

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ імені І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ
КАФЕДРА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ ТА ХІМІЧНОЇ ОСВІТИ

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт
студентам факультету хімії та фармації
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
спеціальності 102 Хімія

ОДЕСА
ОНУ
2024

**УДК 54 (076.5)
З-14**

Укладачі:

Т. О. Кіосе, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

Л. А. Раскола, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти.

Рецензенти:

Р. Є. Хома, доктор хімічних наук, професор кафедри аналітичної та токсикологічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

Т. В. Кокшарова, доктор хімічних наук, професор кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

*Рекомендовано вченою радою факультету
хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 9 від 30 червня 2023 р.*

З-14 **Загальна хімія** [Електронний ресурс] : електрон. метод. вказівки до лаб. робіт студентам ф-ту хімії та фармації першого (бакалавр.) рівня вищої освіти спец. 102 Хімія / уклад.: Т. О. Кіосе, Л. А. Раскола. – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2024. – 101 с. – 1,5 МБ.

Пропоновані методичні вказівки стануть у нагоді при виконанні лабораторних робіт з дисципліни «Загальна хімія», яка викладається студентам першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 102 Хімія факультету хімії та фармації Одеського національного університету імені І. І. Мечникова. Вони містять лабораторні роботи, задачі, вправи і запитання для самостійної роботи різної складності.

УДК 54 (076.5)

ЗМІСТ

1. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення еквівалентної маси цинку методом витіснення	5
Задачі для самостійної роботи	8
Питання для самоконтролю	9
2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКИ	10
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення ентальпії реакції	10
Задачі для самостійної роботи	13
Питання для самоконтролю	14
3. ШВИДКІСТЬ ТА МЕХАНІЗМ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	15
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення залежності швидкості хімічних реакцій від різних чинників	15
Задачі для самостійної роботи	19
Питання для самоконтролю	19
4. ХІМІЧНА РІВНОВАГА	20
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення впливу різних чинників на зміщення хімічної рівноваги	20
Задачі для самостійної роботи	22
Питання для самоконтролю	22
5. РОЗЧИНИ ТА РЕАКЦІЇ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ	24
5.1. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ	24
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Приготування розчинів заданої концентрації ...	24
Задачі для самостійної роботи	27
Питання для самоконтролю	28
5.2. РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ І ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН	29
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Розчинність твердих та газоподібних речовин ...	29
Задачі для самостійної роботи	31
Питання для самоконтролю	32
5.3. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	33
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Властивості розчинів неелектролітів	33
Задачі для самостійної роботи	36
Питання для самоконтролю	36
5.4. ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКІХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	37
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Електролітична дисоціація	37
Задачі для самостійної роботи	40
Питання для самоконтролю	40

5.5. ГОМОГЕННА РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	41
5.5.1. Іонний добуток води. Водневий показник	41
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Водневий показник. Індикатори	41
Задачі для самостійної роботи	45
5.5.2. ОБМІННІ РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	47
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Іонні рівняння	47
Задачі для самостійної роботи	52
5.5.3. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	53
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Гідроліз солей	53
Задачі для самостійної роботи	57
Питання для самоконтролю	58
5.6. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	59
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Добуток розчинності	59
Задачі для самостійної роботи	64
5.7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	65
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції.	
Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції	65
Задачі для самостійної роботи	74
Питання для самоконтролю	75
5.8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	76
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Типи комплексних сполук та їх добування.	
Реакції комплексних сполук	76
Задачі для самостійної роботи	84
Питання для самоконтролю	85
ЛІТЕРАТУРА	86
ДОДАТОК	88

1. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Основні закони хімії (закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон об'ємних відношень). Газові закони. Приведення об'єму газу до нормальних умов. Парціальний тиск газів (закон парціальних тисків Дальтона). Закон Авогадро та висновки з нього. Абсолютна та відносна густина газів. Відносна молекулярна маса. Моль. Молярна маса та молярний об'єм. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Розрахунковий та експериментальний способи знаходження відносної молекулярної маси. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів та його математичний вираз. Еквіваленти та еквівалентні маси простих та складних речовин. Еквівалентний об'єм газу. Розрахунок еквівалентів складних речовин у реакціях обміну. Розрахункові та експериментальні методи визначення еквівалентів та еквівалентних мас.

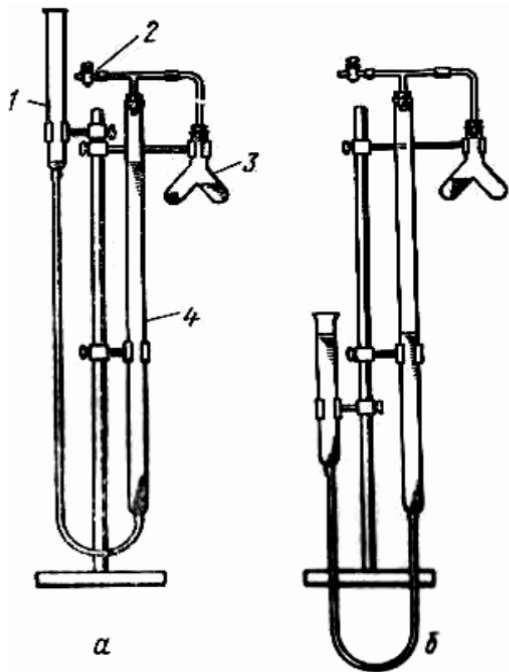
Лабораторна робота

ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ ЦИНКУ МЕТОДОМ ВИТІСНЕННЯ

Метод оснований на вимірюванні об'єму водню, який виділяється в результаті взаємодії металу з надлишком кислоти.

1. Для виконання досліду необхідно зібрати прилад, який складається з декількох частин: бюретки на 50 мл (4), двоколінної пробірки Оствальда (3), відкритої трубки, яка служить сосудом для зрівнювання (1), скляного крану (2). Бюретка та зрівнювальна трубка з'єднані каучуковою трубкою і містять стільки води, щоб в умовах однакових рівнів води в кожній трубці меніск у бюретці знаходився на нульовій поділці. Прилад закріпіть на штативі Мора держаками та затискувачами.

2. Зважте на аналітичних терезах невелику гранулу металу ($\approx 0,1-0,11\text{г}$).



*Прилад для вимірювання об'єму газу,
що виділяється:*

- а) до початку досліду;*
- б) після завершення досліду.*

3. Від'єднайте реакційну двоколінну пробірку Оствальда від приладу, в одне з колін внесіть зважену гранулу цинку, а в друге – піпеткою 3-4 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 24 %.

4. Приєднайте двоколінну пробірку до приладу. Приведіть тиск у бюретці до атмосферного (вода в бюретці та зрівнювальній трубці повинна бути на одному рівні, у бюретці – на нульовій поділці).

5. Перевірте герметичність установки. Для цього щільно вставте пробки, закрийте кран (2) та опустіть зрівнювальну трубку на 10-15 см. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без зміни.

6. Вивільнивши двоколінну пробірку з лапки штативу, прилийте кислоту до цинку та закріпіть пробірку. Спостерігайте за перебігом реакції, періодично опускаючи зрівнювальну трубку, щоб рівні води в ній і в бюретці приблизно були однакові, при цьому тиск газу всередині приладу буде близьким до атмосферного. Коли реакція закінчиться (як це визначити?), дайте пробірці охолонути до кімнатної температури, після чого приведіть тиск до атмосферного (зрівняти рівні води в трубці і бюретці) та визначте об'єм водню, що виділився. Запишіть рівняння реакції, дані досліду та розрахунків.

Результати експерименту:

1. Маса цинку – m , г ;
2. Об'єм виділеного водню – V_{H_2} , мл ;
3. Температура – t , °С ;
4. Атмосферний тиск – $P_{бар}$, кПа ;
5. Тиск насиченої водяної пари – $P_{вод.пари}$, кПа .

За одержаними експериментальними даними обчисліть еквівалентну масу цинку. Для цього:

- 1) приведіть об'єм виділеного водню до нормальних умов ($t = 0$ °С, $P = 101,325$ кПа)

$$V_0 = \frac{(P_{бар} - P_{вод.пари}) \cdot V_{H_2} \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t)}, \text{ мл ;}$$

- 2) використовуючи еквівалентний об'єм водню ($\mathcal{E}_{V(H_2)} = 11,2$ л/моль = = 11200 мл/моль) розрахуйте еквівалентну масу цинку (практичну)

$$\frac{m_{Zn}}{V_0} = \frac{M_{екв.Zn}}{\mathcal{E}_{V(H_2)}}, \quad M_{екв.Zn} = \frac{m_{Zn} \cdot \mathcal{E}_{V(H_2)}}{V_0} ;$$

- 3) обчисліть теоретичне значення еквівалентної маси цинку

$$M_{екв.Zn} (\text{теор}) = \frac{65,38}{2} = 32,69 \text{ г/моль ;}$$

- 4) розрахуйте відносну помилку досліду (%)

$$W = \frac{M_{екв.Zn} (\text{теор}) - M_{екв.Zn} (\text{практ})}{M_{екв.Zn} (\text{теор})} \cdot 100\% ;$$

- 5) зробіть аналіз причин помилки.

РОЗРАХУНКИ ТА ВИСНОВКИ

2. При 25 °С об'єм газу дорівнює 300 мл. При якій температурі об'єм подвоїться, якщо тиск сталий?

Відповідь: $t = 323$ °С.

3. Який об'єм повітря (вміст O_2 21 % за об'ємом), виміряний за н. у., витрачається на окиснення 200 л SO_2 , виміряного при 30 °С і 90 кПа?

Відповідь: $V = 381$ л.

4. Скільки літрів водню (н. у.) виділиться при розчиненні у кислоті 0,5 г металу, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 32,7 г/моль?

Відповідь: $V = 0,17$ л.

5. Обчисліть масу виміряного за стандартних умов 1 л таких газів:
а) хлору; б) азоту; в) амоніаку; г) оксиду сульфуру(IV); д) оксиду нітрогену(I); е) сірководню.

Відповідь: а) $m_{Cl_2} = 2,90$ г; б) $m_{N_2} = 1,145$ г; в) $m_{NH_3} = 0,695$ г;

г) $m_{SO_2} = 2,617$ г; д) $m_{N_2O} = 1,80$ г; е) $m_{H_2S} = 1,39$ г.

Питання для самоконтролю

1. На яких законах засновано рівняння приведення об'єму газів до нормальних умов?
2. Що таке парціальний тиск газу в суміші? Сформулюйте закон парціальних тисків. Від чого залежить парціальний тиск газу, який знаходиться в суміші з іншими газами?
3. Що показує відносна густина газу? Як перейти від відносної густини газу за киснем до відносної густини газу за воднем?
4. Дайте визначення відносної молекулярної маси, моля та молярної маси. Як виражають кількість речовини?
5. В яких випадках для обчислення молярної маси газу використовують рівняння Менделєєва-Клапейрона? У чому полягає фізичне значення газової сталої?

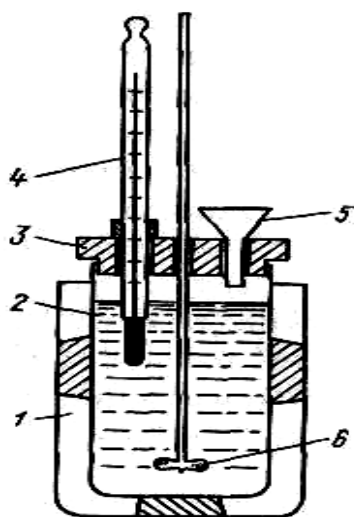
2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Енергетика хімічних перетворень. Ізохорні та ізобарні процеси. Тепловий ефект реакції. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Закон Гесса. Термохімічні рівняння та розрахунки. Визначення різних видів ентальпії (фазового перетворення, утворення, розкладу, згоряння та дисоціації речовин, реакції нейтралізації, осадження та гідрогенізації).

Лабораторна робота

ВИЗНАЧЕННЯ ЕНТАЛЬПІЇ РЕАКЦІЇ

Дослід 1. Визначення сталої калориметра



1. Зберіть прилад, який складається з калориметричного стакана (2), вставленого в інший стакан (1), між якими прокладено теплоізоляційний матеріал. Калориметричний стакан має кришку (3), у яку через отвори вставлені термометр (4), лійка (5) для внесення речовин у стакан і мішалка (6).

2. В калориметр налейте дистильовану воду об'ємом 100 мл і перемішайте мішалкою.

3. Налийте в хімічний стакан дистильовану воду об'ємом 50 мл і нагрійте приблизно до 90 °С.

4. Коли температура нагрітої в стакані води буде близькою до заданої (~90 °), зафіксуйте початкову температуру води у калориметрі (T_1) з точністю до 0,01° термометром з робочим інтервалом 0-50 °С.

5. Потім термометром з робочим інтервалом 50-100 °С з точністю до 0,01° вимірте і запишіть температуру гарячої води (T_2).

6. Швидко, без розбризування, долийте гарячу воду в калориметр і слідкуйте за підвищенням температури, зафіксуйте максимальну температуру води в калориметрі (T_3).

Складіть рівняння теплового балансу, права частина якого – кількість тепла, відданого гарячою водою, а ліва частина – кількість

тепла, прийнятого калориметром і холодною водою в ньому:

$$K \cdot (T_2 - T_1) + m_1 \cdot C \cdot (T_3 - T_1) = m_2 \cdot C \cdot (T_2 - T_1),$$

де K – стала калориметра (Дж/град); T_1 – початкова температура води у калориметрі; T_2 – температура гарячої води; T_3 – максимальна температура, зафіксована у калориметрі після вливання в нього гарячої води; m_1 – маса холодної води, яка залита у калориметр; C – питома теплоємність води, Дж/г·град; m_2 – маса гарячої води.

7. Розрахуйте сталу калориметра. Дослід повторіть ще два рази та розрахуйте середню величину сталої калориметра.

8. Результати досліду запишіть в таблицю:

№ досліду	m_1 , г	m_2 , г	T_1 , °С	T_2 , °С	T_3 , °С	K , Дж/град
1						
2						
3						

Дослід 2. Визначення ентальпії реакції нейтралізації

1. Підготуйте по 100 мл розчинів лугу та кислоти концентрацією 0,5 екв. мас./л.

2. Налийте в калориметр розчин лугу, перемішайте мішалкою та виміряйте температуру з точністю до 0,01 °С ($T_{\text{л}}$).

3. В сухий стакан налейте розчин кислоти та виміряйте температуру з точністю до 0,01 °С ($T_{\text{к}}$).

4. Розчин кислоти влийте через лійку в калориметр, перемішайте мішалкою та зафіксуйте максимальну температуру розчину в калориметрі (T_2). Кількість тепла, виділеного при реакції, розрахуйте за формулою:

$$q = m \cdot C \cdot (T_2 - T_1) + K \cdot (T_2 - T_1),$$

де m – маса залитих розчинів; C – питома теплоємність розчину (прирівнюється до питомої теплоємності води – 4,184 Дж/г·град); T_1 – середня температура вихідних розчинів до реакції, $T_1 = (T_{\text{к}} + T_{\text{л}})/2$; T_2 – максимальна температура, зафіксована в калориметрі після зливання розчинів; K – стала калориметра.

5. Результати досліду запишіть в таблицю :

$V_{\text{к}}, \text{мл}$	$V_{\text{л}}, \text{мл}$	$V_{\text{р-ну}}, \text{мл}$	$T_{\text{к}}, ^\circ\text{C}$	$T_{\text{л}}, ^\circ\text{C}$	$T_1, ^\circ\text{C}$	$T_2, ^\circ\text{C}$	$q, \text{Дж}$

6. Розрахуйте ентальпію реакції нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр}}$ (кДж/моль) і порівняйте її з табличними даними.

• Поясніть, чому реакції нейтралізації йдуть самодовільно? Чи всі реакції нейтралізації екзотермічні?

РОЗРАХУНКИ ТА ВИСНОВКИ

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Обчисліть стандартну ентальпію утворення бензолу C_6H_6 (р), якщо теплоти згоряння водню, вуглецю та бензолу відповідно дорівнюють: -285,4, -393,51, -3267,7 кДж/моль.
Відповідь: 49,12 кДж.
2. Знайдіть ентальпію згоряння алмазу, якщо стандартна теплота згоряння графіту дорівнює -393,51 кДж/моль, а теплота фазового перетворення $C_{\text{граф}} \rightarrow C_{\text{алм}}$ дорівнює 1,88 кДж/моль.
Відповідь: -395,89 кДж/моль.
3. Визначте ентальпію розчинення KCl у воді, якщо при розчиненні 25 г KCl в 1 л води температура знизилась на 1,5 °. Питома теплоємність добутого розчину дорівнює 4,18 Дж/(г·К).
Відповідь: 18,7 кДж.
4. При розчиненні 4,0 г $CuSO_4$ в 0,2 л води температура збільшилась на 2 С°. Обчисліть ентальпію гідратації $CuSO_4$, якщо теплота

розчинення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ дорівнює $-11,72$ кДж/моль. Питома теплоємність розчину дорівнює $4,18$ Дж/(г·К).

Відповідь: $-78,44$ кДж/моль.

5. Теплота гідратації Na_2SO_3 дорівнює $58,16$ кДж/моль. Обчисліть ентальпію розчинення Na_2SO_3 у воді, якщо при розчиненні 1 моль $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 800 моль води поглинається $46,86$ кДж теплоти.

Відповідь: $-11,3$ кДж/моль.

Питання для самоконтролю

1. Що називають внутрішньою енергією? Від чого вона залежить? Чи можна визначити повну внутрішню енергію?
2. Що зветься тепловим ефектом реакції? В яких випадках хімічна реакція супроводжується виділенням енергії (екзотермічний процес), а в яких – поглинанням енергії (ендотермічна реакція)?
3. Які процеси називають ізохорними та ізобарними? Чому дорівнюють зміни внутрішньої енергії (ΔU), ентальпії (ΔH); як вони пов'язані між собою?
4. Що називається ентальпією? Дайте визначення ентальпії процесів гідратації, розчинення, нейтралізації. Як експериментально визначають ці величини?
5. Які закони лежать в основі розрахунків теплових ефектів? Які рівняння хімічних реакцій називають термохімічними?

3. ШВИДКІСТЬ ТА МЕХАНІЗМИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас.

Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку.

Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа).

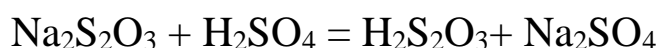
Лабораторна робота

ВИВЧЕННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ВІД РІЗНИХ ЧИННИКІВ

Вплив концентрації й температури на швидкість хімічної реакції зручно вивчати на прикладі реакції розкладання тиосульфатної кислоти



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ утворюється під дією сильніших кислот на її солі. Наприклад, під дією сульфатної кислоти на сіль натрій тиосульфату реакція практично повністю відбувається за рівнянням



Сіль $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ досить стійка і в розчині не розкладається, кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ нестійка і швидкість її розкладання залежить від концентрації цієї кислоти.

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації

У досліді визначається час утворення опалесценції (каламуті), обумовленої утворенням сульфуру внаслідок реакції:



1. Приготуйте три розчини натрій тиосульфату різних концентрацій. Для цього у три сухі пробірки внесіть:

<i>1 пробірка</i>		<i>2 пробірка</i>		<i>3 пробірка</i>	
0,01 М Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	0,01 М Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	0,01 М Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O
4 краплі	8 крапель	8 крапель	4 краплі	12 крапель	-

у першу - 4 краплі 0,01 М розчину натрій тіосульфату та 8 крапель води,

у другу - 8 крапель 0,01 М розчину натрій тіосульфату та 4 краплі води,

у третю - 12 крапель 0,01 М розчину натрій тіосульфату.

2. У першу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти, одночасно включіть секундомір. Виміряйте час від моменту додавання кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Аналогічно проведіть досліди з другою та третьою пробірками.

3. Заповніть таблицю:

<i>№ пробірки</i>	Концентрація Na ₂ S ₂ O ₃ , відносні одиниці	Час перебігу реакції, с	$V = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
<i>1</i>	1/3 (4 краплі)		
<i>2</i>	2/3 (8 крапель)		
<i>3</i>	1 (12 крапель)		

4. Накресліть графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. На осі абсцис відкладіть концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат – відповідні їм швидкості у відносних одиницях

$$V = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}, \quad \text{де } \tau - \text{ час перебігу реакції.}$$

• Зробіть висновок про залежність швидкості реакції від концентрації.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

1. У три пробірки внесіть по 10 крапель 1 н розчину натрій тіосульфату. Вставте їх в отвори кришки стакана з водою. Виміряйте температуру води та додайте в одну з пробірок 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Виміряйте час до появи у розчині помітної опалесценції.

2. Додайте гарячої води в стакан до підвищення температури на 10 °С. Через декілька хвилин у другу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Замірте час перебігу реакції.

3. Підвищить температуру води ще на 10 °С. Аналогічно проведіть дослід у третій пробірці.

4. За отриманими даними обчислить температурний коефіцієнт. По визначенню $\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t}$ У всіх дослідах концентрація речовин однакова, тому $\frac{k_{t+10}}{k_t} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$, де τ_1, τ_2 – час завершення реакції при температурі t і $(t + 10 \text{ }^\circ\text{C})$, відповідно. Звідси $\gamma = \tau_1/\tau_2$ і легко обчислюється з досліду.

5. Заповніть таблицю:

	№ пробірки		
	1	2	3
Температура t , °С			
Час перебігу реакції τ , с			
Умовна швидкість реакції, $V = 1/\tau$, с ⁻¹			

6. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури та зробіть відповідний висновок.

Задачі для самостійної роботи

1. Початкові концентрації речовин в реакції $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ склали (моль/л): $C(\text{CO}) = 0,05$; $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,06$; $C(\text{CO}_2) = 0,4$; $C(\text{H}_2) = 0,2$. Визначте концентрації всіх речовин, що беруть участь у реакції після того, як прореагувало 60 % H_2O .
Відповідь: $C(\text{CO}) = 0,24$ моль/л; $C(\text{O}_2) = 0,14$ моль/л;
 $C(\text{CO}_2) = 0,76$ моль/л; $C(\text{H}_2) = 0,56$ моль/л.
2. Обчислити, як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, у разі: а) підвищення температури на 30°C ; б) зниження температури від 70°C до 20°C .
Відповідь: а) збільшиться у 8 разів; б) зменшиться у 32 рази.
3. На скільки градусів потрібно знизити температуру, щоб швидкість реакції зменшилася у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3? *Відповідь:* на 30°C .
4. Чому дорівнює температурний коефіцієнт реакції, якщо при підвищенні температури на 40°C швидкість її збільшується у 256 разів? *Відповідь:* $\gamma = 4$.
5. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції складає 2,3. В скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 25°C ? *Відповідь:* у 8 разів.

Питання для самоконтролю

1. Що таке швидкість хімічної реакції, від яких чинників вона залежить і в яких одиницях її виражають?
2. Сформулюйте закон дії мас. Який фізичний зміст константи швидкості реакції?
3. Що характеризує константа швидкості хімічної реакції? Який її фізичний зміст та від яких факторів вона залежить?
4. Сформулюйте та надайте математичну форму запису правила Вант-Гоффа.
5. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції?

4. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

*Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги.
Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги.*

Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Лабораторна робота

ВИВЧЕННЯ ВПЛИВУ РІЗНИХ ЧИННИКІВ НА ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

1. У чотири пробірки внесіть по 5-7 крапель 0,0025 н розчину ферум(III) хлориду. Додайте до них 5-7 крапель 0,0025 н розчину калій роданіду. Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою.

2. Одну пробірку залиште для порівняння (контроль). В інші додайте:
у 1 пробірку - 1 краплю насиченого розчину ферум(III) хлориду,
у 2 пробірку - 1 краплю насиченого розчину калій роданіду,
у 3 пробірку - декілька кристалів калій хлориду.

3. Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів з розчином у контрольній пробірці.

4. Складіть рівняння оборотної реакції та напишіть вираз константи рівноваги.

5. Заповніть таблицю:

№ пробірки	Спостереження за зміною інтенсивності забарвлення при додаванні			Напрямок зміщення рівноваги
	насиченого розчину FeCl_3	насиченого розчину KSCN	кристалів KCl	
1				
2				
3				

Задачі для самостійної роботи

1. У стані рівноваги системи $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрації речовин дорівнюють: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Визначити константу рівноваги та вихідні концентрації нітрогену та водню.

Відповідь: $K_p = 7,3 \cdot 10^{-3}$; $C_{\text{вих}}(\text{H}_2) = 15$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{N}_2) = 5$ моль/л.

2. Рівновага в системі $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{r})}$ встановилась при наступних концентраціях: $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду і водню.

Відповідь: $C_{\text{вих}}(\text{H}_2) = 0,07$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{I}_2) = 0,05$ моль/л.

3. У системі $\text{A}_{(\text{r})} + 2 \text{B}_{(\text{r})} = \text{C}_{(\text{r})}$ рівноважні концентрації речовин становлять: $[\text{A}] = 0,6$ моль/л; $[\text{B}] = 1,2$ моль/л; $[\text{C}] = 2,16$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги (K_p) і вихідні концентрації речовин А і В.

Відповідь: $K_p = 2,5$; $C_{\text{вих}}(\text{A}) = 2,76$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{B}) = 5,52$ моль/л.

4. Константа рівноваги реакції $\text{FeO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ при деякій температурі дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації СО і CO_2 , якщо вихідні концентрації цих речовин становили: $C_{\text{вих}}(\text{CO}) = 0,05$ моль/л, $C_{\text{вих}}(\text{CO}_2) = 0,01$ моль/л.

Відповідь: $[\text{CO}] = 0,04$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,02$ моль/л.

5. За деяких умов рівновага у системі $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{CO}_2$ встановлюється при наступних концентраціях: $[\text{CO}] = 1$; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$, $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2$ моль/л. Визначити рівноважні концентрації, які встановлюються у системі після збільшення концентрації СО у три рази в порівнянні з початковою. В який бік буде зміщуватись рівновага?

Відповідь: $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2,73$ моль/л.

Питання для самоконтролю

1. Який фізичний зміст константи рівноваги? Від яких факторів залежить константа хімічної рівноваги? В яких випадках оборотні хімічні реакції можуть стати практично не оборотними?

2. Сформулюйте принцип Ле Шательє-Брауна. Як впливають тиск та температура на стан рівноваги?
3. Які реакції називаються послідовними, ланцюговими, спряженими, і які з них відбуваються в організмі?
4. Які речовини називають каталізаторами, інгібіторами, промоторами? Наведіть приклади.
5. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції у разі введення в систему каталізатора: *а)* зменшенням енергії активації; *б)* збільшенням середньої кінетичної енергії молекул; *в)* зростанням числа зіткнень; *г)* зростанням числа активних молекул?

5. РОЗЧИНИ ТА РЕАКЦІЇ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

5.1. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

Поняття концентрації, основні способи виразу концентрації розчинів: масова частка, молярна концентрація, еквівалентна концентрація, моляльна концентрація, мольна частка.

Лабораторна робота

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Дослід 1. *Визначення масової частки розчиненої речовини*

Приготуйте розчин, який містить 10 г натрій хлориду та 100 г води.

1. На технічних терезах зважте на годинниковому склі 10 г натрій хлориду.
2. Відмірте циліндром 100 мл води.
3. Перенесіть сіль у стакан на 200-250 мл, залишки вмісту годинникового скла змийте водою із циліндра та влийте у стакан воду, яка залишилась.
4. Розмішайте розчин скляною паличкою та вилийте його у мірний циліндр на 100 мл до 4/5 об'єму.
5. Визначте густину розчину ареометром.
6. Обчисліть масову частку натрій хлориду в приготованому розчині та порівняйте її з даними довідкової таблиці.
7. Обчисліть відносну похибку дослідів.
8. Для приготованого розчину обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр.

Дослід 2. Приготування розчину з певною масовою часткою речовини

1. Обчисліть маси солі – натрій нітрату і води, які потрібні для приготування 200 г 10 %-го розчину NaNO_3 .

2. Зважте на технохімічних терезах обчислену масу солі. Наважку солі перенесіть в стакан або колбу та розчиніть її у відміряному мірним циліндром об’ємі води.

3. Визначте густину утвореного розчину ареометром.

4. За експериментальними даними обчисліть об’єм утвореного розчину і суму об’ємів води і чистої солі ($\rho_{\text{солі}} = 2,257 \text{ г/см}^3$) до розчинення.

5. Порівняйте результати обчислень та поясніть причині відмінності між об’ємом розчину і сумою об’ємів води і солі до розчинення.

6. Обчисліть молярну та нормальну концентрації отриманого розчину.

Дослід 3. Приготування розчину із заданою масовою часткою змішуванням двох розчинів

Додаванням розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 % до 100 мл розчину з масовою часткою натрій хлориду 3 % одержить розчин з масовою часткою 8 або 10 %.

1. Визначте масу розчину з масовою часткою 20 %, яку необхідно додати до 3 %-го розчину для отримання 10 %-го розчину.
 2. Визначте масу розчину з масовою часткою 20 %, яку необхідно додати до 3 %-го розчину для отримання 8 %-го розчину
 3. Приготуйте 8 % та 10 % розчини натрій хлориду, визначте їх густину ареометром та порівняйте її з даними довідкової таблиці.
-
-

ВИСНОВКИ:

Підпис керівника практикуму

Задачі для самостійної роботи

1. З 500 г розчину натрій хлориду з масовою часткою розчиненої речовини 0,1 випарили 100 г води. Визначити масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині.

Відповідь: 12,5 %.

2. Яку масу 20 %-го (за масою) розчину калій гідроксиду треба додати до 1 кг 50 %-го (за масою) розчину, щоб отримати 25 % розчин?

Відповідь: 5 кг.

3. Який об'єм розчину нітратної кислоти за вказаних умов, необхідно додати до 1,2 л води для отримання розчину з $\omega(\text{HNO}_3) = 10\%$:

1) $\omega(\text{HNO}_3) = 52\%$, $\rho = 1,3$ г/мл ;

2) $\omega(\text{HNO}_3) = 63\%$, $\rho = 1,36$ г/мл ;

3) $\omega(\text{HNO}_3) = 75\%$, $\rho = 1,43$ г/мл .

Відповідь: 1) 219,78 мл; 2) 166,48 мл; 3) 129,1 мл.

4. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати 10 %-вий розчин сульфатної кислоти і 75 %-вий розчин цієї ж кислоти, щоб одержати 1000 г акумуляторної кислоти (25 %-вий розчин H_2SO_4).

Відповідь: 770 г; 230 г.

5. Розрахувати молярну, еквівалентну (нормальну), молярну концентрації та титр розчину з масовою часткою мангану(II) хлориду 8 % ($\rho = 1,085$ г/мл).

Відповідь: $C_M = 0,69$ моль/л; $C_N = 1,38$ моль/л; $C_m = 0,691$ моль/кг;
 $T = 0,08689$ г/мл.

Питання для самоконтролю

1. Що виражає концентрація розчину?
2. Що таке масова частка речовини у розчині? В яких одиницях вона виражається?
3. Як пов'язані між собою молярна концентрація та масова частка речовини. Вивести формулу, яка зв'язує молярну концентрацію та масову частку речовини.
4. Вивести формулу, яка зв'язує нормальну та молярну концентрації речовини?
5. Як пов'язані між собою нормальна концентрація та масова частка речовини?

5.2. РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ І ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН

Розчини. Їхня відмінність від механічних сумішей і хімічних сполук. Насичені та пересичені розчини.

Поняття “розчинність”. Способи вираження розчинності твердих речовин і газів від температури та тиску. Закони Генрі та Дальтона. Парціальний тиск газів. Теплові ефекти при розчиненні.

Лабораторна робота

РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ ТА ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН

Дослід 1. Вплив температури на розчинність твердих речовин

а) Налийте у пробірку 1-2 мл дистильованої води та всипте туди невеликими порціями плюмбум(II) нітрат до одержання насиченого розчину (на дні пробірки має залишитися трохи речовини, що не розчиняється при збовтуванні). Нагрійте вміст пробірки. Що відбувається з осадом? Який висновок можна зробити про розчинність узяті речовини при нагріванні?

б) Налийте у пробірку 1-2 мл води та всипте до неї порціями кальцій ацетату або кальцій гідроксиду до утворення насиченого розчину. Злийте прозорий розчин з кристалів у суху пробірку та нагрійте у стакані з водою. Що спостерігається? Охолодіть вміст

пробірки. Що тепер відбувається? Який висновок можна зробити про розчинність узяті речовини при нагріванні?

в) Користуючись довідковими даними, зробіть висновок про вплив температури на розчинність натрій хлориду.

Дослід 2. Приготування пересичених розчинів

1. Насипте у суху пробірку на 1/4 її об'єму кристалічного натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

2. Нагрійте пробірку з кристалами у стакані з гарячою водою. При 48 °С кристали плавляться і утворюється насичений розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ у кристалізаційній воді.

3. Після розплавлення всієї солі пробірку вийміть з води і дайте їй повільно охолонути до кімнатної температури. Після досягнення кімнатної температури додайте у пробірку маленький кристал натрій тіосульфату. Що спостерігається?

4. Знову отримайте нагріванням прозорий розчин, охолодіть та різко струсіть. Що відбулося з розчином?

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Розрахувати масову частку K_2SO_4 та його коефіцієнт розчинності, якщо за температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 50 г розчину містить 3,44 г калій

сульфату.

Відповідь: 6,88 % ; $K_S = 7,40$ г/100 г H_2O .

2. Масова частка калій сульфату в насиченому за 10 °С водному розчині дорівнює 8,44 %. Обчисліть розчинність калій сульфату за цієї температури.

Відповідь: 9,22 г.

3. Яка маса солі випаде в осад з 540 г водного розчину $AlCl_3$ при охолодженні розчину від 80 до 0 °С? Розчинність $AlCl_3$ за 0 °С дорівнює 44,9 г , а за 80 °С дорівнює 48,6 г.

Відповідь: $m_{осаду} = 13,4$ г.

4. Коефіцієнт розчинності $CaCl_2$ у воді при 100 °С дорівнює 159 г на 100 г H_2O . Яка маса кальцій хлориду за цієї температури міститься в 1,35 кг розчину?

Відповідь: $m = 828,8$ г.

5. Яка маса $CuSO_4$ випадає в осад, якщо охолодити 825 г розчину від 100 до 20 °С? Розчинність $CuSO_4$ при 20 і 100 °С дорівнює, відповідно, 20,2 і 77 г.

Відповідь: $m = 264,7$ г.

Питання для самоконтролю

1. Що є кількісною мірою розчинності?
2. Якими величинами кількісно виражають розчинність твердих речовин, рідин, газів?
3. Залежність розчинності від природи розчиненої речовини і розчинника. Навести приклади добре розчинних, мало розчинних і практично нерозчинних твердих речовин, рідин та газів.
4. Що таке обмежена розчинність. Які фактори визначають необмежену і обмежену розчинність двох рідин?
5. Які фактори впливають на розчинність у рідині твердих речовин. Описати вплив цих факторів.

5.3. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

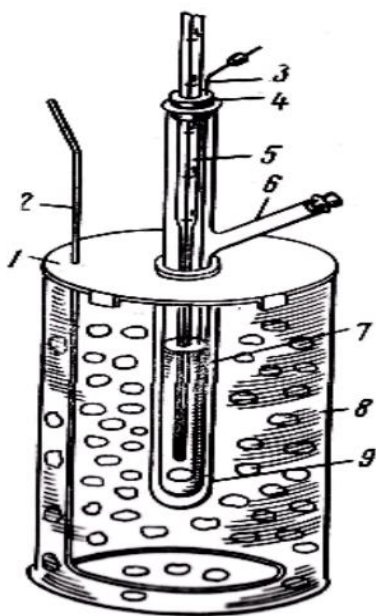
Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Лабораторна робота

ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Дослід. Визначення молекулярної маси глюкози

1. Зберіть прилад, що складається з пробірки (7) з бічним відростком (6). Пробірку (7) закрийте каучуковою пробкою (4) з двома отворами: в один отвір уставлено термометр (5), а в інший – мішалка (3). Мішалка повинна доходити до дна пробірки, кінець її загнутий кільцем, що вільно охоплює нижній кінець термометра.



Прилад для визначення молекулярної маси речовини кріоскопічним методом

2. Пробірку (7) з термометром і мішалкою вставте в широку пробірку (9), що служить повітряним холодильником і забезпечує рівномірне охолодження розчину в пробірці (7). Широку пробірку (9) вставте в отвір металевої кришки (1), яку потім надіньте на товстостінну скляну посудину (8) з охолоджувальною сумішшю. В інший отвір кришки (1) вставте мішалку (2) для перемішування охолоджувальної суміші.

3. Приготуйте охолоджувальну суміш з 3 масових частин снігу або товченого льоду і 1 частини повареної солі і помістіть її в посудину (8). Вимірте звичайним термометром температуру

охладжувальної суміші. Вона повинна бути в межах від -3 до -5 °С, що досягається зміною співвідношення снігу (льоду) і солі.

4. Відміряйте та налейте у внутрішню пробірку (7) 10 мл дистильованої води, зануріть в неї термометр (з ціною поділки $0,1$ °С) настільки, щоб кулька з ртуттю була закрита рідиною.

5. Помістіть внутрішню пробірку, попередньо охолоджену в суміші води з льодом, у зовнішню пробірку та зануріть останню в посудину з охолоджувальною сумішшю.

6. Спостерігайте зниження стовпчика ртуті термометра. Коли температура досягне приблизно -1 °С (досягнуте переохолодження), почніть енергійно перемішувати воду мішалкою. При цьому випадуть кристали льоду, а стовпчик ртуті стане швидко підніматися вгору. Слід відзначити температуру, до якої підніметься стовпчик ртуті. Це і буде температура замерзання чистого розчинника.

7. Нагрійте внутрішню посудину рукою і ще раз, відповідно до п. 5, визначте температуру замерзання води (розчинника). Через неточність термометрів точка замерзання може не збігатися з нулем шкали. Для розрахунку використовуйте температуру замерзання води (розчинника), визначену за термометром, не звертаючи уваги на розбіжності з нулем шкали.

8. Наважку глюкози $1,8$ г внесіть у воду внутрішньої пробірки.

9. За методикою визначте температуру замерзання отриманого розчину. Під температурою замерзання розчину варто розуміти температуру початку замерзання, так як процес замерзання розчину (на відміну від розчинника) йде при поступовому зниженні температури.

10. Результати досліду запишіть в таблицю:

$m_{\text{води}}$, г	$t_{\text{з р-ка}}$, °С			$m_{\text{глюкози}}$, г	$t_{\text{з р-ну}}$, °С			Δt	М глюкози
	1	2	середня		1	2	середня		

$$M_{\text{глюкози}} = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{\Delta t \cdot G},$$

де M – молекулярна маса розчиненої речовини; K – кріоскопічна стала, $=1.86$; m – маса розчиненої речовини; G – маса розчинника;

$\Delta t = t_{з \text{ р-ка}} - t_{з \text{ р-ну}}$ – зміна температури замерзання.

11. Порівняйте обчислену молекулярну масу з теоретичною. Обчисліть помилку за формулою:

$$\% = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{досл}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100.$$

Точність кріоскопічних визначень залежить від точності виміру різниці температур замерзання розчинника та розчину. Для точних вимірювань використовують диференційний термометр Бекмана.

РОЗРАХУНКИ ТА ВИСНОВКИ

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. За якої температури осмотичний тиск розчину, що містить 18,6 г аніліну $C_6H_5NH_2$ у 3 л розчину, досягне 284 кПа?
Відповідь: $t = 240,1 \text{ }^\circ\text{C}$.
2. Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить 90,08 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 4 л розчину при $27 \text{ }^\circ\text{C}$. *Відповідь:* $3,12 \cdot 10^5 \text{ Па}$.
3. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить 25,55 г цієї речовини в 200 г води, замерзає при $-1,32 \text{ }^\circ\text{C}$.
Відповідь: 180 г/моль.
4. Визначити ізотонічний коефіцієнт натрій гідроксиду в розчині з масовою часткою NaOH 0,8 %, якщо осмотичний тиск цього розчину при температурі $10 \text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює 847,1кПа. Густина розчину дорівнює 1 г/мл.
Відповідь: 2,54.
5. Розчин, що містить 16,05 г $Ba(NO_3)_2$ в 500 г води, кипить за температури $100,122 \text{ }^\circ\text{C}$. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт цього розчину.
Відповідь: 1,92.

Питання для самоконтролю

1. Сформулюйте закони Рауля для розведених розчинів нелетких речовин, напишіть їх математичний вираз.
2. Поясніть, чому тиск пари над розчином менший від тиску пари над чистим розчинником?
3. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної сталих? Від чого залежить їх величина?
4. Чому розчини електролітів не відповідають закону Рауля? Як це впливає на їх колігативні властивості?
5. Що таке дифузія та в чому полягає різниця між дифузією і осмосом?

5.4. ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Іонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність іонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації.

Для розчинів електролітів зниження тиску насиченої пари, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, осмотичний тиск повинні бути більші, ніж для розчинів неелектролітів (закон Вант-Гоффа).

Лабораторна робота

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Дослід 1. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів

а) Вплив солі слабкої кислоти на дисоціацію цієї кислоти

У дві пробірки помістіть по 5-7 мл розчину оцтової кислоти з концентрацією 0,1 моль/л. До кожної з пробірок додайте по одній краплі метилоранжу. В присутності яких іонів метилоранж набуває рожевого забарвлення?

Одну пробірку з оцтовою кислотою залиште як контрольну, а в іншу помістіть 3-4 мікрошпателі натрій ацетату CH_3COONa та перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте забарвлення отриманого розчину із забарвленням розчину у контрольній пробірці. На зміну концентрації яких іонів вказує зміна забарвлення метилоранжу?

- Поясніть, як зміщується рівновага дисоціації оцтової кислоти при додаванні до неї натрій ацетату. Як змінюється при цьому ступінь дисоціації оцтової кислоти та концентрація іонів H^+ ?

б) Вплив солі слабкої основи на дисоціацію цієї основи

У дві пробірки помістіть по 5-7 мл розчину амоніаку з концентрацією 0,1 моль/л. До кожної з пробірок додайте по одній краплі фенолфталеїну. В присутності яких іонів фенолфталеїн набуває малинового забарвлення?

Одну пробірку з розчином амоніаку залиште як контрольну, а до іншої додайте 3-4 мікрошпателі амоній хлориду NH_4Cl та перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте забарвлення отриманого розчину із забарвленням у контрольній пробірці.

• Як зміщується рівновага в розчині амоніаку при додаванні до нього амоній хлориду? Чому забарвлення фенолфталеїну стає бліднішим?

Дослід 2. Зміна концентрації водневих і гідроксильних іонів

Налійте в пробірку 5 мл розчину хлоридної кислоти і помістіть в нього невеликий шматочок цинку. Коли виділення водню стане досить інтенсивним, додайте 1-2 г натрій ацетату. Поясніть зміну швидкості виділення водню.

- Напишіть рівняння хімічної реакції взаємодії хлоридної кислоти з натрій ацетатом в молекулярній та іонній формах.

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Обчислити іонну силу розчину, що містить 2,08 г BaCl_2 та 5,85 г NaCl у 500 г води. *Відповідь:* 0,26.
2. Константа дисоціації нітритної кислоти дорівнює $5,1 \cdot 10^{-4}$. Обчислити ступінь дисоціації HNO_2 в її 0,01 М розчині та концентрацію іонів гідрогену. *Відповідь:* 22,6 %, $22,6 \cdot 10^{-3}$ моль/л
3. Обчисліть $[\text{H}^+]$ і α у 1 %-му розчині оцтової кислоти CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), прийнявши $\rho = 1$ г/см³.
Відповідь: $[\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $\alpha = 0,01$.
4. Скільки грамів HCOONa треба додати до 1 л розчину HCOOH молярної концентрації 0,1 моль/л для того, щоб концентрація іонів H^+ стала рівною 10^{-4} моль/л? Позірний ступінь дисоціації HCOOH дорівнює 75 % ($K_{\text{HCOOH}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$). *Відповідь:* $m_{\text{HCOONa}} = 16,05$ г.
5. Скільки молів NH_4Cl треба додати до 1 л розчину NH_4OH молярної концентрації 0,1 моль/л ($K_{\text{дис.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, щоб концентрація іонів OH^- чисельно дорівнювала константі дисоціації?
Відповідь: $n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1$ моль.

Питання для самоконтролю

1. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса, її суть і недостатність.
2. Як класифікують електроліти за ступенем дисоціації? Навести приклади.
3. Що таке константа дисоціації слабких електролітів, константа дисоціації за першим ступенем, другим, третім ...? Які фактори визначають величину ступеня та константи дисоціації?
4. Як формулюється закон Оствальда, напишіть його математичний вираз. Укажіть залежність ступеня дисоціації від концентрації розчинів слабких електролітів.
5. Що таке активність, коефіцієнт активності та активна концентрація іонів?

5.5. ГОМОГЕННА РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

5.5.1. Іонний добуток води. Водневий показник

Константа іонізації води. Іонний добуток води. Водневий показник рН.

Лабораторна робота

ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ІНДИКАТОРИ

Дослід 1. Забарвлення індикаторів

1. Визначте колір кислотної та лужної форм чотирьох індикаторів, які найбільш часто використовують: метилоранжу, метилового червоного, лакмусу та фенолфталеїну.

2. Спостереження проведіть в сильнокислому та сильнолужному середовищах, щоб в першому випадку рН був набагато нижче, а в другому – набагато вище рН області переходу вказаних індикаторів. Для цього в чотири пронумеровані пробірки внесіть по 10 крапель 0,1 М розчину нітратної кислоти; в інші чотири пробірки – з тими ж номерами – такий же об'єм 0,1 М розчину натрій гідроксиду.

3. Розмістіть пробірки в штативі таким чином, щоб за пробіркою з кислотою стояла пробірка з тим же номером, що містить луг. Після цього в обидві пробірки № 1 (з кислотою та лугом) додайте по одній краплі індикатора метилоранжу, в пару пробірок № 2 – по одній краплі метилового червоного, в пробірки № 3 додати по 5 крапель лакмусу, в останні дві пробірки – по одній краплі фенолфталеїну.

4. Відмітьте колір індикаторів в різних середовищах та запишіть спостереження в таблицю 1.

- Область переходу якого з індикаторів знаходиться найближче до нейтрального середовища? Які індикатори мають область переходу в кислому середовищі? В лужному?

Таблиця 1

Назва індикатора	рН області переходу забарвлення індикатора	Колір індикатора		
		кислотна форма	в області переходу	лужна форма
<i>Метилоранж</i>	3,1 – 4,4		Оранжевий	
<i>Метилловий червоний</i>	4,4 – 6,2		Оранжевий	
<i>Лакмус</i>	5,0 – 8,0		Фіолетовий	
<i>Фенолфталеїн</i>	8,0 – 10,0		Рожевий	

Дослід 2. Визначення рН розчину за допомогою набору індикаторів

Визначення значення рН розчинів нітратної кислоти та натрій гідроксиду молярних концентрацій 0,1 моль/л.

1. В чисту пробірку налейте трохи розчину, що досліджуємо, та додайте 2-3 краплі *фенолфталеїну*. Якщо розчин залишиться безбарвним, то значення рН дорівнює 8 або менше 8 (див. табл./ 1).

2. Для визначення значення рН розчину, в якому забарвлення фенолфталеїну залишилося безбарвним, в цю ж пробірку додайте 2 краплі індикатору *паранітрофенолу*. Якщо колір розчину буде темно-червоний, то значення рН розчину дорівнює 7–8; якщо жовтий – 7; якщо світло-жовтий – 6; якщо безбарвний розчин – 5 або менше.

3. В тому випадку, якщо розчин в присутності паранітрофенолу залишиться безбарвним, в цю ж пробірку додайте

Таблиця 2

Назва індикатора	Область переходу при рН	Колір індикатора		
		кислотна форма	в області переходу	лужна форма
Метилвіолет	0,5– 1– 2– 3	Жовто-зелений	Блакитний	Фіолетовий
Метилоранж	3 – 4 – 4,4	Рожевий	Оранжевий	Жовтий
Паранітрофенол	5 – 7	Безбарвний	Світло-жовтий	Жовтий
Фенолфталеїн	8 – 10	Безбарвний	Рожевий	Червономалиновий
Алізарин жовтий	10 – 12	Жовтий	Темно-жовтий	Оранжевий
Індигокармін	12 – 14	Блакитний	Зелений	Жовтий

Дослід 3. Визначення рН розчину за допомогою універсального індикатора

1. Отримайте у викладача розчин, рН якого необхідно визначити. За допомогою піпетки перенесіть 2-3 краплі цього розчину на індикаторний папір.

2. Порівняйте колір ще мокрої плями, яка утворилась на папері, з кольоровою шкалою та оберіть на ній відтінок, що найбільш близький до відтінку отриманої плями. На кольоровій шкалі приводяться кольори, що відповідають цілим значенням рН, тому, при необхідності, можна за проміжним кольором наближено оцінювати десяті частки рН. Зробіть висновок про рН розчину, який досліджували.

3. Перевірте правильність свого висновку у викладача.

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Визначте концентрації іонів H^+ і OH^- у розчині, водневий показник якого дорівнює 3,2. В скільки разів концентрація іонів H^+ більше або менше концентрації іонів OH^- у цьому розчині?

Відповідь: $[\text{H}^+] = 6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $[\text{OH}^-] = 0,16 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

2. Обчисліть рН розчину оцтової кислоти нормальної концентрації 0,1 моль/л, що містить крім того 0,1 моль/л натрій ацетату. Коефіцієнти активності іонів вважати рівними 1.

Відповідь: рН=4,75.

3. Розрахуйте молярність розчину оцтової кислоти CH_3COOH , рН якого дорівнює 3. ($K_{\text{дис.}} = 1,75 \cdot 10^{-10}$).

Відповідь: $M = 0,06$ моль/л.

4. Обчисліть рН розчину НСООН молярної концентрації 0,2 моль/л, до 1 л якого додано 3,4 г НСООНа, якщо α -форміату натрію 93 %, а $K_{\text{НСООН}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

Відповідь: рН=3,12.

5. Скільки води необхідно додати до 0,2 л розчину з масовою часткою оцтової кислоти 5 % ($\rho = 1,012 \text{ г/см}^3$) для одержання розчину, рН якого дорівнює 2,5, якщо $K_{\text{НСООН}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$?

Відповідь: $V_{\text{H}_2\text{O}} = 19,3 \text{ л}$.

5.5.2. Обмінні реакції в розчинах електролітів

Реакції іонного обміну. Умови їх одnobічного протікання

Лабораторна робота

ІОННІ РІВНЯННЯ

Дослід 1. Утворення малорозчинних сполук

а) Налийте в окремі пробірки по 2 мл розчинів хлоридної кислоти, натрій хлориду, кальцій хлориду, алюміній хлориду та до кожної з них додайте краплями розчин аргентум(I) нітрату.

• Поясніть зміни, що спостерігаються. Чи у всіх пробірках вони однакові? Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій утворення осаду.

б) Налийте в окремі пробірки по 2 мл розчинів хлоридної кислоти, натрій сульфату, магній сульфату, купрум(II) сульфату та додайте до кожної з них краплями розчин барій хлориду. Чи однакові зміни спостерігаються у всіх пробірках?

з) Візьміть три пробірки. До однієї з пробірок налейте 2-3 мл розчину ферум(III) сульфату, до другої – стільки ж купрум(II) сульфату, до третьої – нікель(II) сульфату. До кожної з пробірок краплями додайте розчин натрій гідроксиду до утворення помітної кількості осаду.

• Поясніть результат досліду. Відзначте колір осадів. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.

Дослід 2. Зсув гетерогенних рівноваг у напрямку утворення малодисоційованих сполук

а) Добування і властивості магній гідроксиду. Налийте у дві пробірки по 2-3 мл розчину магній сульфату, додайте краплями розведений розчин натрій гідроксиду і відзначте зміни, що відбулися.

До однієї пробірки додайте 2-3 мл розведеного розчину хлоридної чи сульфатної кислоти, а до іншої – такий самий об'єм амоній хлориду чи амоній сульфату.

• Що відбувається з осадом в обох пробірках? Які малодисоційовані сполуки утворюються в них? В якій пробірці рівновага, що встановилася, більше зміщена праворуч?

б) Добування і властивості деяких амфотерних гідроксидів. Налийте у дві пробірки по 2-3 мл розчину цинк хлориду і додайте до кожної з них кілька краплин розведеного розчину лугу (уникаючи надлишку) до утворення малорозчинного цинк гідроксиду.

Що спостерігається при додаванні до однієї з пробірок кількох крапель розведеної хлоридної кислоти, а до іншої – такого самого об'єму розведеного розчину лугу?

- На які властивості цинк гідроксиду вказує його поведінка відносно кислот і лугів? Напишіть рівняння реакцій утворення та переходу у розчині цинк гідроксиду.

в) Проведіть аналогічні дослід з алюміній хлоридом і хром(II) сульфатом, отримавши з них при дії розведеного розчину луку і дотриманні необхідних умов (яких?) відповідні малорозчинні гідроксиди.

Перевірте їхнє відношення до розчинів кислот і лугів.

• Напишіть рівняння реакцій утворення та переходу в розчин добутих гідроксидів.

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Напишіть у молекулярній і молекулярно-іонній формах рівняння реакцій взаємодії наступних речовин: *а)* аргентум нітрату і заліза(III) хлориду; *б)* кальцій карбонату і хлоридної кислоти; *в)* барій гідроксиду і нітратної кислоти; *г)* стронцій сульфату і барій хлориду; *д)* амоній хлориду і кальцій гідроксиду при нагріванні.
2. Виразіть молекулярними і молекулярно-іонними рівняннями реакції взаємодії між: *а)* барій хлоридом і амоній сульфатом; *б)* амоній хлоридом і калій гідроксидом при нагріванні; *в)* стронцій гідроксидом і хлоридною кислотою; *г)* ортофосфатною кислотою і кальцій нітратом; *д)* калій ацетатом і сульфатною кислотою.
3. Змішують попарно розчини: *а)* натрій гідроксиду і калій хлориду; *б)* калій сульфіту і хлоридної кислоти; *в)* купрум(II) хлориду і кальцій гідроксиду; *г)* натрій ацетату і сульфатної кислоти; *д)* сульфатної кислоти і калій хлориду. У яких з приведених випадків реакції йдуть практично до кінця? Складіть для цих реакцій молекулярні і молекулярно-іонні рівняння.
4. Складіть по три молекулярних рівняння реакцій до кожного з молекулярно-іонних рівнянь:
 - а)* $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$;
 - б)* $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в)* $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. Складіть по два молекулярних рівняння до кожного з молекулярно-іонних рівнянь:
 - а)* $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - б)* $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$;
 - в)* $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$.

5.5.3. Гідроліз солей

Протолітичні процеси та їх напрямки. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зсув рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій у метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Лабораторна робота

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Дослід 1. Солі, утворені сильними кислотами та сильними основами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН 0,1 н розчинів натрій хлориду, калій сульфату та кальцій нітрату. Зробіть висновок про здатність катіонів та аніонів солей до гідролізу.

Дослід 2. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами

а) За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН 0,1 н розчину натрій ацетату. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу та обчисліть K_{Γ} . Зробіть висновок про здатність аніонів слабкої кислоти до гідролізу. Одержані результати запишіть у таблицю.

б) Налийте в одну пробірку 5-6 крапель 0,5 н розчину натрій карбонату, а в другу пробірку такий же об'єм 0,5 н розчину натрій сульфіту. Додайте в кожную пробірку по краплі фенолфталеїну і порівняйте забарвлення розчинів.

• Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Обчисліть ступінь, константу гідролізу, концентрацію гідроксид-іонів та рН розчинів солей. Одержані результати запишіть у таблицю.

Формула солі	Константа гідролізу, K_{Γ}	Ступінь гідролізу, α_{Γ}	Концентрація гідроксид-іонів, моль/л	pH

Дослід 3. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте реакцію середовища у 0,1 н розчині амоній хлориду. Напишіть іонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу та обчисліть K_{Γ} .

Дослід 4. Сумісний гідроліз солей

а) Внесіть у пробірку 5-6 крапель 0,1 н розчину солі хрому(III) та додайте краплями 0,1 н розчин натрій карбонату до утворення сіро-зеленого осаду. Аналогічний дослід проведіть з 0,1 н розчином солі алюмінію, додаючи до нього краплями 0,1 н розчин натрій сульфїду до утворення драглистого осаду та виділення газу.

б) До 3-4 крапель 0,1н розчину купрум(II) сульфату додайте краплями 0,1 н розчин натрій карбонату до утворення світло-зеленого осаду основної солі. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції гідролїзу.

- Зробіть висновок про можливість утворення основних солей при гідролїзі багатозарядних катїонів слабких основ.

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Обчислити рН розчину, константу та ступінь гідролізу натрій сульфіді в 0,1 М розчині ($K_d = 6,2 \cdot 10^{-8}$).

Відповідь: рН=10,11; $K_{\Gamma} = 1,6 \cdot 10^{-7}$; $\alpha_{\Gamma} = 1,26 \cdot 10^{-3}$.

2. Обчисліть константу гідролізу калій фториду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину.

Відповідь: $K_{\Gamma} = 1,5 \cdot 10^{-11}$; $\alpha_{\Gamma} = 3,9 \cdot 10^{-5}$; рН=7,59.

3. Визначте ступінь гідролізу K_3PO_4 у 0,1 М розчині, якщо рН розчину дорівнює 12,7.

Відповідь: $\alpha_{\Gamma} = 0,5$.

4. Обчисліть, у скільки разів збільшиться ступінь гідролізу натрій ацетату при підвищенні температури від 25 до 60 °С. Іонний добуток води і константа дисоціації оцтової кислоти при 60 °С дорівнюють, відповідно, $9,55 \cdot 10^{-14}$ і $1,54 \cdot 10^{-5}$.

Відповідь: $\alpha_{\Gamma(60\text{ }^{\circ}\text{C})} / \alpha_{\Gamma(25\text{ }^{\circ}\text{C})} = 3,35$.

5. Водневий показник 0,1 М розчину натрієвої солі одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Обчисліть константу дисоціації цієї кислоти.

Відповідь: $K_{\Gamma} = 1 \cdot 10^{-7}$.

Питання для самоконтролю

1. Дати визначення, що таке гідроліз. На які групи поділяють солі, що гідролізують?
2. Кількісні характеристики гідролізу: константа та ступінь гідролізу.
3. Від яких факторів залежить ступінь гідролізу?
4. Як змінюється ступінь гідролізу у разі розведення розчинів (зростає, зменшується)? Надайте пояснення.
5. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі.

5.6. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Хімічна рівновага в гетерогенній системі. Константа рівноваги, її вираження, добуток розчинності.

Лабораторна робота

ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

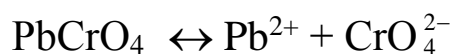
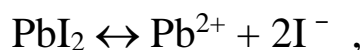
Дослід 1. Порівняння розчинності сульфатів s-елементів II групи

До рівних об'ємів еквімолярних розчинів кальцій, стронцій і барій хлоридів в окремих пробірках долийте однакове число крапель розчину натрій сульфату.

• Поясніть різницю осадів, що випали у пробірках. $DP_{CaSO_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $DP_{SrSO_4} = 3,2 \cdot 10^{-7}$, $DP_{BaSO_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}$. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і іонній формах.

іонів Pb^{2+} ?

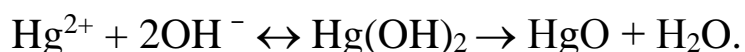
- Як довести, що в системах



концентрація іонів Pb^{2+} більш ніж достатня для утворення PbS і, отже, для практично повного зміщення праворуч наведених вище рівноваг?

Дослід 3. Зсув рівноваги у напрямку утворення менш розчинних сполук

a) До 1-2 мл розчину меркурій(II) нітрату додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Відзначте колір малорозчинного меркурій(II) оксиду, що утвориться за рівнянням



Напишіть молекулярно-іонні рівняння реакцій.

Користуючись значеннями добутків розчинності меркурій(II)

гідроксиду і меркурій(II) сульфїду, обчислїть в кожному окремому випадку концентрацію іонів Hg^{2+} , що відповідає стану рївноваги мїж твердою фазою та її насиченим розчином, і обґрунтуйте перетворення, що відбуваються при цьому.

Дані оформіть у вигляді таблиці:

Малорозчинна сполука	Значення ДР	Рївноважна концентрація іонів Hg^{2+}
$\text{Hg}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-26}$	
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	

б) Налийте в пробїрку 2 мл розчину калїй хромату і додайте краплями розчин аргентум(I) нїтрату. Відзначте колір утвореного малорозчинного аргентум(I) хромату, пїсля чого додайте до вмісту пробїрки краплями розчин натрїй хлориду. Як змїнився колір осаду і розчину пїсля додавання натрїй хлориду? Додатково додайте до вмісту пробїрки краплями натрїй сульфїд і знову відзначте змїну кольору осаду.

- Складїть молекулярно-їонні рївняння реакцїй.

Виходячи із значень добутків розчинності аргентум(I) хромату, аргентум(I) хлориду і аргентум(I) сульфїду, обчислїть в кожному окремому випадку концентрацію іонів Ag^+ , що відповідає стану рївноваги мїж осадом і його насиченим розчином. Обґрунтуйте послїдовнї переходи малорозчинної сполуки в менш розчинну.

Результати розрахунків оформїть у виглядї такої таблицї:

Малорозчинна сполука	Значення ДР	Рївноважна концентрація іонів Ag^+
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	
Ag_2CrO_4	$1,0 \cdot 10^{-12}$	
Ag_2S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Розчинність CaCO_3 при $35\text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити D_{P} цієї солі.

Відповідь: $D_{\text{P}_{\text{CaCO}_3}} = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

2. У 500 мл води при $15\text{ }^\circ\text{C}$ розчиняється 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чому дорівнює добуток розчинності цієї солі?

Відповідь: $D_{\text{P}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}} = 4 \cdot 10^{-12}$.

3. Для розчинення 1,16 г PbI_2 треба було 2 л води. Знайти $D_{\text{P}_{\text{PbI}_2}}$.

Відповідь: $D_{\text{P}_{\text{PbI}_2}} = 8,0 \cdot 10^{-9}$.

4. У 100 мл насиченого розчину PbI_2 міститься 0,0268 г свинцю у виді іонів. Обчислити $D_{\text{P}_{\text{PbI}_2}}$.

Відповідь: $D_{\text{P}_{\text{PbI}_2}} = 8,0 \cdot 10^{-9}$.

5. Розчинність Ag_2SO_4 дорівнює $2,68 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Обчислити $D_{\text{P}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}$.

Відповідь: $D_{\text{P}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}} = 7,7 \cdot 10^{-5}$.

5.7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів та їх сполук у залежності від положення в Періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та направленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Лабораторна робота

МІЖМОЛЕКУЛЯРНІ ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Дослід 1. Окисні властивості калій перманганату залежно від реакції середовища

В три пробірки налейте приблизно по 1 мл калій перманганату. Потім в одну пробірку додайте стільки ж розчину сульфатної кислоти, в другу – очищеної води, у третю – розчин лугу. Після цього в кожному з пробірок додайте краплями розчин натрій сульфіту до повної зміни кольору вихідного розчину калій перманганату. Запишіть рівняння реакцій.

• Як змінюється колір розчину в кожній пробірці? Які продукти відновлення перманганат-іону спостерігаються в залежності від рН середовища? На основі відповідних стандартних окисно-відновних потенціалів з'ясувати, в якому середовищі перманганат-іон виявляє найбільш високу окисню активність.

Дослід 3. Окисно-відновна двоїстість нітритів та пероксиду водню

a) До 3-4 крапель розчину калій перманганату прилийте 5-6 крапель 10 % сульфатної кислоти, а потім краплями розчин натрій нітриту до повного зникнення забарвлення розчину.

Дослід 5. Окисні властивості галогенів

В пробірку налийте 1 мл розчину калій йодиду та додайте 2-3 краплі бромної води. До отриманого розчину додайте 3-4 краплі бензолу, перемішайте енергійно та визначте колір розчину.

Дослід 6. Окисні властивості калій перманганату

а) Налийте в пробірку 1 мл розчину калій перманганату, підкисліть рівним об'ємом 10 % (1 М) розчину сульфатної кислоти. В другу пробірку налийте 1 мл натрій сульфідіду та приливайте краплями розчин калій перманганату до тих пір, поки калій перманганат не перестане знебарвлюватися.

б) Налийте в пробірку 1 мл 10 % сульфатної кислоти, а потім внесіть в неї невелику кількість твердої солі ферум(II) сульфату. До отриманого розчину прилийте краплями розчин калій перманганату.

- Що відбувається? Напишіть рівняння реакцій.

ВНУТРІШНЬОМОЛЕКУЛЯРНІ ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Дослід 7. Реакції термічного розкладу солей

Закріпіть суху пробірку в штативі, внесіть в неї 2 мікрошпателі амоній дихромату та нагрійте до початку реакції. Відмітьте особливості протікання реакції (твердий продукт здати лаборанту).

- Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що твердим продуктом є хром(III) оксид. Визначить окисник та відновник в даному процесі.

б) До 1 мл 1 М розчину калій перманганату додайте стільки ж манган(II) сульфату . Що спостерігаєте?

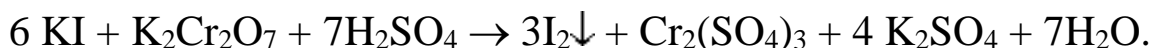
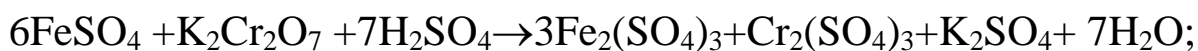
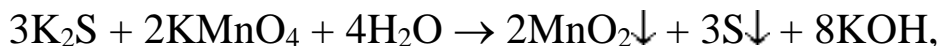
- Напишіть рівняння реакції. Чи зміниться реакція, якщо використовувати підкислений розчин калій перманганату?

ВИСНОВКИ: _____

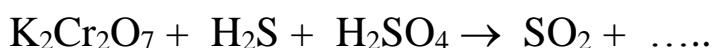
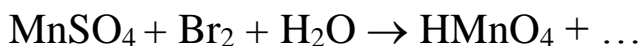
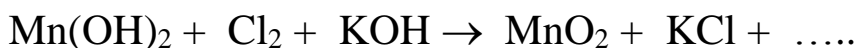
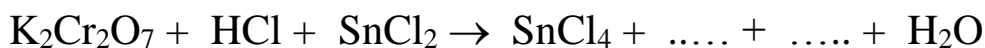
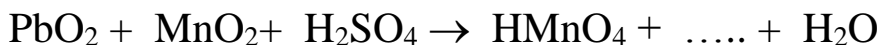
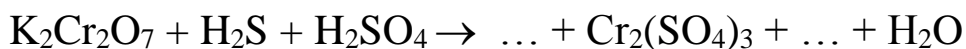
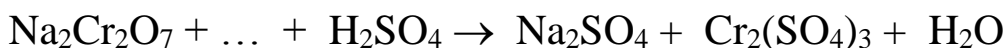
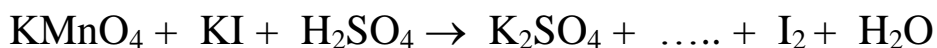
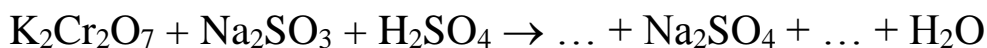
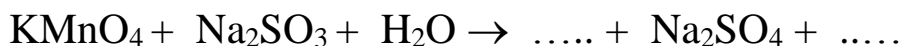
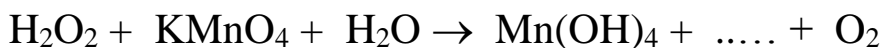
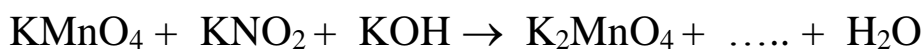
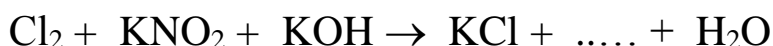
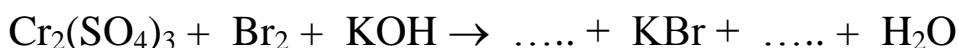
Підпис керівника практикуму _____

Завдання для самостійної роботи

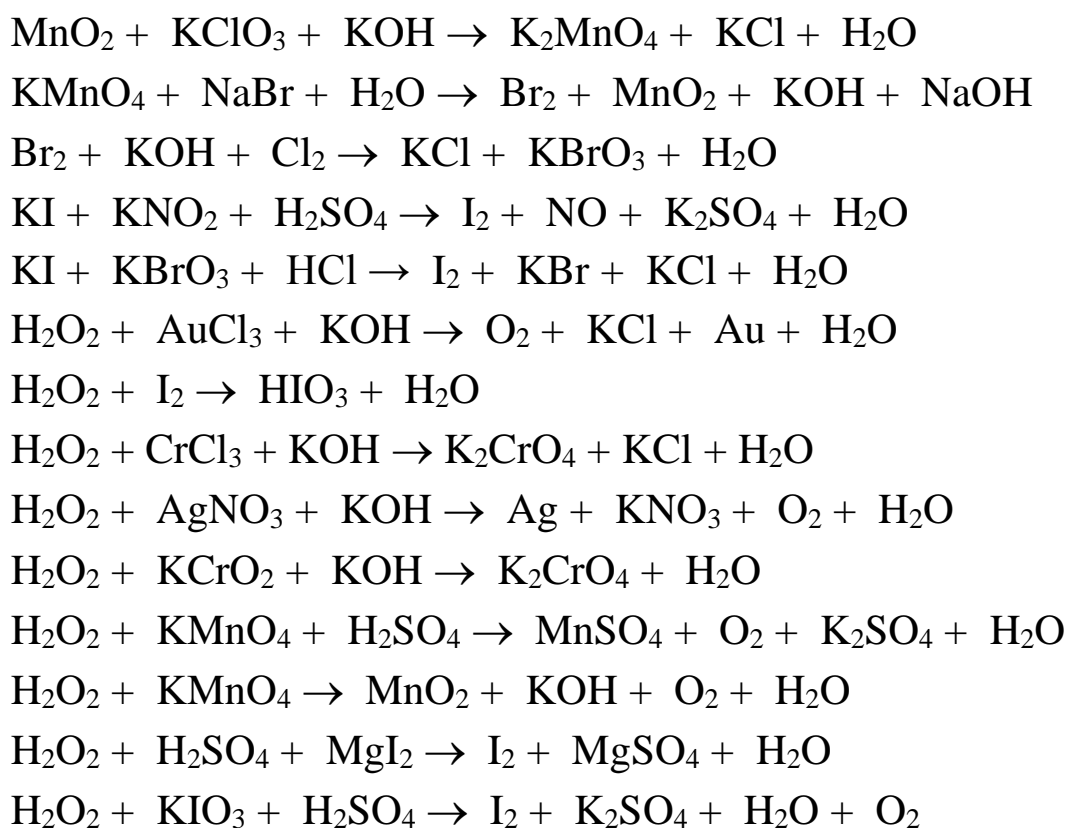
1. Написати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом іонно-електронного балансу (методом напівреакцій), вказати окисник, відновник в процесах:



2. Дописати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом іонно-електронного балансу, вказати окисник і відновник у процесах:



3. Визначити коефіцієнти іонно-електронним методом в схемах реакцій:



Питання для самоконтролю

1. Що таке ступінь окиснення? Які значення він може приймати? Чому дорівнює ступінь окиснення в молекулі?
2. В чому відмінність ступеня окиснення від валентності?
3. Які реакції відносять до окисно-відновних?
4. В чому полягають процеси відновлення, окиснення? Як змінюються значення ступеня окиснення атомів в результаті цих процесів?
5. Наведіть приклади речовин, які в залежності від умов можуть проявляти властивості окисника або відновника.

5.8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС.

Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних іонів (ступінчасті та загальні).

Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Лабораторна робота

ТИПИ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК та ЇХ ДОБУВАННЯ

Дослід 1. Аніонні комплекси

а) Натрій дихлороаргентат(I)

Виходячи з розчинів аргентум(I) нітрату і натрій хлориду, добудьте за обмінною реакцією аргентум(I) хлорид. На осад подійте насиченим розчином натрій хлориду. Складіть рівняння реакцій.

- Порівняйте відношення добутого розчину і розчину аргентум(I) нітрату до лугу.

б) Калій тетраїодобісмутат(III)

У пробірку до 3-4 мл розчину бісмут нітрату додавайте краплями розчин калій йодиду до утворення темно-бурого осаду бісмут йодиду. Розчиніть цей осад у надлишку калій йодиду. Який колір має добутий розчин?

- Чи може це забарвлення зумовлюватися присутністю іонів K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Який з цих іонів може бути комплексоутворювачем? З якими лігандами він міг утворити у даному розчині складний іон? Відповідь мотивуйте.

в) Калій тетраїодомеркурят(II)

У дві пробірки помістіть по 2-3 мл розчину меркурій(II) нітрату. Одну пробірку залиште як контрольну, а до другої додайте розчин калій йодиду до повного розчинення жовтогарячого осаду меркурій(II)

кислотах, вкажіть, до якого типу вони належать.

Дослід 2. Катіонні комплекси

а) Комплексна основа нікелю

Добудьте осад нікель(II) гідроксид, помістивши у пробірку 3-4 мл розчину нікель(II) сульфату і такий самий об'єм розчину NaOH. Смужкою фільтрувального паперу вилучіть рідку фазу. До осаду додайте 5-6 мл розчину амоніаку з масовою часткою 25 %. Що відбувається? Порівняйте забарвлення іонів Ni^{2+} у розчині нікель(II) сульфату із забарвленням добутого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?

- Напишіть рівняння реакцій: утворення нікель(II) гідроксиду, взаємодією нікель(II) гідроксиду з амоніаком та рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (координаційне число нікелю прийняти рівним 6).

- Яка основа є більш сильною: проста чи комплексна? Відповідь обґрунтуйте.

б) *Комплексна основа кадмію*

Добудьте у пробірці осад кадмій гідроксиду, додавши до розчину солі кадмію рівний об'єм розчину NaOH. До добутого гідроксиду додайте розчин амоніаку з масовою часткою 25 % до повного розчинення осаду.

- Напишіть рівняння реакцій добування тетраамінокадмій(II) гідроксиду та його електролітичної дисоціації.
- Яка основа є більш сильним електролітом: гідроксид кадмію чи його комплексна основа? Відповідь обґрунтуйте.

в) *Тетраамінокупрум(II) сульфат*

До 3 мл розчину купрум(II) сульфату додайте 2 мл розчину амоніаку. Спостерігайте утворення осаду основної солі $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Потім краплями додайте надлишок розчину амоніаку. Що спостерігається?

- Напишіть рівняння реакцій (координаційне число Cu^{2+} дорівнює 4).

РЕАКЦІЇ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

Дослід 3. *Розчинення осадів за рахунок процесу комплексоутворення*

Добудьте за обмінною реакцією осад AgBr , розділіть його на дві пробірки. На одну частину подійте розчином амоніаку, на іншу – розчином натрій тіосульфату.

- Поясніть те, що спостерігається, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. *Комплексні сполуки у реакціях обміну*

До пробірки з 4-5 мл розчину купрум(II) сульфату додайте такий самий об'єм розчину комплексної солі $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначте колір осаду купрум(II) гексаціаноферату(II), що утворився.

- Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

Дослід 5. *Стійкість комплексних іонів. Руйнування іонів*

Добудьте тетраамінокупрум(II) сульфат (дослід 2в). Випробуйте дію розчину амоній оксалату та натрій сульфід у добутий розчин комплексної солі купрум(II). Від дії якого розчину випадає осад? На присутність яких іонів у розчині комплексної солі вказує утворення цього осаду? Чи зберіглося забарвлення комплексу купрум(II) у розчині?

- Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної солі купрум(II) – первинної та вторинної, та вираз константи нестійкості комплексного іону.
 - Поясніть, чому осад утворюється лише в одній пробірці.
-

Дослід 6. Комплексні сполуки в окисно-відновних реакціях

а) Відновлення калій гексаціаноферату(III)

В пробірку помістіть 8-9 мл 0,1 н розчину калій йодиду, 6-8 мл розчину хлоридної кислоти та 5-6 мл бензолу. Відзначте, що бензол залишається безбарвним. Додайте один мікрошпатель кристалів комплексної солі калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ та перемішайте розчин скляною паличкою. По тому, як змінюється забарвлення бензолу, переконайтеся, що виділяється вільний йод.

- Напишіть рівняння реакції взаємодії калій гексаціаноферату(III) з калій йодидом, враховуючи, що $K_3[Fe(CN)_6]$ переходить при цьому у $K_4[Fe(CN)_6]$ (кислоту в рівняння реакції не вводити). Вкажіть окисник та відновник.

б) Окиснення калій гексаціаноферату(II)

Помістіть у пробірку 4-5 мл розчину калій пермаганату, підкисліть розведеною сульфатною кислотою та додайте краплями розчин калій гексаціаноферату(II). Зазначте колір осаду, що утворився.

• Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що комплекс ферруму(II) переходить у комплекс ферруму(III) з тим самим координаційним числом, а калій перманганат відновлюється до манган(II) сульфату.

ВИСНОВКИ: _____

Підпис керівника практикуму _____

Задачі для самостійної роботи

1. Визначте ступені окиснення, координаційні числа феруму та кобальту в сполуках: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $(NH_4)_2[Co(CNS)_4]$. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації цих комплексних сполук і рівняння констант нестійкості комплексних іонів.
2. Напишіть формули таких комплексних сполук:

- а) калій диціаноаргентат(I);
 б) гексаамінікель(II)хлорид;
 в) тетрааміндикарбонатохром(III)сульфат;
 г) магнійгидроксотрифтороберілат(II).
3. Напишіть рівняння реакцій, які перебігають з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6:
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}_{(\text{надл})} \rightarrow$
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KCN}_{(\text{надл})} \rightarrow$
 $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{надл})} \rightarrow$
4. Константа нестійкості іона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ становить $1 \cdot 10^{-21}$. Розрахуйте концентрацію іонів Ag^+ в 0,05 М розчині $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, який містить, крім того, 0,01 моль/л KCN .
Відповідь: $5 \cdot 10^{-19}$ моль/л.
5. Константи нестійкості іонів $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 1,4 \cdot 10^{-17}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} = 3,0 \cdot 10^{-16}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = 4,0 \cdot 10^{-14}$. У розчині якого комплексного іона буде міститись більше CN^- при однаковій молярній концентрації комплексних іонів?

Питання для самоконтролю

1. Які хімічні сполуки називаються комплексними?
2. Дайте визначення дентатності лігандів та наведіть приклади моно-, ди- та полідентатних лігандів.
3. У наведених комплексних сполуках: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{H}_2[\text{SiF}_4]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ вкажіть зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, заряд внутрішньої сфери. Вкажіть, до яких класів неорганічних сполук належать ці комплекси.
4. Наведіть принцип побудови назв комплексних сполук.
5. Як співвідносяться між собою константи нестійкості та константи стійкості комплексних сполук?

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Ракитська Т. Л. Загальна хімія : навчальний посібник. Одеса : Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2019. 291 с.
2. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Булавін та ін. ; заг. ред. В. І. Булавін ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". Вид. 2-ге, переробл. та допов. Харків : НТУ "ХПІ", 2019. 376 с.
3. Назарко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навч. посіб. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
4. Левітін Є. Я., Бризицка А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія: підр. для студентів вищ. навч. закл. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільовч С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник. Вінниця : Нова Книга, 2016. 448 с.
6. Хімія : навч. посібн. / Голубєв А. В., Лисін В. І., Коваленко І. В., Тарасенко Г. В. Київ : Кондор, 2013. 578 с.
7. Практичні заняття з загальної хімії : метод. вказ. / уклад. Т. Л. Ракитська, Т. О. Кіосе, А. С. Труба, Н. О. Буданова (комп'ютерний набір та технічне редагування). Одеса : Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2022, 50 с.
8. Вакулюк П. В., Забава Л. К., Бабич Н. М., Бурбан А. Ф. Загальна хімія : навч.-метод, посіб. для студ. ф-тів природн, спец. ун-тів. К.: НАУКМА, 2015. 268 с.
9. Кириченко В. І. Загальна хімія : навчальний посібник. Київ : Вища школа, 2005. 639 с.
10. Голуб О. А. Українська номенклатура в неорганічній хімії. Київ: КУ. 1992. 52 с.
11. Корнілов М. Ю., Білодід О. І., Голуб О. А. Термінологічний посібник з хімії. К. : ІЗМН, 1996. 256 с.
12. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М. Загальна хімія. Київ : Вища школа, 1991. 431 с.

13. Яцимирський К. Б., Яцимирський В. К. Хімічний зв'язок. Київ: Вища шк., 1993. 309 с.
14. Неорганічна хімія. Практичні заняття з хімії елементів. Навчально-методичний посібник для студентів I курсу хімічного факультету / Ракитська Т.Л. та ін. Одеса, 2008. 136 с.
15. Загальна хімія. Лабораторний практикум з неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для студентів I курсу хімічного факультету / Ракитська Т. Л. та ін. Одеса, 2008. 60 с.
16. Загальна хімія. Практичні заняття з неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для студентів I курсу хімічного факультету / Ракитська Т. Л. та ін. Одеса, 2007. 212 с.

ДОДАТОК

Таблиця 1

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
Ag(K)	0	0	42,69
AgBr(K)	- 99,16	- 95,94	107,1
AgCl(K)	- 126,8	- 109,7	96,07
AgI(K)	- 64,2	- 66,3	114,2
AgF(K)	-202,9	- 184,9	83,7
AgNO ₃ (K)	- 120,7	- 32,2	140,9
Ag ₂ O(K)	- 30,56	-10,82	121,7
AgCO ₃	- 506,1	- 437,1	167,4
Al(к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (K)	- 1675,0	- 1576,0	50,94
Al(OH) ₃ (K)	- 1275,7	- 1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	- 697,4	- 636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (K)	- 3434,0	- 3091,0	239,2
As(K)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (K)	- 656,8	- 575,0	107,1
As ₂ O ₅ (K)	- 918,0	- 772,4	105,4
Au(K)	0	0	47,65
AuF(K)	- 74,3	- 58,6	96,4
AuF ₃ (к)	- 348,53	- 297,48	114,2
Au(OH) ₃ (K)	- 418,4	- 289,95	121,3
AuCl ₃ (K)	- 118,4	- 48,53	146,4
B(K)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (K)	- 1264,0	- 1184,0	53,85
B ₂ H ₆	31,4	82,8	232,9
Ba(K)	0	0	64,9
BaCO ₃ (K)	- 1202,0	- 1138,8	112,1
Be(K)	0	0	9,54

BeO(К)	- 598,7	- 581,6	14,10
BeCO ₃ (К)	- 981,57	- 944,75	199,4
Bi(К)	0	0	56,9
BiCl ₃ ((К)	-207,7	- 260	356,9
BiCl ₃	- 379,1	- 318,9	189,5
Br ₂ (Г)	30,92	3,14	245,35
HBr(Г)	- 36,23	- 53,22	198,48
C(алмаз)	1,897	2.866	2,38
C(графит)	0	0	5,74
CO(Г)	- 110,5	- 137,27	194,4
CO ₂ (Г)	- 393,51	- 394,38	213,6
COCl ₂ (Г)	-223,0	- 210,5	289,2
CS ₂ (Г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (Г)	226,75	290,2	200,8
C ₂ H ₄ (Г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (Г)	- 74,85	- 50,79	186,19
C ₂ H ₆ (Г)	- 84,67	- 32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH(ж)	- 238,7	- 166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH(ж)	- 227,6	- 174,77	160,7
CH ₃ COOH(ж)	- 484,9	- 392,46	159,8
Ca(к)	0	0	41,62
CaO(к)	- 635,1	- 604,2	39,7
CaF ₂ (к)	- 1214,0	-1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂ (к)	-62,7	- 67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	986,2	896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca(PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9

Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl(г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl(ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO(ж)	-116,4	80,0	129,7
Cr(к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-1046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs(к)	0	0	84,35
Cs ₂ O(к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH(к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu(к)	0	0	33,3
Cu ₂ O(к)	-167,36	-146,36	93,93
CuO(к)	-165,3	127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr(к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S(к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS(к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	133,3
CuCO ₃ (к)	-594,96	-517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-307,11	-114,22	193
Fe(к)	0	0	27,15
FeO(к)	-263,68	-244,35	58,79
FeCl ₂	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	-824,25	-649,54	96,23
FeCl ₃ (к)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	-744,75	-637,88	92,9
GeO(к)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (к)	-539,74	-531,4	52,30

H ₂ (Г)	0	0	130,6
H ₂ O(Г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O(Ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (Ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg(К)	0	0	76,1
HgCl ₂ (К)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (К)	-264,85	-210,66	185,81
I ₂ (К)	0	0	116,73
I ₂ (Г)	62,24	19,4	260,58
HI(Г)	25,94	1,30	206,33
HIO(Ж)	-158,9	-98,7	24,32
K(К)	0	0	64,35
K ₂ O(К)	-361,5	-193,3	87,0
KOH(К)	-425,93	-374,47	59,41
KNO ₃ (К)	-492,71	-393,13	123,93
KNO ₂ (К)	-370,28	-281,58	117,17
K ₂ SO ₄ (К)	1433,44	-1316,37	175,73
KHSO ₄ (К)	-1158,1	-1043,49	187,89
KH(К)	-56,9	-38,49	67,95
Li(К)	0	0	28,03
Li ₂ O(К)	-595,8	-560,2	37,9
NiOH(К)	-487,8	-443,1	42,81
Mg(К)	0	0	32,55
MgO(К)	-601,24	-569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (К)	-924,66	-833,7	63,14
MgCO ₃	-1096,21	-1029,3	65,69
MnSO ₄	-1063,74	-955,96	112,13
N ₂ (Г)	0	0	191,5
N ₂ O(Г)	81,55	103,6	220,0
NO(Г)	90,37	86,96	210,62
NO ₂ (Г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (Г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (Г)	-46,19	16,64	192,5

HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl(к)	-315,39	-343,64	96,56
NH ₄ OH(ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na(к)	0	0	51,42
Na ₂ O(к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH(к)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl(к)	-410	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P _(красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	286,27	311,7
PCl ₅ (г)	369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb(к)	0	0	64,9
PbO(к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,86	-218,99	76,44
PbCl(к)	-359,2	-313,97	236,4
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS(к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb(к)	0	0	76,2
Rb ₂ O(к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH(к)	-413,80	-364,43	70,7
S _(ромб)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S(г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S(ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-724,0	156,9
H ₂ Se(г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09

SnO(к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO(г)	-580,8	-519,65	52,34
SrO(к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1
H ₂ Te(г)	154,39	138,48	234,3
Zn(к)	0	0	41,59
ZnO(к)	-349,0	-318,19	43,5
ZnS(к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	-871,75	124,6

Таблиця 2

Ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі розчинників

Розчинник	$K_K, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$K_E, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$t_{\text{кр}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кіп}}, ^\circ\text{C}$
Вода	1,86	0,516	0	100
Анілін	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетатна кислота	3,90	3,10	16,64	117,87
Ацетон	2,40	1,48	-94,6	56,0
Бензен	5,12	2,57	- 5,4	80,2
Етанол	-	1,21	-144,3	78,37
Нітробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Камфора	40,0	6,09	174	204
Хлороформ	4,90	3,88	-63,0	61,2
Діетиловий етер	—	2,12	-116,3	34,6
Фенол	7,3	3,6	41	182,1
Чотирьоххлористий вуглець	2,98	5,3	-23	76,7

**Константи дисоціації слабких електролітів
(у водних розчинах при 25 °С)**

Формула сполуки	Назва сполуки	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації, K_d
Кислоти			
H_3AsO_4	Арсенатна кислота	I	$5,6 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,7 \cdot 10^{-7}$
		III	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H_3BO_3	Борна кислота	I	$5,8 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,8 \cdot 10^{-13}$
		III	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HBO_2	Метаборна кислота		$7,5 \cdot 10^{-10}$
$HBrO_3$	Бромновата кислота		$2,0 \cdot 10^{-1}$
$HBrO$	Бромноватиста кислота		$2,1 \cdot 10^{-9}$
H_2CO_3	Карбонатна кислота	I	$4,4 \cdot 10^{-7}$
		II	$4,7 \cdot 10^{-11}$
$HCOOH$	Мурашина кислота		$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	Оцтова кислота		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$H_2C_2O_4$	Оксалатна кислота	I	$5,4 \cdot 10^{-2}$
		II	$5,4 \cdot 10^{-5}$
HCN	Ціанідна кислота		$7,9 \cdot 10^{-10}$
$HClO$	Хлорноватиста кислота		$3,2 \cdot 10^{-8}$
$HClO_2$	Хлоритна кислота		$5,0 \cdot 10^{-3}$
H_2CrO_4	Хромова кислота	I	$1,8 \cdot 10^{-1}$
		II	$3,2 \cdot 10^{-7}$
HF	Фторидна кислота		$6,6 \cdot 10^{-4}$
$HI O_4$	Йодна кислота		$2,3 \cdot 10^{-2}$
$HI O_3$	Йодновата кислота		$1,67 \cdot 10^{-1}$
$HI O$	Йодноватиста кислота		$2,0 \cdot 10^{-11}$

HN_3	Азидна кислота		$2,14 \cdot 10^{-5}$
HNO_2	Нітритна кислота		$4,0 \cdot 10^{-4}$
H_2O_2	Гідроген пероксид		$2,6 \cdot 10^{-12}$
H_3PO_3	Фосфітна кислота	I	$1,6 \cdot 10^{-12}$
		II	$7,0 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4	Ортофосфатна кислота	I	$7,5 \cdot 10^{-3}$
		II	$6,3 \cdot 10^{-8}$
		III	$4,8 \cdot 10^{-13}$
H_2S	Сульфідна кислота	I	$6,6 \cdot 10^{-8}$
		II	$1,0 \cdot 10^{-14}$
H_2SO_3	Сульфітна кислота	I	$1,7 \cdot 10^{-2}$
		II	$1,0 \cdot 10^{-7}$
H_2SeO_3	Селенітна кислота	I	$3,0 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
H_2SiO_3	Силікатна кислота	I	$2,2 \cdot 10^{-2}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Основи			
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Алюміній(III) гідроксид	III	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Кальцій гідроксид	I	$4,5 \cdot 10^{-2}$
		II	$4,1 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	Кадмій(II) гідроксид	II	$5,0 \cdot 10^{-3}$
LiOH	Літій гідроксид		$5,0 \cdot 10^{-1}$
NH_4OH	Амоній гідроксид		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	Плюмбум(II) гідроксид	I	$3,0 \cdot 10^{-4}$
		II	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	Цинк гідроксид	II	$4,0 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 4

**Співвідношення між одиницями вимірювання деяких
фізичних величин**

1 Å (ангстрем) = 0,1 нм = 10^{-10} м	1 мк (мікрон) = 1 мкм = $1 \cdot 10^{-6}$ м
1 л = 1 дм ³ = 10^{-3} м ³ = 10^3 см ³	1 Дж = $6,24146 \cdot 10^{18}$ еВ
1 атм = $1,01325 \cdot 10^5$ Па	1 кал (калорія) = 4,1840 Дж
Па = $0,986923 \cdot 10^{-5}$ атм	1 еВ = $1,602 \cdot 10^{-19}$ Дж
1 атм = 760 мм рт. ст.	1 Д(дебай) = $3,33564 \cdot 10^{-30}$ Кл · м
1 мм рт. ст. = 133,32 Па	0 К = -273,15 °С
1 г = 1000 мг	1 мг = 10^{-3} г = 10^{-6} кг
1 кг = 1000 г	1 г = 10^{-3} кг
1 кг = 1000 г = 1 000 000 мг	

Таблиця 5

Коефіцієнти активності f іонів

Іонна сила розчину, I	Заряд іона, z			Іонна сила розчину, I	Заряд іона, z		
	±1	±2	±3		±1	±2	±3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,66	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,1	0,42	0,14
0,01	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,02	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,05	0,84	0,50	0,21				

**Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів
при 25 °С**

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{I}^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4 \text{CN}^-$	$5,8 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6 \text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$

Густина розчинів натрія хлориду у воді при 20 °С

Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %	Густина, г/мл	Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %	Густина, г/мл
2	1,013	14	1,101
4	1,027	16	1,116
6	1,041	18	1,132
8	1,056	20	1,148
10	1,071	22	1,164
12	1,086	24	1,180

Навчальне видання

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Електронні методичні вказівки
до лабораторних робіт студентам факультету хімії та фармації
першого (бакалаврського) рівня освіти,
спеціальності 102 Хімія

Електронне практичне видання

Укладачі

Кіосе Тетяна Олександрівна
Раскола Людмила Анатоліївна

В авторській редакції

Затвердж. авт. 01.01.2024. Шрифт TimesNewRoman.
Системні вимоги: операційна система сумісна з програмним
забезпеченням для читання файлів формату PDF.
Обсяг 0,6 МБ. Зам. № 2555.

Видавець і виготовлювач
Одеський національний університет імені І. І. Мечникова
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.
65082, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12, Україна
Тел.: (048) 723 28 39, e-mail: druk@onu.edu.ua

Навчальне видання

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт
студентам факультету хімії та фармації
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
спеціальності 102 Хімія

Електронне практичне видання

Укладачі:

Кіосе Тетяна Олександрівна
Раскола Людмила Анатоліївна

В авторській редакції

Затвердж. авт. 27.02.2024. Шрифт Times New Roman.
Системні вимоги: операційна система сумісна з програмним
забезпеченням для читання файлів формату PDF.
Обсяг 1,5 МБ. Зам. № 2750.

Видавець і виготовлювач
Одеський національний університет імені І. І. Мечникова
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.
65082, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12, Україна
Тел.: (048) 723 28 39, e-mail: druk@onu.edu.ua