

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Подільський державний аграрно-технічний університет
Факультет агротехнологій і природокористування
Кафедра агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін

ХІМІЯ

РОБОЧИЙ ЗОШИТ

для лабораторних занять

Студента групи, курсу_____

спеціальності

прізвище

ім'я та по-батькові

Кам'янець-Подільський

2020

УДК 542

Укладачі:

Ямборак Р.С. – кандидат географічних наук, доцент, доцент кафедри агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін;

Крачан Т.М. – кандидат хімічних наук, асистент кафедри агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін

Друкується згідно з рішенням методичної ради
Подільського державного аграрно-технічного університету
(*протокол № 3 від 29 травня 2020 року*)

Рецензенти:

О. І. Любинський, доктор сільськогосподарських наук, професор, завідувач кафедри екології Кам'янець-Подільського національного університету імені Івана Огієнка.

В. С. Вахняк, кандидат сільськогосподарських наук, доцент, доцент кафедри садівництва і виноградарства, землеробства та ґрунтознавства

Ямборак Р.С.

Хімія: Робочий зошит для лабораторних занять / Р.С. Ямборак, Т.М. Крачан. – Кам'янець-Подільський, 2020. – 56 с.

Робочий зошит складено відповідно до галузевих стандартів з хімії для здобувачів вищої освіти аграрних закладів освіти III-IV рівня акредитації. Рекомендований при виконанні лабораторного практикуму та організації самостійної роботи.

УДК 542

© Ямборак Р.С. 2020

© Крачан Т.М. 2020

Пояснювальна записка

Лабораторні заняття дають можливість студенту докладніше ознайомитись із різноманітними методами досліджень у неорганічній та органічній хімії, а також переконатись, як на властивостях та поведінці реальних речовин підтверджуються теоретичні положення хімії.

Робота в лабораторії вимагає осмислювання теоретичних положень, з якими пов'язані досліди. Тому кожен розділ поряд з описом робіт включає стислий конспект відповідного теоретичного матеріалу, однак цим матеріалом потрібно користуватися лише при повторенні теми на початку лабораторної роботи, при складанні звітів. До занять потрібно готуватися за підручником та конспектами лекцій.

Після закінчення роботи студенти складають письмові звіти за такою схемою:

- дата, номер і тема роботи;
- мета роботи;
- короткий опис ходу роботи;
- спостереження (зміна забарвлення, виділення тепла, газу тощо);
- рівняння відповідних хімічних реакцій;
- висновки.

Виконані і здані викладачу всі заплановані роботи дають можливість студенту отримати залік із лабораторного практикуму.

1. Правила роботи в хімічній лабораторії

Метою виконання лабораторних робіт є одержання навичок експериментальної роботи. Перш ніж починати виконання будь-якого експерименту, слід ознайомитися з устаткуванням і приладами, що використовують при його виконанні, правилами роботи в хімічній лабораторії і технікою безпеки. Студенти, що пройшли інструктаж з техніки безпеки і розписалися в журналі, допускаються до роботи лише у присутності викладача чи відповідального за лабораторію.

Не слід починати здійснення досліду, поки не стане зрозумілою його мета, поки не перевірено наявність устаткування, необхідного для досліду (посуд, прилади, реактиви).

При роботі точно зберігайте порядок і послідовність операцій проведення дослідів.

Важливо навчитися правильно обробляти отримані експериментальні дані й оцінювати похибки експерименту.

Основним місцем виконання лабораторних робіт є робочий стіл, на якому є визначений набір устаткування. Працюйте завжди на тому самому місці, обов'язково в халаті. Під час проведення досліду на робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Уважно спостерігайте за ходом досліду, зазначаючи і записуючи кожен його особливості (випадання і розчинення осадів, зміну забарвлення, температури тощо).

Користуйтеся реактивами, приготовленими для даної лабораторної роботи. Роботи зі шкідливими речовинами виконуйте тільки під тягою при увімкненій витяжній системі. Забороняється досліджувати властивості речовин без дозволу викладача, а також пити воду з хімічного посуду. Не нюхайте гази, що виділяються, близько нахиляючись до посудини. При визначенні запаху газу чи рідини обережно вдихайте повітря, злегка направляючи рукою струм його від посудини до себе. При нагріванні пробірки не тримайте її отвором до себе чи у бік товаришів.

Якщо випадково проллєте кислоту чи луг, то швидко змийте їх водою, а потім зверніться до лаборанта і за його вказівкою приведіть у належний порядок своє робоче місце. Не витрачайте реактивів більше необхідної кількості. Якщо ж випадково взяли розчину чи сухих препаратів більше, ніж необхідно, то надлишки викидайте (за вказівкою викладача чи лаборанта) у спеціальні сміттєзбірники, щоб уникнути забруднень реактиву. Не несіть прилади, апарати загального користування на своє робоче місце. Не плутайте пробки від краплинних піпеток і реактивних склянок. Не виливайте в раковину відпрацьовані концентровані кислоти і луги, а користуйтеся для цього банками, установленими під тягою. Папір і залишки твердих речовин кидайте в смітники. Відпрацьовані розчини солей срібла виливайте в спеціально відведений посуд, тому що при тривалому зберіганні аміачних розчинів солей аргентуму може утворитися

вибухова речовина – гримуче срібло. Після закінчення роботи вимийте використаний посуд, виключіть воду й електрику, приведене в порядок робоче місце здайте лаборанту. Підсумки заняття запишіть за установленою формою в робочий журнал і щораз давайте на підпис викладачу. При нещасних випадках негайно заявляйте лаборанту і викладачу. У лабораторії є настінна аптечка з необхідним набором для екстреної допомоги.

Запам'ятайте!

1. При заpalенні бензину, спирту, естеру накрийте полум'я азбестом чи засипте піском.

2. У випадку загоряння одягу слід гасити полум'я обгортанням у ковдру чи ін. Ні в якому разі не бігти.

3. У випадку порізу склом переконайтеся, що немає осколків, і ватною, змоченою етиловим спиртом чи перманганатом калію, видаліть кров, змажте йодом і забинтуйте.

4. *При термічних опіках* (від вогню, пари, гарячих предметів чи електричної дуги) накладіть пов'язку (марля, бинт), змочену розчином з масовою часткою KMnO_4 3 %, розчином з масовою часткою стрептоциду 2 % чи розчином харчової соди. Не можна змазувати опік вазеліном чи жиром. *При опіках кислотами* насухо витріть опік рушником, промийте великою кількістю води чи розчином з масовою часткою харчової соди 2 – 3 %, чи слабким розчином амоніаку. У випадку опіку плавиковою кислотою (HF) тривало промивайте постраждале місце водою (до появи почервоніння), а потім прикладіть суспензію з масовою часткою магній оксиду 20 % у гліцерині. *При опіках лугами* обмийте водою і нейтралізуйте лимонною кислотою чи розчином з масовою часткою оцтової кислоти 1 – 2 %.

У разі нещасного випадку негайно звертайтеся до викладача!

З правилами охорони праці ознайомлений (на) та зобов'язуюсь їх виконувати

підпис

Дата „ _____ ” _____ 20__ року

Лабораторна робота № 1

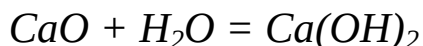
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Теоретична частина

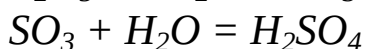
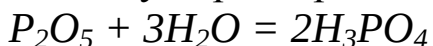
Основними класами неорганічних сполук є: оксиди, основи, кислоти і солі.

Оксиди – це речовини, до складу яких входять 2 елементи, одним із яких є Оксиген: H_2O , MgO , CO , CO_2 . Оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні та індиферентні (несолетвірні).

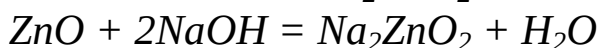
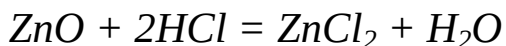
Основними називають такі оксиди, які при подальшому перетворенні дають основи:



Кислотними оксидами називають такі оксиди, які при подальшому перетворенні дають кислоти:



Амфотерними називають такі оксиди, які мають властивості і кислотних і основних оксидів:



В останній реакції оксид цинку має кислотні властивості, утворюючи сіль цинкової кислоти H_2ZnO_2 цинкат натрію.

Згідно міжнародної номенклатури всі сполуки елементів з Оксигеном (за винятком пероксидів) називаються оксидами. Якщо елемент утворює з Оксигеном лише одну сполуку, то її називають оксидом. Наприклад, кальцій оксид – CaO , алюміній оксид – Al_2O_3 . Для елементів, що виявляють змінну валентність, її вказують у дужках римськими цифрами. Так, CO – карбон (II) оксид, CO_2 – карбон (IV) оксид, P_2O_5 – фосфор (V) оксид.

Основи – це речовини, до складу яких входять метал (іон амонію) та гідроксильна група (ОН)

Класифікація і номенклатура основ.

Основи називають гідроксидами, наприклад, $NaOH$ – натрій гідроксид, $Ba(OH)_2$ – барій гідроксид. Якщо елемент утворює декілька сполук з групою OH^- , то назви основам дають із

врахуванням ступеня окиснення металу, наприклад $Fe(OH)_2$ – ферум (II) гідроксид, $Fe(OH)_3$ – ферум (III) гідроксид.

В основу класифікації основ покладено їх розчинність у воді. Добре розчинні основи називають лугами. Луги утворюються лужними і лужноземельними металами: KOH , $Ba(OH)_2$.

Кислоти – це речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену та кислотний залишок.

Формула кислоти	назва
H_2SO_4	сульфатна (сірчана)
H_2SO_3	сульфітна (сірчиста)
H_2S	сульфідна (сірководнева)
H_2CO_3	карбонатна (вугільна)
H_3PO_4	фосфатна (ортофосфорна)
HNO_3	нітратна (азотна)
HNO_2	нітритна (азотиста)
HCl	хлоридна (соляна)
HBr	бромідна (бромистоводнева)
HI	йодидна (йодистоводнева)
HF	фторидна (плавикова)
H_2SiO_3	силікатна (кремнієва)
CH_3COOH	ацетатна (оцтова)

Кислоти поділяють на оксигенвмісні (H_2SO_4 , H_2SO_3) та безоксигенові (HCl , HBr).

Основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену у ній. Так, фосфатна кислота є трьохосновною (H_3PO_4).

Солі – це речовини, до складу яких входять атоми металу і кислотні залишки (K_2SO_4 , $NaHCO_3$).

Солі поділяють на *прості*, *подвійні* і *комплексні*. Прості солі можна класифікувати на три групи: середні, кислі та основні.

Середніми називаються солі, в яких всі атоми Гідрогену кислоти заміщені на атоми металу і всі гідроксильні групи заміщені на кислотні залишки: KCl , $CaCO_3$, $NaNO_3$.

Кислими називаються солі, молекули яких разом з атомами металу містять атом Гідрогену: $KHSO_4$, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 .

Основними солями називаються такі, молекули яких разом з атомами металу містять гідроксильні групи: $CuOHCl$, $ZnOHCl$.

Назви середніх солей утворюють від назв кислот. Кислі солі називають, додаючи до назви середньої солі префікс *гідро-*, а основні – *гідроксо-*. Наприклад:

Формула кислоти	Назва солі	Приклади солей
H_2SO_4	Сульфат	K_2SO_4 – калій сульфат
HNO_3	Нітрат	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ – барій нітрат
H_3PO_4	Фосфат	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ – магній фосфат
H_2CO_3	Карбонат	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – амоній карбонат
HCl	Хлорид	AlCl_3 – алюміній хлорид

Експериментальна частина

Дослід 1. Добування оксиду.

Насипати в залізну ложечку порошку (стружку) магнію і запалити її у полум'ї спиртівки. Звернути увагу на колір добутого магній оксиду. Одержаний оксид залишити до наступного досліді.

Складіть відповідне рівняння реакції, занотуйте спостереження, зробіть висновки:

Дослід 2. Взаємодія оксидів з водою.

Взяти в пробірки по 0,1-0,2 г купрум (II) оксиду, магній оксиду та фосфор (V) оксиду. В кожен пробірку долити 3-4 мл дистильованої води і збовтати. Після відстоювання в перші дві пробірки додати 1-2 краплі фенолфталеїну, в третю – стільки ж метилоранжу.

Що спостерігається? Які оксиди взаємодіють з водою? Напишіть відповідні рівняння реакцій та висновки.

Дослід 3. Добування малорозчинних гідроксидів.

Налити в пробірки по 1-2 мл розчинів ферум (III) хлориду, купрум (II) сульфату і в кожен додати по 1-2 мл розчину натрій гідроксиду. Зверніть увагу на колір утворених осадів. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 4. Амфотерні гідроксиди.

Налити в пробірку 2-3 мл розчину солі цинку. Додати 1-2 мл розчину лугу. Утворений осад розділити на дві частини. До однієї частини додати розчин нітратної кислоти, до іншої – розчину лугу. Про що свідчить розчинення осадів? Написати відповідні рівняння реакцій. Які ще метали, крім цинку, утворюють амфотерні гідроксиди?

Дослід 5. Взаємодія основного оксиду з кислотою.

Насипати в пробірку 0,1-0,2 г купрум (II) оксиду і додати 3-4 мл хлоридної кислоти, нагріти. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Взаємодія кислотного оксиду з лугом.

В колбу В'юрца насипати порошок крейди, додати декілька мілілітрів хлоридної кислоти. Утворений вуглекислий газ пропускати крізь 2-3 мл розчину барій гідроксиду. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

Контрольні завдання

1. Обчисліть кількість молекул в 1 мл водню. (н.у.)
2. Визначте число атомів фосфору, що міститься у фосфорі P_4 масою 155 г.

3. Обчисліть еквівалентну масу натрій сульфату, натрій гідросульфату.
4. Масові частки (%) елементів у сполуці становлять: Натрію – 34,6, Фосфору – 23,3, Оксигену – 42,1. Визначте найпростішу формулу сполуки.
5. Визначте молярну масу газу, якщо 0,1 моль його займає об'єм 80 мл. (н.у.)
6. Обчисліть масу гідроген хлориду, який за нормальних умов займає об'єм 11,2л.
7. Обчисліть молярну масу оксиду сульфуру, якщо маса однієї молекули цієї речовини становить $10,64 \cdot 10^{-23}$ г.
8. Обчислити кількість речовини, що міститься в алюміній оксиді масою 35,7 г.
9. Густина деякого газу за воднем дорівнює 15. Визначте молекулярну масу цього газу.
10. Визначте густину сірководню за повітрям.
11. Із 4,08 г сульфату металу одержали 2,22 г його гідроксиду. Обчислити еквівалентну масу металу.
12. Обчисліть вміст (в %) металу в його оксиді, якщо еквівалентна маса металу становить 31,8.
13. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
 $\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
14. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
 $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$
15. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
 $\text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
16. Напишіть всі можливі солі, які утворюються при взаємодії натрій гідроксиду та фосфатної кислоти.
17. Напишіть рівняння реакцій наступних перетворень, назвіть продукти: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
18. Напишіть три рівняння реакції отримання калій сульфіді.
19. Напишіть всі можливі солі, які утворюються при взаємодії кальцій гідроксиду та сульфатної кислоти.
20. Здійсніть перетворення:
 $\text{N} \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnOHNO}_3$

Дата „ _____ ” _____ 20__ року

Лабораторна робота № 2

ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА

Теоретична частина

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм перебігу хімічних процесів. Швидкість реакцій визначається зміною концентрації реагуючих речовин в одиницю часу. Концентрацію звичайно виражають числом молів у 1 л розчину, час – у секундах. Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин і умов протікання реакції: концентрації реагентів, температури, присутності каталізаторів, поверхні розділу фаз у гетерогенній системі, а також від тиску, якщо реагенти – гази, тому, що в цьому випадку зі зміною тиску змінюється концентрація реагентів. Залежність швидкості реакції від концентрації для елементарних процесів виражається **законом дії мас**: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які зведені у ступінь їх стехіометричних коефіцієнтів.

Для реакції: $aA + bB \rightarrow dD + fF$

швидкість виражається рівнянням:

$$v = k \cdot C^a(A) \cdot C^b(B),$$

де $C(A)$, $C(B)$ – молярні концентрації речовин (моль/л);

a, b – стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції;

k – константа швидкості, що залежить від природи речовини, температури, каталізаторів і не залежить від концентрації реагуючих речовин.

Якщо в реакції, крім газу чи рідини, бере участь також і тверда речовина, концентрація якої постійна, то швидкість реакції змінюється лише в залежності від концентрації газів і розчинних речовин, тому що маса твердої речовини не впливає на швидкість реакції.

При підвищенні температури на кожні 10 °C швидкість реакції зростає в 2 – 4 рази (температурний коефіцієнт). Якщо відома швидкість реакції при температурі t_1 і температурний коефіцієнт, то швидкість реакції при будь-якій температурі приблизно може бути обчислена за формулою Вант-Гоффа:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Енергія активації – мінімальна надлишкова енергія, яку повинні мати молекули по відношенню до значення середньої енергії реагуючих молекул для того, щоб реакція стала можливою. Залежність константи швидкості реакції від температури визначається за рівнянням Арреніуса.

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Усі хімічні реакції можна розділити на оборотні і необоротні. Перші протікають одночасно в прямому і зворотному напрямках, але з різною швидкістю. Через якийсь час після їхнього початку швидкості прямої і зворотної реакцій стають однаковими і настає хімічна рівновага. У принципі всі хімічні реакції оборотні, однак у визначених умовах реакція протікає в одному напрямку до повного зникнення вихідних речовин. Такі реакції є необоротними. До них відносяться процеси, що супроводжуються випаданням осаду, виділенням газу, утворенням малодисоційованих речовин, а також процеси, що супроводжуються дуже великим виділенням теплоти. Усякий самовільний процес супроводжується надлишком енергії Гіббса ΔG ; тому критерієм протікання хімічної реакції є нерівність $\Delta G < 0$. Коли настане рівновага, ця величина досягає мінімуму, тобто критерієм рівноваги є рівність $\Delta G = 0$. Величина ΔG зв'язана із тепловим ефектом реакції співвідношенням:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S,$$

де ΔS – зміна ентропії в процесі.

Значення ΔG і ΔS залежать від концентрації реагуючих речовин. Тому для зіставлення різних реакцій і для характеристики впливу температури на процес необхідно користатися будь-якими порівняними станами. У якості останніх приймають стан реакційної суміші, у якій концентрація кожної речовини дорівнює одиниці. Такі умови називають стандартними, а стандартні величини позначаються індексом $^\circ$ (наприклад, ΔG°).

Для будь-якої реакції $aA + bB \leftrightarrow fF + dD$, у стані рівноваги виконується співвідношення:

$$K = \frac{c^f(F) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)},$$

де $c^a(A)$, $c^b(B)$, $c^f(F)$, $c^d(D)$ – концентрації речовин у момент рівноваги, K – константа хімічної рівноваги, що залежить від температури.

Напрямок зсуву рівноваги в залежності від зміни температури, концентрації чи тиску визначається **принципом Ле-Шательє**: якщо на систему, що знаходиться у стані рівноваги, подіяти ззовні будь-яким фактором (зміна концентрації, температури або тиску), то у системі виникають процеси, що зменшують ефект цього впливу.

Так, при підвищенні температури рівновага зміщується у бік реакції, що йде з поглинанням тепла.

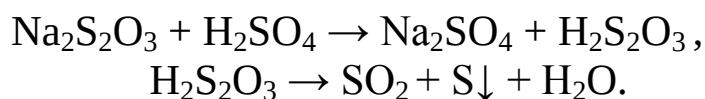
При підвищенні тиску рівновага зміщується у бік тих реакцій, що зменшують об'єм системи тощо.

Експериментальна частина

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, секундомір, розчин з молярною концентрацією натрій тіосульфату 0,25 моль/л, розчин з молярною концентрацією сульфатної кислоти 0,25 моль/л.

Хід роботи. У три пробірки налейте розчин натрій тіосульфату і дистильовану воду в кількостях, зазначених у таблиці 1. Відміряйте 3 мл розчину сульфатної кислоти, долийте її в 1 пробірку, перемішайте вміст пробірки і відзначте час від моменту зливання до помутніння. Взаємодія натрій тіосульфату із сульфатною кислотою протікає за рівняннями:

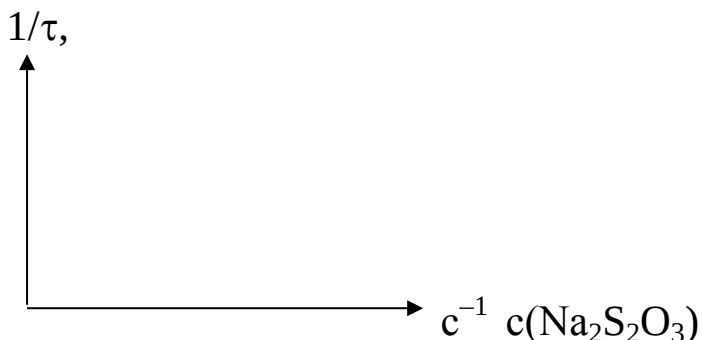


Дані запишіть у таблицю 1. Аналогічно зробіть із другою і третьою пробірками.

Таблиця 1

Об'єм, мл			Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $a/(a+b+v)$	Проміжок часу, τ , с	Відносна швидкість реакції, $1/\tau$, с^{-1}
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (а)	H_2O (б)	H_2SO_4 (в)			
9	0	3			
6	3	3			
3	6	3			

За результатами досліду побудуйте графік залежності відносної швидкості реакції від концентрації реагенту натрій тіосульфату та проведіть паралель із законом дії мас.



Висновок: _____

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, секундомір, розчин з молярною концентрацією натрій тіосульфату 0,25 моль/л, розчин з молярною концентрацією сульфатної кислоти 0,25 моль/л.

Хід роботи: У три пробірки налейте по 3 мл розчину сульфатної кислоти, а в три інші – по 3 мл розчину натрій тіосульфату. Пробірки з кислотою позначте. Помістіть першу пару пробірок (кислоту з тіосульфатом) в склянку з водою. Виміряйте температуру води в склянці і злийте вміст першої пари пробірок (кислоту в тіосульфат). Відзначте час від моменту зливання до помутніння розчину. Склянку з іншою парою пробірок нагрійте на 10 °С і злийте вміст другої пари пробірок. Так само повторіть для третьої пари пробірок, нагрівши воду на 20 °С. Результати зведіть у таблицю 2:

Таблиця 2

Температура t , °С	Проміжок часу τ , с	Відносна швидкість реакції, $1/\tau$	$\gamma; \gamma^{10} = V_{t_2} / V_{t_1}$
$t_{\text{кімнатна}}$ =			
$t_{\text{кімнатна}}$ + 10 =			
$t_{\text{кімнатна}}$ + 20 =			

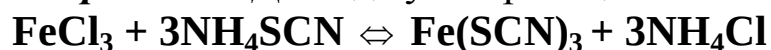
Обчисліть середнє значення температурного коефіцієнту γ та проведіть паралель з правилом Вант-Гоффа.

Висновок: _____

Дослід 3. Вплив концентрації реагенту на хімічну рівновагу

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчин з молярною концентрацією ферум (III) хлориду 0,1 моль/л, розчин з молярною концентрацією амоній роданіду 0,1 моль/л, насичений розчин ферум (III) хлориду, насичений розчин амоній роданіду.

Хід роботи: Досліджуємо реакцію:



$\text{Fe}(\text{SCN})_3$ забарвлено в криваво-червоний колір, інші речовини – безбарвні чи слабко забарвлені, тому зміна концентрації $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ позначиться на зміні забарвлення розчину. Це дозволяє спостерігати за зсувом рівноваги. До 20 мл дистильованої води додати 1,5 мл розчину FeCl_3 і 0,5 мл розчину NH_4SCN . Отриманий розчин налити у 4 пробірки і додати в першу насичений розчин FeCl_3 , у другу – насичений розчин NH_4SCN , у третю – кристалічний NH_4Cl . Четверта пробірка – контроль.

Таблиця 3

№ пробірки	Розчин, що доданий	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення чи ослаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (вліво, вправо)
1	нас. FeCl_3		
2	нас. NH_4SCN		
3	кр. NH_4Cl		

Порівнюючи інтенсивність забарвлення з кольором розчину в контрольній пробірці, і, використовуючи *правило Ле-Шательє*, поясніть зміну забарвлення розчинів.

Висновок: _____

Контрольні питання та вправи

1. Що вивчає хімічна кінетика? Чим визначається швидкість реакцій?
2. Які фактори впливають на швидкість реакції і константу швидкості реакції?
3. Приведіть математичний вираз закону діючих мас.

4. В чому полягає фізичний зміст константи швидкості реакції?
5. Приведіть математичний вираз залежності швидкості реакції від температури.
6. Що показує температурний коефіцієнт швидкості реакції?
7. Як визначити енергію активації?
8. Які процеси називаються оборотними?
9. Що є критерієм перебігу самодовільних хімічних реакцій?
10. Як змінюється рівноважний вихід продуктів реакції від температури та тиску? Приведіть приклади.
11. Обчисліть значення константи швидкості реакції $A + B = AB$, якщо при концентраціях речовин A і B , що дорівнюють відповідно 0,05 і 0,01 моль/л, швидкість реакції становить $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·хв.). (0,1 моль/(л·хв.).
12. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2A + B = A_2B$, якщо концентрацію речовини A збільшити у 2 рази, а концентрацію речовини B зменшити у 2 рази?
13. Як зміниться швидкість реакції:
 $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$, якщо:
- а) зменшити об'єм системи у 3 рази;
 - б) збільшити концентрацію NO у 3 рази?
14. Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при збільшенні температури на $30^\circ C$ швидкість реакції зросла у 15,6 рази.
15. Як вплине на рівновагу наступних реакцій: а) збільшення тиску; б) збільшення температури?
- 1) $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(g)$, $\Delta H^0 = -483,6$ кДж;
 - 2) $CaCO_3(кр) = CaO(кр) + CO_2(g)$, $\Delta H^0 = 179$ кДж.
16. У системі $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зросла швидкість прямої реакції?
17. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 25 градусів?
18. У стані рівноваги в системі $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$; $\Delta H = -92,4$ кДж концентрації речовин, що беруть участь у реакції, становлять: $c(N_2) = 3$ моль/л; $c(H_2) = 9$ моль/л; $c(NH_3) = 4$ моль/л.
- Визначте:
- а) вихідні концентрації H_2 і N_2 ;
 - б) у якому напрямку зміститься рівновага з ростом температури?
 - в) у якому напрямку зміститься рівновага, якщо зменшити об'єм реакційної посудини?

Дата „ _____ ” _____ 20 ____ року

Лабораторно-практична робота № 3

ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Теоретична частина

Розчином називається гомогенна система, що складається з двох і більше компонентів, одним із яких є розчинник, а інші – розчинені речовини. Розчинником є та речовина, що кількісно переважає і знаходиться в такому ж агрегатному стані, що і розчин.

Розчинністю називається здатність речовини розчинятися в даному розчиннику при даній температурі. Мірою розчинності речовини є концентрація її у насиченому розчині. Розчини бувають: *насичені, пересичені і ненасичені*. *Насиченим* вважається розчин, що знаходиться в рівновазі з речовиною, що розчиняється. У насиченому розчині міститься гранична за даних умов кількість розчиненої речовини. Розчин є *пересиченим*, якщо в ньому міститься розчиненої речовини більше, ніж визначено межею розчинності. Розчин, що містить речовини менше, чим визначено межею розчинності, називається *ненасиченим*.

Розчинність речовини часто виражають *коефіцієнтом розчинності*, який показує масу речовини, що розчиняється при даній температурі в 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Способи вираження концентрації розчинів

Важливою характеристикою будь-якого розчину є відносний вміст у ньому розчиненої речовини і розчинника, що називається концентрацією. На практиці використовують такі способи вираження концентрації:

1. Молярна частка – відношення кількості даного компонента до загальної кількості речовин у розчині. Для двокомпонентних

розчинів:
$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad x_1 + x_2 = 1$$

2. Масова (об'ємна) частка – відношення маси (об'єму) розчиненої речовини до загальної маси (об'єму) розчину:

$$w = \frac{m_1}{m_1 + m_2} 100 \%; \quad \varphi = \frac{V_1}{V_1 + V_2} 100 \%$$

Частки виражають у частинах від одиниці або у відсотках.

3. Молярна концентрація – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_M = \frac{n_1}{V} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \text{ [моль/л]}, \text{ (скорочено } M)$$

4. Моляльна концентрація (моляльність) – відношення кількості розчиненої речовини до маси розчинника (кількість молів розчиненої речовини, що припадає на 1 кг (1000 г) розчинника):

$$C_m = \frac{n_1 \cdot 1000}{m_2} = \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2} \text{ (моль/кг)}$$

5. Молярна концентрація еквівалентів (нормальна концентрація) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_E = \frac{m_1}{M_E \cdot V} \text{ (моль/л, або н)}$$

6. Густота T – маса розчиненої речовини в 1 см³ (1 мл) розчину:

$$T = \frac{C_E \cdot M_E}{1000} \text{ (г/мл)}$$

де M_E – молярна маса еквівалентів розчиненої речовини, m_1 (m_2) – маса розчиненої речовини (розчинника), г; M_1 – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; V – об'єм розчину, л; n_1 (n_2) – кількість молів розчиненої речовини (розчинника).

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. В 1 кг води розчинено 55 г сульфатної кислоти. Густина розчину дорівнює 1,220 г/мл. Знайти: а) масову частку сульфатної кислоти у розчині; б) молярну концентрацію кислоти; в) моляльну концентрацію кислоти; г) молярну концентрацію еквівалентів кислоти (нормальність); д) молярну частку кислоти у розчині.

Розв'язання

а) **Масову частку** знаходимо за формулою:

$$\omega = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%, \quad m_{\text{р-ну}} = m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\omega = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%$$

$$\text{Обчислюємо: } \omega = \frac{55 \text{ г} \cdot 100 \%}{55 \text{ г} + 1 \text{ кг}} = \frac{55 \cdot 100 \%}{1055} = 5,2 \ \%.$$

б) **Молярну концентрацію кислоти** знаходимо за формулою:

$$C_m = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_{\text{р-ну}}}; \quad \nu = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$

$$V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})}{\rho_{\text{р-ну}}}; \quad \text{звідси}$$

$$C_m = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ну}}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot (m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}))};$$

$$C_m = \frac{55 \text{ г} \cdot 1,220 \text{ г/мл} \cdot 1000^*}{98 \text{ г/моль} \cdot (55 \text{ г} + 1 \text{ кг})} = \frac{55 \cdot 1220}{98 \cdot 1055} = 0,65 \text{ моль/л}.$$

в) **Моляльну концентрацію кислоти** знаходимо за формулою:

$$C_m = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 1000}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 1000}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(\text{H}_2\text{O})};$$

$$C_m = \frac{55 \text{ г} \cdot 1000 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 1000 \text{ г}} = 0,56 \text{ моль в } 1000 \text{ г } \text{H}_2\text{O}.$$

г) **Молярну концентрацію еквівалентів кислоти** знаходимо за формулою:

$$C_E = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ну}}}{M_E^{**}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ну}}}{M_E^{**}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot (m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}))};$$

$$C_E = \frac{55 \text{ г} \cdot 1,220 \text{ г/мл} \cdot 1000^*}{49 \text{ г/моль} \cdot (55 \text{ г} + 1000 \text{ г})} = \frac{55 \cdot 1220}{49 \cdot 1055} = 1,3 \text{ моль/л}.$$

д) **Молярну долю кислоти** у розчині знаходимо за формулою:

$$X = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100\%}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) + \nu(\text{H}_2\text{O})} = \frac{\frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100\%}{\frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} + \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}};$$

$$X = \frac{\frac{55 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} \cdot 100\%}{\frac{55 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} + \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}}} = \frac{0,56 \cdot 100\%}{0,56 + 55,55} = 1\%.$$

Відповідь: а) 5,2 %; б) 0,65 моль/л; в) 0,56 моль/л; г) 1,5 моль/л; д) 1 %.

*1000 – переведення мілілітрів у літри

$$** M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\text{основність}} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

Приклад 2.

Визначити тиск парів 5% водного розчину сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при температурі 30°C . Тиск парів води за цієї температури дорівнює 11720 Па.

Розв'язок:

1. Тиск парів речовини будемо визначати за законом Рауля:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n + n_0} \quad P = P_0 - P_0 \frac{n}{n + n_0}$$

2. Знаходимо число молей сечовини і води:

5% розчин сечовини означає, що є 5 частин сечовини і 95 частин води.

$$n_{\text{сеч}} = \frac{m_{\text{сеч}}}{M_{\text{сеч}}} = \frac{5}{60} = 0,08 \text{ моль}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{95}{18} = 5,28 \text{ моль}$$

3. Підставляємо ці значення у формулу Рауля і обраховуємо:

$$P = 11720 - 11720 \cdot \frac{0,08}{0,08 + 5,28} = 11545 \text{ Па}$$

Приклад 3. При якій температурі буде замерзати 30% розчин оцтової кислоти? Кріоскопічна константа води $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$.

Розв'язок:

1. 30% розчин кислоти містить 30 г кислоти та 70 г води.

2. Молярна маса оцтової кислоти дорівнює:

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12 \cdot 2 + 4 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ г/моль.}$$

3. За II законом Рауля обраховуємо зміну температури замерзання розчину:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{H}_2\text{O}} \frac{m_{\text{роз.реч}}}{M_{\text{роз.реч}} \cdot m_{\text{р-ка}}} \quad \Delta T_{\text{зам}} = \frac{1,86 \cdot 30}{60 \cdot 70} = 0,013^\circ\text{C}.$$

Контрольні питання і задачі

1. Що називається розчином?
2. Наведіть способи вираження концентрації розчинів.
3. Які властивості розчинів називаються колігативними?
4. Знайдіть масову частку глюкози в розчині, що містить 280 г води і 40 г глюкози. (Відповідь: 12,5 %).
5. Визначте маси натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та води, які

необхідні для приготування 300 г розчину з масовою часткою натрій тіосульфату 5 %. (Відповідь: 15 г; 285 г).

6. Визначте масову частку оцтової кислоти в розчині, який утвориться при змішуванні 120 г її розчину з масовою часткою 10 % та 40 г розчину з масовою часткою 90 %. (Відповідь: 30 %).

7. Визначте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 36 %, густина якого дорівнює $1,39 \text{ г/см}^3$. (Відповідь: 12,5 моль/л; 12,5 моль/л).

8. Обчисліть молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів і моляльність розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 20 %, густина розчину $1,14 \text{ г/мл}$. (Відповідь: 2,33 моль/л; 4,6 моль/л; 2,55 моль/кг).

9. Визначте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів сульфатної кислоти з масовою часткою 96 %, густина розчину дорівнює $1,84 \text{ г/см}^3$. (Відповідь: 18 моль/л; 36 моль/л).

10. Знайдіть масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 мл розчину з концентрацією 0,2 моль/л. (Відповідь: 5,1 г).

11. Обчислити температуру замерзання та кипіння водного розчину глюкози, масова частка якої у розчині 15 %.

12. При розчиненні 0,029 моль неелектроліту в 100 г ацетону температура кипіння останнього підвищилась на 0,43 К. Визначити ебуліоскопічну константу.

13. При якій температурі буде замерзати розчин, який містить в 4 л води 500 г етиленгліколю $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$?

14. Обчисліть тиск парів над розчином, що містить 34,23 г цукру в 45,05 г води при 65°C , якщо тиск парів води за цієї температури становить $2,5 \cdot 10^4 \text{ Па}$.

15. Обчисліть осмотичний тиск розчину, 1 л якого містить 0,2 моль неелектроліту при 18°C .

Для підготовки до наступної лабораторної роботи розв'язати задачу:

Який об'єм концентрованої сульфатної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою 96 % необхідно взяти для приготування 500 мл розчину з молярною концентрацією еквівалентів 2 моль/л?

Дата „ _____ ” _____ д _____ 20 ____ року

Лабораторна робота № 4

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ. ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЙ

Мета роботи – набуття навичок приготування розчинів із сухої речовини або більш концентрованого розчину та визначення концентрації методом титрування.

Теоретична частина

Розчин готується із наважки речовини або розбавленням концентрованого розчину. Для приготування розчину треба знати його концентрацію та скільки його потрібно. Ці величини лежать в основі розрахунків. Для переводу маси розчину в об'єм використовується відносна густина (ρ). Густина розчину можна визначити експериментально відносно води за допомогою ареометра.

Інтерполяцією називають визначення значення функції, що знаходиться між виміряними її значеннями. Коли без великої похибки можна вважати, що функція y лінійно змінюється між двома сусідніми значеннями x , для інтерполяції використовують метод пропорційних частин. Функцію y , що відповідає даному значенню аргументу x , що лежить між двома табличними значеннями x_1, y_1 і x_2, y_2 обчислюють за формулою:

$$y = y_1 + \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1}(x - x_1)$$

У загальному випадку варто скласти емпіричне рівняння $y = f(x)$ за виміряними значеннями y і по цьому рівнянню обчислити шукане значення y .

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Який об'єм з масовою часткою сульфатної кислоти 96 % ($\rho = 1,84$ г/мл) і яку масу води необхідно взяти для приготування 100 мл розчину з масовою часткою H_2SO_4 15 % ($\rho = 1,10$ г/мл).

Розв'язання

1) Визначаємо масу сульфатної кислоти:

$$\omega \% = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{розчину}}} \times 100, \quad \text{де } m_{\text{розчину}} = V \cdot \rho,$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega\% \cdot V_{\text{розчину}} \cdot \rho}{100} = \frac{15 \cdot 100 \cdot 1,10}{100} = 16,5 \text{ г}$$

2) Обчислимо об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 96 %, який містить 16,5 г H_2SO_4 :

$$V_{\text{розчину}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100}{\omega\% \cdot \rho} = \frac{16,5 \cdot 100}{96 \cdot 1,84} = 9,34 \text{ мл}$$

Таким чином, для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 15 % необхідно 9,34 мл розчину з масовою часткою H_2SO_4 96 % і $100 - 16,5 = 93,5$ г води.

Приклад 2. Визначити об'єм розчину фосфатної кислоти з густиною $1,115 \text{ г/см}^3$, який треба взяти для приготування розчину об'ємом (V) 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів $0,1 \text{ моль/л}$?

Розв'язання

1) Визначаємо необхідну масу нітратної кислоти (m_1):

$$C_E = \frac{m_1}{M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{\text{розчину}}} \Rightarrow m_1 = C_E \cdot M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{\text{розчину}};$$

$$M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3}$$

2) З таблиці знаходимо у розчині масову частку нітратної кислоти, яка становить 20 %. Визначаємо необхідну масу розчину ($m_{\text{розчину}}$):

$$w = \frac{m_1}{m_{\text{конц. розчину}}} 100 \% \Rightarrow m_{\text{конц. розчину}} = \frac{C_E \cdot M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{\text{розчину}} \cdot 100}{w}$$

3) Знаходимо об'єм розчину:

$$V_{\text{конц. розчину}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{конц. розчину}}}{\rho} = \frac{C_E \cdot M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{\text{розчину}} \cdot 100}{\rho \cdot w} = \frac{0,1 \cdot 32,67 \cdot 0,1 \cdot 100}{1,115 \cdot 20} = 1,46 \text{ см}^3$$

Таким чином, для приготування 100 мл розчину фосфатної кислоти з молярною концентрацією еквівалентів $0,1 \text{ моль/л}$ необхідно взяти $1,46 \text{ см}^3$ розчину H_3PO_4 з густиною $1,115 \text{ г/см}^3$ і додати до 100 мл дистильованої води.

Експериментальна частина

1. Визначення густини розчину ареометром

Між густиною розчину і концентрацією розчиненої речовини існує безпосередня залежність. Для кислот, розчинених основ і солей, які найбільш часто застосовуються, ця залежність установлена і дається в довідниках у вигляді таблиці (табл. 4,5). Внаслідок чого

визначення концентрації розчиненої речовини в межах точності 0,5 % може бути проведено шляхом експериментального вимірювання густини розчину, а потім знаходження концентрації речовини в таблиці. Густина розчину визначають частіше всього за допомогою ареометра. Для цього розчин, який досліджується, наливають в скляний циліндр. Обережно занурюють в нього по черзі ареометри, підбирають такий з них, при якому рівень рідини знаходиться в межах його шкали. При цьому ареометр не повинен торкатися стінок циліндра (рис.1)

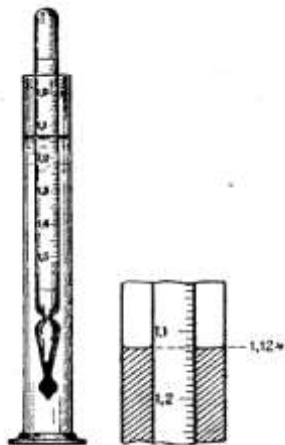


Рис. 1. Положення ареометра у циліндрі з розчином і відлік по шкалі ареометра

2. Приготування розчину із твердої речовини та рідкого розчинника H_2O

Приготуйте 50 мл розчину з масовою часткою речовини, яку вкаже викладач. Зробіть розрахунок маси речовини, що повинна бути в розчині. Зважте розраховану масу речовини, висипте в склянку з водою ($\sim 10 - 15$ мл), перемішуючи скляною паличкою до повного розчинення. Якщо потрібно, підігрійте, а потім знову охолодіть до кімнатної температури і перенесіть розчин у циліндр, мензурку чи мірну колбу. Потім долийте воду до об'єму 50 мл і знову розчин перемішайте.

Визначте відносну густину розчину ареометром і порівняйте її з даними за довідником.

3. Приготування розчину певної концентрації методом розбавлення

Приготуйте 50 мл розчину з молярною концентрацією еквівалентів сульфатної кислоти 0,1 моль/л із більш концентрованого розчину.

1. За допомогою ареометра визначте густину вихідного розчину кислоти.

2. За табл. 4 знайдіть масову частку цього розчину.

На рис. 1 показання ареометра відповідає відносній густині 1,124. Якщо у таблиці відносних густин величина 1,124 відсутня, а наведено близькі їй величини, як, наприклад, для розчину сульфатної кислоти,

ρ	1,120	1,130
w	17,01	18,31

то масову частку знаходять методом інтерполяції (визначення проміжної величини за двома відомими крайніми). Для цього роблять наступні розрахунки :

а) Знаходять різницю величин відносних густин і концентрацій за табличними даними:

—	1,130	18,31 %
	1,120	17,01 %

б) Знаходять різницю між величиною, що визначена ареометром, і меншою табличною:

$$1,124 - 1,120 = 0,004$$

Складають пропорцію: $0,010 - 30$
 $0,004 - x$, звідси:

$$x = \frac{1,30 \cdot 0,004}{0,010} = 0,52 \%$$

в) Знайдене число додають до меншої величини концентрації, узятій з таблиці:

$$17,01 + 0,52 = 17,53$$

3. Розрахуйте, який об'єм цієї кислоти необхідно взяти для приготування 50 мл розчину з молярною концентрацією еквівалентів сульфатної кислоти 0,1 моль/л.

4. У мірну чисту колбу на 50 мл внесіть частину (≈ 25 мл) дистильованої води.

5. Відміряйте об'єм концентрованого розчину кислоти піпеткою, а потім поступово влийте його в колбу при постійному перемішуванні рідини рухом колби. Якщо розчин дуже нагрівається за рахунок гідратації кислоти, то його слід охолоджувати на повітрі або холодною водою до кімнатної температури.

6. Доведіть об'єм одержаного розчину до мітки по нижньому меніску. Останні порції води додайте по краплям. Колбу закрийте пробкою і обережно перемішайте, перевертаючи колбу дном угору.

Обчисліть відносну похибку досліду за формулою:

$$\varepsilon = \left| \frac{C_{\text{теор.}} - C_{\text{практ.}}}{C_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100 \%$$

Висновок: _____

Контрольні питання і задачі

1. До якого об'єму треба розбавити розчин HCl об'ємом 25 мл з молярною концентрацією 6 моль/л, щоб концентрація стала рівною 0,2 моль/л? (Відповідь: 0,75 л).

2. У розчині об'ємом 200 мл міститься натрій гідроксид масою 12 г. Визначте молярну концентрацію даного розчину. (Відповідь: 1,5 моль/л).

3. Який об'єм розчину фосфатної кислоти з молярною концентрацією 6 моль/л треба взяти для приготування розчину кислоти об'ємом 0,5 л з молярною концентрацією еквівалентів 0,1 моль/л, вважаючи, що фосфатна кислота використовується для одержання натрій гідрогенфосфату? (Відповідь: 4,17 мл).

4. У 45 г води розчинено 6,84 г цукру. Обчисліть молярні частки цукру і води. (Відповідь: 0,008; 0,992).

5. Обчисліть молярну концентрацію еквівалентів розчину калій йодиду, 1 літр якого містить 0,0037 г калій йодиду. (Відповідь: 0,02 моль/л).

6. Водний розчин містить 577 г сульфатної кислоти в 1 літрі. Густина розчину 1,335 г/мл. Обчисліть масову частку, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів, молярність і молярні частки сульфатної кислоти і води в отриманому розчині. (Відповідь: 43,22 %; 11,76 моль/л; 5,88 моль/л; 7,76 моль/кг; 0,123; 0,877).

7. Обчисліть масову частку нітратної кислоти в розчині і молярність розчину з молярною концентрацією еквівалентів кислоти 8 моль/л і густиною 1,246 г/мл. Які молярні частки кислоти і води в цьому розчині? (Відповідь: 40,5 %; 10,8 моль/кг; 0,162 і 0,838).

8. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 96 % і густиною 1,835 г/мл потрібно взяти для приготування 5 л розчину з молярною концентрацією еквівалентів кислоти 0,5 моль/л? (Відповідь: 0,14 л).

9. Змішані 0,8 л розчину з молярною концентрацією еквівалентів натрій гідроксиду 1,5 моль/л і 0,4 л з молярною концентрацією еквівалентів 0,6 моль/л. Яка молярна концентрація еквівалентів отриманого розчину? (Відповідь: 1,2 моль/л).

10. Який об'єм розчину фосфатної кислоти з масовою часткою H_3PO_4 36 % і густиною 1,216 г/мл потрібно для приготування 13 літрів розчину з молярною концентрацією еквівалентів фосфатної кислоти 0,15 моль/л? (Відповідь: 0,142 л).

11. Визначте молярну концентрацію еквівалентів розчину фосфатної кислоти, якщо для нейтралізації 31 мл розчину лугу з молярною концентрацією еквівалентів 0,16 моль/л пішло 217 мл цього розчину. (Відповідь: 0,023 моль/л).

12. Визначте об'єм розчину кислоти з молярною концентрацією еквівалентів 0,3 моль/л, який потрібний для нейтралізації розчину, що містить 0,32 г натрій гідроксиду в 40 мл. (Відповідь: 26,6 мл).

13. Який об'єм розчину HCl з масовою часткою хлоридної кислоти 10% і густиною 1,049 г/мл треба взяти для приготування розчину об'ємом 350 мл з молярною концентрацією еквівалентів 0,2 моль/л? (Відповідь: 24,36 мл).

14. До якого об'єму потрібно розбавити розчин з масовою часткою плюмбум (II) нітрату 30 %, об'ємом 25 мл і густиною 1,33 г/мл, щоб одержати розчин з молярною концентрацією солі 0,2 моль/л і густиною 1,08 г/мл? (Відповідь: 150 мл).

Таблиця 4

Відносна густина (ρ) та масова частка (w) розчинів хлоридної кислоти HCl (15°C)

ρ , г/см ³	w , %	ρ , г/см ³	w , %	ρ , г/см ³	w , %	ρ , г/см ³	w , %
1,000	0,16	1,055	11,18	1,105	20,97	1,155	30,55
1,005	1,15	1,060	12,19	1,110	21,92	1,160	31,52
1,010	2,14	1,065	13,19	1,115	22,86	1,165	32,49
1,015	3,12	1,070	14,17	1,120	23,82	1,170	33,46
1,020	4,13	1,075	15,16	1,125	24,78	1,175	34,42
1,025	5,15	1,080	16,15	1,130	25,75	1,180	35,39
1,030	6,15	1,085	17,13	1,135	26,70	1,185	36,31
1,035	7,15	1,090	18,11	1,140	27,66	1,190	37,23
1,040	8,16	1,095	19,06	1,145	28,61	1,195	38,16
1,045	9,16	1,100	20,01	1,150	29,57	1,200	39,11
1,050	10,17						

**Відносна густина (ρ) та масова частка (w) розчинів сульфатної
кислоти H_2SO_4 ($15^\circ C$)**

ρ , г/см ³	w, %	ρ , г/см ³	w, %	ρ , г/см ³	w, %	ρ , г/см ³	w, %
1,000	0,09	1,220	29,84	1,450	55,03	1,670	74,66
1,010	1,57	1,230	31,11	1,460	55,97	1,680	75,50
1,015	2,30	1,235	31,70	1,465	56,43	1,685	75,86
1,020	3,06	1,240	32,28	1,470	56,90	1,690	76,38
1,025	3,76	1,245	32,86	1,475	57,37	1,695	76,73
1,030	4,49	1,250	33,43	1,480	57,83	1,700	77,17
1,035	5,23	1,255	34,00	1,485	58,28	1,705	77,60
1,040	5,96	1,260	34,57	1,490	58,74	1,710	78,04
1,050	7,37	1,270	35,71	1,500	59,70	1,720	78,92
1,060	8,77	1,280	36,87	1,510	60,65	1,730	79,80
1,070	10,19	1,300	39,19	1,520	61,59	1,740	80,68
1,080	11,60	1,310	40,35	1,530	62,53	1,750	81,56
1,090	12,99	1,320	41,50	1,540	63,43	1,760	82,44
1,100	14,35	1,330	42,66	1,550	64,26	1,770	83,51
1,110	15,71	1,340	43,74	1,560	65,20	1,780	84,50
1,120	17,01	1,350	44,82	1,570	66,09	1,790	85,70
1,130	18,31	1,360	45,88	1,580	66,95	1,800	86,92
1,140	19,61	1,370	46,94	1,590	67,83	1,810	88,30
1,150	20,91	1,380	48,00	1,600	68,70	1,820	90,05
1,160	22,19	1,390	49,06	1,610	69,56	1,830	92,10
1,170	23,47	1,400	50,11	1,620	70,42	1,840	95,60
1,180	24,76	1,410	51,15	1,630	71,27	1,8415	97,35
1,190	26,04	1,420	52,15	1,640	72,12	1,840	98,72
1,200	27,32	1,430	53,11	1,650	72,96	1,839	99,12
1,210	28,58	1,440	54,07	1,660	73,81		

Дата „ _____ ” _____ 20 ____ року

Лабораторна робота № 5

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. УМОВИ УТВОРЕННЯ ОСАДУ

Теоретична частина

Електроліти – речовини, що здатні до розпаду на йони в розчинах чи в розплавленому стані. **Електролітична дисоціація** – процес розпаду молекул на позитивно і негативно заряджені йони під дією полярних молекул розчинника. Кількісною характеристикою сили електроліту є **ступінь електролітичної дисоціації (α)** – відношення числа молекул, що розпалися на йони (n), до загального числа молекул, введених у розчин (N): $\alpha = n/N$; $0 < \alpha < 1$. α залежить від природи електроліту і розчинника, температури і концентрації. **Сильні електроліти** практично цілком розпадаються на йони ($\alpha > 0,3$). **Слабкі електроліти** частково дисоційовані на йони ($0 < \alpha < 0,3$), їх розчини містять йони і недисоційовані молекули. **Неелектроліти** – речовини, водні розчини і розплави яких не проводять електричний струм. Вони містять ковалентні неполярні чи малополярні зв'язки.

Константа дисоціації (K_d) – відношення добутку рівноважних концентрацій йонів у ступені відповідних стехіометричних коефіцієнтів до концентрації недисоційованих молекул. Вона є константою рівноваги процесу електролітичної дисоціації; характеризує здатність речовини розпадатися на йони: чим вище K_d , тим більше концентрація йонів у розчині.

Реакції йонного обміну – це реакції між йонами, що утворилися в результаті дисоціації електролітів. Якщо в розчині немає йонів, що можуть зв'язуватися між собою з утворенням осаду, газу, малодисоційованих сполук чи комплексних йонів, реакції обміну оборотні.

Добуток концентрацій йонів у насиченому розчині важкорозчинного електроліту при постійній температурі є постійною величиною і називається **добутком розчинності (ДР)**. Для електроліту A_mB_n вираз добутку розчинності має вигляд:

Наприклад, $ДР(Ag_2S) = c^2(Ag^+) \cdot c(S^{2-})$.

Наприклад, $ДР(Ag_2S) = c^2(Ag^+) \cdot c(S^{2-})$.

Експериментальна частина

а) На кожен стіл виділяється по 2–3 розчини (пляшки з позначкою "**для дисоціації**"). Розчини, що рекомендуються: HCl, H₂SO₄, CH₃COOH, NaOH, NH₄OH, NaCl, KNO₃, глюкоза, цукор, гліцерин, спирт.

Після вимірювань розчин перелити в ту ж пляшку, а електроди вимити, помістивши їх спочатку в склянку з водопровідною, а потім у склянку з дистильованою водою.

Отримані дані записати на дошці, а потім згрупувати електроліти по силі (заповнити таблицю 6 із зазначенням сили струму I). Сильними вважати електроліти, у яких $I = 0,5$ А, слабкими – $0,05$ А.

Таблица 6

Сильні електроліти	Слабкі електроліти	Неелектроліти

Для всіх електролітів записати рівняння електролітичної дисоціації.

[illegible]

б) Злити розчини ацетатної кислоти й амоніаку, випробувати електропровідність отриманого розчину. Відзначити спостереження, скласти молекулярне та скорочено-йонне рівняння реакції та рівняння електролітичної дисоціації.

Дослід 2. Зсув рівноваги дисоціації слабких електролітів.

Налити в пробірку розчин амоніаку, додати 1-2 краплі фенолфталеїну, перемішати вміст пробірки і розділити його на дві частини. В одну з пробірок додати кристалічний амоній хлорид. Порівняти забарвлення розчину в обох пробірках. Зробити висновки, використовуючи принцип Ле-Шательє.

Дослід 3. Йонні реакції.

а) **З утворенням слабого електроліту.** Покладіть в пробірку небагато кристалічного амоній хлориду і додайте розчин натрій гідроксиду. Визначте газ, що виділяється, за запахом, ледь-ледь підігрівши пробірку. Складіть молекулярне та йонні рівняння реакції.

б) **З утворенням осаду.** Налийте в три пробірки по 2 – 3 краплі розчину барій хлориду і додайте: в першу – розчин натрій сульфату, в

другу – сульфатну кислоту, в третю – розчин алюміній сульфату. Що спостерігаєте? Складіть молекулярні та йонні рівняння реакції.

Дослід 4. Утворення осадів і добуток розчинності.

У дві пробірки налейте по 3 - 4 краплі розчину з молярною концентрацією плюмбум (II) нітрату 0,005 моль/л. В одну додайте такий же об'єм 0,05 моль/л розчину калій хлориду, а в іншу – такий же об'єм розчину 0,05 моль/л розчину калій йодиду. В якій із пробірок випав осад? Поясніть, використовуючи значення добутку розчинності ($ДР(PbI_2) = 8,0 \cdot 10^{-9}$, $ДР(PbCl_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$). Складіть рівняння реакцій.

Контрольні питання і задачі

1. Які речовини називаються електролітами? Назвіть типи електролітів та наведіть приклади.
2. Який процес називається електролітичною дисоціацією?
3. На що вказує ступінь дисоціації? Як обчислити константу дисоціації?
4. Дайте визначення з точки зору теорії електролітичної дисоціації поняттям "кислоти, основи, солі".

5. Що таке основність кислоти, кислотність основи? Напишіть рівняння дисоціації двоосновної кислоти та двокислотної основи.

6. Константа дисоціації масляної кислоти C_3H_7COOH $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчисліть ступінь її дисоціації в 0,005 моль/л розчині. (Відповідь: 0,055).

7. Обчисліть об'єм води, який треба додати до 300 мл 0,2 моль/л розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоївся? (Відповідь: 900 мл).

8. До 50 мл розчину з молярною концентрацією еквівалентів хлоридної кислоти 0,001 моль/л додали 450 мл розчину з молярною концентрацією еквівалентів аргентум нітрату 0,0001 моль/л. Чи випаде осад аргентум хлориду? (Відповідь: так).

9. Напишіть в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами наступних речовин: а) $NaHCO_3$ і HCl , б) $FeCl_3$ і KOH , в) $Pb(CH_3COO)_2$ і Na_2S , г) KHS і H_2SO_4 , д) $Zn(NO_3)_2 + KOH$ (надлишок), е) $Ca(OH)_2 + CO_2$, ж) $Ca(OH)_2 + CO_2$ (надлишок). Для кожного випадку вказати причину зсуву рівноваги у бік прямої реакції.

10. Чи утвориться осад аргентум сульфату, якщо до 0,02 моль/л розчину $AgNO_3$ додати такий же об'єм розчину з молярною концентрацією еквівалентів H_2SO_4 1 моль/л? (Відповідь: так).

11. Обчисліть ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти $HOCl$ у розчині з молярною концентрацією еквівалентів 0,2 моль/л. (Відповідь: $5 \cdot 10^{-4}$).

Дата „ _____ ” _____ 20 ____ року

Лабораторна робота № 6

рН. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Теоретична частина

Величина рН використовується для характеристики кислотності розчину. Якщо концентрація йонів Гідрогену $C(H^+)$, то

$$pH = -\lg C(H^+)$$

У кислих розчинах: $C(H^+) > C(OH^-)$ і $pH < 7$.

У лужних розчинах: $C(H^+) < C(OH^-)$ і $pH > 7$.

У чистій воді: $C(H^+) = C(OH^-) = 10^{-7}$.

Разом із показником рН використовують показник рОН:

$$pOH = -\lg C(OH^-)$$

Добуток концентрації йонів Гідрогену й гідроксид-йонів при постійній температурі є величиною сталою. Ця величина називається йонним добутком води (K_{H_2O}) і при $22^\circ C$ дорівнює:

$$K_{H_2O} = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 10^{-14}$$

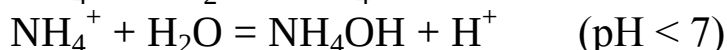
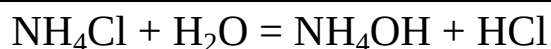
Виходячи із йонного добутку води

$$pH + pOH = 14$$

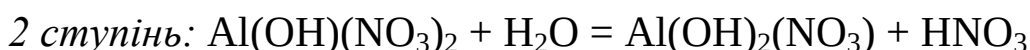
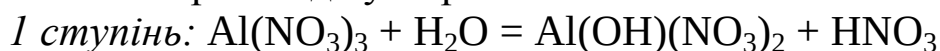
Гідроліз – хімічна реакція йонного обміну між водою і розчиненою у ній речовиною з утворенням слабкого електроліту. Гідроліз супроводжується зміною рН розчину. Причиною гідролізу є взаємодія йонів солі з молекулами води з утворенням малодисоційованих сполук чи йонів.

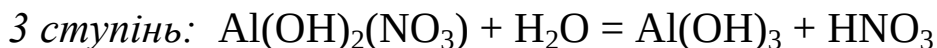
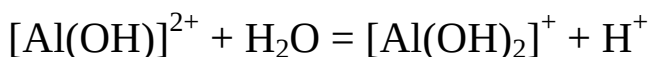
Солі, утворені катіоном сильної основи й аніоном сильної кислоти (наприклад, $LiBr$, K_2SO_4 , $NaCl$, $BaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$), гідролізу не піддаються, тому що ні катіон, ні аніон солі не можуть при взаємодії з водою утворити молекули слабких електролітів ($pH = 7$).

Солі слабкої основи і сильної кислоти гідролізують за катіоном:

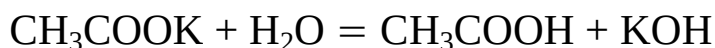


Гідроліз солей, утворених багатовалентним катіоном, протікає ступінчасто через стадії утворення основних солей:

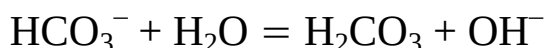
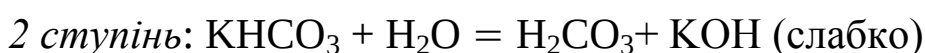
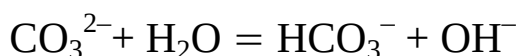
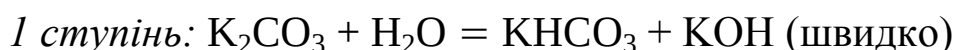




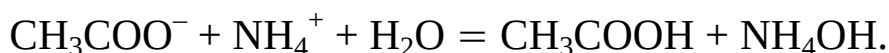
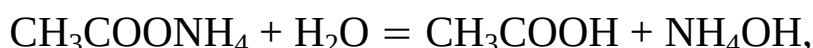
Солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою, гідролізують за аніоном:



Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто (з утворенням кислих солей):



Солі, що утворені слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізують за катіоном і за аніоном:



Гідроліз таких солей протікає сильно, оскільки в результаті його утворюються слабка основа і слабка кислота. pH у цьому випадку залежить від порівняльної сили основи і кислоти.

Якщо $K_{\text{д}}(\text{основи}) > K_{\text{Д}}(\text{кислоти})$, то $\text{pH} > 7$;

якщо $K_{\text{д}}(\text{основи}) < K_{\text{Д}}(\text{кислоти})$, то $\text{pH} < 7$.

У випадку гідролізу $\text{CH}_3\text{COONH}_4$: $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, тому реакція водного розчину цієї солі буде слаболужною, майже нейтральною ($\text{pH} = 7-8$).

Якщо основа і кислота, що утворюють сіль, є малорозчинні чи нестійкі і розкладаються з утворенням летких продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі протікає необоротно:



Тому сульфід алюмінію не може існувати у виді водних розчинів, може бути отриманий тільки "сухим способом".

Ступінь гідролізу ($\alpha_{\text{гідр}}$) – відношення числа гідролізованих молекул до загальної кількості розчинених молекул (виражається у відсотках) $\alpha_{\text{гідр}} = (\text{C}_{\text{гідр}}/\text{C}_{\text{розч}}) \cdot 100 \%$.

Ступінь гідролізу залежить від хімічної природи кислоти (основи), що утвориться при гідролізі, і буде тим більше, чим слабкіша кислота (основа).

Таблиця 7

Електроліти	Слабкі, $\alpha < 3\%$	Середні, $3\% < \alpha < 30\%$	Сильні, $\alpha > 30\%$
Кислоти	H ₂ S, HCN, HNO ₂ , H ₂ CO ₃ , HIO ₃ .	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃ .	H ₂ SO ₄ , HCl, HNO ₃ , HClO ₄ , HI, HBr.
Основи	Нерозчинні: Zn(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ і NH ₄ OH.	—	Розчинні луги: NaOH, KOH і Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ .
Солі	—	—	Розчинні у воді

Експериментальна частина

Дослід 1. Забарвлення індикаторів у різних середовищах.

У 3 пробірки налейте хлоридну кислоту, в 3 інші – розчин натрій гідроксиду і в 3 – дистильовану воду. Згрупуйте пробірки по 3 так, щоб в групі були лужний, кислий і нейтральний розчини. В першу групу пробірок додайте фенолфталеїн, в другу – лакмус, в третю – метилоранж. Результати дослідів запишіть в таблицю 8.

Таблиця 8

Назва індикатора	Забарвлення індикатора в середовищі		
	кисле [H ⁺] > [OH ⁻] pH < 7	нейтральне [H ⁺] = [OH ⁻] pH = 7	лужне [OH ⁻] > [H ⁺] pH > 7
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Метилоранж			

Дослід 2. Гідроліз солей

а) Залежність характеру середовища розчинів від природи солей.

У п'ять пробірок налейте по 1 мл дистильованої води і додайте лакмус. Внесіть у першу пробірку натрій карбонат, у другу – алюміній сульфат, у третю – натрій сульфат, у четверту – натрій ортофосфат. П'ята пробірка служить для порівняння отриманих кольорів. Які з випробуваних солей піддалися гідролізу? Складіть рівняння реакцій гідролізу.

б) Вплив сили кислоти і основи, що утворюють сіль, на ступінь гідролізу.

В дві пробірки налейте по 0,5 мл розчинів Na_2SO_3 і Na_2CO_3 з молярною концентрацією еквівалентів 1 моль/л, додайте в кожную з них по 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Порівняйте інтенсивність забарвлення індикатора в обох пробірках. Яка з солей гідролізується в більшій мірі? Відповідь мотивуйте, порівнявши силу кислот H_2SO_3 і H_2CO_3 (табл. 7).

в) Взаємне посилення гідролізу солі слабкої основи сіллю слабкої кислоти.

Налійте в пробірку 5 – 6 крапель розчину алюміній сульфату і додайте такий же об'єм розчину натрій карбонату. Порівняйте спостереження з дослідом 2а. Відзначте виділення бульбашок газу

(якого?) і утворення осаду (якого?) та характер середовища. Напишіть молекулярне і йонно-молекулярне рівняння гідролізу солі.

Приклади розв'язування задач

Задача №1 Обчислити рН 0,01М водного розчину КОН.

Розв'язок:

1. У розчині сильної основи відбувається процес:



2. рН розчину дорівнює:

Якщо у розчині утворюються іони OH^- , то їх концентрація пов'язана з концентрацією $[\text{H}^+]$ наступним співвідношенням:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{ звідки } \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

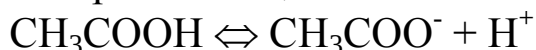
$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 10^{-2} = 2;$$

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12$$

Задача №2 Визначити рН 0,01М водного розчину CH_3COOH . Константа дисоціації оцтової кислоти $K_{\text{дис}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок:

1. У розчині оцтової кислоти відбувається процес:



2. Концентрацію $[\text{H}^+]$ обчислюємо із виразу константи дисоціації:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

3. Оскільки за рівнянням дисоціації $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = x$, а концентрацію CH_3COOH внаслідок незначної дисоціації можна прийняти 0,01 моль/л, отримаємо:

$$K = x^2 / 0,01 = 1,74 \cdot 10^{-5}, \text{ звідки}$$

$$[\text{H}^+] = x = \sqrt{0,01 \cdot 1,74 \cdot 10^{-5}} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

4. Знаходимо значення рН :

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,32 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 1,32 = 3 - 0,12 = 2,88$$

Контрольні питання і задачі

1. Яка величина є кількісною характеристикою кислотності середовища?

2. Обчислити рН розчину з молярною концентрацією оцтової кислоти 0,01 моль/л, в якому ступінь її дисоціації дорівнює 0,042.

3. Типи гідролізу солей, поняття про константу гідролізу.

4. Які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: ZnBr_2 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSO_4 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , CuCl_2 . Для кожної з солей, що гідролізується, напишіть в молекулярній та йонно-молекулярній формі рівняння гідролізу по кожному ступеню, вкажіть реакцію середовища розчину солі.

5. У який колір буде забарвлений лакмус у водних розчинах KCN , NH_4Cl , K_2SO_3 , NaNO_3 , FeCl_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 ? Відповідь поясніть.

6. Обчисліть рН розчинів, у яких концентрація йонів H^+ (моль/л) дорівнює:

а) $4,6 \cdot 10^{-7}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$

(Відповідь: а) 6,70, б) 2,09, в) 9,57).

7. Обчисліть молярну концентрацію йонів H^+ у водних розчинах, якщо концентрація гідроксид-йонів складає:

а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$.

(Відповідь: а) 10^{-10} моль/л, б) $3,12 \cdot 10^{-9}$ моль/л, в) $1,35 \cdot 10^{-4}$ моль/л).

8. Обрахувати рН 0,005М водного розчину сульфатної кислоти.

9. Значення рН ацетатної кислоти становить 3,0. Знайти концентрацію кислоти в розчині.

10. Розрахуйте рН та рОН розчину з концентрацією слабкої одноосновної кислоти 0,05 моль/л. Ступінь дисоціації кислоти у розчині становить 0,2. Чому дорівнює константа дисоціації?

Дата „ _____ ” _____ 20__ року

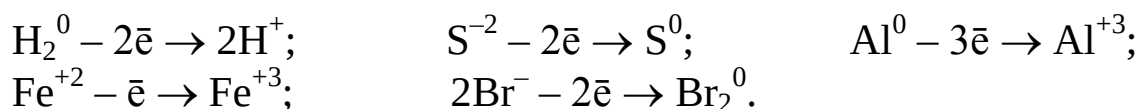
Лабораторна робота № 7

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

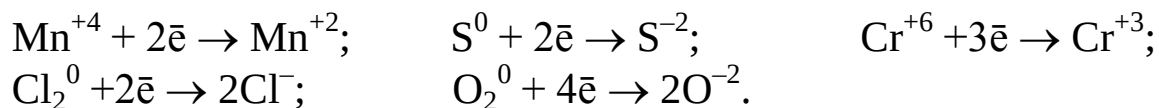
Теоретична частина

Окисно-відновні реакції характеризуються переходом електронів від одного компонента реакції до іншого.

Окиснення – це віддача електронів атомами, йонами або молекулами, внаслідок чого ступінь окиснення елементів, що втратили електрони, зростає:



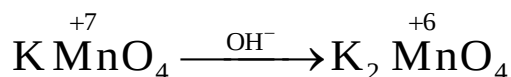
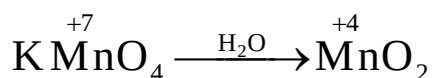
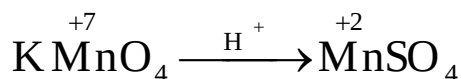
Відновлення – процес приєднання електронів атомами, йонами або молекулами, внаслідок чого ступінь окиснення елементів, що приєднали електрони, зменшується:



Речовини, що в окисно-відновних реакціях втрачають електрони, називаються **відновниками**, а речовини, що приєднують електрони, – **окисниками**.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, обчислений у припущенні, що молекула складається з йонів і в цілому електронейтральна (у ряді випадків ступінь окиснення не збігається з валентністю).

Вплив середовища на перебіг реакції:



Експериментальна частина

Дослід №1.

У 3 пробірки налейте по 1 краплі розчину калій перманганату KMnO_4 . У першу пробірку додайте 2 – 3 краплі розчину сульфатної кислоти, у другу – дистильованої води, у третю – 4 краплі розчину натрій гідроксиду. В усі пробірки додайте розчин натрій сульфіту. Опишіть спостереження в ході реакцій. Складіть рівняння реакцій і зрівняйте методом електронного балансу.

Дослід № 2.

До 2 крапель розчину калій йодиду KI додати 2 краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і 2 краплі розчину калій йодату KIO_3 . Описати спостереження в ході реакції. Скласти рівняння реакції і зрівняти методом електронного балансу. Довести наявність вільного йоду за взаємодією з крохмалем.

Дослід № 3.

До 2 крапель біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ додати 2 краплі розведеної сульфатної кислоти і 2 краплі розчину калій нітриту KNO_2 . Описати спостереження в ході реакції. Скласти рівняння реакції і зрівняти методом електронного балансу.

Контрольні питання та вправи

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Вкажіть типи окисно-відновних реакцій.
3. Які речовини в окисно-відновних реакціях називаються відновниками, а які – окисниками?
4. Визначте ступінь окиснення Cr в наступних сполуках: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$.
5. Укажіть, які з приведених процесів являють собою окиснення, а які – відновлення:
 $S \rightarrow SO_4^{2-}$; $S \rightarrow S^{2-}$; $Sn \rightarrow Sn^{4+}$; $K \rightarrow K^+$;
 $Br_2 \rightarrow 2Br^-$; $2H^+ \rightarrow H_2$; $H_2 \rightarrow 2H^-$; $Cl^- \rightarrow ClO_3^-$;
 $V^{2+} \rightarrow VO_3^{3-}$; $IO_3^- \rightarrow I_2$; $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$.
6. Які серед наведених процесів відносяться до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення, до реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення і до реакцій диспропорціювання?
 - 1) $4 KMnO_4 + 4 KOH = 4 K_2MnO_4 + O_2 + 2 H_2O$;
 - 2) $H_2SO_4 + 2 H_2S = 3 S + 3 H_2O$;
 - 3) $NH_4NO_2 = N_2 + 3 H_2O$;
 - 4) $2 H_2O_2 = O_2 + 2 H_2O$;
 - 5) $4 P + 3 KOH + 3 H_2O = PH_3 + 3 KH_2PO_2$;
 - 6) $2 KMnO_4 + 3 MnSO_4 + 4 H_2O = 5 MnO_2 + K_2SO_4 + 2 H_2SO_4$.
7. Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій:
 - 1) $As + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_3 + NO$;
 - 2) $KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 3) $Sb + HNO_3 + HCl \rightarrow SbCl_3 + NO + H_2O$;
 - 4) $C + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 5) $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 6) $SnSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 7) $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 8) $HNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 9) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$;
 - 10) $Al + KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$;
 - 11) $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$;

- 12) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 14) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$;
- 15) $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{HgCl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{Fe} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{O}$;
- 17) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 18) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 19) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- 20) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow$;
- 21) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 22) $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 23) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 24) $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4$.

Дата „ _____ ” _____ 20__ року

Лабораторна робота № 8

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Теоретична частина

У гальванічних елементах окисно-відновні реакції протікають на поверхні електродів. Процеси окиснення і відновлення просторово розділені. Окиснення протікає на аноді, відновлення – на катоді. У гальванічному елементі анодом є електрод, потенціал якого менший, ніж потенціал катода. Анод має заряд “–”, катод – заряд “+”.

Величина електродного потенціалу для металічних електродів залежить від природи металу, концентрації його йонів у розчині електроліту та температури і обчислюється за **рівнянням Нернста**:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{zF} \cdot \lg C_{\text{Me}^{z+}},$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал; R – універсальна газова стала, $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$; T – абсолютна температура, К ; z – заряд йону металу; F – стала Фарадея, $F = 96500 \text{ Кл/моль}$; $C_{\text{Me}^{z+}}$ – концентрація йонів металу в розчині, моль/л .

При $T = 298 \text{ К}$ **рівняння Нернста** має вигляд:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg C_{\text{Me}^{z+}}.$$

Гальванічний елемент – пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється на електричну. Гальванічний елемент складається із двох електродів – анода і катода, занурених у розчин або розплав електроліту, електролітичного ключа (сольовий місток) і зовнішньої схеми (металічні провідники та вимірювач напруги чи сили струму).

Електрорушійна сила (ЕРС) процесу для гальванічного елемента визначається як різниця між потенціалами катода E_k і анода E_a : $\text{ЕРС} = \varphi_k - \varphi_a$.

Прикладом гальванічного елемента є *мідно-цинковий елемент Данієля-Якобі*, що складається з цинкової та мідної пластинок, занурених в розчини цинк і купрум (II) сульфатів з молярними концентраціями 1 моль/л (рис. 2).

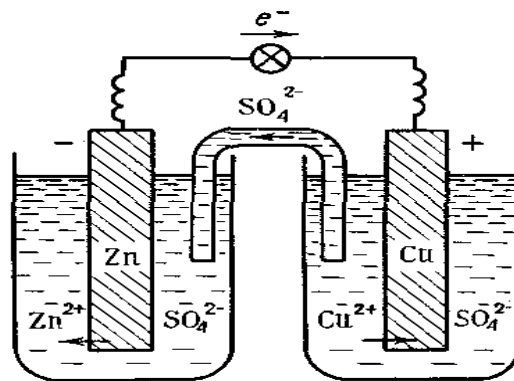
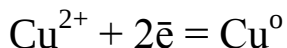
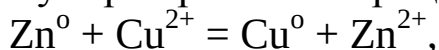


Рис. 2. Схема гальванічного елемента Данієля – Якобі

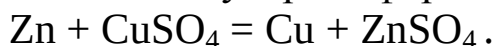
Цинковий електрод є анодом, на якому проходить окиснення цинку: $\text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + 2\bar{e}$. Мідний електрод – катод, на якому проходить відновлення йонів міді з розчину:



Сумарне рівняння процесу в йонному вигляді:



або в молекулярній формі:



Схематичний запис гальванічного елемента:



За стандартних умов ЕРС гальванічного елемента:

$$EPC = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ В}$$

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

Експериментальна частина

Дослід №1. Складання різних гальванічних елементів

Ni/NiSO₄//CuSO₄/Cu

Zn/Zn SO₄//CuSO₄/Cu

Cd/CdSO₄//CuSO₄/Cu

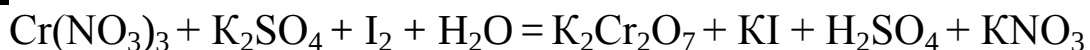
Zn/ZnSO₄//NiSO₄/Ni

Студенти, що працюють за одним столом, збирають один гальванічний елемент. Для цього в склянки наливають відповідні розчини і закривають їх кришкою, в яку вставляють електроди і електролітичний місток. Кожен електрод занурений у розчин своєї солі. Електроди підключають до вольтметра і відзначають його показання. Записати рівняння анодного і катодного процесів і розрахувати значення ЕРС, використовуючи таблицю стандартних електродних потенціалів. Порівняти теоретичне значення ЕРС з експериментальним. Записати рівняння електродних процесів для інших гальванічних елементів, розрахувати ЕРС.

Таблиця 9

Гальванічний елемент	Значення ЕРС		Похибка, %
	теоретичне	експериментальне	

Дослід № 2. Визначити напрямок перебігу окисно-відновної реакції:



а) Внести в пробірку по 2 краплі хром (III) нітрату і калій сульфату і додати до них 1 – 2 краплі йодної води. Чи відбувається окиснення хрому (III) йодом, що повинно супроводжуватися знебарвленням йоду?

б) В іншу пробірку внести по декілька крапель розчину калій дихромату і сульфатної кислоти, потім додати 3 – 4 краплі калій йодиду. Чому розчин забарвився в коричневий колір? У прямому чи зворотному напрямку протікає дана окисно-відновна реакція?

Приклади розв'язування задач

Задача №1 ГЕ складається з пластин кобальту та кадмію, занурених у розчин їх сульфатів з концентрацією відповідно 10^{-6} та 1 моль/л. Назвіть анод та катод. Складіть схему ГЕ, запишіть рівняння електродних процесів, розрахуйте ЕРС ГЕ.

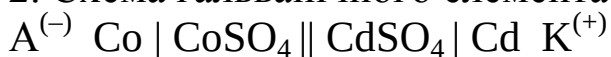
Розв'язок:

1. Для розв'язку задачі скористаємось рівнянням Нернста – залежністю електродного потенціалу від концентрації іонів у розчині.

$$E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg C_{\text{р-ну}} = -0,404 + \frac{0.059}{2} \lg 1 = -0,404 \text{ В катод}$$

$$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0 = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg C_{\text{р-ну}} = -0,277 + \frac{0.059}{2} \lg 10^{-6} = -0,454 \text{ В анод}$$

2. Схема гальванічного елемента:



На аноді: $\text{Co}^0 - 2e \rightarrow \text{Co}^{2+}$

На катоді: $\text{Cd}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cd}^0$

Сумарне рівняння:



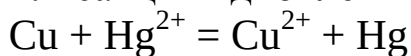
$$3. \text{ЕРС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = -0,404 - (-0,454) = +0,05 \text{ В}$$

$\text{ЕРС} > 0$, отже наш елемент працює.

Задача №2 Обчислити, чи може мідь відновлювати іони ртуті з розчину її солі.

Розв'язок:

1. Реакція відновлення ртуті міддю:



Відновником у ній є мідь, окисником – ртуть.

2. Взявши значення стандартних електродних потенціалів з таблиці, обчислюємо значення окисно-відновного потенціалу даної реакції: $\varphi^0 = E_{\text{ок}} - E_{\text{від}} = 0,852 - 0,338 = 0,514 \text{ В}$

$\varphi^0 > 0$, отже, така реакція можлива.

Контрольні питання та вправи

1. Що називається гальванічним елементом?
2. За яким принципом записують схему гальванічного елемента?
3. Що називається стандартним електродним потенціалом?
4. Як обчислити електродний потенціал металевого електроду?
5. Який електрод у гальванічному елементі є анодом і які реакції на ньому протікають?
6. Який електрод у гальванічному елементі є катодом і які реакції на ньому протікають?
7. Як обчислити електрорушійні силу (ЕРС) гальванічного елемента?
8. Як за схемою гальванічного елемента написати рівняння реакції? Наведіть приклади.
9. Як за рівнянням реакції написати схему гальванічного елемента? Наведіть приклади
10. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь служила би катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються при роботі цих елементів, і обчисліть значення ЕРС.
11. Обчисліть електродні потенціали магнію в розчині його солі при концентраціях йона Mg^{2+} 0,1; 0,01 і 0,001 моль/л.

12. Обчислити значення окисно-відновного потенціалу реакції
 $\text{Ca}^0 + \text{Zn}^{2+} = \text{Zn}^0 + \text{Ca}^{2+}$ при концентраціях $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[\text{Ca}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

13. Довести шляхом розрахунку ЕРС реакції, що ферум (ІІ) хлорид окислює йодид і не окиснює бромід калію.

14. На основі обрахунку ЕРС реакції довести, що манганат-іон окиснюється хлором і не окиснюється йодом.

15. З вказаних металів:

- 1) запропонуйте гальванічний елемент з максимальною ЕРС;
- 2) запишіть процеси, які відбуваються на електродах;
- 3) обчисліть значення ЕРС за стандартних умов;
- 4) обчисліть значення ЕРС при умові, якщо анод занурений у розчин з молярною концентрацією солі 0,01 моль/л, а катод – у розчин з молярною концентрацією солі 0,001 моль/л.

Таблиця 10

№	Метали	№	Метали	№	Метали	№	Метали
1	Li, Al, Pb, Co	6	Al, Cs, Ni, Pb	11	Ag, Mn, Fe, Ca	16	Al, Mg, Fe, Ti
2	Ba, Ag, Pb, Sn	7	K, Co, Ca, Pt	12	Mg, Mn, Cu, K	17	Hg, Mn, Cd, Li
3	Hg, Mn, Fe, Ca	8	Bi, Na, Cr, Cu	13	Ni, Pb, Pt, Sn	18	V, Fe, Zn, Sb
4	Zn, Fe, Mo, Ni	9	Ca, Co, Cu, Cd	14	Ba, Bi, Mg, Ag	19	K, Bi, Mn, Ag
5	Rb, Cu, Pb, Pt	10	V, Sb, Tl, Ag	15	Co, Cu, K, Au	20	Cs, Ca, K, Al

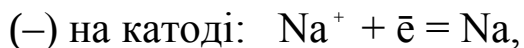
Дата „ _____ ” _____ 20__ року

Лабораторна робота № 9

ЕЛЕКТРОЛІЗ

Теоретична частина

Електроліз – сукупність окисно-відновних процесів, що протікають на поверхні електродів при проходженні постійного електричного струму через розплав чи розчин електроліту. Електрод, на якому при електролізі відбувається процес відновлення, називається *катодом*, а на якому відбувається процес окиснення, – *анодом*. На електроліз впливає матеріал електродів і склад електроліту. Тому необхідно розглядати окремо процеси електролізу розплавів і розчинів, а також процеси електролізу з інертним і розчинним анодами. Інертні аноди виготовляють із платини, іридію або їх сплавів, а також із графіту або вугілля. У процесі електролізу вони не розчиняються. Найпростішим прикладом є електроліз розплаву натрій хлориду:

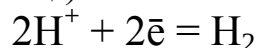


На катоді відбувається відновлення окисників у порядку зменшення їх електродних потенціалів. При цьому на катоді можливі три випадки:

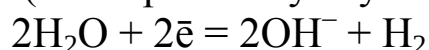
1. Першими на катоді відновлюються окисники, у яких електродні потенціали вищі, ніж потенціал водневого електрода. Це, наприклад, йони Au^+ , Ag^+ , Cu^{2+} , йони платинових металів. Відновлення відбувається за схемою:



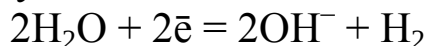
2. На катоді йде розрядка катіонів металів, потенціал яких нижчий, ніж у водневого електрода, але вищий, ніж у алюмінієвого (від Mn^{2+} до Sn^{2+}). Одночасно з ними можливе відновлення йонів Гідрогену (в кислому середовищі)



і відновлення молекул води (в нейтральному і лужному середовищі)



3. Катіони металів, у яких потенціали нижчі, ніж у алюмінію (від Li^+ до Al^{3+}) із водних розчинів на катоді не відновлюються. Замість них відновлюються молекули води:

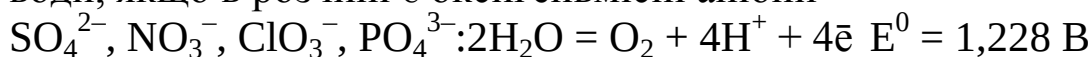


Характер реакцій на аноді залежить від присутності води, рН середовища і матеріалу анода.

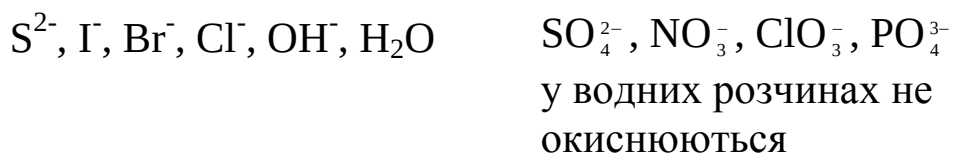
У водних розчинах електролітів на інертному аноді спочатку окиснюються найбільш сильні відновники, тобто речовини з найменшим електродним потенціалом, наприклад, сульфід-йон, галогенід-йони та ін. Потім у лужному середовищі окиснюються гідроксид-йони:



у кислому або нейтральному середовищі окиснюються молекули води, якщо в розчині є оксигенвмісні аніони



Послідовність окиснення аніонів і молекул на інертному аноді можна показати у вигляді такого ряду:



При проведенні електролізу з активним анодом матеріал аноду розчиняється: $\text{Me} = \text{Me}^{z+} + z\bar{e}$

Кількісно процеси електролізу визначаються **законом Фарадея**: маса електроліту, що піддалася перетворенню при електролізі, а також маси речовин, що утворюються на електродах, прямо пропорційні кількості електрики, що пройшла через розчин чи розплав електроліту, і молярним масам еквівалентів відповідних речовин. *Закон Фарадея* виражається наступним рівнянням:

$$m = M_E I t / F,$$

де m – маса речовини, що утворилася чи піддалася перетворенню; M_E – її молярна маса еквівалентів; I – сила струму; t – час; F – стала Фарадея (96485 Кл/моль), тобто кількість електрики, необхідна для здійснення електрохімічного перетворення одного моль еквівалентів речовини.

Експериментальна частина

Дослід № 1. Електроліз розчинів

1. У електролізер налейте розчин купрум (II) хлориду, занурте в обидва коліна графітові електроди і увімкніть прилад у мережу ($U = 36\text{ В}$). Опишіть явища, що відбуваються в катодному та анодному просторі електролізеру. Складіть схему електролізу.

2. У електролізер налейте розчин калій йодиду, занурте в обидва коліна графітові електроди і увімкніть прилад у мережу ($U = 36\text{ В}$). У катодний простір (–) додайте 1 – 2 краплі розчину фенолфталеїну. На аноді йде виділення йоду (переконайтеся!). Опишіть явища, що відбуваються в катодному та анодному просторі електролізеру. Складіть схему електролізу.

3. У електролізер налейте розчин натрій сульфату, занурте в обидва коліна графітові електроди і увімкніть прилад у мережу ($U = 36\text{ В}$). В обидва коліна трубки налейте розчин лакмусу. Для приготування контрольного розчину налейте в пробірку дистильовану воду і додайте лакмус. Опишіть явища, що відбуваються в катодному та анодному просторі електролізеру. Складіть схему електролізу.

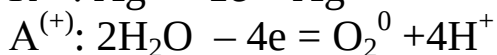
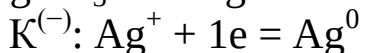
4. У електролізер налейте розчин цинк сульфату, занурте в обидва коліна графітові електроди і увімкніть прилад у мережу ($U = 36\text{ В}$). В обидва коліна трубки налейте розчин лакмусу. Для приготування контрольного розчину налейте в пробірку дистильовану воду і додайте лакмус. Опишіть явища, що

відбуваються в катодному та анодному просторі електролізу. Складіть схему електролізу.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Електроліз розчину нітрату срібла проводили при силі струму 2 А протягом 4 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса срібла виділилася на катоді і який об'єм газу (н.у.), що виділився на аноді?

Розв'язок



Сумарне рівняння електролізу:



2) Згідно із законом Фарадея дізнаємося масу срібла:

$$m = \frac{E I t}{F} = \frac{108 \cdot 2 \cdot 14400}{96500} = 32,20 \text{ г}$$

3) Об'єм кисню, який виділився на аноді знаходимо виходячи зі співвідношення:

$$m(\text{Ag}) / \Delta(\text{Ag}) = V(\text{O}_2) / V_{\Delta}(\text{O}_2)$$

$$V_{\Delta}(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л, тому:}$$

$$V(\text{O}_2) = m(\text{Ag}) V_{\Delta}(\text{O}_2) / \Delta(\text{Ag}) = 32,2 \cdot 5,6 / 108 = 1,67 \text{ л}$$

Приклад 2. Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6 А протягом 45 хвилин, в результаті чого на катоді виділилося 5,49 г металу. Обчисліть еквівалентну масу металу.

Розв'язок

Згідно із законом Фарадея маса металу, яка осідає на катоді:

$$m = \frac{E I t}{F}$$

Звідси:

$$E = m \cdot F / I t = 5,49 \cdot 96500 / 6 \cdot 45 \cdot 60 = 32,7 \text{ г/моль.}$$

Контрольні питання і задачі

1. В чому полягає сутність процесу електролізу? Що таке вихід за струмом?
2. Яка принципова відмінність процесів, що відбуваються у гальванічному елементі та при електролізі?
3. Яке значення для електролізу має матеріал електрода?
4. Які реакції можуть відбуватися на інертному, металевому катоді?
5. Які реакції можуть відбуватися на інертному, металевому аноді?
6. Які реакції можуть відбуватися на аноді у лужному, кислому та нейтральному середовищі?
7. Складіть рівняння процесів, що протікають при електролізі розплавів натрій гідроксиду і нікол (II) хлориду з інертними електродами.
8. Напишіть рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів барій хлориду і плюмбум (II) нітрату з вугільними електродами.
9. Розчин містить йони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} і Pb^{2+} в однаковій концентрації. У якій послідовності йони будуть виділятися при електролізі, якщо напруга достатня для виділення будь-якого металу?
10. Обчисліть масу срібла, що виділилося на катоді при пропущенні струму силою 6 А через розчин аргентум нітрату протягом 30 хвилин. (12 г).
11. За 10 хвилин з розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г платини. Визначте еквівалентну масу металу. (48,8 г/моль).
12. Чому дорівнює еквівалентна маса кадмію, якщо для виділення 1 г кадмію з розчину його солі треба пропустити через розчин 1717 Кл електрики? (56,2 г/моль).

ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия - Л., Химия, 1985. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л., Химия, 1983. - 264с.
3. Друзяк З.В. Лабораторний практикум з загальної і неорганічної хімії. Навч. посібник для студ. хім-техн. спец. ISBN 5-7763-0903-4. ХДТУ, 2003. – 124 с.
4. Жак О.В., Каличак Я.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010. – 368 с.
5. Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я. та ін. Хімія. Задачі, вправи, тести: Навч. посібник. – Львів: Світ, 2001. – 176 с.
6. Карнаухов та ін. Загальна та біонеорганічна хімія Фенікс, К., 2001.
7. Скоробогатий Я.П., Федорко В.Ф. Хімія і методи дослідження сировини і матеріалів, Львів, Компакт – ЛВ, 2005, 243 с.
8. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. – 424 с.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	2
Лабораторна робота № 1. Класи неорганічних сполук.	5
Лабораторна робота № 2. Хімічна кінетика та рівновага	10
Лабораторно-практична робота № 3. Загальні властивості розчинів	16
Лабораторна робота № 4. Приготування розчинів. Визначення концентрацій	21
Лабораторна робота № 5. Електролітична дисоціація. Реакції в розчинах електролітів. Умови утворення осаду	28
Лабораторна робота № 6. рН. Гідроліз солей	33
Лабораторна робота № 7. Окисно-відновні реакції	39
Лабораторна робота № 8. Гальванічні елементи	42
Лабораторна робота № 9. Електроліз	48
ЛІТЕРАТУРА	53

Навчально-методичне видання

Ямборак Р.С., Крачан Т.М.

Хімія: Робочий зошит для лабораторних занять

Здано в набір 00.05.20 Підписано до друку 00.05.20

Друк трафаретний.

Папір офсетний. Тираж 100. Гарнітура Таймс.

Оригінал-макет – Ямборак Р.С., Крачан Т.М., кафедра агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін

Подільський державний аграрно-технічний університет, вул. Шевченка, 13, корпус 2, тел. 68-3-29

Друк Копі-Центр, Кам'янець-Подільський, вул.Соборна, 19, тел.3-33-31