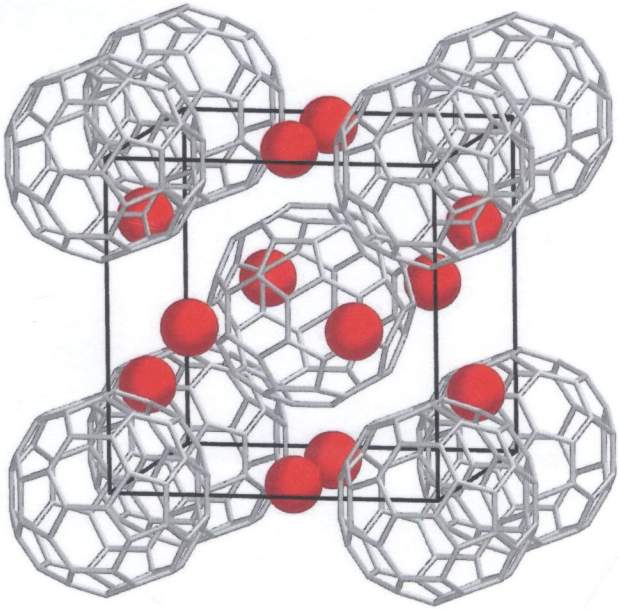
Х46

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

ЧАСТИНА 1



54(075)
Х46

Міністерство освіти і науки України
Вінницький національний технічний університет

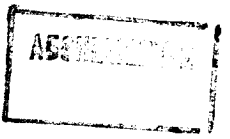
ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

ЧАСТИНА 1

Навчальний посібник

НТБ ВНТУ
470511
54(075) Х46 2016
Хімія



Вінниця
ВНТУ
2016

УДК 54(075)
ББК 24я73
Х46

Автори:
А. П. Ранський, М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звуздецька

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

470511

Хімія. Теорія та практикум : навчальний посібник. Частина 1 / Х46 [Ранський А. П., Євсєєва М. В., Гордієнко О. А., Звуздецька Н. С.]. – Вінниця : ВНТУ, 2016. – 106 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

НТБ ВНТУ
м. Вінниця

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

ЗМІСТ

ВСТУП 5
1 ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ 7
2 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ 9
2.1 Основні хімічні поняття 9
2.2 Основні закони хімії 10
2.3 Завдання для самостійної роботи 15
2.4 Експериментальна частина 16
2.5 Контрольні тестові завдання 19
3 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК 24
3.1 Класифікація та номенклатура неорганічних сполук 24
3.2 Добування та хімічні властивості оксидів 27
3.3 Добування та хімічні властивості основ 28
3.4 Добування та хімічні властивості кислот 29
3.5 Добування та хімічні властивості солей 30
3.6 Завдання для самостійної роботи 31
3.7 Експериментальна частина 34
3.8 Контрольні тестові завдання 37
4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ 43
4.1 Ступінь окиснення. Окисники та відновники 43
4.2 Окисно-відновні реакції та їх типи 45
4.3 Завдання для самостійної роботи 47
4.4 Експериментальна частина 49
4.5 Контрольні тестові завдання 51
5 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ 56
5.1 Основні поняття хімічної термодинаміки 56
5.2 Перший та другий закони термодинаміки 59
5.3 Термохімія. Закон Гесса і наслідки з нього 60
5.4 Завдання для самостійної роботи 62
5.5 Експериментальна частина 64
5.6 Контрольні тестові завдання 68
6 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА 75
6.1 Швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас 75
6.2 Вплив температури на швидкість хімічної реакції 77
6.3 Хімічна рівновага в оборотних реакціях 79
6.4 Завдання для самостійної роботи 81
6.5 Експериментальна частина 84
6.6 Контрольні тестові завдання 90
ЛІТЕРАТУРА 96

Додаток А Періодична система елементів Д. І. Менделєєва 98
Додаток Б Фізичні величини, їх позначення й одиниці 99
Додаток В Таблиця відносних молекулярних мас
неорганічних речовин 100
Додаток Г Взамодія металів з кислотами 101
Додаток Д Розчинність кислот, основ і солей у воді 102
Додаток Е Основні термодинамічні характеристики деяких речовин
за стандартних умов 103

ВСТУП

Вивчення хімії дозволяє отримати сучасне наукове уявлення про речовини, способи і механізми перетворення сполук, властивості конструкційних матеріалів, застосування хімічних процесів в сучасній техніці. Немає жодної галузі виробництва, де б не застосовували хімічні процеси або продукцію хімічної промисловості. Завдяки хімії створено різноманітні матеріали з особливими властивостями, яких немає в природі: хімічно і механічно стійкі синтетичні полімерні матеріали, надтверді та некородуючі сплави тощо. В більшості навчальних планів підготовки бакалаврів різних технічних напрямків хімія відноситься до нормативних дисциплін і її вивчення є обов'язковим для кожного студента. Зважаючи на те, що рівень хімічної підготовки у студентів часто недостатній для сприйняття матеріалу, вивчення якого передбачено вузівськими програмами, виникла необхідність написання посібника, який би містив як основи хімічних знань, так і матеріал, необхідний для розуміння складних хімічних процесів.

Навчальний посібник «Хімія. Теорія та практикум» в двох частинах написано у відповідності до програм курсу «Хімія», «Хімія з основами біогеохімії» для студентів вищих навчальних закладів технічного спрямування нехімічного профілю. Посібник призначений для роботи студентів денної та заочної форми навчання, підготовки їх до лабораторних, практичних занять, колоквіумів, складання іспитів. Матеріал посібника дозволить студенту опрацювати теоретичний матеріал, виконати завдання для самостійної роботи для його закріплення та проконтролювати свої знання за допомогою тестів.

Посібник складається з двох частин, в першій з яких наведені загальні положення з техніки безпеки, основні поняття та закони хімії, розглянуті властивості основних класів неорганічних сполук та закономірності протікання хімічних реакцій. Друга частина присвячена дисперсним системам, істинним розчинам, хімії води та властивостям комплексних сполук. Кожен розділ містить теоретичні відомості, завдання для самостійної роботи, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт і контрольні тестові завдання. Деякі завдання для самостійної роботи студентів та тести містять задачі підвищеної складності, виконання яких потребує опрацювання не лише теоретичного матеріалу даного посібника, але й відповідних розділів рекомендованої літератури. Довідковий матеріал, необхідний для самостійної роботи з посібником в процесі виконання контрольних завдань і розв'язування задач, винесено як додатки до посібника.

При складанні посібника автори намагалися врахувати як власний позитивний досвід викладання хімії, так і певні недоліки та прорахунки, що містяться в деяких інших попередніх виданнях, а також створити такий посібник, який би в повній мірі відповідав навчальній програмі. В даному посібнику особлива увага приділена експериментальній частині, оскільки

глибокого вивчення і розуміння хімічних процесів і законів можна досягти лише при проведенні лабораторного практикуму. Як показує досвід, засвоєння теоретичного матеріалу студентами залежить від правильної постановки лабораторних робіт, які формують не тільки навички проведення експерименту, грамотного та послідовного його виконання, але й навички самостійного мислення, вміння робити вірні висновки, звертати увагу на всі особливості перебігу хімічних реакцій та окремих перетворень. До більшості тем наведено декілька лабораторних дослідів, що дає можливість вибрати для виконання ті, що відповідають спеціалізації студентів, врахувати рівень їхньої підготовки, наявність необхідного обладнання та реактивів у лабораторії. Опис дослідів дуже чіткий, послідовний, в більшості випадків передбачає роботу з малими кількостями речовин. Це дасть змогу привчити студентів до акуратності та бережливості, посилити увагу до перебігу процесу та подальшого його пояснення. Для цього в описах дослідів чітко наголошується, на що насамперед слід звернути увагу при виконанні роботи, проведенні розрахунків та формулюванні висновків.

Використання даного посібника дозволить студентам в процесі самостійної роботи над предметом оволодіти основами курсу хімії, зрозуміти і засвоїти більш складний матеріал, а також підвищити ефективність роботи як студентів, так і викладачів.

Автори висловлюють щиру вдячність співробітникам кафедри Панченко Т. І. та Радомській А. О. за підготовку електронної версії рукопису.

1 ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

Основні правила роботи студента в хімічній лабораторії:

– перед початком лабораторного практикуму необхідно вивчити правила техніки безпеки, а також засоби надання першої медичної допомоги при хімічних опіках і отруєннях токсичними речовинами;

– підготовку до лабораторної роботи варто починати з детального вивчення методики експерименту і, у разі потреби, з вивчення правил техніки безпеки, що визначаються особливостями даної роботи;

– робоче місце необхідно утримувати в чистоті та порядку, не захаращувати робочий стіл непотрібними в даний момент предметами: приладами, книгами тощо; після закінчення роботи упорядкувати і здати лаборанту або викладачу робоче місце, прилади і устаткування.

Правила техніки безпеки

1. Приступати до виконання дослідів лише після дозволу викладача.
2. При використанні реактивів і препаратів необхідно уважно читати написи на етикетках.
3. Для визначення запаху речовин необхідно легким рухом долоні руки направити потік повітря на себе.
4. Не можна проводити досліди в брудному посуді. У лабораторії слід працювати у спецодязі.
5. Не куштувати на смак будь-які реактиви та препарати. З усіма речовинами слід поводитись як із більш або менш отруйними.
6. В лабораторії суворо забороняється виконувати досліди, які не передбачені практикумом.
7. Забороняється проводити на столах досліди, які супроводжуються виділенням легколетких токсичних речовин: амоніаку, брому, хлору, йоду, оксидів нітрогену, карбон (II) оксиду, сульфур (IV) оксиду, сірководню та ін. Такі досліди проводити тільки у витяжних шафах. Під час роботи у витяжній шафі всі дверцята тримати опущеними, залишивши внизу лише щілину для притоку повітря.
8. Нагріваючи рідину в пробірці, тримати її трохи нахиленою та прогрівати спочатку верхню її частину, поступово перемішуючи зону нагріву донизу. Не направляти при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.
9. Досліди із застосуванням концентрованих розчинів кислот та лугів проводити у витяжній шафі.
10. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти слід вливати її у воду, а не навпаки (в протилежному випадку перші порції води, змішую-

чись з кислотою, закипають, розбризкуючись у різні сторони, інколи супроводжуючись вибухом).

11. Під час роботи з лужними металами користуватися захисними окулярами. Метал різати тільки на аркуші сухого паперу, притримуючи його пінцетом або шпателем. Уникати контакту металу з водою. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів складати у фарфорову чашку та заливати спиртом до повного їх розчинення. Ні в якому разі не викидати відходи лужних металів у ящик для сміття або в раковину, де вони потім можуть спалахнути.

12. Роботу з легкозаймистими рідинами та газами проводити якомога далі від відкритого полум'я. Працювати з такими рідинами й газами дозволяється лише в спеціально обладнаних витяжних шафах. Спирт, етер та інші легкозаймисті розчинники, що спалахнули, необхідно засипати піском.

13. Після закінчення роботи ретельно вимийте руки з милом.

14. Студенти, які не засвоїли правил роботи з окремими приладами, а також правил техніки безпеки або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

15. У випадку спалаху речовин при нагріванні необхідно негайно загасити спиртівку або вимкнути електричну плитку, а полум'я накрити ковдрою або засипати піском чи використати вогнегасник.

Перша допомога при нещасних випадках

Для надання першої медичної допомоги хімічні лабораторії обладнані аптечками.

Правила першої долікарняної допомоги:

– при пораненні склом потрібно видалити залишки скла з рани, змастити рану розчином йоду і перев'язати бинтом;

– при опіках кислотами і лугами ушкоджені ділянки шкіри потрібно швидко промити великим об'ємом води, а потім обробити 2%-ним розчином соди (при опіках кислотою) або 2%-ним розчином оцтової кислоти (при опіках лугом);

– при термічних опіках ушкоджену ділянку шкіри необхідно промити спиртом;

– при попаданні реактиву в очі необхідно їх промити проточною водою і звернутись до лікаря;

– при отруєнні газами необхідно забезпечити постраждалому приплив свіжого повітря.

2 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

2.1 Основні хімічні поняття

Хімічний елемент – це вид атомів, які мають однаковий заряд ядра.

Атом – це найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і є носієм хімічних властивостей елемента.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка складається з атомів одного або різних хімічних елементів, здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовини.

Йон – це атом, який віддав або приєднав один чи декілька електронів і став електрозарядженим.

Проста речовина – це індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента.

Складна речовина – індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше числа елементів.

Відносна атомна маса елемента – це маса його атома, виражена в атомних одиницях маси. Атомна одиниця маси (а.о.м.) є 1/12 частина маси атома Карбону ${}^{12}_{6}C$:

$$Ar(x) = \frac{m(x)}{1/12\ m(C)}, \tag{2.1}$$

де $Ar(x)$ – відносна атомна маса елемента;

$m(x)$ – маса атома елемента;

$m(C)$ – маса атома Карбону ${}^{12}C$.

Наприклад, $Ar(O) = 16$; $Ar(Ca) = 40$.

Відносна молекулярна маса речовини – це маса її молекули, виражена в атомних одиницях маси.

Відносну молекулярну масу визначають як суму відносних атомних мас елементів, які входять до складу даної речовини. Оскільки індекс у хімічній формулі вказує на кількість атомів у молекулі, то при обчисленні відносної молекулярної маси речовини за її формулою потрібно перемножити відносну атомну масу елемента і його індекс.

Наприклад, $Mr(Na_2O) = 2 \cdot Ar(Na) + 1 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 16 = 62$.

Масова частка елемента в речовині обчислюється за формулою:

$$\omega = \frac{n \cdot Ar}{Mr}, \tag{2.2}$$

де ω – масова частка елемента;

Ar – відносна атомна маса елемента;

n – число атомів елемента;

Mr – відносна молекулярна маса речовини.

Масова частка елемента у складі речовини виражається у частках одиниці або у відсотках.

Кількість речовини (ν) – це число структурних частинок (молекул, атомів тощо), які містяться в даній порції речовини.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки частинок цієї речовини (молекул, атомів тощо), скільки атомів міститься в 12 *г* нукліду Карбону $^{12}_{6}C$.

Стала Авогадро показує число частинок, які містяться в одному молі речовини (позначається N_A). Це число дорівнює $6{,}02 \cdot 10^{23}$. Назване на честь італійського хіміка А. Авогадро:

$$N_A = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\ моль} \approx 6 \cdot 10^{23}\ моль^{-1}.$$

Молярна маса речовини – це маса одного моля цієї речовини, яка чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

Наприклад, $Mr(NH_3) = 1 \cdot Ar(N) + 3 \cdot Ar(H) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$.

$M(NH_3) = 17$ *г/моль*.

Кількість речовини визначається за формулою:

$$\nu = \frac{m}{M}, \qquad (2.3)$$

де ν – кількість речовини, *моль*;

m – маса речовини, *г*;

M – молярна маса речовини, *г/моль*.

2.2 Основні закони хімії

Закон збереження маси: сума мас речовин, які прореагували, дорівнює сумі мас речовин, що утворилися внаслідок реакції.

$4Al$	+	$3O_2$	=	$2Al_2O_3$
4 *моль* · 27 *г/моль*		3 *моль* · 32 *г/моль*		2 *моль* · 102 *г/моль*
108 *г*	+	96 *г*	=	204 *г*

У природі ніщо не виникає з нічого і не зникає безслідно.

Закон сталості складу: кожна хімічна сполука молекулярної будови має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її добування.

Закон Гей-Люссака: об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів газоподібних продуктів реакції як прості цілі числа (за однакових умов).

Коефіцієнти перед газоподібними речовинами у хімічному рівнянні дорівнюють об'ємам газів. Наприклад,

$$\underset{1V}{N_2} + 3\underset{3V}{H_2} = \underset{2V}{2NH_3}$$

Об'єднаний газовий закон:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}, \tag{2.4}$$

де P, V, T – тиск, об'єм і температура газу;

P_0, V_0, T_0 – тиск, об'єм і температура газу за нормальних умов ($P_0 = 101325$ *Па*, $T_0 = 273$ *К*).

Рівняння Менделєєва-Клапейрона описує залежність об'єму газу від кількості речовини цього газу, температури і тиску.

$$PV = \frac{m}{M}RT \text{ або } PV = \nu RT, \tag{2.5}$$

де P – тиск газу, *Па*;

V – об'єм газу, $м^3$;

m – маса газу, *г*;

M – молярна маса газу, *г/моль*;

ν – кількість речовини газу, *моль*;

R – універсальна газова стала, $R = 8{,}314$ *Дж/(моль · К)*.

Об'ємна частка газу – це відношення об'єму газу до загального об'єму системи.

$$\varphi(x) = \frac{V(x)}{V}, \tag{2.6}$$

де $\varphi(x)$ – об'ємна частка газу x;

$V(x)$ – об'єм компонента x;

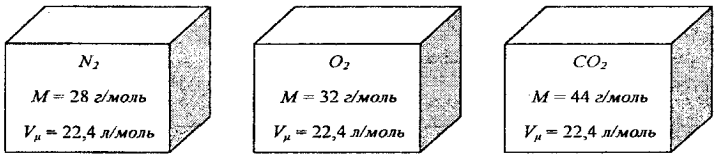
V – загальний об'єм системи.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в частках одиниці або у відсотках.

Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

1 *моль* будь-якої речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів).

Молярний об'єм – це об'єм 1 *моля* газу. За нормальних умов ($P_0 = 101{,}3$ *кПа*, $T_0 = 273$ *К*) він дорівнює 22,4 *л/моль*.



Кількість речовини газу обчислюють за формулою:

$$\nu = \frac{V}{V_\mu}, \tag{2.7}$$

де ν – кількість речовини газу, *моль*;
V – об'єм газу, *л*;
V_μ – молярний об'єм газу, *л/моль*.

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

$$D = \frac{M_1}{M_2}, \tag{2.8}$$

де D – відносна густина газу;
M_1, M_2 – молярні маси газів, які порівнюються.

Наприклад, при визначенні відносної густини газу за воднем використовують формулу:

$$D_{H_2} = \frac{M_1}{M(H_2)} = \frac{M_1}{2},$$

де M_1 – молярна маса газу, густина якого визначається;
$M(H_2) = 2$ *г/моль*.

При визначенні відносної густини газу за повітрям формула має вигляд:

$$D_{пов.} = \frac{M_1}{M(пов.)} = \frac{M_1}{29},$$

де M_1 – молярна маса газу, густина якого визначається;
M (*пов.*) = 29 *г/моль*.

Еквівалент – це реальна або умовна частинка речовини, яка в реакціях іонного обміну рівноцінна (еквівалентна) одному атому Гідрогену. Еквівалент є безрозмірною величиною. Поняття про еквівалент поширюється у хімії як на елемент, так і на прості та складні речовини. Еквівалент складної речовини часто залежить від реакції, в яку вступає ця речовина.

Для еквівалента можна обчислити молярну масу і кількість речовини. Маса одного еквівалента речовини називається **молярною масою еквівалента** (еквівалентною масою) цієї речовини.

Кількість речовини еквівленту обчислюють за формулою:

$$\nu_E = \frac{m}{E}, \tag{2.9}$$

де ν_E – кількість речовини еквіваленту, *моль*;
m – маса речовини, *г*;
E – молярна маса еквіваленту, *г/моль*.

Закон еквівалентів: речовини вступають у хімічні реакції в кількостях, пропорційних їхнім молярним масам еквівалентів.

Математично закон еквівалентів можна записати так:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}, \tag{2.10}$$

де m_1 і E_1 – маса і молярна маса еквівалента однієї речовини,

m_2 і E_2 – маса і молярна маса еквівалента другої речовини.

В законі еквівалентів для реакції, в якій беруть участь газоподібні речовини, використовують їх об'єми еквівалентів:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{E_1}}{V_{E_2}}, \tag{2.11}$$

де V_1, V_{E_1} – об'єм і молярний об'єм еквівалента однієї газоподібної речовини;

V_2, V_{E_2} – об'єм і молярний об'єм еквівалента другої газоподібної речовини.

Обчислення молярних мас еквівалентів елементів та речовин

Молярну масу еквівалента елемента обчислюють за формулою:

$$E = \frac{M}{B}, \tag{2.12}$$

де E – молярна маса еквівалента, *г/моль*;

M – молярна маса елемента, *г/моль*;

B – валентність елемента.

Молярну масу еквівалента простої речовини обчислюють за формулою:

$$E = \frac{M}{n \cdot B}, \tag{2.13}$$

де E – молярна маса еквівалента простої речовини, *г/моль*;

M – молярна маса речовини, *г/моль*;

n – число атомів елемента у молекулі;

B – валентність елемента.

Молярну масу еквівалента оксиду обчислюють за формулою:

$$E_{окс} = \frac{M_{окс}}{n \cdot B}, \tag{2.14}$$

де $E_{окс}$ – молярна маса еквівалента оксиду, *г/моль*;

$M_{окс}$ – молярна маса оксиду, *г/моль*;

n – кількість атомів елемента (не Оксигену);

B – валентність елемента.

Молярну масу еквівалента кислоти обчислюють за формулою:

$$E_{к-ти} = \frac{M_{к-ти}}{n_{H^+}}, \qquad (2.15)$$

де $E_{к-ти}$ – молярна маса еквівалента кислоти, *г/моль*;

$M_{к-ти}$ – молярна маса кислоти, *г/моль*;

n_{H^+} – кількість йонів H^+, що містяться в молекулі кислоти.

Молярну масу еквівалента основи обчислюють за формулою:

$$E_{осн} = \frac{M_{осн}}{n_{OH^-}}, \qquad (2.16)$$

де $E_{осн}$ – молярна маса еквівалента основи, *г/моль*;

$M_{осн}$ – молярна маса основи, *г/моль*;

n_{OH^-} – кількість йонів OH^-, що містяться в молекулі основи.

Молярну масу еквівалента середньої солі обчислюють за формулою:

$$E_{солі} = \frac{M_{солі}}{B_{Me} \cdot n_{Me}}, \qquad (2.17)$$

де $E_{солі}$ – молярна маса еквівалента солі, *г/моль*;

$M_{солі}$ – молярна маса солі, *г/моль*;

B_{Me} – валентність металу;

n_{Me} – кількість атомів металу.

Молярну масу еквівалента йона ($E_{йона}$) обчислюють за формулою:

$$E_{йона} = \frac{M_{йона}}{B}, \qquad (2.18)$$

де $E_{йона}$ – молярна маса еквівалента йона, *г/моль*;

$M_{йона}$ – молярна маса йона, *г/моль*;

B – валентність йона.

Молярна маса еквівалента складної речовини може бути також знайдена як сума молярних мас еквівалентів їх складових.

Наприклад, для Cr_2O_3 маємо:

$$E_{Cr_2O_3} = E_{Cr} + E_O,$$

$$E_{Cr_2O_3} = 17{,}3 + 8 = 25{,}3 \text{ г/моль}.$$

а для $Al_2(SO_4)_3$:

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = E_{Al^{3+}} + E_{SO_4^{2-}},$$

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = 9 + 48 = 57 \text{ г/моль}.$$

2.3 Завдання для самостійної роботи

1. Яке число молекул містить кисень кількістю речовини 3 *моль*?
2. Яке число атомів містить мідь кількістю речовини 4 *моль*?
3. Обчисліть кількість речовини заліза, що відповідає масі 28 *г*.
4. Обчисліть кількість речовини бору, що відповідає масі 55 *г*.
5. Обчисліть кількість речовин, що відповідає масі 4 *г*:
   а) магнію; б) вуглецю; в) сірки.
6. Обчисліть кількість речовин, що відповідає масі 8 *г*:
   а) міді; б) заліза; в) фосфору.
7. Яке число молекул містить фосфор (V) оксид P_2O_5 кількістю речовини:
   а) 0,25 *моль*; б) 2 *моль*; в) 4 *моль*?
8. Яку масу має газоподібна речовина, якщо за нормальних умов вона займає певний об'єм згідно з варіантом:

Варіант	Речовина	Об'єм, *л*
1	карбон (IV) оксид CO_2	112
2	сульфур (IV) оксид SO_2	67,2
3	озон O_3	44,8
4	азот N_2	5,6
5	сірководень H_2S	2,24

9. Який об'єм за нормальних умов займає:
   а) амоніак NH_3 масою 68 *г*; б) кисень O_2 масою 64 *г*; в) азот N_2 масою 7 *г*?
10. Обчисліть відносну густину за воднем і за повітрям таких газів:

Варіант	Газ	Варіант	Газ
1	азот N_2	4	карбон (IV) оксид CO_2
2	карбон (II) оксид CO	5	ацетилен C_2H_2
3	амоніак NH_3	6	хлор Cl_2

11. Обчисліть молярну масу газоподібної речовини, густина якої за воднем 8, а за повітрям 0,55.
12. Який об'єм водню можна добути, якщо на алюміній масою 16,2 *г* подіяти розчином хлоридної кислоти?
13. Обчисліть об'єм водню, який потрібно взяти для відновлення 256 *г* оксиду *CuO* до металу.
14. Який об'єм займає 8,47 *г* карбон (II) оксиду *CO* при 7 °C і тиску $1{,}04 \cdot 10^5$ *Па*?

15. Яка маса сульфур (IV) оксиду SO_2 займає об'єм 60,3 *л* при 20 °*C* і тиску $2{,}02 \cdot 10^5$ *Па*?

16. Яку молярну масу має газ, якщо $1{,}56 \cdot 10^{-3}$ *кг* цього газу при 17 °*C* і тиску $1{,}04 \cdot 10^5$ *Па* займає об'єм $0{,}623 \cdot 10^{-3}$ $м^3$?

17. Який об'єм займає 8,8 *г* карбон (IV) оксиду CO_2 при 50 °*C* і тиску $0{,}954 \cdot 10^5$ *Па*?

18. Обчисліть масу газу об'ємом 0,03 $м^3$, який знаходиться під тиском $1{,}04 \cdot 10^5$ *Па* при температурі 30 °*C* (густина газу за повітрям 0,587).

19. Під час спалювання 3,2 *г* сірки добуто 6,4 *г* оксиду сульфуру (IV). Обчисліть молярну масу еквіваленту Сульфуру в оксиді.

20.* Станум утворює два оксиди, які містять 78,8 та 88,2% Стануму. Обчисліть молярні маси еквівалентів Стануму та його оксидів.

21.* Сполука металу з Флуором містить 48,72% Флуору, а з Оксигеном – 28,57% Оксигену. Обчисліть молярні маси еквівалентів металу в цих сполуках.

22.* Для відновлення 4 *г* оксиду металу витрачено 1,12 *л* водню (н.у.). Обчисліть молярні маси еквіваленту металу та його оксиду.

2.4 Експериментальна частина

Дослід 2.1 **Визначення молярної маси еквівалента металу методом витіснення водню**

Обладнання та реактиви: прилад для визначення молярної маси еквівалента металу, мірний циліндр об'ємом 10 *мл*, термометр, барометр, розчин *HCl* (15%-ний), наважка металу.

Цей дослід оснований на реакції розчинення наважки невідомого металу в надлишку 15%-ної хлоридної кислоти і вимірюванні об'єму водню, який при цьому виділяється, відповідно до реакції:

$$2Me + 2xHCl \rightarrow 2MeCl_x + xH_2\uparrow$$

Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{m_{Me}}{E_{Me}} = \frac{V_0}{V_E}, \qquad (2.19)$$

де m_{Me} – маса наважки металу, що буде використана в досліді, *г*;

E_{Me} – молярна маса еквівалента металу, яку необхідно визначити, *г/моль*;

V_0 – об'єм водню, який виділяється в даній реакції (вимірюють експериментально і приводять до нормальних умов), *л*;

V_E – молярний об'єм еквівалента водню, який дорівнює 11,2 *л/моль*.

Прилад для визначення молярної маси еквівалента металу складається із двох бюреток, заповнених дистильованою водою і з'єднаних між собою гумовою трубкою. До однієї з бюреток приєднана двоколінна пробірка. Бюретки і двоколінна пробірка закріплені на металевому штативі (рис. 2.1).

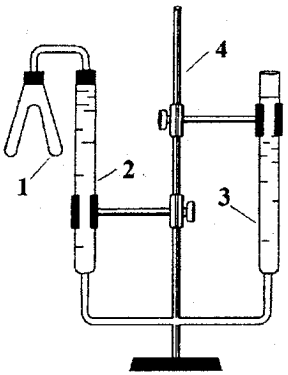


Рисунок 2.1 – Прилад для визначення молярної маси еквівалента металу: **1** – двоколінна пробірка; **2, 3** – бюретки; **4** – штатив

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. В одному з колін двоколінної пробірки розмістити наважку невідомого металу (при цьому обов'язково попередньо записати її масу в таблицю 2.1), а в друге коліно цієї ж пробірки налити за допомогою мірного циліндра 5 *мл* 15%-ного розчину *HCl*.

2. Перевірити герметичність приладу. Для цього приєднати пробірку до бюретки і, не з'єднуючи розчин кислоти з наважкою металу, опустити або підняти бюретку **3** таким чином, щоб рівні води в них були неоднакові. Якщо прилад герметичний, то рівні води в обох бюретках не повинні змінюватись впродовж приблизно 1 хвилини.

3. Після досягнення герметичності закріпити бюретку **3** так, щоб рівні рідини в обох бюретках були однаковими. Визначити положення рівня рідини в бюретці **3** і записати його в таблицю 2.1. Також записати в табл. 2.1 температуру та величину атмосферного тиску в *кПа*. Для цього величину атмосферного тиску, виміряну в *мм рт. ст.*, необхідно помножити на коефіцієнт 0,133.

4. Перенести розчин кислоти в коліно пробірки з металом. Під тиском водню, який утворюється при взаємодії металу з кислотою, рівень рідини в бюретці **2** зменшується і вона переходить в бюретку **3**.

5. Після повного розчинення металу і припинення виділення бульбашок газу необхідно вирівняти положення рівнів рідини в обох бюретках і записати нове положення рівня рідини в бюретці **3**.

НТБ ВНТУ
м. Вінниця

Таблиця 2.1 – Експериментальні дані

Наважка металу, *г* m_{Me}	Положення рівня рідини в бюретці **3**		Об'єм виділеного водню, *л* V	Умови досліду		
	до досліду	після досліду		температура, °*C* t	атмосферний тиск, *кПа* $P_{атм}$	тиск водяної пари, *кПа* P_{H_2O}

6. Визначити об'єм виділеного водню як різницю між положеннями рівнів рідини в бюретці **3**.

7. Обчислити об'єм водню в літрах за н.у. (V_0) за формулою (2.21), яку отримують з об'єднаного газового закону:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}, \qquad (2.20)$$

де P – тиск водню в бюретці **2**, *кПа*;

V – об'єм виділеного водню, *л*;

T – температура досліду, *К*;

$P_0 = 101,325$ *кПа*;

$T_0 = 273$ *К*;

V_0 – об'єм виділеного водню за н.у., *л*.

В експерименті водень збирається над поверхнею води в бюретці **2** і тому містить водяну пару. Загальний тиск газу в бюретці, який дорівнює атмосферному, складається із тиску водню і водяної пари P_{H_2O}. Величина P_{H_2O} залежить від температури і тому її необхідно визначити за допомогою таблиці 2.2.

Таблиця 2.2 – Тиск насиченої водяної пари у *кПа*, яка знаходиться в рівновазі з водою за різних температур

t, °*C*	P_{H_2O}	t, °*C*	P_{H_2O}	t, °*C*	P_{H_2O}
13	1,50	19	2,19	25	3,17
14	1,60	20	2,34	26	3,36
15	1,71	21	2,49	27	3,56
16	1,82	22	2,64	28	3,78
17	1,94	23	2,84	29	4,01
18	2,06	24	2,90	30	4,24

З урахуванням тиску водяної пари об'єм водню за н.у. розрахувати за формулою:

$$V_0 = \frac{V \cdot (P_{атм} - P_{H_2O}) \cdot 273}{(273 + t) \cdot 101,325}. \qquad (2.21)$$

8. Відповідно до закону еквівалентів (2.19) розрахувати молярну масу еквівалента невідомого металу за формулою:

$$E_{Me\ (практ)} = \frac{m_{Me} \cdot V_E}{V_0} = \frac{m_{Me}(г) \cdot 11{,}2(л/моль)}{V_0(л)}. \qquad (2.22)$$

9. За отриманим значенням $E_{Me\ (практ.)}$ розрахувати молярну масу невідомого металу, враховуючи, що була видана наважка одного із таких металів: *Mg*, *Al* або *Zn*.

10. Після встановлення природи металу розрахувати за формулою (2.13) $E_{Me\ (теор.)}$ і записати рівняння реакції взаємодії визначеного металу з хлоридною кислотою.

11. Розрахувати відносну похибку досліду за формулою:

$$\varepsilon = \left| \frac{E_{Me\ (теор.)} - E_{Me\ (практ)}}{E_{Me\ (теор.)}} \right| \cdot 100\%. \qquad (2.23)$$

12. Дослід необхідно виконати не менше двох разів для отримання близьких за значенням результатів.

13. У висновку зазначити, який метал використаний у досліді.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 2.1 повинен містити:

1) заповнену таблицю 2.1;
2) розрахунок об'єму виділеного водню за н.у. за формулою (2.21);
3) розрахунок молярної маси еквівалента металу за формулою (2.22);
4) розрахунок молярної маси еквіваленту магнію, алюмінію та цинку за формулою (2.13);
5) рівняння реакції взаємодії встановленого металу з хлоридною кислотою;
6) розрахунок похибки експерименту за формулою (2.23);
7) висновок.

2.5 Контрольні тестові завдання

1. Виберіть правильне визначення поняття «атом»:

1) атом – найменша частинка, яка характеризується певною масою і зарядом;
2) атом – найменша частинка речовини, яка може самостійно існувати і має хімічні властивості даної речовини;
3) атом – це електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів;
4) атом – елементарна заряджена частинка, на яку перетворюється атом при відщепленні або приєднанні електрона.

2. Виберіть правильне визначення поняття «молекула»:

1) молекула – найменша неподільна частинка хімічного елементу;
2) молекула – найменша частника речовини, яка володіє її хімічними властивостями;
3) молекула – елементарна частинка, яка характеризується певною масою і зарядом;
4) молекула – це електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

3. Виберіть правильне визначення поняття «дальтоніди»:

1) дальтоніди – сполуки, які мають змінний склад;
2) дальтоніди – речовини, здатні існувати в кількох алотропних видозмінах;
3) дальтоніди – сполуки, які мають сталий склад;
4) дальтоніди – різновиди атомів, які мають однакові масові числа, але різні величини зарядів ядер.

4. Виберіть правильне визначення поняття «йон»:

1) йон – це електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів;
2) йон – це найменша частника хімічного елемента, яка є носієм його властивостей;
3) йон – це заряджена частинка, на яку перетворюється атом при відщепленні або приєднанні електрона;
4) йон – це найменша електронейтральна частника речовини, яка складається з атомів і може самостійно існувати.

5. Які речовини є алотропними видозмінами?

1) фтор, хлор, бром, йод;
2) водень, вода, хлороводень;
3) залізо, кобальт, нікель;
4) кисень, озон.

6. Які речовини є алотропними видозмінами?

1) карбон (II) оксид, карбон (IV) оксид;
2) літій, натрій, калій;
3) фосфор, сірка, хлор;
4) червоний фосфор, білий фосфор.

7. Виберіть правильне твердження:

1) маса однієї молекули сульфатної кислоти дорівнює 98 *г*;
2) 22,4 *л* – це об'єм 1 *моля* рідини;
3) 1 *г* будь-якої речовини займає об'єм 22,4 *л* за нормальних умов;
4) однакові об'єми різних газів містять однакову кількість молекул за однакових умов.

8. Який зміст сталої Авогадро?

1) об'єм, який займає 1 *моль* газоподібної речовини за нормальних умов;
2) кількість молекул, що міститься в 1 *кг* речовини;
3) кількість речовини масою 1 *кг*;
4) кількість структурних одиниць (молекул, атомів, йонів), що містить 1 *моль* речовини.

9. Які одиниці виміру сталої Авогадро?

1) *кг/моль*; 2) *моль/л*; 3) *кг*; 4) 1/*моль*.

10. Виберіть значення сталої Авогадро:

1) 22,4 *л/моль*;
2) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ 1/*моль*;
3) 12 *г/моль*;
4) $6{,}02 \cdot 10^{-23}$ 1/*моль*.

11. Виберіть правильне твердження:

1) проста речовина – це речовина, яка складається з атомів різних елементів;
2) 22,4 *л* – це об'єм, який займає 1 *кг* газу за нормальних умов;
3) 1 *моль* будь-якої речовини містить 100 000 молекул;
4) дальтоніди – сполуки, які мають сталий склад і цілочислове атомне співвідношення компонентів.

12. Виберіть неправильне твердження:

1) хімічний елемент – це сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра;
2) молекула – найменша частинка речовини, яка може самостійно існувати і має хімічні властивості цієї речовини;
3) дальтоніди – це речовини змінного складу;
4) атом – електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

13. За якою формулою розраховують масу однієї молекули?

1) $m = \frac{M}{N_A}$; 2) $m = \frac{M \cdot V}{V_m}$; 3) $m = M \cdot V$; 4) $m = \rho \cdot V$.

14. Яка формула правильно виражає закон еквівалентів?

1) $m_1 \cdot E_1 = m_2 \cdot E_2$;
2) $\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2}$;
3) $\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_2}{E_1}$;
4) $\frac{m_1}{V_2} = \frac{V_{E_2}}{E_1}$.

15. Обчисліть молярну масу еквівалента H_2SO_4.

1) 32,5 *г/моль*;
2) 196 *г/моль*;
3) 49 *г/моль*;
4) 98 *г/моль*.

16. Обчисліть молярну масу еквівалента Na_2CO_3.

1) 212 *г/моль*;
2) 106 *г/моль*;
3) 46 *г/моль*;
4) 53 *г/моль*.

17. Обчисліть молярну масу еквівалента $Al_2(SO_4)_3$.

1) 342 *г/моль*;
2) 57 *г/моль*;
3) 27 *г/моль*;
4) 98 *г/моль*.

18. Обчисліть молярну масу еквівалента $Al(OH)_3$.

1) 9 *г/моль*;
2) 17 *г/моль*;
3) 78 *г/моль*;
4) 26 *г/моль*.

19. Обчисліть молярну масу еквівалента CaO.

1) 56 *г/моль*;
2) 40 *г/моль*;
3) 16 *г/моль*;
4) 28 *г/моль*.

20. Обчисліть молярну масу еквівалента Al^{3+}.

1) 3 *г/моль*;
2) 9 *г/моль*;
3) 54 *г/моль*;
4) 27 *г/моль*.

21. Обчисліть молярну масу еквівалента Оксигену.

1) 25 *г/моль*;
2) 16 *г/моль*;
3) 8 *г/моль*;
4) 32 *г/моль*.

22. Обчисліть масу 224 *л* (н.у.) водню.

1) 20 *г*;
2) 0,1 *г*;
3) 0,4 *г*;
4) 40 *г*.

23. Обчисліть масу $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул кисню.

1) 16 *г*;
2) 32 *г*;
3) 8 *г*;
4) 64 *г*.

24. Обчисліть масу $6{,}02 \cdot 10^{22}$ молекул карбон (IV) оксиду.

1) 2,2 *г*;
2) 1,5 *г*;
3) 4,4 *г*;
4) 44 *г*.

25. Обчисліть масу 44,8 *л* (н.у.) хлору.

1) 71 *г*;
2) 142 *г*;
3) 35,5 *г*;
4) 7,1 *г*.

26. Який об'єм (н.у.) займає 6,4 *г* сульфур (IV) оксиду?

1) 11,2 *л*;
2) 1 *л*;
3) 4,48 *л*;
4) 2,24 *л*.

27. Який об'єм (н.у.) займає хлор масою 71 *г*?

1) 11,2 *л*;
2) 44,8 *л*;
3) 224 *л*;
4) 22,4 *л*.

28. Обчисліть об'єм (н.у.), який займають $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул кисню?

1) 44,8 *л*;
2) 11,2 *л*;
3) 224 *л*;
4) 22,4 *л*.

29. Який об'єм (н.у.) займає $3{,}01 \cdot 10^{21}$ молекул фтору?

1) 11,2 *л*;
2) 2,24 *л*;
3) 0,112 *л*;
4) 5 *л*.

30. Скільки молекул міститься в 11,2 *л* (н.у.) азоту?

1) $6{,}02 \cdot 10^{23}$;
2) $3{,}01 \cdot 10^{23}$;
3) $6{,}02 \cdot 10^{22}$;
4) $1{,}2 \cdot 10^{24}$.

31. Скільки молекул містить 14 *г* азоту за н.у.?

1) $3{,}01 \cdot 10^{23}$;
2) $1{,}2 \cdot 10^{24}$;
3) $3{,}01 \cdot 10^{21}$;
4) $1{,}2 \cdot 10^{21}$.

32. Скільки атомів міститься в 48 *г* магнію?

1) $3{,}01 \cdot 10^{23}$;
2) $6{,}02 \cdot 10^{23}$;
3) $1{,}2 \cdot 10^{24}$;
4) $3{,}01 \cdot 10^{21}$.

33. Обчисліть кількість речовини води масою 1,8 *г*.

1) 2,24 *л*;
2) 22,4 *л*;
3) 10 *моль*;
4) 0,1 *моль*.

34. Обчисліть кількість речовини нітратної кислоти масою 126 *г*.

1) 0,5 *моль*;
2) 1 *моль*;
3) 4 *моль*;
4) 2 *моль*.

35. Обчисліть кількість речовини сульфатної кислоти масою 49 *г*?

1) 22,4 *л*;
2) 0,5 *моль*;
3) 2 *моль*;
4) 0,25 *моль*.

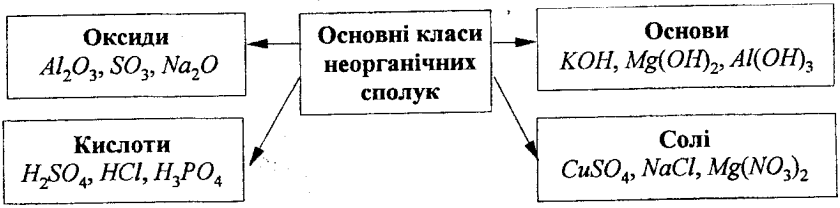
36. Обчисліть кількість речовини азоту об'ємом 448 *л* (н.у.).

1) 1 *моль*;
2) 10 *моль*;
3) 20 *моль*;
4) 0,5 *моль*.

3 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

3.1 Класифікація та номенклатура неорганічних сполук

Основними класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти та солі:

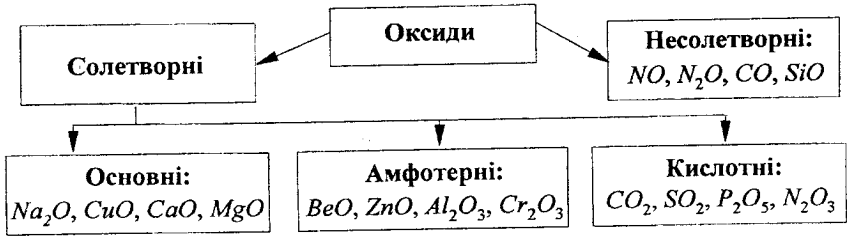


Оксиди – складні речовини, до складу яких входять атоми двох елементів, один з яких – Оксиген. Загальна формула оксидів E_xO_y. Назва оксиду складається з назви елемента та слова оксид. Валентність елемента вказується тільки у тих випадках, коли елемент здатний проявляти різні валентності (табл. 3.1).

Таблиця 3.1 – Хімічні формули та назви оксидів

Формула оксиду	Назва оксиду
CaO	кальцій оксид
Na_2O	натрій оксид
N_2O	нітроген (I) оксид
N_2O_5	нітроген (V) оксид
CO_2	карбон (IV) оксид
H_2O	гідроген оксид

За властивостями оксиди поділяються на різні типи:



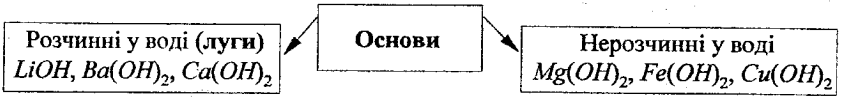
Основи – складні речовини, до складу яких входять атоми металів і гідроксильні групи (OH). Основи також називають гідроксидами. Загальна формула основ $Me(OH)_x$. Назва основи складається з назви атома металу та слова гідроксид. Валентність атома металу вказується тільки у тих випадках, коли атом металу здатний проявляти різні валентності (табл. 3.2).

Таблиця 3.2 – Хімічні формули та назви основ

Формула основи	Назва основи
$NaOH$	натрій гідроксид
$Ca(OH)_2$	кальцій гідроксид
$Cr(OH)_3$	хром (III) гідроксид
$Fe(OH)_3$	ферум (III) гідроксид
$Fe(OH)_2$	ферум (II) гідроксид
NH_4OH*	амоній гідроксид

Примітка.* Назва даної основи складається з назви катіона NH_4^+ та гідроксильної групи.

Класифікація основ за розчинністю їх у воді наведена на схемі:



Амфотерні основи: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ та ін.

Кислоти – це складні речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену і кислотні залишки. Формули та назви деяких кислот наведені в таблиці 3.3.

Таблиця 3.3 – Хімічні формули та назви кислот

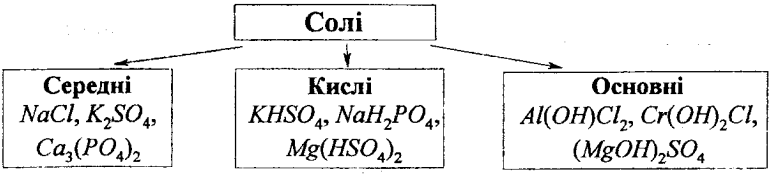
Формула кислоти	Назва кислоти	Кислотний залишок	Назва кислотного залишку
HF	флуоридна	F^-	флуорид
HCl	хлоридна	Cl^-	хлорид
HBr	бромідна	Br^-	бромід
HI	іодидна	I^-	іодид
H_2S	сульфідна	S^{2-}	сульфід
H_2SO_4	сульфатна	SO_4^{2-}	сульфат
H_2SO_3	сульфітна	SO_3^{2-}	сульфіт
$H_2S_2O_3$	тіосульфатна	$S_2O_3^{2-}$	тіосульфат
HNO_3	нітратна	NO_3^-	нітрат
HNO_2	нітритна	NO_2^-	нітрит
HPO_3	метафосфатна	PO_3^-	метафосфат
H_3PO_4	ортофосфатна	PO_4^{3-}	ортофосфат
H_2CO_3	карбонатна	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	силікатна	SiO_3^{2-}	силікат
$HClO$	гіпохлоритна	ClO^-	гіпохлорид
$HClO_2$	хлоритна	ClO_2^-	хлорит
$HClO_3$	хлоратна	ClO_3^-	хлорат
$HClO_4$	перхлоратна	ClO_4^-	перхлорат
H_2CrO_4	хроматна	CrO_4^{2-}	хромат
$H_2Cr_2O_7$	дихроматна	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат
$H_3[P(MoO_{10})_4]$	тетратримолібдатоортофасфатна	$[P(MoO_{10})_4]^{3-}$	тетратримолібдатоортофасфат

Класифікація кислот за складом та основністю наведена в таблиці 3.4.

Таблиця 3.4 – Класифікація кислот за складом та основністю

За складом		За основністю		
оксигеновмісні	безоксигеновмісні	одноосновні	двохосновні	триосновні
HNO_3, HPO_3, H_2SO_4	H_2S, HBr, HF, HI, HCl	HCl, HNO_3, HPO_3	H_2SO_4, H_2SO_3, H_2SiO_3	H_3PO_4

Солі – це складні речовини, продукти повного або часткового заміщення йонів гідрогену кислоти на метал або гідроксильних груп основ на кислотні залишки. Класифікація солей за складом наведена на схемі:



Крім цих солей існують також **оксосолі, подвійні** та **комплексні** солі. **Оксосолі** – це солі, які містять метал, атом Оксигену і кислотний залишок (*SbOCl, BiOBr*). **Подвійні солі** – це такі сполуки, які містять два види катіонів або два види кислотних залишків ($KMgCl_3$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$, $Ca(OCl)Cl$, $CdBrCl$). **Комплексні солі** – це такі сполуки, до складу яких входять комплексні йони, утворені за донорно-акцепторним механізмом зв'язку ($Na[Al(OH)_4]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$) (більш детальна інформація про них наведена в розділі 10). Хімічні формули та назви основних видів солей наведені в таблиці 3.5.

Таблиця 3.5 – Хімічні формули та назви солей

Тип солі	Формула солі	Назва солі
середня	Li_3PO_4	літій ортофосфат
	Na_2S	натрій сульфід
	$FeSO_4$	ферум(II) сульфат
кисла	$KHCO_3$	калій гідрогенкарбонат
	NaH_2PO_4	натрій дигідрогенортофосфат
	$Al(H_2PO_4)_3$	алюміній дигідрогенортофосфат
основна	$Zn(OH)NO_3$	цинк гідроксид нітрат
	$Cr(OH)_2Cl$	хром (III) дигідроксид хлорид
	$(CuOH)_2CO_3$	купрум (II) гідроксид карбонат
оксосіль	$BiOBr$	бісмут (III) бромід оксид
	$SbOCl$	стибій (III) оксид хлорид
подвійна сіль	$KMgCl_3$	калій магній трихлорид
	$KAl(SO_4)_2$	алюміній калій дисульфат
	$CdBrCl$	кадмій бромід хлорид

3.2 Добування та хімічні властивості оксидів

Існують такі способи добування оксидів:

1) взаємодія простих речовин з киснем

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3;$$
$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5;$$

2) взаємодія складних речовин з киснем

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O;$$
$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O;$$

3) термічне розкладання деяких складних речовин

основ $Ca(OH)_2 \xrightarrow{t} CaO + H_2O;$

кислот $2H_3PO_4 \xrightarrow{t} P_2O_5 + 3H_2O;$

солей $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow.$

Хімічні властивості основних оксидів

1. Взаємодія з водою (тільки оксиди лужних і лужноземельних металів):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

2. Взаємодія з кислотами:

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O.$$

3. Взаємодія з кислотними оксидами:

$$3MgO + P_2O_5 = Mg_3(PO_4)_2.$$

4. Взаємодія з амфотерними оксидами:

$$K_2O + ZnO \xrightarrow{t} K_2ZnO_2.$$

Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Взаємодія з водою (крім SiO_2):

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

2. Взаємодія з лугами:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O.$$

3. Взаємодія з основними оксидами:

$$CO_2 + CaO = CaCO_3.$$

4. Взаємодія з амфотерними оксидами:

$$P_2O_5 + Al_2O_3 = 2AlPO_4.$$

Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. Взаємодія з кислотами (кислотними оксидами):

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$$
$$ZnO + CO_2 = ZnCO_3.$$

2. Взаємодія з основами (основними оксидами):

$$ZnO + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O;$$
$$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4];$$
$$ZnO + Na_2O \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2.$$

3.3 Добування та хімічні властивості основ

Існують такі способи добування основ:

1) взаємодія активних металів з водою

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow;$$

2) взаємодія основних оксидів активних металів з водою

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2;$$

3) взаємодія солей з лугами (реакція відбувається, якщо в результаті утворюється осад)

$$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl.$$

Хімічні властивості основ

1. Взаємодія з кислотами (**реакція нейтралізації**):

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O.$$

2. Взаємодія з кислотними оксидами:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

3. Взаємодія лугів з розчинами середніх і кислих солей:

$$2KOH + CuCl_2 = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl;$$
$$NaOH + NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

4. 4. Розкладання малорозчинних і нерозчинних основ при нагріванні:

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{t} CaO + H_2O.$$

Хімічні властивості амфотерних основ

Амфотерні гідроксиди одночасно можна розглядати як кислоти і основи (таблиця 3.6).

Таблиця 3.6 – Формули амфотерних гідроксидів

Основа	Кислота	Основа	Кислота
$Zn(OH)_2$	H_2ZnO_2	$Al(OH)_3$	$HAlO_2$
$Be(OH)_2$	H_2BeO_2	$Cr(OH)_3$	$HCrO_2$

1. При взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди проявляють властивості основ:

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O.$$

2. При взаємодії з лугами амфотерні гідроксиди проявляють властивості кислот:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + 2H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + KOH \overset{t}{=} KCrO_2 + 2H_2O;$$
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4] \text{ (у водному розчині);}$$
$$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6] \text{ (у водному розчині).}$$

3.4 Добування та хімічні властивості кислот

Існують такі способи добування кислот:

1) взаємодія кислотних оксидів з водою

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3;$$

2) витіснення кислот з їхніх солей сильнішими кислотами

$$K_2SiO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SiO_3\downarrow;$$
$$Na_3PO_4 + 3HCl = 3NaCl + H_3PO_4;$$

3) окиснення деяких простих речовин

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow;$$

4) взаємодія неметалів з воднем (для добування безоксигенових кислот)

$$H_2 + Cl_2 \overset{t}{=} 2HCl.$$

Хімічні властивості кислот

1. Взаємодія з металами (згідно з таблицею взаємодії металів з кислотами, додаток Г):

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow;$$
$$H_2SO_4 \text{ (розб.)} + Cu \neq \text{ (реакція не відбувається);}$$
$$2H_2SO_4 \text{ (конц.)} + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O;$$
$$12HNO_3 \text{ (розб.)} + 5Mg = 5Mg(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O;$$
$$4HNO_3 \text{ (конц.)} + Mg = Mg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O;$$
$$H_2SO_4 \text{ (конц.)} + Fe \neq \text{ (реакція не відбувається).}$$

2. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами:

$$H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O;$$
$$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O.$$

3. Взаємодія з основами (**реакція нейтралізації**):

$$2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + H_2O;$$
$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O.$$

4. Взаємодія з солями, якщо в результаті реакції виділяється газ або утворюється осад:

$$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

3.5 Добування та хімічні властивості солей

Існують такі способи добування солей:

1) взаємодія металів з неметалами

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl;$$

2) взаємодія металів із кислотами

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow;$$

3) взаємодія основних оксидів з кислотами

$$CuO + H_2SO_4 \xrightarrow{t} CuSO_4 + H_2O;$$

4) взаємодія основ з кислотами (**реакція нейтралізації**)

$$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O;$$

5) взаємодія основних оксидів з кислотними

$$CaO + SiO_2 \xrightarrow{t} CaSiO_3;$$

6) взаємодія лугів з кислотними оксидами

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O;$$

7) взаємодія солей з кислотами

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow;$$

8) взаємодія солей між собою (реакція відбувається, якщо в результаті утворюється осад)

$$CuSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + CuCl_2;$$

9) взаємодія металів з солями

$$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu.$$

Хімічні властивості солей

1. Взаємодія з металами, якщо до складу солі входить менш активний метал, ніж той, що вступає в реакцію:

$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (Cu – менш активний метал, ніж Zn);
$Cu + ZnSO_4 \neq$ (реакція не відбувається).

2. Взаємодія з лугами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ:

$$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl;$$
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O.$$

3. Взаємодія з кислотами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ:

$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S\uparrow;$$
$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

4. Взаємодія з солями, якщо в результаті реакції виділяється газ або випадає осад:

$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow.$$

3.6 Завдання для самостійної роботи

1. Запишіть формули речовин:

а) силікатна кислота;
б) ферум (III) оксид;
в) магній гідрогенкарбонат;
г) кальцій гідроксид;
д) натрій ортофосфат;
е) барій гідроксид;
ж) сульфур(IV) оксид;
и) нітроген (III) оксид;
к) магній гідроксид;
л) сульфідна кислота;
м) хлоридна кислота;
н) літій нітрат.

2. Запишіть формули солей.

Варіант	Назва солі	Варіант	Назва солі
1	а) магній гідрогенкарбонат; б) калій сульфід; в) кальцій гідроксид бромід; г) літій нітрит.	3	а) берилій сульфіт; б) літій гідрогенсульфід; в) магній гідроксид нітрат; г) ферум (II) нітрат.
2	а) літій дигідрогенортофосфат; б) алюміній іодид; в) алюміній гідроксид бромід; г) калій сульфіт.	4	а) кальцій хлорид; б) калій гідрогенсульфід; в) цинк гідроксид хлорид; г) хром (III) сульфат.

3. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються між речовинами:

Варіант	Речовини, що взаємодіють
1	а) літій і вода; б) натрій оксид і вода; в) алюміній і кисень; г) алюміній оксид і нітратна кислота.
2	а) карбон (IV) оксид і вода; б) фосфор (V) оксид і вода; в) хлоридна кислота і магній; г) калій оксид і карбон (IV) оксид.
3	а) натрій гідроксид і хлоридна кислота; б) магній оксид і сульфатна кислота; в) нітратна кислота і кальцій оксид; г) вуглець і кисень.
4	а) цинк оксид і хлоридна кислота; б) цинк оксид і натрій гідроксид; в) цинк гідроксид і калій гідроксид; г) ферум (III) хлорид і натрій гідроксид.
5	а) барій оксид і нітратна кислота; б) ферум (II) хлорид і натрій гідроксид; в) алюміній оксид і калій гідроксид; г) сульфур (VI) оксид і вода.

4. Закінчіть рівняння реакцій та назвіть всі речовини:

Варіант	Рівняння реакції	Варіант	Рівняння реакції
1	а) $LiOH + P_2O_5 \rightarrow$ б) $Na_2O + CO_2 \rightarrow$ в) $CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$ г) $NaOH + SO_2 \rightarrow$	4	а) $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ б) $CaO + CO_2 \rightarrow$ в) $P_2O_5 + NaOH \rightarrow$ г) $HNO_3 + CuCO_3 \rightarrow$
2	а) $H_2S + CuCl_2 \rightarrow$ б) $Cu(OH)_2 + HBr \rightarrow$ в) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$ г) $CaO + HNO_3 \rightarrow$	5	а) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t}$ б) $CaCO_3 \xrightarrow{t}$ в) $LiHCO_3 + LiOH \rightarrow$ г) $Mg(OH)Cl + HCl \rightarrow$
3	а) $Mg + HNO_{3\,(розб.)} \rightarrow$ б) $Mg + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ в) $CuO + HCl \rightarrow$ г) $H_2SO_4 + BaO \rightarrow$	6	а) $CaHCO_3 + HCl \rightarrow$ б) $Zn(OH)Cl + HCl \rightarrow$ в) $Mg + CuCl_2 \rightarrow$ г) $KOH + CuSO_4 \rightarrow$

5. Складіть рівняння реакцій взаємодії з водою таких оксидів: літій оксиду, карбон (IV) оксиду, сульфур (VI) оксиду, барій оксиду.

6. Складіть рівняння реакцій взаємодії з хлоридною кислотою таких оксидів: барій оксиду, ферум (III) оксиду, цинк оксиду.

7. Складіть рівняння реакцій взаємодії з натрій гідроксидом таких речовин: цинк оксиду, алюміній хлориду, сульфатної кислоти, берилій гідроксиду.

8. Запишіть чотири рівняння реакцій добування алюміній сульфату.

9. Запишіть чотири рівняння реакцій добування цинк хлориду.

10. Запишіть три рівняння реакцій добування карбон (IV) оксиду.

11. Запишіть три рівняння реакцій, які характерні для:

а) фосфор (V) оксиду; б) цинк оксиду.

12. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Варіант	Перетворення
1	$P \rightarrow P_2O_5 \begin{cases} \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 \\ \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \end{cases}$
2	$Al \begin{cases} \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow K_3[Al(OH)_6] \\ \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \end{cases}$
3	$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2$
4	$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow NaHSiO_3$
5	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2$
6	$C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow CO_2$
7	$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe(NO_3)_2$
8	$S \rightarrow H_2S \rightarrow K_2S \rightarrow KHS \rightarrow H_2S \rightarrow CuS$
9	$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaOHCl$
10	$Al \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_2Cl$
11	$KOH \rightarrow KHSO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$
12	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_2NO_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$

13. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) залізо → ферум (II) хлорид → ферум (II) гідроксид → ферум (II) оксид → ферум (II) сульфат.

б) фосфор → фосфор (V) оксид → ортофосфатна кислота → кальцій ортофосфат.

в) літій → літій оксид → літій гідроксид → літій карбонат → літій сульфат → барій сульфат.

14. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) мідь → купрум (II) нітрат → купрум (II) гідроксид → купрум (II) оксид → купрум (II) хлорид.

б) сірка → сульфур (IV) оксид → натрій сульфіт → сульфур (IV) оксид → сульфур (VI) оксид → сульфатна кислота.

15. Які сполуки називають ангідридами? Наведіть приклади та назвіть їх.

16.* Які оксиди називають складними (змішаними, подвійними)? Наведіть приклади таких сполук.

17.* Виберіть солі, при нагріванні яких можна добути оксиди: $CaCO_3$, KNO_3, $Cu(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, Na_2CO_3, $Al_2(SO_4)_3$, $MgSiO_3$, KCl. Складіть рівняння відповідних реакцій.

3.7 Експериментальна частина

Дослід 3.1 **Добування оксидів**

а) добування купрум (II) оксиду

Обладнання та реактиви: велика пробірка з газовідвідною трубкою, закріплена в штативі, пробка, спиртівка, пробірки, пробіркотримач, малахіт $(CuOH)_2CO_3$ (крист.).

Дослід проводити за допомогою установки (рис. 3.1), яка складається із великої пробірки **1** з газовідвідною трубкою **2**, закріплених в штативі та пробірки **3**.

В суху велику пробірку **1** насипати приблизно 1 – 2 *г* купрум (II) гідроксид карбонату $(CuOH)_2CO_3$ (малахіту) і закріпити її в штативі горизонтально.

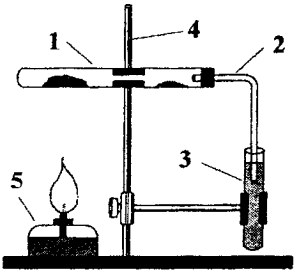


Рисунок 3.1 – Установка для термічного розкладання солі
1, 3 – пробірки; **2** – газовідвідна трубка; **4** – штатив; **5** – спиртівка

В середню частину великої пробірки **1** насипати тонкий шар безводного купрум (II) сульфату. Закрити пробірку **1** пробкою з газовідвідною трубкою, вільний кінець якої опустити в пробірку **3**, що містить розчин кальцій гідроксиду. Слабким полум'ям спиртівки спочатку нагріти всю пробір-

ку 1, а потім прожарити порошок купрум (II) гідроксид карбонату до зміни кольору.

Записати спостереження та рівняння реакції:

а) термічного розкладання малахіту та навести приклади реакцій, за допомогою яких можна отримати купрум (II) оксид. Пояснити зміну кольору купрум (II) сульфату в пробірці 1.

б) взаємодії одного з продуктів реакції термічного розкладення малахіту з вапняною водою.

У висновку вказати спосіб добування купрум (II) оксиду, який використано у досліді.

б) добування магній оксиду

Обладнання та реактиви: щипці, спиртівка, стакан, магнієва стрічка, розчин фенолфталеїну.

Магнієву стрічку завдовжки приблизно 3 *см* взяти щипцями, кінчик її прожарити у полум'ї спиртівки до займання, запалену стрічку потримати над стаканом. До зібраного у стакані білого оксиду магнію додати 10 – 20 *мл* води та 1 – 2 краплі розчину фенолфталеїну.

Записати спостереження та рівняння реакції:

а) горіння магнію;

б) взаємодії магній оксиду з водою;

в) дисоціації магній гідроксиду в розчині і пояснити появу малинового забарвлення після додавання фенолфталеїну.

Навести приклади реакцій, за допомогою яких можна отримати магній оксид.

У висновку вказати спосіб добування магній оксиду.

***Дослід 3.2* Добування основ**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками; розчини $AlCl_3$ (0,5М) або $Al_2(SO_4)_3$ (0,5М), $NaOH$ (1М), HCl (1М).

До 0,5 *мл* розчину натрій гідроксиду $NaOH$ додати краплями розчин солі алюмінію до утворення осаду. Одержаний осад разом з рідиною розділити на дві частини. До першої пробірки додати невеликий об'єм розчину хлоридної кислоти HCl, а до другої – невеликий об'єм розчину натрій гідроксиду $NaOH$ до появи змін при перемішуванні.

Записати спостереження та рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді:

а) взаємодії солі алюмінію з натрій гідроксидом та вказати, яка речовина випадає в осад;

б) осаду з хлоридною кислотою;

в) осаду з натрій гідроксидом.

У висновку вказати спосіб добування алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$ та властивості, які він проявляє в даному досліді.

Дослід 3.3 **Добування солей**

а) добування середніх солей

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: H_2SO_4 (1М), $BaCl_2$ (0,5М), $NaCl$ (0,5М), $AgNO_3$ (0,5М).

Налити в пробірки:

– 1 *мл* H_2SO_4 і 1 *мл* $BaCl_2$;

– 1 *мл* $NaCl$ і 1 *мл* $AgNO_3$.

Розчини перемішати струшуванням пробірки. Записати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

У висновку вказати, який тип реакцій використано для добування середніх солей.

б) добування і властивості кислих солей

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, апарат Кіппа, спиртівка, пробіркотримач, $Ca(OH)_2$ (1М), CO_2 (отриманого в апараті Кіппа взаємодією мармуру з хлоридною кислотою).

Налити в пробірку приблизно 1 *мл* розчину кальцій гідроксиду (вапняної води) і пропустити через нього вуглекислий газ із апарату Кіппа. Спостерігати утворення осаду, а потім освітлення розчину. Розділити розчин на дві частини. До однієї додати вапняну воду, другу – підігріти.

Записати спостереження та рівняння реакцій:

1) утворення кальцій карбонату;

2) розчинення кальцій карбонату з утворенням розчинного у воді кальцій гідрогенкарбонату;

3) взаємодії кальцій гідрогенкарбонату з вапняною водою;

4) термічного розкладання кальцій гідрогенкарбонату.

У висновку вказати спосіб добування кальцій гідрогенкарбонату.

в) добування і властивості основних солей

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: $CoCl_2$ (0,5М), $NaOH$ (1М), HCl (1М).

До 1 *мл* розчину натрій гідроксиду $NaOH$ (1М) краплинами долити розчин кобальт (II) хлориду $CoCl_2$ (0,5М). Одержаний осад разом з рідиною розділити на дві частини. До першої пробірки додати невеликий об'єм розчину хлоридної кислоти HCl, до другої пробірки – невеликий об'єм розчину натрій гідроксиду $NaOH$, вміст пробірок перемішати струшуванням. У якому випадку відбувається розчинення осаду?

Записати спостереження та рівняння реакцій:

а) отримання кобальт (II) гідроксиду хлориду;

б) взаємодії основної солі з хлоридною кислотою;

в) взаємодії основної солі з натрій гідроксидом.

У висновку вказати спосіб добування кобальт (II) гідроксиду хлориду.

Дослід 3.4 **Генетичний зв'язок між класами неорганічних речовин**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, залізо, мідь, *HCl* (1М), H_2SO_4 (1М), *NaOH* (1М), HNO_3 (1М).

Використовуючи запропоновані реактиви, здійснити перетворення за схемами:

а) залізо → ферум (II) хлорид → ферум (II) гідроксид → ферум (II) оксид → ферум (II) сульфат;

б) мідь → купрум (II) нітрат → купрум (II) гідроксид → купрум (II) оксид → купрум (II) хлорид.

Записати рівняння відповідних реакцій та спостереження.

3.8 Контрольні тестові завдання

1. Вкажіть групу речовин, яка містить лише оксиди:

1) FeO, FeS, NO_2;
2) N_2O, Na_2O, $NaCl$;
3) K_2O, CrO_3, Cr_2O_3;
4) FeO, Fe_2O_3, FeS.

2. Вкажіть групу речовин, яка містить лише основні оксиди:

1) SiO_2, K_2O, CaO;
2) K_2O, CO_2, MgO;
3) K_2O, BaO, Cu_2O;
4) CO_2, CO, CaO.

3. Вкажіть групу речовин, яка містить лише кислотні оксиди:

1) CO_2, CaO, SO_2;
2) CuO, CO_2, SO_3;
3) SO_2, SO_3, P_2O_5;
4) SO_2, P_2O_5, BaO.

4. Вкажіть групу речовин, яка містить лише кислоти:

1) H_3PO_4, HNO_3, $HClO$;
2) HCl, $NaCl$, H_2SO_4;
3) KCN, H_2S, Na_2S;
4) $HClO_3$, $KClO_3$, $HClO_4$.

5. Вкажіть групу речовин, яка містить тільки луги:

1) $Fe(OH)_3$, KOH, $Ca(OH)_2$;
2) $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$;
3) $LiOH$, $CsOH$, $NaOH$;
4) $MgOHCl$, KOH, $Mg(OH)_2$.

6. Вкажіть групу речовин, які належать до несолетворних оксидів:

1) CO_2, CO, NO_2;
2) N_2O, CO, NO;
3) MgO, K_2O, Na_2O;
4) SiO_2, CaO, MgO.

7. Вкажіть групу речовин, яка містить лише основні солі:

1) Na_3PO_4, Na_2SO_4, KCl;
2) $ZnCl_2$, $ZnOHCl$, $(MgOH)_2CO_3$;
3) $CuOHCl$, $CuCl_2$, $NaHCO_3$;
4) $Fe(OH)_2Cl$, $FeOHCl$, $(MgOH)_2CO_3$.

8. Вкажіть групу речовин, яка містить тільки кислі солі:

1) $NaHS$, KH_2PO_4;
2) $NaHSO_3$, $CuOHCl$;
3) K_3PO_4, KH_2PO_4;
4) K_2HPO_4, $ZnCO_3$.

9. Вкажіть хімічну формулу оксиду, який при взаємодії з водою утворює основу:

1) K_2O;
2) Fe_2O_3;
3) Cr_2O_3;
4) FeO.

10. Вкажіть основу, яка не піддається термічному розкладанню:

1) $Zn(OH)_2$;
2) $Cu(OH)_2$;
3) $NaOH$;
4) $Al(OH)_3$.

11. Вкажіть речовину A у схемі реакції $A + H_2O \rightarrow H_2SO_3$:

1) H_2S;
2) SO_2;
3) SO_3;
4) H_2SO_4.

12. Вкажіть речовини A і D у схемі реакції $CuCl_2 + A \rightarrow Cu(OH)_2 + D$:

1) $Fe(OH)_3$, $FeCl_3$;
2) $Zn(OH)_2$, $ZnCl_2$;
3) H_2O_2, H_2O;
4) KOH, KCl.

13. Вкажіть речовини A і D у схемі реакції $MgCl_2 + A \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + D$:

1) $AlPO_4$, $AlCl_3$;
2) K_3PO_4, KCl;
3) $Cu_3(PO_4)_2$, $CuCl_2$;
4) P_2O_5, Cl_2.

14. Вкажіть речовини A і D у схемі реакції $A + KOH \rightarrow Zn(OH)_2 + D$:

1) цинк карбонат, калій карбонат;
2) цинк силікат, калій силікат;
3) цинк сульфат, калій сульфат;
4) цинк оксид, калій оксид.

15. Вкажіть речовини A і D у схемі реакції $A + Cu(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + D$:

1) цинк хлорид, купрум (II) хлорид;
2) цинк, мідь;
3) цинк сульфат, купрум (II) сульфат;
4) цинк оксид, купрум (II) оксид.

16. Вкажіть групу речовин, яка містить лише одноосновні кислоти:

1) $HClO$, H_2SO_4, H_2SO_3, H_3PO_4;
2) HCl, $HClO_3$, $HClO_4$, HNO_3;
3) H_3BO_3, H_3PO_4, H_3AsO_4, $HClO_4$;
4) HPO_3, H_3PO_4, H_2SO_4, HCN.

17. Вкажіть групу речовин, яка містить дві амфотерні основи:

1) KOH, $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$;
2) KOH, $NaOH$, $Cu(OH)_2$;
3) KOH, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$;
4) $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $NaOH$.

18. Вкажіть групу речовин, яка містить лише триосновні кислоти:

1) H_3PO_4, H_3PO_3, H_2CO_3, H_2SO_4;
2) H_2S, H_3PO_3, H_3BO_3, H_2CO_3;
3) H_3PO_4, H_3BO_3, H_3AsO_4;
4) H_3PO_3, H_2CO_3, H_3BO_3.

19. Вкажіть пару речовин, які при взаємодії з водою утворюють луги:

1) Cs_2O, BaO;
2) FeO, K_2O;
3) CuO, CaO;
4) ZnO, Na_2O.

20. Вкажіть речовину, яка взаємодіє з калій гідроксидом:

1) натрій оксид;
2) цинк оксид;
3) калій оксид;
4) натрій хлорид.

21. Вкажіть основу, яка не розкладається під час нагрівання:

1) цинк гідроксид;
2) натрій гідроксид;
3) ферум (III) гідроксид;
4) купрум (II) гідроксид.

22. Вкажіть метал, який витісняє мідь з розчину купрум (II) нітрату:

1) залізо;
2) платина;
3) золото;
4) срібло.

23. Вкажіть реакцію, у результаті якої можна добути цинк ортофосфат:

1) цинк силікат + магній ортофосфат;
2) цинк сульфід + магній ортофосфат;
3) цинк нітрат + калій ортофосфат;
4) цинк карбонат + фосфор (V) оксид.

24. Вкажіть речовину, яка реагує з алюміній хлоридом:

1) калій сульфат;
2) аргентум нітрат;
3) цинк нітрат;
4) купрум (II) гідроксид.

25. Вкажіть кислоту, всі солі якої розчинні у воді:

1) HNO_3;
2) H_2CO_3;
3) H_2SO_4;
4) H_2S.

26. Вкажіть реакцію, в результаті якої можна добути калій сульфат:

1) барій сульфат + калій гідроксид;
2) калій оксид + сульфатна кислота;
3) калій гідроксид + натрій хлорид;
4) калій гідроксид + сульфітна кислота.

27. Вкажіть метал, який витісняє свинець із розчину плюмбум (II) нітрату:

1) *Au*;
2) *Mg*;
3) *Ag*;
4) *Cu*.

28. Вкажіть тип реакції взаємодії натрій гідроксиду з хлоридною кислотою:

1) самоокиснення-самовідновлення;
2) заміщення;
3) нейтралізації;
4) гідрогенізації.

29. Вкажіть метали, які утворюють амфотерні оксиди та гідроксиди:

1) *Al* і *Ba*;
2) *Mg* і *Zn*;
3) *Zn* і *Al*;
4) *Zn* і *Na*.

30. Вкажіть речовину, яка утворюється під час термічного розкладання купрум (II) гідроксиду:

1) *Cu*;
2) *CuO*;
3) Cu_2O;
4) *CuS*.

31. Вкажіть гідроксид, який належить до лугів:

1) $Cu(OH)_2$;
2) *KOH*;
3) $Al(OH)_3$;
4) $Fe(OH)_3$.

32. Встановіть відповідність між сіллю і парою солей, які потрібно використати для її добування.

Сіль:	Пара вихідних солей:
а) $Fe(NO_3)_3$;	1) K_3PO_4 і $MgCl_2$;
б) $BaCO_3$;	2) $Fe_2(SO_4)_3$ і $Ba(NO_3)_2$;
в) *KCl*;	3) $Ba(NO_3)_2$ і Na_2CO_3;
г) $BaSO_4$.	4) $FeSO_4$ і $Ba(NO_3)_2$.

33. Встановіть відповідність між реагентами і продуктами реакції.

Реагенти:	Продукти реакції:
а) $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$;	1) $BaSO_4$;
б) $BaO + H_2O \rightarrow$;	2) $FeCl_3$, H_2O;
в) $BaO + SO_3 \rightarrow$;	3) $BaSO_3$;
г) $BaO + SO_2 \rightarrow$.	4) $Ba(OH)_2$.

34. Встановіть відповідність між основою і парою речовин, які потрібно використати для її добування.

Основа:	Пара вихідних солей:
а) *KOH*;	1) $FeCl_2$ і *KOH*;
б) $Cu(OH)_2$;	2) $FeCl_3$ і *NaOH*;
в) $Fe(OH)_2$;	3) K_2O і H_2O;
г) $Fe(OH)_3$.	4) $CuCl_2$ і *NaOH*.

35. Встановіть відповідність між сіллю і парою речовин, які потрібно використати для її добування.

Сіль:	Вихідні речовини:
а) Ag_3PO_4;	1) $CaCO_3$ і HNO_3;
б) $Ca(NO_3)_2$;	2) $AgNO_3$ і H_3PO_4;
в) $MgCl_2$;	3) $NaOH$ і CO_2;
г) Na_2CO_3.	4) $Mg(OH)_2$ і HCl.

36. Встановіть відповідність між основою і оксидом, який можна добути внаслідок термічного розкладання цієї основи.

Основа:	Оксид:
а) $Cr(OH)_3$;	1) CrO;
б) $Cr(OH)_2$;	2) Cr_2O_3;
в) $Fe(OH)_3$;	3) CuO;
г) $Cu(OH)_2$.	4) Fe_2O_3.

37. Встановіть відповідність між кислотним оксидом і кислотою, яка йому відповідає.

Кислотний оксид:	Кислота:
а) N_2O_3;	1) H_2SO_4;
б) SO_3;	2) H_2SiO_3;
в) SO_2;	3) H_2SO_3;
г) SiO_2.	4) HNO_2.

38. Встановіть відповідність між формулою солі та її назвою.

Формула солі:	Назва солі:
а) $BaSO_3$;	1) барій сульфат;
б) $BaSO_4$;	2) барій гідрогенсульфат;
в) $Ba(HS)_2$;	3) барій гідрогенсульфід;
г) $Ba(HSO_4)_2$.	4) барій сульфіт.

39. Встановіть відповідність між класом солі і її формулою.

Тип сполуки:	Хімічна формула:
а) основна сіль;	1) $KAl(SO_4)_2$;
б) кисла сіль;	2) $K_3[Al(OH)_6]$;
в) подвійна сіль;	3) $CuOHCl$;
г) комплексна сіль.	4) NaH_2PO_4.

40. Встановіть відповідність між формулою солі та її назвою.

Формула солі:	Назва солі:
а) $Ca(H_2PO_4)_2$;	1) калій дигідрогенортофосфат;
б) K_2HPO_4;	2) калій гідрогенсульфіт;
в) KH_2PO_4;	3) калій гідрогенортофосфат;
г) $KHSO_3$.	4) кальцій дигідрогенортофосфат.

41. Встановіть відповідність формул оксидів їхнім характеристикам.

Характеристика оксиду:	Формула оксиду:
а) несолетворний оксид;	1) Al_2O_3;
б) змішаний оксид;	2) SO_3;
в) кислотний оксид;	3) CO;
г) амфотерний оксид.	4) Fe_3O_4.

42. Вкажіть рівняння хімічної реакції розкладання:

1) $2AgBr = 2Ag + Br_2$;
2) $Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2H_2O$;
3) $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$;
4) $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$.

43. Вкажіть рівняння хімічної реакції заміщення:

1) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$;
2) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$;
3) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
4) $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$.

44. Вкажіть рівняння хімічної реакції обміну:

1) $H_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$;
2) $4HNO_3 \xrightarrow{t} 4NO_2\uparrow + 2H_2O + O_2\uparrow$;
3) $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$;
4) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$.

45. Вкажіть рівняння хімічної реакції нейтралізації:

1) $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$;
2) $FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl$;
3) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
4) $2HNO_3 + Cu(OH)_2 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$.

46. Вкажіть рівняння хімічної реакції сполучення:

1) $Mg + S = MgS$;
2) $Mg + H_2O \xrightarrow{t} MgO + H_2\uparrow$;
3) $2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2\uparrow$;
4) $Cu_3C_2H_2O_8 \xrightarrow{t} 3CuO + 2CO_2 + H_2O$.

4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

4.1 Ступінь окиснення. Окисники та відновники

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин та продуктів реакції, називаються **окисно-відновними**, наприклад:

$$\overset{+1}{2K}\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} = \overset{+1}{2K}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{3O_2};$$

$$\overset{+1}{2K}\overset{-1}{Br} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{0}{Br_2} + \overset{+1}{2K}\overset{-1}{Cl}.$$

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо припустити, що спільні пари електронів цілком перейшли до більш електронегативного атома. Ступінь окиснення може мати додатне, нульове і від'ємне значення. Найвищий ступінь окиснення елемента – номер групи періодичної системи, в якій знаходиться елемент (виняток – Оксиген, Флуор, елементи побічних підгруп I та VIII груп). Для неметалів найнижчий ступінь окиснення визначається кількістю електронів, яких не вистачає до октету електронів на зовнішньому електронному шарі. Наприклад, на зовнішньому енергетичному рівні атома Хлору сім електронів. До октету не вистачає одного електрону. Отже, найнижчий ступінь окиснення Хлору дорівнює –1. Метали не утворюють сполук, в яких мають від'ємний ступінь окиснення. Тому найнижчим ступенем окиснення металів є нульовий.

Окисненням називається процес віддачі атомом, молекулою чи йоном електронів. Атоми, молекули чи йони, що віддають електрони, називаються **відновниками.** Відновниками можуть бути:

1) елементарні речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони: метали, водень, вуглець та ін.;

2) негативно заряджені атоми неметалів: H_2S, H_2Se, H_2Te, HI, HBr та їх солі, а також AsH_3, PH_3, NH_3, NaH, CaH_2 та ін.;

3) деякі йони металів з низьким ступенем окиснення: Sn^{2+}, Fe^{2+} та ін.

Відновленням називається процес приєднання електронів атомом, молекулою чи йоном. Атоми, молекули чи йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**. Окисниками можуть бути:

1) елементарні речовини, атоми яких легко приєднують електрони, тобто типові неметали – F_2, Cl_2, Br_2, I_2, O_2, O_3;

2) позитивно заряджені йони металів з високими ступенями окиснення – Sn^{4+}, Fe^{3+}, Ce^{4+}, Cu^{2+}, Hg^{2+} тощо, а також йони Гідрогену H^+. Залежно від умов перебігу реакції ці йони можуть відновлюватись як до йонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до вільного стану;

3) оксигеновмісні сполуки, що містять атоми металів або неметалів з високими ступенями окиснення: HNO_3, H_2SO_4, H_2SeO_4, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KClO_3$, $HClO_4$, $HBrO_4$ тощо.

Якщо елемент, який входить до складу хімічної сполуки або простої речовини, має:

– найнижчий ступінь окиснення, то він може тільки віддавати електрони (речовина є відновником, наприклад, Na_2S, KI, NH_3, Mn);

– найвищий ступінь окиснення, то він може тільки приєднувати електрони (речовина є окисником, наприклад HNO_3, H_2SO_4, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$);

– проміжний ступінь окиснення, то він може і приєднувати, і віддавати електрони (у першому випадку речовина є окисником, у другому – відновником, наприклад: S; HNO_2; H_2SO_3 та солі цих кислот; MnO_2 та ін.).

Під час окисно-відновних реакцій одночасно відбуваються процеси окиснення і відновлення. Число електронів, яке віддає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Для **визначення ступеня окиснення** атома потрібно пам'ятати:

1) ступінь окиснення атома у простих речовинах дорівнює нулю, наприклад:

$$\overset{0}{H_2},\ \overset{0}{S_8},\ \overset{0}{N_2},\ \overset{0}{Cl_2},\ \overset{0}{Fe},\ \overset{0}{Cu}.$$

2) ступінь окиснення **Гідрогену (*H*)** у всіх сполуках, за винятком гідридів металів (KH, NaH, CaH_2 та ін.), дорівнює **+1**. У гідридах металів його ступінь окиснення дорівнює **–1**.

3) ступінь окиснення **Оксигену (*O*)** в більшості сполук дорівнює **–2**. У сполуці з Флуором (OF_2) Оксиген має ступінь окиснення **+2**. У пероксидах (H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2) ступінь окиснення Оксигену дорівнює **–1**.

4) ступінь окиснення простого (одноатомного) йона дорівнює його заряду (додаток Д). Наприклад, у сполуці $NaCl$ ступінь окиснення Натрію дорівнює **+1**, ступінь окиснення Хлору **–1**: $(\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl})$; у сполуці $Cu(NO_3)_2$ ступінь окиснення Купруму дорівнює **+2**.

5) ступінь окиснення **Флуору (*F*)** у всіх його сполуках дорівнює **–1**.

6) ступінь окиснення **лужних металів (*Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*)** у всіх сполуках дорівнює **+1**, ступінь окиснення атомів елементів головної підгрупи другої групи **(*Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra*)** дорівнює **+2**.

7) ступені окиснення багатьох атомів змінні, тому, знаючи ступені окиснення одних атомів, можна визначити ступені окиснення інших атомів у даній сполуці. Для цього потрібно пам'ятати, що **алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, в складному йоні ця сума дорівнює заряду йона.**

Наприклад:

а) молекула $\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0;$$
$$2 + x - 8 = 0;$$
$$x = +6.$$

Отже, $\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$.

б) складний йон $(\overset{x}{S_2}\overset{-2}{O_3})^{2-}$

$$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -2;$$
$$2x - 6 = -2;$$
$$2x = +4;$$
$$x = +2.$$

Отже, $(\overset{+2}{S_2}\overset{-2}{O_3})^{2-}$.

4.2 Окисно-відновні реакції та їх типи

Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

1. Записати схему рівняння реакції:

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

2. Визначити ступені окиснення атомів всіх елементів:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+1\ -1}{H\,Cl} \rightarrow \overset{+3\ -1}{Al\,Cl_3} + \overset{0}{H_2}$$

3. Підкреслити елементи, які змінили ступінь окиснення:

$$\underline{\overset{0}{Al}} + \underline{\overset{+1\ -1}{H\,Cl}} \rightarrow \underline{\overset{+3\ -1}{Al\,Cl_3}} + \underline{\overset{0}{H_2}}$$

4. Записати електронні рівняння процесу окиснення і відновлення, визначити окисник і відновник:

$$\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$$

$$2\overset{+1}{H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$$

5. Знайти спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів (для чисел 3 і 2 – це число 6). Спільне кратне поділити на кількість відданих і приєднаних кожним хімічним елементом електронів, визначити додаткові множники, які є коефіцієнтами у рівнянні реакції:

відновник $\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$	3	6	2	
окисник $2\overset{+1}{H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		3	

6. Визначити процес окиснення і відновлення:

відновник $\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$	3	6	2	процес окиснення
окисник $2\overset{+1}{H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		3	процес відновлення

7. Коефіцієнти, визначені за електронним балансом, записати у рівнянні реакції перед елементами, що змінили ступінь окиснення (у більшості випадків починати розставляти коефіцієнти з правої частини рівняння):

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

8. Інші коефіцієнти необхідно підбирати.

Типи окисно-відновних реакцій

1. **Міжмолекулярні реакції** – це такі, в яких ступені окиснення змінюють атоми, що входять до складу різних вихідних речовин, наприклад:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{+2}{Cu}O = \overset{0}{Cu} + \overset{+1}{H_2}O; \qquad 2\overset{-2}{H_2S} + \overset{+4}{S}O_2 = 3\overset{0}{S} + 2H_2O.$$

2. **Внутрішньомолекулярні реакції** – це реакції, в яких атоми, що змінюють ступені окиснення, входять до складу однієї сполуки, наприклад:

$$2\overset{+5\ -2}{KClO_3} \overset{t}{=} 2\overset{-1}{KCl} + 3\overset{0}{O_2}; \qquad \overset{-3}{N}H_4\overset{+3}{N}O_2 = \overset{0}{N_2} + 2H_2O.$$

3. **Реакції диспропорціювання** – це реакції, в яких атоми одного й того ж самого елемента з певним ступенем окиснення є як окисником, так і відновником, наприклад:

$$2\overset{+1}{Cu}I = \overset{+2}{Cu}I_2 + \overset{0}{Cu}; \qquad \overset{0}{Cl_2} + H_2O = H\overset{-1}{Cl} + H\overset{+1}{Cl}O.$$

Окисно-відновні реакції найбільш поширені у природі та відіграють значну роль у техніці. Вони є основою життєдіяльності. З ними пов'язані процеси дихання і обміну речовин у живих організмах, гниття і бродіння, їх можна спостерігати при згорянні палива, в процесі корозії металів та під час електролізу.

Приклад 1. Визначити ступені окиснення атомів:

а) в нітратній кислоті HNO_3;
б) в нітритній кислоті HNO_2;
в) в нітроген (V) оксиді N_2O_5;
г) в магній ортофосфаті $Mg_3(PO_4)_2$.

В даних сполуках ступінь окиснення Гідрогену +1, Оксигену –2, Магнію +2. Ступінь окиснення Нітрогену та Фосфору позначаємо через x. Далі складаємо рівняння, доданками якого є добуток числа атомів елемента на його ступінь окиснення. При цьому враховуємо, що алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу молекули, дорівнює нулю:

а) нітратна кислота : $\overset{+1\ x\ -2}{HNO_3}$

$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0;$$
$$1 + x - 6 = 0;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3}$.

б) нітритна кислота: $\overset{+1\ x\ -2}{HNO_2}$

$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + (-2) \cdot 2 = 0;$$
$$1 + x - 4 = 0;$$
$$x = 3.$$

Отже, $\overset{+1\ +3\ -2}{HNO_2}$.

в) нітроген (V) оксид: $\overset{x\ -2}{N_2O_5}$

$$2 \cdot x + 5 \cdot (-2) = 0;$$
$$2 \cdot x - 10 = 0;$$
$$2 \cdot x = 10;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+5\ -2}{N_2O_5}$.

г) магній ортофосфат: $\overset{+2\ \ x\ -2}{Mg_3(PO_4)_2}$

$$3 \cdot 2 + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0;$$
$$6 + 2 \cdot x - 16 = 0;$$
$$2 \cdot x = 10;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+2\ \ +5\ -2}{Mg_3(PO_4)_2}$.

Приклад 2. Визначити ступені окиснення, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами:

а) $CrCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$;

б) $HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$;

в) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.

а) $2\overset{+3}{Cr}\overset{-1}{Cl_3} + 3\overset{0}{Br_2} + 16\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} = 2\overset{+1}{Na_2}\overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_4} + 6\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Br} + 6\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{+3}{Cr} - 3e^- \rightarrow \overset{+6}{Cr}$	3	6	2	процес окиснення
окисник $\overset{0}{Br_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Br}$	2		3	процес відновлення

б) $4\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} + \overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2} = \overset{0}{Cl_2} + \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $2\overset{-1}{Cl} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$	2	2	1	процес окиснення
окисник $\overset{+4}{Mn} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$	2		1	процес відновлення

в) $5\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S} + 2\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + 3\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} = 5\overset{0}{S} + 2\overset{+2}{Mn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{-2}{S} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{S}$	2	10	5	процес окиснення
окисник $\overset{+7}{Mn} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$	5		2	процес відновлення

4.3 Завдання для самостійної роботи

1. Визначіть ступені окиснення атомів у речовинах.

Варіант	Речовини
1	CrO_3, CrO, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$, $K_2Cr_2O_7$.
2	Mn_2O_7, $KMnO_4$, MnO_2, $HMnO_4$, Mn_2O_3.
3	NO_2, $Ca(NO_3)_2$, N_2, NH_3, NH_4Cl.
4	Cl_2O_5, $HClO_4$, Cl_2O_7, $Ca(ClO)_2$, HCl, Cl_2.
5	SO_2, CuS, SO_3, K_2SO_3, H_2S, K_2SO_4.
6	$Fe_2(SO_4)_3$, $MgCl_2$, $NaOH$, $Cu(NO_3)_2$, Br_2.
7	$Zn(OH)_2$, Cu, $BaCO_3$, NH_4NO_3, N_2H_4.
8	H_2O_2, HF, I_2, $Al_2(SO_4)_3$, $CrCl_3$.
9	$Pb(NO_3)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $NaAlO_2$, PH_3, $Cr(OH)_3$.

2. Визначіть ступені окиснення атомів, запишіть електронні рівняння, вкажіть окисник і відновник та поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами:

Варіант	Схеми реакцій
1	а) $K_2Cr_2O_7 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$; б) $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
2	а) $Bi_2S_3 + HNO_3 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + NO_2 + H_2O$; б) $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + KNO_3 + H_2O$.
3	а) $Pb(NO_3)_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow PbO_2 + KCl + KNO_3 + H_2O$; б) $P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$.
4	а) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + H_2$; б) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$.
5	а) $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$; б) $HNO_3 + H_2S \rightarrow S + NO + H_2O$.
6	а) $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$; б) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$.
7	а) $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S + HCl$; б) $H_2O + P + KOH \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$.
8	а) $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$; б) $AgNO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow AgIO_3 + HNO_3 + AgI$.
9	а) $KOH + ClO_2 \rightarrow KClO_3 + KClO_2 + H_2O$; б) $CrCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$.
10	а) $NaNO_3 + Hg + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HgSO_4 + NO + H_2O$; б) $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + NaNO_3$.
11	а) $Cr(OH)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$; б) $NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + I_2 + H_2O$.
12	а) $K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$; б) $KMnO_4 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$.
13	а) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$; б) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$.
14	а) $I_2 + KOH \rightarrow KIO_3 + KI + H_2O$; б) $Bi_2S_3 + HNO_3 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + NO_2 + H_2O$.
15	а) $Cl_2 + HNO_3 \rightarrow HClO_3 + NO + H_2O$; б) $S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
16	а) $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$; б) $Pb(NO_3)_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow PbO_2 + KCl + KNO_3 + H_2O$.
17	а) $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$; б) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.
18	а) $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + NaNO_3$; б) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$.

3. Закінчіть рівняння реакцій, визначте ступені окиснення атомів, запишіть електронні рівняння, вкажіть окисник і відновник та поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами:

Варіант	Схеми реакцій
1	$Na_2SO_3 + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + I_2 + K_2SO_4 + ?$;
2	$CuCl_2 + KI \rightarrow CuI + I_2 + ?$;
3	$KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + ?$.

4.* Визначіть ступені окиснення атомів, запишіть електронні рівняння, вкажіть окисник і відновник та поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами:

Варіант	Схеми реакцій
1	$As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$;
2	$KNO_3 + S + C \rightarrow K_2SO_4 + K_2CO_3 + CO_2 + N_2$;
3	$KNO_3 + S + C \rightarrow K_2S + CO_2 + NO_2$;
4	$KNO_3 + S + C \rightarrow K_2SO_4 + CO_2 + N_2$;
5	$K_3[Co(NO_2)_6] + KMnO_4 + HNO_3 \rightarrow Co(NO_3)_2 + Mn(NO_3)_2 + KNO_3 + H_2O$.

4.4 Експериментальна частина

***Дослід 4.1* Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, мікрошпатель, розчини: $KMnO_4$ (0,01М), H_2SO_4 (1М), KOH (1М), кристалічна сіль Na_2SO_3.

У три пробірки налити по 1 *мл* розчину $KMnO_4$. У першу пробірку долити 1 *мл* розчину H_2SO_4, у другу – 1 *мл* розчину KOH, а в третю – 1 *мл* дистильованої води. Таким чином, у першій пробірці створено кисле середовище, у другій – лужне, у третій – нейтральне (табл. 4.1).

Таблиця 4.1 – Вплив середовища на перебіг окисно-відновної реакції

Номер пробірки	Реактив, який додали	Середовище	Рівняння реакції
1	H_2SO_4	кисле	1
2	KOH	лужне	2
3	H_2O	нейтральне	3

Після цього в усі три пробірки необхідно додати за допомогою мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі Na_2SO_3 (0,1 *г*) і вміст пробірок перемішати.

Спостереження записати під схемами відповідних реакцій:

1) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + K_2SO_4$;

2) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$;

3) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$.

Визначити ступені окиснення атомів, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій.

У висновку порівняти зміну ступеня окиснення Mn^{+7} в кислому, лужному та нейтральному середовищах та визначити, в якому з них Mn^{+7} відновлюється найповніше.

Дослід 4.2 Термічне розкладання калій нітрату

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, кристалічна сіль KNO_3, розчини: KI (1М), H_2SO_4 (0,5М).

Мікрошпателем внести в суху пробірку приблизно 1 – 2 *г* кристалічної солі KNO_3, нагріти її до припинення виділення кисню. Після охолодження пробірки розчинити твердий залишок у невеликому об'ємі води. До отриманого розчину додати 1 *мл* розчину сульфатної кислоти і 1 *мл* розчину калій йодиду. Поява коричневого забарвлення свідчить про виділення йоду:

$$KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Записати спостереження, рівняння реакцій, визначити ступені окиснення атомів, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій:

а) термічного розкладання калій нітрату;

б) взаємодії калій нітриту з калій іодидом в кислому середовищі.

У висновку вказати типи проведених окисно-відновних реакцій.

Дослід 4.3 Реакція міжмолекулярного окиснення-відновлення

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: $SnCl_2$ (0,5М), HCl (1М), $K_2Cr_2O_7$ (0,5М).

Внести в пробірку приблизно 1 *мл* розчину станум (II) хлориду і стільки ж розчину хлоридної кислоти. До одержаного розчину краплинами додавати розчин калій дихромату ($K_2Cr_2O_7$). Спостерігати зміну кольору розчину.

Записати спостереження і рівняння реакції, враховуючи, що станум (II) хлорид окиснюється до станум (IV) хлориду, а $Cr_2O_7^{2-}$-іон відновлюється до Cr^{3+}-іону. Визначити ступені окиснення, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівнянні реакції. У висновку пояснити, чому дану реакцію відносять до міжмолекулярних окисно-відновних реакцій.

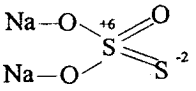
Дослід 4.4 Реакція внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ (0,1М), H_2SO_4 (0,1М).

В пробірку налити 1 *мл* розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ та додати таку ж кількість розчину H_2SO_4. Реакція відбувається за схемою:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + S\downarrow + H_2O + SO_2\uparrow$$

Записати спостереження та визначити ступені окиснення атомів, скласти електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівнянні реакції. Врахувати, що в молекулі натрій тіосульфату один атом Сульфуру із ступенем окиснення **+6**, а другий – із ступенем окиснення **–2**:



У висновку пояснити, чому дану реакцію відносять до внутрішньомолекулярних окисно-відновних реакцій.

Дослід 4.5 **Термічне розкладання амоній дихромату**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, кристалічна сіль $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Пробірку з невеликою кількістю кристалів амоній дихромату закріпити під нахилом у штативі у витяжній шафі. Обережно нагріти пробірку спиртівкою (до початку реакції) і припинити нагрівання. Навести рівняння реакції, враховуючи, що утворюється хром (III) оксид, азот і вода. Визначити ступені окиснення атомів, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівнянні реакції.

Записати спостереження. Пояснити, чому цей дослід носить назву «хімічний вулкан».

У висновку вказати тип даної окисно-відновної реакції.

4.5 Контрольні тестові завдання

1. В якій із сполук ступінь окиснення Хрому дорівнює +3?

1) $K_2Cr_2O_7$;
2) H_2CrO_4;
3) $Cr_2O_7^{2-}$;
4) $CrCl_3$.

2. В якій із сполук ступінь окиснення Сульфуру дорівнює –2?

1) SO_2;
2) $H_2S_2O_3$;
3) H_2S;
4) SO_3.

3. В якій із сполук ступінь окиснення Нітрогену дорівнює 0?

1) N_2O_5;
2) N_2;
3) HNO_3;
4) NH_3.

4. Вкажіть ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з металами:

1) –2; 2) –1; 3) +1; 4) +2.

5. Окисник – це атом, молекула чи йон, який …

1) віддає електрони;
2) окиснюється;
3) приймає електрони;
4) одночасно окиснюється і відновлюється.

6. Максимальний ступінь окиснення елемента, як правило, визначається …

1) значенням протонного числа;
2) номером періоду, в якому розміщений елемент в періодичній системі;
3) номером групи, в якій розміщений елемент в періодичній системі;
4) кількістю електронів, які містить атом елемента.

7. Мінімальний ступінь окиснення неметалічного елемента визначається …

1) номером періоду, в якому розміщений елемент в періодичній системі;
2) кількістю електронів, яких не вистачає до октету електронів на зовнішньому електронному шарі;
3) номером групи, в якій знаходиться елемент в періодичній системі;
4) кількістю електронів, які містить атом елемента.

8. Вкажіть елемент, атоми якого не здатні набувати додатних значень ступенів окиснення:

1) *F*; 3) *N*;
2) *O*; 4) *Cl*.

9. В сполуці $KMnO_4$ ступінь окиснення Мангану дорівнює:

1) +2; 2) +7; 3) +6; 4) +4.

10. В сполуці $HClO_4$ ступінь окиснення Хлору дорівнює:

1) −1; 2) +7; 3) +5; 4) +8.

11. Вкажіть формулу сполуки, у якій Гідроген має ступінь окиснення −1:

1) NH_3; 3) N_2H_4;
2) CaH_2; 4) H_2.

12. Вкажіть формулу сполуки, у якій Оксиген має ступінь окиснення 0:

1) CO_2; 3) H_2O_2;
2) O_2; 4) $Al(NO_3)_3$.

13. Вкажіть найвищий ступінь окиснення Іоду в сполуках:

1) +3; 3) +1;
2) +5; 4) +7.

14. Вкажіть групу речовин, які містять атоми тільки з нульовими значеннями ступенів окиснення:

1) N_2, NH_3, KH;
2) H_2O, Cl_2, N_2;
3) F_2, Br_2, O_2;
4) H_2, HCl, O_2.

15. Вкажіть максимальний ступінь окиснення атома Мангану в сполуках:

1) +4; 2) +2; 3) +6; 4) +7.

16. Який ступінь окиснення проявляє галоген в кухонній солі?

1) +3; 2) 0; 3) −1; 4) +1.

17. Вкажіть елемент, який виявляє у сполуках лише ступінь окиснення +3:

1) *Zn*; 2) *Na*; 3) *Al*; 4) *Cu*.

18. Вкажіть ступінь окиснення Гідрогену в кислотах:

1) 0; 2) −1; 3) +1; 4) +2.

19. Вкажіть найвищий ступінь окиснення Фосфору у сполуках:

1) +1; 2) +2; 3) +3; 4) +5.

20. Вкажіть найнижчий ступінь окиснення Карбону у сполуках:

1) +4; 2) −2; 3) −4; 4) 0.

21. Вкажіть ступені окиснення, найбільш характерні для Феруму:

1) +3, +4; 2) +2, +3; 3) −2, +3; 4) −2, −3.

22. Вкажіть ступінь окиснення Сульфуру в сполуці складу $Zn(HSO_4)_2$:

1) −2; 2) +3; 3) +6; 4) +4.

23. Вкажіть ступінь окиснення Хлору у сполуці $Ba(ClO_3)_2$:

1) +3; 2) +5; 3) +7; 4) +1.

24. Вкажіть сполуки, у яких Нітроген виявляє найвищий і найнижчий ступені окиснення:

1) NO_2, Ca_3N_2;
2) N_2H_4, KNO_2;
3) HNO_3, NH_3;
4) N_2O, NO_2.

25. Вкажіть сполуки, у яких Сульфур виявляє найвищий і найнижчий ступені окиснення:

1) Na_2SO_3, SO_3;
2) K_2S, H_2SO_3;
3) Na_2SO_4, $KHSO_3$;
4) K_2SO_4, K_2S.

26. Вкажіть речовину, яка у реакціях може бути як окисником, так і відновником:

1) HNO_3;
2) NH_3;
3) N_2;
4) $Cu(NO_3)_2$.

27. Вкажіть речовину, яка у реакціях може бути як окисником, так і відновником:

1) K_2S;
2) SO_2;
3) K_2SO_4;
4) $CuSO_4$.

28. Назвіть процес $S^{+6} \rightarrow S^{-2}$ і кількість електронів, які беруть участь у ньому:

1) відновлення, $4\bar{e}$;
2) відновлення, $8\bar{e}$;
3) окиснення, $8\bar{e}$;
4) відновлення, $2\bar{e}$.

29. Назвіть процес $2N^{+5} \rightarrow N_2^0$ і кількість електронів, які беруть участь у ньому:

1) відновлення, $10\bar{e}$;
2) відновлення, $5\bar{e}$;
3) окиснення, $5\bar{e}$;
4) відновлення, $8\bar{e}$.

30. Назвіть процес $I^{+7} \rightarrow I^{-1}$ і кількість електронів, які беруть участь у ньому:

1) окиснення, $8\bar{e}$;
2) відновлення, $5\bar{e}$;
3) відновлення, $8\bar{e}$;
4) відновлення, $4\bar{e}$.

31. Назвіть процес $2O^{-2} \rightarrow O_2^0$ і кількість електронів, які беруть участь у ньому:

1) окиснення, $4\bar{e}$;
2) відновлення, $4\bar{e}$;
3) окиснення, $2\bar{e}$;
4) окиснення, $6\bar{e}$.

32. Вкажіть, скільки електронів бере участь у процесі, який описується електронним рівнянням $N^{+5} + ?\ \bar{e} \rightarrow N^{-3}$:

1) 5; 2) 3; 3) 4; 4) 8.

33. Вкажіть ступінь окиснення Феруму, одержаного в результаті процесу $Fe^{+3} - 1\bar{e} \rightarrow ?$:

1) +2; 2) +1; 3) 0; 4) +4.

34. Вкажіть, у якому процесі відбувається окиснення Нітрогену:

1) $NH_3 \rightarrow NO$;
2) $NO_2 \rightarrow N_2$;
3) $HNO_3 \rightarrow N_2$;
4) $KNO_2 \rightarrow NO$.

35. Вкажіть, у якому процесі відбувається відновлення:

1) $Zn^{+2} \rightarrow Zn^{0}$;
2) $CrCl_2 \rightarrow CrCl_3$;
3) $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$;
4) $Pb^{+2} \rightarrow Pb^{+4}$.

36. Вкажіть, у якому процесі відбувається окиснення:

1) $Cu^{+2} \rightarrow Cu^{0}$;
2) $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$;
3) $Sn^{+4} \rightarrow Sn^{+2}$;
4) $N^{+5} \rightarrow N^{-3}$.

37. Вкажіть електронне рівняння процесу відновлення Сульфуру:

1) $S^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow S^{+4}$;
2) $S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^{0}$;
3) $S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$;
4) $S^{0} - 4\bar{e} \rightarrow S^{+4}$.

38. Серед наведених реакцій вкажіть окисно-відновну:

1) $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$;
2) $MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$;
3) $ZnCl_2 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl$;
4) $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$.

39. Серед наведених реакцій вкажіть окисно-відновну:

1) $KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$;
2) $Zn(OH)_2 \xrightarrow{t} ZnO + H_2O$;
3) $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$;
4) $FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$.

40. Серед наведених окисно-відновних реакцій вкажіть реакцію диспропорціювання:

1) $2KMnO_4 + 3NaNO_2 + H_2O = 2MnO_2\downarrow + 2KOH + 3NaNO_3$;
2) $3K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2\downarrow + 4KOH$;
3) $4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$;
4) $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$.

41. У реакції, що описується рівнянням $2CO + O_2 = 2CO_2$ …

1) Карбон у речовині CO відновлюється;
2) Карбон у речовині CO окиснюється;
3) Оксиген у речовині CO_2 окиснюється;
4) Карбон у речовині CO_2 окиснюється.

42. У реакції, що описується рівнянням $2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$ …

1) Ферум у речовині $FeCl_2$ окиснюється;
2) Хлор у речовині $FeCl_2$ відновлюється;
3) Хлор у речовині Cl_2 окиснюється;
4) Ферум у речовині $FeCl_2$ відновлюється.

5 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

5.1 Основні поняття хімічної термодинаміки

Хімічна термодинаміка – це розділ хімії, який вивчає перетворення енергії в ході хімічних процесів, теплові ефекти хімічних реакцій, а також визначає принципову можливість, глибину та напрямок довільного перебігу хімічних процесів.

У хімічній термодинаміці використовують поняття **система**. Під **системою** розуміють комплекс взаємодіючих між собою об'єктів (речовин), реально або в уяві відокремлений від всіх інших об'єктів, які називають навколишнім середовищем.

Системи поділяють на відкриті, закриті та ізольовані.

Відкритими називають системи, які обмінюються з навколишнім середовищем речовиною і енергією.

Закритими називають системи, які обмінюються з навколишнім середовищем енергією, але не обмінюються речовиною.

Ізольованими називають такі системи, які не обмінюються з навколишнім середовищем ні речовиною, ні енергією.

Систему можна охарактеризувати набором макропараметрів (тобто параметрів, які відносяться до всієї системи в цілому), таких як маса, об'єм, температура, тиск. Певний набір цих макропараметрів визначає певний стан системи. Зміна хоча б одного з параметрів приводить до зміни стану системи. Деякі енергетичні характеристики системи визначаються лише відповідним набором макропараметрів (тобто певним станом системи) і не залежать від того, яким чином система досягла цього стану. Такі енергетичні характеристики системи називають **функціями стану системи** або **термодинамічними функціями**. До термодинамічних функцій системи відносяться: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, вільна енергія Гіббса і вільна енергія Гельмгольца.

Під **внутрішньою енергією системи** (U) розуміють сукупність усіх видів енергії всіх частинок, які входять до складу системи, за винятком кінетичної і потенціальної енергії як одного цілого. Визначити внутрішню енергію системи в одному окремо взятому стані неможливо, завжди визначають зміну внутрішньої енергії системи при переході її з одного стану в інший.

Ентальпія – це внутрішня енергія системи, яка здійснює роботу розширення в умовах сталого тиску.

$$H = U + P \cdot \Delta V, \tag{5.1}$$

де H – ентальпія;
P – тиск;
ΔV – зміна об'єму системи.

Так само, як і для внутрішньої енергії, значення ентальпії системи в одному окремо взятому стані визначити неможливо, а завжди визначають зміну ентальпії в результаті переходу системи з одного стану в інший.

Стандартною ентальпією утворення речовини називається зміна ентальпії системи, яка відповідає утворенню 1 *моля* речовини з простих речовин за стандартних умов (температура 298,15 *К*, тиск 101,325 *кПа*). При цьому всі речовини знаходяться в найбільш характерному для них за цих умов агрегатному стані та кристалічній модифікації. Стандартна ентальпія утворення позначається $\Delta H_{f\ 298}^{0}(A)$ або скорочено $\Delta H_{f}^{0}(A)$. Вимірюють стандартну ентальпію утворення в *кДж/моль*. Прийнято, що для простих речовин стандартна ентальпія утворення дорівнює нулю. Значення $\Delta H_{f}^{0}(A)$ визначені для більшості речовин і зведені у відповідні таблиці термодинамічних функцій (додаток Е). Користуючись такими таблицями, можна визначити зміну ентальпії системи в ході будь-якої реакції, наприклад:

$$aA + bB \rightarrow mM + nN, \tag{5.2}$$

$$\Delta H^{0} = [m \cdot \Delta H_{f}^{0}(M) + n \cdot \Delta H_{f}^{0}(N)] - [a \cdot \Delta H_{f}^{0}(A) + b \cdot \Delta H_{f}^{0}(B)], \tag{5.3}$$

де ΔH^{0} – зміна ентальпії в реакції за стандартних умов (тепловий ефект реакції);

a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції;

$\Delta H_{f}^{0}(A)$, $\Delta H_{f}^{0}(B)$, $\Delta H_{f}^{0}(M)$, $\Delta H_{f}^{0}(N)$ – стандартні ентальпії утворення речовин.

Кількісною мірою невпорядкованості системи є її **ентропія (*S*)**. Згідно з **рівнянням Больцмана:**

$$S = k \cdot lnW, \tag{5.4}$$

де S – ентропія системи;

W – число різних мікростанів, яке відповідає одному і тому самому макростану;

k – стала Больцмана, $k = 1{,}38 \cdot 10^{-23}$ *Дж/(моль · К)*.

Таким чином, чим більша **невпорядкованість системи, тим більша її ентропія**. Таке визначення ентропії відповідає її статистичній суті. Звідси випливає, що при абсолютному нулі ентропія чистого ідеального кристала дорівнює нулю.

Внутрішня енергія і ентальпія системи не можуть бути використані системою лише для виконання роботи. Певну їх частину становить зв'язане тепло, тобто частина енергії, яка не здатна перетворюватися на роботу, і яка залишається в системі за будь-яких умов. Зв'язане тепло буде тим більшим, чим вища температура системи і чим більша її невпорядкованість, тобто чим більша ентропія. Отже, можна записати:

$$S = \frac{Q_{зв}}{T}, \tag{5.5}$$

де $Q_{зв}$ – зв'язане тепло;
S – ентропія системи;
T – температура.

Таким чином, ентропію можна розглядати як зв'язане тепло. Це термодинамічна суть ентропії.

Ентропія 1 *моля* речовини за стандартних умов називається **стандартною ентропією** S^0_{298} *(A)* або скорочено S^0 *(A)*. Вимірюють стандартну ентропію в *Дж/(моль · К)*. На відміну від значень ΔH_f^0 значення S^0 простих речовин не дорівнюють нулю. Значення стандартних ентропій більшості речовин також можна знайти у довіднику (див. додаток Е).

Ентропія є функцією стану системи, тому зміна ентропії реакції за стандартних умов ΔS дорівнює різниці сум стандартних ентропій кінцевих продуктів та вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів. Наприклад, для реакції (5.2) маємо:

$$\Delta S^0 = [m \cdot S^0(M) + n \cdot S^0(N)] - [a \cdot S^0(A) + b \cdot S^0(B)], \qquad (5.6)$$

де ΔS^0 – зміна ентропії в реакції за стандартних умов;
a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції;
$S^0(M), S^0(N), S^0(A), S^0(B)$ – стандартні ентропії речовин.

За рахунок іншої частини внутрішньої енергії або ентальпії система може виконати певну корисну роботу. Цю частину внутрішньої енергії називають **вільною енергією Гельмгольца** (ізохорно-ізотермічним потенціалом) і позначають F, а відповідну частину ентальпії – **вільною енергією Гіббса** (ізобарно-ізотермічним потенціалом) і позначають G.

Отже,

$$U = F + T \cdot S;$$
$$H = G + T \cdot S, \qquad (5.7)$$

де U – внутрішня енергія;
F – вільна енергія Гельмгольца;
T – температура;
S – ентропія;
H – ентальпія;
G – вільна енергія Гіббса.

Зв'язок між вільною енергією Гіббса і вільною енергією Гельмгольца такий самий, як і між ентальпією та внутрішньою енергією:

$$G = F + P \cdot V, \qquad (5.8)$$

де G – вільна енергія Гіббса;
F – вільна енергія Гельмгольца;
P – тиск;
V – об'єм.

Зміна енергії Гіббса реакції утворення 1 *моля* складної речовини з простих за стандартних умов називається **стандартною енергією Гіббса** утворення речовини $\Delta G^0_{f\,298}\,(A)$ або скорочено $\Delta G^0_f\,(A)$. Вимірюють стандартну енергію Гіббса утворення речовин в *кДж/моль*. Значення цих величин для більшості речовин також можна знайти у довіднику (додаток Е). Для простих речовин стандартна енергія Гіббса утворення прийнята рівною нулю.

Енергія Гіббса також є функцією стану системи. Зміна енергії Гіббса реакції за стандартних умов або стандартна енергія Гіббса реакції ΔG^0 дорівнює різниці сум стандартних енергій Гіббса утворення продуктів реакції та вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів. Для реакції (5.2):

$$\Delta G^0 = [m \cdot \Delta G^0_f\,(M) + n \cdot \Delta G^0_f\,(N)] - [a \cdot \Delta G^0_f\,(A) + b \cdot \Delta G^0_f\,(B)], \qquad (5.9)$$

де ΔG^0 – зміна вільної енергії Гіббса реакції;

a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції;

$\Delta G^0_f\,(M)$, $\Delta G^0_f\,(N)$, $\Delta G^0_f\,(A)$, $\Delta G^0_f\,(B)$ – стандартні енергії Гіббса утворення речовин.

Зміну енергії Гельмгольца реакції за стандартних умов можна розраховувати аналогічно. На практиці частіше користуються значенням енергії Гіббса, оскільки ізобарні процеси більш поширені, ніж ізохорні.

5.2 Перший та другий закони термодинаміки

Перший закон термодинаміки (закон збереження енергії) має декілька різних формулювань, які не протирічать одне одному, але висвітлюють різні сторони закону. У хімічній термодинаміці застосовують таке формулювання **першого закону:** тепло, підведене до системи, використовується на зміну її внутрішньої енергії і на виконання системою роботи. Математично перший закон термодинаміки записують так:

$$Q = \Delta U + A, \qquad (5.10)$$

де Q – тепло, підведене до системи;

ΔU – зміна внутрішньої енергії системи;

A – робота, яку виконує система.

Напрямок довільного перебігу процесів визначає **другий закон термодинаміки.** Так само, як і перший, другий закон термодинаміки має декілька формулювань. Одне з них таке: теплота не може спонтанно переходити від менш нагрітого тіла до більш нагрітого.

Для **ізольованих систем** ймовірність того чи іншого стану буде визначатися ентропією системи: чим більша ентропія, тим більш ймовірний стан. Отже, в ізольованих системах довільно будуть відбуватися лише ті процеси, які супроводжуються збільшенням ентропії, тобто для яких $\Delta S > 0$. Це є ще одним з формулювань другого закону термодинаміки.

Напрямок довільного перебігу процесу у будь-яких системах буде визначатися зміною вільної енергії Гельмгольця або вільної енергії Гіббса: довільно відбуваються ті процеси, які супроводжуються зменшенням вільної енергії $\Delta G < 0$, $\Delta F < 0$.

Таким чином, користуючись таблицею стандартних термодинамічних функцій, яка наведена в додатку Е, можна визначити напрямок довільного перебігу хімічної реакції за стандартних умов. Для цього потрібно знайти у довіднику ΔG_f^0 для всіх продуктів реакції та всіх вихідних речовин і обчислити зміну вільної енергії Гіббса в реакції ΔG^0 за формулою (5.9). Якщо $\Delta G^0 < 0$, то за стандартних умов реакція довільно відбувається у вказаному напрямку, якщо ж $\Delta G^0 > 0$, тоді реакція довільно відбуватиметься у зворотному напрямку.

Якщо парціальний тиск газів становить 101,325 *кПа* (1 *атм*), а концентрація розчину дорівнює одиниці, то зміну енергії Гіббса при температурі T наближено обчислюють за рівнянням:

$$\Delta G_T^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0, \qquad (5.11)$$

де ΔG_T^0 – зміна енергії Гіббса реакції за температури T;

ΔH^0 – зміна стандартної ентальпії реакції;

ΔS^0 – зміна стандартної ентропії реакції.

Реакція довільно відбувається у вказаному напрямку, якщо $\Delta G_T^0 < 0$. Якщо $\Delta G_T^0 > 0$, то реакція може довільно відбуватися у протилежному напрямку. Якщо $\Delta G_T^0 = 0$, тобто $\Delta H^0 = T \cdot \Delta S^0$, то система перебуває у стані рівноваги.

5.3 Термохімія. Закон Гесса і наслідки з нього

Термохімія – це розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій.

Тепло, яке поглинається або виділяється в ході хімічної реакції, називається **тепловим ефектом реакції**. Тепловий ефект реакції, як правило, розраховують на 1 *моль* реагуючої речовини. Він залежить від температури, а якщо в реакції беруть участь гази, то часто і від тиску.

Реакції, які відбуваються з виділенням тепла, називають **екзотермічними**, а реакції, які відбуваються з поглинанням тепла – **ендотермічними**.

Тепловий ефект реакції дорівнює зміні внутрішньої енергії системи (якщо система не виконує ніякої роботи) або зміні ентальпії (якщо система виконує роботу розширення в умовах сталого тиску), з протилежним знаком:

$$Q_V = -\Delta U, \; Q_P = -\Delta H. \qquad (5.12)$$

Рівняння реакцій, в яких вказаний їх тепловий ефект, а також агрегатний стан речовини називають **термохімічними**. У термохімічних рівняннях тепловий ефект записують або безпосередньо у самому рівнянні реакції:

$$Fe_{(т)} + 2HCl_{(розч.)} = FeCl_{2(розч.)} + H_{2(г)} + 88\ кДж,$$

або через зміну ентальпії системи під час реакції

$$Fe_{(т)} + 2HCl_{(розч.)} = FeCl_{2(розч.)} + H_{2(г)};\quad \Delta H^0 = -88\ кДж.$$

Для екзотермічних реакцій $\Delta H < 0$, а для ендотермічних $\Delta H > 0$. Теплові ефекти хімічних реакцій визначають за допомогою спеціальних приладів – калориметрів. Оскільки тепловий ефект реакції дорівнює зміні внутрішньої енергії або ентальпії системи, а ці величини є термодинамічними функціями, то для теплових ефектів хімічних реакцій справедливий **закон Гесса:** тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її перебігу, а визначається лише початковим та кінцевим станом системи.

Із закону Гесса є три наслідки.

Перший наслідок (закон Лапласа-Лавуазьє): тепловий ефект реакції розкладання складної речовини на більш прості речовини дорівнює тепловому ефекту утворення цієї складної речовини з даних більш простих з протилежним знаком, наприклад:

$$CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)};\quad \Delta H_1^0 = +178\ кДж;$$

$$CaO_{(т)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(т)};\quad \Delta H_2^0 = -178\ кДж.$$

Другий наслідок: тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумами стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, наприклад:

$$3ZnCl_{2(розч.)} + 2Na_3PO_{4(розч.)} = Zn_3(PO_4)_{2(т)} + 6NaCl_{(розч.)},$$

$$\Delta H^0 = [\Delta H_f^0\,(Zn_3(PO_4)_2) + 6\Delta H_f^0\,(NaCl)] - [2\Delta H_f^0\,(Na_3PO_4) + 3\Delta H_f^0(ZnCl_2)].$$

Значення стандартних ентальпій утворення всіх речовин можна знайти у довіднику.

Третій наслідок: тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумами стандартних ентальпій згорання всіх вихідних речовин і продуктів реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, наприклад:

$$CH_3COOH_{(г)} + 2H_{2(г)} = 2CH_3OH_{(г)};$$

$$\Delta H^0 = [2\Delta H_c^0\,(CH_3OH)] - [\Delta H_c^0\,(CH_3COOH) + 2\Delta H_c^0\,(H_2)]. \qquad (5.13)$$

Значення стандартних ентальпій згорання речовин ΔH_c^0 можна знайти в довіднику.

Стандартна ентальпія згорання речовини $\Delta H_c^0\,(A)$ – це зміна ентальпії системи під час реакції повного окиснення цієї речовини за стандартних умов. При цьому всі речовини беруть у тих агрегатних станах і тих кристалічних модифікаціях, які найбільш характерні для них за стандартних умов. Значення стандартних ентальпій згорання багатьох, в основному органічних речовин, можна знайти у довіднику.

Закон Гесса та наслідки з нього застосовують:

– для визначення теплових ефектів реакцій без проведення самих реакцій і подальших розрахунків на основі термохімічних рівнянь;

– для визначення теплових ефектів тих реакцій, які складно або неможливо провести у чистому вигляді експериментально;

– для обчислення калорійності продуктів харчування.

5.4 Завдання для самостійної роботи

1. Поясніть, чому хімічні реакції відбуваються, як правило, з виділенням або поглинанням теплоти.

2. Сформулюйте визначення стандартної ентальпії утворення хімічної сполуки. Тепловий ефект якої з наведених нижче реакцій відповідає ентальпії утворення сульфур (VI) оксиду:

   а) $H_2SO_4 = SO_3 + H_2O$;

   б) $S + 1{,}5O_2 = SO_3$;

   в) $SO_2 + 0{,}5O_2 = SO_3$;

   г) $SO_2 + O_3 = SO_3 + O_2$.

3. Які з реакцій є ендотермічними, а які екзотермічними:

   а) $0{,}5N_{2(г)} + 1{,}5H_{2(г)} = NH_{3(г)}$, $\Delta H^0 = -46{,}2$ *кДж*;

   б) $0{,}5N_{2(г)} + 0{,}5O_{2(г)} = NO_{(г)}$, $\Delta H^0 = 90$ *кДж*;

   в) $C_{(графіт)} + 0{,}5O_{2(г)} = CO_{(г)}$, $\Delta H^0 = -10{,}5$ *кДж*;

   г) $0{,}5H_{2(г)} + 0{,}5I_{2(т)} = HI_{(г)}$, $\Delta H^0 = 26{,}6$ *кДж*?

4. Чи будуть відрізнятися теплові ефекти реакцій:

   а) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(р)}$;

   б) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)}$,

   які здійснені за однакових умов? Якщо так, то як саме? Відповідь обґрунтуйте.

5. За термохімічним рівнянням розрахуйте об'єм метану (н.у.), необхідний для виділення 1782 *кДж* теплоти:

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}, \quad \Delta H^0 = -891 \text{ кДж}.$$

6. За термохімічним рівнянням обчисліть кількість теплоти, яка виділяється при спалюванні 140 *г* етилену:

$$C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}, \quad \Delta H^0 = -1412 \text{ кДж}.$$

7. За термохімічним рівнянням обчисліть, який об'єм газу CO_2 (н.у.) утвориться при виділенні 3396 *кДж* теплоти:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}, \quad \Delta H^0 = -566 \text{ кДж}.$$

8. При взаємодії алюмінію масою 9 *г* з киснем виділилось 274 *кДж* теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

9. При спалюванні глюкози ($C_6H_{12}O_6$) масою 45 *г* виділилось 730 *кДж* теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

10. Під час реакції алюмінію з йодом виділилося 77 *кДж* теплоти. Які маси речовин прореагували? Стандартна ентальпія утворення алюміній іодиду дорівнює −308 *кДж/моль*.

11. Стандартна ентальпія згорання бензену (C_6H_6) до рідкої води дорівнює −3267,62 *кДж/моль*. Використовуючи стандартні ентальпії утворення води та вуглекислого газу (додаток Е), обчисліть стандартну ентальпію утворення бензену за стандартних умов.

12. Обчисліть зміну ентропії за стандартних умов для реакції горіння метану, використовуючи дані, наведені у додатку Е:

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}.$$

13. Обчисліть зміну енергії Гіббса в реакції утворення амоніаку з простих речовин за стандартних умов, використовуючи наведені в додатку Е відповідні значення ΔH_f^0 та S^0. Чи можливий синтез амоніаку за стандартних умов?

14. Визначте стандартну ентальпію утворення цинк сульфіду, якщо при взаємодії сірки масою 0,25 *г* з надлишком цинку виділилося 1,6 *кДж* теплоти. Запишіть відповідне термохімічне рівняння.

15. Яка кількість теплоти виділиться при взаємодії 1 *моля* водню та 2 *молей* хлору, якщо стандартна ентальпія утворення хлороводню становить −92,3 *кДж/моль*?

16.* Обчисліть тепловий ефект реакції термічного розкладання амоній дихромату ($(NH_4)_2Cr_2O_7$, якщо стандартна ентальпія утворення цієї солі дорівнює −1800 *кДж/моль*. Вважайте, що при цій реакції вода виділяється у газоподібному стані.

17. Обчисліть зміну ентальпії за стандартних умов для реакцій:

а) $PbS_{(т)} + 2PbO_{(т)} = 3Pb_{(т)} + SO_{2(г)}$;

б) $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$.

18. Обчисліть стандартну ентальпію утворення фосфіну (PH_3), виходячи з такого термохімічного рівняння:

$$4PH_{3(г)} + 8O_{2(г)} = P_4O_{10(т)} + 6H_2O_{(г)};\ \Delta H^0 = -4457\ кДж.$$

19. Що таке ентропія? Як змінюється ентропія при перетворенні твердої речовини на рідину, рідини на газ, газу на тверду речовину; при розчиненні твердої речовини у воді та газу у воді?

20. Поясніть, чому на відміну від стандартної ентальпії утворення простої речовини її ентропія для стандартного стану не дорівнює нулю? За яких умов ентропія має нульове значення?

21. За допомогою розрахунків визначте можливість перебігу реакцій за стандартних умов:

а) $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$; б) $F_{2(г)} + H_{2(г)} = 2HF_{(г)}$.

Чи зміниться відповідь, якщо в першій реакції братиме участь рідка вода?

22. За допомогою розрахунків визначте, чи може реагувати кальцій з вуглекислим газом за стандартних умов згідно з такими хімічними рівняннями:

а) $2Ca_{(т)} + CO_{2(г)} = 2CaO_{(т)} + C_{(графіт)}$;

б) $2Ca_{(т)} + 3CO_{2\,(г)} = 2CaCO_{3(т)} + C_{(графіт)}$.

23.* За допомогою розрахунків визначте, чи можливе відновлення ферум (III) оксиду воднем до металу за стандартних умов. Обчисліть температуру, вище якої починається ця реакція, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежить від температури.

24.* Виконавши необхідні обчислення, з'ясуйте, яка реакція (пряма чи зворотна) має відбуватися в системі

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$$

за стандартних умов? Визначте температуру, при якій встановлюється рівновага. Залежністю ентальпії та ентропії від температури знехтуйте.

25.* Яка речовина – *CaO* чи *BaO* – активніше реагує з водою? Відповідь підтвердіть розрахунками.

26.* На підставі розрахунків визначіть, яка сіль є більш термостійкою – цинк карбонат чи кадмій карбонат.

27.* В яких випадках стандартна ентальпія утворення простої речовини дорівнює нулю, а в яких – відмінна від нуля? Наведіть приклади.

5.5 Експериментальна частина

Дослід 5.1 **Визначення теплоти нейтралізації кислоти розчином лугу**

Обладнання та реактиви: прилад для визначення теплоти нейтралізації, циліндри об'ємом 25 *мл*, розчини: H_2SO_4 (1М), *NaOH* (1М), *NaOH* (2М).

Дослід виконується в калориметричній установці (посудині Д'юара), схема якої наведена на рисунку 5.1.

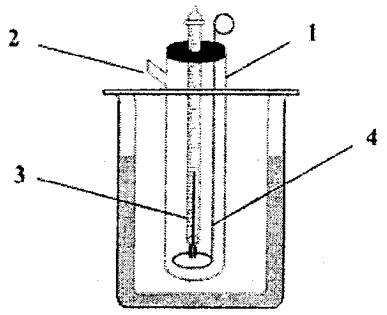


Рисунок 5.1 – Прилад для визначення теплоти нейтралізації: 1 – термоізольована посудина; 2 – патрубок, через який заливають розчини в калориметр; 3 – термометр; 4 – мішалка

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. Провести реакцію нейтралізації сульфатної кислоти розчином лугу в дві стадії.

Перша стадія реакції нейтралізації:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O. \qquad (5.14)$$

Мірним циліндром відміряти 20 *мл* 1М розчину кислоти і налити в посудину **1**. Виміряти початкову температуру T_0, при цьому термометр не повинен торкатись до стінок та дна посудини. Другим циліндром відміряти 20 *мл* 1М розчину лугу, долити його в посудину **1**, добре перемішати та виміряти кінцеву температуру розчину T_1.

Для проведення *другої стадії реакції нейтралізації*:

$$NaOH + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + H_2O. \qquad (5.15)$$

одержаний розчин $NaHSO_4$ охолодити до початкової температури T_0. Для цього посудину **1** вийняти із калориметричної установки і обережно охолодити її під струменем водопровідної води. Після встановлення посудини **1** в калориметричну установку долити 20 *мл* 1М розчину лугу і визначити кінцеву температуру T_2 аналогічним чином. Після завершення даної частини експерименту звільнити посудину **1** від реакційної суміші.

2. Провести реакцію нейтралізації сульфатної кислоти розчином лугу в одну стадію:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O. \qquad (5.16)$$

Мірним циліндром відміряти 20 *мл* 1М розчину кислоти і налити в посудину **1**. Далі додати 20 *мл* 2М розчину лугу, добре перемішати та виміряти кінцеву температуру розчину T_3.

3. Обчислити зміну температури (ΔT_1, ΔT_2, ΔT_3, K) розчинів при нейтралізації сульфатної кислоти розчином лугу за формулою:

$$\Delta T = T_к - T_0, \tag{5.17}$$

де $T_к$ – кінцева температура отриманого розчину, °С;
T_0 – початкова температура розчину сульфатної кислоти, °С.

Отримані значення ΔT_1, ΔT_2, ΔT_3 занести до таблиці 5.1.

Таблиця 5.1 – Експериментальні дані

Реакція	ΔT, К	m, кг	Q, кДж	$\nu_к$, моль	ΔH, кДж/моль	$\Delta H_{експ.}$, кДж/моль	$\Delta H_{теор.}$, кДж/моль	ε, %
1								
2								
3								

4. Обчислити за формулою (5.18), використовуючи дані таблиці 5.2, та занести до таблиці 5.1 маси розчинів (m_1, m_2, m_3, г):

$$m = V_к \cdot \rho_к + V_л \cdot \rho_л, \tag{5.18}$$

де $V_к$ – об'єм розчину кислоти, мл;
$\rho_к$ – густина розчину кислоти, г/мл;
$V_л$ – об'єм розчину лугу, мл;
$\rho_л$ – густина розчину лугу, г/мл.

Таблиця 5.2 – Густина робочих розчинів кислоти та лугу

Концентрація, моль/л	H_2SO_4	$NaOH$	
	1	1	2
Густина, г/мл	1,06	1,04	1,08

5. Обчислити за формулою (5.19), використовуючи дані таблиці 5.3, та занести до таблиці 5.1 кількість теплоти (Q_1, Q_2, Q_3, кДж), що виділяється при нейтралізації кислоти лугом:

$$Q = \frac{C_T \cdot m \cdot \Delta T}{(1 - a \cdot 10^{-2})}, \tag{5.19}$$

де C_T – питома теплоємність, кДж/(кг · К);
m – маса одержаного розчину, кг;
ΔT – зміна температури в результаті реакції, К;
a – втрати теплоти на нагрівання калориметра, мішалки, термометра, % ($a = 3\%$).

Таблиця 5.3 – Питома теплоємність розчинів натрій гідрогенсульфату та натрій сульфату

Розчин	$NaHSO_4$	Na_2SO_4
C_T, кДж/(кг · К)	5,02	5,15

6. Обчислити за формулою (5.20) та занести до таблиці 5.1 кількість речовини кислоти ($\nu_к$, *моль*), яка прореагувала з лугом:

$$\nu_к = C \cdot V_K, \tag{5.20}$$

де C – молярна концентрація кислоти, *моль/л*;

V_K – об'єм розчину кислоти, *л*.

7. Обчислити за формулою (5.21) та занести до таблиці 5.1 тепловий ефект реакції нейтралізації (ΔH_1, ΔH_2, ΔH_3, *кДж/моль*):

$$\Delta H = -\frac{Q}{\nu_к}, \tag{5.21}$$

де Q – кількість теплоти, *кДж*;

$\nu_к$ – кількість речовини кислоти, *моль*.

8. Обчислити за формулою (5.22) та занести до таблиці 5.1 середнє значення теплового ефекту реакції нейтралізації, проведеної в дві стадії та за одну стадію ($\overline{\Delta H}_{експ.}$, *кДж/моль*). Визначити тип дослідженої реакції (екзо- чи ендотермічна).

$$\overline{\Delta H}_{експ.} = \frac{(\Delta H_1 + \Delta H_2) + \Delta H_3}{2}. \tag{5.22}$$

9. Обчислити за наслідком із закону Гесса, використовуючи дані таблиці 5.4, та занести до таблиці 5.1 теоретичне значення теплового ефекту ($\Delta H_{теор.}$, *кДж/моль*) реакції нейтралізації (5.16) кислоти розчином лугу.

Таблиця 5.4 – Стандартні ентальпії утворення деяких речовин у водних розчинах

Речовина	ΔH_f^0, *кДж/моль*
H_2SO_4	–903,2
$NaOH$	–469,44
Na_2SO_4	–1401,43
H_2O	–285,91

10. Обчислити за формулою (5.23) та занести до таблиці 5.1 відносну похибку експерименту ε:

$$\varepsilon = \frac{\left|\Delta H_{теор.} - \overline{\Delta H}_{експ.}\right|}{\Delta H_{теор.}} \cdot 100\%, \tag{5.23}$$

11. На основі отриманих експериментальних даних ΔH_1, ΔH_2, ΔH_3 підтвердити справедливість закону Гесса.

12. На основі п. 8 та п. 11 сформулювати висновок до досліду.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід повинен містити:

1) рівняння реакції нейтралізації (5.14), (5.15) та (5.16) сульфатної кислоти лугом;
2) розрахунок зміни температури системи за формулою (5.17);
3) розрахунок маси розчинів за формулою (5.18);
4) розрахунок кількості теплоти за формулою (5.19);
5) розрахунок кількості речовини H_2SO_4 за формулою (5.20);
6) розрахунок теплового ефекту реакції за формулою (5.21);
7) розрахунок середнього значення теплового ефекту реакції нейтралізації за формулою (5.22);
8) рівняння для обчислення теплового ефекту реакції (5.16) за наслідком із закону Гесса у загальному вигляді та з підставленими значеннями стандартних ентальпій утворення вихідних речовин та продуктів реакції у водних розчинах;
9) розрахунок похибки експерименту за формулою (5.23);
10) заповнену таблицю 5.1;
11) розрахунки, що підтверджують закон Гесса;
12) висновок.

5.6 Контрольні тестові завдання

1. За яких умов справедливе співвідношення $\Delta H = T \cdot \Delta S$?

1) при $T = const$;
2) при $\Delta G = 0$;
3) при $\Delta G > 0$;
4) при $\Delta G < 0$.

2. Які з перерахованих нижче величин є термодинамічними функціями стану системи: U, A, H, G, T, P, S.

1) U, A, H, S;
2) T, P, S, G;
3) U, G, H, S;
4) A, H, P.

3. Виберіть основну ознаку ендотермічної реакції:

1) всі речовини газоподібні;
2) ентальпія реакції зростає;
3) реакція гетерогенна;
4) $P = const$ і $T = const$.

4. Які з перерахованих нижче процесів супроводжуються зростанням ентропії:

а) кристалізація;
б) плавлення;
в) випаровування;
г) сублімація?

1) а), в) і г);
2) а) і в);
3) а) і г);
4) б), в) і г).

5. Виберіть правильне твердження:

1) ентальпія утворення всіх речовин за стандартних умов дорівнює нулю;
2) в екзотермічних реакціях теплота поглинається;
3) ентальпія утворення речовини дорівнює ентальпії її розкладання з протилежним знаком;
4) процес, що протікає при сталій температурі називається ізобарним.

6. Виберіть неправильне твердження:

1) абсолютне значення внутрішньої енергії визначити неможливо;
2) теплота утворення речовини дорівнює теплоті її розкладання;
3) ентропія залежить від температури;
4) для екзотермічних реакцій $\Delta H < 0$.

7. За зміною яких величин можна визначити напрямок хімічного процесу:

а) за зміною об'єму;
б) за зміною ентропії;
в) за зміною температури;
г) за зміною енергії Гіббса?

Ґ) а), в) і г);
2) б) і г);
3) в) і г);
4) б) і в).

8. Для якої з наведених нижче речовин ентальпія утворення за стандартних умов дорівнює нулю?

1) $H_2O_{(р)}$;
2) $H_{2(г)}$;
3) $CaO_{(т)}$;
4) $HCl_{(г)}$.

9. Для якої з наведених нижче речовин ентальпія утворення за стандартних умов не дорівнює нулю?

1) $H_2SO_{4(розч.)}$;
2) $Cl_{2(г)}$;
3) $O_{2(г)}$;
4) $N_{2(г)}$.

10. Яка термодинамічна функція і як змінюється при зменшенні хаотичності системи?

1) $\Delta U > 0$;
2) $\Delta H < 0$;
3) $\Delta S < 0$;
4) $\Delta H > 0$.

11. Вкажіть, яка з умов є ознакою рівноваги системи:

1) $\Delta G < 0$;
2) $\Delta G = 0$;
3) $P = const$;
4) $T > 298\ K$.

12. Як пов'язані між собою внутрішня енергія і ентальпія системи?

1) $Q = \Delta U + A$;
2) $\Delta H = H_2 - H_1$;
3) $H = U + P \cdot V$;
4) $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

13. Для екзотермічних реакцій за стандартних умов характерним є:

1) $\Delta S^0 < 0$;
2) $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0$;
3) $\Delta H^0 > 0$;
4) $\Delta H^0 < 0$.

14. Вкажіть, для якого з наведених нижче процесів ентропія зростає:

1) замерзання води;
2) $C_{\text{графіт}} \rightarrow C_{\text{алмаз}}$;
3) $H_2O_{(р)} + CO_{2(г)} = H_2CO_{3(\text{розч.})}$;
4) випаровування спирту.

15. Вкажіть, для якого з наведених нижче процесів ентропія зменшується:

1) конденсація водяної пари;
2) розчинення $NaCl$ у воді;
3) $C_{(т)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)}$;
4) випаровування.

16. Не проводячи обчислень, проаналізуйте, в якому процесі ентропія системи зменшується:

1) $NH_4NO_{3(т)} = N_2O_{(г)} + 2H_2O_{(г)}$;
2) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$;
3) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$;
4) $C_{(т)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)}$.

17. За якою формулою можна обчислити тепловий ефект процесу, що протікає через ряд проміжних стадій?

1) $\Delta H = -Q$;
2) $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \ldots + \Delta H_n$;
3) $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$;
4) $\Delta H = \Delta G + T \cdot \Delta S$.

18. Відомі значення зміни ентропії для таких реакцій:

а) $2ZnS_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2ZnO_{(т)} + 2SO_{2(г)}$, $\Delta S^0 = -147$ *Дж/(моль · К)*;
б) $CuCl_{2(т)} + H_2O_{(г)} = CuO_{(т)} + 2HCl_{(г)}$, $\Delta S^0 = +120$ *Дж/(моль · К)*;
в) $3Fe_{(т)} + 4H_2O_{(г)} = 4H_{2(г)} + Fe_3O_{4(т)}$, $\Delta S^0 = -167$ *Дж/(моль · К)*.

На основі цих даних визначіть, яка з цих реакцій може проходити самочинно за стандартних умов:

1) а) і б);
2) б) і в);
3) а) і в);
4) б).

19. Яка умова є необхідною для того, щоб в ізольованій системі процес протікав самочинно?

1) $\Delta G < 0$;
2) $\Delta S < 0$;
3) $\Delta H = T \cdot \Delta S$;
4) $\Delta H > 0$.

20. Для екзотермічних реакцій характерним є:

1) $\Delta H > 0$;
2) $\Delta H = T \cdot \Delta S$;
3) $\Delta G = 0$;
4) $\Delta H < 0$.

21. Яке з наведених нижче рівнянь реакції можна назвати термохімічним:

а) $SiO_{2(т)} + 2Mg_{(т)} = 2MgO_{(т)} + Si_{(т)}$, $\Delta H^0 = -372$ *кДж*;
б) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 + 98$ *кДж*;
в) $2Mg_{(т)} + CO_{2(г)} = 2MgO_{(т)} + C_{(т)}$;
г) $As_2O_{3(т)} + O_{2(г)} = As_2O_{5(т)}$, $\Delta H^0 = -271$ *кДж*?

1) в);
2) а) і б);
3) б) і в);
4) а) і г).

22. Вкажіть рівняння реакції, стандартний тепловий ефект (ΔH^0) якої є ентальпією утворення речовини:

1) $CaO_{(т)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(т)}$;
2) $CF_{4(г)} = C_{(т)} + 2F_{2(г)}$;
3) $Cu_2S_{(т)} + O_{2(г)} = 2Cu_{(т)} + SO_{2(г)}$;
4) $H_{2(г)} + 0{,}5O_{2(г)} = H_2O_{(г)}$.

23. Які з перерахованих нижче реакцій є екзотермічними:

а) $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}$, $\Delta H^0 = -802$ *кДж*;
б) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta H^0 > 0$;
в) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)} + Q$;
г) $Na_2CO_{3(т)} + SiO_{2(т)} = Na_2SiO_{3(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta H^0 = 819$ *кДж*?

1) а);
2) в), г);
3) а), в);
4) б), г).

24. Визначте, в якому напрямку за стандартних умов будуть проходити реакції:

а) $Mg_{(т)} + H_2O_{(р)} = H_{2(г)} + MgO_{(т)}$, $\Delta G^0 = -95$ *кДж*;
б) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta G^0 = +178$ *кДж*.

1) а) і б) в зворотному напрямку;
2) а) в прямому, б) в зворотному напрямку;
3) а) і б) в прямому напрямку;
4) а) в зворотному, б) в прямому напрямку.

25. Тепловий ефект якої реакції відповідає стандартній ентальпії утворення вуглекислого газу?

1) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$;
2) $C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$;
3) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$;
4) $CaCO_{3(т)} + 2HCl_{(розч.)} = CaCl_{2(розч.)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(р)}$.

26. Не проводячи обчислень, вкажіть, в яких із зазначених нижче реакцій ентропія зростає, тобто $\Delta S^0 > 0$:

а) $2O_{3(г)} = 3O_{2(г)}$;
б) $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(т)} + 2H_2O_{(р)}$;
в) $Cl_{2(г)} + 5F_{2(г)} = 2ClF_{5(г)}$;
г) $I_{2(г)} = 2I_{(г)}$.

1) а) і г);
2) б) і в);
3) а) і б);
4) в) і г).

27. Вкажіть, за якою з наведених нижче формул можна обчислити тепловий ефект реакції за стандартних умов

$$2PbS_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2PbO_{(т)} + 2SO_{2(г)}:$$

1) $\Delta H^0 = [2\Delta H_f^0(PbS) + 3\Delta H_f^0(O_2)] - [2\Delta H_f^0(PbO) + 2\Delta H_f^0(SO_2)]$;
2) $\Delta H^0 = [2\Delta H_f^0(PbO) + 2\Delta H_f^0(SO_2)] - [2\Delta H_f^0(PbS) + 3\Delta H_f^0(O_2)]$;
3) $\Delta H^0 = \Delta U + P \cdot \Delta V$;
4) $\Delta H_T = \Delta H_{298}^0 + \int_{298}^{T} \Delta C_p dT$.

28. Вкажіть, за якою з наведених нижче формул можна обчислити зміну енергії Гіббса за стандартних умов для реакції

$$CS_{2(розч.)} + 3O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2SO_{2(г)}:$$

1) $\Delta G^0 = [\Delta G_f^0(CO_2) + 2\Delta G_f^0(SO_2)] - [\Delta G_f^0(CS_2) + 3\Delta G_f^0(O_2)]$;
2) $\Delta G^0 = 3\Delta G_f^0(O_2) - [\Delta G_f^0(CO_2) + 2\Delta G_f^0(SO_2)]$;
3) $\Delta G^0 = \Delta H - T \cdot \Delta S$;
4) $\Delta G^0 = \Delta G_2 - \Delta G_1$.

29. За якою з перелічених нижче формул можна обчислити тепловий ефект реакції $As_2O_{3(т)} + O_{2(г)} = As_2O_{5(т)}$ за стандартних умов?

1) $\Delta H^0 = \Delta H_f^0(As_2O_3) - \Delta H_f^0(As_2O_5)$;
2) $\Delta H^0 = \Delta U + P \cdot \Delta V$;
3) $\Delta H^0 = \Delta H_f^0(As_2O_5) - [\Delta H_f^0(As_2O_3) + \Delta H_f^0(O_2)]$;
4) $\Delta H^0 = H_2 - H_1$.

30. За якою формулою розраховують тепловий ефект реакції за стандартних умов $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$?

1) $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$;
2) $Q = \Delta U + A$;
3) $\Delta H^0 = [4\Delta H_f^0(NH_3) + 5\Delta H_f^0(O_2)] - [4\Delta H_f^0(NO) + 6\Delta H_f^0(H_2O)]$;
4) $\Delta H^0 = [4\Delta H_f^0(NO) + 6\Delta H_f^0(H_2O)] - [4\Delta H_f^0(NH_3) + 5\Delta H_f^0(O_2)]$.

31. Обчисліть зміну ентальпії розкладання 68 *г* сірководню H_2S, якщо $\Delta H_f^0(H_2S) = -20$ *кДж/моль*.

1) $\Delta H^0_{розкл.} = -40$ *кДж*;
2) $\Delta H^0_{розкл.} = +3{,}4$ *кДж*;
3) $\Delta H^0_{розкл.} = +40$ *кДж*;
4) $\Delta H^0_{розкл.} = -1360$ *кДж*.

32. Обчисліть зміну ентальпії процесу утворення 44,8 *л* SO_2 (н.у.), якщо $\Delta H_f^0(SO_2) = -297$ *кДж/моль*.

1) +6,63 *кДж*;
2) –594 *кДж*;
3) –13305,6 *кДж*;
4) +594 *кДж*.

33. Обчисліть кількість теплоти, що виділиться при утворенні за стандартних умов 204 *г* Al_2O_3, якщо $\Delta H_f^0(Al_2O_3) = -1675$ *кДж/моль*.

1) 8,21 *кДж*;
2) 837,50 *кДж*;
3) 16,75 *кДж*;
4) 3350 *кДж*.

34. Обчисліть кількість теплоти, яка виділиться при утворенні 22 *г* вуглекислого газу, якщо $\Delta H_f^0(CO_2) = -396$ *кДж/моль*.

1) 792 *кДж*;
2) 198 *кДж*;
3) 39,6 *кДж*;
4) 3960 *кДж*.

35. Обчисліть кількість теплоти, яка виділиться при утворенні 80 *г* магній оксиду, якщо $\Delta H_f^0(MgO) = -602$ *кДж/моль*.

1) 301 *кДж*;
2) 1204 *кДж*;
3) 7,5 *кДж*;
4) 1,204 *кДж*.

36. Стандартна ентальпія утворення $NO_{2(г)}$ рівна 33 *кДж/моль*. Обчисліть кількість теплоти, що поглинається при утворенні 92 *г* NO_2.

1) 3036 *кДж*;
2) 0,36 *кДж*;
3) 66 *кДж*;
4) 16,5 *кДж*.

37. Обчисліть кількість теплоти, яка поглинається чи виділяється при розкладанні 2 *моль* $HCl_{(г)}$, якщо $\Delta H_f^0(HCl) = -92$ *кДж/моль*.

1) поглинається 184 *кДж*;
2) виділяється 46 *кДж*;
3) виділяється 184 *кДж*;
4) поглинається 92 *кДж*.

38. Визначте, скільки теплоти виділиться при утворенні 48 *г* метану, якщо $\Delta H_f^0(CH_4) = -75$ *кДж/моль*.

1) 225 *кДж*;
2) 150 *кДж*;
3) 750 *кДж*;
4) 300 *кДж*.

39. Обчисліть стандартну ентальпію утворення речовини *A*, якщо термохімічне рівняння має вигляд

$$2A + B = 2C,\ \Delta H^0 = 150\ кДж,$$

а $\Delta H_f^0\ (C) = -60\ кДж/моль$ і $\Delta H_f^0\ (B) = -45\ кДж/моль$.

1) –225 *кДж/моль*;
2) –112,5 *кДж/моль*;
3) –165 *кДж/моль*;
4) +105 *кДж/моль*.

40. Який об'єм водню повинен вступити в реакцію, щоб виділилося 46 *кДж* тепла, якщо термохімічне рівняння має вигляд

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)},\ \Delta H^0 = -92\ кДж:$$

1) 67,2 *л*;
2) 22,4 *л*;
3) 20,5 *л*;
4) 33,6 *л*.

41. Який об'єм NH_3 повинен вступити в реакцію, щоб виділилось 764 *кДж* тепла, якщо термохімічне рівняння має вигляд

$$4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(р)},\ \Delta H^0 = -1528\ кДж:$$

1) 22,4 *л*;
2) 11,2 *л*;
3) 44,8 *л*;
4) 89,6 *л*.

42. Який об'єм азоту повинен вступити в реакцію, щоб виділилось 184 *кДж* тепла, якщо термохімічне рівняння має вигляд

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)},\ \Delta H^0 = -92\ кДж:$$

1) 89,6 *л*;
2) 44,8 *л*;
3) 11,2 *л*;
4) 22,4 *л*.

43. Яка маса H_2S повинна вступити в реакцію, щоб виділилось 519 *кДж* тепла, якщо термохімічне рівняння має вигляд

$$2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)},\ \Delta H^0 = -1038\ кДж:$$

1) 68 *г*;
2) 136 *г*;
3) 17 *г*;
4) 34 *г*.

44. За термохімічним рівнянням $S_{(т)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)} + 297\ кДж$, обчисліть масу сірки, яка згорає з виділенням 594 *кДж* теплоти.

1) 64 *г*;
2) 128 *г*;
3) 16 *г*;
4) 48 *г*.

6 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА

6.1 Швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас

Хімічна кінетика – це розділ хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм.

Реакції можуть бути гомогенними та гетерогенними. У гомогенних реакціях вихідні речовини та продукти реакції знаходяться в одній фазі (газова фаза, рідкий розчин). Це реакції між газами або між розчинами. Гетерогенними реакціями називають реакції між речовинами, які знаходяться в різних фазах (газ і рідина, кристал і рідина тощо). Хімічна взаємодія у випадку гомогенної реакції відбувається у всьому об'ємі реагуючої суміші; гетерогенна реакція відбувається на межі поділу фаз.

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації однієї з речовин, що вступила в реакцію або утворилась в результаті реакції, за одиницю часу і вимірюється у *моль/(л · с)*.

Швидкість гетерогенної реакції визначається зміною кількості речовини, яка вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції на одиниці площі поверхні, за одиницю часу і вимірюється у *моль/(см^2 · с)*.

Розрізняють середню та істинну (миттєву) швидкість реакції. Середня швидкість реакції υ дорівнює:

$$\upsilon = \pm\frac{\Delta C}{\Delta\tau}, \qquad (6.1)$$

де ΔC – зміна концентрації однієї з речовин, що бере участь в реакції;

$\Delta\tau$ – проміжок часу.

Швидкість реакції для кожного конкретного моменту реакції (істинну швидкість $\upsilon_{ icm}$) визначають як похідну концентрації речовини у часі:

$$\upsilon_{ icm} = \pm\frac{dC}{d\tau}. \qquad (6.2)$$

Швидкість реакції – додатна величина. Тому у випадку, коли швидкість визначають за заміною концентрації вихідної речовини ($\Delta C < 0$; $dC < 0$) у формулах (6.1) і (6.2) використовують знак «мінус».

Чинники, які впливають на швидкість хімічних реакцій:

– природа реагуючих речовин;

– умови перебігу реакції:

1) концентрація, тиск (для газів);

2) температура;

3) наявність каталізатора;

4) площа поверхні взаємодії або ступінь подрібнення (для твердих речовин);

5) радіоактивне випромінювання.

Залежність швидкості реакції υ від концентрації виражається **законом діючих мас:** швидкість хімічної реакції, за сталої температури, прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Математичний вираз закону діючих мас для оборотної реакції

$$aA + bB \rightleftharpoons mM + nN \tag{6.3}$$

має такий вигляд:

$$\upsilon_{\substack{\text{прямої}\\ \text{реакції}}} = k_1 \cdot C^a(A) \cdot C^b(B); \tag{6.4}$$

$$\upsilon_{\substack{\text{зворотної}\\ \text{реакції}}} = k_2 \cdot C^m(M) \cdot C^n(N), \tag{6.5}$$

де k_1 і k_2 – константи швидкості прямої і зворотної реакцій (сталі величини для певної реакції при сталій температурі);

$C(A)$, $C(B)$, $C(M)$, $C(N)$ – молярні концентрації відповідних рідких і газоподібних речовин;

a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції.

Константа швидкості k залежить від природи речовин, температури і не залежить від концентрації реагуючих речовин. Величина k чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації всіх реагуючих речовин дорівнюють 1 *моль/л*.

Швидкість реакції залежить від тиску, якщо реагуючі речовини – гази, оскільки при зміні тиску змінюється концентрація газоподібних речовин. Для реакцій, в яких беруть участь гази, в законі діючих мас замість молярних концентрацій використовують парціальні тиски газів.

Для більшості хімічних реакцій сумарне стехіометричне рівняння не відображає дійсного механізму процесу, а є загальним виразом для вихідних речовин і продуктів реакцій. Для характеристики механізму реакцій застосовують поняття молекулярності та порядку реакцій.

Під **молекулярністю реакції** розуміють кількість молекул, що беруть участь в елементарному акті взаємодії. Реакція, для перебігу якої потрібна лише одна молекула, називається мономолекулярною, дві – бімолекулярною, три – тримолекулярною. Реакцій, молекулярність яких більше ніж три, не буває.

Порядком хімічної реакції називають суму показників степенів у рівнянні швидкості хімічної реакції (6.4) або (6.5). Досить часто показники степенів у законі діючих мас не дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, оскільки більшість реакцій є складними, багатостадійними і їх порядок визначається за результатами експериментального дослідження кінетики реакцій. Однак, при розв'язуванні задач можна вважати, що при сумі стехіометричних коефіцієнтів для реагентів не більше трьох, відповідна

реакція є простою, одностадійною і акт взаємодії відповідає запису хімічного рівняння (6.3), для якого можна застосовувати закон діючих мас (6.4) та (6.5).

6.2 Вплив температури на швидкість хімічної реакції

Залежність швидкості реакції від температури визначається правилом Вант-Гоффа та теорією Арреніуса.

Правило Вант-Гоффа: з підвищенням температури на кожні 10 °С швидкість більшості реакцій зростає в 2 – 4 рази, або математично:

$$\upsilon(t_2) = \upsilon(t_1) \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \qquad (6.6)$$

де $\upsilon(t_2)$ – швидкість реакції при підвищеній температурі;

$\upsilon(t_1)$ – швидкість реакції при початковій температурі;

γ – температурний коефіцієнт, числове значення якого може бути цілим або дробовим.

Це правило є наближеним, більш точно залежність швидкості реакції від температури описує **теорія Арреніуса**. Згідно з цією теорією, хімічна реакція відбувається лише внаслідок зіткнення таких реагуючих частинок, енергія яких достатня для того, щоб розірвати старі і утворити нові хімічні зв'язки. Такі молекули називають активними, а енергію, необхідну для їх активування – **енергією активації** і позначають E_A. З підвищенням температури число активних молекул зростає.

Будь-яка хімічна реакція проходить через такі стадії:

– початкова стадія – характеризується наявністю вихідних речовин, які мають певний запас енергії $E_{в.р.}$;

– друга стадія – перехідний стан або стан активованого комплексу, коли старі зв'язки в молекулах вихідних речовин ослаблені, але ще не зруйновані, а нові уже починають утворюватися. Енергія активованого комплексу $E_{акт.к.}$ вища, ніж енергія вихідних речовин, і продуктів реакції, тому перехідний комплекс нестійкий і розпадається з утворенням продуктів реакції;

– третя стадія – стадія утворення продуктів реакції, які мають запас енергії $E_{п.р.}$

Зміну енергії системи в ході хімічної реакції можна відобразити графічно (рис. 6.1). Різниця енергій ($E_{п.р.} - E_{в.р.}$) визначає тепловий ефект хімічної реакції ΔH (на рис. 6.1 наведена схема екзотермічної реакції, $\Delta H < 0$). Різниця енергій ($E_{акт.к.} - E_{в.р.}$) – це та надлишкова енергія, порівняно з тепловим рухом молекул, яку повинні мати частинки, щоб при зіткненні розірвати старі і утворити нові зв'язки, тобто це і є енергія активації E_A.

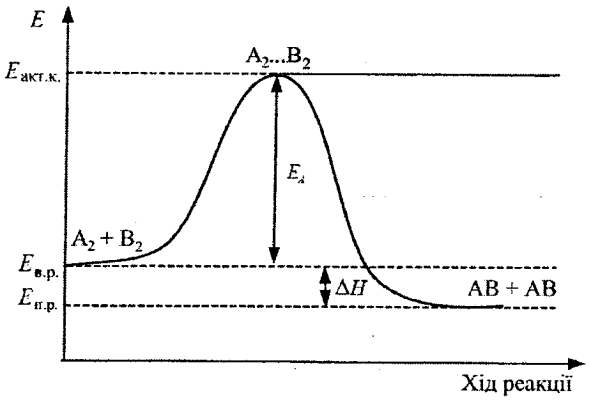


Рисунок 6.1 – Зміна енергії системи в ході екзотермічної реакції

Таким чином, чим більша енергія активації для хімічної реакції, тим меншою буде її швидкість за тієї самої температури. Чим вищою є температура, тим більше буде активних молекул, а отже, тим більшою буде швидкість реакції. Математично залежність між швидкістю (точніше, константою швидкості) реакції, енергією активації і температурою можна відобразити рівнянням Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}, \qquad (6.7)$$

де k – константа швидкості хімічної реакції;
E_A – енергія активації;
R – універсальна газова стала;
T – температура;
A – частка ефективних зіткнень.

Теорія активації пояснює вплив каталізаторів на швидкість реакцій. **Каталізатори** – це речовини, що пришвидшують реакцію, а самі внаслідок реакції залишаються без змін. Речовини, які сповільнюють швидкість хімічних процесів, а самі при цьому не змінюються, називають **інгібіторами**. З наведеного визначення може здатися, що каталізатор не бере участі в хімічній взаємодії речовин. Експериментально доведено, що каталізатор лише кількісно не змінюється під час реакції, але бере участь у проміжних стадіях хімічної взаємодії і саме завдяки цьому збільшує швидкість хімічних реакцій.

Розрізняють гомогенний та гетерогенний каталіз. **Гомогенний каталіз** – це каталіз, за якого реагуючі речовини і каталізатор перебувають в одній фазі. **Гетерогенний каталіз** – це каталіз, за якого реагуючі речовини і каталізатор перебувають в різних фазах.

Введення каталізатора змінює механізм реакції, що приводить до зниження енергії активації реагуючої системи. **Механізм каталізу** можна передати за допомогою схеми:

$$A + B = AB$$
$$A + K = AK$$
$$AK + B = AB + K,$$

де A і B – реагенти;
K – каталізатор;
AK – проміжна сполука.

6.3 Хімічна рівновага в оборотних реакціях

Реакції, які за одних і тих самих умов відбуваються у двох протилежних напрямках, називаються **оборотними:**

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3 \ (\textit{пряма реакція})$$
$$2SO_3 = 2SO_2 + O_2 \ (\textit{зворотна реакція})$$

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \ (\textit{оборотна реакція})$$

Хімічна рівновага – це такий стан системи, коли швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції:

$$\upsilon_{\substack{\text{прямої} \\ \text{реакції}}} = \upsilon_{\substack{\text{зворотної} \\ \text{реакції}}} \qquad (6.8)$$

В стані хімічної рівноваги молярні концентрації вихідних речовин та продуктів реакції за даних умов залишаються незмінними. Такі концентрації називають **рівноважними** і позначають формулою реагенту в квадратних дужках. Для наведеного вище прикладу оборотної реакції: $[SO_2]$, $[O_2]$, $[SO_3]$.

Константа рівноваги оборотної реакції – це відношення констант швидкостей прямої і зворотної реакції:

$$K = \frac{k_1}{k_2}, \qquad (6.9)$$

де K – константа рівноваги;
k_1, k_2 – константи швидкостей прямої і зворотної реакцій.

Наприклад, для реакцій:

$$N_{2\,(г)} + 3H_{2\,(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(г)}$$

згідно із законом діючих мас:

$$\upsilon_{\substack{\text{прямої} \\ \text{реакції}}} = k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3,$$

$$\upsilon_{\substack{зворотної \\ реакції}} = k_2 \cdot [NH_3]^2.$$

Оскільки в стані рівноваги $\upsilon_{\substack{прямої \\ реакції}} = \upsilon_{\substack{зворотної \\ реакції}}$, то:

$$k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = k_2 \cdot [NH_3]^2,$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}.$$

В загальному вигляді для оборотної реакції

$$aA + bB \rightleftharpoons mM + nN$$

константа рівноваги при сталій температурі визначається за такою формулою:

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[M]^m \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b}, \qquad (6.10)$$

де K – константа рівноваги;

k_1, k_2 – константи швидкостей прямої і зворотної реакцій;

$[A]$, $[B]$, $[M]$, $[N]$ – рівноважні молярні концентрації відповідних лише рідких або газоподібних речовин;

a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції.

Велична **константи рівноваги залежить** від природи реагуючих речовин і температури, але не залежить від концентрації речовин та наявності каталізатора.

Хімічна рівновага є динамічною, напрям її зміщення визначає **принцип Ле Шательє** (1882 р.): якщо змінити одну з умов, за яких система перебуває у стані рівноваги – температуру, тиск або концентрацію, – то рівновага зміщується в напрямку тієї реакції, яка протидіє цій зміні.

Правила зміщення рівноваги:

– при підвищенні температури рівновага зміщується в напрямку ендотермічної реакції;

– при підвищенні тиску рівновага зміщується в напрямку утворення меншого числа молів газоподібних речовин;

– при збільшенні концентрації будь-якої з рідких або газоподібних речовин, що беруть участь в реакції, рівновага зміщується у напрямку витрати цієї речовини, а при зменшенні концентрації речовини – в напрямку її утворення;

– при введенні каталізатора рівновага не порушується.

Зміщення рівноваги часто використовується у виробничих процесах для збільшення виходу потрібних речовин.

6.4 Завдання для самостійної роботи

1. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.
2. Які основні фактори впливають на швидкість гомо- та гетерогенної реакцій і як саме?
3. Сформулюйте закон діючих мас. Що таке константа швидкості реакції та який її фізичний зміст? Від чого залежить константа швидкості реакції та чи може змінюватися її значення в процесі реакції?
4. Поясніть, чому зростає швидкість реакції з підвищенням температури. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції? Дайте визначення енергії активації.
5. Чому при введенні каталізатора зростає швидкість реакції?
6. Опишіть стан хімічної рівноваги. Як змінюються швидкості прямої та зворотної реакцій з початку перетворення до моменту досягнення рівноваги? Чи припиняється пряма (зворотна) реакція після встановлення рівноваги?
7. Запишіть математичний вираз закону діючих мас для прямої та зворотної реакцій:

Варіант	Завдання
1	а) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$; б) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$; в) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{(г)}$; г) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2H_2O_{(г)}$.
2	а) $S_{(т)} + O_{2(г)} \rightleftarrows SO_{2(г)}$; б) $FeO_{(т)} + CO_{(г)} \rightleftarrows Fe_{(т)} + CO_{2(г)}$; в) $2CO_{(г)} \rightleftarrows 2C_{(т)} + O_{2(г)}$; г) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$.
3	а) $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} \rightleftarrows 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$; б) $CuO_{(т)} + H_{2(г)} \rightleftarrows Cu_{(т)} + H_2O_{(г)}$; в) $H_2O_{(г)} + C_{(т)} \rightleftarrows CO_{(г)} + H_{2(г)}$; г) $H_2S_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + S_{(т)}$.
4	а) $Al_2O_{3(т)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2Al_{(т)} + 3H_2O_{(г)}$; б) $2P_{(т)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2PH_{3(г)}$; в) $2H_2S_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2S_{(т)} + 2H_2O_{(г)}$; г) $N_2O_{4(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)}$.

8. Обчисліть, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації метану і кисню в 3 рази:

$$CH_{4(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}.$$

9. Обчисліть, у скільки разів зменшиться швидкість прямої реакції при зменшенні концентрації нітроген (II) оксиду і кисню в 3 рази:

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}.$$

10. Обчисліть, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації CO в 3 рази:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}.$$

11. Обчисліть, у скільки разів зміняться швидкості прямої та зворотної реакцій при збільшенні тиску в системі в два рази:

$$CO_{2(г)} + C_{(т)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}.$$

12. Обчисліть, у скільки разів зміняться швидкості прямої та зворотної реакцій при зменшенні об'єму в системі у 3 рази:

$$2NO_{2(г)} \rightleftharpoons N_2O_{4(г)}.$$

13. У скільки разів потрібно підвищити тиск у газовій суміші, щоб швидкість прямої реакції $2A + B \rightleftharpoons C$ збільшилася у 27 разів?

14.* У певний момент перебігу реакції

$$A_2 + 3B_2 \rightleftharpoons 2AB_3$$

у замкненому об'ємі концентрації речовин A_2, B_2 та AB_3 відповідно становили 2; 0,5 та 4 *моль/л*. Визначте вихідні концентрації реагентів.

15.* При 508 °*C* константа швидкості реакції $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftharpoons 2HI_{(г)}$ дорівнює 0,16. Вихідні концентрації водню та йоду відповідно становили 0,05 та 0,06 *моль/л*. Чому дорівнювала швидкість реакції на її початку, а також тоді, коли концентрація йоду зменшилася вдвічі?

16. Обчисліть, у скільки разів зросте швидкість деякої хімічної реакції при збільшенні температури з 40 °*C* до 90 °*C*. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

17. Обчисліть, на скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість хімічної реакції з температурним коефіцієнтом 2 зросла у 8 разів.

18. Обчисліть, у скільки разів зменшиться швидкість деякої хімічної реакції при зниженні температури з 140 °*C* до 100 °*C*, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

19. Обчисліть, у скільки разів зросте швидкість деякої хімічної реакції при підвищенні температури на 30 °*C*, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 4.

20. Дві реакції відбуваються при 20 °С з однаковою швидкістю. Яке буде співвідношення швидкостей цих реакцій при 70 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості однієї з них дорівнює 2, а іншої – 3?

21. Які фактори впливають на величину константи рівноваги: зміна тиску, температури або концентрацій реагентів та продуктів реакції, введення каталізатора?

22. Запишіть вираз константи рівноваги таких реакцій:

Варіант	Завдання
1	а) $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$; б) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(г)}$.
2	а) $2CO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{3(г)}$; б) $2H_2O_{(г)} \rightleftharpoons 2H_{2(г)} + O_{2(г)}$.
3	а) $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons 2HCl_{(г)}$; б) $Fe_2O_{3(т)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2Fe_{(т)} + 3H_2O_{(г)}$.

23.* Реакція $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons COCl_{2(г)}$ відбувається в закритій посудині місткістю 40 *л*. У рівноважній суміші міститься 56 *г* CO, 142 *г* Cl_2 та 198 *г* $COCl_2$. Визначте константу рівноваги.

24.* Вихідні концентрації карбон (II) оксиду та водяної пари відповідно становлять 3 та 2 *моль/л*. Константа рівноваги $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ при 850 °С дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації речовин.

25.* Вихідні концентрації нітроген (II) оксиду та хлору відповідно дорівнюють 0,5 та 0,3 *моль/л*. Обчисліть константу рівноваги реакції

$$2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(г)},$$

якщо до моменту досягнення рівноваги прореагувало 25% нітроген (II) оксиду. Реакція відбувається у замкненому просторі.

26. Чи впливає (якщо так, то як саме) на наведені нижче хімічні рівноваги: а) підвищення температури; б) підвищення тиску?

а) $2HI_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + I_{2(г)}$; $\Delta H = -53{,}2$ *кДж*;
б) $C_{(т)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{(г)} + H_{2(г)}$; $\Delta H = 132$ *кДж*;
в) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2SO_{3(г)}$; $\Delta H = -198$ *кДж*;
г) $CO_{2(г)} + C_{(т)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}$; $\Delta H = 172$ *кДж*;
д) $NH_4Cl_{(т)} \rightleftharpoons NH_{3(г)} + HCl_{(г)}$; $\Delta H = 176$ *кДж*.

27.* Чи зміститься хімічна рівновага реакції (якщо так, то в якому напрямку) $A_{2(г)} + 2B_{2(г)} \rightleftharpoons 2AB_{2(г)}$, при збільшенні тиску вдвічі й одночасному підвищенні температури на 20 °С? Температурні коефіцієнти швидкостей прямої та зворотної реакцій відповідно дорівнюють 2 та 3. Екзотермічною чи ендотермічною є пряма реакція?

6.5 Експериментальна частина

Дослід 6.1 **Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, циліндр об'ємом 10 *мл*, секундомір, розчини: $Na_2S_2O_3$ (0,5М), H_2SO_4 (0,1М).

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин можна дослідити на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + H_2O. \qquad (6.11)$$

Дана реакція відбувається не миттєво. Через деякий час після зливання двох розчинів спочатку спостерігається слабка опалесценція, а потім помутніння розчину від виділеної сірки. **Опалесценція** – розсіяння світла каламутним розчином з утворенням різних його відтінків.

За проміжком часу між початком реакції і моментом його помутніння роблять висновок про швидкість реакції.

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. Виконати дослід якісно: в пробірку внести ~ 2 *мл* розчину $Na_2S_2O_3$ і ~ 1 *мл* розчину H_2SO_4 та прослідкувати за змінами, що при цьому відбуваються.

2. Приготувати п'ять розчинів натрій тіосульфату з різною концентрацією. Для цього в п'ять пробірок внести вихідний розчин $Na_2S_2O_3$ (0,5М) і дистильовану воду відповідно до даних, наведених в табл. 6.1.

Таблиця 6.1 – Залежність швидкості реакції від концентрації $Na_2S_2O_3$

Номер пробірки	Об'єм, *мл*		$C_{Na_2S_2O_3}$, *моль/л*	Об'єм H_2SO_4, *мл*	τ, *с*	υ, c^{-1}	k
	$Na_2S_2O_3$	H_2O					
1	1	4		1			
2	2	3		1			
3	3	2		1			
4	4	1		1			
5	5	–		1			

3. Обчислити концентрацію виготовлених розчинів натрій тіосульфату за формулою (6.12) і занести до табл. 6.1:

$$C = \frac{C_1 \cdot V_1}{V}, \qquad (6.12)$$

де C – концентрація виготовленого розчину $Na_2S_2O_3$, *моль/л*;
C_1 – концентрація вихідного розчину $Na_2S_2O_3$, *моль/л*;
V_1 – об'єм вихідного розчину $Na_2S_2O_3$, *мл*;
V – об'єм виготовленого розчину $Na_2S_2O_3$, *мл*.

4. В першу пробірку додати 1 *мл* 0,1М розчину H_2SO_4 і одночасно почати відлік часу за секундоміром. Визначити час від моменту приливання кислоти до початку помутніння розчину та занести його до табл. 6.1.

5. Дослід по черзі повторити з пробірками № 2 – № 5. Визначити час від моменту приливання кислоти до початку помутніння розчину та занести його до табл. 6.1.

6. Обчислити відносну швидкість реакції за формулою (6.13) та занести до табл. 6.1:

$$\upsilon = \frac{1}{\tau}, \tag{6.13}$$

де υ – швидкість реакції, c^{-1};

τ – проміжок часу між початком реакції і моментом помутніння розчину, *с*.

7. За даними таблиці 6.1 побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації $Na_2S_2O_3$.

8. За графіком визначити константу швидкості реакції.

Графічна залежність швидкості реакції від концентрації наведена на рис. 6.2.

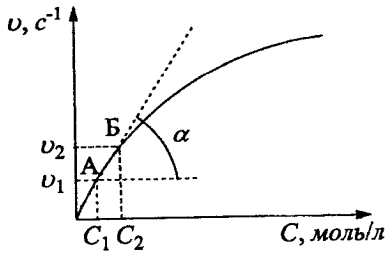


Рисунок 6.2 – Графічна залежність швидкості реакції від концентрації

Для обчислення константи швидкості реакції визначити тангенс кута нахилу лінійної частини залежності υ від C до осі абсцис, який і є константою швидкості реакції. Для цього визначити координати 2-х довільних точок А та Б лінійної частини залежності υ від C і обчислити константу швидкості реакції k:

$$k = tg\alpha = \frac{\upsilon_2 - \upsilon_1}{C_2 - C_1}. \tag{6.14}$$

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 6.1 повинен містити:

1) рівняння реакції (6.11) взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою та спостереження;

2) математичний вираз для швидкості реакції (6.11) за законом діючих мас;

3) розрахунок концентрації розчинів $Na_2S_2O_3$ за формулою (6.12);

4) розрахунок швидкості реакції за формулою (6.13);

5) заповнену таблицю 6.1;

6) графік залежності швидкості реакції (6.11) від концентрації $Na_2S_2O_3$ з нанесеними експериментальними точками;

7) координати точок А та Б дотичної;

8) розрахунок константи швидкості реакції за формулою (6.14);

9) висновок про вплив концентрації $Na_2S_2O_3$ на швидкість реакції.

Дослід 6.2 **Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу**

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, розчини: $FeCl_3$ (0,02М), NH_4SCN (0,02М), $FeCl_3$ (насич.), NH_4SCN (насич.), кристалічна сіль NH_4Cl.

Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу можна дослідити на прикладі оборотної реакції взаємодії ферум (ІІІ) хлориду з амоній роданідом:

$$FeCl_{3(розч.)} + 3NH_4SCN_{(розч.)} \rightleftharpoons Fe(SCN)_{3(розч.)} + 3NH_4Cl_{(розч.)}. \qquad (6.15)$$

Ферум (ІІІ) роданід, що при цьому утворюється, має інтенсивне червоне забарвлення. За зміною інтенсивності забарвлення розчину можна зробити висновок про зміну концентрації $Fe(SCN)_3$, тобто про зміщення рівноваги в напрямку прямої чи зворотної реакції.

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. В пробірку внести приблизно по 0,5 *мл* розбавлених розчинів $FeCl_3$ (0,02М) і NH_4SCN (0,02М). Темно-червоний розчин, що утворився при цьому, розвести дистильованою водою до світло-червоного.

2. Світло-червоний розчин розлити в чотири пробірки. В три пробірки додати відповідні речовини, які наведені в табл. 6.2, четверту пробірку залишити для порівняння.

Таблиця 6.2 – Вплив концентрації речовин на хімічну рівновагу

Номер пробірки	Речовина, яку додають до розчину	Зміна (посилення чи послаблення) інтенсивності забарвлення розчину	Зміна (збільшення чи зменшення) концентрації $Fe(SCN)_3$	Напрямок зміщення рівноваги
1	$FeCl_3$ насичений розчин			
2	NH_4SCN насичений розчин			
3	NH_4Cl кристалічний			
4 (контрольна)	–	–	–	–

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 6.2 повинен містити:

2) рівняння реакції (6.15) взаємодії $FeCl_3$ і NH_4SCN;

2) заповнену таблицю 6.2;

3) вираз константи рівноваги реакції (6.15);

4) висновок щодо впливу збільшення концентрації а) вихідних речовин; б) продуктів реакції на зміщення хімічної рівноваги оборотної реакції.

Дослід 6.3 Визначення константи швидкості реакції

Обладнання та реактиви: установка для дослідження швидкості реакції газометричним методом, піпетка об'ємом 1 *мл*, каталізатор, секундомір, розчин H_2O_2 (30%-ний).

В досліді для визначення константи швидкості реакції використовують реакцію каталітичного розкладання гідроген пероксиду:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2, \qquad (6.16)$$

яка у водних розчинах протікає у дві стадії:

перша стадія $H_2O_2 = H_2O + O\cdot$

друга стадія $O\cdot + O\cdot = O_2$

Хімічна реакція розкладання гідроген пероксиду є реакцією першого порядку і підпорядковується кінетичному рівнянню

$$lnC = -k\tau + lnC_0, \qquad (6.17)$$

де C – молярна концентрація H_2O_2 в момент часу τ, *моль/л*;

C_0 – початкова молярна концентрація H_2O_2, *моль/л*;

k – константа швидкості даної реакції, c^{-1};

τ – час від початку реакції, *с*.

Для дослідження кінетики даної реакції вимірюють об'єм кисню, що виділяється.

Початкова концентрація гідроген пероксиду C_0 пропорційна об'єму кисню V_∞, який виділяється при повному розкладанні H_2O_2, а концентрація H_2O_2 в розчині в момент часу τ пропорційна

$$C \sim V_\infty - V_\tau,$$

де V_∞ – об'єм виділеного кисню при повному розкладанні гідроген пероксиду,

V_τ – об'єм кисню, який виділяється за проміжок часу τ.

Тоді рівняння (6.17) набуває вигляду:

$$ln(V_\infty - V_\tau) = -k\tau + lnV_\infty. \qquad (6.18)$$

Залежність (6.18) для реакції першого порядку – лінійна. Її використовують для визначення константи швидкості реакції графічно або з рівняння:

$$k = \frac{2{,}303}{\tau} lg \frac{V_\infty}{V_\infty - V_\tau}. \qquad (6.19)$$

Установка для визначення константи швидкості реакції складається з двох бюреток, заповнених дистильованою водою і з'єднаних між собою гумовою трубкою. До однієї з бюреток приєднана двоколінна пробірка. Бюретки і пробірка закріплені на металевому штативі за допомогою держачів і зажимів (рис. 6.3).

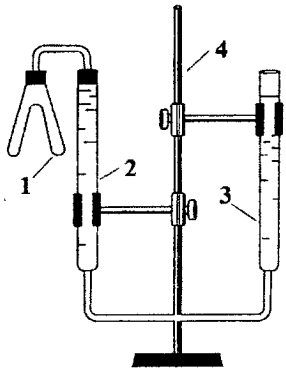


Рисунок 6.3 – Установка для дослідження швидкості реакції газометричним методом: **1** – двоколінна пробірка, **2**, **3** – бюретки, **4** – штатив

Виконання досліду проводити в такій послідовності:

1. Записати температуру (*T*, *K*) та величину атмосферного тиску (*P*, *кПа*) на момент проведення досліду. Для цього величину атмосферного тиску, виміряну в *мм рт. ст.*, необхідно помножити на коефіцієнт 0,133.

2. Перевірити герметичність установки для дослідження швидкості реакції газометричним методом. Для цього приєднати двоколінну пробірку до бюретки **2**, опустити або підняти бюретку **3** таким чином, щоб рівні води в них були неоднакові. Якщо прилад герметичний, то рівні води в обох бюретках не повинні змінюватись впродовж приблизно 1 хвилини.

3. За допомогою бюретки **3** установити рідину в бюретці **2** на певному рівні так, щоб рівні рідини в обох бюретках були однаковими, і записати показники.

4. В пробірку **1** внести 0,1 *мл* розчину гідроген пероксиду (30%) і 5 *мл* дистильованої води, розчин добре перемішати, додати каталізатор, пробірку **1** за допомогою пробки з'єднати з бюреткою **2** і включити секундомір. Кожне вимірювання об'єму в момент часу τ провести при однакових рівнях рідини в бюретках **2** і **3**, перемішуючи розчин в пробірці **1**.

На початку реакції, коли швидкість процесу велика, вимірювання проводити через 2 або 3 хвилини, а потім інтервал часу можна збільшити до 5 хвилин і більше. Про завершення реакції за даної температури свідчить сталість рівня рідини в бюретці 3. Отримані результати занести до табл. 6.3 та обчислити об'єм виділеного кисню V_τ як різницю між кінцевим та початковим рівнем рідини в бюретці.

Таблиця 6.3 – Експериментальні дані для визначення константи швидкості реакції каталітичного розкладання гідроген пероксиду

Номер вимірювання	Час від початку реакції, *хв*	Рівень рідини в бюретці, *мл*	Об'єм O_2 V_τ, *мл*	$V_\infty - V_\tau$, *мл*	$\lg \frac{V_\infty}{V_\infty - V_\tau}$	k
1	0					
2						
…						

5. Обчислити масу H_2O_2, що міститься в 0,1 *мл* 30%-ного розчину (густина розчину 1,5 *г/мл*) за формулою:

$$\omega = \frac{m_{H_2O_2}}{\rho_{р-ну} \cdot V_{р-ну}} \cdot 100\%, \qquad (6.20)$$

де ω – масова частка H_2O_2 у розчині, %;

$m_{H_2O_2}$ – маса H_2O_2, *г*;

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

$V_{р-ну}$ – об'єм розчину, *мл*.

6. За рівнянням реакції (6.16) обчислити кількість речовини кисню ν (*моль*), що виділяється при повному розкладанні гідроген пероксиду.

7. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислити об'єм кисню V_∞ (*мл*), що виділяється при повному розкладанні гідроген пероксиду, за умов проведення досліду:

$$PV_\infty = 1000\nu RT, \qquad (6.21)$$

де P – атмосферний тиск, *кПа*;

ν – кількість речовини кисню, *моль*;

R – універсальна газова стала, $R = 8{,}314$ *Дж/(моль·К)*;

T – температура, *К*.

8. Обчислити значення $V_\infty - V_\tau$, $\lg \frac{V_\infty}{V_\infty - V_\tau}$ та k (за формулою 6.19) та занести до таблиці 6.3.

9. Обчислити середнє значення константи швидкості реакції.

10. За даними табл. 6.3 побудувати графік залежності об'єму виділеного кисню від часу.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 6.3 повинен містити:

1) сумарне рівняння реакції розкладання гідроген пероксиду та рівняння реакцій першої та другої стадій;

2) обчислення маси гідроген пероксиду у розчині за формулою (6.20);

3) обчислення кількості речовини кисню, що виділяється при повному розкладанні гідроген пероксиду;

4) обчислення об'єму кисню, що виділяється при повному розкладанні гідроген пероксиду, за формулою (6.21);

5) обчислення константи швидкості реакції за формулою (6.19);

6) заповнену таблицю 6.3;

7) графічну залежність зміни об'єму виділеного кисню з часом;

8) висновок.

6.6 Контрольні тестові завдання

1. Яка з систем є гомогенною?

1) $S_{(т)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$;
2) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$;
3) $Zn_{(т)} + 2HCl_{(розч.)} = H_{2(г)} + ZnCl_{2(розч.)}$;
4) $C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$.

2. Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції:

1) дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації реагуючих речовин рівні між собою;
2) дорівнює швидкості реакції, якщо концентрація кожної з реагуючих речовин дорівнює 1 *моль/л*;
3) дорівнює одиниці;
4) постійна величина, характерна для даної реакції, яка не залежить від температури і агрегатного стану реагуючих речовин?

3. Для якої системи швидкість зворотної реакції виражається рівнянням $\upsilon = k \cdot C(H_2O)$?

1) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(г)}$;
2) $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \rightleftharpoons H_2O_{(г)} + CO_{(г)}$;
3) $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$;
4) $Ca(OH)_{2(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + H_2O_{(г)}$.

4. Для якої системи швидкість зворотної реакції виражається рівнянням $\upsilon = k \cdot C^2(CO_2)$?

1) $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$;
2) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{2(г)}$;
3) $CO_{2(г)} + H_2O_{(р)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(розч.)}$;
4) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$.

5. Який вираз є залежністю швидкості прямої реакції від концентрації в системі $3Fe_{(т)} + 4H_2O_{(г)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(т)} + 4H_{2(г)}$?

1) $\upsilon = k \cdot C(H_2)$;
2) $\upsilon = k \cdot C(H_2O)$;
3) $\upsilon = k \cdot C(Fe_3O_4) \cdot C(H_2)^4$;
4) $\upsilon = C(Fe_3O_4) \cdot C(H_2)^4$.

6. Для якої системи швидкість прямої реакції виражається рівнянням $\upsilon = k \cdot C(A) \cdot C(B)^2$?

1) $A_{(г)} + B_{(розч.)} \rightleftharpoons AB_{(розч.)}$;
2) $A_{(г)} + 2B_{(т)} \rightleftharpoons AB_{2(т)}$;
3) $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons AB_{(г)}$;
4) $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightleftharpoons AB_{2(г)}$.

7. Для реакції $X + Y = Z$, $C(X) = 1$ *моль/л*, $C(Y) = 3$ *моль/л*, швидкість дорівнює 0,15 *моль/(л · год)*. Обчисліть константу швидкості реакції.

1) 0,05; 2) 0,15; 3) 0,6; 4) 0,45.

8. Для реакції $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$ $C(NO) = 2$ *моль/л*, $C(O_2) = 2$ *моль/л*, швидкість дорівнює 0,8 *моль/(л · год)*. Обчисліть константу швидкості прямої реакції.

1) 0,45; 2) 0,1; 3) 0,2; 4) 0,25.

9. У скільки разів зросте швидкість прямої реакції $3A_{(г)} \rightleftharpoons 2B_{(г)}$ при збільшенні концентрації речовини *A* у 2 рази?

1) 2; 2) 4; 3) 9; 4) 8.

10. У скільки разів зросте швидкість прямої реакції $2NO_{2(г)} \rightleftharpoons N_2O_{4(р)}$ при збільшенні концентрації NO_2 у 5 разів?

1) 10; 2) 25; 3) 16; 4) 20.

11. Як зміниться швидкість прямої реакції $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$ при зменшенні тиску в 5 разів?

1) збільшиться в 5 раз;
2) зменшиться в 10 раз;
3) зменшиться в 125 раз;
4) збільшиться в 25 раз.

12. У скільки разів зросте швидкість зворотної реакції $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftharpoons 2HI_{(г)}$ при збільшенні тиску в 5 разів?

1) 25; 2) 10; 3) 50; 4) 15.

13. У скільки разів зросте швидкість зворотної реакції в системі $N_2O_{4(р)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$ при збільшенні тиску в 3 рази?

1) 2/3; 2) 9; 3) 3; 4) 6.

14. У скільки разів зросте швидкість прямої реакції відносно швидкості зворотної реакції $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$ при зменшенні об'єму системи у 2 рази?

1) 12; 2) 2; 3) 6; 4) 4.

15. Як зміниться швидкість зворотної реакції $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(г)}$ при збільшенні об'єму системи в 3 рази?

1) збільшиться в 9 раз;
2) зменшиться в 27 раз;
3) зменшиться в 3 рази;
4) зменшиться в 9 раз.

16. У скільки разів зменшиться швидкість зворотної реакції $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$ при збільшенні об'єму системи в 3 рази?

1) 6; 2) 27; 3) 9; 4) 24.

17. Який з виразів правильний:

1) температурний коефіцієнт реакції характеризує збільшення швидкості реакції при підвищенні температури на 20 °С;
2) при підвищенні температури зменшується енергія активації реакції;
3) всі зіткнення молекул при збільшенні температури приводять до хімічної реакції;
4) швидкість реакції зростає з підвищенням температури, тому що зростає частка активних молекул?

18. Чому при підвищенні температури зростає швидкість хімічних реакцій?

1) зменшується енергія активації реакції;
2) змінюються агрегатні стани реагуючих речовин;
3) зростає енергія активації;
4) збільшується частка частинок, енергія яких вища за енергію активації.

19. Швидкість деякої хімічної реакції збільшилась у 81 раз. На скільки градусів підвищили температуру реакційної суміші, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3?

1) 20 °; 2) 10 °; 3) 27 °; 4) 40 °.

20. Швидкість деякої хімічної реакції збільшилась у 256 разів. На скільки градусів підвищили температуру реакційної суміші, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 4?

1) 20 °; 2) 40 °; 3) 16 °; 4) 30 °.

21. Швидкість деякої хімічної реакції збільшилась у 64 рази. Обчисліть температурний коефіцієнт реакції, якщо температура реакційної суміші зросла з 30 °С до 90 °С.

1) 3; 2) 2; 3) 4,5; 4) 3,5.

22. У скільки разів зменшиться швидкість деякої хімічної реакції при зниженні температури з 45 °С до 25 °С, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3?

1) 6; 2) 9; 3) 3; 4) 20.

23. У скільки разів збільшиться швидкість деякої хімічної реакції при підвищені температури на 50 °С, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 2?

1) 10; 2) 24; 3) 32; 4) 20.

24. Дві деякі хімічні реакції при 30 °С протікають з однаковою швидкістю $\upsilon_1 = \upsilon_2$. Температурний коефіцієнт першої реакції дорівнює 4, другої – 3. Як будуть відноситись швидкості реакцій υ_1/υ_2, якщо реакції проводити при 50 °С?

1) 3/4; 2) 6/8; 3) 27/64; 4) 16/9.

25. Дві деякі хімічні реакції при 40 °С протікають з однаковою швидкістю $\upsilon_1 = \upsilon_2$. Температурний коефіцієнт першої реакції дорівнює 2, другої – 3. Як будуть відноситись швидкості реакцій υ_1/υ_2, якщо реакції проводити при 70 °С?

1) 8/27; 2) 4/6; 3) 9/6; 4) 6/9.

26. У якому випадку термодинамічно можлива реакція не протікає або протікає дуже повільно (основна причина)?

1) якщо реакція протікає з поглинанням тепла;
2) якщо речовини знаходяться в різних агрегатних станах;
3) якщо енергія активації дуже велика;
4) якщо реакція протікає з виділенням тепла.

27. Які умови характерні для стану хімічної рівноваги?

1) рівність концентрацій реагуючих речовин;
2) рівність швидкостей прямої та зворотної реакцій;
3) рівність концентрацій продуктів реакції;
4) рівність констант швидкостей прямої та зворотної реакцій.

28. Виберіть неправильне твердження:

1) константа швидкості хімічної реакції рівна швидкості, якщо концентрація кожної з реагуючих речовин дорівнює 1 моль/л;
2) каталізатор зменшує енергію активації реакції;
3) чим більша енергія активації, тим менша швидкість реакції;
4) при збільшенні температури швидкість реакції зменшується.

29. Обчисліть рівноважну концентрацію чадного газу (CO) в реакції $C_{(т)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{(г)}$, якщо константа рівноваги дорівнює 6 *моль/л*, а рівноважні концентрації $[H_2O] = 2$ *моль/л*, $[H_2] = 4$ *моль/л*.

1) 2 *моль/л*; 2) 3 *моль/л*; 3) 0,1 *моль/л*; 4) 0,08 *моль/л*.

30. Який вираз є константою рівноваги для наведеної нижче реакції? $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$

1) $K = \dfrac{[O_2]}{[Cl_2]^2}$;

2) $K = \dfrac{k_2 \cdot [H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}{k_1 \cdot [HCl]^4 \cdot [O_2]}$;

3) $K = \dfrac{[HCl]^4 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}$;

4) $K = \dfrac{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}$.

31. Який фактор впливає на величину константи швидкості хімічної реакції?

1) час проходження реакції;
2) концентрація;
3) тиск;
4) температура.

32. Для якої з шести оборотних реакцій, що характеризуються приведеними нижче константами рівноваги, вихід продуктів реакції найбільший?

1) $K = 0{,}01$; 2) $K = 5 \cdot 10^{-5}$; 3) $K = 1$; 4) $K = 5{,}2$.

33. Який вираз є константою рівноваги реакції $C_{(т)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{(г)}$?

1) $K = \dfrac{[CO]}{[H_2O]}$;

2) $K = \dfrac{[H_2] \cdot [CO]}{[C] \cdot [H_2O]}$;

3) $K = \dfrac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$;

4) $K = \dfrac{k_2 \cdot [H_2] \cdot [CO]}{k_1 \cdot [H_2O]}$.

34. Як з допомогою зміни концентрації речовин змістити хімічну рівновагу в сторону прямої реакції в системі $3Fe_{(т)} + 4H_2O_{(г)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(т)} + 4H_{2(г)}$?

1) збільшити концентрацію Fe_3O_4;
2) зменшити концентрацію H_2O;
3) збільшити концентрацію Fe;
4) зменшити концентрацію H_2.

35. Вкажіть неправильний вислів:

1) швидкість реакції зростає при введенні каталізатора;
2) швидкість реакції зростає при нагріванні;
3) константа рівноваги не залежить від температури;
4) при нагріванні рівноважної системи рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції.

36. Константа рівноваги реакції $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2SO_{3(г)}$ дорівнює 3. Обчисліть рівноважну концентрацію O_2, якщо $[SO_2] = 1$ *моль/л*, $[SO_3] = 3$ *моль/л*.

1) 1 *моль/л*; 2) 3 *моль/л*; 3) 27 *моль/л*; 4) 9 *моль/л*.

37. Для якої системи при збільшенні тиску рівновага зміститься в сторону зворотної реакції?

1) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$;
2) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{2(г)}$;
3) $CO_{2(г)} + H_2O_{(р)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(розч.)}$;
4) $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$.

38. Який з перелічених нижче факторів буде сприяти перебігу зворотної реакції в системі $C_{(т)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{(г)}$, $\Delta H > 0$?

1) збільшення тиску;
2) зменшення концентрації H_2;
3) зменшення концентрації C;
4) збільшення концентрації H_2O.

39. Як введення кальцій карбонату вплине на хімічну рівновагу в системі $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$?

1) збільшиться концентрація CO_2;
2) парціальний тиск CO_2 зменшиться;
3) рівновага зміститься в сторону зворотної реакції;
4) рівновага не порушиться.

40. Який з перелічених нижче факторів буде сприяти перебігу прямої реакції в системі $C_{(т)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)}$, $\Delta H < 0$?

1) охолодження;
2) нагрівання;
3) збільшення тиску;
4) збільшення концентрації C.

41. Для якої з систем при зміні тиску хімічна рівновага не порушиться?

1) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(г)}$;
2) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$;
3) $CO_{2(г)} + C_{(т)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$;
4) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$.

42. Який з перелічених нижче факторів буде сприяти перебігу прямої реакції в системі $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta H > 0$?

1) введення в систему $CaCO_3$;
2) збільшення тиску;
3) зменшення температури;
4) нагрівання системи.

43. Який з перелічених нижче факторів буде сприяти збільшенню концентрації NH_3 в системі $3H_{2(г)} + N_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$, $\Delta H < 0$?

1) збільшення концентрації H_2;
2) нагрівання;
3) зменшення концентрації N_2;
4) зменшення тиску.

ЛІТЕРАТУРА

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., Рыжов 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. – 622 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.

Додаток А

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Період	Ряд	Група I	Група II	Група III	Група IV	Група V	Група VI	Група VII	Група VIII
1	1	**H** 1 Гідроген водень 1,0079							**He** 2 Гелій 4,0026
2	2	**Li** 3 Літій 6,941	**Be** 4 Берилій 9,012	**B** 5 Бор 10,81	**C** 6 Карбон вуглець 12,011	**N** 7 Нітроген азот 14,007	**O** 8 Оксиген кисень 15,999	**F** 9 Флуор фтор 18,998	**Ne** 10 Неон 20,179
3	3	**Na** 11 Натрій 22,990	**Mg** 12 Магній 24,305	**Al** 13 Алюміній 26,981	**Si** 14 Силіцій 28,086	**P** 15 Фосфор 30,973	**S** 16 Сульфур сірка 32,06	**Cl** 17 Хлор 35,453	**Ar** 18 Аргон 39,948
4	4	**K** 19 Калій 39,098	**Ca** 20 Кальцій 40,08	**21** Sc 44,956 Скандій	**22** Ti 47,90 Титан	**23** V 50,941 Ванадій	**24** Cr 51,996 Хром	**25** Mn 54,938 Манган	**26** Fe 55,847 Ферум залізо; **27** Co 58,933 Кобальт; **28** Ni 58.70 Нікол нікель
	5	**29** Cu 63,546 Купрум мідь	**30** Zn 65.39 Цинк	**Ga** 31 Галій 69,72	**Ge** 32 Германій 72,59	**As** 33 Арсен 74,921	**Se** 34 Селен 78,96	**Br** 35 Бром 79,904	**Kr** 36 Криптон 83,30
5	6	**Rb** 37 Рубідій 85,468	**Sr** 38 Стронцій 87,62	**39** Y 88,906 Ітрій	**40** Zr 91,22 Цирконій	**41** Nb 92,906 Ніобій	**42** Mo 95,94 Молібден	**43** Tc [99] Технецій	**44** Ru 101,07 Рутеній; **45** Rh 102,905 Родій; **46** Pd 106,4 Паладій
	7	**47** Ag 107,87 Аргентум срібло	**48** Cd 112,41 Кадмій	**In** 49 Індій 114,82	**Sn** 50 Станум олово 118,71	**Sb** 51 Стибій 121,75	**Te** 52 Телур 127,60	**I** 53 Іод Йод 126,904	**Xe** 54 Ксенон 131,30
6	8	**Cs** 55 Цезій 132,91	**Ba** 56 Барій 137,33	**57** *La 138,905 Лантан	**72** Hf 178,49 Гафній	**73** Ta 180,948 Тантал	**74** W 183,85 Вольфрам	**75** Re 186,207 Реній	**76** Os 190,2 Осмій; **77** Ir 192,22 Іридій; **78** Pt 195,09 Платина
	9	**79** Au 196,97 Аурум золото	**80** Hg 200,59 Меркурій ртуть	**Tl** 81 Талій 204,37	**Pb** 82 Плюмбум свинець 207,2	**Bi** 83 Бісмут 208,980	**Po** 84 Полоній [209]	**At** 85 Астат [210]	**Rn** 86 Радон [222]
7	10	**Fr** 87 Францій 223]	**Ra** 88 Радій 226,025	**89** **Ac [227] Актиній	**104** Rf [261]Резерфордій	**105** Db [262] Дубній	**106** Sg [263] Сіборгій	**107** Bh [262] Борій	**108** Hs [262] Гасій; **109** Mt [266]Майтнерій; **110** Ds [271]Дармштадтій
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Леткі водневі сполуки					RH_4	RH_3	H_2R	HR	

* Лантаноїди	**58** Ce 140,12 Церій	**59** Pr 140,906 Празеодим	**60** Nd 144,24 Неодим	**61** Pm 147 Прометій	**62** Sm 150,4 Самарій	**63** Eu 151,96 Європій	**64** Gd 157,25 Гадоліній	**65** Tb 158,925 Тербій	**66** Dy 162,50 Диспрозій	**67** Ho 164,93 Гольмій	**68** Er 167,26 Ербій	**69** Tm 168,93 Тулій	**70** Yb 173,04 Ітербій	**71** Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди	**90** Th 232,038 Торій	**91** Pa [231] Протактиній	**92** U 238,029 Уран	**93** Np [237] Нептуній	**94** Pu [244] Плутоній	**95** Am [243] Америцій	**96** Cm [247] Кюрій	**97** Bk [247] Берклій	**98** Cf [251] Каліфорній	**99** Es [252] Ейнштейній	**100** Fm [257] Фермій	**101** Md [258] Менделевій	**102** No [259] Нобелій	**103** Lr [260] Лоуренсій

Символ елемента — Порядковий номер

H 1 Гідроген 1,0079

Назва елемента — Атомна маса

Додаток Б

Фізичні величини, їх позначення й одиниці

Таблиця Б.1 – Фізичні величини, їх позначення й одиниці

Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення даної фізичної величини	Одиниці
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{\nu}$	*кг/моль, г/моль*
Маса речовини	m	$m = M \cdot \nu$	*кг, г*
Кількість речовини	ν	$\nu = \frac{m}{M}$; $\nu = \frac{V}{V_\mu}$; $\nu = \frac{N^*}{N_A}$	*моль*
Об'єм газу	V	$V = V_\mu \cdot \nu$	*$м^3$, л*
Молярний об'єм газу	V_μ**	$V_\mu = \frac{V}{\nu}$;	*$м^3$/моль, л/моль*
Густина	ρ	$\rho = \frac{m}{V}$	*кг/$м^3$, г/мл*

Примітка. * N – число структурних одиниць, N_A – стала Авогадро (N_A = = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$); ** V_μ за нормальних умов дорівнює 22,4 *л/моль*.

Додаток В

Таблиця відносних молекулярних мас неорганічних речовин

Таблиця В.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 Г

Взаємодія металів з кислотами

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Метали, що вступають в реакцію
HCl (розв.)	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
HCl (конц.)	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
H_2SO_4 *(розв.)*	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
H_2SO_4 *(конц.)*	S^{+6}	SO_2	Малоактивні метали від *Ni* до *Pt* (*Fe, Cr, Ni* – пасивуються)
	S^{+6}	S, H_2S	Активні метали до *Cr*
HNO_3 *(розв.)*	N^{+5}	NO	Малоактивні метали від *Cr* до *Pt*
	N^{+5}	N_2O, N_2, NH_4NO_3	Активні метали до *Cr*
HNO_3 *(конц.)*	N^{+5}	NO_2	Всі метали, крім *Au* і *Pt* (*Al, Fe, Cr, Ni, Co* – пасивуються)

Додаток Д

Розчинність кислот, основ 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 Е

Основні термодинамічні характеристики деяких речовин за стандартних умов

Таблиця Е.1 – Основні термодинамічні характеристики деяких речовин за стандартних умов

Речовина	Агрегатний стан	$\Delta H^0_{f\ 298}$, *кДж/моль*	$\Delta G^0_{f\ 298}$, *кДж/моль*	S^0_{298}, *Дж/(моль·К)*
$AgCl$	тверда речовина	–127,035	–109,720	96,11
Ba	тверда речовина	0	0	66,95
BaO	тверда речовина	–558,10	–528,40	70,30
$Ba(OH)_2$	тверда речовина	–946,10	–886,00	103,80
$BaCO_3$	тверда речовина	–1218,80	–1138,80	112,10
$BaSO_4$	тверда речовина	–1465,20	–1353,10	132,20
С алмаз	тверда речовина	1,90	2,87	2,44
С графіт	тверда речовина	0	0	5,70
CO	газ	–110,53	–137,27	197,91
CO_2	газ	–393,51	–394,38	213,65
CH_4	газ	–74,85	–50,82	186,20
C_2H_4	газ	52,28	68,12	219,40
C_2H_5OH	рідина	–277,34	–168,45	281,73
C_2H_6	газ	–84,67	–32,89	229,50
C_3H_8	газ	–103,90	–23,49	269,90
C_6H_6	рідина	49,04	124,17	173,31
CCl_4	рідина	–134,44	–64,70	214,60
Ca	тверда речовина	0	0	41,63
CaO	тверда речовина	–635,60	–604,20	39,80
$Ca(OH)_2$	тверда речовина	–986,5	–896,96	76,10
$CaCO_3$	тверда речовина	–1206,87	–1128,75	92,80
$CaSO_4$	тверда речовина	–1432,68	–1320,31	106,70
$Ca_3(PO_4)_2$	тверда речовина	–4126,20	–3889,90	241,00
CdO	тверда речовина	–254,64	–225,06	54,80
$CdCO_3$	тверда речовина	–754,60	–674,50	96,70
Cl_2	газ	0	0	222,95
Cr_2O_3	тверда речовина	–1128,40	–1046,80	81,10
CuO	тверда речовина	–155,20	–127,20	43,51

Продовження таблиці Е.1

Речовина	Агрегатний стан	$\Delta H_f^0{}_{298}$, кДж/моль	$\Delta G_f^0{}_{298}$, кДж/моль	$S^0{}_{298}$, Дж/(моль·К)
F_2	газ	0	0	202,90
Fe	тверда речовина	0	0	27,15
FeO	тверда речовина	–266,52	–244,30	54,00
Fe_2O_3	тверда речовина	–822,10	–741,0	90,00
Fe_3O_4	тверда речовина	–1117,10	–1014,20	146,40
$Fe(OH)_3$	тверда речовина	–826,6	–699,60	105,00
$FeCl_2$	тверда речовина	–341,75	–302,35	118,00
H_2	газ	0	0	130,59
H_2O	газ	–241,83	–228,60	188,72
H_2O	рідина	–285,84	–237,19	69,94
H_2O_2	рідина	–187,61	–118,11	102,26
H_2S	газ	–20,15	–33,020	205,64
H_2SO_4	рідина	–811,35	–866,50	156,85
HCl	газ	–92,31	–95,27	186,68
HF	газ	–268,6	–270,70	173,52
HI	газ	25,94	–1,30	206,31
HNO_3	розчин	–173,23	–79,92	155,61
KCl	тверда речовина	–435,87	–408,32	82,67
$KClO_3$	тверда речовина	–391,20	–289,91	142,96
$MgCO_3$	тверда речовина	–1112,93	–1029,20	65,70
MgO	тверда речовина	–601,83	–569,57	28,60
$MgSO_4$	тверда речовина	–1301,40	–1158,70	91,60
N_2	газ	0	0	191,49
N_2O	газ	81,55	103,60	219,99
NO	газ	89,86	90,37	210,20
NO_2	газ	33,85	51,84	240,46
NH_3	газ	–46,19	–16,64	192,50
NH_4Cl	тверда речовина	–314,20	–203,20	95,80
NH_4NO_3	тверда речовина	–365,10	–183,80	150,60
$NaCl$	тверда речовина	–411,00	–384,03	72,38
O_2	газ	0	0	205,03
O_3	газ	142,30	163,43	237,60

Продовження таблиці Е.1

Речовина	Агрегатний стан	$\Delta H^0_{f\,298}$, *кДж/моль*	$\Delta G^0_{f\,298}$, *кДж/моль*	S^0_{298}, *Дж/(моль·К)*
P_4 білий	тверда речовина	0	0	44,40
PH_3	газ	5,40	13,40	210,20
P_4O_{10}	тверда речовина	–3096,00	–2697,60	280,00
PCl_3	газ	–306,35	–286,27	311,66
PCl_5	газ	–398,94	–324,63	352,71
Pb	тверда речовина	0	0	64,81
PbO	тверда речовина	–217,86	–188,49	69,40
PbS	тверда речовина	–94,31	–92,68	91,20
S ромбічна	тверда речовина	0	0	31,90
SO_2	газ	–296,90	–300,37	248,53
SO_3	газ	–395,81	–370,42	256,23
SrO	тверда речовина	–590,40	–559,80	54,40
$SrSO_4$	тверда речовина	–1444,70	–1334,30	121,70
SeO_2	газ	–225,50	–173,60	56,90
ZnO	тверда речовина	–347,99	–318,20	44,00
$ZnCO_3$	тверда речовина	–812,60	–731,40	82,40
ZnS	тверда речовина	–202,92	–198,40	57,80

Навчальне видання

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

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

Частина 1

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 різографічний. Ум. друк. арк. 7,1.
Наклад 75 пр. Зам. № 2016-006.

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.