сульфатів кальцію і магнію в 10 л води.

**Розв'язок.** Взаємодія сульфатів кальцію і магнію з содою відбувається згідно з рівняннями:



За умовами завдання прореагувало  $5,3/106$  моль, або  $0,1$  моль-екв, або  $100$  ммоль-екв. соди. Речовини реагують в еквівалентних співвідношеннях, тому в  $10$  л води містилося  $100$  ммоль-екв., а в  $1$  л –  $10$  ммоль-екв. йонів кальцію і магнію, отже **твердість води** дорівнює  $10$  ммоль-екв/л.

Оскільки в реакції брало участь  $0,05$  моль соди, то в результаті реакції утворилося також  $0,05$  моль карбонатів. Якщо позначити моль кальцію карбонату через  $x$ , то кількість моль магнію карбонату становитиме  $(0,05 - x)$  г. Маса кальцію карбонату в суміші дорівнюватиме  $100x$ , а маса магнію карбонату  $84(0,05-x)$  г. На підставі цих даних можна скласти такі рівняння:

$$100x + 84(0,05-x) = 4,52$$

$$100x + 4,2 - 84x = 4,52$$

$$16x = 0,32$$

$$x = 0,02$$

Таким чином, у суміші карбонатів було  $0,02$  моль кальцію карбонату і  $0,03$  моль магнію карбонату ( $0,05 - 0,02 = 0,03$ ). Відповідно згідно рівнянь реакцій **маса кальцій сульфату** дорівнює  $0,02 \cdot 136 = 2,72$  г. **Маса магнію сульфату** дорівнює  $0,03 \cdot 120 = 3,6$  г.

**6.1.2.** Яку масу кальцинованої соди треба додати до 50 л води, щоб усунути загальну твердість води, що дорівнює 4,5 мекв/л?

**Розв'язок.** Загальна твердість води зумовлена наявністю розчинних солей двовалентних катіонів, усувається содою за схемою  $Me^{2+} + Na_2CO_3 = MeCO_3\downarrow + 2Na^+$ . При цьому на певну кількість еквівалентів катіонів визначається така ж кількість еквівалентів соди (згідно закону еквівалентів).

$$M_{E Na_2CO_3} = \frac{M}{2}.$$

Тоді кількість міліеквівалентів металів  $n_E(Me) = 4,5 \cdot 50 = 225$  мекв. Звідси маса соди  $m = n_E(Me) \cdot M_E(Na_2CO_3) = 225 \cdot 106 : 2 = 11925$  (мг) = 11,925 г.

## 6.2. Контрольні завдання

**6.2.1.** Карбонатна твердість води становить 10 ммоль-екв/л. Визначити вміст гідрогенкарбонатів кальцію і магнію 2 л такої води, якщо на осадження їх з розчину витрачено 5,02 г кальцію гідроксиду.

**6.2.2.** Визначити карбонатну твердість води, якщо на осадження гідрогенкарбонатів в 500 мл води витрачено 0,265 г соди.

**6.2.3.** Тимчасова твердість води дорівнює 10 ммоль-екв/л. Під час кип'ятіння 60 л такої води виділилось 27,1 г осаду – суміші кальцію карбонату і кальцій гідроксидкарбонату. Визначити масовий склад осаду.

**6.2.4.** Розрахувати тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 100 мл цієї води, витрачено 5,0 мл 0,1н. розчину  $HCl$ .

**6.2.5.** Опишіть йонообмінний спосіб усунення твердості води.

**6.2.6.** Опишіть процеси знесолення води за допомогою йонітів.

**6.2.7.** Визначити твердість води, у 10л якої міститься 4,44 г кальцію хлориду.



**6.2.8.**В 1л води міститься 38 мг йонів  $Mg^{2+}$  і 108 мг йонів  $Ca^{2+}$  Розрахувати загальну твердість води.

**6.2.9.** Для усунення загальної твердості вапняним методом до 50 л води було додано 7,4 г  $Ca(OH)_2$ . Розрахувати твердість води.

**6.2.10.** Скільки грамів  $Ca(OH)_2$  треба додати до 1000 л води, щоб усунути її тимчасову твердість, яка дорівнює 2,86 мекв/л?

**6.2.11.** Некарбонатна твердість води дорівнює 4,0 ммекв/л. Яку масу  $Na_3PO_4$  треба взяти, щоб пом'якшити 1м<sup>3</sup> води?

**6.2.12.** Загальна твердість Рівненської водопровідної води дорівнює 8,52 ммекв/л, а тимчасова 6,95 ммекв/л. Яку масу  $Ca(OH)_2$  треба взяти, щоб усунути твердість 5 л води?

**6.2.13.** Визначити твердість води, в 0,5 л якої міститься 0,08 г магній сульфату.

**6.2.14.** Для пом'якшення 100 л води витратили 10,6 г  $Na_2CO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

**6.2.15.** Яку масу соди треба додати до 10 л води, щоб усунути її тимчасову твердість 5,0 ммекв/л?

**6.2.16.** Чому дорівнює тимчасова твердість води, в 10 л якої міститься 1,46 г магній гідрогенкарбонату?

**6.2.17.** Твердість деякого зразку води обумовлена тільки ферум(II) гідрогенкарбонатом. При кип'ятінні 0,5 л води в осад випадає 8 мг  $FeCO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

**6.2.18.** Які реагенти застосовуються для пом'якшення твердої води?

**6.2.19.** Зразок води об'ємом 1 л містить 29,6 мг магній сульфату. Яка кількість  $Mg^{2+}$  міститься в 1л зразку води? Чому дорівнює постійна твердість води?

**6.2.20.** Яку масу натрій карбонату треба додати до 10 л води, щоб усунути загальну твердість, рівну 4,5 мекв/л?

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335>
2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина І. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.
3. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина ІІ. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.
4. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : інтеракт. комплекс навч.-метод. забезп. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825>
5. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047>
6. Манековська І. Є., Яцков М. В. Лабораторний практикум «Гідрохімія водойм» : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 93 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2163>