

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЧЕРНІГІВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Методичні вказівки
до лабораторних робіт
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня
освітньо-професійної програми «Екологія»

Обговорено і рекомендовано
на засіданні кафедри харчових
технологій
Протокол №6 від 26.06. 2023 р.

Чернігів 2023

Загальна хімія. Методичні вказівки до лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня освітньо-професійної програми «Екологія / Укл.: Ж.В. Замай.– Чернігів: НУ «Чернігівська політехніка», 2023. – 36 с.

Укладач:

Замай Жанна Василівна

кандидат технічних наук, доцент кафедри харчових технологій Національного університету «Чернігівська політехніка»

Рецензент:

Гуменюк Оксана Леонідівна,

кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри харчових технологій Національного університету «Чернігівська політехніка»

Відповідальний

Хребтань Олена Борисівна,

за випуск:

завідувач кафедри харчових технологій Національного університету «Чернігівська політехніка», кандидат технічних наук

Зміст

Вступ.....	4
План проведення лабораторних занять з курсу Загальна хімія	5
Правила техніки безпеки при виконанні лабораторних робіт	6
Основні поняття і закони хімії. Стехіометричні розрахунки.....	8
Лабораторна робота Класи неорганічних сполук.....	17
Розрахунки, пов'язані з приготуванням розчинів.....	20
Лабораторна робота Приготування розчинів	27
Лабораторна робота Електролітична дисоціація	27
Перелік питань до екзамену	29
Рекомендована література.....	31
Додатки	33

Вступ

Метою навчальної дисципліни «Загальна хімія» є набуття студентами компетенцій і компетентностей про закономірності хімічної поведінки неорганічних сполук у взаємозв'язку з їх будовою; надати здобувачам ВО детальні знання про склад, природу, будову та перетворення природних сполук; навчити розуміти основи фізико-хімічних процесів, що відбуваються в навколишньому середовищі.

Під час вивчення дисципліни ЗВО має набути або розширити наступні фахові (ФК) компетентності, передбачені освітньою програмою:

ФК 16. Здатність до критичного осмислення основних теорій, методів та принципів природничих наук.

Цілі курсу

1. Вивчення внутрішньої будови речовини.
2. Ознайомлення з фізико-хімічною суттю еколого-біологічних наук.
3. Опанування вміннями поводження з розчинами.
4. Вивчення різновидів хімічних забруднювачів оточуючого середовища.
5. Засвоєння принципів утворення, перетворення та накопичення хімічних сполук у навколишньому середовищі

Методичні вказівки складено відповідно до програми курсу Загальна хімія, що читається для студентів спеціальності 101 Екологія з метою удосконалення організації лабораторно-практичного курсу та самостійної роботи студентів. Курс є загальнотеоретичним і передує вивченню спеціальних дисциплін.

Методичні вказівки містять методику виконання лабораторних робіт, короткі теоретичні відомості і завдання (задачі і вправи). Також наведено приклади розв'язання типових задач і вправ. До додатків включено довідникову інформацію, що вивільняє час студента і дає можливість прискорити розв'язання розрахункових вправ. Використання робочого зошита звільняє студента від непродуктивної механічної роботи, орієнтує на обов'язкові результати навчання, не позбавляючи власної творчості по засвоєнню знань.

Організація самостійної роботи з курсу Загальна хімія спрямована не на запам'ятовування всього теоретичного курсу аж до другорядних подробиць, а насамперед на глибоке засвоєння та розуміння хімічних закономірностей і найістотніших тенденцій у хімічному поведженні неорганічних речовин.

План проведення лабораторних занять з курсу Загальна хімія

Кількість годин: лек – 16

лаб – 14

екзамен

№	Змістовий модуль	Тема заняття	Вид контролю	Кількість балів	
				максимальна	одержана
1	ЗМ 1	Основні поняття хімії. Стехіометричні розрахунки.			
2	ЗМ 1	Основні закони хімії. Розрахунки за законом еквівалентів.	КР	10	
3	ЗМ 2	Класи неорганічних сполук. Номенклатура неорганічних сполук.	л/р	2	
4	ЗМ 4	Розрахунки, пов'язані з приготуванням розчинів			
5	ЗМ 4	Приготування розчинів	л/р	4	
6	ЗМ 4	Електролітична дисоціація, іонообмінні реакції.	л/р	2	
7	ЗМ 5	Гетерогенні ОВР. Електроліз	КР	12	

Екзамен – 25 балів

90 – 100 балів "5"

75 - 89 балів "4"

60 – 74 балів "3"

35- 59 балів „2” з можливістю повторного складання

1 – 34 бала „2” з обов'язковим повторним курсом

Правила техніки безпеки при виконанні лабораторних робіт

- Всі досліди з отруйними, леткими, легкозаймистими речовинами і речовинами із специфічним запахом проводять у витяжній шафі.
- Забороняється нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посудини. При необхідності газ нюхають обережно, злегка направляючи рукою потік повітря від посудини до себе.
- Забороняється залишати без догляду працююче електричне та газове обладнання.
- При наливанні рідин, а також при підігріванні посудини з рідиною забороняється нахилитися над нею або спрямовувати її отвір на інших людей, щоб уникнути попадання крапель рідини на обличчя або одяг. Якщо на обличчя або руки потрапляють краплі рідини, потрібно негайно змити їх водою і витерти ганчіркою. Краплі концентрованої кислоти необхідно змити великою кількістю води, після чого промити ушкоджені місця слабким розчином соди. Луг потрібно змивати водою доти, доки шкіра, на яку він потрапив, не перестане бути слизькою.
- У разі загоряння в лабораторії користуються вогнегасником. Для гасіння бензину, спирту або ефіру слід користуватись піском, засипаючи ним полум'я. У випадку термічного опіку (полум'ям пальника або гарячими предметами) обпалене місце потрібно змочити міцним розчином перманганату калію так, щоб шкіра стала бруною, або прикласти вату, змочену рідиною від опіків. При сильних опіках необхідно негайно звернутися до лікаря.
- У хімічній лабораторії категорично забороняється приймати їжу, палити, пробувати будь-що на смак, влаштовувати гармидер.
- Після закінчення роботи у лабораторії необхідно упевнитись, що газове, нагрівальне, вимірювальне чи інше електричне обладнання вимкнено.

Правила поведження з реактивами та обладнанням

- Розчини та сухі реактиви необхідно зберігати у скляному посуді (склянках,

банках), закритому скляними (притертими), гумовими або корковими пробками. Всі склянки з реактивами необхідно тримати закритими і відкривати їх тільки на час використання. Закриваючи склянки, не можна плутати корки, інакше реактиви забруднюються і стають непридатними для використання.

➤ На всіх склянках з реактивами завжди повинні бути етикетки з назвою речовини або хімічною формулою. Для розчинів повинна бути зазначена їх концентрація. Реактиви у склянках без етикеток підлягають вилученню і знищенню.

➤ Не дозволяється переносити реактиви загального користування на свої робочі місця.

➤ Якщо немає вказівки щодо дозування реактивів, потрібно брати їх для роботи у найменшій кількості, а саме: сухої речовини – у кількості, що закриває дно пробірки, а розчину не більше 1–2 мл. Залишки реактивів не можна висипати або виливати назад у посуд, з якого їх було взято. Після використання реактиву банку чи склянку необхідно одразу закрити пробкою і поставити на місце.

➤ Сухі реактиви потрібно брати чистими і сухими роговими, фарфоровими, металевими ложками або лопатками (шпателями); після використання необхідно їх ретельно витерти (краще фільтрувальним папером).

➤ Наливаючи рідину із склянки, останню потрібно тримати етикеткою догори, щоб краплі реактиву у разі стикання по склянці не могли потрапити на етикетку і попсувати її. Практично під час відбору рідкого реактиву склянку необхідно брати етикеткою в долоню, останню краплину рідини знімати об край посудини, у яку наливають реактив. Під час користування піпеткою її потрібно ретельно вимити перед тим, як взяти реактив з іншої склянки.

➤ При розбавленні концентрованої кислоти (особливо сульфатної) її потрібно вливати у воду, а не навпаки.

➤ Залишки розчинів, що містять отруйні речовини, не дозволяється виливати в каналізацію; їх необхідно зливати у спеціальні склянки.

Правила виконання робіт та оформлення їх результатів

Під час проведення лабораторних робіт необхідно дотримуватися всіх заходів безпеки, наведених у спеціальній інструкції та методичних вказівках.

До початку занять необхідно ознайомитися з темою заняття за методичними вказівками, підручниками та конспектом лекцій. Перед виконанням лабораторної роботи слід уважно прочитати її опис, з'ясувати незрозумілі питання у викладача, підготувати все необхідне для проведення практичних робіт, і тільки після цього приступати до їх виконання.

Під час виконання робіт у хімічній лабораторії необхідно використовувати спеціальний одяг — лабораторний халат. На робочому місці необхідно підтримувати чистоту та порядок, не дозволяється захаращувати його непотрібними предметами.

Для виконання кожної лабораторної роботи до її початку в лабораторному журналі записується її назва, дата виконання, опис експериментальної частини. Під час виконання лабораторної роботи до цього додаються спостереження, відповідні рівняння реакцій, необхідні розрахунки і висновки. Лабораторна робота вважається виконаною тільки після її захисту перед викладачем в індивідуальному порядку.

Методичні вказівки, підручники та лабораторний журнал під час виконання роботи слід оберегати від попадання на них розчинів кислот, лугів, солей тощо. Забороняється ставити склянки з реактивами на книжки та журнали. Забороняється проводити досліди, які не передбачені лабораторною роботою без дозволу викладача.

Основні поняття і закони хімії. Стехіометричні розрахунки

Приклад 1. Яка кількість речовини міститься у воді масою 0.009 кг? Яке число молекул міститься у воді масою 0.009 кг? Скільки атомів усіх елементів міститься у воді масою 0.009 кг?

Дано: $m(\text{H}_2\text{O})=0.009$ кг, $\nu(\text{H}_2\text{O})=?$ $N(\text{H}_2\text{O})=?$ $N(\text{H}, \text{O})=?$

Формули:

$$\nu = m / M; \quad \nu = N / N_A,$$

де ν - кількість речовини, моль;

m -маса речовини, г ;

M - молярна маса речовини, г/моль;

N - числ молекул речовини;

N_A - стала Авогадро (число, що дорівнює $6.02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ і вказує на число структурних одиниць елементів, які містяться в 1 моль речовини).

звідки $N = N_A \cdot \nu$,

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль};$$

Розрахунок:

1) $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 0.009 / 18 \cdot 10^{-3} = 0.5$ моль;

2) $N(\text{H}_2\text{O}) = 6.02 \cdot 10^{23} \cdot 0.5 = 3.01 \cdot 10^{23}$;

3) одна молекула води складається з трьох атомів (двох атомів Гідрогену та одного атома Оксигену); $3.01 \cdot 10^{23}$ молекул води містять x атомів; $x = 3.01 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 9.03 \cdot 10^{23}$ атомів.

Відповідь: у воді масою 0.009 кг міститься 0.5 моль речовини води, $3.01 \cdot 10^{23}$ молекул води, $9.03 \cdot 10^{23}$ атомів усіх елементів.

Приклад 2. У якій масі води міститься стільки молекул, скільки їх є в 34 г амоніаку NH_3 ?

Дано: $m(\text{NH}_3) = 34$ г, $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$; $m(\text{H}_2\text{O})=?$

Формули: $\nu = m / M$, $m = \nu \cdot M$; $M(\text{NH}_3) = 17$ г / моль; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

Розрахунок:

1) розрахуємо $\nu(\text{NH}_3)$, що відповідає його масі 34 г; $\nu(\text{NH}_3) = 34 / 17 = 2$ моль.

2) виходячи з того, що однакові кількості різних речовин містять однакові кількості молекул, тобто $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$, якщо $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{H}_2\text{O})$, знаходимо

$v(\text{H}_2\text{O})$:

$$v(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль};$$

3) розрахуємо $m(\text{H}_2\text{O})$: $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 2 = 36 \text{ (г)}$.

Відповідь: вода масою 36 г містить стільки молекул, скільки їх в амоніаку масою 34 г.

Розрахунки за законом еквівалентів

Приклад 3. Розрахуйте еквівалент і еквівалентну масу Сульфуру в сульфатній кислоті.

Розв'язання:

Еквівалент (E) і еквівалентну масу (M_E) елемента в сполуці розраховують за формулою:

$$E = 1/V., \text{ моль}; \quad M_E = A/V., \text{ г/моль},$$

де $V.$ - валентність елемента;

A -атомна маса елемента.

Для сульфатної кислоти:

$$E_{(S)} = 1/6 \text{ моль}, \quad M_{E(S)} = A/6 = 32/6 = 5.33 \text{ г/моль}.$$

Приклад 4. Розрахуйте еквіваленти та еквівалентні маси речовин: Cr_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Розв'язання:

Молярна маса еквівалента дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових речовини

Для розрахунку E та M_E складної речовини використовують формули

1) **Оксиди:** $E_{\text{окс}} = 1 / n \cdot V., \text{ моль}; \quad M_{E \text{ окс}} = M_{\text{окс}} / n \cdot \text{с.о.}, \text{ г/моль},$

або: $M_{E \text{ окс}} = M_{E(E)} + M_{E(O)}$

де n - число атомів елемента, що утворює оксид.

$$E(\text{Cr}_2\text{O}_3)=1/2\cdot 3=1/6 \text{ моль},$$

$$M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3)=M(\text{Cr}_2\text{O}_3)/3\cdot 2=152/6=25.3 \text{ г/моль}$$

$$\text{або: } M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3)=M_E(\text{Cr})+M_E(\text{O})=52/3+8=25.3 \text{ г/моль}.$$

2) Основи: $E_{\text{основи}}=1/\text{кислотність основи, моль};$

$M_{E_{\text{основи}}}=M_{\text{основи}}/\text{кислотність основи, г/моль};$

$$E(\text{Al}(\text{OH})_3)=1/3 \text{ моль};$$

$$M_E(\text{Al}(\text{OH})_3)=M(\text{Al}(\text{OH})_3)/3=78/3=29.3 \text{ г/моль}.$$

3) Кислоти: $E_{\text{кисл}}=1/\text{основність кислоти, моль};$

$M_{E_{\text{кисл}}}=M_{\text{кисл}}/\text{основність кислоти, г/моль};$

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4)=1/2 \text{ моль}; \quad M_E(\text{H}_2\text{SO}_4)=M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2=98/2=49 \text{ г/моль}.$$

4) Солі : $E_{\text{солі}}=1/n\cdot V., \text{ моль}; \quad M_{E_{\text{солі}}}=M_{\text{солв}}/n\cdot V., \text{ г/моль},$

де n - число атомів елемента, що утворює катіон, V -валентність елемента, що утворює катіон.

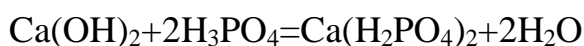
$$E(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)=1/3\cdot 2=1/6 \text{ моль},$$

$$M_E(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)=M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)/3\cdot 2=310/6=51.7 \text{ г/моль}.$$

Приклад 5. Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти, якщо продуктом реакції між ними є кальцій дигідрогенфосфат?

Розв'язання

Складемо рівняння реакції:



Молярну масу еквівалента основи можна визначити двома способами.

1. Оскільки в рівнянні реакції кальцій гідроксид обмінює два іони OH^- на кислотні залишки, то його еквівалент дорівнює $1/2$.

$$M_E=M\cdot E;$$

$$M_E(\text{Ca}(\text{OH})_2)=M[\text{Ca}(\text{OH})_2]\cdot 1/2=74\cdot 1/2=37(\text{г/моль})$$

2. Молярна маса еквівалента дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових речовини

$$M_E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M_E(\text{Ca}^{2+}) + M_E(\text{OH}^-) = M(\text{Ca}^{2+}) \cdot 2 + M(\text{OH}^-) \cdot 1 = 40 \cdot 2 + 17 = 37 \text{ (г/моль)}.$$

Молярну масу еквівалента кислоти також можна визначити двома способами.

1. Оскільки в рівнянні реакції молекула кислоти обмінює лише один атом Гідрогену, то її еквівалент дорівнює 1.

$$M_E = M \cdot E; \quad M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ (г/моль)}$$

2. Оскільки кислота взаємодіє як одноосновна, то її складові- атом Гідрогену та кислотний залишок H_2PO_4^- . Отже,

$$M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M_E(\text{H}^+) + M_E(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1 + 97 = 98 \text{ (г/моль)}$$

Відповідь. Молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти дорівнюють відповідно 37 та 98 г/моль.

Приклад 6. При взаємодії оксиду невідомого металу масою 1.2 г з воднем утворилось 0.27 г води. Визначте формулу оксиду.

Розв'язання

За законом еквівалентів

$$m(\text{окс}) : m(\text{H}_2\text{O}) = M_E(\text{окс}) : M_E(\text{H}_2\text{O})$$

$$M_E(\text{H}_2\text{O}) = 18 : 2 = 9 \text{ (г/моль)}. \text{ Тоді } 1.2 : 0.27 = M_E(\text{окс}) : 9, \text{ звідси } M_E(\text{окс}) = 40 \text{ г/моль}$$

З іншого боку $M_E(\text{окс}) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{O})$, тому $M_E(\text{Me}) = M_E(\text{окс}) - M_E(\text{O})$, а $M_E(\text{O}) = 16 : 2 = 8 \text{ г/моль}$, тому $M_E(\text{Me}) = 40 - 8 = 32 \text{ (г/моль)}$.

Відомо, що $M_E = M \cdot E = M : V$; $M = M_E \cdot V$. Якщо валентність $V = 1$, то $M = 32$, а такого металу не існує. Якщо $V = 2$, то $M = 32 \cdot 2 = 64 \text{ (г/моль)}$. Це Купрум. Формула оксиду CuO

Розрахунки, що проводять для газів та їх сумішей

Приклад 7. Масова частка карбон діоксиду в газовій суміші з азотом становить 40%. Який об'єм (н.у.) займе 40 г цієї суміші?

Розв'язання

Масова частка речовини в суміші розраховується за формулою

$$\omega = m(\text{реч}) : m(\text{сум.}), \text{ звідси } m(\text{реч}) = \omega \cdot m(\text{сум.}), \quad m(\text{CO}_2) = 40 \cdot 0.4 = 16 \text{ (г)}, \text{ а}$$

$m(\text{N}_2)=40-16=24$ (г). Щоб розрахувати об'єми газів спочатку знаходять їх кількість речовини:

$$\nu(\text{CO}_2)=m / M=16:44=0.3636(\text{моль}), \text{ за н.у.: } V(\text{CO}_2)=\nu \cdot V_m=0.3636 \cdot 22.4=8.145 \text{ (л)}$$

$$\nu(\text{N}_2)=m / M=24:28=0.8571(\text{моль}), V(\text{N}_2)=\nu \cdot V_m=0.8571 \cdot 22.4=19.2 \text{ (л)}$$

$$V_{(\text{сум})}=8.145+19.2=27.3 \text{ (л)}.$$

Приклад 8. Відносна густина газу за воднем становить 17. Знайдіть масу 1 л (н.у.) цього газу. Яка його відносна густина за повітрям?

Розв'язання

Оскільки $D(\text{H}_2)=M(\text{газу}) : M(\text{H}_2)$,

$$\text{то } M(\text{газу})=M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2)= 17 \cdot 2=34(\text{г/моль});$$

$$m(\text{газу})= M \cdot \nu=M \cdot V : V_m =34 \cdot 1 : 22.4=1.52(\text{г}).$$

Густина газу за повітрям $D_{(\text{пов.})}=M(\text{газу}) : M_{(\text{пов.})}=34:29=1.17$, де 29- середня молярна маса повітря.

Приклад 9. Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу при 27⁰С та 150 кПа?

Розв'язання

Розраховуємо масу газу:

$$m=M \cdot \nu; (M(\text{H}_2)=2\text{г/моль}); \nu=V / V_m.$$

$$m=2 \cdot 4 / 22.4=0.357 \text{ г.}$$

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюємо об'єм газу при 27⁰С (300 К) та 150 кПа.

$$PV=\nu RT,$$

$$V=m \cdot R \cdot T / M \cdot p=0.357 \cdot 8.31 \cdot 300 / 2 \cdot 150=2.97\text{л}.$$

Завдання для самостійного роз'язку

1. Обчисліть масу суміші, утвореної з 5,6 л кисню та 11,2 л (н.у.) дигідроген сульфїду. (Відповідь: 25 г)
2. Невідомий газ, що потрапив в атмосферне повітря, об'ємом 2 л за нормальних умов має масу 6,34 г. Визначте молярну масу газу і ідентифікуйте забруднювач, врахоауючи, що даний газ має різкий запах. (Відповідь: 71 г/моль)
3. Чому дорівнює атмосферний тиск на вершині гори, висотою понад 5 км, якщо за $t = 0^\circ\text{C}$ маса 1 л взятого там повітря дорівнює 700 мг? (Відповідь: 54,7 кПа)
4. У якій масі заліза міститься стільки ж атомів, скільки їх є у 5,6 л водню (н.у.)? (Відповідь: 28 г)
5. Арсен утворює два оксиди, з яких один містить 65,2% As, а інший 75,7% As. Один з них лише входить до складу різних мінералів разом з іншими оксидами, а інший - утворює мінерал самостійно. Визначити еквівалентні маси Арсену в обох випадках та знайти назву відповідного мінералу. (Відповідь: 15 г/моль та 25 г/моль. Арсеноліт)
6. У скільки разів більше молекул міститься у 3,4 г азоту порівняно з 3,4 г дигідрогенсульфїду? (Відповідь: 13,9)
7. У якому об'ємі HCl (н.у.) міститься стільки ж молекул, скільки їх є у 68 г дигідрогенсульфїду? (Відповідь: 44,8)
8. Знайдіть масу 1 л (н.у.) газової суміші, що містить вуглекислий газ (карбон діоксид) та метан, якщо об'ємна частка карбон діоксиду в суміші становить 40%. (Відповідь: 1,09 г)
9. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три гази: азот (об'ємна частка 78%), кисень (21%) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів (Відповідь: 29,0 г/моль)
10. Середня молярна маса азотводневої суміші дорівнює 24 г/моль. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші. (Відповідь: 85.4% азоту)
11. Відносна густина газу за воднем дорівнює 15. Визначте молярну масу газу. (Відповідь: 30)

12. Змішали однакові об'єми кисню та вуглекислого газу. Яка відносна густина за воднем добутої суміші? (Відповідь: 19,0)
13. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тиском 10 МПа за температури 20 °С. Обчисліть масу газу. (Відповідь: 5,74 г)
14. Водень у кількості речовини 10 моль зібрано у балоні місткістю 20 л за $T = 23^{\circ}\text{C}$. Визначте тиск газу в балоні. (Відповідь: 1230 кПа)
15. Обчисліть об'єми газів за $T = 20^{\circ}\text{C}$ та 700 кПа: а) 1 кг водню; б) 2.5 кг сульфур (+4) оксиду.
16. Газ масою 0,865 г за $T = 42^{\circ}\text{C}$ та $P = 102,9$ кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу? (Відповідь: 32 г/моль)
17. Визначте відносну густину водяної пари за киснем за нормальних умов.
18. Густина газу за нормальних умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть молярну масу газу. (Відповідь: 34,1 г/моль)
19. Розрахуйте еквіваленти елементів та еквівалентні маси речовин:
Оксидів: SO_3 , P_2O_5 , SO_2 , CaO , N_2O_5 , Cr_2O_3 , Cl_2O , NO_2 , MoO_3
Основ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, LiOH .
Кислот: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HClO , HClO_3 , HNO_2 .
Солей: CaS , FeCl_3 , CaSO_3 , K_2SO_4 , NaH_2PO_4 , NaNO_3 , KClO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$.
20. Масова частка Оксигену в одному з оксидів Плюмбуму становить 7,18 %. Обчисліть молярну масу еквівалента металу. (Відповідь: 103,6 г/моль)
21. Метал масою 1 г реагує з 1,78 г сірки. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента Сульфуру дорівнює 16 г/моль. (Відповідь: 9,0 г/моль)
22. Та сама маса металу реагує з 0,4 г кисню або з 6,346 г галогену. Визначте молярну масу еквівалента галогену. (Відповідь: 126,9 г/моль)
23. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо його зразок масою 2,47 г витісняє з кислоти 1 л водню за $t = 18^{\circ}\text{C}$ та тиску 101,3 кПа. (Відповідь: 32,7 г/моль)

24. Визначте молярну масу еквівалента основи, якщо на нейтралізацію зразка сполуки масою 3 г витрачено 4,52 г HCl. (Відповідь: 24,2 г/моль)
25. В Манган оксиді масова частка Мангану становить 69,7 %. Визначити формулу сполуки, еквівалентну масу Мангану та його оксиду (Відповідь: 18,4; 26,3 г/моль).

Лабораторна робота **Класи неорганічних сполук**

Мета: Одержати сполуки, що належать до різних класів неорганічних речовин, в тому числі комплексні сполуки та назвати їх за систематичною номенклатурою.

1. *Дослід 1.* Одержання оксидів.

1.1. Одержання оксидів безпосередньою взаємодією елемента з киснем.

Шматочок магнієвої стрічки зажати в пінцеті і внести в полум'я спиртівки. Спостерігати реакцію горіння магнію з виділенням великої кількості світла. Написати рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

1.2. Одержання оксидів в реакції розкладу солі.

В суху пробірку помістити невелику кількість малахіту $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і прожарити в полум'ї спиртівки до зміни забарвлення речовини в пробірці. Які спостереження ви бачите? Написати рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки. Тверду речовину, що утворилась зберігати для виконання досліду 4.1.2.

2. *Дослід 2.* Одержання гідроксидів.

2.1. Взаємодія основного оксиду з водою. До невеликої кількості сухого кальцій оксиду (негашене вапно) додати (ОБЕРЕЖНО!) воду. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

2.2. Взаємодія солі з лугом. В пробірку налити 1 мл розчину солі Купруму, або Феруму. До нього додати надлишок розчину лугу NaOH. Що утворюється? Записати колір осадів та скласти рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

3. *Дослід 3.* Одержання кислот.

3.1. Взаємодія кислотного оксиду з водою. В суху пробірку помістити хром триоксид і додати воду до повного розчинення оксиду. Спостерігати розігрів пробірки. Напишіть рівняння реакції, назвіть за систематичною номенклатурою сполуку.

3.2. Взаємодія солі з кислотою.

3.2.1. До розчину динатрій силікату додати розчин хлоридної кислоти. Що спостерігається? Визначте природу осаду, напишіть рівняння реакцій, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

3.2.2. До розчину аргентум нітрату додати розчин хлоридної кислоти. Що спостерігається? Визначте природу осаду, напишіть рівняння реакцій, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки

4. *Дослід 4.* Одержання солей.

4.1. Середні солі.

4.1.1. Реакція між кислотою і основою. До розчину хлоридної кислоти додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігати підвищення температури рідини в пробірці. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.1.2. Реакція між основним оксидом і кислотою. Купрум оксид, який утворився при розкладі малахіту, залити розчином сульфатної кислоти до повного розчинення. (Для прискорення реакції можна підігріти). Спостерігати утворення блакитного розчину солі Купруму. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.1.3. Реакція між кислотним оксидом і основою. До хром триоксиду додати розчин натрій гідроксиду до повного розчинення оксиду. Спостерігати утворення прозорого розчину солі. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.2. Основні солі.

Взаємодія солі з основами. В одній пробірці до розчину купрум сульфату додати невеличкий розчин NaOH, а в другій пробірці – невеличкий розчин амоніаку NH₄OH. Спостерігати утворення зелено-блакитного осаду основної солі. Скласти рівняння реакцій, назвати речовини.

4.3. Кислі солі. Взаємодія солі з кислотою.

До кристалічного натрій сульфату додати концентровану сульфатну кислоту. Спостерігати розчинення солі. Скласти рівняння реакцій, назвати речовини.

Дослід 5. Комплексні сполуки.

5.1. Одержання сполук з комплексним катіоном.

5.1.1. В пробірку з розчином аргентум нітрату додати розчин натрій хлориду до утворення осаду. До нього додати розчин амоніаку до розчинення аргентум хлориду.

5.1.2. В пробірку з розчином купрум сульфату додати розчин амоніаку до утворення осаду та продовжувати додавати розчин амоніаку до розчинення осаду. Відмітити колір утвореного комплексу.

5.2. Одержання сполук з комплексним аніоном.

5.2.1 В пробірку з розчином меркурій (II) нітрату додати розчин калій йодиду до утворення осаду. До нього додати надлишок того ж калій йодиду до розчинення осаду.

5.2.2. В пробірку з розчином бісмут (III) нітрату додати розчин калій йодиду до утворення осаду. До нього додати надлишок того ж калій йодиду до розчинення осаду.

Загальний висновок по роботі:

Розрахунки, пов'язані з приготуванням розчинів

Приклад 1. Обчисліть масу натрій хлориду та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати розчин натрій хлориду масою 300 г з масовою часткою солі 5%.

Дано: $m_{\text{розч}} = 300$ г, $\omega(\text{NaCl}) = 0.05$.

$m(\text{NaCl})$ - ? $V(\text{H}_2\text{O})$ -?

Формули:

$$\omega(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / m_{\text{р-ну}}; \quad m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m_{\text{р-ну}};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl});$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ кг} / \text{м}^3 = 1000 \text{ г} / \text{л} = 1 \text{ г} / \text{мл}.$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}).$$

Розв'язання

1) $m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0.05 = 15$ (г)

2) $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 300 - 15 = 285$ (г)

3) $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 285 / 1000 = 0.285$ (л)

Відповідь: для приготування розчину треба зважити 15 г натрій хлориду, відміряти мірним циліндром 285 мл води і розчинити сіль в воді.

Приклад 2. Розрахувати масу мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, яку треба взяти для приготування 200 мл 2 М розчину CuSO_4 .

Розв'язання

1. Розрахуємо кількість речовини CuSO_4 , що повинна міститися в розчині:

$$C_m = \nu / V, \quad \nu = C_m \cdot V.$$

$$\nu(\text{CuSO}_4) = 2 \text{ моль} / \text{л} \cdot 0.2 \text{ л} = 0.4 \text{ моль}.$$

2. Розрахуємо масу CuSO_4 , що відповідає розрахованій кількості речовини:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \nu \cdot M = 0.4 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г} / \text{моль} = 64 \text{ г}.$$

3. Розрахуємо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, яка містить розраховану масу CuSO_4 .

Виходячи з молярних мас солі CuSO_4 та її кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, складаємо та розв'язуємо пропорцію:

В 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ міститься 160 г CuSO_4 ,

В x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ міститься 64 г CuSO_4 .

$X = 250 \cdot 64 / 160 = 100$ г, тобто в 100 г мідного купоросу міститься 64 г CuSO_4 .

Відповідь: для приготування розчину треба зважити 64 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, розчинити в стакані в невеликій кількості води, перенести одержаний розчин в мірну колбу на 200 мл і, додаючи воду, довести об'єм розчину в ній до позначки.

Приклад 3. Розрахувати об'єм концентрованої (96 %) H_2SO_4 та води, які необхідно взяти для приготування 150 мл 15% розчину.

Розв'язання

1. Розрахуємо масу розчину, який треба приготувати:

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho$$

$$\rho(15\% \text{ р-ну } \text{H}_2\text{SO}_4) = 1.1 \text{ г/мл.}$$

$$m_{15\% \text{ р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho = 150 \text{ мл} \cdot 1.1 = 165 \text{ г.}$$

2. Знайдемо масу H_2SO_4 , яка повинна міститися в даному розчині:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / m_{\text{р-ну}}; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ну}};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0.15 \cdot 165 = 24.75 \text{ г.}$$

3. Розрахуємо масу концентрованого розчину H_2SO_4 , в якому міститься необхідна кількість кислоти:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / m_{\text{р-ну}}; \quad m_{\text{р-ну}} = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \omega(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

$$m_{96\% \text{ р-ну}} = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24.75 / 0.96 = 25.78 \text{ (г).}$$

4. Розрахуємо масу води, в якій потрібно розчинити визначену масу концентрованого розчину кислоти.

$$m_{15\% \text{ р-ну}} = m_{96\% \text{ р-ну}} + m(\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = m_{15\% \text{ р-ну}} - m_{96\% \text{ р-ну}};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{15\% \text{ р-ну}} - m_{96\% \text{ р-ну}} = 165 \text{ г} - 25.78 \text{ г} = 139.22 \text{ г.}$$

Оскільки $\rho(\text{H}_2\text{O})=1 \text{ г/мл}$, то $V_{\text{р-ну}}=m_{\text{р-ну}}/\rho = \underline{139.2 \text{ мл}}$.

5. Визначимо об'єм відповідної кількості концентрованого розчину кислоти:

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho; \quad V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho$$

$$\rho(96\% \text{ р-ну } \text{H}_2\text{SO}_4) = 1.84 \text{ г/мл.}$$

$$V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho = 25.78 \text{ г} / 1.84 \text{ г/мл} = \underline{14 \text{ мл}}$$

Відповідь: для приготування розчину треба відміряти циліндром 139.2 мл води, вилити її в склянку для приготування розчину і додати туди відміряні циліндром 14 мл 96% розчину сульфатної кислоти.

Приклад 4. Розрахувати необхідну кількість 25 % розчину амоній гідроксиду (з густиною 0.91 г/л) для приготування 100 мл 5 н розчину .

Розв'язання

1. Розрахуємо кількість еквівалентів речовини NH_4OH , яка повинна міститися в 100мл (0.1 л) розчину з нормальною (молярною еквівалентною) концентрацією 5Моль/л :

$$C_{\text{н}} = \nu_{\text{екв}} / V, \quad \nu_{\text{екв}} = C_{\text{н}} \cdot V.$$

$$\nu_{\text{екв}} = C_{\text{н}} \cdot V = 5 \cdot 0.1 = 0.5 \text{ моль.}$$

2. Оскільки амоній гідроксид- однокислотна основа , то його еквівалент дорівнює 1 , відповідно $\nu_{\text{екв}} = \nu$. Визначимо масу NH_4OH , яка містить 0.5 моль речовини:

$$m = \nu \cdot M = 0.5 \text{ моль} \cdot 35 \text{ г/моль} = 17.5 \text{ г.}$$

3. Розрахуємо масу 25% розчину, що містить 17.5 г NH_4OH :

$$\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = m(\text{NH}_4\text{OH}) / m_{\text{р-ну}};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NH}_4\text{OH}) / \omega(\text{NH}_4\text{OH})$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NH}_4\text{OH}) / \omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 17.5 \text{ г} / 0.25 = 70 \text{ г.}$$

4. Визначимо об'єм 70 г 25% розчину NH_4OH :

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho; \quad V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho$$

$$V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho = 70 \text{ г} / 0.910 \text{ г/мл} = 76.9 \text{ мл.}$$

Відповідь: Для приготування 100 мл 5 н розчину потрібно відміряти піпетками 76.9 мл 25% розчину NH_4OH (наприклад, піпеткою Мора на 50 мл та двічі піпеткою на 10 мл, а потім скористуватися градуйованою піпеткою, відмірявши нею 6.9 мл) ; перенести відміряний об'єм розчину в мірну колбу на 100 мл і довести об'єм розчину дистильованою водою до позначки.

Приклад 5. Розрахувати молярну концентрацію розчину, якщо при розчиненні натрій гідроксиду масою 120 г одержали розчин об'ємом 2 л.

Дано: $m(\text{NaOH}) = 120$ г, $V_{\text{р-ну}} = 2$ л, $C_{\text{M}}(\text{NaOH})$ -?

Формули:

$$C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) / V_{\text{р-ну}};$$

$$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}); M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г / моль.}$$

Розв'язання

1) $\nu(\text{NaOH}) = 120 / 40 = 3$ моль.

2) $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 3 / 2 = 1.5$ моль / л.

Відповідь: молярна концентрація розчину- 1.5 моль/л.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного під час розчинення 60 г ферум дихлориду в 150 г води. (*Відповідь:* 0,29)

2. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного під час розчинення 120 г натрій сульфату в 300 г води. (*Відповідь:*0,28)

3. Яку масу калій нітрату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8% розчин. (*Відповідь:*17,4)

4. Розрахувати наважку NaCl для приготування 4л розчину з $\omega = 10\%$. (*Відповідь:* 42,8 г)

5. Яку масову частку має розчин, утворений в результаті додавання 100 г води до 200 г 20% розчину натрій гідроксиду? (*Відповідь:*0,133)

6. Скільки мл 30%-го розчину H_2O_2 ($\rho = 1,11$) необхідно взяти для приготування 2 л розчину із $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 3\%$ ($\rho = 1,007$)? (Відповідь: 181 мл)
7. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду щоб одержати 30% розчин? (Відповідь: 116,3)
8. Скільки грамів води треба додати до 300 г 15% розчину калій хлориду, щоб одержати 8% розчин? (Відповідь: 262,5)
9. Скільки грамів 40% розчину купрум сульфату необхідно додати до 170 г води, щоб одержати 12% розчин? (Відповідь: 72,8)
10. Яку масову частку має розчин, утворений в результаті змішування 40 г 30 % розчину натрій гідроксиду та 170 г 40% розчину цієї речовини? (Відповідь: 38%)
11. Скільки грамів 8% розчину літій гідроксиду необхідно додати до 120 г 20% розчину цієї речовини, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,1?
12. До 120 г 28 % розчину солі долити 216 мл води. Чому дорівнює масова частка солі в одержаному розчині? (Відповідь: 10%)
13. Скільки треба взяти 70% і 95% розчинів, щоб одержати 50 кг 80% розчину? (Відповідь: $m(70\%) = 30$ кг, $m(95\%) = 20$ кг)
14. Визначити молярну концентрацію розчину, у 50 мл якого міститься 5,6 г калій гідроксиду. (Відповідь: 2 моль/л)
15. Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з густиною 1,14 г/мл, який утворений з 800 г води та 120 г кристалічного натрій гідроксиду? (Відповідь: 3,75)
16. Визначте молярну концентрацію еквівалента солі в розчині, одержаному під час розчинення 50 г калій сульфату у 250 мл води, якщо густина добутого розчину становить 1,1 г/мл. (Відповідь: 2,1 моль/л)
17. Визначте молярну концентрацію кислоти в розчині, одержаному в результаті зливання 300 мл 0,2 М та 600 мл 0,7 М розчинів хлоридної кислоти. Зміною об'єму розчину знехтувати. (Відповідь: 0,53 моль/л)

18. Який об'єм 2,5 М розчину натрій гідроксиду потрібно використати для приготування 0,3М розчину лугу об'ємом 100 мл? (Відповідь:12 мл)
19. Яку масову частку матиме розчин купрум сульфату, якщо 50 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчинити в 540 г води. (Відповідь:0,054)
20. В якій масі води необхідно розчинити 100 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин магній сульфату з масовою часткою 0,16? (Відповідь:229 г)
21. Яку масу кристалогідрату $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ необхідно розчинити в 600 г води, щоб одержати 25% розчин магній нітрату? (Відповідь:461,5 г)
23. Обчисліть масу натрій хлориду, яка міститься в 400 мл розчину з масовою часткою солі 18% і густиною $1,15 \text{ г/см}^3$. (Відповідь:82,8 г)
24. До 150 г розчину калій нітрату з масовою часткою солі 30% додали 100 мл води. Знайдіть масову частку солі в новоутвореному розчині. (Відповідь:18%)
25. Визначте молярну концентрацію розчину, який одержали змішуванням 400 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 9 моль /л і густиною $1,49 \text{ г/мл}$ та 600 мл розчину цієї кислоти з концентрацією 2 моль/л і густиною $1,12 \text{ г/мл}$, якщо густина одержаного розчину $1,24 \text{ г/мл}$. (Відповідь:4,18 моль/л)
26. Обчисліть масу розчину магній сульфату з масовою часткою солі 10%, який необхідно взяти для приготування 300 мл 0,5 М розчину цієї солі. (Відповідь:180 г).
27. Скільки літрів води необхідно додати до 500 мл розчину нітратної (V) кислоти з масовою часткою 40% і густиною $1,25 \text{ г/см}^3$, щоб утворився розчин з масовою часткою кислоти 10%. (Відповідь:1,9 л)
28. Порівняйте молярні концентрації речовин в таких розчинах :
- а) 500 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 50 %. ($\rho=1,525 \text{ г/см}^3$)
- б) 600 г розчину з масовою часткою сульфатної(VI) кислоти 60% ($\rho=1,498 \text{ г/см}^3$); у якого з них більша молярна концентрація?

29. Визначте масу води, в якій необхідно розчинити 50 г калій сульфату для одержання розчину з масовою часткою речовини 10 %. (Відповідь: 450 г)

30. Визначте масову частку сульфатної кислоти у розчині, одержаному розчиненням 33,6 л сульфур триоксиду у 245,25 г води (н.у.).

31. Визначте масову частку ферум (II) сульфату у розчині, одержаному розчиненням 83,4 г залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ в 516,6 г води. (Відповідь: 7,6%)

32. Яку нормальну концентрацію буде мати розчин сульфатної кислоти, густина якого 1,73, якщо він утворений з 10 г розчину з молярною концентрацією 4 моль/л і густиною 1,23 г/мл та 90 г розчину з молярною концентрацією 15 моль/л і густиною 1,76? (Відповідь: 27 моль/л)

33. Маємо 10% розчин сульфатної кислоти ($\rho = 1,07$ г/мл). Обчислити молярність, нормальність, моляльність розчину та молярну частку в ньому кислоти. (Відповідь: $C_M = 1,09$ моль/л; $C_E = 2,18$ моль/л; $C_m = 1,13$ моль/кг; $x = 0,02$ або 2 мол. %)

34. Обчислити температуру замерзання та кипіння водного розчину глюкози, масова частка якої 15 %. (Відповідь: $T_3 = 271,34$ К; $T_K = 373,67$ К)

35. Під час розчинення 0,029 моль неелектроліту в 100 г ацетону температура кипіння останнього підвищилась на 0,43 К. Визначити ебуліоскопічну константу ацетону. (Відповідь: 1,48 К · г/моль)

36. Скільки грамів глюкози міститься в 0,2 л розчину, осмотичний тиск якого за $t=37^\circ\text{C}$ дорівнює 810,6 кПа? (Відповідь: 11,3 г)

37. Визначити молекулярну масу гемоглобіну, якщо осмотичний тиск розчину (5 г речовини в 100 мл розчину) за $t=27^\circ\text{C}$ становить $1,82 \cdot 10^3$ Па. (Відповідь: 68489)

39. За якої температури замерзає кров людини? (Зробити відповідні розрахунки). (Відповідь: 0,56 °C)

40. За якої температури замерзає 3%-ний розчин етанолу у воді? (Відповідь: 1,39 °C)

Лабораторна робота Приготування розчинів

Мета: навчитися готувати розчини заданої концентрації, провівши попередні необхідні розрахунки.

Дослід 1. За завданням викладача приготувати задану кількість розчину _____ з заданою масовою часткою _____ із твердої речовини _____ і розчинника. Для цього зробити всі необхідні розрахунки, зважити розчинену речовину та виміряти циліндром необхідну кількість води.

Дослід 2. За завданням викладача приготувати задану кількість розчину _____ з заданою молярністю _____ із твердої речовини _____ і розчинника. Для цього зробити всі необхідні розрахунки, зважити розчинену речовину, розчинити її в дисцильованій воді у відповідній мірній колбі та приготувати заданий об'єм доведенням рівня рідини до позначки.

Дослід 3. За завданням викладача приготувати задану кількість _____ розчину з заданою масовою часткою _____ із концентрованого розчину речовини _____ і розчинника. Для цього зробити всі необхідні розрахунки, виміряти необхідний об'єм концентрованого розчину речовини циліндром та виміряти необхідну кількість води.

Дослід 4. За завданням викладача приготувати задану кількість розчину _____ з заданою молярністю _____ із концентрованого розчину речовини _____ і розчинника. Для цього зробити всі необхідні розрахунки, виміряти необхідний об'єм концентрованого розчину речовини та розчинити її в мірній колбі.

Загальні висновки по роботі:

Лабораторна робота Електролітична дисоціація

Мета: дослідити властивості розчинів електролітів та зміну забарвлення індикаторів в залежності від кислотності середовища.

Дослід 1. Електропровідність розчинів речовин.

За допомогою приладу, визначте можливість запропонованих речовин проводити електричний струм:

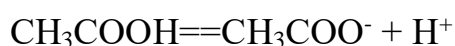
- а) дистильована вода;
- б) водопровідна вода;
- в) розчин цукру;
- г) розчин НСІ
- д) розчин КОН
- е) розчин солі.

Для речовин, що проводять електричний струм складіть рівняння дисоціації.

Дослід 2. Залежність електропровідності, або ступеню дисоціації від концентрації.

В стаканчик приладу налити льодяну оцтову кислоту і впевнитися в неможливості проходження електричного струму. Не виключаючи приладу з мережі, обережно долити в стакан невелику кількість дистильованої води. Що спостерігається?

Долити ще води до максимального накалювання електричної лампочки, зробити висновки відносно залежності ступеню дисоціації від концентрації.



Дослід 3. Забарвлення індикаторів в залежності від середовища.

В дев'ять пронумерованих пробірок налити по 1,5 - 2 мл дистильованої води. Розділити пробірки на 3 серії. В пробірки першої серії додати по 1 краплині фенолфталеїну, в пробірки другої серії додати по 3 краплини метилового оранжевого, в пробірки третьої серії додати по 5 краплин лакмусу. В кожену першу пробірку серії додати по 1 краплині розчину лугу, в кожену другу пробірку – по 1 краплині розчину НСІ, треті пробірки показують забарвлення індикаторів в нейтральному середовищі. Записати свої спостереження в таблицю:

Індикатор	pH = 7 нейтральне	pH > 7 лужне	pH < 7 кислотне
Фенолфталеїн			
Метилоранж			
Лакмус			

Дослід 4. Вимірювання рН за допомогою індикаторного паперу.

На листочок індикаторного паперу нанести крапельку розчину солі, лугу, кислоти з реактивів, що є в штативі. Негайно піднести вологий папірець до шкали і визначити значення рН. Записати спостереження в зошит.

Дослід 5. Рівновага в розчинах електролітів.

В пробірку налити 3 мл дистильованої води і додати 2 краплі розчину оцтової кислоти, 2 краплі метилоранжу. Яке забарвлення має розчин? Розділити цей розчин на дві пробірки і до одної додати кристали натрій ацетату. Ретельно перемішати паличкою і відзначити зміну забарвлення розчину. Написати рівняння дисоціації речовин і пояснити спостереження.

Дослід 6. Визначення рН в розчинах солей, які належать до різних груп.

За допомогою індикаторного паперу визначить рН в розчинах солей, що надані в штативі, які належать до різних груп. Написати рівняння гідролізу і величину рН середовища.

Дослід 7. Визначення рН в розчинах кислих і середніх солей.

За допомогою індикаторного паперу визначить рН в розчинах солей, що надані в штативі: Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , які мають однакову молярну концентрацію. Написати рівняння гідролізу і величини рН середовища.

Дослід 7. Вплив температури на рівновагу процесу гідролізу солі.

В пробірку з розчином амоній хлориду додати краплю метилоранжу. Розчин розділити на 2 пробірки, одну з яких нагріти. Що спостерігається? Чим можна пояснити різницю в інтенсивності забарвлення? Згадайте, що гідроліз-ендотермічний оборотний процес.

Загальні висновки по роботі:

Перелік питань до екзамену

1. Основні поняття хімії: елементарні частинки, атом, молекула, моль, відносні атомні і молекулярні маси.
2. Основні поняття хімії: молярна маса, хімічний еквівалент, еквівалентна маса.
3. Основні закони хімії

4. Класифікація неорганічних сполук.
5. Міжнародна систематична номенклатура неорганічних сполук
6. Оксиди. Класифікація. Номенклатура. Способи добування. Хімічні властивості.
7. Основи. Класифікація. Номенклатура. Способи добування. Хімічні властивості.
8. Амфотерні гідроксиди. Способи добування. Хімічні властивості.
9. Кислоти. Класифікація. Номенклатура. Способи добування. Хімічні властивості.
10. Солі. Класифікація. Номенклатура. Способи добування. Хімічні властивості.
11. Загальні уявлення про комплексні сполуки (КС). Основні положення координаційної теорії.
12. Класифікація та номенклатура КС.
13. Будова, властивості та одержання КС. Стійкість КС.
14. Будова атому. Перші моделі будови атома.
15. Квантово-механічні уявлення про частки мікросвіту.
16. Електронна оболонка атома і правила її побудови
17. Відкриття і розвиток Періодичного закону.
18. Періодичний закон з точки зору теорії будови атома.
19. Атомне ядро, ядерні перетворення.
20. Атомне ядро. Ізотопи, ізотони, ізобари.
21. Види хімічного зв'язку в молекулах.
22. Ковалентний зв'язок. Види ковалентного зв'язку.
23. Механізми утворення ковалентного зв'язку, характеристики зв'язку.
24. Теорія гібридизації атомних орбіталей. Види гібридизації.
25. Будова кристалічних речовин. Іонний зв'язок.
26. Види хімічного зв'язку. Водневий зв'язок, металічний зв'язок.
27. Термодинамічні параметри системи. Тепловий ефект реакції.

28. Ентальпія, стандартна ентальпія утворення. Розрахунок теплових ефектів хімічних реакцій.
29. Ентропія. Визначення зміни ентропії процесів.
30. Закони термодинаміки, напрямок хімічних реакцій.
31. Швидкість хімічних реакцій, залежність від різних факторів.
32. Оборотні хімічні реакції, константа рівноваги, принцип Ле-Шательє.
33. Розчини, розчинність речовин.
34. Способи вираження концентрації розчинів.
35. Властивості розведених розчинів.
36. Явище осмосу. Закони Рауля.
37. Теорія електролітичної дисоціації.
38. Характер електролітів, константа дисоціації.
39. Іонні реакції і рівняння.
40. Гідроліз солей
41. Теорія окисно-відновних реакцій. Методи урівнювання ОВР.
42. Загальні властивості металів. Поширеність у природі. Корозія металів.
43. Хімічні та електрохімічні властивості металів.
44. Стандартні електродні потенціали, ряд напруг металів.
45. Гетерогенні окисно-відновні процеси.
46. Гальванічні елементи, застосування, механізм дії.
47. Електроліз. Закони електролізу.

Рекомендована література

1. Хімія [Електронний ресурс] : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки» / А. В. Підгорний, Т. М. Назарова, Т. І. Дуда; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові дані: (1 файл: 13 Мбайт). – Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 350 с.
2. Хімія. Підручник. Частина I. Загальна хімія. За ред. акад. УАН Голубєва А.В. – К.: Кондор-Видавництво., 2016. – 264 с. Зб.формат.

3. Замай Ж. В. Хімія навколишнього середовища. Частина 1. Загальна хімія : навч. посіб. для здобувачів першого рівня вищої освіти за спеціальністю 101 – Екологія / Ж. В. Замай, С. В. Ткаченко. – Чернігів : НУ «Чернігівська політехніка», 2020. – 124 с.
4. Хімія з основами біогеохімії : навч. посіб. / Б. М. Федішин, та ін. Житомир: ЖНАЕУ, 2010. 546 с.
5. Environmental Chemistry. Fundamentals / Jorge G. Ibanez , Margarita Hernandez-Esparza, Carmen Doria-Serrano, Arturo Fregoso-Infante, Mono Mohan Singh., New York, NY Springer, 2007. 334 p.

Додатки

Додаток А

**Таблиця Д 1- Відносні атомні маси та електронегативності
(за Полінгом) елементів Періодичної таблиці Д.І. Менделєєва.**

	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	1. 2,1 H 1.0 Гідроген						
2	3. 1,0 Li 6.9 Літій	4. 1,5 Be 9.0 Берилій	5. 2,0 B 10.8 Бор	6. 2,5 C 12.0 Карбон	7. 3,0 N 14.0 Нітроген	8. 3,5 O 16.0 Оксиген	9. 4,0 F 19.0 Флюор
3	11. 0,9 Na 23.0 Натрій	12. 1,2 Mg 24.3 Магній	13. 1,5 Al 27 Алюміній	14. 1,8 Si 28.1 Силіцій	15. 2,1 P 31.0 Фосфор	16. 2,5 S 32.0 Сульфур	17. 3,0 Cl 35.5 Хлор
4	19. 0,8 K 39.0 Калій	20. 1,0 Ca 40.0 Кальцій	21. 1,3 Sc 44.9. <i>Скандій</i>	22. 1,5 Ti 47.9. <i>Титан</i>	23. 1,6 V 50.9. <i>Ванадій</i>	24. 1,6 Cr 52.0. <i>Хром</i>	25. 1,5 Mn 54.9 <i>Манган</i>
	29. 1,9 Cu 63.5 Купрум	30. 1,6 Zn 65.4 Цинк	31. 1,6 Ga 69.7 Галій	32. 1,8 Ge 72.6 Германій	33. 2,0 As 74.9 Арсен	34. 2,4 Se 79.0 Селен	35. 2,8 Br 79.9 Бром
5	37. 0,8 Rb 85.5 Рубідій	38. 1,0 Sr 87.6 Стронцій	39. 1,2 Y 88.9 <i>Ітрій</i>	40. 1,4 Zr 91.2 <i>Цирконій</i>	41. 1,6 Nb 92.9 <i>Ніобій</i>	42. 1,8 Mo 95.9 <i>Молибден</i>	43. 1,9 Tc 98.9 <i>Технецій</i>
	47. 1,9 Ag 107.9 <i>Аргентум</i>	48. 1,7 Cd 112.4 <i>Кадмій</i>	49. 1,7 In 114.8 Індій	50. 1,8 Sn 118.7 Станум	51. 1,9 Sb 121.7 Стибій	52. 2,1 Te 127.6 Телур	53. 2,5 I 126.9 Іод
6	55. 0,7 Cs 132.9 Цезій	56. 0,9 Ba 137.3 Барій	57. 1,1 La 138.9 <i>Лантан</i>	72. 1,3 Hf 178.5 <i>Гафній</i>	73. 1,5 Ta 180.9 <i>Тантал</i>	74. 1,7 W 183.8 <i>Вольфрам</i>	75. 1,9 Re 186.2 <i>Реній</i>
	79. 2,3 Au 197.0 <i>Аурум</i>	80. 1,9 Hg 200.6 <i>Меркурій</i>	81. 1,8 Tl 204.4 Талій	82. 1,8 Pb 207.2 Плюмбум	83. 1,9 Bi 209.0 Бісмут	84. 2,0 Po [209] Полоній	85. 2,2 At [210] Астат
7	87. 0,7 Fr [223] Францій	88. 0,7 Ra 226.0 Радій	89. 1,1 Ac [227] <i>Актиній</i>	104. Db [261] <i>Дубній</i>	105. Lr [262] <i>Джоліотій</i>	106. Rf [263] <i>Резерфорд</i>	107. Bh [262] <i>Борій</i>

$1^1. 2,1^2 \text{H}^3$ 1.0^4 Гідроген ⁵

- 1-порядковий номер (заряд ядра)
- 2-значення відносної електронегативності
- 3-символ хімічного елемента
- 4-відносна атомна маса елемента
- 5-назва елемента

Додаток Б
Таблиця Д 2-Відносні молекулярні маси неорганічних речовин

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ₂ ⁺	Ca ₂ ⁺	Mg ₊₂	Al ⁺³	Cr ⁺³	Fe ⁺²	Fe ⁺³	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Cu ⁺²	Ag ⁺
O ⁻²	-	-	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170
S ⁻²	34	68	78	110	169	72	64	150	200	88	208	87	97	96	248
SO ₃ ⁻²	82	116	128	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296
SO ₄ ⁻²	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	412
CO ₃ ⁻²	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276
SiO ₃ ⁻²	78	112	122	154	213	216	100	282	332	132	340	131	141	140	292
PO ₄ ⁻³	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419

Додаток В
Деякі найважливіші фізичні сталі

Заряд електрону	$e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Маса спокою електрону	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг
Атомна одиниця маси	1 а.о.м. = $1,6605653 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж /Гц
Абсолютний ноль температури	- 273 °С
Стала Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	$F = 96480$ Кл/моль (26,8 А·год/моль)
Молярна газова стала	$R = 8,31441$ Дж / (моль К)
Об'єм ідеального газу за нормальних умов	$V_0 = 22,41383$ л/моль

Додаток Г

Співвідношення між деякими одиницями різноманітних систем

$$1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ кг/л}$$

$$1 \text{ А}^0 = 10^{-10} \text{ м}$$

$$1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3 = 10^3 \text{ см}^3 = 10^3 \text{ мл.}$$

$$1 \text{ а.о.м.} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,49 \cdot 10^{-10} \text{ Дж} = 3,55 \cdot 10^{-11} \text{ кал}$$

$$1 \text{ Дж} = 10^7 \text{ ерг} = 0,239 \text{ кал}$$

$$1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}$$

$$1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2 = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ мм рт.ст.} = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ атм.}$$

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$$

$$1 \text{ атм} = 101324 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт.ст.}$$

Додаток Д

Таблиця Д 3-Десяткові префікси до назв одиниць

Множник	Префікс	Позначення	Множник	Префікс	Позначення
10^{-1}	деци	д	10	дека	
10^{-2}	санти	с	10^2	гекто	г
10^{-3}	мілі	м	10^3	кіло	к
10^{-4}	мікро	мк	10^6	мега	М
10^{-5}	нано	н	10^9	гіга	Г
10^{-6}	піко	п	10^{12}	тетра	Т

Додаток Е

Таблиця Д 4-Розчинність деяких неорганічних солей

Йони	Br ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	Н	Н	Н	Р	Н	Р	–	Н	Н	М
Al ³⁺	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	–	Р
Ba ²⁺	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Ca ²⁺	Р	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	Р	М
Cr ³⁺	Р	–	Р	М	Н	Р	Н	Н	–	Р
Cu ²⁺	Р	–	Р	Р	–	Р	Н	Н	Н	Р
Fe ²⁺	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe ³⁺	Р	–	Р	Н	–	Р	Н	Н	–	Р
Hg ²⁺	М	–	Р	–	Н	Р	–	Н	Н	–
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li ⁺	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р	Р
Mg ²⁺	Р	М	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn ²⁺	Р	–	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Pb ²⁺	М	–	М	М	М	Р	Н	Н	Н	Н
Zn ²⁺	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р