

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-127М

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання практичних та лабораторних робіт з навчальної
дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого
(бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами
«Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні
технології» спеціальності 194 «Гідротехнічне будівництво,
водна інженерія та водні технології», «Теплоенергетика»
спеціальності 144 «Теплоенергетика», «Гідроенергетика»
спеціальності 145 «Відновлювальні джерела та
гідроенергетика» денної, заочної
та дистанційної форм навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННІ ЕАВГ
Протокол № 4 від 19.12.2023 р.

Рівне – 2023

Методичні вказівки до виконання практичних та лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології» спеціальності 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології», «Теплоенергетика» спеціальності 144 «Теплоенергетика», «Гідроенергетика» спеціальності 145 «Відновлювальні джерела та гідроенергетика» денної, заочної та дистанційної форм навчання. [Електронне видання] / Мисіна О. І., Буденкова Н. М. – Рівне : НУВГП, 2023. – 47 с.

Укладачі: Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики; Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики.

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

Керівник групи забезпечення спеціальності 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології» Хлапук М. М.

Керівник групи забезпечення спеціальності 144 «Теплоенергетика» Костюк О. П.

Керівник групи забезпечення спеціальності 145 «Відновлювальні джерела та гідроенергетика» Сунічук С. В.

© О. І. Мисіна,
Н. М. Буденкова, 2023
© НУВГП, 2023

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА	4
ПРАКТИЧНА РОБОТА 1. Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Закони хімії.....	5
Контрольні завдання	9
ПРАКТИЧНА РОБОТА 2. Будова атома. Періодичний Закон. Хімічний зв'язок, будова та властивості молекул.....	10
Контрольні завдання	16
ПРАКТИЧНА РОБОТА 3. Розчини. Визначення вмісту розчиненої речовини в розчинах.....	18
Контрольні завдання	20
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1. Властивості оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	21
Контрольні завдання	26
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2. Властивості кислот та солей	26
Контрольні завдання	30
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3. Дослідження реакцій в розчинах електролітів.....	32
Контрольні завдання	34
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4. Електролітична дисоціація води. Водневий показник (рН) розчинів. Гідроліз солей.....	35
Контрольні завдання	38
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5. Умови проведення та особливості окисно-відновних реакцій.....	40
Контрольні завдання	44
ЛІТЕРАТУРА	45
ДОДАТКИ	46

ПЕРЕДМОВА

Навчальна дисципліна «Хімія» входить до фундаментальної бази, що складає основу фахової підготовки фахівців технічного напрямку і є обов'язковою освітньою компонентою, що вивчається здобувачами вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології», 144 «Теплоенергетика» та 145 «Відновлювальні джерела та гідроенергетика». Мета вивчення навчальної дисципліни «Хімія» полягає у ознайомленні студентів з основними положеннями та закономірностями хімічної науки, формуванні наукового світогляду, розвитку хімічного мислення і здатності аналізувати явища; формуванні спеціальних умінь та навичок з метою застосування хімічних законів і процесів для подальшого використання її досягнень в гідротехнічному будівництві, водній інженерії та водних технологіях, теплоенергетиці, гідроенергетиці для підвищення ефективності та надійності виробництва і енергозбереження.

Методичні вказівки містять лабораторні та практичні роботи і складені відповідно до силябусів з навчальної дисципліни «Хімія» для технічних спеціальностей і призначені для організації самостійної роботи здобувачів перед лабораторними та практичними заняттями, контролю знань та підготовки до проведення лабораторних дослідів.

До кожної роботи подані завдання для домашньої підготовки, які включають основні положення початкової дисципліни, контрольні запитання та задачі. При підготовці до виконання лабораторної чи практичної роботи здобувачам вищої освіти слід вивчити теоретичний матеріал за літературними джерелами, вказаними в кінці даних вказівок, та уважно розглянути розв'язок прикладів типових задач, наведених до кожної теми. Потім треба письмово розв'язати задачі, дати обґрунтовані відповіді на поставлені запитання, що містяться у вказівках до кожної роботи та підготувати протоколи лабораторних дослідів.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 1.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ. ЗАКОНИ ХІМІЇ

Теоретичні відомості

Хімічний елемент – сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра і характеризуються певною атомною масою.

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, які рухаються навколо ядра.

Молекула – найменша частинка речовин, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

Атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м.)

Відносна атомна маса A_r – це фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону-12.

Відносна молекулярна маса речовини M_r – це відношення середньої маси молекули речовини до 1/12 маси атома ізотопу Карбону-12. Відносна молекулярна маса M_r дорівнює сумі відносних атомних мас елементів, що входять до складу молекули, з урахуванням кількості атомів кожного елемента.

Моль n – це одиниця кількості речовини, що містить стільки її структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів тощо), скільки міститься атомів в 12 г ізотопу Карбону-12.

Число структурних одиниць, яке міститься в 1 моль речовини, дорівнює $6,022 \cdot 10^{23}$ і називається **числом Авогадро** і позначають N_A . Стала Авогадро N_A дорівнює відношенню числа структурних одиниць будь-якої системи N до кількості речовини системи n :

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

Молярна маса речовини $M(x)$ – відношення маси m речовини до її кількості речовини:

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)}, \quad [\text{г/моль}].$$

Молярний об'єм газу V_M – відношення об'єму газу до кількості речовини n в цьому об'ємі, виміряного за нормальних умов ($p = 101325 \text{ Па}$, $T = 273 \text{ К}$):

$$V_M = \frac{V_0(\varrho)}{n(\varrho)}, \quad [\text{л/моль}].$$

За нормальних умов 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л або $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$.

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

$$D_2(1) = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

Рівняння Менделєєва-Клапейрона застосовують для визначення молярних мас речовин за умов, які відрізняються від нормальних

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

де R – універсальна газова стала, $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

Приклад 1.

Визначити об'єм, який займає 300 г вуглекислого газу за температури 20° С і тиску 130 кПа.

Розв'язок.

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона: $p \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T$

знаходимо об'єм газу

$$V = \frac{mRT}{M p} = \frac{300 \text{ г} \cdot 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 293 \text{ К}}{44 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 130000 \text{ Па}} = 0,128 \text{ м}^3.$$

Приклад 2.

Маса 200 мл газу за нормальних умов дорівнює 0,232 г. Знайти молярну масу газу та густину цього газу за киснем.

Розв'язок.

За нормальних умов

$$n(\rho) = \frac{V_0(\rho)}{V_M(\rho)},$$

де: V_M - молярний об'єм газу.

Знаючи, що $M(\rho) = \frac{m(\rho)}{n(\rho)}$, можна записати

$$M(\rho) = \frac{m(\rho) \cdot V_M}{V_0(\rho)} = \frac{0,232 \text{ г} \cdot 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}}{0,2 \text{ л}} = 26 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Густина газу за киснем

$$D_{O_2}(\rho) = \frac{M(\rho)}{M(O_2)} = \frac{26 \text{ г} / \text{моль}}{32 \text{ г} / \text{моль}} = 0,8125.$$

Приклад 3.

Для речовин, що утворюються при випалюванні 100 кг чистого гіпсу, розрахувати: а) кількість речовини; б) масу; в) об'єм та густину утвореного газу за нормальних умов (н.у.); г) об'єм утвореного газу при нормальному тиску і температурі $t = 1000^\circ \text{C}$; д) відносну густину утвореного газу за повітрям; е) масу формульної одиниці гіпсу.

Розв'язок.

Випалювання гіпсу описується рівнянням



а) Із рівняння маємо:

$$n(\text{CaSO}_4) = n(\text{CaO}) = n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{CaSO}_4)}{M(\text{CaSO}_4)} = n.$$

$M_r(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 64 = 136$ (а.о.м.), тому $M(\text{CaSO}_4) = 136$ г/моль.

$$\text{Тоді } n = \frac{100 \cdot 10^3 \text{ г}}{136 \text{ г/моль}} = 735,29 \text{ моль.}$$

б) За рівнянням $m(\text{реч}) = n(\text{реч}) \cdot M(\text{реч})$ маємо:

$$m(\text{CaO}) = nM(\text{CaO}) = 735,29 \text{ моль} \cdot (40 + 16) \text{ г/моль} = 41176,24 \text{ г} = 41,188 \text{ кг};$$

$$m(\text{SO}_2) = nM(\text{SO}_2) = 735,29 \text{ моль} \cdot (32 + 32) \text{ г/моль} = 47058,56 \text{ г} = 47,058 \text{ кг.}$$

в) За рівнянням $V_n(\text{г}) = n(\text{моль}) \cdot V_M$, де $V_M = 22,4$ л/моль - молярний об'єм газів за н.у., маємо:

$$V_n(\text{SO}_2) = n \cdot V_M = 735,29 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 16470,496 \text{ л} = 16,47 \text{ м}^3.$$

У формулу $\rho = \frac{m}{V}$ можна підставити молярні масу та об'єм газу за нормальних умов. Тоді густина газу за н.у.

$$\rho_n(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{V_M} = \frac{64 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2,86 \text{ г/л.}$$

г) За законом Гей-Люссака при сталому тиску

$$\frac{V_n(\text{г})}{T_n} = \frac{V_T(\text{г})}{T},$$

де $V_n(\text{г})$ і $V_T(\text{г})$ – об'єм газу за н.у. та при температурі $T = t + T_n = t + 273$ (К).

Звідси

$$V_T(\text{SO}_2) = \frac{V_n(\text{SO}_2) \cdot T}{T_n} = \frac{16,47 \text{ м}^3 \cdot (1000 + 273) \text{ К}}{273 \text{ К}} = 76,8 \text{ м}^3.$$

д) Із закону Авогадро випливає, що відносна густина одного газу за іншим дорівнює відношенню їх молярних мас.

Середня молярна маса атмосферного повітря 29 г/моль.

$$\text{Звідси } D_{\text{нов}}(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{M(\text{нов})} = \frac{64 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 2,2.$$

е) Із $M(\text{реч}) = m(\text{ФО}) \cdot N_A$ маємо:

$$m_{\text{фo}}(\text{CaSO}_4) = \frac{M(\text{CaSO}_4)}{N_A} = \frac{136\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{моль}^{-1}} = 22,59 \cdot 10^{-22} \text{г}$$

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Яка кількість речовини (моль) та скільки молекул міститься в 7 г азоту? Який об'єм займають 7 г азоту за нормальних умов?

Завдання 2. Густина газу за воднем становить 29. Знайдіть його молярну масу, відносну густина за повітрям та масу однієї молекули.

Завдання 3. Обчисліть молярну масу газу, 6 г якого займає об'єм 7 л за температури 477° С і тиску 83,1.

Завдання 4. За деякої температури густина пари сірки за повітрям складає 6,62, а фосфору - 4,28. Скільки атомів Сульфуру та Фосфору входить до складу молекул за цих умов?

Завдання 5. Визначити молекулярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,824 г його займають об'єм 260 мл.

Завдання 6. Обчислити число молекул в 1 м³ газу за нормальних умов.

Завдання 7. Обчислити масу 15 л гідроген сульфід у за нормальних умов.

Завдання 8. Густина газу за воднем дорівнює 14. Обчислити: а) молекулярну масу газу; б) масу 14 л цього газу за нормальних умов.

Завдання 9. Який об'єм за нормальних умов займає 3,01 · 10²³ молекул хлору.

Завдання 10. Сполука містить вдвічі більше атомів Гідрогену, ніж Карбону; її густина за воднем дорівнює 14. Визначити формулу сполуки.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 2. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК, БУДОВА ТА ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ

Теоретичні відомості

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

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

Електрон – елементарна частинка, яка має найменший негативний електричний заряд, що існує в природі. Заряд електрона - $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл. Положення електрона в просторі є невизначеним. Для визначення положення електрона навколо атома вводиться поняття електронної орбіталі. Уявлення про електронну орбіталь замінюється в хвильовій механіці уявленням про електронну хмару.

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.

Орієнтація електронної хмари в електричному полі не може бути довільною. Вона визначається значенням третього квантового числа – магнітного m_e . Магнітне квантове число характеризує число енергетичних станів електрона на підрівні.

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 m_s .

Чотири квантових числа n, l, m_e та m_s повністю визначають енергетичний стан електрона в атомі.

В багатоелектронному атомі для визначення стану електрона важливе значення має положення, сформульоване в 1925 р. швейцарським фізиком Паулі (**принцип Паулі**): в атомі не може бути двох електронів, які б мали чотири однакових квантових числа.

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.

Відповідно до цих положень розподіл електронів по енергетичних рівнях і підрівнях наведено у таблиці 1.

Періодичний закон формулюється так: властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.

Порядковий номер елемента z відповідає величині заряду ядра атома (числу протонів) і числу електронів.

Сучасне формулювання періодичного закону: властивості елементів і їх сполук знаходяться в періодичній

залежності від величини зарядів ядер їх атомів або порядкових номерів елементів.

Таблиця 1
Розподіл електронів по енергетичних рівнях і підрівнях

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Значення магнітного квантового числа	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
			у підрівні	в рівні	на підрівні	на рівні
K (n=1)	s (l=0)	0	1	1	2	2
L (n=2)	s (l=0)	0	1	4	2	8
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
M (n=3)	s (l=0)	0	1	9	2	18
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
N (n=4)	s (l=0)	0	1	16	2	32
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	f (l=3)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

Період – це ряд елементів, який починається елементом з електронною конфігурацією s^1 і закінчується елементом з електронною конфігурацією s^2p^6 .

Група – сукупність елементів, яка має однакове число валентних електронів.

Енергія йонізації – це енергія, необхідна для того, щоб відірвати електрон від незбудженого атома.

Вона зменшується всередині однієї підгрупи і збільшується в межах одного періоду із збільшенням порядкового номера елемента. Чим менша енергія йонізації, тим типовіші металічні властивості виявляє елемент.

Електронегативність – здатність атомів притягувати до себе валентні електрони.

У межах періодів електронегативність елементів збільшується, у підгрупах зменшується із зростанням порядкового номеру елемента.

Зв'язок, що здійснюється спільними для зв'язаних атомів електронами, називається **ковалентним** (H_2 , Cl_2 , HCl , H_2O , CO_2 тощо). Ковалентному зв'язку характерні певна напрямленість та насичуваність.

Йонним називається зв'язок, утворений за рахунок електростатичного притягання між протилежно зарядженими йонами ($NaCl$, CaF_2 , $CsBr$ тощо). Йонний зв'язок не має певної напрямленості та йому не властива насичуваність.

Зв'язок між позитивно поляризованим атомом Гідрогену однієї молекули та негативно поляризованим високоелектронегативним атомом (O , F , N) іншої молекули називається **водневим** (виникає між молекулами води, спиртів).

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

Приклад 1. Для елементів з порядковими номерами 20 та 26:

а) визначити положення їх в періодичній системі – вказати період, групу, підгрупу та електронну родину, до якої належить елемент;

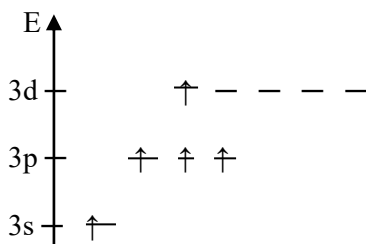
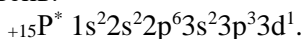
б) вказати склад атома – визначити число електронів, протонів та нейтронів;

в) написати електронні формули елементів;

г) на основі електронної будови атома та положення в Періодичній системі елементів вказати формули бінарних сполук з Оксигеном та Гідрогеном, їх хімічні властивості.

Розв'язок. Елемент з порядковим номером **20** – це Кальцій, який знаходиться в 4 періоді, II групі, головній (A) підгрупі, належить до родини s-елементів. Кількість енергетичних рівнів дорівнює чотирьом, а на останньому рівні перебуває два електрони.

Атом Фосфору має вільну $3d$ -орбіталь, тому у збудженому стані можливий перехід одного $3s$ -електрона на $3d$ -підрівень:



Отже, валентність Фосфору у нормальному стані III (має 3 неспарених електрони на зовнішньому енергетичному рівні), у збудженому стані – V (має 5 неспарених електрони на зовнішньому енергетичному рівні).

Приклад 5. Укажіть тип зв'язку у речовині, яка утворена елементами з порядковими номерами 20 і 9.

Розв'язок. Елемент з порядковим номером 20 – це Кальцій – типовий лужноземельний металічний елемент. Елемент з порядковим номером 9 – це Флуор – типовий неметалічний елемент, галоген. Унаслідок їх сполучення утворюється речовина CaF_2 з йонним типом зв'язку.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Дати відповіді на запитання, наведені в прикладах 1, 2 та 3 відповідно до вашого варіанта (таблиця 2).

Завдання 1.1. Для елементів з вказаними порядковими номерами:

а) визначити положення їх в періодичній системі – вказати період, групу, підгрупу та електронну родину, до якої належить елемент;

б) вказати склад атома – визначити число електронів, протонів та нейтронів;

в) написати електронні формули елементів;

г) на основі електронної будови атома та положення в Періодичній системі елементів вказати формули бінарних сполук з Оксигеном та Гідрогеном, їх хімічні властивості.

Завдання 1.2. Наведіть електронні формули йонів.

Завдання 1.3. Вказати значення квантових чисел (головного n , орбітального l , магнітного m , спінового m_s) відповідного електрона.

Таблиця 2

Варіант	Завдання 1	Завдання 2	Завдання 3
1	22; 34	Ca^{2+}	$1s^2$
2	21; 17	Na^+	$2s^1$
3	23; 31	N^{3-}	$3d^1$
4	24; 33	O^{2-}	$3p^6$
5	25; 32	S^{4+}	$3p^5$
6	30; 15	P^{3+}	$3d^4$
7	27; 16	Al^{3+}	$2p^3$
8	29; 34	Se^{2-}	$3p^2$
9	28; 19	F^-	$1s^1$
10	38; 26	Br^-	$3p^1$

Завдання 2.1. Визначте, які орбіталі атомів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах H_2 , HF . Вкажіть тип хімічного зв'язку та покажіть схеми будови молекул.

Завдання 2.2. Укажіть тип зв'язку у речовині, яка утворена елементами з порядковими номерами 1 і 35.

Завдання 2.3. Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом Сульфуру в нормальному та збудженому станах?

Завдання 2.4. Які типи хімічного зв'язку в молекулах HCl , $ZnCl_2$, N_2 , SO_2 , Na_2S ? Покажіть схеми будови молекул з ковалентним зв'язком.

Завдання 2.5. Укажіть тип зв'язку у речовині, яка утворена елементами з порядковими номерами 17 і 19.

Завдання 2.6. Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється.

Наведіть приклади. Як впливає утворення водневого зв'язку на фізичні властивості речовин?

Завдання 2.7. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії NH_3 та H^+ .

Завдання 2.8. Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом Хлору в нормальному та збудженому станах?

Завдання 2.9. Які хімічні зв'язки є в йоні гідроксонію H_3O^+ ? Вкажіть схему утворення H_3O^+ .

Завдання 2.10. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах: N_2 , HCl , CO_2 , $BaCl_2$. Покажіть утворення йонного зв'язку.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 3. РОЗЧИНИ, ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ У РОЗЧИНАХ

Теоретичні відомості

Концентрація – величина, що показує відносний вміст певного компонента у розчині.

Способи вираження вмісту розчиненої речовини у розчині:

Масова частка – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину; у разі її виразу в % кількісно дорівнює масі (у грамах) розчиненої речовини у 100 г розчину:

$$W(p.p.) = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}} \text{ [безрозм]} \text{ або } W(p.p.) = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}} \cdot 100\% \text{ [\%]}.$$

Молярна концентрація (молярність) – відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

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

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_H = \frac{m_{p.p.}}{M_E(p.p.) \cdot V_{p-ny}} \text{ [моль-екв/л або н.]}$$

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

Приклад 1. До 700 г 6%-ного розчину сульфатної кислоти додали 200 г води. Обчислити масову частку H_2SO_4 в утвореному розчині.

Розв'язок. Із формули для визначення масової частки розчиненої речовини у розчині знаходимо масу сульфатної кислоти у початковому розчині:

$$m(H_2SO_4) = \frac{W(H_2SO_4) \cdot m_{p-ny}}{100\%} = \frac{6\% \cdot 700\text{г}}{100\%} = 42\text{г}$$

Знаходимо нову масу розчину, що утворився:

$$m_{1(p-ny)} = m_{p-ny} + m_{(H_2O)} = 700 + 200 = 900\text{г}$$

Обчислюємо масову частку H_2SO_4 в утвореному розчині:

$$W(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m_{1(p-ny)}} \cdot 100\% = \frac{42}{900} \cdot 100\% = 4,67\%$$

Приклад 2. Визначити молярну концентрацію розчину, якщо в 500 мл його міститься 1,42 г натрій сульфату.

Розв'язок. Обчислюємо молярну концентрацію за формулою:

$$C_M = \frac{m(Na_2SO_4)}{M(Na_2SO_4) \cdot V_{p-ny}} = \frac{1,42\text{г}}{142\text{г} / \text{моль} \cdot 0,5\text{л}} = 0,02\text{моль} / \text{л}$$

де $M(Na_2SO_4) = 142$ г/моль – молярна маса натрій сульфату.

Приклад 3. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента (нормальність) розчину сульфатної кислоти, якщо в 100 мл його міститься 4,9 г кислоти.

Розв'язок. Обчислюємо молярну концентрацію за формулою:

$$C_M = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V_{p-ny}} = \frac{4,9г}{98г / моль \cdot 0,1л} = 0,5 моль / л,$$

де $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль – молярна маса сульфатної кислоти.

Нормальність сульфатної кислоти знаходимо за формулою:

$$C_H = z \cdot C_M = 2 \cdot 0,5 = 1н.$$

де $Z = 2$ для сульфатної кислоти.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. В якій масі води треба розчинити 40 г солі, щоб одержати 4%-ий розчин?

Завдання 2. Визначити нормальність розчину сульфатної кислоти, в 1 л якого міститься 9,8 г H_2SO_4 .

Завдання 3. Яку масу натрій карбонату потрібно взяти для приготування 2 л розчину, молярна концентрація еквівалентів (C_H) якого дорівнює 2 моль-екв/л.

Завдання 4. До 200 г 20%-ного розчину натрій гідроксиду долили 300 мл води. Обчислити масову частку лугу в одержаному розчині.

Завдання 5. Визначити молярну концентрацію розчину фосфатної кислоти, якщо в 100 мл його міститься 9,8 г кислоти?

Завдання 6. Яку масу магній сульфату потрібно взяти, щоб приготувати 5 л розчину, молярна концентрація еквівалентів якого дорівнює 0,1 моль-екв/л.

Завдання 7. Знайти молярну концентрацію 36,2%-ного розчину сульфатної кислоти, густина якого 1,18 г/моль.

Завдання 8. В якому об'ємі 0,05 н. розчину міститься 20 г ферум(II) сульфату.

Завдання 9. 1 мл 25%-ного розчину містить 0,458 г розчиненої речовини. Яка густина розчину.

Завдання 10. Яку масу алюміній сульфату потрібно взяти, щоб приготувати 5 л розчину, молярна концентрація еквівалентів якого дорівнює 0,1 моль-екв/л.

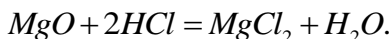
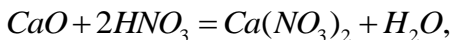
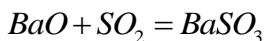
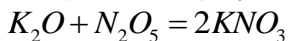
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

Теоретичні відомості

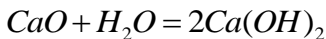
Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** (не здатні утворювати солі в хімічних реакціях – N_2O , NO , CO , SiO) і **солетворні**. Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є солетворними, які поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

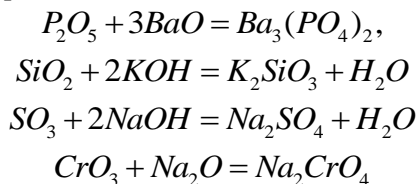
Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних (Li , Na , K , Rb , Cs), лужноземельних (Ca , Sr , Ba , Ra), Магнію, а також перехідних металів (Mn , Cr , Ni , Fe , Cu) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



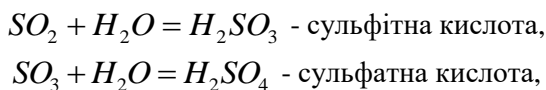
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



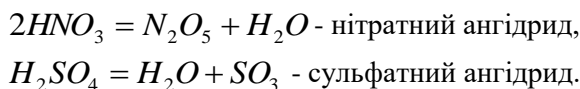
Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , SiO_2), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення (CrO_3 , Mn_2O_7). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами та основами з утворенням солей:



Майже всі кислотні оксиди, окрім SiO_2 і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

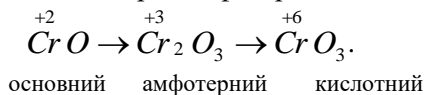


Ангідридами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегідратації (відбирання води) відповідних кисневмісних кислот:

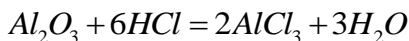


Амфотерними оксидами називають оксиди, які мають слабо виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних підгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехідних металів у проміжному ступені окиснення (ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3).

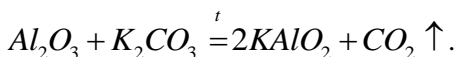
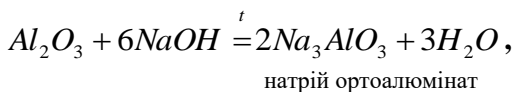
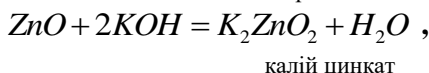
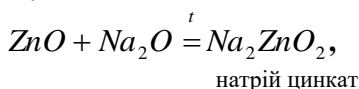
У перехідних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хімічний характер оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного:



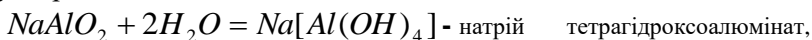
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабо виражені основні властивості, з утворенням солей:



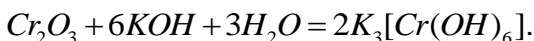
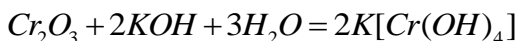
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:

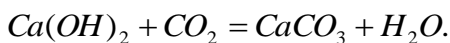
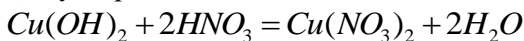


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:

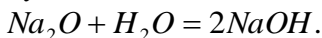


Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів та гідроксид-аніони OH^- .

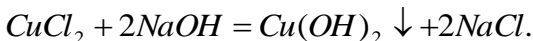
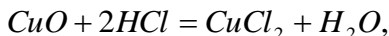
Основи реагують з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



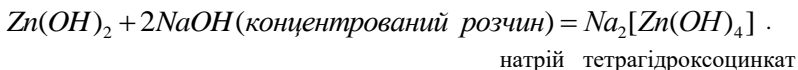
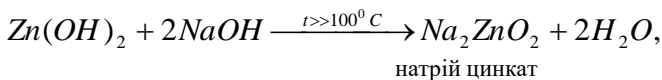
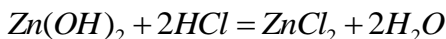
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямої гідратації основних оксидів:



Амфотерні гідроксиди – це продукти непрямої гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



Експериментальна частина

I. Властивості основних оксидів

1. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

II. Добування і властивості кислотних оксидів

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон (IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель метилоранжу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл нітратної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (калій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(III) нітрату. В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Пухкий осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину NaOH. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання. Для наведених нижче оксидів (таблиця 3):

1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;

2) написати можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою, N_2O_5 , BaO , Al_2O_3 , H_2SO_4 , KOH , $Zn(OH)_2$.

Таблиця 3

№	Оксид	№	Оксид
1	CO_2	6	Cr_2O_3
2	Na_2O	7	SO_3
3	BeO	8	CrO
4	SO_2	9	N_2O_5
5	BaO	10	ZnO

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

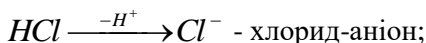
Теоретична частина

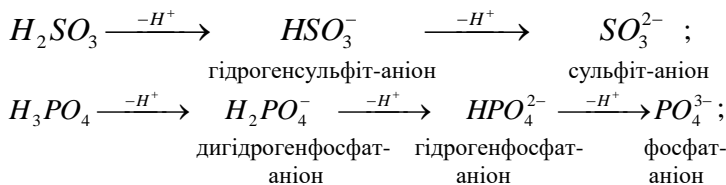
Кислотами називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків.

Кислоти поділяють на **безоксигеновмісні** (H_2S , HCl , HBr , HF , HI) та **оксигеновмісні** (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4).

Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні (HCl , HBr , HF , HI , HNO_3), двоосновні (H_2SO_4 , H_2SO_3), триосновні (H_3PO_4).

Кислотними залишками називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відірвалися:

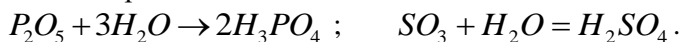




Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку (таблиця 4).

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:

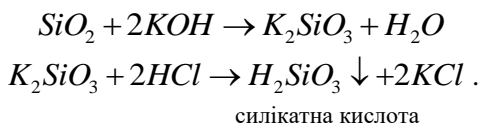


Таблиця 4

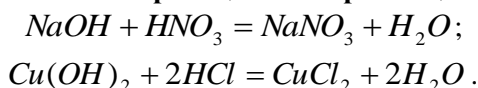
Систематичні назви кислот та кислотних залишків

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	Нітрат
HNO_2	Нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфітна	SO_3^{2-}	Сульфіт
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фосфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль дією лугу, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:

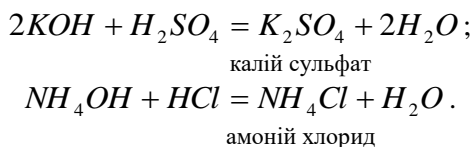


Кислоти реагують з основами з утворенням солі і води. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

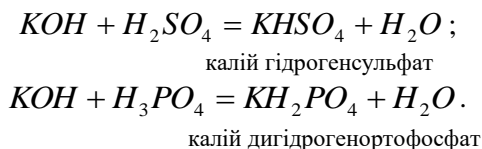


Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

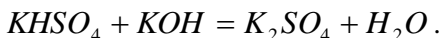
Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:



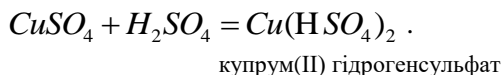
Кислі солі - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:



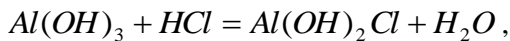
При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:



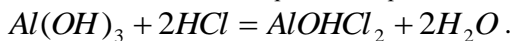
Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



Основні солі – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами:

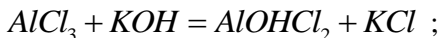


алюміній
дигідроксид хлорид



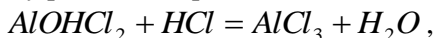
алюміній
гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

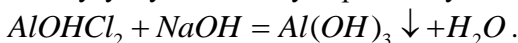


купрум(II) гідроксид сульфат

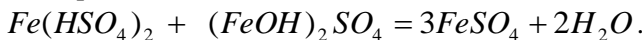
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



ферум(II) ферум(II)
гідрогенсульфат гідроксид сульфат

Експериментальна частина

I. Одержання середніх солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати відповідне рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій ортофосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

II. Одержання та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплинами ортофосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати? Записати їх формули та назви.

2. Налити $\frac{1}{4}$ пробірки вапняної води (розчин $Ca(OH)_2$) і пропускати вуглекислий газ з апарата Кіппа до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

До утвореного розчину долити вапняної води. Записати спостереження та рівняння реакції.

III. Одержання та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання. Складіть рівняння реакцій та назвіть всі речовини, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 5):

Таблица 5

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$ $\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$CrCl_3 \rightarrow CrOHCl_2 \rightarrow Cr(OH)_2Cl \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ \downarrow $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \quad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $Al(HSO_4)_3$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 ДОСЛІДЖЕННЯ РЕАКЦІЙ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

Електролітична дисоціація – розпад структурних одиниць речовини на йони під дією розчинника.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

Електроліти

СИЛЬНІ:	СЛАБКІ:
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: HNO₃, HClO₄, HCl, HBr, HI, H₂SO₄ (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот (CH₃COOH); 3. H₂CO₃, H₂SiO₃, H₂S, HCN, H₂SO₃ ; 4. NH₄OH та малорозчинні у воді гідроксиди металів: Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, Al(OH)₃, Mg(OH)₂, Pb(OH)₂, Cr(OH)₃

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами**.

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул ($N_{\text{дис.}}$) до загального числа молекул електроліту ($N_{\text{заг.}}$) в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфитної кислоти відбувається таким чином:

I ступінь: $H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$;

II ступінь: $HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$.

Константа рівноваги слабкого електроліту K називається константою дисоціації $K_{дис}$. Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфітної кислоти, яка дисоціює за I ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{дис.1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}; K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а за II ступенем:

$$K_{дис.2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}; K_2 = 4,8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення $K_{дис}$, тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розведення Оствальда:

$$K_{дис.} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

$$\text{звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C_M}}.$$

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

Експериментальна частина

I. Реакції з утворення малорозчинних сполук

1. В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях розчину барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

2. До 2-3 мл розчину цинк сульфату додайте по краплинах розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Отриманий осад поділіть на дві частини. До однієї додайте розчин хлоридної

кислоти, до другої – розчин гідроксиду натрію. Що відбувається? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

II. Реакції з утворенням газоподібних сполук

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках. Написати рівняння в йонно-молекулярній формі.

III. Визначення напрямку протікання йоннообмінних реакцій за участю електролітів

а) В пробірку налейте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1 н. розчину натрій гідроксиду. Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку декілька кристалів натрій ацетату і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 6:

Таблиця 6

№	Речовини, що реагують	№	Речовини, що реагують
1	$Fe(OH)_3$ та H_2SO_4	6	$Mg(OH)_2$ та H_2SO_4
2	$CaCO_3$ та H_2SO_4	7	$NaOH$ та H_2S
3	$Al(OH)_3$ та H_2SO_4	8	$NaOH$ та H_3PO_4
4	FeS та HNO_3	9	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$
5	$Cr(OH)_3$ та HCl	10	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$

Завдання 2. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 7:

Таблиця 7

№	Речовини, що реагують
1	$Pb(OH)_2 + 2OH = PbO_2^{2-} + 2H_2O$
2	$HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O$
3	$Al^{3+} + 3OH = Al(OH)_3 \downarrow$
4	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
5	$Zn(OH)_2 + 2OH = [Zn(OH)_4]^{2-}$
6	$HS^- + OH = S^{2-} + H_2O$
7	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
8	$Cu^{2+} + 2OH = Cu(OH)_2 \downarrow$
9	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$
10	$S^{2-} + H^+ = H_2S$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (*pH*) РОЗЧИНІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Теоретична частина

Вода - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22°C $\alpha_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Це означає, що у воді об'ємом 1 л при цій температурі тільки 10^{-7} моль дисоціюють на йони:



При цьому утворюється 10^{-7} моль $[H^+]$ і 10^{-7} моль $[OH^-]$.

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають **йонним добутком води** (K_{H_2O}) і при 22°C становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають **нейтральними**.

Розчини, в яких концентрація $[H^+]$ перевищує концентрацію $[OH^-]$ називають **кислими**.

Розчини, де концентрація $[H^+]$ менша ніж $[OH^-]$ є **лужними**.

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

Водневий показник pH – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів:

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

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

Для обчислення pH розчинів користуються формулами:

1. В розчинах сильних одноосновних кислот pH визначається за формулою: $pH = -\lg C_M$ (кислоти).

2. В розчинах слабких одноосновних кислот:

$$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C_M \text{ (кислоти),}$$

де pK – показник константи дисоціації кислоти.

3. Сильна однокислотна основа: $pH = 14 - pOH$;

$$pOH = -\lg C_{M(\text{основи})}$$

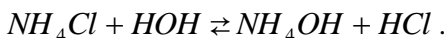
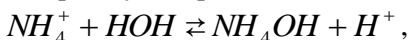
$$pH = 14 + \lg C_{M(\text{основи})}.$$

4. Слабка однокислотна основа:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_{(осн.)} - \lg C_{M(\text{основи})}).$$

Гідроліз солі – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і змінюється pH середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабого електроліту, наприклад NH_4Cl :



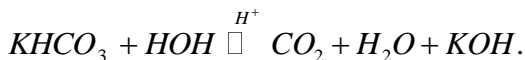
В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа NH_4OH і сильна кислота HCl , pH цього розчину буде кислим ($pH < 7$).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад K_2CO_3 :



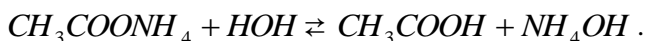
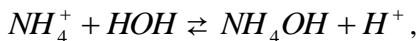
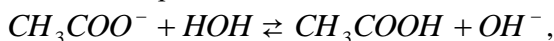
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за

I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ($CO_2 + H_2O$) і сильна основа KOH .

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад CH_3COONH_4 :



Реакція такої солі майже нейтральна.

Експериментальна частина

I. Визначення величини pH розчинів електролітів

За величиною pH можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електроліту, а й порівняти силу відповідних кислот і основ.

а) В одну пробірку налийте 5-6 крапель 0,1н. розчину CH_3COOH , а в другу 5-6 крапель 0,1н. HCl і додайте до них 1-2 краплі універсального індикатора або на полоску універсального індикаторного паперу нанесіть скляною паличкою декілька крапель розчину CH_3COOH і HCl . Визначте pH досліджуваних розчинів. Зробіть висновок відносно сили

ацетатної кислоти. Порівняйте значення pH за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями pH 0,1н. CH_3COOH і 0,1н. HCl .

б) Аналогічно визначте pH 0,1н. розчину NH_4OH та 0,1н. $NaOH$. Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду.

I. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо pH розчинів солей. Записуємо рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

III. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду II) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату. Відмітити утворення осаду та виділення газу. Записати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1.

А) Визначити водневий та гідроксильний показники розчину в 500 мл якого розчинено 2,0 г натрій гідроксиду.

Б) Чому алюміній сульфат використовують при очищенні природних та стічних вод.

Завдання 2.

А) Водневий показник розчину натрій гідроксиду дорівнює 12. Визначити молярність цього розчину та масу натрій гідроксиду, що міститься в 1 л цього розчину.

Б) Яким чином можна посилити гідроліз солей ферум(III) хлориду та натрій фосфату. Відповідь обґрунтувати.

Завдання 3.

А) Визначити pH та pOH розчину калій гідроксиду, якщо в 100 мл цього розчину міститься 5,6 г KOH .

Б) Які з даних солей є гідролітично кислими: Na_2SO_4 , $MgSO_4$, $NaNO_2$, $Al(NO_3)_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

Завдання 4.

А) Визначити водневий показник розчину, в 1 л якого знаходиться 3,5 г амоній гідроксиду.

Б) Які з даних солей є гідролітично лужними: K_2CO_3 , KNO_3 , $Cu(NO_3)_2$, Na_2S ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

Завдання 5.

А) Визначити pH 0,01M розчину амоній хлориду в результаті гідролізу цієї солі.

Б) Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$, $CaCl_2$? Яке значення pH (більше чи менше) мають розчини цих солей?

Завдання 6.

А) Визначити pH та pOH 0,01M розчину нітратної кислоти.

Б) Написати рівняння спільного гідролізу солей натрій карбонату та ферум(III) хлориду.

Завдання 7.

А) Концентрація йонів H^+ в розчині нітратної кислоти дорівнює $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначити концентрацію гідроксид-йонів в цьому розчині, pH та pOH цього розчину.

Б) Написати рівняння гідролізу солей $ZnSO_4$, KNO_3 , $Al(NO_3)_3$ та $FeCl_3$.

Завдання 8.

А) Визначити pH та pOH розчину калій гідроксиду, якщо концентрація йонів H^+ в цьому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

Б) Написати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей алюміній сульфату та натрій силікату.

Завдання 9.

А) pH розчину амоній гідроксиду дорівнює 11,12. Визначити масу амоній гідроксиду, що міститься в 100 мл цього розчину.

Б) Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу калій нітриту та визначити ступінь гідролізу цієї солі?

Завдання 10.

А) Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1л розчину, pH якого дорівнює 2.

Б) Написати рівняння спільного гідролізу солей калій сульфіді та цинк хлориду.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 УМОВИ ПРОВЕДЕННЯ ТА ОСОБЛИВОСТІ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними (ОВР)**.

Ступінь окиснення – це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, обчислений з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.

Ступінь окиснення визначається числом відданих або прийнятих електронів у речовинах з йонним зв'язком та числом електронів у складі спільних електронних пар, що зумовлюють ковалентний полярний зв'язок.

Атоми металічних елементів можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивні ступені окиснення.

вищий ступінь максимальне число номер
 окиснення = втрачених електронів = групи
 Металічні □
 елементи □
 нижчий ступінь
 окиснення = 0

Атоми неметалічних елементів можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення.

вищий ступінь максимальне число номер
 окиснення = втрачених електронів = групи
 Неметалічні □
 елементи □
 нижчий ступінь максимальне число номер групи
 окиснення = прийнятих електронів = мінус 8

Окисно-відновну реакцію можна подати як сукупність двох взаємопов'язаних процесів (напівреакцій) — **окиснення та відновлення**. **Окиснення** – процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується збільшенням їхнього ступеня окиснення. **Відновлення** – процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується зниженням їхнього ступеня окиснення. **Окисники** — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції приєднують електрони (їхній ступінь окиснення знижується, оскільки вони відновлюються). **Відновники** — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції віддають електрони (їхній ступінь окиснення збільшується, оскільки вони окиснюються).

Для складання окисно-відновних реакцій застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Послідовність дій в методі електронного балансу є така:

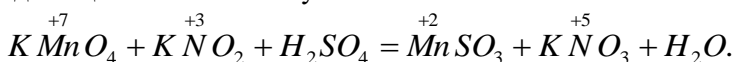
1. Скласти схему реакцій із зазначенням вихідних речовин і продуктів реакцій.

2. Визначити ступінь окиснення атомів хімічних елементів у речовинах правої і лівої частини схеми; позначити елементи, ступінь окиснення атомів яких змінюється.

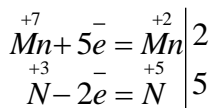
3. Скласти рівняння процесів відновлення та окиснення; знайти відношення числа електронів, які приймаються (притягуються) під час відновлення і віддаються (відтягуються) в процесі окиснення.

4. Додати рівняння напівреакцій процесів окиснення і відновлення з урахуванням знайденого відношення числа електронів.

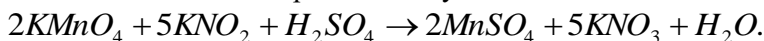
Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. Визначаємо ступені окиснення елементів:



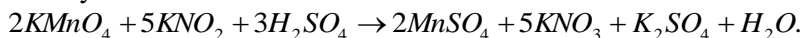
Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник та кількість електронів, які приєднує окисник. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між ступенями окиснення окисника і відновника до реакції і після неї:



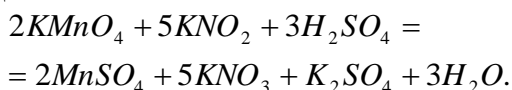
Отже, відновлення Мангану $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$ відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$ - віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається $10e^-$) потрібно, щоб відновлення двох $\overset{+7}{Mn}$ у реакції витрачалося п'ять $\overset{+3}{N}$, тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:



Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім H^+), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість іонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула K_2SO_4 , а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули H_2SO_4 :



На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води:



Кількість атомів Оксигену в ОВР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

Експериментальна частина

I. Калій перманганат як окисник в різних середовищах

(як відновник можна застосувати розчини Na_2SO_3 , $FeSO_4$, KNO_2). В три пробірки налити 2-3 мл розведеного розчину $KMnO_4$.

а) до розчину в першій пробірці додати 1 мл розчину H_2SO_4 і по краплях розчин Na_2SO_3 до знебарвлення. Напишіть рівняння реакції і підберіть коефіцієнти методом електронного балансу, якщо відомо, що в кислому середовищі йон MnO_4^- переходить в йон Mn^{2+} , а йон SO_3^{2-} в йон SO_4^{2-} ;

б) до другої пробірки з розчином $KMnO_4$ додати 1 мл дистильованої води і по краплях розчин Na_2SO_3 до появи бурого осаду $MnO(OH)_2$. Підберіть коефіцієнти в рівнянні даної реакції:



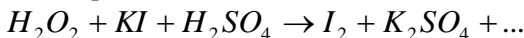
в) в останню пробірку з розчином $KMnO_4$ додати 1 мл розчину $NaOH$ і по краплях розчин Na_2SO_3 до появи зеленого забарвлення розчину.

Допишіть та урівняйте рівняння реакції, якщо в лужному середовищі йон MnO_4^- переходить в йон MnO_4^{2-} , а йон SO_3^{2-} в йон SO_4^{2-} :



II. Гідроген пероксид як окисник

До 2 мл розчину KI додати 1 мл розчину H_2SO_4 і по краплях розчину H_2O_2 . Записати спостереження. Дописати і урівняти рівняння реакції:



III. Гідроген пероксид як відновник

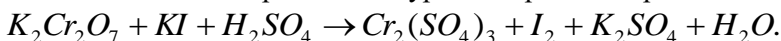
До 2-3 мл розчину $KMnO_4$ додати 1 мл H_2SO_4 та по краплях розчин H_2O_2 до знебарвлення. Закінчити рівняння:



IV. Відновлення калій дихромату калій йодидом

До 2-3 мл розчину $K_2Cr_2O_7$ додають 1 мл розчину H_2SO_4 та по краплях розчин KI до зміни забарвлення розчину.

Записати спостереження та урівняти рівняння реакції:



Визначити окисник та відновник.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Методом електронного балансу урівняти окисно-відновні реакції, вказати окисник та відновник (таблиця 8):

Таблиця 8

№	Схема окисно-відновної реакції
1	2
1	1) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$ 2) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
2	1) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O$ 2) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
3	1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$
4	1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$ 2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
5	1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$ 2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

6	1) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$
	2) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + S + H_2O$
7	1) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
	2) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
8	1) $MnO_2 + K_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2$
	2) $Sn + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$
9	1) $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HBr$
	2) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
10	1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
	2) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$

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 I : 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 II. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.

Розчинність в воді основ та солей

Катіон	Аніон											
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
Mg ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	н	—	н	м
Cr ²⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	—	н	р
Mn ²⁺ , Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	—	р	м	н	н	н	р	—	н	н	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	—	р	—	—	н	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р

* В воді легкорозчинні всі гідроксиди лужних металів, всі солі амонію, всі кислі солі та нітрати.
Малорозчинні або практично нерозчинні всі оснóвні солі.

Умовні позначення: **р** – $k_s > 1\text{г}/100\text{г}$; **м** – $0,1\text{г}/100\text{г} < k_s < 1\text{г}/100\text{г}$; **н** – $k_s < 0,1\text{г}/100\text{г}$;

— – речовина не існує або розкладається водою.

Константи дисоціації деяких слабких електролітів в воді при 25° С

Електроліт	Рівняння дисоціації	K_d	$pK_d = -\lg K_d$
Амоній гідроксид	$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Ацетатна кислота	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73
Вода	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,73
Гідроген пероксид	$H_2O_2 \rightleftharpoons H^+ + HO-O^- (HO_2^-)$	$d \cdot 10^{-12}$	d12
Карбонатна кислота	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,31 \cdot 10^{-7}$	6,37
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5,61 \cdot 10^{-11}$	10,25
Нітритна кислота	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Метасилікатна кислота	$H_2SiO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSiO_3^-$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	9,49
	$HSiO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SiO_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Сульфідна кислота	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$8,9 \cdot 10^{-8}$	7,05
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	12,89
Сульфитна кислота	$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	1,89
	$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
Ортофосфатна кислота	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,51 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,23 \cdot 10^{-8}$	7,21
	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
Фторидна кислота	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$7,40 \cdot 10^{-4}$	3,13
Ціанідна кислота	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14