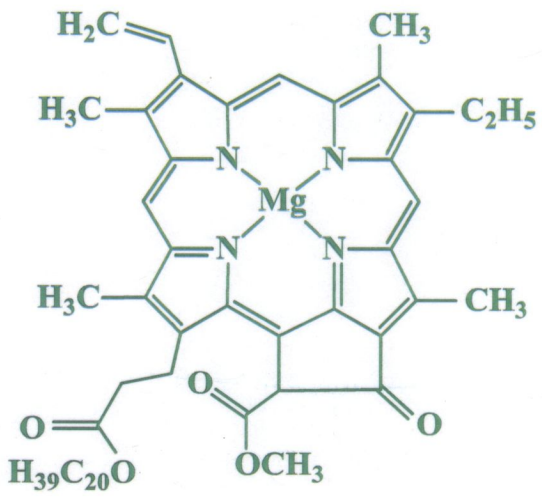


1075)
X46

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

ЧАСТИНА 2



Міністерство освіти і науки України
Вінницький національний технічний університет

54(075)
X46

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

ЧАСТИНА 2

Навчальний посібник

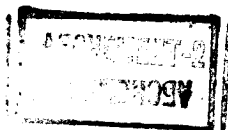


54(075)

X46

2016

Хімія



Вінниця
ВНТУ
2016

УДК 54(075)

ББК 24я73

X46

Автори:

А. П. Ранський, М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звездецька

Рекомендовано до друку Вченою радою Вінницького національного технічного університету Міністерства освіти і науки України (протокол № 11 від 26.06.2013 р.).

Рецензенти:

О. В. Штеменко, доктор хімічних наук, професор

В. Г. Петрук, доктор технічних наук, професор

Т. І. Ющенко, кандидат хімічних наук, доцент

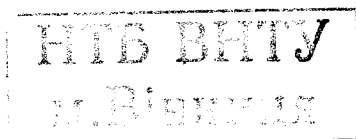
470525

Хімія. Теорія та практикум. Частина 2 : навчальний посібник /
X46 [Ранський А. П., Євсєєва М. В., Гордієнко О. А., Звездецька Н. С.]. —
Вінниця : ВНТУ, 2016. — 98 с.

В навчальному посібнику викладено найважливіші поняття, закони та теоретичні положення, що становлять фундамент хімічних знань в обсязі, передбаченому навчальною програмою з хімії для інженерно-технічних спеціальностей. Наведено методики виконання лабораторних дослідів, завдання для самостійної роботи і тести перевірки знань студентів.

УДК 54(075)

ББК 24я73



© А. Ранський, М. Євсєєва, О. Гордієнко, Н. Звездецька, 2016

ЗМІСТ

Частина I	3 – 106
7 РОЗЧИНИ.....	110
7.1 Поняття про дисперсні системи	110
7.2 Загальна характеристика розчинів	111
7.3 Концентрація розчину і способи її вираження	112
7.4 Колігативні властивості розчинів	114
7.5 Завдання для самостійної роботи.....	118
7.6 Експериментальна частина	122
7.7 Контрольні тестові завдання	126
8 РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	134
8.1 Властивості розчинів електролітів.....	134
8.2 Дисоціація води, водневий показник.....	140
8.3 Гідроліз солей.....	142
8.4 Завдання для самостійної роботи.....	143
8.5 Експериментальна частина	147
8.6 Контрольні тестові завдання	151
9 ХІМІЯ ВОДИ.....	157
9.1 Будова, фізичні та хімічні властивості води.....	157
9.2 Основні показники складу природних вод	159
9.3 Методи очищення природної води	161
9.4 Завдання для самостійної роботи.....	164
9.5 Експериментальна частина	166
9.6 Контрольні тестові завдання	170
10 КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ.....	176
10.1 Координаційна теорія А. Вернера.....	176
10.2 Класифікація та номенклатура координаційних сполук	177
10.3 Природа хімічних зв'язків у координаційних сполуках та їхня ізомерія.....	180
10.4 Стійкість координаційних сполук.....	183
10.5 Завдання для самостійної роботи.....	185
10.6 Експериментальна частина	187
10.7 Контрольні тестові завдання	189
ЛІТЕРАТУРА.....	196
Додаток А Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.....	198
Додаток Б Таблиця відносних молекулярних мас неорганічних речовин	199
Додаток В Розчинність основ, кислот і солей у воді.....	200
Додаток Г Константи дисоціації кислот та основ у водних розчинах.....	201
Додаток Д Добутки розчинності малорозчинних сполук	202
Додаток Е Константи стійкості комплексних йонів.....	203

7.1 Поняття про дисперсні системи

Дисперсна система – це система, в якій одна речовина рівномірно розподілена в об'ємі іншої у вигляді дуже дрібних часточок. При цьому розрізняють два поняття – дисперсна фаза і дисперсійне середовище. **Дисперсна фаза** – це диспергована речовина, тобто частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої. Середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза, називають **дисперсійним середовищем**. Наприклад, розчин цукру у воді – це дисперсна система, в якій цукор є дисперсною фазою, а вода – дисперсійним середовищем.

За ступенем дисперсності, тобто залежно від лінійних розмірів частинок дисперсної фази, дисперсні системи поділяють на грубодисперсні, в яких частинки мають розмір більш як 1 мкм ($1 \text{ мкм} = 10^{-6} \text{ м}$), і тонкодисперсні, в яких розмір частинок дисперсної фази знаходиться в інтервалі 0,1 – 1 мкм.

За агрегатним станом дисперсійного середовища та дисперсної фази дисперсні системи поділяються на дев'ять класів. Так, **суспензії** – це система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина. Прикладом суспензії є система, що утворюється після збоутування глини чи крейди у воді.

Емульсія – дисперсна система, що складається з двох майже взаємно нерозчинних фаз, в яких і дисперсна фаза, і дисперсійне середовище – рідини. Після відстоювання емульсія розділяється (розшаровується) на складові – дисперсну фазу і дисперсійне середовище. Так, коли збовтати бензен з водою, то утворюється емульсія бензену у воді, але через деякий час така емульсія розділяється з утворенням двох шарів – верхнього (бензенового) і нижнього (водного). Для того, щоб запобігти розшаруванню емульсій, тобто стабілізувати їх, в емульсії додають речовини – емульгатори, які надають емульсіям стабільності.

Аерозоль – це дисперсна система, в якій дисперсійним середовищем є газ, зокрема повітря. Розрізняють **дим** і **пил** (дисперсна фаза – тверде тіло), а також **туман** (дисперсна фаза – рідина у вигляді мікроскопічно малих крапель, які не осідають). Суспензії, емульсії та аерозолі відносяться до грубодисперсних систем.

Тонкодисперсні системи називають колоїдними розчинами. **Колоїдний розчин** – це гетерогенна система, в якій частинки дисперсної фази рівномірно розподілені в рідкому дисперсійному середовищі.

Термін «колоїдний» походить від грецького слова «*колла*», тобто подібний до клею. Оскільки розмір диспергованих частинок у колоїдних розчинах коливається від 1 до 100 нм, то їх можна побачити лише за допомогою ультрамікроскопа або електронного мікроскопа.

Колоїдний стан речовини є одним із найпоширеніших у природі: найважливіші складові частини тіла людини, тварин і рослин перебувають у

колоїдному стані. Колоїди важливі також у багатьох галузях народного господарства. Більшість колоїдних розчинів є об'єктами нанотехнологій і викликають підвищений інтерес у сучасній науці.

7.2 Загальна характеристика розчинів

Якщо речовина (дисперсна фаза) диспергована до розмірів молекул або йонів (менше ніж 1 нм), утворюється гомогенна система – **істинний розчин**, або просто **розчин**. Відсутність поверхні поділу між дисперсною речовиною і дисперсійним середовищем зумовлює високу стійкість розчинів, чого не можна сказати про гетерогенні системи (суспензії, емульсії, колоїдні розчини), в яких є поверхні поділу. Протягом тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти і є термодинамічно стійкими. **Розчини** – це багатокомпонентні термодинамічно стійкі однофазні системи змінного складу.

Розчини бувають **газоподібні, рідкі і тверді**. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини. **Розчинник** – це компонент розчину, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину. Речовину, яку розчиняють, називають **розчиненою речовиною**. Якщо ж розчин утворюється внаслідок змішування рідини з рідиною, розчинником вважається той компонент, кількість якого переважає.

Розчинність – це здатність речовини розчинятися в даному розчиннику при даній температурі. За вмістом розчиненої речовини розчини поділяються на концентровані і розведені. **Розведений розчин** містить відносно незначну кількість розчиненої речовини в порівнянні з насиченим розчином за даної температури. **Концентрований розчин** містить відносно значну кількість розчиненої речовини. **Насичений розчин** – це розчин, в якому за певної температури речовина більше не може розчинятись. В ньому міститься гранична, за даних умов, кількість розчиненої речовини. **Ненасичений розчин** – це розчин, що містить розчиненої речовини менше, ніж визначено межею розчинності за даної температури.

Розчинність речовини кількісно визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника й утворити, за певної температури, насичений розчин. Розчинником найчастіше виступає вода. За розчинністю речовини поділяються на:

- **розчинні** (розчиняється більше 10 г у 100 г води);
- **малорозчинні** (розчиняється від 10 г до 0,01 г у 100 г води);
- **нерозчинні** (розчиняється менше 0,01 г у 100 г води).

Розчинність солей, кислот і основ у воді наведена в додатку В.

Розчинність твердих і рідких речовин з підвищенням температури, як правило, зростає, хоча трапляються й такі випадки, коли вона зменшується (рисунок 7.1, а), розчинність газів зростає з підвищенням тиску і зменшується з підвищенням температури (рисунок 7.1, б).

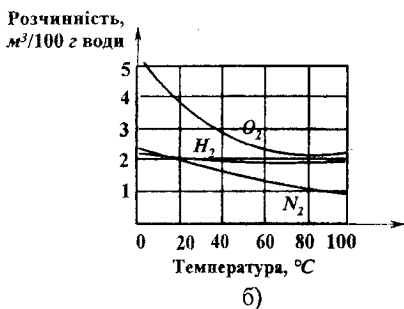
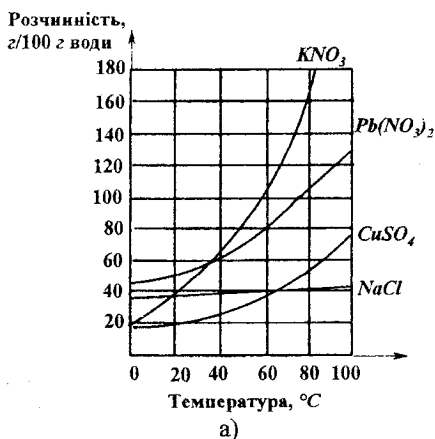


Рисунок 7.1 – Залежність розчинності речовин від температури: а) твердих речовин; б) газів

Розчинність речовин зумовлена взаємодією частинок розчинника і речовини, що розчиняється, та утворенням нетривких сполук – сольвататів (у воді – гідратів). Цей процес супроводжується виділенням теплоти $-\Delta H_{\text{сольв}}$. Молекули розчинника, взаємодіючи з частинками речовини, послаблюють і руйнують зв'язки між ними, на що витрачається енергія, тому цей процес супроводжується поглинанням теплоти ($\Delta H_{\text{розр. зв.}} > 0$). Таким чином тепловий ефект розчинення складається з двох теплових ефектів, протилежних за знаком:

$$\Delta H_{\text{розчинення}} = -\Delta H_{\text{сольв}} + \Delta H_{\text{розр. зв.}} \quad (7.1)$$

Залежно від того, який з них більший, такий і знак теплового ефекту розчинення даної речовини. Так, розчинення більшості кристалічних речовин (переважно солей – NaCl , KNO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та ін.) супроводжується поглинанням теплоти з навколишнього середовища (енергія зв'язку в кристалічній решітці більша від енергії взаємодії з розчинником), а при розчиненні газів, лугів, деяких кислот у воді теплота виділяється. Наприклад, молекули сульфатної кислоти активно взаємодіють з молекулами води, утворюючи тривкі сполуки – гідрати, в результаті чого виділяється велика кількість енергії; розчинення газів завжди супроводжується позитивним тепловим ефектом, тому що сили взаємодії між молекулами газу на значних відстанях практично відсутні.

7.3 Концентрація розчину і способи її вираження

Концентрація розчину – це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину. Найчастіше застосовують такі способи вираження концентрації розчиненої речовини у розчині: масова частка, мольна частка, мо-

лярна концентрація, моляльна концентрація, молярна концентрація еквівалента (нормальна).

Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{p.p-ни}}{m_{p-ну}} \quad \text{або} \quad \omega = \frac{m_{p.p-ни}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%, \quad (7.2)$$

де ω – масова частка розчиненої речовини у розчині;

$m_{p.p-ни}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{p-ну}$ – маса розчину, г.

Масова частка у відсотках показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину.

Для обчислення маси розчину використовують такі формули:

$$m_{p-ну} = m_{p.p-ни} + m_{p-ка}, \quad (7.3)$$

$$m_{p-ну} = \rho_{p-ну} \cdot V_{p-ну}, \quad (7.4)$$

де $m_{p-ну}$ – маса розчину, г;

$m_{p.p-ни}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{p-ка}$ – маса розчинника, г;

$\rho_{p-ну}$ – густина розчину, г/мл;

$V_{p-ну}$ – об'єм розчину, мл.

Мольна частка – це відношення кількості речовини одного з компонентів розчину до суми кількостей речовини всіх компонентів розчину:

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + \dots + v_n}, \quad (7.5)$$

де N_1 – мольна частка одного з компонентів розчину;

v – кількість речовини, моль;

1, 2, ..., n – компоненти розчину (розчинені речовини і розчинник).

Молярна концентрація розчину – це відношення кількості речовини, розчиненої в розчині, до об'єму розчину:

$$C = \frac{v_{p.p-ни}}{V_{p-ну}}, \quad (7.6)$$

де C – молярна концентрація розчину, моль/л;

$v_{p.p-ни}$ – кількість речовини, розчиненої в розчині, моль;

$V_{p-ну}$ – об'єм розчину, л.

Молярна концентрація показує, скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 л розчину. Молярність розчину позначають літерою M . Наприклад, розчин з концентрацією розчиненої речовини 2 моль/л прийнято поз-

начати 2М («двомолярний»). Розчини, які містять 0,1 моль/л і 0,01 моль/л розчиненої речовини відповідно називають децимолярними і сантимольярними.

Молярна концентрація еквівалента – це відношення кількості речовини еквівалента, розчиненої в розчині, до об'єму розчину:

$$C_H = \frac{v_{E_{p,p-ni}}}{V_{p-nu}}; \quad (7.7)$$

$$v_{E_{p,p-ni}} = \frac{m_{p,p-ni}}{E_{p,p-ni}},$$

де C_H – молярна концентрація еквівалента, моль/л;

$v_{E_{p,p-ni}}$ – кількість речовини еквівалента, розчиненої в розчині, моль;

V_{p-nu} – об'єм розчину, л;

$m_{p,p-ni}$ – маса розчиненої речовини, г;

$E_{p,p-ni}$ – молярна маса еквівалента розчиненої речовини, г/моль.

Молярна концентрація еквівалента показує, скільки молів еквівалента розчиненої речовини міститься в 1 л розчину.

Моляльна концентрація розчину – це відношення кількості речовини, розчиненої в розчині, до маси розчинника:

$$C_M = \frac{v_{p,p-ni}}{m_{p-ka}}, \quad (7.8)$$

де C_M – моляльна концентрація розчину, моль/кг;

$v_{p,p-ni}$ – кількість речовини, розчиненої в розчині, моль;

m_{p-ka} – маса розчинника, кг.

Моляльна концентрація показує, скільки молів розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

7.4 Колігативні властивості розчинів

Колігативні властивості розчинів – це властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини. До колігативних властивостей відносяться дифузія, осмос, а також зменшення тиску насиченої пари над розчином, зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчину порівняно з чистим розчинником.

Дифузія – це процес довільного вирівнювання концентрації розчинів за рахунок теплових рухів молекул шляхом двостороннього проникнення молекул розчинника і розчиненої речовини.

У природі досить розповсюджена одностороння дифузія, яка має місце тоді, коли два розчини різної концентрації розділені напівпроникною перегородкою (мембраною). Мембрана пропускає відносно невеликі молекули розчинника, але не пропускає молекули розчиненої речовини. Молекули

розчинника дифундують через мембрану в обох напрямках, але у розчині з більшою концентрацією розчиненої речовини кількість молекул розчинника в одиниці об'єму менша, ніж у більш розведеному розчині. Тому кількість розчинника, яка за одиницю часу проникає через мембрану у бік концентрованого розчину, буде більшою, ніж у бік розведеного розчину або чистого розчинника. Саме це приводить до направленого проникнення розчинника через мембрану і вирівнювання концентрацій розчинів. Процес довільного вирівнювання концентрації розчинів за рахунок теплового руху молекул, який відбувається шляхом одностороннього проникнення молекул розчинника через мембрану з менш концентрованого у більш концентрований розчин, називають **осмосом**. Осмос продовжується до вирівнювання концентрації розчинів по обидві сторони мембрани.

Завдяки осмосу на поверхню мембрани чиниться додатковий тиск. Цей додатковий тиск називають **осмотичним**. Чисельно осмотичний тиск дорівнює тому додатковому зовнішньому тиску, який потрібно прикласти до розчину, щоб припинити осмос.

Я. Г. Вант-Гофф показав, що осмотичний тиск розбавлених розчинів неелектролітів визначається їхньою концентрацією та температурою і підлягає законам ідеальних газів. **Закон осмотичного тиску Я. Г. Вант-Гоффа**: осмотичний тиск чисельно дорівнює тиску, який мала б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала у газоподібному стані і займала об'єм, рівний об'єму розчину:

$$\pi = CRT = \frac{m_{p.p-ни}}{M_{p.p-ни} \cdot V_{p-ну}} RT, \quad (7.9)$$

де π – осмотичний тиск розчину, $\kappaПа$;

C – молярна концентрація розчиненої речовини в розчині, $моль/л$;

$m_{p.p-ни}$ – маса розчиненої речовини, $г$;

$M_{p.p-ни}$ – молярна маса розчиненої речовини, $г/моль$;

$V_{p-ну}$ – об'єм розчину, $л$;

T – абсолютна температура, $К$;

R – універсальна газова стала.

Для вимірювання осмотичного тиску застосовують прилади – осмометри. Схема найпростішого осмометра подана на рис. 7.2.

Осмометр складається з скляної трубки, один кінець якої містить розширення, яке покрито напівпроникною перегородкою (мембраною). Ширшим кінцем трубка занурена в стакан з дистильованою водою. Якщо скляну трубку заповнити розчином неелектроліту, наприклад, цукру, то через деякий час рівень рідини у тонкій трубці буде підніматися, а дно скляної трубки буде вигинатися. Це буде продовжуватись до тих пір, поки гідростатичний тиск рідини у трубці не буде дорівнювати осмотичному тиску. Вимірявши висоту підйому рідини h у трубці, можна визначити осмотичний тиск розчину цукру, який знаходиться у вузькій трубці.

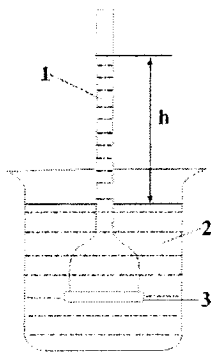


Рисунок 7.2 – Схема приладу для визначення осмотичного тиску:

1 – розчин цукру; 2 – дистильована вода; 3 – мембрана

Явище осмосу вперше було відкрите ботаніком В. Пфедфером (1877 р.). Осмос відіграє дуже велику роль у життєдіяльності живих організмів. З ним пов'язані процеси обміну речовин у клітинах, засвоєння поживних речовин і виведення продуктів обміну речовин нирками, живлення рослин, переміщення води і поживних речовин від кореня по стовбуру і стеблах рослин. Два розчини, які мають однаковий осмотичний тиск, називають **ізотонічними**. Наприклад, ізотонічними будуть плазма крові і 0,9%-ний розчин натрій хлориду, так званий фізіологічний розчин.

Розчини мають менший тиск насиченої пари, меншу температуру замерзання і більшу температуру кипіння, ніж чистий розчинник. Залежність між цими властивостями розчинів та їхньою концентрацією визначають перший та другий закони Рауля.

За будь-якої температури між речовиною у рідкому і газоподібному стані встановлюється певна рівновага, яку називають **станом насиченої пари**. Цей стан характеризується певним **тиском насиченої пари**. Тиск насиченої пари розчинника залежить від температури і частки цього розчинника у розчині.

Перший закон Рауля: відносне пониження тиску насиченої пари над розчином порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N, \quad (7.10)$$

де P_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником;

P – тиск насиченої пари над розчином.

N – мольна частка розчиненої речовини у розчині.

Якщо побудувати графік залежності тиску насиченої пари від температури для чистого розчинника (води) і розчину, то крива тиску насиченої

пари над розчином буде розташована нижче, ніж відповідна крива для чистого розчинника (рис. 7.3).

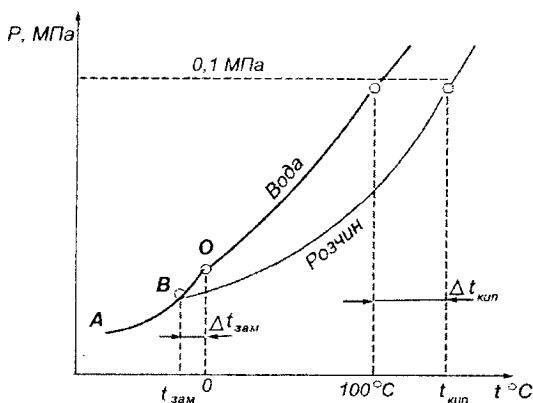


Рисунок 7.3 – Залежність тиску насиченої пари від температури над чистою водою і розчином

Тиск насиченої пари над розчином і розчинником визначає їхню температуру кипіння і замерзання. Рідина закипає за температури, при якій тиск насиченої пари над нею стає рівним зовнішньому (атмосферному) тиску, і замерзає за температури, при якій тиск насиченої пари над нею стає рівним тиску насиченої пари над цією речовиною у твердій фазі. Оскільки тиск насиченої пари над розчином нелеткої речовини менший, ніж над чистим розчинником, то розчин буде закипати при більш високій температурі, а замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник:

$$\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}(p-n)} - t_{\text{кип}(p-k)}; \quad (7.11)$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}(p-k)} - t_{\text{зам}(p-n)},$$

де $\Delta t_{\text{кип}}$ – підвищення температури кипіння розчину;

$\Delta t_{\text{зам}}$ – зменшення температури замерзання розчину;

$t_{\text{кип}}$ – температура кипіння;

$t_{\text{зам}}$ – температура замерзання.

Другий закон Рауля: зменшення температури замерзання розчину і збільшення його температури кипіння порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне молярній концентрації розчину:

$$\Delta t_{\text{зам}} = E \cdot C_M; \quad \Delta t_{\text{кип}} = K \cdot C_M, \quad (7.12)$$

де $\Delta t_{\text{кип}}$ – підвищення температури кипіння розчину;

$\Delta t_{\text{зам}}$ – зменшення температури замерзання розчину;

C_M – молярна концентрація розчину, моль/кг;

E – ебуліоскопічна константа розчинника;

K – кріоскопічна константа розчинника.

Ебуліоскопічна (E) і кріоскопічна (K) константи показують зміну температури кипіння або замерзання розчину порівняно з чистим розчинником для одномолярного розчину. Значення E і K не залежать від концентрації розчину і природи розчиненої речовини, а визначаються лише природою розчинника. Так, наприклад, для води $K = 1,86$, а $E = 0,53$; для бензену $K = 5,14$, а $E = 2,57$ і т. д.

Закони Рауля можуть бути застосовані для визначення молярної маси розчиненої речовини. Властивість розчинів замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник, використовують при виготовленні **антифризів** та охолоджуючих сумішей. Наприклад, суміш 100 г снігу та 33 г кухонної солі $NaCl$ замерзає при $-21,0$ °C, а 66,7%-ний водний розчин етиленгліколю замерзає при температурі -75 °C. Тому антифризи використовують для охолодження циліндрів двигунів, під час експлуатації їх у зимовий період.

7.5 Завдання для самостійної роботи

1. Поясніть терміни: розчинена речовина і розчинник. Чи завжди для розчинів, що містять воду, її слід визначати як розчинник?
2. Які процеси відбуваються при розчиненні? Виділіть серед них фізичні та хімічні явища. Наведіть приклади.
3. Яку масу цукру необхідно розчинити у 75 г води для одержання розчину з масовою часткою цукру 25%?
4. Визначіть масову частку натрій гідроксиду у розчині, одержаному розчиненням 20 г $NaOH$ у 180 г води.
5. В якому об'ємі води необхідно розчинити глюкозу масою 50 г, щоб утворився розчин з масовою часткою глюкози 25%?
6. Скільки грамів калій гідроксиду KOH потрібно для приготування 1 л розчину з масовою часткою KOH 10%, якщо густина розчину дорівнює $1,13$ г/мл?
7. Скільки грамів кальцій хлориду необхідно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою $CaCl_2$ 0,05?
8. У 2 л води розчинили 11,2 л водень хлориду за нормальних умов. Обчисліть масову частку HCl в добутому розчині.
9. Скільки грамів соди Na_2CO_3 та який об'єм води необхідно взяти для приготування 100 г розчину з масовою часткою Na_2CO_3 5%?
10. Обчисліть масу води, у якій необхідно розчинити 5 г кухонної солі $NaCl$ для одержання розчину з масовою часткою натрій хлориду 20%.

11. Обчисліть масову частку калій нітрату в розчині, утвореному з 0,2 моль KNO_3 і 5 моль води.
12. Обчисліть масову частку калій карбонату в розчині, виготовленому з 0,2 моль K_2CO_3 і 172,4 г води.
13. Обчисліть масу нітратної кислоти в 2 л розчину з масовою часткою кислоти 10% і густиною 1,05 г/мл.
14. До вихідного розчину магній сульфату масою m_1 з масовою часткою $\omega_1(MgSO_4)$ додали певну кількість цієї ж солі $\Delta m(MgSO_4)$. Обчисліть масову частку солі в добутому розчині $\omega_2(MgSO_4)$ згідно з варіантом завдання.

Варіант	Маса вихідного розчину, $m_{1\text{р-ну}}$, г	Масова частка, $\omega_1(MgSO_4)$, %	Маса $MgSO_4$, яку додали до вихідного розчину, $\Delta m(MgSO_4)$, г
1	400	10	50
2	300	20	20
3	200	40	40
4	150	20	10
5	800	20	60
6	400	10	80
7	300	20	30
8	200	40	15
9	150	20	5
10	400	10	25

15. До вихідного розчину натрій гідроксиду масою m_1 з масовою часткою $\omega_1(NaOH)$ додали певну кількість води $\Delta V(H_2O)$. Обчисліть масову частку натрій гідроксиду $\omega_2(NaOH)$ в добутому розчині згідно з варіантом завдання.

Варіант	Маса вихідного розчину, $m_{1\text{р-ну}}$, г	Масова частка, $\omega_1(NaOH)$, %	Об'єм води, який додали до вихідного розчину $\Delta V(H_2O)$, мл
1	70	20	30
2	60	40	20
3	30	50	20
4	40	30	20
5	20	80	12
6	70	20	70
7	60	40	40
8	30	50	30
9	40	30	40
10	20	80	20

16. Скільки грамів натрій карбонату потрібно взяти для приготування 5 л розчину з масовою часткою Na_2CO_3 13% (густина розчину дорівнює 1,13 г/мл)?

17. Обчисліть масу розчиненої у воді солі, якщо відома молярна концентрація та заданий об'єм розчину, згідно з варіантом завдання.

Варіант	Формула солі	Молярна концентрація розчину солі, моль/л	Об'єм розчину, мл
1	$NaCl$	0,5	200
2	$Mg(NO_3)_2$	1	100
3	Na_2CO_3	0,3	75
4	$AlCl_3$	0,8	250
5	$CuSO_4$	0,25	500
6	$AgNO_3$	0,1	400
7	K_3PO_4	3	150
8	Na_2SO_4	4	200
9	$CaCl_2$	0,1	100
10	KBr	2	1000

18. Обчисліть молярну концентрацію речовини у розчині.

Варіант	Речовина	Масова частка, %	Густина розчину, г/мл
1	H_2SO_4	63,0	1,53
2	Na_2CO_3	16,0	1,17
3	H_3PO_4	47,7	1,32
4	HCl	8,5	1,04
5	$NaOH$	18,3	1,20
6	HNO_3	27,0	1,16
7	$HClO_4$	42,0	1,32
8	KOH	34,9	1,34

19. Скільки грамів натрій гідроксиду необхідно взяти для виготовлення 0,5 л 4М розчину?

20. Визначить масову частку сульфатної кислоти у 8М розчині, густина якого 1,44 г/мл.

21.* Розчинність деякої безводної солі при 80 °С становить 25 г, а при 10 °С – 10 г на 100 г води. Скільки грамів солі виділиться при охолодженні 100 г насиченого при 80 °С розчину до 10 °С?

22.* Розчинність безводного купрум (II) сульфату при 20 °С відповідає вмісту 17,2 г речовини у 100 г розчину. В якій масі води слід розчинити 20 г мідного купоросу, щоб добути при цій температурі насичений розчин?

23.* Із 200 г розчину деякої солі, що не утворює кристалогідратів, з масовою часткою речовини 15% при охолодженні виділилося 8 г осаду цієї солі. Знайдіть масову частку солі в насиченому розчині, що утворився над осадом.

24. У 2 л етанолу (густина 0,79 г/мл) за нормальних умов розчинили 4 л сірководню. Обчисліть масову частку H_2S в добутому розчині.

- 25.* При охолодженні 76 г розчину ферум (II) сульфату з масовою часткою речовини 30% виділилося 13,9 г кристалів залізного купоросу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Визначте масову частку $FeSO_4$ у розчині, що залишився над кристалами.
26. Обчисліть молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента розчину алюміній хлориду з масовою часткою солі 16% та густиною 1,15 г/мл.
27. Обчисліть об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою речовини 80% та густиною 1,732 г/мл, який необхідний для приготування 2 л 6М розчину H_2SO_4 .
28. Охарактеризуйте явище осмосу. Що таке осмотичний тиск? Чи можна вважати осмос односторонньою дифузією молекул розчинника?
29. Визначіть осмотичний тиск розчину, в 200 мл якого міститься 11,4 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$. Температура розчину дорівнює 7 °С.
30. Обчисліть молярну масу аніліну, якщо розчин з масовою часткою аніліну 1% при 0 °С має осмотичний тиск 244 кПа. Густину розчину вважати рівною густині води.
31. Осмотичний тиск розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ при 0 °С дорівнює 454 кПа. Обчисліть молярну концентрацію розчину глюкози.
32. Визначіть осмотичний тиск водного розчину ацетону $(CH_3)_2CO$ з масовою часткою речовини 5% та густиною 0,9 г/мл при 17 °С.
33. Осмотичний тиск розчину неелектроліту при 0 °С становить 80 кПа. Чому дорівнює осмотичний тиск цього самого розчину при 27 °С?
34. Визначіть молярну масу неелектроліту, якщо розчин містить 24,4 г розчиненої речовини в 2 л води і має при 0 °С осмотичний тиск 131,7 кПа. Вважати, що густина розчину дорівнює 1 г/мл.
35. Поясніть, чому тиск пари розчинника над розчином нелеткої речовини менший за тиск пари над чистим розчинником.
36. Тиск пари чистого ацетону $(CH_3)_2CO$ при 20 °С дорівнює 23,94 кПа. Обчисліть тиск пари над розчином 2,5 г камфори $C_{10}H_{16}O$ в 100 г ацетону при такій самій температурі.
- 37.* При 20 °С тиск пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ потрібно розчинити у 360 г води, щоб зменшити тиск пари на 0,1 кПа?
- 38.* Тиск пари над розчином, що містить 27 г неелектроліту в 108 г води, при 75 °С дорівнює 36 кПа, а над водою при цій самій температурі – 38,6 кПа. Обчисліть молярну масу неелектроліту.
39. Обчисліть температуру початку кипіння розчину, який містить 18 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 200 г води.

40. Розчин, що складається з 4,6 г гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ та 200 г води, закипає при $56,73\text{ }^\circ\text{C}$. Чистий ацетон кипить при $56,30\text{ }^\circ\text{C}$. Обчисліть ебуліоскопічну константу ацетону.
41. Визначіть молярну масу неелектроліту, якщо розчин 8 г його у 142 мл бензену (густина бензену $0,88\text{ г/мл}$) закипає при температурі, на $1,285\text{ }^\circ\text{C}$ вищій за температуру кипіння чистого бензену. Ебуліоскопічна константа бензену дорівнює $2,57$.
42. Поясніть явище танення льоду в морозну погоду при посипанні його сіллю.
43. При якій температурі почне замерзати розчин 500 мл гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ (густина гліцерину $1,26\text{ г/мл}$) у 4 л води?
44. Яку масу метанолу CH_3OH було розчинено у 800 г води, якщо розчин почав замерзати при $-9\text{ }^\circ\text{C}$?
45. Розчин $1,477\text{ г}$ гідроген пероксиду в 100 г води починає замерзати при $-0,805\text{ }^\circ\text{C}$. Обчисліть, виходячи з цих даних, молярну масу гідроген пероксиду.

7.6 Експериментальна частина

Дослід 7.1 Виготовлення розчину із заданою масовою часткою з наважки кристалічної речовини

Обладнання та реактиви: технічні терези, хімічний стакан (50 мл), кругла плоскодонна колба (500 мл), мірний циліндр (250 мл), шпатель, ареометр, кристалічний $NaCl$, дистильована вода.

Для виготовлення розчину наважку речовини розчиняють у певному об'ємі розчинника. **Наважкою** називають точно зважену на терезах масу речовини.

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. Згідно з варіантом завдання (таблиця 7.1) за формулами (7.2 – 7.4) розрахувати масу $NaCl$ та об'єм води, які необхідні для виготовлення розчину.

Таблиця 7.1 -- Варіанти завдань

Варіант завдання	Масова частка $NaCl$ у розчині ω , %	Відносна густина розчину ($\rho_{\text{теор}}$, г/мл) при температурі $20\text{ }^\circ\text{C}$	Об'єм розчину $V_{\text{р-ну}}$, мл
1	1	1,005	350
2	2	1,012	250
3	4	1,026	300
4	6	1,041	250
5	8	1,055	300
6	10	1,070	350
7	12	1,085	250

2. Вихідні дані та отримані розрахункові значення маси солі та об'єму води занести до таблиці 7.2.

Таблиця 7.2 – Експериментальні дані

$\omega, \%$	$V_{p-ny}, \text{мл}$	$\rho_{теор}, \text{г/мл}$	$m_{p-ny}, \text{г}$	$m_{\text{NaCl}}, \text{г}$	$V_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мл}$	$\rho_{експ}, \text{г/мл}$	$\varepsilon, \%$

3. Розраховану масу солі зважити в сухому хімічному стакані об'ємом 50 мл (рис. 7.4) на технічних терезах.

4. Відміряти необхідний об'єм води мірним циліндром об'ємом 250 мл (рис. 7.4).

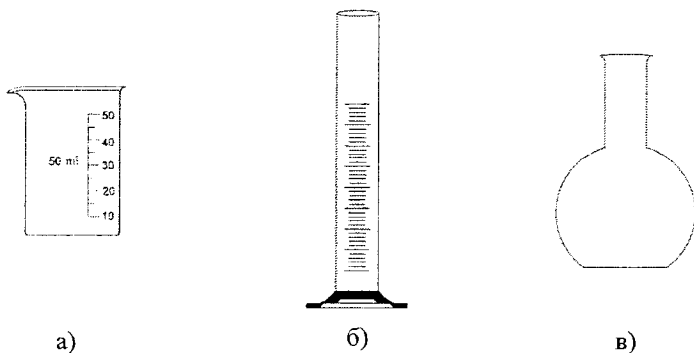


Рисунок 7.4 – Хімічний посуд: а) хімічний стакан; б) мірний циліндр; в) кругла плоскодонна колба

5. Наважку солі перенести в круглу плоскодонну колбу об'ємом 500 мл (рис. 7.4). Для кількісного перенесення солі із стакана в колбу необхідно в хімічний стакан, в якому проводили зважування, налити з циліндра невелику кількість води і перелити її у плоскодонну колбу з наважкою. Цю операцію повторити двічі.

6. Поступово невеликими порціями перелити весь об'єм води з циліндра в колбу з наважкою. Колбу при цьому необхідно обережно перемішувати рухами руки по колу до повного розчинення солі.

7. Після повного розчинення натрій хлориду виміряти густину виготовленого розчину **ареометром** (рис. 7.5). Ареометр – прилад для вимірювання густини рідини, принцип роботи якого ґрунтується на законі Архімеда. Зазвичай ареометр виготовлений з прозорого скла і має циліндричну форму. У верхній вузькій частині ареометра розміщена паперова смужка з нанесеною шкалою. Нижня частина корпусу ареометра наповнена баластом, який надає ареометру необхідну масу і забезпечує вертикальне положення при зануренні його в рідину. Чим менше відносна густина рідини, тим глибше занурюється в неї ареометр.

Для визначення відносної густини ареометром розчин необхідно налити в мірний циліндр. Розмір циліндра повинен відповідати розміру ареоме-

тра. Рівень рідини у циліндрі має бути на декілька сантиметрів нижче за край циліндра. Занурювати ареометр в розчин слід обережно, не випускаючи його з рук до тих пір, поки не стане очевидним, що він плаває. Ареометр повинен знаходитися в центрі циліндра. Відлік густини розчину проводити за поділками шкали ареометра. Поділка, проти якої встановився верхній меніск рідини, відповідає експериментально визначеній густині розчину. Значення $\rho_{\text{експ}}$ занести в таблицю 7.2.



Рисунок 7.5 – Ареометр

8. Обчислити за формулою (7.13) та занести до таблиці 7.2 відносну похибку експерименту ε :

$$\varepsilon = \frac{|\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{експ}}|}{\rho_{\text{теор}}} \cdot 100\%. \quad (7.13)$$

9. За величиною відносної похибки зробити висновок про правильність розрахунків і техніки виготовлення розчину.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 7.1 повинен містити:

- 1) розрахунок маси NaCl та об'єму води за формулами (7.2 – 7.4);
- 2) заповнену таблицю 7.2;
- 3) послідовність виготовлення розчину;
- 4) розрахунок похибки виготовлення розчину за формулою (7.13);
- 5) висновок.

Дослід 7.2 Виготовлення розчину із заданою молярною концентрацією з наважки кристалічної речовини

Обладнання та реактиви: технічні терези, хімічні стакани (50 мл, 100 мл), мірна колба (250 мл), мірний циліндр (100 мл), лійка, шпатель, ареометр, кристалічний натрій карбонат, дистильована вода.

Для виготовлення розчину із заданою молярною концентрацією наважку речовини розчиняють в мірній колбі.

Виконання дослідів проводити в такій послідовності:

1. Згідно з варіантом завдання (таблиця 7.3) за формулами (7.6) і (2.3) розрахувати масу солі, яка необхідна для виготовлення розчину.

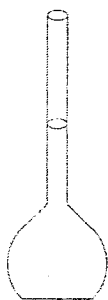
Таблиця 7.3 – Варіанти завдань

Варіант завдання	Вихідна речовина	Молярна концентрація C , моль/л	Об'єм розчину V , мл
1	$Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$	1	250
2	Na_2CO_3	0,5	250
3	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	0,25	250

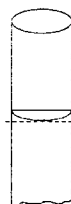
2. Розраховану масу солі зважити на технічних терезах в сухому хімічному стакані об'ємом 50 мл (рис. 7.4).

3. В мірну колбу об'ємом 250 мл (рис. 7.6) через суху лійку обережно перенести наважку солі.

4. Для кількісного перенесення солі із стакана в колбу необхідно в хімічний стакан, в якому проводили зважування, налити невелику кількість дистильованої води і злити її в колбу за допомогою лійки. Цю операцію повторити декілька разів. Через лійку в колбу невеликими порціями долити воду приблизно до половини об'єму колби так, щоб всі кристали солі з лійки були змиті в колбу. Обережно перемішати рухами руки по колу до повного розчинення солі.



а)



око спостерігача

б)

Рисунок 7.6 – Хімічний посуд: а) мірна колба; б) положення рівня рідини в мірній колбі

5. Після повного розчинення солі обережно до мітки долити в колбу воду так, щоб нижній меніск води був на мітці (рис. 7.6). Закрити колбу пробкою і перемішати, перевертаючи колбу зверху вниз декілька разів.

6. Виміряти густину виготовленого розчину за допомогою **ареометра** (дослід 7.1).

7. Вихідні дані та отримані розрахункові значення занести до таблиці 7.4.

Таблиця 7.4 – Експериментальні дані

C , моль/л	$V_{р-нуз}$, мл	$M_{солі}$, г	$\rho_{теор}$, г/мл	$\rho_{експ}$, г/мл	ϵ , %

НТБ ВІНУ

М. ДІВЧИК

125

8. Порівняти значення експериментально визначеної густини отриманого розчину з даними, наведеними у таблиці 7.5.

Таблиця 7.5 – Відносна густина розчину натрій карбонату

Молярна концентрація C , моль/л	Відносна густина розчину ($\rho_{теор}$, г/мл) при температурі 20 °С
1	1,102
0,5	1,047
0,25	1,022

9. Обчислити за формулою (7.13) та занести до таблиці 7.4 відносну похибку експерименту ε , %.

10. За величиною відносної похибки зробити висновок про правильність розрахунків і техніки виготовлення розчину.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 7.2 повинен містити:

- 1) розрахунок маси наважки солі за формулами (7.6) та (2.3);
- 2) заповнену таблицю 7.4;
- 3) послідовність виготовлення розчину;
- 4) розрахунок похибки виготовлення розчину за формулою (7.13);
- 5) висновок.

7.7 Контрольні тестові завдання

1. Виберіть правильне твердження:

- 1) для приготування розчину достатньо однієї речовини;
- 2) при підвищенні температури розчинність газів зростає;
- 3) вуглекислий газ не розчиняється в дистильованій воді;
- 4) істинні розчини є термодинамічно стійкими системами.

2. Виберіть правильне твердження:

- 1) водний розчин повареної солі є емульсією;
- 2) повітря – це дисперсна система, яка являє собою суміш газів;
- 3) ненасичений розчин – це такий, в якому не можна розчинити додаткову кількість розчиненої речовини за даних умов;
- 4) в розчинах завжди розчинником є дистильована вода.

3. Виберіть правильне твердження:

- 1) концентрований розчин сульфатної кислоти містить більше розчиненої речовини, ніж розведений;
- 2) для приготування розчинів використовують тільки тверді розчинні речовини;
- 3) осмотичний тиск не залежить від температури;
- 4) до дисперсних систем відносяться тільки істинні розчини.

4. Виберіть правильне твердження:

- 1) суміш олії з водою при інтенсивному перемішуванні утворює істинний розчин;
- 2) суміш бензину з водою при інтенсивному перемішуванні утворює емульсію;
- 3) в водному розчині хлоридної кислоти вода виконує роль розчиненої речовини;
- 4) суміш глини з водою утворює стійку гомогенну систему.

5. Виберіть правильне твердження:

- 1) істинні розчини належать до грубодисперсних систем;
- 2) розчин цукру в дистильованій воді належить до істинних розчинів;
- 3) молярна концентрація розчинів вимірюється в відсотках;
- 4) чим менша масова частка розчиненої речовини в розчині, тим більш концентрований даний розчин.

6. Виберіть правильне твердження:

- 1) осмотичний тиск розчину не залежить від концентрації розчиненої речовини, що міститься в ньому;
- 2) водний розчин масою 100 г, в якому міститься 25 г повареної солі, замерзне при 0 °С;
- 3) тиск насиченої пари над чистим розчинником більший, ніж над розчином за однакових умов;
- 4) в розчині нітратної кислоти вода є розчиненою речовиною, а HNO_3 – розчинником.

7. Виберіть правильне твердження:

- 1) розчин цукру в дистильованій воді є суспензією;
- 2) тиск насиченої пари над розчином не залежить від концентрації розчиненої речовини;
- 3) емульсія є нестійкою дисперсною системою;
- 4) явище осмосу не характерне для живих організмів.

8. Виберіть правильне твердження:

- 1) осмос – це одностороння дифузія молекул розчиненої речовини через мембрану;
- 2) осмотичний тиск не залежить від температури;
- 3) тиск насиченої пари над чистим розчинником завжди менший, ніж над розчином, за однакових умов;
- 4) для отримання емульсії необхідно мати дві рідини, які не розчиняються одна в одній.

9. Виберіть правильне твердження:

- 1) насичений розчин – це такий розчин, в якому за даних умов не можна розчинити додаткову кількість розчиненої речовини;
- 2) в спиртовому розчині йоду розчинником є йод;
- 3) існують тільки рідкі дисперсні системи;
- 4) гази не розчиняються в дистильованій воді.

10. Виберіть правильне твердження:

- 1) повітря не відноситься до дисперсних систем;
- 2) насичений водний розчин повареної солі закипає при 100 °С;
- 3) емульсії та суспензії відносяться до нестійких дисперсних систем;
- 4) осмотичний тиск 1М розчину цукру більший за осмотичний тиск 1М розчину гліцерину.

11. Розчин повареної солі складається з ...

- 1) спирту і оцтової кислоти;
- 2) оцтової кислоти і води;
- 3) солі $NaCl$ і води;
- 4) солей $CaCl_2$ та $NaCl$.

12. В спиртовому розчині йоду, який використовують в медицині, міститься:

- 1) розчинник – йод і розчинена речовина – вода;
- 2) розчинена речовина – етиловий спирт і розчинник – йод;
- 3) розчинена речовина – йод і розчинник – етиловий спирт;
- 4) розчинена речовина – йод і розчинник – вода.

13. До складу розчину оцтової кислоти входить:

- 1) CH_3COOH – розчинена речовина і H_2O – розчинник;
- 2) розчинена речовина – C_2H_5OH і розчинник H_2O ;
- 3) розчинник – оцтова кислота і розчинена речовина – спирт;
- 4) розчинник – вода, розчинена речовина – мурашина кислота.

14. Розчинник – це ...

- 1) речовина, яка має рідкий стан;
- 2) завжди тільки дистильована вода;
- 3) речовина, яка здатна до хімічної взаємодії з розчиненою речовиною;
- 4) компонент розчину, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину.

15. Розчинність газів у воді з підвищенням температури ...

- 1) зростає;
- 2) зменшується;
- 3) не залежить від температури;
- 4) гази не розчиняються у воді.

16. Насичений розчин – це розчин ...
- 1) в якому за певної температури речовина більше не може розчинитися;
 - 2) в якому речовини взаємодіють між собою;
 - 3) в якому міститься декілька розчинених речовин;
 - 4) який проводить електричний струм.
17. Масова частка розчиненої речовини – це ...
- 1) сума мас усіх компонентів розчину;
 - 2) маса розчиненої речовини в розчині;
 - 3) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину;
 - 4) відношення маси розчинника до маси розчиненої речовини.
18. Молярна концентрація розчину – це ...
- 1) відношення кількості речовини, розчиненої в розчині, до об'єму розчину;
 - 2) кількість розчиненої речовини в 100 л розчинника;
 - 3) маса розчинника в розчині;
 - 4) кількість речовини, розчиненої в 100 кг розчинника.
19. Молярна концентрація розчину показує:
- 1) скільки молів розчиненої речовини міститься в 1 кг розчину;
 - 2) кількість розчиненої речовини в 1 кг розчинника;
 - 3) масу розчиненої речовини в розчині;
 - 4) кількість розчиненої речовини в 1 л розчинника.
20. Обчисліть масову частку (в %) цукру в розчині, отриманому при розчиненні 12 г цукру в 188 мл дистильованої води.
- 1) 15,6%;
 - 2) 6,4%;
 - 3) 6%;
 - 4) 17,6%.
21. Обчисліть масову частку (в %) Na_2CO_3 в розчині, отриманому при розчиненні 0,05 моль Na_2CO_3 в 44,7 мл дистильованої води.
- 1) 9%;
 - 2) 10%;
 - 3) 10,6%;
 - 4) 11,9%.
22. Обчисліть масову частку $NaCl$ в розчині, отриманому при розчиненні 30 г $NaCl$ в 15 моль дистильованої води.
- 1) 0,09;
 - 2) 0,12;
 - 3) 0,10;
 - 4) 0,24.
23. Обчисліть масову частку (в %) $NaOH$ в розчині, отриманому при розчиненні 40 г $NaOH$ в 0,06 л дистильованої води.
- 1) 4%;
 - 2) 40%;
 - 3) 0,4%;
 - 4) 0,04%.
24. Обчисліть масову частку $Al_2(SO_4)_3$ в розчині, отриманому при розчиненні 100 г $Al_2(SO_4)_3$ в 900 г дистильованої води.
- 1) 0,01;
 - 2) 10;
 - 3) 0,10;
 - 4) 1.

35. Обчисліть мольну частку (в %) амоніаку в розчині який містить 3 моль NH_3 і 2 моль KCl у 270 г води.
- 1) 5%; 2) 95%; 3) 75%; 4) 15%.
36. Обчисліть масу розчиненої речовини в розчині сульфатної кислоти з концентрацією 2 моль/л, якщо об'єм розчину рівний 2000 мл.
- 1) 49 г; 2) 392 г; 3) 4000 г; 4) 192 г.
37. Обчисліть масу KOH в розчині з концентрацією 4 моль/л, якщо об'єм розчину рівний 0,5 л.
- 1) 56 г; 2) 224 г; 3) 112 г; 4) 200 г.
38. Обчисліть молярну концентрацію розчину ортофосфатної кислоти, що містить 196 г H_3PO_4 в 2 л розчину.
- 1) 1 моль/л; 2) 10 моль/л; 3) 0,098 моль/л; 4) 0,5 моль/л.
39. Обчисліть молярну концентрацію розчину натрій хлориду, що містить 11,7 г $NaCl$ в 500 мл розчину.
- 1) 0,023 моль/л; 2) 5,9 моль/л; 3) 0,4 моль/л; 4) 1 моль/л.
40. Обчисліть молярну концентрацію розчину купрум сульфату, що містить 32 г $CuSO_4$ в 500 г води.
- 1) 0,4 моль/кг; 2) 0,064 моль/кг; 3) 15,6 моль/кг; 4) 2 моль/кг.
41. Колігативні властивості розчинів – це ...
- 1) властивості розчинів, обумовлені їхньою здатністю проводити електричний струм;
 - 2) властивості розчинів, які пов'язані з їхньою здатністю розсіювати світло;
 - 3) властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини;
 - 4) властивості розчинів, які залежать лише від агрегатного стану розчинника і розчиненої речовини.
42. Другий закон Рауля формулюється так:
- 1) розчинник має більшу температуру кипіння, ніж розчин на його основі;
 - 2) розчин замерзає при вищій температурі, ніж чистий розчинник;
 - 3) зменшення температури замерзання і збільшення температури кипіння порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне молярній концентрації розчину;
 - 4) температура замерзання розчину не залежить від концентрації розчиненої речовини.

43. Перший закон Рауля має таке формулювання:

- 1) відносно зниження тиску насиченої пари над розчином порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини;
- 2) тиск насиченої пари розчинника над розчином не залежить від концентрації розчину;
- 3) тиск насиченої пари розчинника над розчином рівний тиску насиченої пари над чистим розчинником;
- 4) осмотичний тиск дорівнює тому додатковому зовнішньому тиску, який потрібно прикласти до розчину, щоб припинити осмос.

44. Ебуліоскопічна стала показує:

- 1) осмотичний тиск розбавленого розчину;
- 2) молярну концентрацію насиченого розчину;
- 3) зміну температури кипіння порівняно з чистим розчинником для одномолярного розчину;
- 4) зміну осмотичного тиску при збільшенні температури на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.

45. Кріоскопічна стала показує:

- 1) масову частку розчиненої речовини в розчині;
- 2) зміну температури замерзання порівняно з чистим розчинником для одномолярного розчину;
- 3) молярну концентрацію розчиненої речовини в розчині;
- 4) тиск насиченої пари над розчином.

46. Антифризи – це розчини, які ...

- 1) мають однаковий осмотичний тиск;
- 2) киплять при температурі більше $100\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 3) замерзають при температурі значно нижче $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 4) складаються з двох взаємно нерозчинних рідин.

47. Не проводячи обчислень, порівняйте осмотичний тиск двох розчинів цукру в воді, якщо перший розчин має концентрацію 10%, а другий 0,01% за однакової температури.

- 1) осмотичний тиск першого розчину більший, ніж другого;
- 2) осмотичні тиски обох розчинів рівні;
- 3) осмотичний тиск дорівнює нулю для обох розчинів;
- 4) осмотичний тиск першого розчину менший в порівнянні з другим.

48. Не проводячи обчислень проаналізуйте, при якій температурі замерзне розчин, який містить 170 г повареної солі в 830 г води.

- 1) менше $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 2) більше $10\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 3) при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 4) від 0 до $5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

49. Не проводячи обчислень, проаналізуйте чи однаковими будуть тиски насиченої пари розчинника над розчинами цукру в воді з такими концентраціями 7% і 27% при температурі 70 °С.
- 1) тиск насиченої водяної пари над першим розчином буде більшим, ніж над другим;
 - 2) тиски насиченої водяної пари будуть рівними, оскільки розчини містять однакову розчинену речовину;
 - 3) тиск насиченої водяної пари над першим розчином буде меншим в порівнянні з другим;
 - 4) вода не буде випаровуватись при 70 °С.
50. Не проводячи обчислень, проаналізуйте, при якій температурі закипить розчин, який містить 70 г цукру в 530 г води.
- 1) при температурі рівній 100 °С;
 - 2) при температурі більше 100 °С;
 - 3) при температурі менше 100 °С;
 - 4) в інтервалі від 90 до 100 °С.
51. Обчисліть температуру початку замерзання одномоляльного водного розчину цукру.
- | | |
|--------------|------------|
| 1) -1,86 °С; | 3) 0 °С; |
| 2) -5,3 °С; | 4) 0,5 °С. |
52. Обчисліть температуру початку кипіння одномоляльного водного розчину глюкози.
- | | |
|---------------|--------------|
| 1) 100,0 °С; | 3) 98,14 °С; |
| 2) 100,53 °С; | 4) 99,05 °С. |
53. Обчисліть осмотичний тиск 0,01М розчину неелектроліту при 298 К.
- | | |
|--------------|--------------|
| 1) 24,8 кПа; | 3) 10,5 кПа; |
| 2) 2,98 кПа; | 4) 98,8 кПа. |
54. При 29 °С тиск пари над водою дорівнює 4,01 кПа. Обчисліть мольну частку цукру в розчині, тиск водяної пари над яким дорівнює 4,00 кПа.
- | | |
|----------|------------|
| 1) 0,01; | 3) 0,0025; |
| 2) 1,0; | 4) 0,5. |

8 РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

8.1 Властивості розчинів електролітів

Відомо, що одні речовини в розчиненому або розплавленому вигляді проводять електричний струм, інші, за таких самих умов, струм не проводять. Речовини, які в розчиненому або розплавленому стані не проводять електричний струм, називаються **неелектролітами**. Більшість органічних сполук, а також речовини, у молекулах яких є тільки ковалентні неполярні або малополярні зв'язки, є неелектролітами.

Електроліти – це речовини, які в розчиненому або в розплавленому стані здатні проводити електричний струм. До електролітів належать кислоти, основи і майже всі солі, тобто такі сполуки, в яких реалізується йонний або ковалентний полярний хімічний зв'язок. В розчині або розплаві електроліти розкладаються на йони, завдяки чому і проводять струм.

Відомо, що колігативні властивості розчинів неелектролітів (π , ΔP , $\Delta t_{\text{кип}}$, $\Delta t_{\text{зам}}$) лінійно залежать від концентрації розчиненої речовини і не залежать від її хімічної природи. Для розчинів електролітів такої ж концентрації спостерігається зростання цих величин порівняно з теоретично обчисленими за законами Рауля і Вант-Гоффа. Тому, для оцінки міри відхилення між значеннями величин в розчинах неелектролітів і електролітів однакових вихідних концентрацій, Вант-Гофф запропонував ввести до рівнянь відповідних законів (7.9, 7.10, 7.12) поправковий або **ізотонічний коефіцієнт i** , який є відношенням відповідних значень цих величин до теоретично обчислених:

$$i = \frac{\Delta P_{\text{експ}}}{\Delta P_{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип,експ}}}{\Delta t_{\text{кип,теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам,експ}}}{\Delta t_{\text{зам,теор}}} = \frac{\pi_{\text{експ}}}{\pi_{\text{теор}}}. \quad (8.1)$$

Експериментально доведено, що ізотонічний коефіцієнт для розчинів кислот, основ і солей зазвичай більший за одиницю і залежить від концентрації розчину. Зі зменшенням концентрації розчину він збільшується і наближається до цілих чисел 2, 3, 4. Для найпростіших електролітів (NaCl , LiOH , HCl та ін.) $1 < i < 2$, для більш складних (K_2SO_4 , CaCl_2) $2 < i < 3$.

Електролітична дисоціація – це процес розщеплення електроліту на йони під впливом молекул полярного розчинника.

Гіпотезу про те, що у розчинах електролітів існують електрзаряджені частинки розчиненої речовини – йони – вперше висловив С. Арреніус (1887 р.). Пізніше ця теорія була розвинута багатьма вченими на основі вчення про будову атома і хімічний зв'язок. Основні положення **теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса (1887 р.)** наведені нижче.

1. Електроліти при розчиненні розпадаються на йони – позитивні (катиони) і негативні (аніони).
2. Йони в розчинах рухаються хаотично, а під дією електричного струму – направлено.
3. Електролітична дисоціація – оборотний процес.

Механізм електролітичної дисоціації схематично зображено на рисунках 8.1 і 8.2. При розчиненні кристалічних речовин з йонним зв'язком диполі води орієнтуються навколо позитивно і негативно заряджених йонів. Між йонами і диполями води виникають сили взаємного притягання. В результаті зв'язок між йонами послаблюється і відбувається їхній перехід в розчин. При цьому (рис. 8.1) утворюються гідратовані йони – йони, хімічно зв'язані з молекулами води.

Аналогічно відбувається дисоціація речовин з ковалентним полярним зв'язком (рис. 8.2). Навколо кожної полярної молекули також орієнтуються диполі води, які своїми негативними полюсами притягуються до позитивного полюса молекули, а позитивними полюсами – до негативного. Внаслідок перерозподілу електронної густини зв'язок у полярній молекулі стає йонним – відбувається йонізація молекули і далі легко утворюються гідратовані йони. Дисоціація полярних молекул може бути повною або частковою.

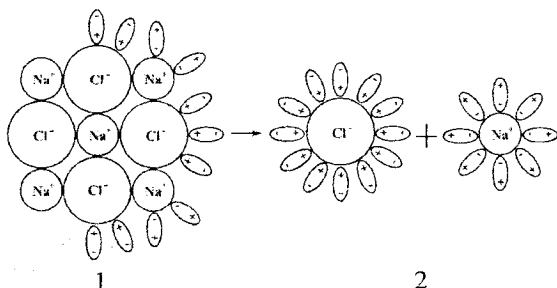


Рисунок 8.1 – Схема електролітичної дисоціації $NaCl$ у водному розчині:
1 – гідратація; 2 – дисоціація

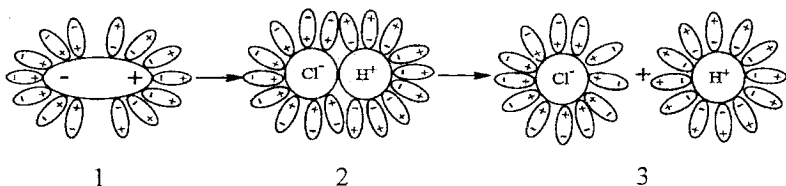


Рисунок 8.2 – Схема електролітичної дисоціації HCl у водному розчині:
1 – гідратація; 2 – йонізація; 3 – дисоціація

Кількісною характеристикою процесу електролітичної дисоціації є ступінь електролітичної дисоціації (α). **Ступінь електролітичної дисоціації** – це відношення числа молекул n , що розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненої речовини N :

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ або } \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%. \quad (8.2)$$

На значення ступеня електролітичної дисоціації впливають температура і концентрація розчину електроліту, а також природа розчинника. При підвищенні температури ступінь дисоціації зростає. Електролітична дисоціація електролітів можлива лише в розчинниках, які характеризуються високими значеннями діелектричної проникності ϵ . **Діелектрична проникність** – це величина, яка показує, у скільки разів сила взаємодії між двома зарядами у даному середовищі менша порівняно з силою їхньої взаємодії у вакуумі. Так, у розчинниках, які мають велике значення діелектричної проникності, наприклад у воді ($\epsilon = 81$), мурашиній кислоті ($\epsilon = 56$), етанолі ($\epsilon = 27$), електроліти дисоціюють значно краще, тоді як за таких самих умов у хлороформі ($\epsilon = 5,1$), бензені ($\epsilon = 2,3$), сірковуглеці ($\epsilon = 2,6$), гексані ($\epsilon = 1,9$) та інших подібних розчинниках вони майже не дисоціюють.

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяються на сильні (понад 40%), середні (9 – 40%) і слабкі (менше 9% в 0,1М водному розчині), таблиця 8.1.

Таблиця 8.1 – Приклади електролітів різної сили для водних розчинів

сильні	дисоціюють на йони повністю: <ul style="list-style-type: none"> · кислоти – H_2SO_4, HNO_3, HCl, HI, HBr, $HClO_4$ та інші; · луги – гідроксиди лужних і лужно-земельних металів; · розчини солей, добре розчинних у воді
середньої сили	дисоціюють на йони частково: <ul style="list-style-type: none"> · кислоти – H_2SO_3, H_3PO_4
слабкі	дисоціюють на йони частково: <ul style="list-style-type: none"> · кислоти – H_2CO_3, HCN, HNO_2, $HClO$, H_2SiO_3, H_2S та інші; · основи, нерозчинні у воді, а також NH_4OH; · майже всі органічні кислоти – CH_3COOH та інші; · вода

До сильних електролітів належать сполуки, які в розчині дисоціюють практично необоротно. Слабкі електроліти в розчинах дисоціюють частково, тобто процес їхньої дисоціації є оборотним і в їхніх розчинах встановлюється динамічна рівновага між йонами і молекулами розчиненої речовини:



Для процесу дисоціації слабких електролітів можна записати константу рівноваги, яку називають **константою дисоціації**. Для слабого електроліту AB , дисоціація якого відбувається за схемою (8.3), константа дисоціації має вигляд:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}, \quad (8.4)$$

де K – константа дисоціації;

$[A^+]$, $[B^-]$, $[AB]$ – рівноважні концентрації йонів і молекул електроліту.

Константа дисоціації є кількісною характеристикою слабких електролітів: чим меншим є значення K , тим слабкішим є електроліт. Значення констант дисоціації деяких слабких електролітів наведено в додатку Г.

Для бінарних слабких електролітів між константою дисоціації та ступенем електролітичної дисоціації існує зв'язок, який називається **законом розведення Оствальда**:

$$K = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}, \quad (8.5)$$

де K – константа електролітичної дисоціації;

α – ступінь дисоціації;

C – молярна концентрація електроліту.

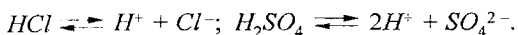
Для дуже слабких електролітів ($\alpha \ll 1$) наведену формулу (8.5) можна спростити:

$$K = C \cdot \alpha^2. \quad (8.6)$$

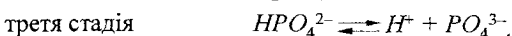
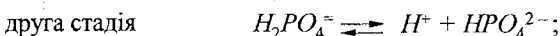
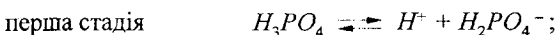
Аналіз формули дає змогу зробити висновок про те, що при підвищенні концентрації електроліту ступінь його дисоціації зменшується, а при пониженні концентрації – навпаки:

$$\alpha = \sqrt{K/C}. \quad (8.7)$$

Відповідно до теорії електролітичної дисоціації, **кислоти** – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони гідрогену та аніони кислотного залишку, наприклад:



Багатоосновні кислоти, які належать до слабких електролітів, дисоціують ступінчасто, наприклад:

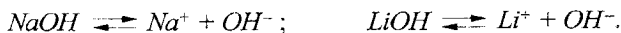


Кожна із стадій характеризується своїм значенням константи дисоціації (K_1, K_2, K_3). Добуток ступінчастих констант дисоціації дорівнює загальній константі дисоціації електроліту:

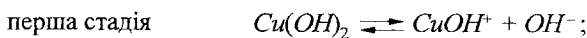
$$K(H_3PO_4) = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3.$$

Дисоціація багатоосновних кислот відбувається головним чином за першою стадією, меншою мірою за другою і незначною мірою за третьою.

Основи – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони металів і йони гідроксиду, наприклад:

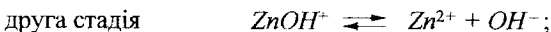
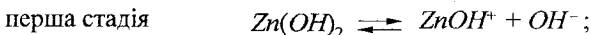


Основи, що містять декілька гідроксильних груп, дисоціюють ступінчасто, наприклад:



Гідроксиди амфотерних металів (*Be, Zn, Al, Cr* та інших), при дисоціації яких утворюються як йони гідрогену, так і гідрооксид-іони, називають **амфолітами**. Наприклад:

основна дисоціація амфоліту



кислотна дисоціація амфоліту



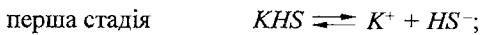
Солі – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони металу та аніони кислотного залишку.

Наприклад, **середні солі**:

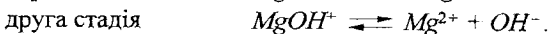
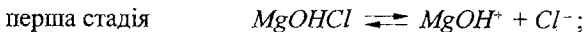


Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто:

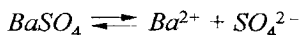
кислі солі:



основні солі:

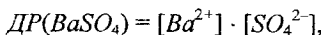


Насичений розчин малорозчинного електроліту, що контактує з осадом речовини, є рівноважною гетерогенною системою. Два протилежні процеси – перехід йонів осаду в розчин та «повернення» їх з розчину в осад – зрівноважують один одного. Константа такої рівноваги, згідно із законом діючих мас, дорівнює добутку концентрацій йонів у насиченому розчині. Ця величина, що є постійною за даної температури, називається **добутком розчинності** та позначається символом *ДР*. Так, для насиченого розчину барій сульфату, що знаходиться в рівновазі з осадом,

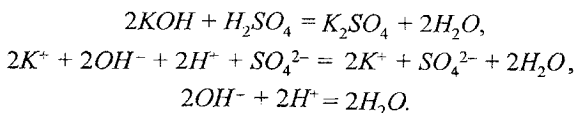


осад розчин

вираз для константи рівноваги (добутка розчинності) матиме вигляд:

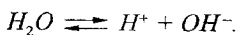


а для насиченого розчину кальцій ортофосфату:



8.2 Дисоціація води, водневий показник

Вода – слабкий електроліт ($\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$), що дисоціює на йони:



Добуток концентрацій йонів гідрогену та гідроксиду є величиною сталою за даної температури, його називають **йонним добутком води** – $K_{\text{води}}$. При 22 °С йонний добуток води дорівнює $1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_{\text{води}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \quad (8.8)$$

де $K_{\text{води}}$ – йонний добуток води при 22 °С.

$[\text{H}^+]$ – рівноважна молярна концентрація йонів H^+ ;

$[\text{OH}^-]$ – рівноважна молярна концентрація йонів OH^- .

Йонний добуток води – стала величина як для чистої води, так і для розбавлених розчинів електролітів (кислот, основ, солей) за даної температури. Це означає, що збільшення у водному розчині концентрації йонів гідрогену $[\text{H}^+]$ завжди супроводжується зменшенням концентрації йонів гідроксиду $[\text{OH}^-]$ і навпаки.

Сталість йонного добутку води дає змогу кількісно оцінити реакцію середовища на основі співвідношень:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \quad \text{та} \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}. \quad (8.9)$$

За кислотно-основними властивостями розчини поділяються на кислі, нейтральні і лужні.

Для кількісної характеристики середовища можна використовувати молярну концентрацію йонів гідрогену $[\text{H}^+]$. Але зручніше використовувати десятковий логарифм молярної концентрації йонів H^+ , взятий з протилежним знаком. Ця величина називається **водневим показником**, її позначають символом pH :

$$pH = -\lg [\text{H}^+], \quad (8.10)$$

де $[\text{H}^+]$ – молярна концентрація йонів гідрогену, *моль/л*.

За аналогією з pH введено гідроксильний показник – десятковий логарифм молярної концентрації йонів OH^- , взятий з протилежним знаком:

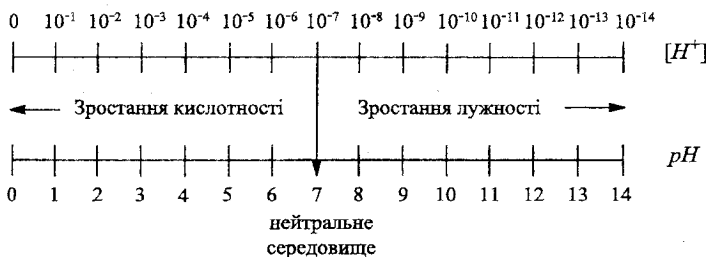
$$pOH = -\lg [\text{OH}^-], \quad (8.11)$$

де $[\text{OH}^-]$ – молярна концентрація йонів гідроксиду, *моль/л*.

Між водневим і гідроксильним показниками існує зв'язок:

$$pH + pOH = 14. \quad (8.12)$$

Співвідношення між концентраціями йонів гідрогену $[H^+]$, значеннями pH та реакцією розчину можна подати за такою схемою:



Кислотність середовища можна визначити за допомогою кислотно-основних індикаторів, які здатні змінювати своє забарвлення залежно від концентрації йонів $[H^+]$ в розчині, таблиця 8.2. Їх використовують у двох формах: в розчинах або нанесеними на смужки паперу.

Таблиця 8.2 – Характеристика кислотно-основних індикаторів

Індикатор	Забарвлення	
	у кислому середовищі	у лужному середовищі
метиловий оранжевий	червоне	жовте
лакмус	червоне	синє
фенолфталеїн	безбарвне	малинове

Кислотно-основні індикатори – це слабкі органічні основи та кислоти. Йонна і молекулярна форми кислотно-основного індикатора мають різне забарвлення. Універсальний індикаторний папірець здатний змінювати своє забарвлення від червоного до синього в залежності від величини pH розчину. Кожний відтінок кольору наближено відповідає певному значенню pH розчину за спеціальною шкалою кольорів. Найточніше pH розчину можна визначити за допомогою спеціальних приладів – pH -метрів.

Винятково значна роль pH в найрізноманітніших явищах та процесах – і в природі, і в техніці. Багато виробничих процесів у хімічній, харчовій, текстильній та інших галузях промисловості відбуваються лише за певної реакції середовища. Крім того, визначення pH розчинів має велике практичне значення в хімії, біології, медицині, сільському господарстві тощо.

Для підтримання у розчині сталого значення часто використовують буферні розчини. **Буферні розчини** – це розчини, значення pH яких майже не змінюється після введення невеликої кількості сильної кислоти або лугу і не залежить від розведення. Буферними властивостями володіють суміші концентрованих розчинів слабкої кислоти та її солі або розчинів слабкої основи та її солі. Наприклад, ацетатний буферний розчин складається з оцтової кислоти та натрій ацетату, а амоніачний буферний розчин містить амоній гідроксид та амоній хлорид.

8.3 Гідроліз солей

Гідроліз солі – це взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і змінюється кислотність (pH) середовища. За відношенням до води всі солі поділяються на чотири групи залежно від природи катіона та аніона, що входять до складу солі.

1. Сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням лужного середовища, $pH > 7$.

2. Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням кислого середовища, $pH < 7$.

3. Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізується повністю з утворенням слабкої основи і слабкої кислоти, середовище близьке до нейтрального, $pH \approx 7$.

4. Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, при розчиненні у воді не гідролізується, середовище нейтральне $pH = 7$.

За кімнатної температури, для не дуже розведених розчинів солей гідроліз проходить, переважно, тільки за першим ступенем.

Нижче наведені приклади гідролізу солей.

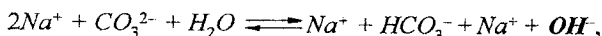
1. Сіль Na_2CO_3 , утворена сильною основою $NaOH$ і слабкою кислотою H_2CO_3 .

Перший ступінь гідролізу:

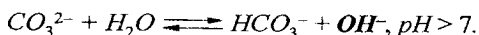
1) молекулярне рівняння гідролізу



2) повне йонне рівняння гідролізу



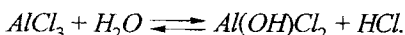
3) скорочене йонне рівняння гідролізу



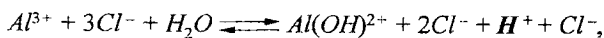
2. Сіль $AlCl_3$, утворена слабкою основою $Al(OH)_3$ і сильною кислотою HCl .

Перший ступінь гідролізу:

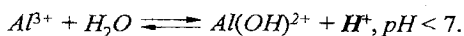
1) молекулярне рівняння гідролізу



2) повне йонне рівняння гідролізу



3) скорочене йонне рівняння гідролізу



3. Сіль $(NH_4)_2S$, утворена слабкою основою NH_4OH і слабкою кислотою H_2S , гідролізується повністю



4. Сіль K_2SO_4 , утворена сильною основою KOH і сильною кислотою H_2SO_4 , не гідролізується, pH середовища не змінюється.

8.4 Завдання для самостійної роботи

1. Які речовини називаються електролітами? Чи завжди оцтова кислота, натрій хлорид, калій гідроксид виявляють властивості електролітів? Дайте необхідні пояснення.
2. Які властивості розчинника впливають на можливість електролітичної дисоціації розчинених у ньому речовин?
3. Як пояснити різну електропровідність спиртового та водного розчинів однакової концентрації однієї й тієї самої солі? Який розчин має вищу електропровідність?
4. Дайте визначення основ, кислот, солей з урахуванням особливостей електролітичної дисоціації сполук.
5. Що таке ступінь електролітичної дисоціації? Від яких факторів залежить його значення і як саме?
6. Виготовлено два розчини з концентраціями йонів гідрогену $8 \cdot 10^{-10}$ та $4 \cdot 10^{-5}$ моль/л. В якому розчині міститься більше цих йонів та у скільки разів?
- 7.* Чи зміниться значення ступеня дисоціації оцтової кислоти (якщо так, то як саме) після: а) доливання в її водний розчин сильної кислоти; б) розчинення натрій ацетату; в) додавання води; г) нагрівання розчину?
8. Дайте визначення константи електролітичної дисоціації. Від яких факторів залежить величина цієї константи?
9. Яку характеристику і чому краще використовувати для опису поведінки слабких електролітів у розчинах – ступінь дисоціації чи константу дисоціації?
10. Розгашуйте кислоти в порядку зростання їхньої сили: оцтову ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), валеріанову ($K = 1,5 \cdot 10^{-5}$) та нітритну ($K = 4,6 \cdot 10^{-4}$).
11. У яких випадках електролітична дисоціація має ступінчастий характер? Що таке ступінчаста константа дисоціації? Запишіть математичні вирази таких величин для сульфітної кислоти. Яке співвідношення значень ступінчастих та повної констант дисоціації?
- 12.* Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації води, якщо кожен літр її містить $1,2 \cdot 10^{17}$ йонів.
13. Що таке йонний добуток води?

14. Що таке водневий (pH) та гідроксильний (pOH) показники? Чи змінюється їхнє значення для чистої води при зміні температури?
15. Розмістіть наведені дані про розчини (концентрації йонів вказані у молях на літр) у порядку збільшення їхньої кислотності:
- $[H^+] = 10^{-4}; 10^{-7}; 8 \cdot 10^{-7}; 2 \cdot 10^{-5}; 0,5 \cdot 10^{-4};$
 - $pH = 3; 4,8; 7,4; 7,0;$
 - $[OH^-] = 10^{-3}; 10^{-11}; 2 \cdot 10^{-2}; 2 \cdot 10^{-11}; 0,2 \cdot 10^{-2};$
 - $[H^+] = 10^{-6}; [OH^-] = 10^{-6}; pH = 4,5; pOH = 5,4; [H^+] = 5,0.$
16. Виготовлено розчини з $pH = 10$ та $pH = 6$. В якому з них міститься більше йонів гідрогену та у скільки разів?
17. Обчисліть співвідношення рівноважних концентрацій йонів H^+ та OH^- в розчині з $pH = 5$.
- 18.* Обчисліть масу натрій гідроксиду, яка міститься у 5 л розчину з $pH = 11$, вважаючи дисоціацію основи повною.
19. Що таке добуток розчинності? Запишіть його математичний вираз для аргентум хлориду, кальцій гідроксиду, кальцій ортофосфату.
20. Визначити pH розчину згідно з варіантом завдання.

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	$[OH^-] = 10^{-1}$ моль/л	5	$[OH^-] = 10^{-3}$ моль/л
2	$[H^+] = 10^{-1}$ моль/л	6	$[OH^-] = 10^{-9}$ моль/л
3	$[H^+] = 10^{-7}$ моль/л	7	$[H^+] = 10^{-2}$ моль/л
4	$[OH^-] = 10^{-8}$ моль/л	8	$[H^+] = 10^{-12}$ моль/л

21. Визначити концентрацію йонів H^+ або OH^- у розчині згідно з варіантом завдання.

Варіант	Характеристика розчину	Йон, концентрацію якого потрібно визначити
1	$pH = 10$	H^+
2	$[H^+] = 10^{-5}$ моль/л	OH^-
3	$pH = 7$	OH^-
4	$[OH^-] = 10^{-10}$ моль/л	H^+
5	$[H^+] = 10^{-9}$ моль/л	OH^-
6	$pOH = 3$	H^+

22. Чому дорівнює концентрація гідроген-іонів і гідроксид-іонів у розчині з $pH = 4$?

23. Записати молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій за наведеними нижче схемами. Визначити, яка з реакцій йонного обміну в кожному варіанті завдань не проходить до кінця.

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	1) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$ 2) $ZnS + HCl \rightarrow$ 3) $Al_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightarrow$ 4) $K_2SO_4 + NaCl \rightarrow$	8	1) $NaOH + HCl \rightarrow$ 2) $NaNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ 3) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
2	1) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ 3) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + KOH \rightarrow$	9	1) $Na_2S + HCl \rightarrow$ 2) $CuCl_2 + HNO_3 \rightarrow$ 3) $FeCl_3 + KOH \rightarrow$ 4) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
3	1) $NaOH + HNO_3 \rightarrow$ 2) $K_2SO_4 + NaOH \rightarrow$ 3) $Na_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow$ 4) $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$	10	1) $BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow$ 2) $CuSO_4 + KOH \rightarrow$ 3) $SO_2 + NaOH \rightarrow$ 4) $Na_2SO_4 + HCl \rightarrow$
4	1) $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $NaOH + AlCl_3 \rightarrow$ 3) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + KNO_3 \rightarrow$	11	1) $FeCl_3 + K_2SO_4 \rightarrow$ 2) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ 3) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$
5	1) $FeS + HCl \rightarrow$ 2) $FeCl_3 + HNO_3 \rightarrow$ 3) $AlCl_3 + KOH \rightarrow$ 4) $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$	12	1) $Ba(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ 2) $K_2SO_4 + NaCl \rightarrow$ 3) $CO_2 + NaOH \rightarrow$ 4) $Na_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow$
6	1) $FeCl_3 + K_2SO_4 \rightarrow$ 2) $CuSO_4 + NaOH \rightarrow$ 3) $CO_2 + KOH \rightarrow$ 4) $FeS + HCl \rightarrow$	13	1) $NiCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $Fe(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ 3) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ 4) $K_3PO_4 + ZnCl_2 \rightarrow$
7	1) $Ni(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $NaOH + Al(NO_3)_3 \rightarrow$ 3) $CuCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow$	14	1) $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $CoSO_4 + KOH \rightarrow$ 3) $SO_2 + NaOH \rightarrow$ 4) $CuCl_2 + HNO_3 \rightarrow$

24. Записати молекулярні рівняння реакцій, які відповідають скороченим йонним рівнянням, відповідно до варіантів завдань.

Варіант	Завдання	
1	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O;$	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow.$
2	$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 \uparrow + H_2O;$	$2PO_4^{3-} + 3Ba^{2+} \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 \downarrow.$
3	$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O;$	$Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2 \uparrow.$
4	$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O;$	$Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS \downarrow.$
5	$3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \downarrow;$	$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow.$
6	$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O;$	$Zn^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow ZnCO_3 \downarrow.$
7	$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu;$	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow.$
8	$Fe(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3H_2O;$	$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S \uparrow.$
9	$Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O;$	$Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow.$
10	$3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 \downarrow;$	$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS \downarrow.$
11	$FeO + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2O;$	$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow.$
12	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \downarrow;$	$2H^+ + SiO_3^{2-} \rightarrow H_2SiO_3 \downarrow.$

25. Визначити pH середовища ($pH < 7$; $pH > 7$ чи $pH \approx 7$) у розчинах солей відповідно до варіантів завдань. Для тих солей, які гідролізуються, записати рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі, враховуючи, що гідроліз проходить тільки за першою стадією.

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	1) $Cu(NO_3)_2$; 2) Na_2SO_3 ; 3) KCl .	5	1) K_3PO_4 ; 2) $FeBr_2$; 3) Al_2S_3 .
2	1) $FeSO_4$; 2) K_2CO_3 ; 3) $NaCl$.	6	1) Fe_2S_3 ; 2) $CuBr_2$; 3) $NaNO_3$.
3	2) Fe_2S_3 ; 3) $ZnSO_4$; 4) $LiNO_3$.	7	1) K_2SO_4 ; 2) $Zn(NO_3)_2$; 3) Na_2SO_3 .
4	1) $MgCl_2$; 2) KBr ; 3) $Cr(NO_3)_3$.	8	1) K_2S ; 3) $Al(NO_3)_3$; 3) Li_2CO_3 .

8.5 Експериментальна частина

Дослід 8.1 Незворотні реакції

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: Na_2SO_4 (0,5M), $BaCl_2$ (0,5M), Na_2CO_3 (0,5M), HCl (1M), $NaOH$ (1M), фенолфталеїну.

В першу пробірку внести невелику кількість розчину натрій сульфату Na_2SO_4 і додати декілька краплин розчину барій хлориду $BaCl_2$.

В другу пробірку внести невелику кількість розчину натрій карбонату Na_2CO_3 і додати розчин хлоридної кислоти HCl .

В третю пробірку налити розчин натрій гідроксиду $NaOH$, внести краплину фенолфталеїну і по краплях додавати розчин хлоридної кислоти HCl до повного знебарвлення розчину.

Записати спостереження і рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді:

- 1) між барій хлоридом та натрій сульфатом;
- 2) між натрій карбонатом і хлоридною кислотою;
- 3) між натрій гідроксидом і хлоридною кислотою та пояснити зміну забарвлення фенолфталеїну в процесі реакції.

У висновку вказати, які реакції називаються реакціями йонного обміну та у яких випадках реакції йонного обміну проходять до кінця.

Дослід 8.2 Вплив pH на колір індикаторів

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: $NaOH$ (1M), HCl (1M) або H_2SO_4 (1M), фенолфталеїну і метилового оранжевого.

В три пробірки внести по 2 мл дистильованої води. В першу додати 1 мл розчину натрій гідроксиду $NaOH$. В другу додати 1 мл розчину хлоридної кислоти HCl . В кожну пробірку додати 1 – 2 краплини фенолфталеїну. Аналогічні досліди провести з індикатором метиловим оранжевим.

Записати забарвлення індикаторів в різних середовищах в таблицю 8.3.

Таблиця 8.3 – Забарвлення індикаторів в різних середовищах

Індикатор	Забарвлення індикатора в різних середовищах		
	лужне	нейтральне	кисле
Фенолфталеїн			
Метиловий оранжевий			

У висновку дати визначення поняття кислотно-основні індикатори та запропонувати індикатор для визначення середовища: а) кислого; б) лужного.

Дослід 8.3 Визначення pH розчину за допомогою універсального індикаторного паперу

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, універсальний індикаторний папір, розчини: HCl (0,1M), CH_3COOH (0,1M), $NaOH$ (0,1M), NH_4OH (0,1M), Na_2SO_4 (0,5M), Na_2CO_3 (0,5M), $AlCl_3$ (0,5M), скляна паличка.

У 8 чистих пробірок внести 1 – 2 мл розчину реактиву, вказаного в таблиці 8.4. За допомогою чистої скляної палички нанести краплину розчину, який знаходиться в пробірці, на смужку сухого універсального індикаторного папірця. За шкалою кольорів універсального індикатора визначити pH розчину. Отримані експериментальні дані занести до таблиці 8.4.

Таблиця 8.4 – Експериментальні дані

Номер пробірки	Розчин реактиву	pH	$[H^+]$ моль/л	$[OH^-]$ моль/л	Середовище
1	HCl (0,1M)				
2	CH_3COOH (0,1M)				
3	$NaOH$ (0,1M)				
4	NH_4OH (0,1M)				
5	Дистильована вода				
6	Na_2SO_4 (0,5M)				
7	Na_2CO_3 (0,5M)				
8	$AlCl_3$ (0,5M)				

Розрахувати і занести до таблиці 8.4 молярні концентрації йонів $[H^+]$ і $[OH^-]$ в кожному розчині.

У висновку відзначити переваги універсального індикаторного паперу в порівнянні з іншими індикаторами; пояснити, які процеси обумовлюють кислотність середовища в розчинах: а) кислот і основ; б) солей.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 8.3 повинен містити:

- 1) розрахунок молярних концентрацій йонів $[H^+]$ і $[OH^-]$ для кожного розчину;
- 2) заповнену таблицю 8.4;
- 3) рівняння дисоціації кислот, основ і води. Пояснити різницю у величинах pH розчинів різних кислот (різних лугів) однакової концентрації;
- 4) рівняння гідролізу солей в молекулярному та йонному вигляді, на основі яких пояснити величину pH у розчинах солей;
- 5) висновок.

Дослід 8.4 Визначення концентрації розчину лугу титруванням

Обладнання та реактиви: штатив металевий, бюретка об'ємом 25 або 50 мл, колба конічна (250 мл), мірний циліндр або мірна пробірка (10 мл), допоміжний хімічний стакан (300 мл), лійка, розчини: HCl (0,1M), $NaOH$ невідомої концентрації, метилового оранжевого.

Одним із методів кількісного хімічного аналізу, який дозволяє визначити точну концентрацію розчину, є **титрування**. При цьому застосовують **титрант** – розчин з відомою концентрацією. В титриметрії використовують молярну концентрацію еквіваленту, яку обчислюють за формулою (7.7).

Титрування – це поступове (невеликими порціями) додання титранту при перемішуванні до певного об'єму розчину, концентрацію якого потрібно визначити. Для того, щоб зафіксувати завершення реакції між титрантом і речовиною, концентрацію якої визначають, до досліджуваного розчину перед початком титрування додають індикатор. Титрування припиняють після зміни кольору індикатора від однієї крапліни доданого титранту.

Згідно із законом еквівалентів речовини взаємодіють між собою в кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам. Тоді, з врахуванням формули (7.7) за результатами титрування концентрацію розчину C_H обчислюють за формулою:

$$C_H \cdot V = C'_H \cdot V', \quad (8.13)$$

де C_H – молярна концентрація еквівалента розчину, для якого проводять визначення концентрації, *моль/л*;

V – точно виміряний об'єм розчину, взятого для аналізу, *мл*;

C'_H – молярна концентрація еквівалента титранту, *моль/л*;

V' – об'єм титранту, який витрачено на титрування, *мл*.

В даному досліді титрантом є розчин HCl з концентрацією 0,1 *моль/л*.

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Мірним циліндром відміряти 10 мл розчину натрій гідроксиду $NaOH$, концентрацію C_H якого необхідно визначити, і перенести в конічну колбу.

2. Внести в колбу з розчином $NaOH$ одну – дві крапліни індикатора метилового оранжевого.

3. Бюретку закріпити у штативі (рис. 8.3). За допомогою лійки бюретку заповнити розчином HCl (0,1 *моль/л*) вище нульової поділки. Кінчик бюретки повинен бути заповнений розчином. Відкласти лійку і встановити рівень розчину на нульовій поділці, зливаючи розчин із бюретки в допоміжний хімічний стакан. При цьому око спостерігача повинно бути на рівні меніска рідини в бюретці (рис. 8.3). Установка для титрування підготовлена.

Титрування проводить за такими правилами:

- перед початком титрування зафіксувати початковий рівень рідини в бюретці;
- вливати розчин із бюретки в процесі титрування із швидкістю 3–4 краплі в секунду;
- об'єм розчину титрату, який витрачається на титрування, не повинен перевищувати вмісту однієї бюретки.

4. Краплями поступово додавати хлоридну кислоту із бюретки в колбу, при цьому розчин в колбі безперервно перемішувати легкими круговими рухами. В момент різкої зміни кольору індикатора від однієї краплини кислоти припинити титрування.

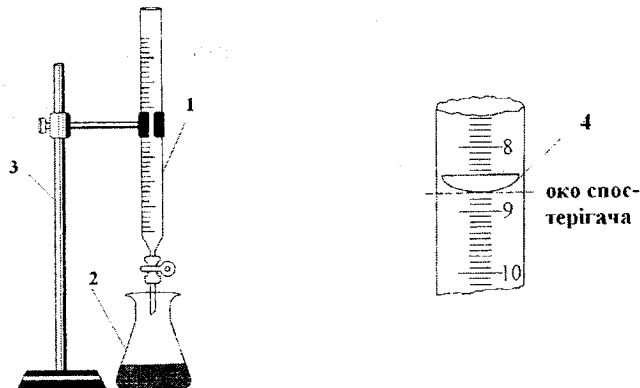


Рисунок 8.3 – Установка для титрування: 1 – бюретка, 2 – конічна колба; 3 – штатив; 4 – меніск розчину, що знаходиться у бюретці

5. Визначити об'єм розчину кислоти, який витрачено на титрування, з точністю до десятих частин мілілітра як різницю між кінцевим та початковим рівнями рідини в бюретці.

6. Дослід повторити двічі та знайти середнє арифметичне значення V' .
7. Розрахувати концентрацію розчину луку C_N за формулою (8.13).
8. У висновку вказати визначену концентрацію розчину луку.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 8.4 повинен містити:

- 1) формули (7.6) і (8.13);
- 2) рівняння реакції між речовиною, концентрацію якої визначають, і титрантом;
- 3) порядок виконання досліду;
- 4) розрахунок молярної концентрації еквівалента розчину луку C_N , визначеної методом титрування;
- 5) висновок.

8.6 Контрольні тестові завдання

1. Вкажіть, які типи хімічних зв'язків характерні для речовин, що належать до електролітів:
 - 1) лише неполярні ковалентні;
 - 2) йонні і полярні ковалентні;
 - 3) неполярні ковалентні й полярні ковалентні;
 - 4) лише полярні ковалентні.
2. Вкажіть назву речовини, яка належить до неелектролітів:
 - 1) калій карбонат;
 - 2) гліцерин;
 - 3) натрій хлорид;
 - 4) барій нітрат.
3. Вкажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом:
 - 1) H_2CO_3 ;
 - 2) HNO_3 ;
 - 3) HNO_2 ;
 - 4) $Mg(OH)_2$.
4. Вкажіть формулу речовини, яка є слабким електролітом:
 - 1) $NaOH$;
 - 2) HCl ;
 - 3) H_2SiO_3 ;
 - 4) $CuCl_2$.
5. Вкажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом:
 - 1) CH_3COOH ;
 - 2) H_2SO_3 ;
 - 3) H_2S ;
 - 4) H_2SO_4 .
6. Вкажіть групу речовин, в якій усі сполуки належать до сильних електролітів:
 - 1) $CuCl_2$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$;
 - 2) $BaSO_4$, CuO , $CuCl_2$;
 - 3) $Ba(OH)_2$, $BaCl_2$, HCl ;
 - 4) $Al(OH)_3$, KOH , $NaOH$.
7. Вкажіть формулу речовини, яка є слабким електролітом:
 - 1) HNO_3 ;
 - 2) $HClO_4$;
 - 3) H_2SO_3 ;
 - 4) HBr .
8. Вкажіть назву речовини, яка належить до неелектролітів:
 - 1) ацетон;
 - 2) магній сульфат;
 - 3) алюміній сульфат;
 - 4) магній хлорид.
9. Вкажіть формулу електроліту, який дисоціює ступінчасто:
 - 1) H_2SO_3 ;
 - 2) K_2SO_3 ;
 - 3) K_2SO_4 ;
 - 4) $MgSO_4$.

10. Яка з кислот дисоціює ступінчасто?

- | | |
|--------------|--------------|
| 1) HNO_2 ; | 3) HCN ; |
| 2) H_2S ; | 4) $HCOOH$. |

11. Вкажіть формулу електроліту, у водному розчині якого містяться йони Cl^- :

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $KClO_3$; | 2) $KClO_4$; |
| 3) $KClO$; | 4) $BaCl_2$. |

12. Вкажіть, яка з наведених груп йонів містить тільки аніони:

- | | |
|---------------------------------|---------------------------|
| 1) Na^+ , SO_4^{2-} ; | 3) Ca^{2+} , NH_4^+ ; |
| 2) PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} ; | 4) Cl^- , Al^{3+} . |

13. Вкажіть формулу сполуки, яка під час дисоціації утворює гідроксид-йони у значній кількості:

- | | |
|-----------------|-----------------|
| 1) $Mg(OH)_2$; | 3) $Al(OH)_3$; |
| 2) $Ba(OH)_2$; | 4) $Fe(OH)_3$. |

14. Виберіть правильне твердження:

- ізотонічний коефіцієнт не залежить від концентрації розчину електроліту;
- чим менше значення діелектричної проникності розчинника, тим краще дисоціює в ньому електроліт;
- сильні електроліти дисоціюють на йони частково;
- при зменшенні концентрації електроліту його ступінь дисоціації зростає.

15. Виберіть неправильне твердження:

- чим меншим є значення константи дисоціації, тим слабкішим є електроліт;
- багатоосновні слабкі кислоти дисоціюють ступінчасто;
- при розчиненні у воді солі, утвореної сильною основою і сильною кислотою, pH середовища не змінюється;
- константа дисоціації збільшується із зростанням концентрації електроліту.

16. Вкажіть кількісну характеристику електролітичної дисоціації:

- ступінь дисоціації;
- pH розчину;
- молярна концентрація речовини в розчині;
- масова частка речовини в розчині.

17. Вкажіть ступінь електролітичної дисоціації електроліту, якщо з кожних 150 частинок речовини на йони розщеплюється 30:

- | | | | |
|---------|---------|---------|---------|
| 1) 0,2; | 2) 0,3; | 3) 0,4; | 4) 0,5. |
|---------|---------|---------|---------|

18. Ступінь дисоціації оцтової кислоти CH_3COOH в 0,1М розчині дорівнює 1,36%. Як зміниться ступінь дисоціації при розведенні розчину?
- 1) ступінь дисоціації не залежить від розбавлення розчину;
 - 2) не зміниться;
 - 3) зросте;
 - 4) зменшиться.
19. Константа дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,74 \cdot 10^{-5}$, а мурашиної $1,77 \cdot 10^{-4}$. Яка з кислот сильніша?
- 1) оцтова кислота;
 - 2) мурашина кислота;
 - 3) обидві кислоти однаково сильні;
 - 4) обидві кислоти однаково слабкі.
20. Який з показників не зміниться при розбавленні розчину амоній гідроксиду в 10 разів?
- 1) pH розчину;
 - 2) константа дисоціації амоній гідроксиду;
 - 3) молярна концентрація розчину;
 - 4) ступінь дисоціації амоній гідроксиду.
21. Вкажіть йони, які не можуть одночасно міститися в розчині:
- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| 1) Ag^+ і NO_3^- ; | 3) Zn^{2+} і Cl^- ; |
| 2) Na^+ і SO_4^{2-} ; | 4) Ag^+ і PO_4^{3-} . |
22. Вкажіть йони, які можуть одночасно міститись у розчині:
- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| 1) Cu^{2+} і OH^- ; | 3) Cu^{2+} і Cl^- ; |
| 2) Cu^{2+} і SO_3^{2-} ; | 4) Cu^{2+} і PO_4^{3-} . |
23. Вкажіть, яке із скорочених йонних рівнянь відповідає даній реакції
- $$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O:$$
- 1) $OH^- + H^+ = H_2O$;
 - 2) $Cu(OH)_2 + 2Cl^- = CuCl_2 + 2OH^-$;
 - 3) $Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$;
 - 4) $2OH^- + 2H^+ = 2H_2O$.
24. Вкажіть, яке із скорочених йонних рівнянь відповідає даній реакції
- $$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Al(OH)_6]:$$
- 1) $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$;
 - 2) $Al(OH)_3 + 3Na^+ = 3NaOH + Al^{3+}$;
 - 3) $Al^{3+} + 6OH^- = [Al(OH)_6]^{3-}$;
 - 4) $Al(OH)_3 + 3OH^- = [Al(OH)_6]^{3-}$.

31. Обчисліть концентрацію йонів $[OH^-]$, якщо $pH = 7$.
 1) 7 моль/л; 2) 10^{-1} моль/л; 3) 10^{-7} моль/л; 4) 10^{-14} моль/л.
32. Обчисліть концентрацію йонів $[H^+]$, якщо $pH = 10$.
 1) 10^{-10} моль/л; 2) 10^{-4} моль/л; 3) 4 моль/л; 4) 1 моль/л.
33. Обчисліть концентрацію йонів $[H^+]$, якщо $[OH^-] = 10^{-10}$ моль/л.
 1) 4 моль/л; 2) 10^{-4} моль/л; 3) 10^{-1} моль/л; 4) 1 моль/л.
34. Визначте pH розчину, якщо $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л.
 1) 10^{-5} ; 2) 7; 3) 5; 4) 14.
35. Визначте pH розчину, якщо $[OH^-] = 10^{-3}$ моль/л.
 1) 1; 2) 13; 3) 5; 4) 11.
36. Визначте концентрацію $[OH^-]$, якщо $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л.
 1) 5 моль/л; 2) 10^{-10} моль/л; 3) 10^{-1} моль/л; 4) 10^{-9} моль/л.
37. Обчисліть рівноважні молярні концентрації гідроген-іонів і гідроксид-іонів у розчині з $pH = 4$.
 1) 10^{-4} моль/л і 10^{-10} моль/л; 3) 10^{-2} моль/л і 10^{-12} моль/л;
 2) 10^{-10} моль/л і 10^{-4} моль/л; 4) 10^{-3} моль/л і 10^{-11} моль/л.
38. При 22 °C йонний добуток води дорівнює:
 1) 1; 2) $1 \cdot 10^{-7}$; 3) 14; 4) $1 \cdot 10^{-14}$.
39. Добуток розчинності для цинк ортофосфату має вигляд:
 1) $DP = [Zn_3(PO_4)_2]$; 3) $DP = [Zn^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$;
 2) $DP = [Zn^{2+}] \cdot [PO_4^{3-}]$; 4) $DP = [Zn^{2+}] + [PO_4^{3-}]$.
40. Виберіть правильне твердження. Водні розчини більшості солей створюють лужне або кисле середовище. Причиною цього є:
 1) ступінчаста дисоціація солей; 3) гідратація солей;
 2) електроліз солей; 4) гідроліз солей.
41. Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища?
 1) калій хлориду; 3) натрій сульфїду;
 2) алюміній хлориду; 4) цинк нітрату.
42. Вкажіть реакцію середовища в розчині калій карбонату.
 1) $pH < 7$; 3) $pH > 7$;
 2) $pH = 7$; 4) $pH = 2$.

43. Вкажіть pH середовища в розчині натрій сульфїту.
- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $pH < 7$; | 3) $pH > 7$; |
| 2) $pH = 7$; | 4) $pH = 1$. |
44. Вкажіть реакцію середовища в розчині солі $Cu(NO_3)_2$.
- | | |
|---------------|----------------|
| 1) $pH < 7$; | 3) $pH > 7$; |
| 2) $pH = 7$; | 4) $pH = 10$. |
45. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища?
- | | |
|------------------------|---------------------|
| 1) калій карбонату; | 3) калій хлориду; |
| 2) ферум (II) нітрату; | 4) натрій сульфату. |
46. Водний розчин якої солі буде мати нейтральну реакцію середовища?
- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1) натрій карбонату; | 3) алюміній нітрату; |
| 2) калій сульфату; | 4) цинк сульфату. |
47. Вкажіть реакцію середовища в розчині солі $FeCl_2$.
- | | |
|---------------|----------------|
| 1) $pH < 7$; | 3) $pH > 7$; |
| 2) $pH = 7$; | 4) $pH = 11$. |
48. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища?
- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1) алюміній нітрату; | 3) калій хлориду; |
| 2) калій сульфїду; | 4) натрій карбонату. |
49. Вкажіть реакцію середовища в розчині солі KNO_3 .
- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $pH < 7$; | 3) $pH > 7$; |
| 2) $pH = 7$; | 4) $pH = 4$. |
50. Вкажіть pH середовища в розчині солі K_2S .
- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $pH < 7$; | 3) $pH = 7$; |
| 2) $pH > 7$; | 4) $pH = 1$. |
51. Вкажіть pH середовища в розчині солі $CuCl_2$.
- | | |
|---------------|----------------|
| 1) $pH > 7$; | 3) $pH < 7$; |
| 2) $pH = 7$; | 4) $pH = 12$. |
52. Який продукт утвориться при гідролізі калій силікату?
- | | |
|--------------|-----------------|
| 1) KOH ; | 3) H_2SiO_3 ; |
| 2) SiO_2 ; | 4) K_2O . |

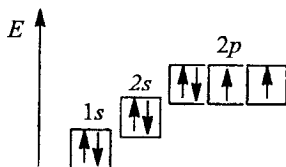
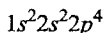
9 ХІМІЯ ВОДИ

9.1 Будова, фізичні та хімічні властивості води

Вода покриває $\frac{3}{4}$ земної поверхні, вона відноситься до числа найбільш поширених в природі речовин, відіграє виключно важливу роль в природі, життєдіяльності рослин, тварин і людини, а також в технологічних процесах: на теплових і атомних електростанціях вода – основна робоча речовина (теплоносіє), на гідроелектростанціях – носій механічної енергії.

Розглянемо будову молекули води.

Електронна формула атома Оксигену має вигляд:



Для утворення хімічного зв'язку атом Оксигену гібридизує $2s$ і $2p$ орбіталі і утворює чотири sp^3 -гібридних орбіталі, які зорієнтовані в просторі до чотирьох вершин тетраедра. Атом Гідрогену має один неспарений електрон на s -орбіталі. При утворенні хімічного зв'язку з атомом Оксигену в молекулі води s -орбіталь атома Гідрогену перекривається з sp^3 -гібридною атомною орбіталлю атома Оксигену. Молекула води має форму тетраедра, її будова наведена на рис. 9.1.

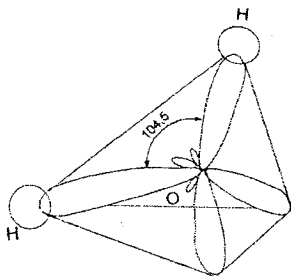


Рисунок 9.1 – Будова молекули води

Дві вершини тетраедра зайняті неподільними електронними парами Оксигену, які відштовхуються між собою і зменшують кут між зв'язками $\angle H-O-H$ в молекулі води до $104,5^\circ$, тоді як в інших тетраедричних молекулах такий кут складає $109^\circ 28'$.

Молекула води має кутову форму, вона є полярною молекулою з довжиною диполя $0,039 \text{ нм}$ і високим дипольним моментом ($\mu = 1,84 \text{ D}$). Через високу полярність вода здатна утворювати водневі зв'язки за рахунок

двох неподільних пар електронів атома Оксигену і по одному зв'язку – від кожного атома Гідрогену (рис. 9.2). Тому вода в твердому стані має тетраедричну будову, в якій навколо атомів Оксигену в вершинах тетраедра розміщені чотири атоми Гідрогену, або чотири молекули води. В рідкому стані вода втрачає частину водневих зв'язків, але тетраедрична структура зберігається. Тобто в твердому і рідкому станах молекули води асоційовані, що обумовлює специфічні фізичні властивості води.

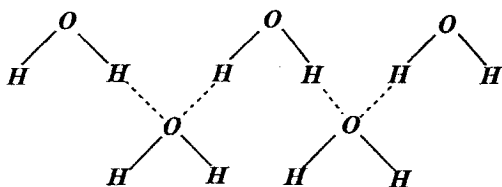


Рисунок 9.2 – Схема утворення водневих зв'язків між молекулами води

Водневі зв'язки дуже слабкі, але досить сильно впливають на властивості води і зумовлюють її аномальні властивості, такі як: висока температура кипіння і плавлення в порівнянні з іншими речовинами, дуже висока теплоємність. Крім того, в твердому стані густина води менша, ніж в рідкому. Залежність густини води від температури є аномальною. При температурі від $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ густина води зростає, а при температурі більшій $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ – зменшується. Максимальна густина води спостерігається при $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$. При переході з рідкого стану в твердий вода розширюється, тоді як інші речовини – стискаються. Густина льоду менша за густину рідкої води і тому лід не тоне у воді.

Залежність тиску насиченої пари від температури для води називають діаграмою стану води, яка наведена на рис. 9.3.

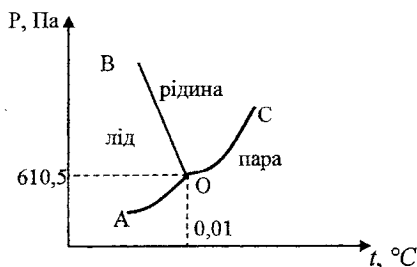


Рисунок 9.3 – Діаграма стану води

Діаграма стану води відображає умови, за яких одна з фаз – тверда, рідка або пароподібна – є термодинамічно стійкою формою існування речовини, а також ті умови, за яких дві або три фази перебувають у рівновазі. Крива *AO* відповідає рівновазі в системі лід – пара, крива *OC* – рівновазі в системі рідина – пара, крива *OB* – рівновазі в системі рідина – лід. В точ-

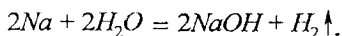
ці O , яка називається **потрійною точкою**, всі криві перетинаються. Ця точка відповідає рівновазі в системі лід – рідина – пара.

Відомо, що вода здатна випаровуватись за будь-яких температур. Цей процес може тривати доти, доки встановлюється рівновага (простір стає насиченим паром). Під час нагрівання води на повітрі пружність її пари зростає доти, доки досягне атмосферного тиску (101,3 kPa , крива OA); при цьому вода закипає (100 $^{\circ}C$). Під час кипіння випаровування відбувається не тільки з поверхні, а й з усієї маси води. Якщо вода перебуває під тиском нижчим, ніж атмосферний, вона закипає за нижчої температури.

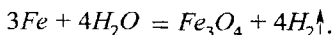
Випаровування відбувається з поверхні льоду, так само, як і з поверхні рідкої води. Ось чому товщина шару снігу в морозну погоду зменшується. Із зниженням температури спостерігається зниження пружності пари над льодом (крива OB). Температура танення льоду залежить від тиску (крива OC).

Вода є досить хімічно активною речовиною.

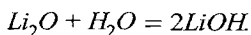
1. Вода реагує з багатьма металами з виділенням водню. Реакція з активними металами (лужними і лужноземельними) протікає за звичайних умов:



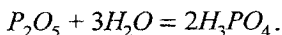
З менш активними металами вода реагує при високій температурі (в пароподібному стані), наприклад:



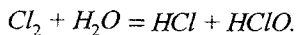
2. Вода взаємодіє з оксидами активних металів з утворенням лугів, наприклад:



3. Вода взаємодіє з оксидами деяких неметалів з утворенням кислот, наприклад:



4. Вода взаємодіє з деякими неметалами, наприклад:



9.2 Основні показники складу природних вод

Вода займає 1/800 частину об'єму нашої планети. Основна частина води припадає на Світовий океан. Розподіл води в природі такий:

- океани – 97,2%;
- льодовики і льодовикові шапки – 2,15%;
- підземні води – 0,625%;
- прісні озера і річки – 0,009%;
- солоні озера, внутрішні моря, атмосферна вода – 0,016%.

Запаси прісної води, які використовуються людством, складають 0,3% об'єму гідросфери. В природі відбувається безперервний процес кругообігу води. Вода, випаровуючись, потрапляє в атмосферу, а потім випадає у вигляді опадів над океанами (65 – 75%) і поверхнею суходолу (35 – 25%). Природна вода знаходиться в постійній взаємодії з навколишнім середовищем і тому містить різноманітні неорганічні та органічні речовини. Всі домішки природних вод можна розділити на три групи залежно від розміру частинок: розчинні, колоїдні та завислі.

Склад природної води характеризується такими показниками: солевміст, твердість, кислотність, лужність, окиснюваність та ін.

Солевміст – це загальна концентрація всіх солей, які є у воді. За солевмістом всі води поділяються на:

- прісні, якщо концентрація солей менше 1%;
- солонуваті – від 1 до 25%;
- солоні – від 25 до 50%;
- розсоли, якщо концентрація солей більше 50%.

Солевміст океанічної води 35 г/л, а річкової – 0,5 г/л.

Твердість води – це сукупність властивостей води, обумовлених наявністю в ній катіонів Ca^{2+} та Mg^{2+} . Твердість води поділяється на:

- загальну;
- тимчасову або карбонатну;
- постійну або некарбонатну.

Загальна твердість води дорівнює сумі тимчасової та постійної твердостей.

Тимчасова твердість обумовлена наявністю в воді гідрокарбонатів кальцію $Ca(HCO_3)_2$ та магнію $Mg(HCO_3)_2$; **постійна** – наявністю сульфатів, хлоридів, силікатів, нітратів і фосфатів цих металів.

Загальну твердість води обчислюють за формулою:

$$T_{заг} = \left[\frac{m(Ca^{2+})}{E(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{E(Mg^{2+})} \right] \cdot \frac{1}{V(H_2O)}, \quad (9.1)$$

де $T_{заг}$ – загальна твердість води, ммоль/л;

$m(Ca^{2+})$, $m(Mg^{2+})$ – маси катіонів металів, мг;

$E(Ca^{2+})$, $E(Mg^{2+})$ – молярні маси еквівалентів катіонів металів, г/моль;

$E(Ca^{2+}) = 20,04$ г/моль, $E(Mg^{2+}) = 12,16$ г/моль;

$V(H_2O)$ – об'єм води, л.

Загальна твердість води змінюється в широких межах від 0,1 ммоль/л в річках і озерах до 100 ммоль/л в підземних водах, морях і океанах.

За величиною загальної твердості воду поділяють на:

- м'яку (до 2 ммоль/л);
- середньої твердості (2 – 10 ммоль/л);
- тверду (більше 10 ммоль/л).

Кислотність природних вод залежить, в основному, від концентрації розчиненого вуглекислого газу, вмісту гумінових та інших слабких органічних кислот. Найбільш суттєво на величину *pH* природних вод впливає концентрація карбонатної кислоти. Кислотність поверхневих вод коливається в межах 6,8 – 8,5 одиниць *pH*.

Лужність води виражається сумою молярних концентрацій іонів OH^- , HCO_3^- , CO_3^{2-} .

Окиснюваність води відображає вміст домішок, що здатні взаємодіяти з окисниками. Окиснюваність в більшості випадків визначають за витратою калій перманганату, який окиснює домішки води, та перераховують на еквівалентну кількість кисню.

9.3 Методи очищення природної води

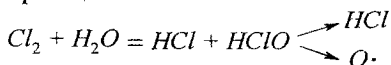
Вибір методу видалення домішок із води визначається характером і властивостями домішок та вимогами до якості води для різних технологічних процесів. Основні методи очищення води, які застосовують на практиці, наведені в таблиці 9.1.

Таблиця 9.1 – Основні методи очищення природної води

Методи очищення води	
для побутових потреб	для промислових потреб
1. Фільтрування	
2. Відстоювання води з коагулянтами (речовинами, які сприяють осадженню завислих та колоїдних домішок)	
3. Знезараження	
4. Додаткове очищення за допомогою побутових фільтрів	4. Видалення розчиненого у воді кисню
	5. Усунення твердості
	6. Хімічне знесолення
	7. Дистиляція
	8. Електродіаліз

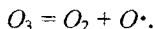
Фільтруванням з води видаляють грубодисперсні завислі домішки. Для видалення тонкодисперсних завислих та колоїдоподібних домішок до води додають **коагулянти** (солі алюмінію та феруму) з наступним **відстоюванням** осаду гідроксидів металів з сорбованими домішками.

Знезараження води здійснюється з метою знищення патогенних мікроорганізмів при додаванні до води хлору (Cl_2) або озону (O_3). При хлоруванні води проходить реакція:



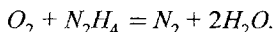
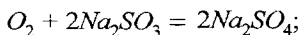
Внаслідок даної реакції утворюється дуже реакційно здатна частинка, вільний радикал $O\cdot$, який є сильним окисником і саме він знезаражує воду.

У випадку озонування води утворюється атомарний Оксиген і при цьому вода додатково збагачується киснем:

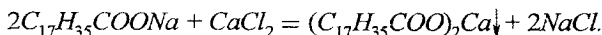


В окремих випадках на промислових підприємствах в процесі водопідготовки з природної води видаляють розчинений у ній кисень, оскільки він викликає корозію металевих конструкцій. Існують такі методи **видалення кисню з води**:

- деаерація (зменшення загального тиску над водою або витіснення кисню за допомогою водяної пари);
- хімічне відновлення, яке забезпечує повне видалення кисню за такими реакціями:

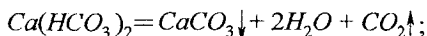


Тверду воду потрібно пом'якшувати для того, щоб запобігти утворенню осаду при її нагріванні, а також зменшити використання миючих засобів, оскільки солі кальцію і магнію взаємодіють з ними і утворюють осад. Так, наприклад, при розчиненні мила в воді проходить реакція:

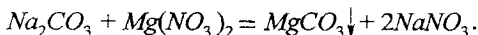
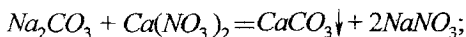


Існує декілька методів **усунення твердості води**:

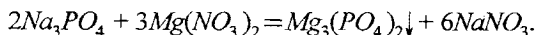
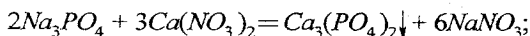
- **термічний**, який дозволяє усунути тимчасову твердість при кип'ятінні води:



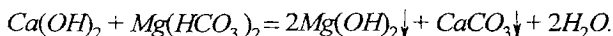
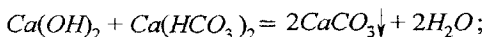
- **содовий** усуває постійну твердість:



- **фосфатний** усуває постійну твердість (використовують Na_3PO_4):



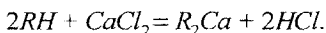
- **вапнування** усуває тимчасову твердість:



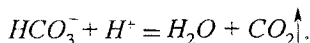
- **йонно-обмінний**: застосування іонітів, які являють собою нерозчинні речовини природного або штучного походження і здатні обмінюватись на йони. Іоніти складаються з полімерної матриці, яка містить велику кіль-

кість функціональних груп, що здатні до дисоціації та обміну йонів. Вони поділяються на катіоніти (RH або RNa) і аніоніти (ROH або RCl). Йонно-обмінний метод допомагає усунути як тимчасову, так і постійну твердість води.

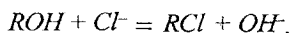
При пропусканні води через катіоніт в H -формі відбувається реакція:



При цьому у воді зростає концентрація йонів H^+ , які частково зв'язуються гідрокарбонат-іонами, що містяться у воді:



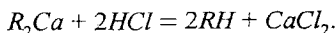
Таким чином, при пропусканні води через катіоніт в H -формі відбувається її пом'якшення, зменшення лужності і солевмісту, але при цьому зменшується і pH води, вона стає корозійно агресивною, тому в подальшому таку воду пропускають через аніоніт в OH -формі, як наслідок – з води видаляються наявні в ній аніони:



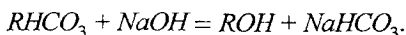
Йони H^+ і OH^- взаємно нейтралізують один одного з утворенням молекули H_2O .

Послідовне багаторазове пропускання води через катіоніт в H -формі і аніоніт в OH -формі називають **хімічним знесоленням**. Хімічне знесолення є заключною стадією очистки води перед подачею її в парогенератор, на великих теплових електростанціях.

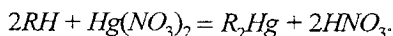
Можливість багаторазового використання іонітів забезпечується їхньою регенерацією. Регенерація катіоніту здійснюється за допомогою розчину HCl , який пропускають через катіоніт:



Регенерацію аніоніту проводять пропусканням через аніоніт розчину луку:



Катіоніти і аніоніти використовують також для вилучення з води мікробактерій дуже токсичних речовин у вигляді йонів та для концентрування дорогоцінних металів з великих об'ємів води, наприклад для вилучення катіонів ртуті (Hg):



Дистиляція води – це термічний метод обробки води, який полягає в переведенні її в пароподібний стан з подальшою конденсацією пари. При цьому отримують дистильовану воду.

Електродіаліз води – це спосіб видалення з води розчинених у воді солей під дією електричного струму. Схема роботи електродіалізатора зображена на рис. 9.4.

Електродіалізний апарат розділяють на камери аніоно- та катіонообмінними мембранами, які чергуються. Відстань між ними становить 0,5 – 1,5 мм. У дилуатних (2) камерах відбувається знесолювання, а в розсольних камерах (1) – концентрування розчину. Розсольні і дилуатні камери утворюють комірку. У промислових апаратах між електродами розміщують 250 – 500 комірок.

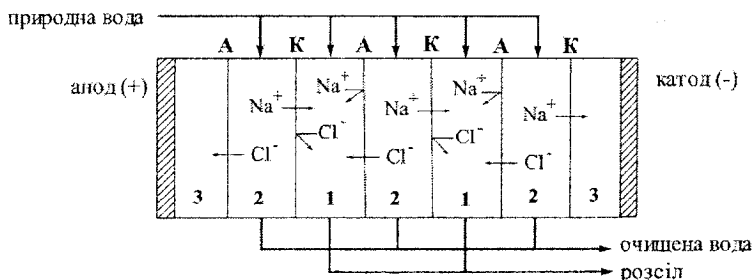
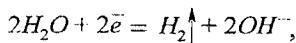


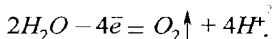
Рисунок 9.4 – Схема електродіалізатора: К – катіонообмінна (катіонітова) мембрана; А – аніонообмінна (аніонітова) мембрана; 1 – розсольна камера; 2 – дилуатна камера; 3 – приелектродна камера

Через аніонітові мембрани мігрують аніони, через катіонітові мембрани – катіони. Катіони переміщуються в напрямку проходження електричного струму, аніони – в протилежному напрямку. В крайніх камерах розміщені електроди, на яких протікають реакції:

на катоді:



на аноді:



Існують й інші методи очищення природної води.

9.4 Завдання для самостійної роботи

1. Який тип хімічного зв'язку в молекулі води і яка її геометрична форма?
2. Які аномальні фізичні властивості має вода? Чим обумовлені ці властивості?
3. Поясніть високу температуру плавлення і кипіння води в порівнянні з іншими аналогічними сполуками Гідрогену з атомами елементів шостої групи головної підгрупи.
4. Нарисуйте і поясніть діаграму стану води.
5. Наведіть приклади хімічних реакцій, в яких бере участь вода.
6. Поясніть поняття солевміст, лужність і окиснюваність природної води.

7. Що таке твердість природної води? Чим обумовлена тимчасова і постійна твердість води?
8. За якою формулою обчислюють загальну твердість природної води і в яких одиницях її вимірюють?
9. Які основні методи очищення природної води використовують на практиці?
10. З якою метою проводять процес хлорування води? Які хімічні процеси при цьому відбуваються?
11. Які методи видалення кисню з води застосовують на практиці при водоочищенні на промислових підприємствах?
12. З якою метою пом'якшують природну воду? Які методи усунення тимчасової твердості води існують? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
13. Дайте характеристику содовому і фосфатному методам пом'якшення природної води. Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
14. Поясніть переваги йонно-обмінного методу пом'якшення природної води в порівнянні з іншими. Наведіть рівняння відповідних реакцій.
15. Як отримують дистильовану воду? Чи можна вважати її хімічно чистою?
16. Чому тверду воду не можна використовувати для отримання пари на теплових і атомних електростанціях? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
17. Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються при використанні термічного методу пом'якшення води. Чи можна застосовувати цей метод в домашніх умовах?
18. Чому тверду воду небажано використовувати для прання білизни і миття посуду?
19. Чому в давнину люди для прання використовували дощову воду?
20. Чому не можна заморожувати воду в скляній посудині? Що при цьому може відбутися?
21. Для пом'якшення води її пропустили через катіоніт в *H*-формі. Як при цьому зміниться її *pH*? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
22. Дистильована вода тривалий час перебувала на відкритому повітрі. Чи зміниться її *pH* при цьому?
23. З якою метою використовують коагулянти в процесі водопідготовки?
24. З метою пом'якшення води використовують негашене вапно. Запишіть рівняння хімічних реакцій, які при цьому відбуваються.
25. Чому воду часто використовують як теплоносіє? Чи потрібно її перед цим пом'якшувати?

26. Яка фізична властивість води дозволяє її використовувати як універсальний розчинник?
27. Який газ використовують для отримання газованої води? Запишіть рівняння відповідної хімічної реакції.
28. Обчисліть загальну твердість природної води, якщо в 500 мл вона містить 80 мг йонів кальцію та 48 мг йонів магнію.
- 29.* Загальна твердість води рівна 4 ммоль/л. Через йонообмінний фільтр пропустили 100 л такої води. Скільки молей еквівалентів Ca^{2+} і Mg^{2+} затримано фільтром, якщо відомо, що загальна твердість зменшилась до 0,5 ммоль/л.
30. В яких одиницях вимірюється твердість води? Обчислити загальну твердість води, в 10 л якої міститься 3,33 г $CaCl_2$.
- 31.* Обчисліть загальну твердість води, якщо для її усунення на 100 л води витрачено 15,9 г соди.
- 32.* Скільки грамів соди необхідно для пом'якшення 5 м³ природної води, якщо її твердість рівна 2,5 ммоль/л? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
- 33.* Обчисліть твердість води, в одному літрі якої міститься 120 мг йонів кальцію. Скільки грамів натрій ортофосфату необхідно для пом'якшення 2 м³ такої води? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
- 34.* Чому дорівнює твердість води, в 100 л якої міститься 190 г $MgCl_2$.
- 35.* Мінеральна вода містить 0,3894 г/л йонів кальцію і 0,0844 г/л йонів магнію. Розрахуйте твердість цієї води.
- 36.* Яка хімічна реакція буде проходити при кип'ятінні твердої води, яка містить кальцій гідрогенкарбонат? Запишіть рівняння реакцій, які будуть проходити при додаванні до такої води: а) соди; б) натрій гідроксиду.
- 37.* Тверда вода містить в одному літрі 50 мг $Ca(HCO_3)_2$ і 15 мг $CaSO_4$. Скільки грамів натрій карбонату необхідно для пом'якшення 1 м³ такої води?
- 38.* Твердість води складає 3,8 ммоль/л. Скільки грамів соди необхідно додати до 200 л такої води для її пом'якшення. Записати рівняння реакції.
- 39.* Некарбонатна твердість дорівнює 3,18 ммоль/л. Скільки грамів натрій ортофосфату необхідно для пом'якшення 10 м³ цієї води?

9.5 Експериментальна частина

Дослід 9.1 Визначення у водопровідній воді йонів неорганічних речовин

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $CaCl_2$ (0,5M), $(NH_4)_2C_2O_4$ (0,1M), $FeSO_4$ кристалічний, $K_3[Fe(CN)_6]$ (0,01M), $FeCl_3$ (0,5M), $K_4[Fe(CN)_6]$ (0,01M), $BaCl_2$ (0,5M), Na_2SO_4 (0,5M), $AgNO_3$ (0,1M).

1. Використовуючи таблицю 9.2, провести якісні реакції для виявлення йонів, що можуть міститися у водопровідній воді. Для цього в 5 чистих пробірок налити 1 – 2 мл розчинів солей, які містять дані йони, і в кожен з них внести декілька краплин відповідного реагента. Записати зміни, які при цьому відбуваються, в таблицю 9.2.

Таблиця 9.2 – Якісні реакції на йони, які можуть міститися у водопровідній воді

Номер пробірки	Йон, що визначається	Розчин солі, який містить даний йон	Реагент	Спостереження
1	Ca^{2+}	$CaCl_2$	$(NH_4)_2C_2O_4$	
2	Fe^{2+}	$FeSO_4$ (виготовлений безпосередньо перед використанням)	$K_3[Fe(CN)_6]$	
3	Fe^{3+}	$FeCl_3$	$K_4[Fe(CN)_6]$	
4	SO_4^{2-}	Na_2SO_4	$BaCl_2$	
5	Cl^-	$CaCl_2$	$AgNO_3$	

Записати рівняння відповідних реакцій в молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді.

2. Використовуючи підібрані реагенти (таблиця 9.2), дослідити зразок водопровідної води на присутність в ній неорганічних йонів. Для цього в 5 чистих пробірок налити 2 – 3 мл водопровідної води і в кожен з них внести декілька краплин відповідного реагента. Записати спостереження в таблицю 9.3.

При цьому необхідно врахувати, що вміст йонів в водопровідній воді незначний, а отже і менш помітними будуть зміни при проведенні якісних реакцій. Наприклад, помутніння розчину, а не випадання осаду.

Таблиця 9.3 – Експериментальні дані

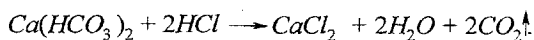
Номер пробірки	Йон, що визначається	Реагент	Спостереження
1	Ca^{2+}	$(NH_4)_2C_2O_4$	
2	Fe^{2+}	$K_3[Fe(CN)_6]$	
3	Fe^{3+}	$K_4[Fe(CN)_6]$	
4	SO_4^{2-}	$BaCl_2$	
5	Cl^-	$AgNO_3$	

У висновку на основі порівняння даних таблиці 9.2 і 9.3 вказати, які йони виявлено у досліджуваному зразку водопровідної води.

Дослід 9.2 Визначення тимчасової твердості води

Обладнання та реактиви: мірний циліндр (100 мл), бюретка об'ємом 50 або 100 мл, конічні колби (250 мл), титрант – розчин хлоридної кислоти HCl (0,1M), розчин індикатора метилового оранжевого.

Визначення тимчасової твердості води ґрунтується на реакції між гідрокарбонатами кальцію та магнію і хлоридною кислотою:



Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Відміряти мірним циліндром у конічну колбу 100 мл водопровідної води, додати до неї 2 – 3 краплі індикатора метилювого оранжевого і відтитрувати розчином хлоридної кислоти HCl до зміни забарвлення індикатора.

2. Титрування повторити 2 – 3 рази та розрахувати середній об'єм розчину HCl , який було витрачено на титрування.

3. Обчислити тимчасову твердість води за формулою:

$$T_{\text{тимч}} = \frac{V \cdot C_{\text{H}}}{V_1} \cdot 1000, \quad (9.2)$$

де $T_{\text{тимч}}$ – тимчасова твердість води, ммоль/л;

V – середній об'єм кислоти, який витрачено на титрування, мл;

V_1 – об'єм водопровідної води, мл;

C_{H} – молярна концентрація еквіваленту кислоти HCl , 0,1 моль/л.

Запропонувати метод усунення тимчасової твердості водопровідної води, який можна застосувати у побутових умовах та записати рівняння відповідних реакцій.

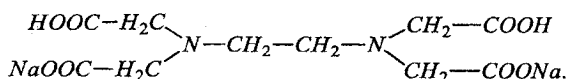
Оформлений у лабораторному зошиті дослід 9.2 повинен містити:

- 1) рівняння реакції, яка відбувається при титруванні;
- 2) розрахунок тимчасової твердості води за формулою (9.2);
- 3) назву методу усунення тимчасової твердості води і рівняння реакцій;
- 4) висновок на основі п. 3.

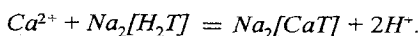
Дослід 9.3 Визначення загальної твердості води

Обладнання та реактиви: мірний циліндр, бюретка об'ємом 25 або 50 мл, колби конічні (250 мл), мірний циліндр або мірна пробірка (10 мл), розчини: трилону Б (0,05М), індикатора хрому темно-синього, амоніачна буферна суміш.

Загальну твердість води можна визначити комплексонометричним методом. Для цього використовують трилон Б (динатрієву сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти):



Схематично трилон Б записується як $\text{Na}_2[\text{H}_2\text{T}]$. Ця речовина утворює з йонами кальцію та магнію стійку комплексну сполуку:



В даному титруванні використовується індикатор *хром темно-синій*. Цей індикатор утворює з йонами кальцію і магнію комплексну сполуку, забарвлену у винно-червоний колір. При титруванні в момент завершення реакції між йонами кальцію та магнію і трилоном Б забарвлення змінюється на темно-синє.

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. В конічну колбу для титрування відміряти мірним циліндром 50 мл водопровідної води.

2. До відміряного об'єму води в колбу додати: індикатор *хром темно-синій* (2 – 3 краплі) і 10 мл амоніачної буферної суміші. Амоніачна буферна суміш підтримує постійний рівень *pH* у розчині.

3. Титрування проводити розчином трилону Б до зміни забарвлення індикатора. Процес повторити 2 – 3 рази та розрахувати середній об'єм розчину трилону Б, який витрачено на титрування.

4. Обчислити загальну твердість води за формулою:

$$T_{\text{заг}} = \frac{V \cdot C_H}{V_1} \cdot 1000, \quad (9.3)$$

де $T_{\text{заг}}$ – загальна твердість води, ммоль/л;

C_H – молярна концентрація еквівалента трилону Б, 0,05 моль/л;

V – середній об'єм розчину трилону Б, який був витрачений на титрування води, мл;

V_1 – об'єм водопровідної води, мл.

Зробити висновок про загальну твердість водопровідної води, враховуючи, що вода з твердістю, нижчою за 2 ммоль/л, вважається м'якою, від 2 до 10 – водою середньої твердості, понад 10 – твердою.

Дослід 9.4 Пом'якшення води за допомогою катіоніту

Обладнання та реактиви: бюретка з катіонітом, штатив з пробірками, хімічний стакан (100 мл), мірний циліндр (100 мл), дистильована і водопровідна вода, розчин амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ (0,1М).

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Ретельно вимити 2 пробірки водопровідною водою, а потім – дистильованою.

2. В бюретку з катіонітом налити приблизно 100 мл водопровідної води та зібрати перші порції пом'якшеної води у допоміжний хімічний стакан.

3. Відібрати з бюретки у чисту пробірку 2 – 3 мл води, яка була пропущена через катіоніт.

4. В другу пробірку налити таку ж саму кількість водопровідної води.

5. В обидві пробірки додати розчин амоній оксалату. Звернути увагу на зміни, що відбулися в одній з пробірок. Записати спостереження та рівняння реакції виявлення йонів Ca^{2+} .

6. Записати рівняння реакції, що відбувається при пропусканні водопровідної води через катіоніт (*RH*).

7. Пояснити, чому при доданні розчину амоній оксалату зміни відбулися тільки в одній пробірці та дати визначення поняття «пом'якшення води».

Зробити висновок про ефективність застосування йоннообмінних смол для пом'якшення води.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 9.4 повинен містити:

- 1) спостереження та рівняння якісної реакції, яка підтверджує наявність розчинних солей кальцію у водопровідній воді;
- 2) рівняння реакції, яка протікає при пропусканні води через катіоніт;
- 3) пояснення спостережень;
- 4) визначення поняття «пом'якшення води»;
- 5) висновок.

9.6 Контрольні тестові завдання

1. Який тип зв'язку між атомом Оксигену і Гідрогену в молекулі води?

- 1) водневий;
- 2) ковалентний полярний;
- 3) ковалентний неполярний;
- 4) йонний.

2. Який тип гібридизації орбіталей атома Оксигену в молекулі води?

- 1) sp^3 ;
- 2) sp ;
- 3) sp^2 ;
- 4) орбіталі не гібридизовані.

3. Виберіть вірне твердження:

- 1) вода – сильний електроліт;
- 2) вода не реагує з кислотними оксидами;
- 3) природна вода – багатокомпонентна полідисперсна система;
- 4) *pH* води дорівнює нулю.

4. Водневий зв'язок утворюється ...

- 1) між атомами Оксигену і Гідрогену в молекулі води;
- 2) між атомами Гідрогену в молекулі води;
- 3) тільки при кристалізації води;
- 4) між атомами Оксигену і Гідрогену різних молекул води.

5. Виберіть значення концентрації гідроген-іонів у дистильованій воді.

- 1) 10^{-7} моль/л;
- 2) 10^{-1} моль/л;
- 3) 10^{-14} моль/л;
- 4) 1 моль/л.

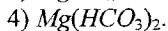
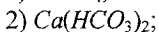
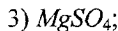
6. Концентрація OH^- -іонів у дистильованій воді дорівнює:

- 1) 10^{-7} моль/л;
- 2) 10^{-1} моль/л;
- 3) 10^{-14} моль/л;
- 4) 10^{-5} моль/л.

7. Чим зумовлені аномальні фізичні властивості води?
- 1) наявністю розчинених у природній воді солей;
 - 2) наявністю розчинених у воді газів;
 - 3) утворенням водневих зв'язків між молекулами води;
 - 4) утворенням гідратів при розчиненні солей у воді.
8. Густина води при плавленні ...
- 1) зменшується;
 - 2) зростає;
 - 3) не змінюється;
 - 4) дорівнює 10 г/мл.
9. Об'єм води при кристалізації ...
- 1) зростає;
 - 2) зменшується;
 - 3) не змінюється;
 - 4) часто зменшується.
10. Лужність води визначається ...
- 1) вмістом у ній розчинних солей Ca^{2+} і Mg^{2+} ;
 - 2) сумою концентрацій йонів гідроксилу та аніонів HCO_3^- і CO_3^{2-} ;
 - 3) загальною концентрацією солей;
 - 4) вмістом домішок, які здатні взаємодіяти з окисниками.
11. Солевміст природної води – це
- 1) сума концентрацій йонів OH^- , HCO_3^- , CO_3^{2-} ;
 - 2) домішки, які здатні взаємодіяти з окисниками;
 - 3) загальна концентрація солей;
 - 4) вміст розчинних солей кальцію та магнію.
12. Виберіть правильне твердження ...
- 1) валентний кут $H-O-H$ в молекулі води дорівнює 180° ;
 - 2) катіоніти складаються з полімерної матриці, на якій закріплені групи, здатні дисоціювати на фіксовані аніони і рухомі катіони;
 - 3) об'єм води при замерзанні зменшується;
 - 4) вода не взаємодіє з лужними металами.
13. Як не можна видалити розчинений у воді кисень?
- 1) пропусканням через воду водяної пари;
 - 2) пропусканням води через шар катіоніту;
 - 3) доданням відновників, які реагують з киснем;
 - 4) зменшенням тиску над поверхнею води.
14. Розчинення якої речовини призведе до пониження pH дистильованої води?
- 1) Na_2O ;
 - 2) $NaCl$;
 - 3) CO_2 ;
 - 4) KNO_3 .

15. Виберіть неправильне твердження:
- 1) іоніт складається з матриці, на якій є велика кількість функціональних груп, здатних дисоціювати у розчині;
 - 2) густина води при кристалізації збільшується;
 - 3) для пом'якшення води використовуються реакції осадження та йонного обміну;
 - 4) вода взаємодіє з кислотними оксидами.
16. Виберіть неправильне твердження:
- 1) вода – слабкий електроліт;
 - 2) вода гарний розчинник для сполук з йонним і ковалентним полярним зв'язком;
 - 3) природну воду можна знесолити, пропустивши її послідовно через катіоніт в *H*-формі та аніоніт в *OH*-формі;
 - 4) водневий зв'язок – це зв'язок між атомами Гідрогену і Оксигену в молекулі води.
17. Твердість води визначається ...
- 1) загальною концентрацією будь-яких солей, розчинених у воді;
 - 2) вмістом розчинених у воді газів;
 - 3) сумою концентрацій йонів аніонів OH^- , HCO_3^- і CO_3^{2-} ;
 - 4) вмістом у ній розчинних солей Ca^{2+} і Mg^{2+} .
18. Висока твердість води призводить до ...
- 1) утворення накипу;
 - 2) помутніння води;
 - 3) зменшення концентрації розчиненого у воді кисню;
 - 4) зміни забарвлення води.
19. Які з перерахованих нижче солей зумовлюють постійну твердість води?
- 1) $NaCl$;
 - 2) Na_2SO_4 ;
 - 3) $CaCl_2$;
 - 4) $MgSO_4$.
20. Які з перерахованих нижче солей зумовлюють тимчасову твердість води?
- 1) $CaCl_2$;
 - 2) $Mg(HCO_3)_2$;
 - 3) $MgSO_4$;
 - 4) $Ca(HCO_3)_2$.
21. Які з перерахованих нижче солей зумовлюють твердість води?
- 1) $NaCl$;
 - 2) $MgCl_2$;
 - 3) $CaCO_3$;
 - 4) $NaNO_3$.
22. Які з перерахованих нижче солей не зумовлюють твердість води?
- 1) KCl ;
 - 2) $Ca(HCO_3)_2$;
 - 3) $MgCl_2$;
 - 4) $MgSO_4$.

23. Які з перерахованих нижче солей зумовлюють утворення накипу при кип'ятінні води?



24. У який спосіб можна пом'якшити воду, яка містить нітрати кальцію та магнію?

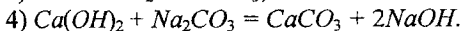
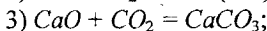
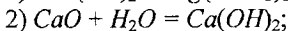
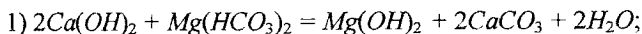
1) додати вапню;

3) пропустити воду через аніоніт;

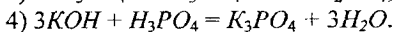
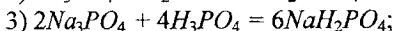
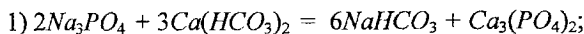
2) нагріти;

4) додати натрій карбонат.

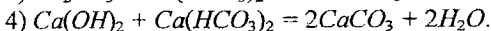
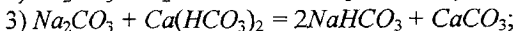
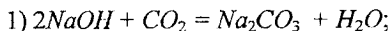
25. Яка реакція відображає процес пом'якшення води вапнуванням?



26. Яка реакція відображає фосфатний метод пом'якшення води?



27. Яка реакція відображає содовий метод пом'якшення води?



28. Катіоніти – це ...

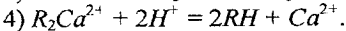
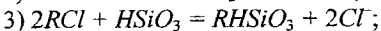
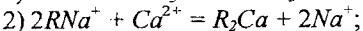
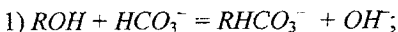
1) розчинні у воді сполуки, сильні електроліти;

2) полімерні речовини і матеріали, які містять групи, здатні до обміну негативно заряджених йонів;

3) слабкі електроліти, молекулярна і йонна форма яких мають різне забарвлення;

4) нерозчинні полімерні поліелектроліти, здатні до обміну позитивно заряджених йонів у водних і водно-органічних розчинах електролітів.

29. Яка реакція відображає процес пом'якшення води методом катіонування?



30. За якою формулою розраховують твердість води?

$$1) T = \frac{m(\text{Ca}^{2+}) + m(\text{Mg}^{2+})}{m(\text{H}_2\text{O})};$$

$$2) T = \left[\frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M(\text{Ca}^{2+})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M(\text{Mg}^{2+})} \right] \cdot \frac{1}{V(\text{H}_2\text{O})};$$

$$3) T = \left[\frac{m(\text{Ca}^{2+})}{E(\text{Ca}^{2+})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{E(\text{Mg}^{2+})} \right] \cdot \frac{1}{V(\text{H}_2\text{O})};$$

$$4) T = m(\text{Ca}^{2+}) + m(\text{Mg}^{2+}).$$

31. Воду пом'якшують для ...

- 1) видалення розчинених у ній газів;
- 2) зміни її pH ;
- 3) видалення йонів, що зумовлюють утворення накипу;
- 4) видалення завислих та колоїдних частинок.

32. У який спосіб можна пом'якшити воду, яка містить хлориди кальцію та магнію?

- 1) нагріти;
- 2) пропустити воду через шар катіоніту;
- 3) додати вапно;
- 4) пропустити водяну пару.

33. Яка реакція відображає термічний метод пом'якшення води?

- 1) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
- 2) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$;
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

34. Яка реакція відображає процес регенерації катіоніту з метою його подальшого використання для пом'якшення води?

- 1) $\text{ROH} + \text{HCO}_3^- = \text{RHCO}_3 + \text{OH}^-$;
- 2) $\text{R}_2\text{Ca}^{2+} + 2\text{H}^+ = 2\text{RH}^+ + \text{Ca}^{2+}$;
- 3) $2\text{RNa}^+ + \text{Ca}^{2+} = \text{R}_2\text{Ca}^{2+} + 2\text{Na}^+$;
- 4) $\text{R}_2\text{SO}_4 + 2\text{OH}^- = 2\text{ROH} + \text{SO}_4^{2-}$.

35. Обчисліть твердість води, якщо у 500 мл її міститься 148 мг $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

- 1) 2 ммоль/л;
- 2) 4 ммоль/л;
- 3) 1 ммоль/л;
- 4) 25 ммоль/л.

10 КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ

10.1 Координаційна теорія А. Вернера

Координаційними або комплексними сполуками називаються складні групи атомів, що утворилися внаслідок сполучення певного атома з кількома іншими атомами, йонами чи молекулами, і в хімічних реакціях ведуть себе як одна частинка.

Будова та властивості комплексних сполук описуються координаційною теорією А. Вернера (1893 р.), яка має такі основні положення.

1. Центральне місце у комплексній сполуці займає елемент-комплексоутворювач (центральний йон). Ним може бути нейтральний атом або йон елемента, що має вільні електронні орбітали і є акцептором електронів. Найчастіше елементами-комплексоутворювачами є *d*-елементи.

2. Кожний центральний йон характеризується координаційним числом (к. ч.), тобто загальною кількістю зв'язків, яку він може утворити. Координаційне число залежить як від природи елемента-комплексоутворювача, так і від природи координованих частинок і є змінною величиною. Наприклад, Zn^{2+} у комплексі з *OH*-іонами виявляє к. ч. 4, а у комплексі з NH_3 – к. ч. 6.

3. Центральний йон координує навколо себе у безпосередній близькості молекули або негативно заряджені йони (H_2O , NH_3 , Cl^- , CN^- та ін.), які мають неподілені електронні пари і є донорами електронів. Ці частинки називають лігандами або адендами. Кожний ліганд характеризується певною дентатністю, тобто числом місць, які він займає. У координаційній сфері елемента-комплексоутворювача, наприклад, H_2O , NH_3 , Cl^- , CN^- – монодентантні ліганди (займають одне місце), SO_4^{2-} , $C_2O_4^{2-}$, амінооцтова кислота H_2NCH_2COOH – бідентантні ліганди (займають два місця), а такі ліганди як комплексони (похідні аміно-полікарбонівих кислот) можуть займати чотири, шість і навіть більше місць, тобто є полідентантними. Кількість лігандів, що оточує той чи інший центральний йон, дорівнює частці від ділення його координаційного числа на дентатність лігандів.

4. Елемент-комплексоутворювач разом з лігандами утворює внутрішню координаційну сферу комплексу (її позначають квадратними дужками). Заряд внутрішньої сфери комплексу дорівнює сумі зарядів центрального йона і всіх лігандів. У зв'язку із цим розрізняють: **нейтральні комплекси** (заряд внутрішньої сфери дорівнює нулю, наприклад $[PtCl_4(NH_3)_2]$, $[Fe(CO)_5]$), **катионні комплекси** (заряд внутрішньої сфери позитивний, наприклад $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ та ін.) та **аніонні комплекси** (заряд внутрішньої сфери негативний, наприклад $[HgI_4]^{2-}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ тощо).

5. Йони, які знаходяться на більшій відстані від центрального йона та компенсують заряд внутрішньої сфери, утворюють зовнішню координаційну сферу комплексу. У зовнішній сфері катионних комплексів, як правило, знаходяться аніони кислотних залишків або гідроксид-іони *OH*⁻, а у зовнішній

сфері аніонних комплексів – катіони лужних металів, амонію або гідрогену H^+ наприклад, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $K_2[HgI_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$.

Таким чином, виходячи з положень теорії А. Вернера, будову калій гексаціаноферату (ІІ) $K_4[Fe(CN)_6]$ можна описати так:

- елемент-комплексотворювач – йон Fe^{2+} ;
- координаційне число центрального йона – 6;
- ліганди – йони CN^- ;
- внутрішня сфера комплексу – $[Fe(CN)_6]^{4-}$;
- заряд внутрішньої сфери – $(+2) + 6 \cdot (-1) = -4$;
- зовнішня сфера комплексу – йони K^+ .

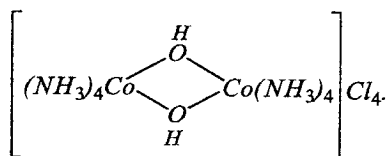
10.2 Класифікація та номенклатура координаційних сполук

В основу сучасної класифікації координаційних сполук покладено склад координаційної сфери, а також природу центрального атома і лігандів та характер зв'язку між ними. Саме вони визначають властивості сполуки. За цією класифікацією можна виділити такі основні групи координаційних сполук.

1. Одноядерні сполуки з позитивним ступенем окиснення центрального атома. До них належать ацидокомплекси (містять лише координовані кислотні залишки), сполуки амінного типу, гідросокомплекси, аквакомплекси тощо.

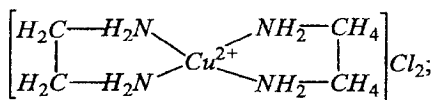
Такі сполуки поділяють ще за зарядом внутрішньої сфери на **аніонні**: $K_3[AlF_6]$, $H[AuCl_4]$, $Na_2[Zn(OH)_4]$ та **катіонні**: $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $[Co(H_2O)_6]SO_4$, $[Cr(NH_3)_6](NO_3)_3$.

2. Багатоядерні сполуки, що містять два або більше центральних атомів, які зв'язані між собою містковими лігандами. Наприклад, $[Co_2(NH_3)_8(OH)_2]Cl_4$, яка має таку будову:



3. Циклічні сполуки, які поділяють на три підгрупи:

а) **хелатні**, в яких метал з'єднується з донорними атомами ліганду, утворює позитивно заряджену циклічну сполуку, наприклад:



б) **внутрішньокмплексні**, які, як правило, нейтральні, наприклад, $[Cu(NH_2CH_2COO)_2]$;

в) макроциклічні, в яких метал з'єднується з донорними атомами, що розміщені в макроциклі, до них належать хлорофіл (рис.10.1), гемоглобін (рис.10.2) та інші.

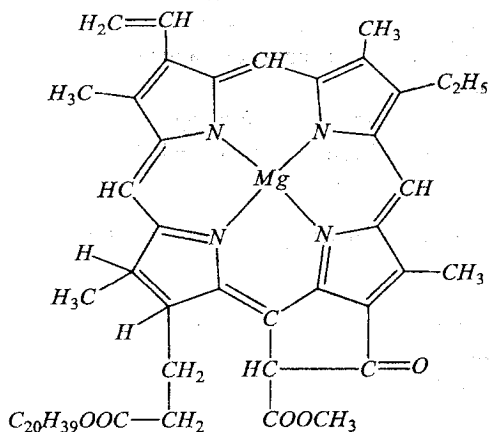


Рисунок 10.1 – Структура хлорофілу

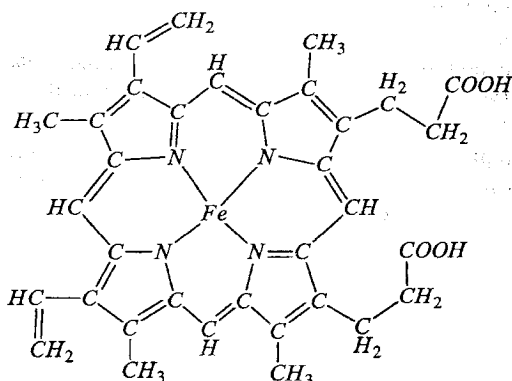
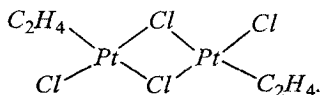


Рисунок 10.2 – Група гема, яка складається з атома Феруму, оточеного плоскою молекулою протопорфірину

4. Сполуки з нульовим та негативним ступенем окиснення центрального атома. Наприклад, $Cs[I(I_2)_4]$, $[Fe(CO)_5]$, $[Cr(CO)_6]$.

5. Кластерні сполуки, тобто сполуки з міцними зв'язками метал - метал. Ці сполуки не мають місткових зв'язків, чим і відрізняються від багатоядерних сполук. Наприклад, $[Mo_6Cl_8]Cl_4$, $[Ta_6Cl_{12}]Cl_2$.

6. Сполуки, утворення яких зумовлене наявністю π -зв'язків (π -комплекси). Серед цих сполук є так звані сендвічеві сполуки. Наприклад, $K[PtCl_3(CH_2=CH_2)]$, $[Cr(C_6H_6)_2]$, $[Fe(C_5H_5)_2]$,



7. Сполуки, які містять координовані молекули H_2 , N_2 та O_2 . Наприклад, $[Ru(N_2)_2(NH_3)_4]Cl_2$.

Номенклатура координаційних сполук

Уперше логічну систему назв координаційних сполук розробив А. Вернер, проте вона має істотні недоліки, зокрема не може бути поширена на велику кількість координаційних сполук, які синтезовані останніми десятиріччями.

Враховуючи це, міжнародний союз чистої та прикладної хімії (IUPAC) запропонував нові правила номенклатури координаційних сполук. За цією номенклатурою формулу комплексу записують у квадратних дужках і першим ставлять символ центрального атома. Потім записують позначення аніонних лігандів в алфавітному порядку, а за ними також в алфавітному порядку – позначення катіонних та нейтральних лігандів. Наприкінці записують місткові ліганди у порядку зростання місткової смності (кількості з'єднаних центрів). Місткові ліганди позначають грецькою літерою μ_n (n – кількість з'єднаних центральних атомів). Катіонні та нейтральні комплекси не одержують у назвах спеціальних закінчень. Аніонні комплекси мають суфікс -ат, що додається до кореня назви центрального атома, наприклад:

- $[CuCl_4]^{2-}$ – тетрахлоорокупрат (II)-іон;
- $[Ni(CO)_4]$ – тетракарбонілнікель;
- $Ca(H_2O)_6]^{2+}$ – гексааквакальцій-катіон;
- $[AuCl_4]$ – тетрахлоороаурат (III)-іон.

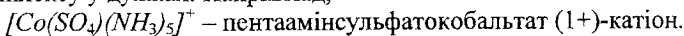
Аніонні ліганди називають, додаючи до назв аніонів закінчення -о, а назви нейтральних та катіонних лігандів не відрізняються від назв відповідних молекул та катіонів і записують у назві комплексу у дужках (крім винятків: аква (H_2O), амін (NH_3), карбоніл (CO), нітрозил (NO)). Наприклад, координований сульфат-аніон матиме назву сульфато, нітрат-іон – нітрато тощо. Для деяких поширених аніонних лігандів поряд із систематичними можна використовувати традиційні назви (таблиця 10.1).

Таблиця 10.1 – Назви аніонів і лігандів

Формула	Аніон	Ліганд
F^-	флуорид	флуоро-
Cl^-	хлорид	хлоро-
Br^-	бромід	бromo-
I^-	іодид	іодо-
OH^-	гідроксид	гідроксо-
S^{2-}	сульфід	тіо-
CN^-	ціанід	ціано-
NO_2^-	нітрит	нітро-

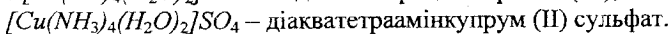
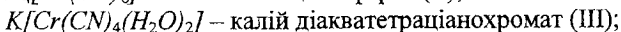
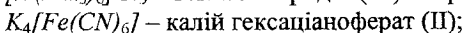
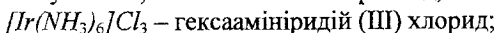
Кількість лігандів у координаційній сфері вказують за допомогою префіксів ди-(ді-), три-, тетра-, пента-, гекса-, гента-, окта- тощо. Для складних лігандів їхню кількість вказують за допомогою префіксів біс- (два), трис- (три), тетракіс- (чотири), пентакіс- (п'ять) тощо.

Ступінь окиснення центрального атома вказують за допомогою римської або арабської цифри з певним знаком, які наводять наприкінці назви комплексу у дужках. Наприклад,



Назву комплексів починають з лігандів, які перелічують за українським алфавітом, потім вказують центральний атом.

Назви сполук електrolітів складають за порядком запису формули – спочатку катіон, а потім аніон. Наприклад,



10.3 Природа хімічних зв'язків у координаційних сполуках та їхня ізомерія

Існує декілька підходів до описання хімічного зв'язку в молекулах координаційних сполук. Сучасна теоретична хімія пояснює утворення комплексних сполук за допомогою методу валентних зв'язків, теорії кристалічного поля та методу молекулярних орбіталей.

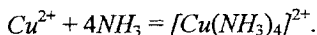
За методом валентних зв'язків комплексна сполука виникає за рахунок ковалентного зв'язку, утвореного за донорно-акцепторним механізмом між комплексоутворювачем та лігандами. Донорами є атоми, що входять до складу лігандів, акцепторами – атоми або йони комплексоутворювача.

Приклад 1. Утворення $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

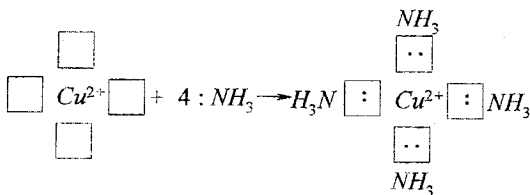
Йон Cu^{2+} має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0 4p^0 4d^0$ і електронно-графічну:



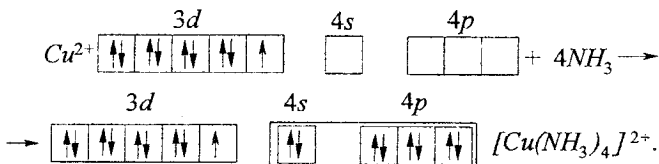
Орбіталі $4s$, $4p$ і $4d$ є вакантними. Атом Нітрогену у молекулі амоніаку має власну неподілену пару електронів. При наближенні йону Cu^{2+} і молекул NH_3 у йону Cu^{2+} утворюються чотири sp^3 -гібридні орбіталі і виникають зв'язки за донорно-акцепторним механізмом з утворенням комплексного катіона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ тетраедричної конфігурації:



Схематично це можна відобразити таким чином:



або



Пунктирною лінією виділені орбіталі комплексоутворювача з донорними електронними парами лігандів.

Приклад 2. Утворення $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

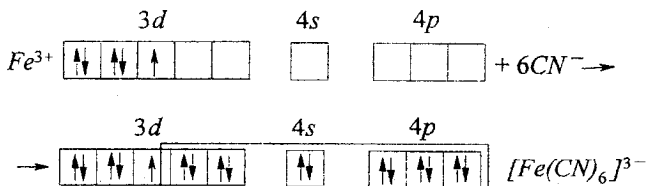
Йон Fe^{3+} має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0 4p^0 4d^0$ і електронно-графічну:



(показані лише орбіталі, що безпосередньо беруть участь в утворенні зв'язку). При деяких витратах енергії відбувається спарювання електронів на $3d$ -підрівні:



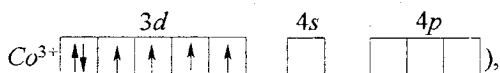
Це приводить до утворення двох вільних $3d$ -орбіталей, які разом з орбіталями $4s$ і $4p$ утворюють шість d^2sp^3 -гібридних орбіталей. Йон CN^- є донором електронів. Між йонами Fe^{3+} і CN^- виникають шість зв'язків за донорно-акцепторним механізмом і утворюється комплексний аніон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ октаедричної конфігурації:



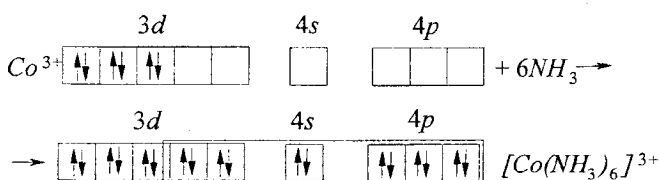
У комплексному йоні залишається неспарений 3*d*-електрон, що обумовлює його парамагнітні властивості (втягування у магнітне поле).

Приклад 3. Утворення $[Co(NH_3)_6]^{3+}$.

Комплексний йон $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, також октаедричної конфігурації, утворюється за рахунок донорно-акцепторної взаємодії між молекулами амоніаку NH_3 (донорами електронів) і йоном Co^{3+} (електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0 3d^6 4s^0 4p^0$, електронно-графічна:



який внаслідок спарювання електронів 3*d*-підрівня, має шість вільних d^2sp^3 -гібридних орбіталей:

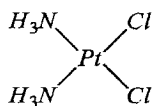


На відміну від попереднього, у цьому комплексі всі електрони спарені, тому комплекс не взаємодіє з магнітним полем (виявляє діамагнітні властивості).

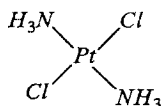
Метод валентних зв'язків дозволяє добре і наочно пояснити структуру та магнітні властивості комплексних сполук, але погано пояснює їхні оптичні властивості, не дозволяє оцінити енергію зв'язку. Ці питання знаходять своє пояснення у теорії кристалічного поля та у методі молекулярних орбіталей, які у цьому посібнику не розглядаються.

Для комплексних сполук характерне явище **ізомерії**, тобто існування сполук з однаковим якісним та кількісним складом, але різної будови, а отже, з різними фізичними і хімічними властивостями. Найчастіше зустрічають такі види ізомерії: просторова, оптична, сольватна, йонізаційна та координаційна.

Просторова (геометрична або цис- та транс-ізомерія) – обумовлена різним просторовим розміщенням лігандів у внутрішній сфері комплексу:



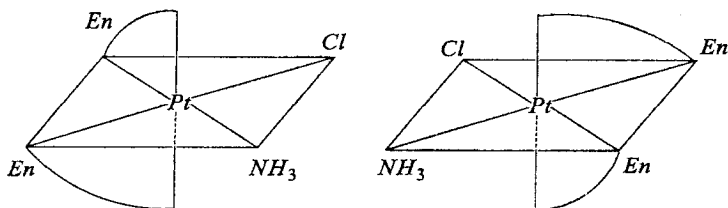
цис-ізомер



транс-ізомер

Просторові ізомери відрізняються один від одного фізичними властивостями (мають різне забарвлення) та реакційною здатністю.

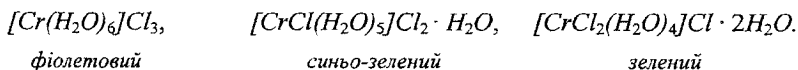
Деякі комплексні сполуки можуть існувати у вигляді ізомерів, один з яких є дзеркальним відображенням іншого. Такий вид ізомерії називають оптичною. Наприклад, для $[PtClNH_3(En)_2]^{3+}$ існують два оптичних ізомери:



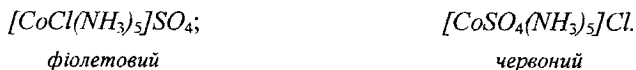
де *En* – етилендіамін $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$.

Основною відмінністю оптичних ізомерів є їхня здатність обертати площину поляризації світла: один із ізомерів обертає площину поляризації світла вліво, а інший – вправо.

Сольватна ізомерія обумовлена перерозподілом молекул розчинника між внутрішньою та зовнішньою сферами комплексу. Наприклад, сполука $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ може існувати у вигляді декількох ізомерів, які мають різне забарвлення:



Йонізаційна ізомерія обумовлена різним розподілом йонів між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексу, наприклад:



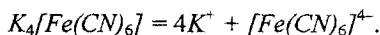
Координаційна ізомерія обумовлена переходом лігандів від одного комплексоутворювача до іншого. Найчастіше такий вид ізомерії характерний для сполук, що містять комплексний катіон і комплексний аніон:



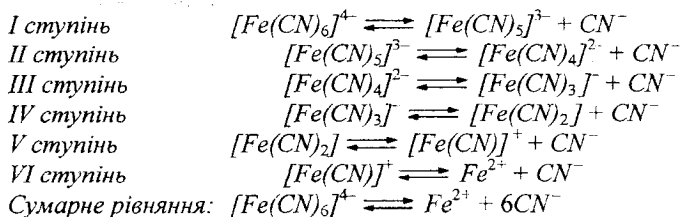
10.4 Стійкість координаційних сполук

Найбільшу стійкість мають координаційні сполуки у яких центральний йон утворює з лігандами замкнуті цикли. Серед них найміцнішими є ті, що містять п'яти- і шестичленні цикли, причому їхня стійкість зростає зі збільшенням кількості замкнутих циклів.

Нейтральні комплекси у розчинах є неелектролітами, а інші типи комплексних сполук виявляють властивості досить сильних електролітів. У водних розчинах вони дисоціюють на йони внутрішньої та зовнішньої сфер (первинна дисоціація), наприклад:



У свою чергу, внутрішня сфера комплексу також здатна до часткової оборотної дисоціації, яка відбувається ступінчасто, на центральний йон та ліганди (вторинна дисоціація). Наприклад:



Дисоціація внутрішньої сфери комплексу – оборотний процес, який можна охарактеризувати певною величиною константи дисоціації. Константу дисоціації внутрішньої сфери комплексу називають **константою нестійкості** (K_n). Кожному ступеню дисоціації комплексного йону відповідає своя константа нестійкості, а сумарному рівнянню – загальна константа нестійкості. Наприклад, для $[Fe(CN)_6]^{4-}$ за законом діючих мас загальна константа нестійкості може бути записана так:

$$K_n = \frac{[Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6}{[Fe(CN)_6^{4-}]}$$

Константа нестійкості характеризує міцність комплексної сполуки. Часто для характеристики міцності комплексних сполук користуються **константою стійкості** (K_{cm}), яка є константою рівноваги процесу утворення комплексної сполуки з елемента-комплексоутворювача і лігандів та є оберненою величиною константі нестійкості.

Наприклад, для $[Fe(CN)_6]^{4-}$ за законом діючих мас загальна константа стійкості записується так:

$$\begin{array}{l}
 Fe^{2+} + 6CN^- \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{4-}; \\
 K_{cm} = \frac{[Fe(CN)_6^{4-}]}{[Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6}, \quad K_{cm} = \frac{1}{K_n}
 \end{array}$$

Чим більша K_{cm} тим міцніша відповідна комплексна сполука (додаток Е).

Координаційні сполуки широко розповсюджені в живій природі, а також відіграють велику роль в хімії і розробці сучасних технологій. Так, найважливіші біохімічні процеси, що відбуваються в живих організмах, пов'язані з участю різних комплексів, наприклад, металоферментів, гемоглобіну крові, хлорофілу, вітаміну B_{12} та інших.

Реакції комплексоутворення і комплексні сполуки використовуються у техніці для виділення металів з руд, для нанесення гальванічних покриттів. У хімічній лабораторії комплексні сполуки використовують для якісного і кількісного визначення ряду речовин, для розчинення малорозчинних сполук, для «маскування» речовин, які заважають визначенню інших, з метою розділення сполук, що мають близькі властивості.

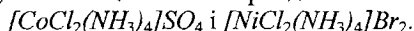
10.5 Завдання для самостійної роботи

1. Які сполуки називають координаційними або комплексними?
2. Сформулюйте основні положення координаційної теорії А. Вернера.
3. З чого складається внутрішня сфера комплексної сполуки? Наведіть приклади.
4. Дайте визначення координаційного числа. Від яких факторів залежить його значення?
5. Чи можна вважати, що координаційне число дорівнює кількості лігандів у внутрішній сфері комплексної сполуки? Відповідь обґрунтуйте, наведіть приклади.
6. Що таке дентатність ліганду? Наведіть приклади моно-, бі- та тридентатних лігандів.
7. Визначте заряд комплексного йона, ступінь окиснення та координаційне число центрального атома (комплексотворювача) в таких сполуках:
 - а) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
 - б) $Na_3[Al(OH)_6]$;
 - в) $[CoCl(NH_3)_5]Cl_2$;
 - г) $K_3[Fe(CN)_6]$.
8. Напишіть формули таких комплексних сполук:
 - а) калій гексаціаноферат (II);
 - б) діамінаргентум (I) нітрат;
 - в) тетраамінпаладій (II) хлорид;
 - г) трихлоротриамінкобальт;
 - д) натрій гексабромкобальтат (III);
 - е) аквадіамінхлоропаладій (II) хлорид;
 - ж) пентамінсульфатокобальт (III) нітрат;
 - и) натрій гексагідроксоалюмінат.
9. Запишіть назви таких комплексних сполук:
 - а) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
 - б) $Na_3[Al(OH)_6]$;
 - в) $[CoCl(NH_3)_5]Cl_2$;
 - г) $K_2[Zn(OH)_4]$;
 - д) $[CuCl_2(H_2O)_2]$;
 - е) $Na_4[NiCl_6]$.
10. Складіть формули комплексних сполук платини (IV) сумарного складу: $PtCl_4 \cdot 2NH_3$; $PtCl_4 \cdot 4NH_3$; $PtCl_4 \cdot 6NH_3$, враховуючи, що координаційне число платини (IV) дорівнює 6.
11. Які комплексні сполуки називаються хелатними? Від чого залежить стійкість хелатних комплексів?
12. З частинок Co^{3+} , H_2O , OH^- та K^+ складіть усі можливі формули координаційних сполук та назвіть ці сполуки. Координаційне число Co (III) дорівнює 6.

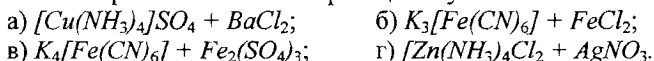
13. Які речовини називаються ізомерами? Які види ізомерії характерні для комплексних сполук? Наведіть приклади ізомерів для кожного типу.
14. Чи будуть ізомерами такі пари сполук:
- $K_3[Fe(CN)_6]$ і $K_4[Fe(CN)_6]$;
 - $[CrCl(H_2O)_5]Cl_2 \cdot H_2O$ і $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$;
 - $[CoSO_4(NH_3)_3]Br$ і $[CoBr(NH_3)_3]SO_4$;
 - $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ і $[Co(NH_3)_6]Cl_2$?

Які види ізомерії характеризують ці приклади?

15. Запишіть формули іонізаційних ізомерів для комплексів:



16. Запишіть рівняння обмінних реакцій за участю комплексних сполук:



17. Напишіть рівняння первинної та ступінчастої вторинної дисоціації таких комплексних сполук:



18. Запишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації (сумарне рівняння) і математичний вираз константи нестійкості для таких комплексних сполук:

Варіант	Комплексні сполуки	
1	а) $Na_2[HgI_4]$;	б) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$;
2	а) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$;	б) $K_4[Fe(CN)_6]$;
3	а) $K_3[Co(NO_2)_6]$;	б) $[Ag(NH_3)_2]Cl$;
4	а) $Li_2[CdI_4]$;	б) $[CoCl_2(NH_3)_4]$;
5	а) $K[Ag(CN)_2]$;	б) $K_3[Fe(CN)_6]$;
6	а) $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$;	б) $H_2[SnCl_6]$;
7	а) $[Co(NH_3)_6]Cl_3$;	б) $H_2[PtCl_4]$;
8	а) $K_2[PbI_4]$;	б) $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_2$;
9	а) $Na_3[Al(OH)_6]$;	б) $[CoCl(NH_3)_5]Cl_2$;
10	а) $[Pt(NH_3)_4]SO_4$;	б) $K_2[Zn(OH)_4]$.

19. Запишіть математичні вирази для ступінчастих та загальних констант дисоціації комплексних йонів:

Варіант	Комплексні сполуки	
1	а) $[FeCl_4]^-$;	б) $[AlF_6]^{3-}$;
2	а) $[Ag(NH_3)_2]^+$;	б) $[Zn(OH)_4]^{2-}$;
3	а) $[PbI_4]^{2-}$;	б) $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$;
4	а) $[Ag(CN)_2]^-$;	б) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$;
5	а) $[Fe(CN)_6]^{3-}$;	б) $[CrCl_4(H_2O)_2]^-$;
6	а) $[SnBr_4]^{2-}$;	б) $[Ni(NH_3)_4]^{2+}$;
7	а) $[CdCl_6]^{4-}$;	б) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$;
8	а) $[PtCl_4]^{2-}$;	б) $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$.

20. При доливанні до розчину плюмбум (II) нітрату надлишку розчину калій йодиду спочатку випадає жовтий осад, який потім розчиняється. Запишіть рівняння реакцій, які при цьому відбуваються та назву комплексної сполуки, що утворилася.
21. В чому полягає метод валентних зв'язків, який застосовують для пояснення природи хімічного зв'язку в комплексних сполуках?
- 22.* На основі методу валентних зв'язків пояснити утворення комплексних іонів:
 1) $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$; 2) $[NiCl_6]^{4-}$; 3) $[PbI_4]^{2-}$; 4) $[Ag(NH_3)_2]^+$.
- 23.* Не проводячи обчислень, вкажіть, в якому з розчинів з молярною концентрацією 1 моль/л концентрація Cd^{2+} -іонів буде найбільшою і поясніть чому:
 а) $CdSO_4$;
 б) $K_2[Cd(CN)_4]$, $K_{cm} = 1,31 \cdot 10^{17}$;
 в) $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$, $K_{cm} = 3,64 \cdot 10^6$.
24. Яку роль виконують комплексні сполуки у живій природі? Наведіть приклади застосування комплексних сполук на практиці.

10.6 Експериментальна частина

Дослід 10.1 Отримання комплексної сполуки купруму (II)

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $CuSO_4$ (1M), $NH_3 \cdot H_2O$ (25%-ий).

1. В пробірку з розчином купрум (II) сульфату (приблизно 1 мл) додати краплями 25%-ий розчин амоніаку до повного розчинення осаду, що утворюється.

2. Записати рівняння реакції, враховуючи, що продуктом реакції є тетраамінкупрум (II) сульфат, в якому комплексотворювачем є йон купруму (II), лігандами – молекули амоніаку, координаційне число купруму (II) дорівнює чотирьом. Зазначити зміни, що відбулися.

3. Записати рівняння первинної та вторинної ступінчастої дисоціації тетраамінкупрум (II) сульфату. Записати математичний вираз загальної константи нестійкості комплексного йона.

4. Отриманий розчин зберегти для дослідів 10.2.

У висновку вказати, які йони обумовлюють забарвлення розчинів купрум (II) сульфату і тетраамінкупрум (II) сульфату.

Дослід 10.2 Властивості тетраамінкупрум (II) сульфату

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $[(Cu(NH_3)_4)SO_4]$ (отриманий в досліді 10.1), $CuSO_4$ (0,5M), $NaOH$ (1M), $BaCl_2$ (0,5M), Na_2S (0,5M).

1. Налити в одну пробірку розчин комплексної сполуки тетраамінкупрум (II) сульфату, в іншу – розчин купрум (II) сульфату. Додати в обидві пробірки розчин барій (II) хлориду. Записати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

2. Налити в одну пробірку розчин тетраамінкупрум (II) сульфату, в іншу – розчин купрум (II) сульфату, додати до обох пробірок розчин натрій гідроксиду. Зазначити, в якій пробірці відбуваються зміни. Записати спостереження і рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

3. Налити в одну пробірку розчин тетраамінкупрум (II) сульфату, в іншу – розчин купрум (II) сульфату. Додати до обох пробірок розчин натрій сульфіді. Записати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

У висновку пояснити, чому йон Cu^{2+} , який знаходиться у внутрішній сфері комплексу, не утворює осаду купрум (II) гідроксиду $Cu(OH)_2$ з розчином лугу, але утворює осад купрум (II) сульфіді CuS з розчином натрій сульфіді, враховуючи, що $DP(Cu(OH)_2) = 8,3 \cdot 10^{-20}$, $DP(CuS) = 6,3 \cdot 10^{-36}$, а константа стійкості комплексного йона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ рівна $1,07 \cdot 10^{12}$.

Дослід 10.3 Якісна реакція на йон Pb^{2+}

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $Pb(NO_3)_2$ (0,5M), KI (1M), KI (насичений).

1. До 1 мл розчину плюмбум (II) нітрату додати краплями розчин калій йодиду (1M) до утворення осаду. Записати рівняння реакції, в молекулярному та йонному вигляді та спостереження.

2. Одержаний осад разом з рідиною розділити на дві частини. Одну частину залишити для порівняння.

3. До другої частини додати надлишок насиченого розчину калій йодиду і нагріти на спиртівці. У надлишку калій йодиду жовтий осад плюмбум (II) йодиду розчиняється з утворенням комплексної сполуки. Записати спостереження і рівняння реакції, яка відбувається, в молекулярному та йонному вигляді. При цьому врахувати, що продуктом реакції є калій тетраіодоплюмбат (II).

Така реакція дає можливість визначити наявність йонів плюмбуму (II) в присутності інших катіонів.

4. Записати рівняння первинної та вторинної ступінчастої і загальної дисоціації калій тетраіодоплюмбату (II) та математичний вираз загальної константи нестійкості комплексного йона.

Дослід 10.4 Вивчення відмінності властивостей йонів Fe^{3+} і $[Fe(CN)_6]^{3-}$

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $FeCl_3$ (1M), $K_3[Fe(CN)_6]$ (1M), KOH (1M), $FeSO_4$ (1M).

1. В одну пробірку налити приблизно 2 мл розчину ферум (III) хлориду, в другу – стільки ж розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. До обох розчинів додати по 2 – 3 мл розчину калій гідроксиду. Записати спостереження і відповідне рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Пояснити, чому за допомогою розчину KOH не можна виявити йон Fe^{3+} у складі комплексної сполуки.

2. Так само, як і в попередньому досліді, в пробірку налити розчини $FeCl_3$ і $K_3[Fe(CN)_6]$. У кожен пробірку додають розчини $FeSO_4$. Записати спостереження і рівняння реакції у молекулярному та йонному вигляді. Зробити висновок.

Дослід 10.5 Добування $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $NiCl_2$ (1М), $NaOH$ (1М), $NH_3 \cdot H_2O$ (25%-ий).

1. До 1 – 2 мл розчину нікол (II) хлориду додати краплями розчин $NaOH$ до утворення осаду. Записати рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді та спостереження.

2. До отриманого осаду невеликими порціями додати розчин амоніаку до повного розчинення осаду. Порівняти забарвлення йонів Ni^{2+} в розчині нікол (II) хлориду із забарвленням розчину, який утворився. Записати рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді та дати назву комплексній сполуці ніколу (II), що утворилась.

Дослід 10.6 Дослідження міцності комплексних йонів

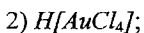
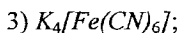
Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, розчини: $AgNO_3$ (1М), $NaCl$ (1М), $NH_3 \cdot H_2O$ (25%-ий), HNO_3 (1М), KI (1М).

1. У пробірку налити 1 – 2 мл розчину $AgNO_3$ і стільки ж розчину $NaCl$. Додати розчин амоніаку до розчинення осаду, що утворився. Отриманий розчин $[Ag(NH_3)_2]Cl$ розділити на дві частини. В одну пробірку додати розбавлений розчин HNO_3 до випадання осаду $AgCl$. Пояснити результати спостережень. Записати відповідні рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді та дати назву комплексній сполуці.

2. У другу пробірку з розчином $[Ag(NH_3)_2]Cl$ додати розчин KI . Записати спостереження, рівняння дисоціації комплексного йона $[Ag(NH_3)_2]^+$ і константу його стійкості. Пояснити дослід, використовуючи константу стійкості комплексного йона $[Ag(NH_3)_2]^+$ і добуток розчинності AgI .

10.7 Контрольні тестові завдання

1. В якій сполуці заряд йона колексоутворювача дорівнює $3+$?



2. В якій сполуці заряд йона комплексоутворювача дорівнює 2+?

- | | |
|------------------------------|---------------------------|
| 1) $K[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]$; | 3) $[Pd(CN)_2(NH_3)_2]$; |
| 2) $K_2[CuF_4]$; | 4) $K_3[Al(OH)_6]$. |

3. В якій сполуці заряд йона комплексоутворювача дорівнює 3+?

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$; | 3) $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$; |
| 2) $H[AuCl_4]$; | 4) $[CoCl_2(NH_3)_4]$. |

4. В якому комплексі заряд йона комплексоутворювача дорівнює 3+?

- | | |
|-----------------|-------------------|
| 1) $K[PF_6]$; | 3) $K_4[FeF_6]$; |
| 2) $Na[BF_4]$; | 4) $K_2[SiF_6]$. |

5. Вкажіть комплексну сполуку Cr^{3+} , в якій заряд комплексного йона дорівнює 3+?

- | | |
|-------------------------|---------------------|
| 1) $[CrPO_4(NH_3)_3]$; | 3) $[Cr(NH_3)_6]$; |
| 2) $[CrCl_3(H_2O)_3]$; | 4) $[Cr(OH)_6]$. |

6. Заряд якого комплексного йона, утвореного Fe^{3+} , дорівнює 1-?

- | | |
|-----------------|---------------------|
| 1) $[FeF_6]$; | 3) $[Fe(NH_3)_6]$; |
| 2) $[FeCl_4]$; | 4) $[Fe(CNS)_6]$. |

7. Заряд якого комплексного йона, утвореного Co^{3+} , дорівнює 1+?

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| 1) $[Co(NH_3)_6]$; | 3) $[CoCl_2(NH_3)_4]$; |
| 2) $[Co(NH_3)_5(H_2O)]$; | 4) $[Co(NO_2)_6]$. |

8. Заряд якого комплексного йона дорівнює 2-?

- | | |
|--------------------------|-----------------------------|
| 1) $[Cu^{2+}(NH_3)_4]$; | 3) $[Au^{3+}Cl_4]$; |
| 2) $[Fe^{3+}(CN)_6]$; | 4) $[Cu^{2+}(SCN)(CN)_3]$. |

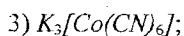
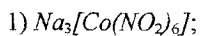
9. В якій сполуці комплексоутворювачем є йон Pt^{4+} ?

- | | |
|---------------------|-----------------------------|
| 1) $K_2[PtCl_4]$; | 3) $[PtCl_2(NH_3)_4]Cl_2$; |
| 2) $Ba[Pt(CN)_4]$; | 4) $[PtCl_2(NH_3)_2]$. |

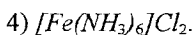
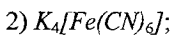
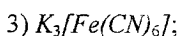
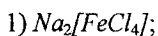
10. В якій сполуці комплексоутворювачем є йон Co^{3+} ?

- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| 1) $K_2Na[Co(NO_2)_6]$; | 3) $K_4[Co(CN)_6]$; |
| 2) $[Co(NH_3)_6]Cl_2$; | 4) $[Co(NH_3)_6]SO_4$. |

11. В якій сполуці комплексоутворювачем є йон Co^{2+} ?



12. В якій сполуці комплексоутворювачем є йон Fe^{3+} ?



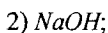
13. Який йон або молекула може бути лігандом в комплексних сполуках?



14. Який йон або молекула може бути лігандом в комплексних сполуках?



15. Який йон або молекула може бути лігандом в комплексних сполуках?



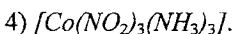
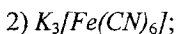
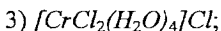
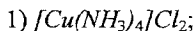
16. Який йон може бути комплексоутворювачем в комплексних сполуках?



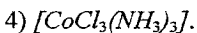
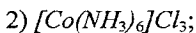
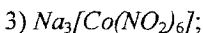
17. Який йон може бути комплексоутворювачем в комплексних сполуках?



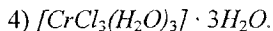
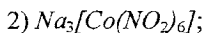
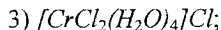
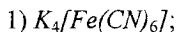
18. Яка з сполук є аніонним комплексом?



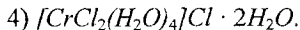
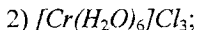
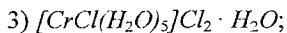
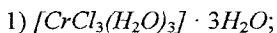
19. Яка з сполук є аніонним комплексом?



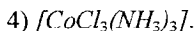
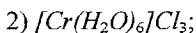
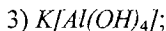
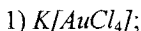
20. Яка з сполук є катіонним комплексом?



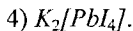
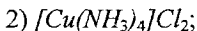
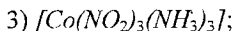
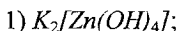
21. Який комплекс є неелектролітом?



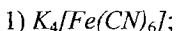
22. Який комплекс є неелектролітом?



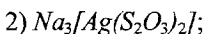
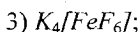
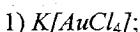
23. В якій сполуці координаційне число центрального йона дорівнює 6?



24. При первинній дисоціації якої комплексної сполуки утворюється найбільше число йонів?



25. При первинній дисоціації якої комплексної сполуки утворюється найбільше число йонів?



26. Вкажіть заряд комплексного йона $[Ni^{2+}(NH_3)_6]$:

1) 0;

2) 2-;

3) 2+;

4) 3-.

27. Вкажіть заряд комплексного йона $[Co^{3+}(NO_2)_6]$:

1) 3+;

2) 1-;

3) 3-;

4) 2+.

28. Вкажіть заряд комплексного йона $[Cr^{3+}Cl_2(H_2O)_4]$:

1) 3+;

2) 1-;

3) 1+;

4) 2+.

29. Вкажіть заряд комплексного йона $[Co^{3+}(NO_2)_4(NH_3)_2]$:

1) 3+;

2) 1-;

3) 4-;

4) 2+.

30. Вкажіть заряд комплексного йона $[Ni^{2+}Cl(NH_3)_5]$:

- 1) 1+; 2) 3-; 3) 4-; 4) 2+.

31. Вкажіть заряд комплексного йона $[Cu^{2+}(NH_3)_4]$:

- 1) 1+; 2) 3-; 3) 2-; 4) 2+.

32. Вкажіть заряд комплексного йона $[Al(OH)_4(H_2O)_2]$:

- 1) 3+; 2) 1-; 3) 1+; 4) 2+.

33. В якій сполуці координаційне число центрального йона дорівнює 6?

- 1) $[Co(NO_2)_3(NH_3)_3]$;
2) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$;
3) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$;
4) $[PtCl_2(NH_3)_2]$.

34. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $[Ag(NH_3)_2]Cl$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

- 1) $K_H = \frac{[Ag(NH_3)^+][NH_3]}{[Ag(NH_3)_2^+]}$; 3) $K_H = \frac{[Ag^+]}{[NH_3]^2}$;
2) $K_H = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2^+]}$; 4) $K_H = \frac{[NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2^+]}$.

35. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $H_2[SnF_6]$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

- 1) $K_H = \frac{[Sn^{4+}][F^-]^6}{[SnF_6^{2-}]}$; 3) $K_H = \frac{[SnF_5^-][F^-]}{[SnF_6^{2-}]}$;
2) $K_H = \frac{[H^+]^2}{[SnF_6^{2-}]}$; 4) $K_H = \frac{[SnF_4][F^-]^2}{[SnF_6^{2-}]}$.

36. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $H[AuCl_4]$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

- 1) $K_H = \frac{[Au^{3+}][Cl^-]^4}{[AuCl_4^-]}$; 3) $K_H = \frac{[Au^{3+}]}{[AuCl_4^-]}$;
2) $K_H = \frac{[Au^{3+}][Cl^-]}{[AuCl_4^-]}$; 4) $K_H = \frac{[AuCl_3][Cl^-]}{[AuCl_4^-]}$.

37. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $K_2[CuCl_4]$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

$$1) K_H = \frac{[CuCl_3^-] \cdot [Cl^-]}{[CuCl_4^{2-}]};$$

$$3) K_H = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [Cl^-]^4}{[CuCl_4^{2-}]};$$

$$2) K_H = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [Cl^-]}{[CuCl_4^{2-}]};$$

$$4) K_H = \frac{[CuCl^+] \cdot [Cl^{2+}]}{[CuCl_4^{2-}]}.$$

38. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $Na[Au(OH)_4]$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

$$1) K_H = \frac{[Au(OH)_2^+] \cdot [OH^-]}{[Au(OH)_4^-]};$$

$$3) K_H = \frac{[Au^{3+}] \cdot [OH^-]^4}{[Au(OH)_4^-]};$$

$$2) K_H = \frac{[Au^{3+}] \cdot [OH^-]}{[Au(OH)_4^-]};$$

$$4) K_H = \frac{[Na^+] \cdot [Au(OH)_4^-]}{[NaAu(OH)_4]}.$$

39. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $K_3[Fe(CN)_6]$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

$$1) K_H = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [CN^-]^6}{[Fe(CN)_6^{3-}]};$$

$$3) K_H = \frac{[Fe(CN)_6^{3-}] \cdot [K^+]^3}{[K_3Fe(CN)_6]};$$

$$2) K_H = \frac{[Fe(CN)_6^{3-}] \cdot [Fe^{3+}]}{[K_3Fe(CN)_6]};$$

$$4) K_H = \frac{[Fe(CN)_4^-] \cdot [CN^-]^2}{[Fe(CN)_6^{3-}]}.$$

40. Яка формула виражає значення константи нестійкості комплексу $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ за умови повної дисоціації комплексного йона?

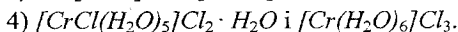
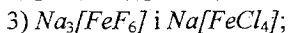
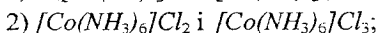
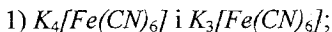
$$1) K_H = \frac{[Ni(NH_3)_5^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]};$$

$$3) K_H = \frac{[Ni(NH_3)_4^{2+}] \cdot [NH_3]^2}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]};$$

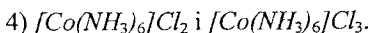
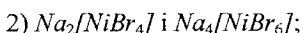
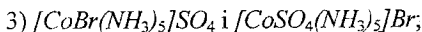
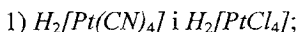
$$2) K_H = \frac{[Ni^{2+}] \cdot [NH_3]^6}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]};$$

$$4) K_H = \frac{[Ni(NH_3)^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]}.$$

41. Які речовини є ізомерами?



42. Які речовини є ізомерами?



ОСНОВНА:

1. Загальна хімія : [підручник] / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб. – К. : Вища шк., 2009. – 471 с.
2. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1 / [Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. І.]. – К. : Пед. преса, 2002. – 520 с.
3. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 2 / [Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. І.]. – К. : Пед. преса, 2000. – 784 с.
4. Корчинський Г. А. Хімія : [підручник] / Корчинський Г. А. – Вінниця : Поділля, 2002. – 525 с.
5. Загальна та біонеорганічна хімія / [Карнаухов О. Г., Мельничук Д. О., Чоботько К. О., Копілевич В. А.]. – К. : Фенікс, 2001. – 578 с.
6. Кириченко В. І. Загальна хімія : [навчальний посібник] / Кириченко В. І. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.
7. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія : задачі та вправи : [навчальний посібник] / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
8. Основи загальної хімії : [підручник] / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
9. Бондарчук Ю. В. Посібник з загальної та неорганічної хімії / Бондарчук Ю. В. – Херсон : ОЛДІ-плюс, 2004. – 332 с.
10. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи : [навчальний посібник] / Михалічко Б. М. – К. : Знання, 2009. – 548 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : [практикум] / М. С. Слободяник, Н. В. Улько, К. М. Бойко, В. М. Самойленко. – К. : Либідь, 2004. – 336 с.
12. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : [підручник для студентів вищих навчальних закладів]. / Романова Н. В. – Київ : Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
13. Коровин Н. В. Лабораторные работы по химии : [учеб. пособие для энергет. спец. вузов] / Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. – М. : Высш. шк., 1986. – 239 с.
14. Марчак Т. В. Загальна і неорганічна хімія : [навчально-методичний посібник]. / Марчак Т. В. – Вінниця : ВДАУ, 2003. – 384 с.
15. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум : [навч. посібник] / Романова Н. В. – Київ : Либідь, 2003. – 208 с.

ДОДАТКОВА:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия / Ахметов Н. С. – М. : Высш. шк., 2001. – 744 с.
2. Скопенко В. В. Координаційна хімія : [підручник] / В. В. Скопенко, Л. І. Савранський. – К. : Либідь, 2004. – 424 с.
3. Фримантл М. Химия в действии. Ч. 1 / Фримантл М. – М. : Мир, 1998. – 528 с.
4. Фримантл М. Химия в действии. Ч. 2 / Фримантл М. – М. : Мир, 1998. – 620 с.
5. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс ; пер. с англ. М. Г. Розовой, С. Я. Истоминой, М. Е. Тамм. – М. : Мир, 2004. – 679 с.
6. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т. 2 / Д. Шрайвер, П. Эткинс ; пер. с англ. М. Г. Розовой, С. Я. Истоминой, М. Е. Тамм. – М. : Мир, 2004. – 486 с.
7. Некрасов Б. В. Учебник общей химии / Некрасов Б. В. – М. : Химия, 1981. – 560 с.
8. Браун Т. Химия в центре наук. Ч. 1 / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. – М. : Мир, 1983. – 448 с.
9. Браун Т. Химия в центре наук. Ч. 2 / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. – М. : Мир, 1983. – 520 с.
10. Гороновский И. Т. Краткий справочник по химии / Гороновский И. Т., Назарченко Ю. П., Некряч Е. Ф. – К. : Наук. думка, 1974. – 992 с.
11. Краткий справочник физико-химических величин / [Барон Н. М., Квят Э. И., Подгорная Э. А. и др.]. – Л. : Химия, 1967. – 187 с.
12. Рабинович В. А. Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Л. : Химия, 1978. – 395 с.

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Період	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
	Г	Р	У	П	И	Х	О	Ф	Л	С	З	В	С	С	С	С		
1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16		
1	Н Гароген 1,0079 водень	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,012	B Бор 10,81	C Карбон 12,011	N Нітроген 14,007	O Оксиген 15,999	F Флуор 18,998	Ne Неон 20,179	He Гелій 4,0026								
2	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,012	B Бор 10,81	C Карбон 12,011	N Нітроген 14,007	O Оксиген 15,999	F Флуор 18,998	Ne Неон 20,179	He Гелій 4,0026									
3	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
3	Na Натрій 22,990	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,981	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,973	S Сульфур 32,06	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948	He Гелій 4,0026									
4	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	
4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,88	V Ванадій 50,941	Cr Хром 51,996	Mn Манган 54,938	Fe Залізо 55,847	Ni Нікель 58,70	Co Кобальт 58,933	Ni Нікель 58,70	Co Кобальт 58,933	Ni Нікель 58,70	He Гелій 4,0026				
5	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	
5	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технетій 98	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,905	Pd Паладій 106,4	Ag Срібло 107,87	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Свинець 118,71	Sb Стибій 121,75	Te Телур 127,60	I Йод 126,904	Xe Ксенон 131,30
6	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
6	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	*La Лантан 138,905	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,207	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,905	Pd Паладій 106,4	Ag Срібло 107,87	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Свинець 118,71	Sb Стибій 121,75	Te Телур 127,60	I Йод 126,904	Xe Ксенон 131,30
7	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
7	Fr Францій 223	Ra Радій 226,025	Ac Актиній 227	Th Торій 232,038	Pa Протактиній 231	U Уран 238,029	Np Нептуній 237	Pu Плутоній 244	Am Америцій 243	Cm Кюріцій 247	Bk Беркелій 247	Cf Каліфорній 251	Es Ейнштейній 252	Fm Фермій 257	Md Менделєєв 258	No Нобелій 259	Lr Лоренсій 261	He Гелій 4,0026
8	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
8	Rn Радон 222	At Астат 210	Po Полоній 209	Bi Бісмут 208,980	Pb Свинець 207,2	Tl Талій 204,37	Pu Плутоній 244	Am Америцій 243	Cm Кюріцій 247	Bk Беркелій 247	Cf Каліфорній 251	Es Ейнштейній 252	Fm Фермій 257	Md Менделєєв 258	No Нобелій 259	Lr Лоренсій 261	He Гелій 4,0026	He Гелій 4,0026
9	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26
9	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO	RO
10	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27
10	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O	R ₂ O
11	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
11	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂	R ₂ O ₂
12	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29
12	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄	RH ₄
13	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
13	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃	RH ₃
14	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31
14	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R	H ₂ R
15	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32
15	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃	R ₂ O ₃
16	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33
16	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅	R ₂ O ₅
17	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34
17	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇	R ₂ O ₇
18	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35
18	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄	RO ₄

Додаток Б

Таблиця відносних молекулярних мас неорганічних речовин

Таблиця Б.1 – Відносні молекулярні маси неорганічних речовин

Аніони	Катіони															
	H^+	NH_4^+	Na^+	K^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}
O^{2-}	–	–	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH^-	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl^-	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br^-	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I^-	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO_3^-	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S^{2-}	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO_3^{2-}	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO_4^{2-}	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO_3^{2-}	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO_3^{2-}	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO_4^{3-}	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

Додаток В

Розчинність основ, кислот і солей у воді

Таблиця В.1 – Розчинність основ, кислот і солей у воді

Катіони	Аніони											
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}
H^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н
NH_4^+	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—
Na^+ , K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg^{2+}	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н
Ca^{2+}	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н
Ba^{2+}	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н
Al^{3+}	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н
Cr^{3+}	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н
Zn^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Mn^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Co^{2+} , Ni^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{3+}	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Hg^{2+}	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—
Cu^{2+}	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н
Ag^+	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н
Sn^{2+}	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—
Pb^{2+}	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н

р – розчинна, м – малорозчинна, н – нерозчинна речовина,
— речовина не існує або розкладається водою

Додаток Г

Константи дисоціації кислот та основ у водних розчинах

Таблиця Г.1 – Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах за температури 25 °С

Назва	Формула	K
Дифосфатна	$H_4P_2O_7$	$K_1 = 1,2 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 7,9 \cdot 10^{-3}$ $K_3 = 2,0 \cdot 10^{-7}$ $K_4 = 4,8 \cdot 10^{-10}$
Карбонатна	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Мурашина	$HCOOH$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Нітритна	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфатна	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Оцтова	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Сульфідна	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Сульфитна	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Хроматна	H_2CrO_4	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$
Ціанідна	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Щавлева	$H_2C_2O_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Амоній гідроксид	$NH_3 \cdot H_2O$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$

Додаток Д

Добутки розчинності малорозчинних сполук

Таблиця Д.1 – Добутки розчинності деяких малорозчинних сполук при 25 °С

Формула речовини	<i>ДР</i>	Формула речовини	<i>ДР</i>
<i>AgCl</i>	$1,78 \cdot 10^{-10}$	<i>Cu(OH)₂</i>	$8,3 \cdot 10^{-20}$
<i>AgBr</i>	$5,3 \cdot 10^{-13}$	<i>CuS</i>	$6,3 \cdot 10^{-36}$
<i>AgI</i>	$8,3 \cdot 10^{-17}$	<i>Fe(OH)₂</i>	$7,1 \cdot 10^{-16}$
<i>Ag₂SO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-5}$	<i>Fe(OH)₃</i>	$6,3 \cdot 10^{-38}$
<i>AgSCN</i>	$1,1 \cdot 10^{-12}$	<i>FeS</i>	$5,0 \cdot 10^{-18}$
<i>Ag₂CrO₄</i>	$1,1 \cdot 10^{-12}$	<i>HgS</i>	$1,6 \cdot 10^{-52}$
<i>Ag₃PO₄</i>	$1,3 \cdot 10^{-20}$	<i>Mg(OH)₂</i>	$6,0 \cdot 10^{-10}$
<i>Al(OH)₃</i>	$3,2 \cdot 10^{-34}$	<i>MgCO₃</i>	$2,1 \cdot 10^{-5}$
<i>AlPO₄</i>	$5,75 \cdot 10^{-19}$	<i>MnCO₃</i>	$1,8 \cdot 10^{-11}$
<i>BaSO₄</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	<i>MnS</i>	$2,5 \cdot 10^{-10}$
<i>BaCO₃</i>	$4,0 \cdot 10^{-10}$	<i>Ni(OH)₂</i>	$2,0 \cdot 10^{-15}$
<i>BaCrO₄</i>	$1,2 \cdot 10^{-10}$	<i>NiS</i>	$3,2 \cdot 10^{-19}$
<i>Bi(OH)₃</i>	$4,0 \cdot 10^{-10}$	<i>PbCl₂</i>	$1,6 \cdot 10^{-5}$
<i>Bi₂S₃</i>	$1,0 \cdot 10^{-97}$	<i>PbCrO₄</i>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
<i>CaF₂</i>	$4,0 \cdot 10^{-11}$	<i>PbI₂</i>	$1,1 \cdot 10^{-9}$
<i>CaCO₃</i>	$3,8 \cdot 10^{-9}$	<i>Pb(OH)₂</i>	$7,9 \cdot 10^{-16}$
<i>CaSO₄</i>	$2,5 \cdot 10^{-5}$	<i>SrCO₃</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
<i>Ca₃(PO₄)₂</i>	$2,0 \cdot 10^{-29}$	<i>Sb(OH)₃</i>	$1,7 \cdot 10^{-38}$
<i>CdS</i>	$1,6 \cdot 10^{-28}$	<i>Zn(OH)₂</i>	$1,4 \cdot 10^{-17}$
<i>Co(OH)₂</i>	$6,3 \cdot 10^{-15}$	<i>Zn₃(PO₄)₂</i>	$9,1 \cdot 10^{-33}$
<i>Cr(OH)₃</i>	$6,3 \cdot 10^{-31}$	<i>ZnS</i>	$2,5 \cdot 10^{-22}$

Додаток Е

Константи стійкості комплексних йонів

Таблиця Е.1 -- Константи стійкості деяких комплексних йонів

Комплексний йон	K_{cm}
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$1,70 \cdot 10^7$
$[Ag(SCN)_4]^{3-}$	$4,68 \cdot 10^9$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{18}$
$[AlF_6]^{3-}$	$4,8 \cdot 10^{20}$
$[Al(OH)_4]^-$	$1,00 \cdot 10^{33}$
$[AuCl_4]^-$	$2,02 \cdot 10^{21}$
$[BeF_4]^{2-}$	$2,45 \cdot 10^{13}$
$[BiI_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{19}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+}$	$3,64 \cdot 10^6$
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$1,31 \cdot 10^{17}$
$[Co(CN)_6]^{3-}$	$1,03 \cdot 10^{64}$
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$1,80 \cdot 10^{35}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$1,07 \cdot 10^{12}$
$[Cu(OH)_4]^{2-}$	$1,31 \cdot 10^{16}$
$[FeF_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{16}$
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$7,90 \cdot 10^{36}$
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1,03 \cdot 10^{45}$
$[Fe(SCN)_6]^{3-}$	$5,04 \cdot 10^5$
$[HgCl_4]^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{15}$
$[Hg(CN)_6]^{4-}$	$4,17 \cdot 10^{40}$
$[HgI_4]^{2-}$	$6,70 \cdot 10^{29}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$1,02 \cdot 10^8$
$[PbBr_4]^{2-}$	$1,03 \cdot 10^3$
$[PbI_4]^{2-}$	$8,30 \cdot 10^3$
$[SnCl_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^1$
$[SnBr_5]^{3-}$	$9,55 \cdot 10^1$
$[PbCl_6]^{4-}$	$2,00 \cdot 10^{11}$
$[Sb(OH)_4]^-$	$1,26 \cdot 10^{40}$
$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{15}$
$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$5,00 \cdot 10^8$
$[Zn(CN)_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{16}$

Навчальне видання

Ранський Анатолій Петрович
Євсєєва Марія Василівна
Гордієнко Ольга Анатоліївна
Звездецька Надія Сергіївна

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

Частина 2

Навчальний посібник

Редактор Є. Плетньова

Оригінал-макет підготовлено О. Гордієнко

Підписано до друку 11.01.2016 р.
Формат 29,7×42¼. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman.
Друк різнографічний. Ум. друк. арк. 6,4.
Наклад 75 пр. Зам. № 2016-007.

Вінницький національний технічний університет,
навчально-методичний відділ ВНТУ,
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, к. 2201.
Тел. (0432) 59-87-36.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.

Віддруковано у Вінницькому національному технічному університеті
в комп'ютерному інформаційно-видавничому центрі
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, ГНК, к. 114.
Тел. (0432) 59-87-38.
publish.vntu.edu.ua; email: kivc.vntu@gmail.com.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.