

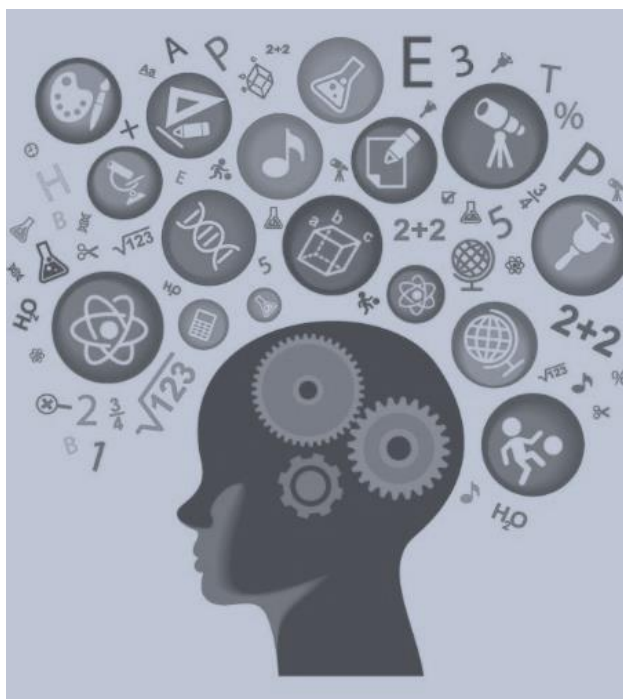
МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ В.О.СУХОМЛИНСЬКОГО

КАФЕДРА ХІМІЇ

ЮЩИШИНА Г.М.

**РОЗВ'ЯЗОК РОЗРАХУНКОВИХ ЗАВДАНЬ
З ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ**

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО ВИКОНАННЯ САМОСТІЙНОЇ
РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 014.06 СЕРЕДНЯ ОСВІТА. ХІМІЯ**



УДК 544.1 + 541.18 (075.8)

Ющишина Г.М. Розв'язок розрахункових завдань з загальної хімії. Методичні рекомендації щодо виконання самостійної роботи з дисципліни «Хімія загальна та неорганічна» для студентів спеціальності 014.06 Середня освіта. Хімія /Миколаїв, 2021. – 26 с.

Затверджено на засіданні кафедри хімії
протокол №_10 від „07” квітня_ 2021_ р.

Затверджено на засіданні методичної ради МНУ ім. В.О.Сухомлинського
протокол №_7__ від „25” травня_ 2021_ р.

Розв'язок розрахункових завдань з загальної хімії. Методичні рекомендації щодо виконання самостійної роботи для студентів спеціальності 014.06 Середня освіта (Хімія).

Рецензенти:

Кандидат хімічних наук, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії Миколаївського державного аграрного університету **Гирля Л.М.**

Кандидат біологічних наук, доцент кафедри хімії Миколаївського національного університету ім.В.О.Сухомлинського **Вичалковська Н.В.**

©Ющишина Г.М.2021

©МНУ ім.В.О.Сухомлинського, 2021

ЗМІСТ

Передмова	4
КРЕДИТ I Основні поняття та закони хімії.	5
Тема 1. Основні поняття атомно-молекулярного вчення: молекула, атом, хімічний елемент, проста та складна речовина, відносна атомна та молекулярна маси, моль, молярна маса.	5
Тема 2. Класифікація та сучасна номенклатура неорганічних сполук. Прості та складні речовини. Номенклатура з використанням грецьких числівників, чисел Штока та Еванса-Бассета. Номенклатура комплексних сполук.....	6
КРЕДИТ II Енергетика хімічних реакцій та термохімічні розрахунки.	13
Тема 1. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплові ефекти хімічних реакцій. Основні поняття і визначення в термодинаміці. Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімічні обчислення. Закон Гесса. Стандартний стан речовини. Ентальпії утворення та згорання речовин. Закон Гесса та його наслідки.	13
Тема 2. Напрямок перебігу хімічних реакцій. Ентропія та енергія Гіббса. Обчислення стандартних значень ентропії та енергії Гіббса хімічних реакцій. Визначення ймовірного напрямку перебігу. Взаємозв'язок константи рівноваги з енергією Гіббса реакції.	13
КРЕДИТ III Основи хімічної кінетики.	18
Тема 1. Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічної реакції та фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас - основний закон хімічної кінетики. Константа швидкості хімічної реакції. Поняття про енергію активації, тепловий ефект реакції. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа.....	18
Тема 2. Поняття про каталіз та його природу. Типи каталітичних процесів. Механізм дії гетерогенних каталізаторів. Поширення каталітичних реакцій в промисловості. Ферментативні реакції. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Хімічна рівновага. Необоротні та оборотні реакції. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле-Шательє.....	19
КРЕДИТ IV Розчини.	24
Тема 1. Дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем. Дисперсна фаза, дисперсійне середовище. Термодинамічна нестійкість дисперсних систем та методи її подолання. Роль дисперсних систем у хіміко-технологічних процесах. Основні поняття про розчини.	24
Тема 2. Фізико-хімічна природа розчинів. Гідратація іонів. Поняття про кристалогідрати. Розчинність. Способи вираження концентрації розчинів. Властивості розчинів неелектролітів. Вода як слабкий електроліт. Іонний добуток води. Водневий і гідроксильний показники. Способи вимірювання рН. Загальні відомості про індикатори. Характеристика середовища розчинів за допомогою рН. Буферні розчини та їх використання в біологічних дослідженнях. Суть та причини гідролізу солей.....	24
Рекомендована література	28

Передмова

Розрахункові задачі з загальної хімії посідають особливе місце у вивченні цієї дисципліни. Систематичне їх розв'язування сприяє свідомому засвоєнню хімічних знань, формуванню логічного мислення, розвитку розумової діяльності, навчає практичному використанню набутих теоретичних знань.

Введення задач в навчальний процес дає змогу реалізувати такі дидактичні принципи навчання:

- забезпечення самостійності й активності студентів;
- досягнення єдності знань і умінь;
- встановлення зв'язку навчання з життям.

Під час розв'язування розрахункових задач реалізуються міжпредметні зв'язки.

Розрахункові задачі можна використовувати на всіх етапах навчального процесу: при вивченні нового матеріалу, при його засвоєнні, а також при перевірці та контролі знань студентів.

У ході розв'язування задач відбувається складна розумова діяльність студентів, яка означає розвиток як змістового боку мислення (знань), так і діяльнісного (операції, дії). Найтісніший зв'язок знань і дій є основою формування різних прийомів мислення: суджень, роздумувань, доказів.

Задачі відіграють значну роль в організації пошукових ситуацій, необхідних при проблемному навчанні, а також у здійсненні перевірки знань студентів і закріплення засвоєного навчального матеріалу.

Розв'язування розрахункових задач сприяє виробленню вмінь і навичок проводити розрахунки. Це важливий засіб розвитку мови і мислення студентів.

Розрахункові задачі з хімії, передбачені програмою з дисципліни «Хімія загальна та неорганічна», умовно можна поділити на такі типи та підтипи:

I. Обчислення за хімічними формулами.

1. Обчислення відносної молекулярної маси речовини.
2. Обчислення масової частки елемента у сполуці.
3. Обчислення числа атомів (молекул) у певній кількості речовини.
4. Обчислення маси певної кількості речовини та кількості речовини певної її маси.
5. Обчислення об'єму газу, який взято у певній кількості речовини.
6. Обчислення маси певного об'єму газу за нормальних умов і об'єму газу, який займає за н.у. певна маса газу.
7. Обчислення відносної густини і молекулярної маси газів.

II. Обчислення з використанням понять про розчини.

1. Обчислення масової частки розчиненої речовини в розчині.
2. Обчислення маси розчиненої речовини в розчині.
3. Обчислення розчинності речовин.

III. Обчислення за рівняннями хімічних реакцій.

1. Обчислення за хімічними рівняннями кількості речовини, яка бере участь у реакції, за відомою кількістю іншої реагуючої речовини.
2. Обчислення за хімічними рівняннями мас речовин або об'ємів газів (н.у.) за відомою кількістю речовини, що вступає в реакцію або одержана в результаті реакції.
3. Обчислення об'ємних відношень газів при хімічних реакціях.
4. Обчислення за термохімічними рівняннями.
5. Обчислення маси або об'єму продукту реакції за відомою масою чи об'ємом вихідної речовини, що містить домішки.
6. Визначення масової або об'ємної частки виходу продукту реакції за відношенням до теоретично можливого.

Задачі представлені у відповідності до кредитів I модулю дисципліни «Хімія загальна та неорганічна».

КРЕДИТ I

Основні поняття та закони хімії.

Тема 1. Основні поняття атомно-молекулярного вчення: молекула, атом, хімічний елемент, проста та складна речовина, відносна атомна та молекулярна маси, моль, молярна маса.

Носіями властивостей хімічних елементів є атоми. Під час взаємодії один з одним атоми утворюють усю різноманітність оточуючих нас речовин. Для розуміння того, як здійснюється взаємодія атомів, необхідно мати уявлення про їх внутрішню будову.

Експериментально було з'ясовано, що атом складається з ядра та електронної оболонки. Основна маса атома зосереджена у ядрі, яке складає дуже невелику частину його об'єму: діаметр ядра приблизно 10^{-12} см, діаметр атома 10^{-8} см.

Атомні ядра складаються з позитивно заряджених частинок – протонів і незаряджених частинок – нейтронів. Число протонів визначає заряд ядра і атомний номер атома Z , а сума протонів і нейтронів – загальну масу ядра в атомних одиницях A . В електронейтральному атомі число протонів в ядрі дорівнює числу електронів в електронній оболонці.

При певному атомному номері, тобто при певному числі протонів, в атомі можуть знаходитися різні числа нейтронів, тому можуть існувати різновидності атомів з різними масовими числами – ізотопи (або нукліди). І позначають назвою елемента, до якої через дефіс додають значення масового числа, наприклад, уран-235, уран-238, або символом елемента, до якого поряд зліва уверху вказують масове число ^{235}U , ^{238}U .

Період напіврозпаду радіоактивного елемента $T_{1/2}$ – це час, за який вихідна кількість атомів ізоотопу N_0 (або маса m_0) зменшується у 2 рази.

Приклади розв'язку задач.

Приклад 1. Скільки нейтронів міститься в ядрі атома золота з масовим числом 197?

Розв'язок. Золото (Au) має атомний номер 79 та, відповідно, в ядрі атома золота 79 протонів. Кількість нейтронів в ядрі дорівнює масовому числу мінус кількість протонів: $197-79=118$.

Відповідь. У ядрі атома $^{197}_{79}\text{Au}$ міститься 118 нейтронів.

Приклад 2. Хлор в природі має атомну масу 35,453 та складається з ізоотопів ^{35}Cl з масою 34,969 та ^{37}Cl з масою 36,966. Найдіть відносний вміст цих ізоотопів у природному хлорі.

Розв'язок. Позначимо долю ізоотопу ^{35}Cl через x . Тоді доля ізоотопу ^{37}Cl ($1-x$). Складемо рівняння, що зв'язують маси і долі ізоотопів і середню масу природного хлору:

$$34,969x + 36,966(1-x) = 35,453$$

$$\text{Звідси } (34,969-36,966)x = 35,453 - 36,966; 1,997x = 1,513;$$

$$x = 0,7576; 1-x = 0,2424$$

Або у процентному вираженні вміст ^{35}Cl складає 75,76%, ^{37}Cl – 24,24%.

Відповідь. Природний хлор містить 75,76% ізоотопу ^{35}Cl та 24,24%.

Приклад 3. Напишіть схему альфа-розпаду ізоотопу актинія Ac(89,222).

Розв'язок. Під час α -розпаду атомний номер зменшиться на 2, відповідно ми отримаємо ізоотоп елемента №87 – францію. Масове число при цьому зменшиться на 4. Відповідно це буде ізоотоп Fr(87, 218).

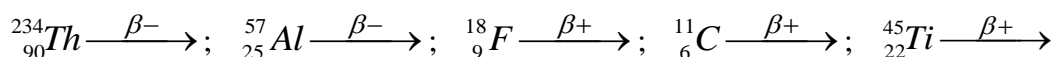
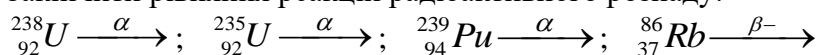
Або у процентному вираженні вміст ^{35}Cl складає 75,76%, ^{37}Cl – 24,24%.

Відповідь. $\text{Ac}(89,222) \rightarrow \text{Fr}(87,218) + \text{He}(2,4)$.

Розв'язати завдання у відповідності до варіанту, вказаному викладачем.

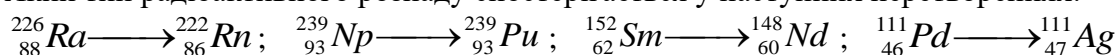
Варіант №1.

1. У природних сполуках хлор міститься у вигляді ізотопів – ^{35}Cl - 75,5% мас. та ^{37}Cl - 24,5% мас. Обчислити середню атомну масу хлору.
2. Знайти масу ізотопу ^{81}Sr ($T_{1/2}=8,5$ год.), яка залишається після 25,5 год. зберігання, якщо його початкова маса становить 200 мг.
3. Закінчити рівняння реакцій радіоактивного розпаду:



Варіант №2.

1. Природний магній складається з ізотопів: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg . Обчислити середню масу природного магнію, якщо вміст окремих ізотопів 78,6; 10,1 і 11,3 % мас. відповідно.
2. Який відсоток від початкового числа атомів в ізотопі ^{128}I ($T_{1/2}=25$ хв.) залишиться таким, що не розпадається, після його зберігання впродовж 2,5 год?
3. Який тип радіоактивного розпаду спостерігається у наступних перетвореннях:



Варіант №3.

1. Природний галій складається з ізотопів: ^{71}Ga , ^{69}Ga . У якому кількісному співвідношенні знаходяться між собою числа атомів цих ізотопів, якщо середня атомна маса галію дорівнює 69,72?
2. Період β^- - радіоактивного розпаду ізотопу ^{24}Na дорівнює 15,0 год. Написати рівняння реакції розпаду і обчислити, скільки грамів дочірнього продукту утворюється із 24 г ^{24}Na за 30,0 год.?
3. Записати рівняння ядерних реакцій:
 - 1) $^{61}_{28}\text{Ni} + ^1_1\text{H} \longrightarrow ? \longrightarrow ? + ^1_0\text{n}$; 2) $^{10}_5\text{B} + ^1_0\text{n} \longrightarrow ? \longrightarrow ? + ^4_2\text{He}$
 - 3) $^{27}_{13}\text{Al} + ^1_1\text{H} \longrightarrow ? + ^4_2\text{He}$; 4) $? + ^1_1\text{H} \longrightarrow ^{83}_{35}\text{Br} \longrightarrow ? + ^1_0\text{n}$

Тема 2. Класифікація та сучасна номенклатура неорганічних сполук. Прості та складні речовини. Номенклатура з використанням грецьких числівників, чисел Штока та Еванса-Бассета. Номенклатура комплексних сполук.

Назви простих речовин пишуть з малої літери. Називаючи прості речовини, можна надавати перевагу традиційним назвам елементів, що їх утворили, наприклад: водень, кисень, залізо, мідь, манган, цинк, вуглець, азот, ртуть тощо.

Якщо число структурних одиниць невизначене, то використовують префікси полі- та цикло-. Приклад: S_8 – цикло-октасульфур, цикло-октасірка; P_n – цикло-поліфосфор.

Для твердих поліморфних модифікацій можна використовувати їх позначення грецькими літерами, а також використовувати назви за одною з ознак: кольором, кристалічним станом або кристалічною структурою.

Наприклад:

α -Fe – альфа-залізо;
 α -Sn – α -станум, α -олово, сірий станум;
 β -Sn – β -станум, β -олово, білий станум;
 γ -Sn – γ -станум, γ -олово, ромбічний (ромб) станум, крихкий-станум;
S8 – кристалічна сірка.

Згідно з ДСТУ 2439-94 можна вживати також традиційні для української мови назви, наприклад, алмаз, графіт, озон.

Оксиди – бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення -2. За хімічними властивостями оксиди поділяють на:

Несолетворні оксиди – сполуки, які не утворюють солей.

Солетворні оксиди – оксиди, які утворюють солі.

Основні оксиди – це оксиди металічних елементів, їм відповідають основи, де металічний елемент виявляє той самий ступінь окиснення, що й в оксиді. Основні оксиди взаємодіють з розчинами кислот з утворенням солей і води.

Кислотні оксиди – це оксиди неметалічних елементів та оксиди деяких металічних елементів, в яких металічні елементи виявляють високі ступені окиснення (+5, +6, +7). Кислотним оксидам відповідають оксигеновмісні кислоти, де елемент виявляє той самий ступінь окиснення, що й в оксиді.

Амфотерні оксиди – виявляють кислотні або основні властивості.

Номенклатура оксидів

Назви оксидів можна будувати наступними способами:

- за допомогою латинських та грецьких числових множників (множних префіксів) (моно-(ген-), ди-(ді-), три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта-, нона-, дека-, ундека-(гендека-), додека- і т.д., закінчення завжди зберігається);
- за допомогою числа Штока (вказується ступінь окиснення атома елемента, яким утворює оксид);
- за допомогою числа Еванса–Бассета (вказується заряд йона).

1. Утворення назви оксидів за допомогою числових множників.

Називають числовий множник атома електропозитивного елемента – катіона, потім дають систематичну назву атома електропозитивного елемента – катіона в називному відмінку, далі називають числовий множник атома Оксигену – аніона і насамкінець додається назва аніона – оксид.

Приклади:

CO – карбон монооксид, вуглець монооксид;

NO – нітроген монооксид, азотмонооксид

PbO – плюмбум монооксид;

SnO – станум монооксид.

2. Утворення назви оксидів за допомогою числа Штока.

Називається:

систематична назва атома електропозитивного елемента – катіона;

ступінь окиснення атома електропозитивного елемента – число Штока (вказується в дужках римською цифрою при написанні, без знака “плюс” чи “мінус” і без пробілу після назви елемента); додається назва аніона – оксид.

Наприклад: Cr₂O₃ – хром(III) оксид; Cl₂O₅ – хлор(V) оксид; Mn₂O₇ – манган(VII) оксид; Sb₂O₃ – стибій(III) оксид; Bi₂O₃ – бісмут(III) оксид.

Якщо атом елемента проявляє сталий ступінь окиснення, або елемент утворює лише один оксид, або єдиний оксид у звичайній валентності, то в назві оксиду можна не вказувати число Штока (ступінь окиснення) і назву його складати лише з назви елемента та слова "оксид".

Наприклад: Li_2O – літій оксид; Na_2O – натрій оксид; BeO – берилій оксид; MgO – магній оксид.

3. Утворення назви оксидів за допомогою числа Еванса-Бассета.

У назві оксидів вказується заряд йона електропозитивного елемента – число Еванса–Бассета.

Наприклад: Cr_2O_3 – хром(3+) оксид; FeO – ферум(2+) оксид; Cu_2O – купрум(1+) оксид.

В назвах оксидів втілюється важливий принцип: послідовність частин назви сполуки збігається з традиційним порядком написання її хімічної формули (спочатку стоїть атом менш електронегативного елемента чи катіони, а потім – більш електронегативного елемента чи аніони).

Хімічну (систематичну) назву оксиду складають з двох слів: перше є назвою елемента в називному відмінку, а друге слово – оксид.

Подвійні, потрійні та інші оксиди називають аналогічно простим оксидам, перелічуючи назви катіонів у алфавітному порядку, наприклад:

$\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}_2\text{O}_4$ – ферум(II) диферум(III) тетраоксид; триферум(II, 2III) тетраоксид; Al_2BeO_4 – диалюміній берилій оксид; K_6MgO_4 – гексакалій магній тетраоксид.

Гідроксиди – це хімічні сполуки, до складу яких входять атоми деякого елемента E (за винятком елементів Флуору та Оксигену) і одновалентні гідроксогрупи OH^- . Загальну формулу гідроксидів можна представити у вигляді $\text{E}(\text{OH})_n$, де $n = 1-8$, тобто n дорівнює ступеню окиснення атома елемента, який формально визначається номером групи періодичної таблиці.

Всі гідроксиди поділяють на дві протилежні за хімічними властивостями групи: основні гідроксиди – основи та кислотні гідроксиди – кислоти.

Знаючи, які властивості має гідроксид, відповідно і записують його формулу, ставлячи на перше місце у формулі гідроксиду атом металу (M), коли це основний чи амфотерний гідроксид, або атом Гідрогену, якщо це кислотний гідроксид – кислота.

Гідроксиди, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням аніонів гідроксилу OH^- і ніяких інших негативно заряджених іонів не утворюють, називаються основами.

Кислотність основ визначається числом гідроксогруп $-\text{OH}-$ (гідроксид-аніонів OH^-): Натрій гідроксид NaOH – однокислотна основа; Кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двокислотна основа.

Номенклатура основ

Назви основних гідроксидів, як і оксидів, можна будувати, використовуючи числові множники або число Штока чи заряд йона.

Наприклад: $\text{Fe}(\text{OH})^{2-}$ – ферум дигідроксид; ферум(II) гідроксид; ферум(2+) гідроксид.

Якщо метал утворює тільки один основний гідроксид, то назви таких гідроксидів утворюються з назви катіона і слова "гідроксид".

Приклад: LiOH – літій гідроксид; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій дигідроксид;

KOH – калій гідроксид; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – стронцій дигідроксид;

CsOH – цезій гідроксид; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – барій дигідроксид.

Якщо у складі сполуки, крім гідроксид-іонів є ще й оксид-іони, то в назві перелічують обидва аніони з відповідними числовими префіксами.

Наприклад: $\text{CrO}(\text{OH})$ – хром(III) гідроксид оксид;

$\text{Fe}_3\text{O}_2(\text{OH})_5$ – триферум пентагідроксид діоксид.

Кислоти – складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену H^+ і ніяких інших позитивно заряджених іонів не утворюють. Кислоти класифікуються на:

Основність кислот визначається числом атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомами металу з утворенням солі.

- одноосновні кислоти – HCl , CH_3COOH , H_3PO_2 або $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$;
- двоосновні кислоти – H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 ;
- трьохосновні кислоти – H_3PO_4 .

Атоми Гідрогену, які у кисневмісних кислот з'єднані безпосередньо з центральним атомом, а не через атом Оксигену, на атоми металів під час реакції не заміщуються.

Номенклатура кислот

Кислоти мають назви двох типів – тривіальні (традиційні) і хімічні (систематичні, раціональні). Перші вживаються у промисловості, сільському господарстві, торгівельній мережі, в побуті (наприклад, H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, H_3PO_4 – ортофосфорна кислота, HCl – соляна кислота), другі – здебільшого в науковій і навчальній літературі. Проте чіткого розподілу сфер їх вживання немає.

Назва кислот за систематичною номенклатурою. Систематичні назви складаються з двох слів. Перше слово відбиває наявність атомів Гідрогену. Кислотні атоми Гідрогену називають "гідроген або водень". Якщо необхідно, то застосовують числові множники: моно-, ди-(ді-), три-, тетра-, пента і т.д. Друге слово – це назва аніона.

Назви одноелементних аніонів складаються з коренів латинських назв елементів (іноді скорочених) із суфіксом -ид (-ід) та групової назви "іон", що пишеться через дефіс. Наприклад: H^+ –гідрид-іон; F^- –флуорид-іон.

Назва складних Оксигенвмісних аніонів будується наступним чином:

називається грецькою індекс біля атому Оксигену (ди-, три-, тера- і т.д.);

Оксиген називається оксо; до кореня латинської назви центрального атома додається суфікс -ат; число Штока або число Еванса–Бассета (називається або пишеться в дужках, іноді замість них використовують числові множники перед атомом Гідрогену).

Наприклад, H_2MnO_4 –гідроген тетраоксоманганат (VI).

Також, цій сполуці можна дати назви гідроген тетраоксоманганат(2–); дигідроген тетраоксоманганат. Оскільки гідроген-катіон вказує на належність сполуки до кислот, то систематичну назву кислот можна будувати, використовуючи назву аніона замість прикметника, додаючи до нього іменник "кислота".

Наприклад: H_2SO_4 –сульфатна(VI) кислота; H_6TeO_6 –гексаоксотелуратна(VI) кислота; HNO_3 –нітратна(V) кислота; H_3PO_4 –фосфатна(V) кислота.

Якщо кислотний гідроксид (кислота) містить центральний атом елемента в найвищому ступені окиснення, що дорівнює номеру групи в періодичній таблиці, то число Штока і число атомів Оксигену можна не вказувати.

Наприклад: H_2SO_4 –сульфатна кислота; H_2SeO_4 –селенатна кислота; HNO_3 –нітратна кислота; H_2CrO_4 –хроматна кислота; H_3PO_4 –фосфатна кислота.

Для найпоширеніших у вживанні кислот, що містять центральний атом у нижчому, ніж максимальний, ступені окиснення дозволяється залишити тривіальні назви із суфіксом -ит (-it).

Наприклад: HNO_2 –нітритна кислота; HClO –гіпохлоритна кислота; HClO_2 –хлоритна кислота; HIO –гіпоіодитна кислота;

H_2SO_3 –сульфітна кислота; HBrO –гіпобромітна кислота.

Амфотерні гідроксиди.

За своїм складом амфотерні гідроксиди не відрізняються від основних гідроксидів. Тому номенклатура амфотерних гідроксидів аналогічна номенклатурі основних гідроксидів, тобто систематичні назви амфотерних гідроксидів, як і основних, складають аналогічно назвам оксидів: з назви елементів (у разі необхідності зазначають його ступінь окиснення) і слова гідроксид (це – назва аніона OH^-).

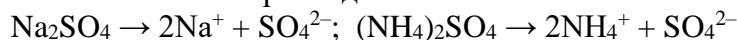
Наприклад: $\text{Cr}(\text{OH})_3$ –хром(III) гідроксид; хром тригідроксид;

$\text{Al}(\text{OH})_3$ –алюміній(III) гідроксид; алюміній тригідроксид.

Солі – складні речовини, що у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (або амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків.

У середній солі залишком основи є катіон металу, а кислотний залишок не містить атомів Гідрогену.

При дисоціації середні солі утворюють лише катіони металу чи металоподібних груп атомів та аніони – кислотні залишки. Наприклад:



Номенклатура середніх солей

Назви солей легко утворюються з назв катіонів і аніонів, застосовуючи числові множники, число Штока або число Еванса–Бассета.

Наприклад: Hg_2CrO_4 – димеркурій хромат(VI); димеркурій(I) хромат(VI); димеркурій(2+) хромат(VI);

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – діалюміній трисульфат(VI); алюміній(III) сульфат(VI); алюміній(3+) сульфат(VI).

Але солі можна називати і неповністю. Такі назви дозволяються у тих випадках, коли катіон має сталий ступінь окиснення.

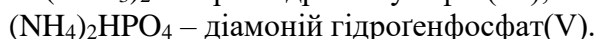
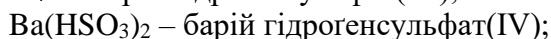
Наприклад: Na_3PO_4 – натрій фосфат(V); $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – кальцій нітрат(V), кальцій динітрат; K_2CO_3 – калій карбонат; K_2SiO_3 – калій силікат.

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену, які визначають основність кислотних гідроксидів, на метал або металоподібні групи атомів. Кислі солі – це солі, які у водному розчині при дисоціації утворюють катіони металу і гідрогену(1+) та аніони кислотного залишку. Кислі солі утворюють лише багатоосновні кислоти.



Номенклатура кислих та основних солей

Кислі солі багатоосновних кислот називаються так, як і середні, але з додаванням до назви аніона слова "гідроген", якщо треба, то з числовими множниками. Наприклад: NaHSO_4 – натрій гідрогенсульфат(VI);

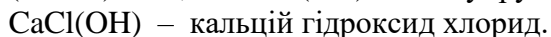
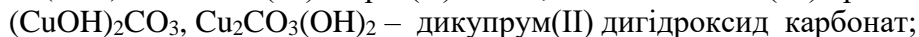
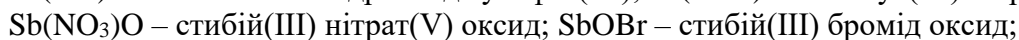
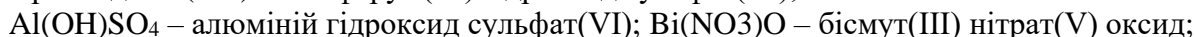


Основні солі розглядають як продукти неповного заміщення гідроксид-іонів основних або амфотерних гідроксидів на залишки кислотних гідроксидів (кислот). В основних солях атом металу разом зі зв'язаною з ним гідроксогрупою утворює складний катіон, який вказується в їх формулах.

Наприклад: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ замість $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ чи $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, або $(\text{AlOH})\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ замість $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.

Основні солі утворюють лише багатокислотні гідроксиди. Основні солі містять катіони металу і аніони кислотного залишку та гідроксо- або оксо-групи. Тому основні солі є гідроксидо- та оксидосоли. Наприклад: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Cr}(\text{OH})\text{SO}_4$ – гідроксидосоли; SbONO_3 , BiONO_3 – оксидосоли.

Основні солі (гідроксидо- та оксидосоли) можна називати як подвійні солі, вважаючи OH^- та O^{2-} за гетероаніони. Аніони перелічуються в алфавітному порядку.

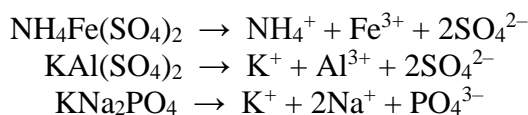


Номенклатура подвійних та змішаних солей.

Подвійними солями називаються такі солі, які утворені кількома різними катіонами і одним і тим же аніоном (кислотним залишком). Наприклад: $KAl(SO_4)_2$, $(NH_4)Fe(SO_4)_2$, KNa_2PO_4 тощо.

Отже, подвійні солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох чи кількох металів або металоподібних груп атомів. Утворення подвійних солей характерне для багатоосновних кислот та деяких металів (приклад: Al, Cr, Fe, V тощо).

Подвійні солі у водних розчинах дисоціюють з утворенням двох видів катіонів і одного аніона, тобто тих йонів, які є у кристалічній структурі солі, і є сильними електролітами. Приклад:



У назві подвійних солей катіони перераховуються в алфавітному порядку (порядок назви солі може відрізнитися від порядку запису формули).

Наприклад: $KAl(SO_4)_2$ – алюміній калій дисульфат(VI);

$NH_4Fe(SO_4)_2$ – амоній ферум(III) дисульфат(VI);

K_2NaPO_4 – дикалій натрій фосфат(V);

$LiNaKPO_4$ – калій літій натрій фосфат(V);

$NaNH_4KPO_4$ – амоній калій натрій фосфат(V);

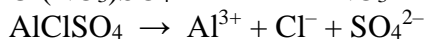
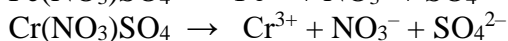
$KCr(SO_4)_2$ – калій хром(III) дисульфат(VI).

Змішані солі – солі, до складу яких входить один катіон металу або одна металоподібна група атомів, але два різних аніони, називаються змішаними.

Наприклад: $Al(NO_3)SO_4$, $Cr(NO_3)SO_4$.

Такі солі при дисоціації у водних розчинах утворюють один вид катіонів і два види аніонів.

Наприклад:



Змішані солі розчиняються у воді і є сильними електролітами. Такі солі утворюють лише багатокислотні основні або амфотерні гідроксиди.

Формули змішаних солей записуються і читаються в алфавітному порядку.

Приклад:

$Al(NO_3)SO_4$ – алюміній нітрат(V) сульфат(VI);

$Bi(NO_3)SO_4$ – бісмут(III) нітрат(V) сульфат(VI);

$Cr(NO_3)SO_4$ – хром(III) нітрат(V) сульфат(VI);

$Fe(ClO_4)SO_4$ – ферум(III) сульфат(VI) хлорат(VII).

Назва оксиду, гідроксиду, солі вживається як цілісне словосполучення; відміняється лише друге слово (назва аніона): взяли порцію речовини калій хлориду (а не порцію речовини калію хлориду); змішали з барій оксидом (а не з барію оксидом); йони в калій гідроксиді (а не в калію гідроксиді).

Контрольні питання

1. Який документ регламентує назви хімічних елементів та їх сполук?
2. Назвіть основні форми існування хімічного елементу.
3. Основні класи неорганічних сполук та їх визначення.
4. Дайте назву оксидам Fe_2O_3 , PbO , NO_2 за допомогою числових множників, числа Штока та числа Еванса-Бассета.
5. Дайте визначення поняттям кислотність основ та основність кислот.
6. Дайте назву кислотам H_2CrO_4 , H_2SO_3 , H_2S , використовуючи числові множники, числа Штока та Еванса-бассета. Для яких кислот широко вживаються традиційні назви?

7. Як будуються назви основ?
8. Солі та їх класифікація.
9. Номенклатура кислих, середніх та основних солей. Поясніть на прикладі SbOBr , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, Na_3PO_2 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.
10. Подвійні та змішані солі: визначення та номенклатура (проілюструйте на прикладі).

КРЕДИТ II

Енергетика хімічних реакцій та термохімічні розрахунки.

Тема 1. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплові ефекти хімічних реакцій. Основні поняття і визначення в термодинаміці. Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімічні обчислення. Закон Гесса. Стандартний стан речовини. Ентальпії утворення та згорання речовин. Закон Гесса та його наслідки.

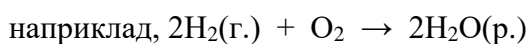
Тема 2. Напрямок перебігу хімічних реакцій. Ентропія та енергія Гіббса. Обчислення стандартних значень ентропії та енергії Гіббса хімічних реакцій. Визначення ймовірного напрямку перебігу. Взаємозв'язок константи рівноваги з енергією Гіббса реакції.

Стандартним станом речовини при даній температури називається його стан у вигляді чистого речовини при тиску рівному нормальному атмосферному тиску ($p = 101,325$ кПа).

Умови, при яких всі беруть участь реакції речовини знаходяться в стандартних станах, називаються стандартними умовами протікання реакції. Зміни відповідних термодинамічних величин, відне-сінешні до стандартних умов, називаються стандартними змінами і їх позначають ΔU° ; ΔH° ; ΔS° ; ΔG° .

При обчисленні стандартних змін ентальпії і енергії Гіббса хімічної реакції зазвичай використовують стандартні ентальпії і енергії утворення речовин. $\Delta H^\circ_{\text{утв.}}$; $\Delta G^\circ_{\text{утв.}}$

Ці величини є ΔH° ; ΔG° реакцій освітньої-ня простих речовин при стандартних умовах.



$$\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{O}(\text{р.})) = -285,83 \text{ кДж/моль.}$$

Для простих речовин ентальпія утворення $\Delta H^\circ_{\text{утв.}}$ і енергія Гіббса $\Delta G^\circ_{\text{утв.}}$ дорівнюють нулю. Значення стандартних ентальпії, ентропії та енергії Гіббса наведені у таблицях фізико-хімічних величин. (Краткий справочник физико-химических величин. /Под.ред. А.А.Равделя и А.М.Пономаревой.- Л.: Химия, 1983. – 232 с.).

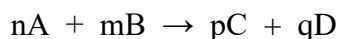
Для розрахунку теплових ефектів хімічної реакції основне значення має закон Гесса:

Тепловий ефект хімічної (тобто змінення ентальпії системи внаслідок реакції) залежить тільки від початкового та кінцевого станів речовин, що беруть участь у реакції та не залежить від проміжних стадій.

Іншими словами, стандартне змінення ентальпії реакції (або скорочено ентальпія реакції) дорівнює сумі стандартних ентальпій утворення продуктів реакції мінус сума стандартних ентальпій утворення вихідних речовин. При цьому необхідно враховувати число молей усіх речовин реакції.

Таким самим чином обчислюється стандартне змінення енергії Гіббса реакції, яке дорівнює сумі стандартних енергій Гіббса утворення продуктів реакції мінус сума стандартних енергій Гіббса утворення вихідних речовин з урахуванням числа молей за хімічним рівнянням.

Для реакції:



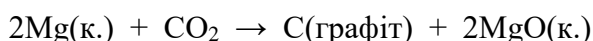
змінення ентальпії, енергії Гіббса та ентропії обчислюються за наступними формулами:

$$\Delta H^\circ_{\text{р.}} = (p\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{C}) + q\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{D})) - (n\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{A}) + m\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{B}))$$

$$\Delta G^\circ_{\text{р.}} = (p\Delta G^\circ_{\text{утв.}}(\text{C}) + q\Delta G^\circ_{\text{утв.}}(\text{D})) - (n\Delta G^\circ_{\text{утв.}}(\text{A}) + m\Delta G^\circ_{\text{утв.}}(\text{B}))$$

$$\Delta S^\circ_{\text{р.}} = (pS^\circ_{\text{утв.}}(\text{C}) + qS^\circ_{\text{утв.}}(\text{D})) - (nS^\circ_{\text{утв.}}(\text{A}) + mS^\circ_{\text{утв.}}(\text{B}))$$

Завдання 1. Обчислити реакції $\Delta H^\circ_{\text{р.}}$:



Довідкові дані:

$$\Delta H^\circ_{\text{утв.}}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

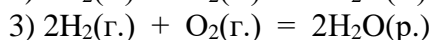
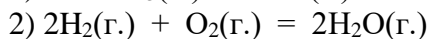
$$\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{MgO}) = -601,8 \text{ кДж/моль}$$

Розв'язок.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{р.}} = 2\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{MgO}) + \Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{C}) - 2\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{Mg}) - \Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{CO}_2) = -2 \cdot (-601,8) - (-393,5) = -810,1 \text{ кДж.}$$

Відповідь: $\Delta H^{\circ}_{\text{р.}} = -810,1 \text{ кДж.}$

Завдання 2. Не виконуючи обчислень визначити знак ентропії в наступних реакціях:



Розв'язок.

Скористуємося співвідношенням $S_{\text{к}} < S_{\text{ж}} < S_{\text{г.}}$.

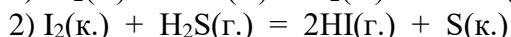
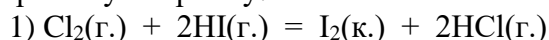
В реакції 1) з кристалічної речовини, що характеризується низьким значенням ентропії, утворюють газоподібні продукти з високим значенням ентропії. Це означає, що змінення ентропії внаслідок реакції $-\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} > 0$.

В реакції 2) всі учасники реакції перебувають у газоподібному стані, але кількість молей газуватих речовин після реакції дорівнює 2, тоді як кількість молей вихідних речовин – 3. Відповідно різниця ентропії набуває від'ємного значення, $\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} < 0$.

В реакції 3) з газоподібних речовин утворюється рідкий продукт, відповідно ентропія системи внаслідок реакції зменшується і $\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} < 0$.

Відповідь: 1) $\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} > 0$; 2) $\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} < 0$; 3) $\Delta S^{\circ}_{\text{р.}} < 0$.

Завдання 3. Чи можуть у стандартних умовах мимовільно відбуватися наступні реакції в прямому напрямку:



Яким чином вплине підвищення температури на напрямок перебігу цих реакцій?

Довідкові дані:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HI}) = 1,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HCl}) = -95,2 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{S}) = -33,8 \text{ кДж/моль.}$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HI}(\text{г.})) = 206,48 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{I}_2(\text{к.})) = 116,14 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{Cl}_2(\text{г.})) = 222,98 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HCl}(\text{г.})) = 186,79 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{S}(\text{к.})) = 31,92 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{S}(\text{г.})) = 205,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Розв'язок.

Для встановлення можливості мимовільного перебігу цих реакцій необхідно встановити знак енергії Гіббса реакції. Якщо $\Delta G_{\text{р}} < 0$ – то процес мимовільний. Врахуємо, що для простих речовин $\text{Cl}_2(\text{г.})$, $\text{I}_2(\text{к.})$, $\text{S}(\text{к.})$ енергії Гіббса утворення дорівнюють 0.

Тоді для реакції 1)

$$\Delta G^{\circ}_{\text{р.}} = 2\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HCl}) - 2\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HI}) = 2 \cdot (-95,2) - 2 \cdot 1,8 = -194,0 \text{ кДж} < 0$$

Це означає, що за умови даної температури цей процес відбувається мимовільно.

Для реакції 2)

$$\Delta G^{\circ}_{\text{р.}} = 2\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{HI}) - \Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot 1,8 - (-33,8) = 37,4 \text{ кДж} > 0$$

Це означає, що за умови даної температури не може відбуватися мимовільно.

Для того, щоб з'ясувати вплив температури на можливість перебігу цих реакцій температури необхідно обчислити змінення ентропії під час їх перебігу:

Реакція 1):

$$\Delta S^{\circ}_{р.} = S^{\circ}_{утв.}(I_2(к.)) + 2 \cdot S^{\circ}_{утв.}(HCl) - S^{\circ}_{утв.}(Cl_2(г.)) - 2 \cdot S^{\circ}_{утв.}(HI) = \\ = 116,14 + 2 \cdot 186,79 - 222,98 - 2 \cdot 206,48 = -146,22 \text{ Дж/К} < 0$$

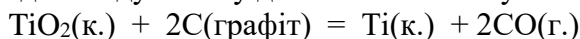
Реакція 2):

$$\Delta S^{\circ}_{р.} = 2 \cdot S^{\circ}_{утв.}(HI) + S^{\circ}_{утв.}(S(к.)) - S^{\circ}_{утв.}(I_2(к.)) - S^{\circ}_{утв.}(H_2S(г.)) = 2 \cdot 206,48 + \\ + 31,92 - 116,14 - 205,7 = 123,04 \text{ Дж/К} > 0$$

Із виразу $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, що вплив температури на мимовільність перебігу хімічної реакції враховується другим членом цього рівняння ($T\Delta S$). В реакції 1) $\Delta S < 0$, відповідно, значення ($-T\Delta S$) буде додатнім, тому за умови підвищення температури внесок позитивного члена буде зрости і при певному значенні T знак енергії Гіббса може змінити свій знак з від'ємного значення на додатне, тобто процес стане неможливим.

В реакції 2) все навпаки. З ростом температури внесок від'ємного значення ($-T\Delta S$) буде зростати і енергія Гіббса за умови певної температури може змінити свій знак. В цьому випадку реакція стане самочинною.

Завдання 4. Встановити чи можливо за температури $T = 298 \text{ К}$ і $T = 2500 \text{ К}$ відновлення диоксиду титану до вільного металу за схемою:



Довідкові дані:

$$\Delta H^{\circ}_{утв.}(TiO_2(к.)) = -944,75 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}_{утв.}(CO(г.)) = -110,53 \text{ кДж/моль}.$$

$$S^{\circ}_{утв.}(TiO_2(к.)) = 50,33 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{утв.}(CO(г.)) = 197,55 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

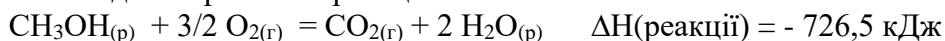
$$S^{\circ}_{утв.}(Ti(к.)) = 30,63 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^{\circ}_{утв.}(C(\text{графіт.})) = 5,74 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

Розв'язати завдання у відповідності до варіанту.

Варіант № 1

1. Виходячи з рівняння реакції:



Обчислити теплоту утворення метилового спирту CH_3OH ($\Delta H_{утв.}(CH_3OH_{(р)})$).

Довідкові дані:

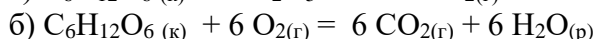
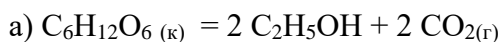
$$\Delta H_{утв.}(CO_2(г)) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{утв.}(H_2O(г)) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

2. Визначити знаки ΔH_r , ΔS_r , реакції $AB(к) + B_2(г) = AB_3(к)$, яка відбувається в прямому напрямку при $T = 298 \text{ К}$. Чи буде ΔG_r зростати з ростом температури?

Варіант № 2

1. Обчислити значення ΔH_r для реакцій перетворення глюкози, що відбуваються в організмі:



Яка з цих реакцій постачає організму більше енергії?

Довідкові дані:

$$\Delta H_{утв.}C_6H_{12}O_6(к) = -1273,0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{утв.}H_2O(р) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{утв.}CO_2(г) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{утв.}C_2H_5OH(р) = -277,0 \text{ кДж/моль}$$

2. Не виконуючи обчислень, встановити знак ΔS_r наступних процесів:

- а) $2 \text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2(\text{г})$
 б) $\text{CO}_2(\text{к}) = \text{CO}_2(\text{г})$
 в) $2 \text{NO} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
 г) $2 \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3 \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{р}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
 д) $2 \text{CH}_3\text{OH}(\text{р}) + 3 \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2(\text{г}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Варіант № 3

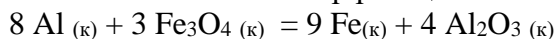
1. Обчислити $\Delta H_{\text{р}}$ реакцій:

- а) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 7/2 \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{CO}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 б) $\text{C}_6\text{H}_6(\text{р}) + 15/2 \text{O}_2(\text{г}) = 6 \text{CO}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{р})$

Довідкові дані:

- $\Delta H_{\text{утв}} \text{H}_2\text{O}(\text{р}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$
 $\Delta H_{\text{утв}} \text{CO}_2(\text{г}) = -393,5 \text{ кДж/моль}$
 $\Delta H_{\text{утв}} \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = -241,8 \text{ кДж/моль}$
 $\Delta H_{\text{утв}} \text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) = -89,7 \text{ кДж/моль}$
 $\Delta H_{\text{утв}} \text{C}_6\text{H}_6(\text{р}) = 82,9 \text{ кДж/моль}$

2. Обчислити $\Delta G_{\text{р}}$ реакції



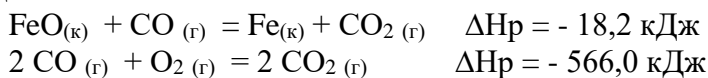
та з'ясувати в якому напрямку вона перебігає самочинно.

Довідкові дані:

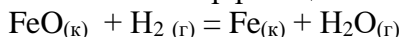
- $\Delta G_{\text{утв}} \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) = -1117,1 \text{ кДж/моль}$
 $\Delta G_{\text{утв}} \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) = -1582,0 \text{ кДж/моль}$

Варіант № 4

1. Виходячи з ентальпії утворення $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H_{\text{утв}} \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = -241,8 \text{ кДж/моль}$ та наступних даних:



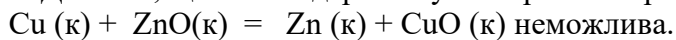
обчислити $\Delta H_{\text{р}}$ реакції:



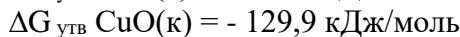
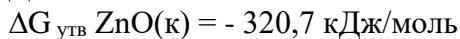
2. Чи залежить значення ентальпії реакції $\Delta H_{\text{р}}$ від наявності каталізатора в системі? Відповідь обґрунтуйте.

Варіант № 5

1. Довести, що за стандартних умов при температурі при 25°C реакція



неможлива.



2. Не виконуючи обчислень, передбачити, для якого з перелічених нижче процесів змінення ентропії позитивне:

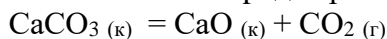
- а) $\text{MgO}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Mg}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р})$
 б) $\text{C}(\text{графіт}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2 \text{CO}(\text{г})$
 в) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{водн}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{водн}) + \text{H}^+(\text{водн})$
 г) $4 \text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{Cl}_2(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Варіант № 6

1. У якому з перелічених випадків реакція можлива за умови будь-яких температур:

- а) $\Delta H_{\text{р}} < 0, \Delta S_{\text{р}} < 0$; б) $\Delta H_{\text{р}} > 0, \Delta S_{\text{р}} < 0$; в) $\Delta H_{\text{р}} < 0, \Delta S_{\text{р}} > 0$.

2. Обчислити $\Delta G_{\text{р}}$ для реакції



при температурах 25, 500, 1500°C. Побудувати графік залежності ΔG_r від температури та знайти за графіком температуру, вище якого реакція може перебігати самочинно?

Довідкові дані:

$$\Delta H_{\text{утв}} \text{CaCO}_3 (\text{к}) = -1207,0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{утв}} \text{CaO} (\text{к}) = -635,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{утв}} \text{CO}_2 (\text{г}) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$S_{\text{утв}} \text{CaCO}_3 (\text{к}) = 88,7 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

$$S_{\text{утв}} \text{CaO} (\text{к}) = 39,7 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

$$S_{\text{утв}} \text{CO}_2 (\text{г}) = 213,7 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

КРЕДИТ III

Основи хімічної кінетики.

Тема 1. Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічної реакції та фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас - основний закон хімічної кінетики. Константа швидкості хімічної реакції. Поняття про енергію активації, тепловий ефект реакції. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа.

Швидкістю хімічної реакції називається змінення в часі молярної концентрації однієї з реагуючих речовин.

Нехай C_0 – концентрація однієї з реагуючих речовин в початковий момент часу t_0 , а C_t – поточна концентрація цієї речовини в момент часу t . Тоді швидкість реакції, що спостерігається, буде визначатися виразом:

$$V = \pm \left(\frac{C_t - C_0}{t - t_0} \right) = \pm \left(\frac{\Delta C}{\Delta t} \right)$$

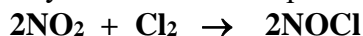
При вивченні швидкостей різних хімічних реакцій було сформульовано основний закон хімічної кінетики - **закон діючих мас** – швидкість хімічної реакції за умови сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених у певних степенях.

Згідно з цим законом для реакції $aA + bB \rightarrow cC + \dots$ швидкість реакції у будь-який момент часу визначається виразом.

$$V = k(T)[A]^a[B]^b$$

де $[A]$ і $[B]$ – концентрації речовин А і В, відповідно, а і b – коефіцієнти в рівнянні елементарної хімічної реакції, $k(T)$ – константа швидкості даної реакції, яка є функцією температури.

Завдання 1. Написати вираз закону діючих мас для реакції:



Розв'язок: Скористуємося законом діючих мас. Будемо вважати, що дана реакція представляє елементарний хімічний акт, що означає, що ступені в виразі закону діючих мас дорівнюють коефіцієнтам хімічного рівняння біля кожної з реагуючих речовин, тобто

$$V = k[\text{NO}_2]^2[\text{Cl}_2]$$

Відповідь: $V = k[\text{NO}_2]^2[\text{Cl}_2]$

Завдання 2. Яким чином змінення швидкість реакції $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, якщо зменшити об'єм реактору у 3 рази.

Розв'язок.

Перед зміненням об'єму закон діючих мас для цієї реакції має вигляд:

$$V_0 = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

За умови зменшення об'єму в 3 рази концентрація кожної з реагуючих речовин збільшиться у 3 рази, тобто замість $[\text{NO}]$ потрібно записати $[3\text{NO}]$, замість O_2 - 3O_2 , тоді вираз для швидкості реакції за змінених умов буде мати такий вигляд:

$$V = k[3\text{NO}]^2[3\text{O}_2] = 27V_0$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 27 разів.

Завдання 3. Під час дослідження кінетики реакції $\text{A} + \text{B} + 2\text{D} \rightarrow \text{E}$ було визначено, що початкова швидкість реакції збільшується в 4 рази при збільшенні концентрації А у 2 рази, від концентрації В – не залежить, та зростає у 3 рази за умови збільшення концентрації Д в 3 рази. Написати кінетичне рівняння цієї реакції.

Розв'язок.

Напишемо закон діючих мас для цієї реакції.

$$V = k[A]^n [B]^m [D]^p$$

Згідно з експериментальними даними при збільшенні концентрації речовини А у 2 рази швидкість зростає у 4 рази, то це означає, що залежність швидкості реакції від концентрації речовини А має квадратичний характер і n дорівнює 2. Незалежність швидкості реакції від концентрації речовини В означає, що ступінь m дорівнює 0. Відповідно лінійний характер залежності швидкості реакції від концентрації речовини Д означає, що p дорівнює 1.

Відповідь: $V = k[A]^2[D]$

Залежність швидкості реакції від температури визначається константою швидкості реакції $k(T)$.

Існує емпіричне правило, яке було запропоновано Вант-Гоффом, згідно з яким за умови підвищення температури швидкість більшості хімічних реакцій зростає у 2-4 рази під час нагрівання на кожні 10° . Це правило пов'язано з поняттям температурного коефіцієнту швидкості реакції (γ):

$$\gamma = \frac{V(T+10)}{V(T)} = 2 \div 4$$

За умови збільшення температури від T_1 до T_2 змінення швидкості реакції можна обчислити за формулою:

$$\frac{V(T_2)}{V(T_1)} = \gamma^{\frac{(T_2-T_1)}{10}}$$

Правило Вант-Гоффа має коректне застосування тільки у вузькому інтервалі температур. Більш точним і універсальним виразом, що описує закономірність змінення хімічної реакції від температури, є рівняння Арреніуса.

$$k(T) = z \cdot P \cdot e^{-E_a/RT}$$

z – число зіткнень молекул за секунду в одиниці об'єму;

R – універсальна газова стала (8,314 Дж/моль·К)

P – стеричний фактор;

T – абсолютна температура, К;

E_a – енергія активації хімічної реакції, Дж/моль

e – основа натурального логарифма (2,718)

Зазвичай для спрощення розрахунків передекспонентний множник zP замінюють на А.

Тема 2. Поняття про каталіз та його природу. Типи каталітичних процесів. Механізм дії гетерогенних каталізаторів. Поширення каталітичних реакцій в промисловості. Ферментативні реакції. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Хімічна рівновага. Необоротні та оборотні реакції. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле-Шательє.

Існують речовини, які не витрачаються під час перебігу реакції, але більшують її швидкість. Такі речовини називаються **каталізатори**.

Більшість процесів у сучасній хімічній промисловості неможливі без використання каталізаторів. Наприклад, такі великотоннажні виробництва як синтез аміаку, каталітичний крекінг алканів, отримання полімерів, каталізатора нейтралізації вихлопних газів автомобілів.

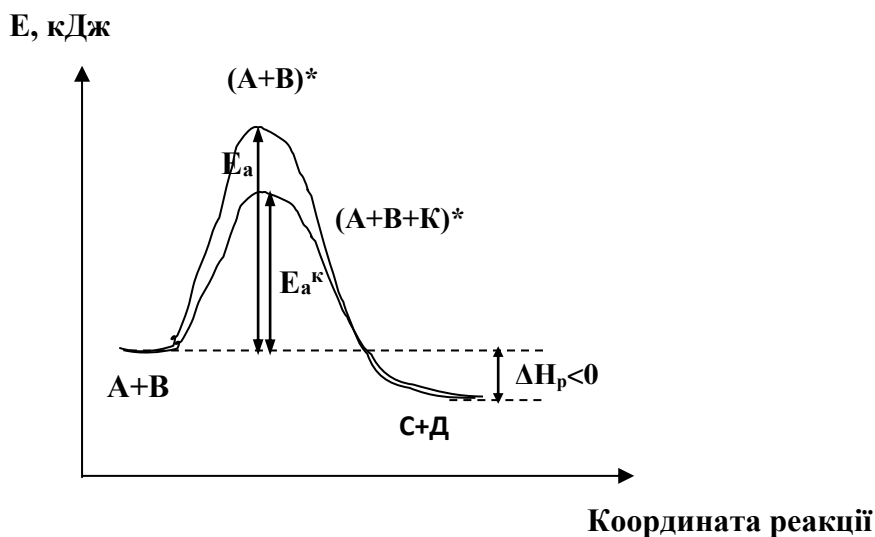
Практично всі процеси в живих організмах відбуваються завдяки участі біологічних каталізаторів – ферментів.

Каталізатори в залежності від агрегатного стану реагуючих речовин бувають: *гомогенні* – перебувають в однаковому стані з реагуючими речовинами, тобто утворюють одну фазу і *гетерогенні*, тобто каталізатор та реагуючі речовини перебувають у різних агрегатних станах. Гетерогенні каталізатори – це як правило тверді речовини, що прискорюють реакції за участю газоподібних та рідких реагентів. З метою економії коштовних металів (платина, палладій тощо), які часто виконують роль каталізаторів, їх наносять на інертні носії (оксиди алюмінія, титану, цинка, кремнію). Останні характеризуються розвиненою системою пор, що сприяє адсорбції реагентів на поверхні каталізатора.

Який же механізм дії каталізаторів?

Основний шлях збільшення швидкості реакції з використанням каталізаторів полягає в зменшенні активаційного бар'єра, тобто величини енергії активації реакції. При цьому каталізатор (К) бере участь у формуванні активованого комплексу $(A+B+K)^*$. Енергетичну діаграму реакції з каталізатором та без нього можна представити наступним чином (Рисунок).

Екзотермічна реакція за участю каталізатора



Завдання 1. Швидкість певної реакції збільшується у 3,9 рази за умови підвищення температури реакційної суміші від 20° до 30°С. В сульки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 40° до 75°С.

Розв'язок: Якщо швидкість реакції за умови змінення температури від 20° до 30°С зростає у 3,9 рази, то це означає, що температурний коефіцієнт цієї реакції $\gamma = 3,9$. Для розрахунку скористуємося формулою Вант-Гоффа для співвідношення швидкостей реакції при двох різних температурах:

$$V(75^\circ)/V(40^\circ) = 3,9^{\frac{75-40}{10}} = 3,9^{3,5} = 117,1 \text{ раз}$$

Відповідь: При підвищенні температури від от 40° до 75°С швидкість реакції збільшиться у 117,1 рази.

Завдання 2. Енергія активації певної реакції без каталізатора дорівнює 75,24 кДж/моль, а за наявності каталізатора – 50,14 кДж/моль. В скільки разів збільшиться швидкість реакції у присутності каталізатора, якщо процес відбувається при 25°С.

Розв'язок: Скористуємося рівнянням Арреніуса для залежності константи швидкості реакції від температури. При цьому будемо вважати, що значення z і P не залежать від наявності каталізатора в системі. Тоді співвідношення констант швидкості реакції с каталізатором та без нього буде мати наступний вигляд:

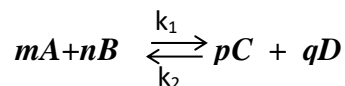
$$\frac{k^{кат.}}{k} = \frac{e^{-E_a^k/RT}}{e^{-E_a/RT}} = e^{\frac{E_a - E_a^k}{RT}}$$

Підставляючи значення відповідних величин та використовуючи значення температури реакції за абсолютною шкалою ($T=25+273=298\text{ K}$), отримаємо:

$$\frac{k^{\text{кат.}}}{k} = e^{\frac{75240-50140}{8,31 \cdot 298}} = e^{10,1} = 25000 \text{ раз}$$

Відповідь: У присутності каталізатора швидкість реакції зростає у 25000 разів.

Стан реагуючої системи, коли швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції називається хімічною рівновагою. Стан хімічної рівноваги кількісно описується константою рівноваги, яка є співвідношенням констант швидкості прямо і зворотної реакцій. Напишемо закон діючих мас для прямої і зворотної реакцій:



$$V_1 = k_1[A]^m \cdot [B]^n \quad \text{для прямої реакції}$$

$$V_2 = k_2[C]^p \cdot [D]^q \quad \text{для зворотної реакції}$$

У стані рівноваги:

$$V_1 = V_2 \Rightarrow$$

$$k_1[A]^m \cdot [B]^n = k_2[C]^p \cdot [D]^q$$

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Ця формула виражає **закон діючих мас для хімічної рівноваги**. В правій частині застосовують рівноважні концентрації учасників реакції (прямої і зворотної).

Завдання 1. В системі $A_{(г.)} + 2B_{(г.)} + C_{(г.)}$ рівноважні концентрації дорівнюють $[A]_{р.}=0,06$ моль/л; $[B]_{р.}=0,12$ моль/л; $[C]_{р.}=0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції та вихідні концентрації речовин А і В.

Розв'язок: Згідно з законом діючих мас для хімічної рівноваги константа рівноваги даної реакції виражається наступним рівнянням:

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]^2}$$

Підставляючи в нього дані задачі, отримуємо:

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{0,216}{[0,06] \cdot [0,12]^2} = 250.$$

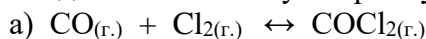
Для знаходження вихідних концентрацій речовин А і В врахуємо, що, згідно з рівнянням реакції, із 1 моля речовини А утворюється 1 моль речовини С, а із 2 молей речовини В утворюється 1 моль речовини С. Тоді за умовами задачі, якщо в 1 л системи утворилось 0,216 моль речовини С, то, відповідно, при цьому витратилось стільки ж речовини А – 0,216 моль, і $2 \times 0,216 = 0,432$ моль речовини В. Вихідна концентрація речовини дорівнює сумі його концентрацій, що знаходиться в стані рівноваги плюс та, що витрачена.

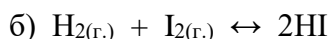
$$[A]_0 = 0,216 \text{ моль} + 0,06 \text{ моль} = 0,276 \text{ моль};$$

$$[B]_0 = 0,432 \text{ моль} + 0,12 \text{ моль} = 0,552 \text{ моль};$$

Відповідь: Константа рівноваги реакції: 250; $[A]_0 = 0,276$ моль; $[B]_0 = 0,552$ моль.

Завдання 2. В якому напрямку зміститься рівновага в системі:





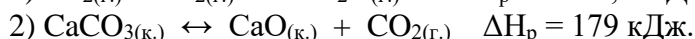
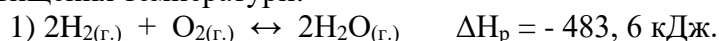
якщо за умови незмінної температури збільшити тиск шляхом зменшення об'єму газової суміші.

Розв'язок: В системі а) перебіг реакції в прямому напрямку призводить до зменшення загальної кількості молів газів, тобто супроводжується зменшенням загального тиску в системі. Звідси у відповідності до принципу Ле-Шательє збільшення тиску змістить рівновагу реакції у бік її продуктів.

Перебіг реакції б) не супроводжується зміною кількості молів, тобто не залежить від тиску.

Відповідь: Зі збільшенням тиску рівновага реакції а) зміститься в бік продуктів, реакції б) – залишиться без змін.

Завдання 3. Яким чином вплине на рівновагу наступних реакцій а) збільшення тиску; б) підвищення температури:



Розв'язок: В системі 1) перебіг реакції в прямому напрямку призводить до зменшення загальної кількості молів газів, тобто супроводжується зменшенням загального тиску в системі. Звідси у відповідності до принципу Ле-Шательє збільшення тиску змістить рівновагу реакції у бік її продуктів. Оскільки реакція екзотермічна, то підвищення температури буде сприяти зворотному процесу.

В системі 2) перебіг реакції в прямому напрямку призводить до утворення газоподібного продукту, а це означає, що у відповідності до принципу Ле-Шательє рівновага процесу зміститься в бік вихідних речовин за умови підвищення тиску. Оскільки реакція ендотермічна, тобто супроводжується поглинанням теплі, то підвищення температури буде сприяти утворенню продуктів.

Розв'язати завдання у відповідності до варіанту, вказаному викладачем.

Варіант № 1

1. Які речовини називаються інгібіторами? На чому базується механізм дії інгібітору?

2. Для реакції $\text{H}_2(\text{г.}) + \text{Br}_2(\text{г.}) = 2\text{HBr}(\text{г.})$ за умови певної температури константа рівноваги $K_{\text{рівн.}} = 1$.

Визначити склад (в об'ємних процентах %) рівноважної суміші, якщо вихідна суміш складає із 3 моль H_2 і 2 моль Br_2 .

3. Схематично відобразити енергетичну діаграму екзотермічної реакції $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$. Яка реакція пряма чи зворотна характеризується більшою константою швидкості?

Варіант № 2

1. Схематично відобразити енергетичну діаграму екзотермічної реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ без каталізатора та в присутності каталізатора. На чому базується механізм дії каталізаторів?

2. Визначити середню швидкість реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C}$, якщо відомо, що за 40 хв. прореагувало 50 % вихідних речовин. Початкова концентрація $\text{A}_0 = \text{B}_0 = 0,5 \text{ г/л}$.

3. Визначити в скільки разів зміниться швидкість реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ за умови збільшення температури від 10 до 40°C, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3,8?

Варіант № 3

1. Що називається швидкістю хімічної реакції? Записати вираз закону діючих мас для реакції $2\text{A} + 3\text{D} = \text{C}$.

2. Швидкість хімічної реакції зростає у 2,5 рази при збільшенні температури від 20 до 30°C. В скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при збільшенні температури від 10 до 50°C.

3. Реакція $2A + B = C$ у рівноважному стані має наступні концентрації речовин: $[A]_p = 0,05$ моль/л; $[B]_p = 0,08$ моль/л; $[C]_p = 0,5$ моль/л. Визначити константу рівноваги процесу та вихідні концентрації реагентів?

Варіант № 4

1. Що називається хімічною рівновагою? Сформулювати принцип Ле-Шательє. Записати константу рівноваги для реакції $5A + 8B = 3C + 4D$.

2. Енергія активації реакції $A + B = C$ дорівнює 70,5 кДж/моль. При використанні каталізатора енергія активації знижується до 50,3 кДж/моль. Визначити наскільки збільшиться швидкість цієї реакції з використанням каталізатора при температурі 50°C.

3. Для реакції $2A + B = C$ було встановлено, що при збільшенні А в 2 рази швидкість реакції зростає у 8 разів, при збільшенні В у 3 рази швидкість реакції зростає у 9 разів. Записати кінетичне рівняння цієї реакції.

Варіант № 5

1. Сформулювати правило Вант-Гоффа. Записати математичний вираз для співвідношення швидкостей реакції при різних температурах.

2. Для реакції $3A + 2B = 2C$ записати вираз закону діючих мас. Яким чином зміниться швидкість реакції за умови зменшення об'єму реагуючої газової суміші у 2 рази?

3. Записати вираз закону діючих мас для хімічної рівноваги реакції $3A + 2B = 4C + D$. Яким чином змінення тиску вплине на хімічну рівновагу, якщо речовини А, В і С – газоподібні, а D – кристалічна.

Варіант № 6

1. Що називається каталізатором? Який механізм дії каталізаторів?

2. При збільшенні температури від 30 до 40° С швидкість реакції $A + B = C$ зростає в 3 рази. Визначити в скільки разів збільшиться швидкість реакції за умови збільшення температури від 10 до 80 ° С.

3. Реакція $2A + 3B - 3C$ - ендотермічна. У який бік зміститься рівновага при збільшенні температури?

КРЕДИТ ІУ

Розчини.

Тема 1. Дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем. Дисперсна фаза, дисперсійне середовище. Термодинамічна нестійкість дисперсних систем та методи її подолання. Роль дисперсних систем у хіміко-технологічних процесах. Основні поняття про розчини.

Фізико-хімічна система, в якій одна речовина розподілена у вигляді дрібних частинок в іншій речовині називається *дисперсна система*. Речовина, що розподілена утворює *дисперсну фазу*. Речовина, у якій розподілена дисперсна фаза називається *дисперсійне середовище*.

Обов'язковою умовою утворення дисперсної системи є взаємна нерозчинність обох речовин.

Таблиця _ Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом речовин.

Дисперсна фаза	Дисперсійне середовище	Тип дисперсної системи	Приклад
Рідина	Газ	Аерозоль	Туман, лак для волосся, спреї.
Тверда речовина	Газ	Аерозоль	Дим, кіптява, пил.
Газ	Рідина	Піна	Мильна піна, крем
Рідина	Рідина	Емульсія	Молоко, майонез
Тверда речовина	Рідина	Суспензія, колоїдний розчин (золь)	Глина, білок курячого яйця
Газ	Тверда речовина	Тверда піна	Пемза, вулканічна лава, хліб
Рідина	Тверда речовина	Тверда емульсія	Перли, опал
Тверда речовина	Тверда речовина	Твердий золь	Діаманти, рубіни, бетон, кольорові стекла.

Завдання 1. Поясніть, чому оксид сірки (YI) утворює на повітрі туман, а амоніак – ні?

Завдання 2. Відомо, що суспензія частинок ґрунту поступово розшаровується, тому що частинки осідають на дно посуду, а при стоянні молока зверху збираються вершки. Що буде відбуватися з цими дисперсними системами в стані невагомості у космосі ?

Тема 2. Фізико-хімічна природа розчинів. Гідратація іонів. Поняття про кристалогідрати. Розчинність. Способи вираження концентрації розчинів. Властивості розчинів неелектролітів. Вода як слабкий електроліт. Іонний добуток води. Водневий і гідроксильний показники. Способи вимірювання рН. Загальні відомості про індикатори. Характеристика середовища розчинів за допомогою рН. Буферні розчини та їх використання в біологічних дослідженнях. Суть та причини гідролізу солей.

Розчин – це гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка містить два чи більше компонентів. Рідкі розчини утворюються при розчиненні газуватих, рідких чи твердих речовин у рідкому дисперсійному середовищі – розчиннику. Крім того існують також газуваті розчини – суміші газів та тверді розчини.

Розчини неелектролітів не проводять електричний струм, тому що вони містять лише молекули розчиненої речовини і розчинника. При цьому між цими молекулами в розбавлених розчинах немає помітної взаємодії, і тому властивості таких розчинів залежать лише від відносного числа молекул речовини у розчині, тобто від концентрації.

Наявність молекул розчиненої речовини змінює деякі характеристики чистого розчинника і ці зміни описуються наступними закономірностями.

Перший закон Рауля: відносне зниження тиску насиченої пари над розчином у порівнянні з чистим розчинником прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}$$

де P_0 - тиск пари чистого розчинника; P - тиск пари розчину; ν_1 і ν_2 - число молів розчиненої речовини і розчинника відповідно.

Другий закон Рауля: підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів прямо пропорційні молярній концентрації розчину:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot m, \quad \Delta T_{\text{зам.}} = K \cdot m,$$

де E, K – відповідно ебуліоскопічна і криоскопічна сталі, характерні для розчинника, m – молярна концентрація розчину.

Значення E і K не залежать ні від концентрації ні від природи розчиненої речовини, а залежать від природи розчинника. Наприклад, для води $E = 0,52$ град/моль, $K = 1,86$ град/моль.

Закон осмотичного тиску або закон Г. Вант-Гоффа: осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тому тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона за цієї самої температури перебувала в газуватому стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину:

$$P_{\text{осм.}} = C_M \cdot R \cdot T$$

де C_M – молярна концентрація, R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура.

Для електролітів закон Вант-Гоффа набуває вигляду:

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T$$

Такий же самий додатковий множник – ізотонічний коефіцієнт – з'являється і в законах Рауля. Причому для розчинів солей, кислот і основ $i > 1$.

Розв'язати завдання у відповідності до варіанту, вказаному викладачем.

Варіант № 1

1. Дайте визначення нормальній концентрації розчину. Скільки грамів цинк сульфату міститься у 200 мл 0,2 М розчину? Обчисліть нормальність цього розчину.
2. Що називається іонним добутком води? Яке значення іонного добутку води при 22°C? Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій добування наступних слабких кислот та основ з розчинів їх солей: H_2S , CH_3COOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
3. Для солі рубідій ацетату складіть рівняння гідролізу у молекулярній, іонній і скороченій іонній формі, зазначте рН середовища.
4. Порівняйте, який розчин буде мати більший осмотичний тиск: 0,1 М розчин кухонної солі (NaCl) чи 0,1 М розчин глюкози ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
5. Сформулюйте основну умову утворення дисперсних систем. Чи можна отримати дисперсну систему солі у воді і керосині?

Варіант № 2

1. Що таке мольна частка розчину? На нейтралізацію 31 мл 0,16 н причину основи потрібно 217 мл розчину сульфатної кислоти. Визначити нормальність розчину цієї кислоти.
2. У чому полягає суть теорії електролітичної дисоціації? Попарно змішали розчини речовин:
 NaCl і CH_3COOH
 K_2S і HCl
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і Na_2SO_4
Між якими з них відбудуться реакції обміну? Складіть іонні рівняння реакцій.
3. Що таке рОН? Як його визначити? Для солі кальцій ацетату напишіть рівняння гідролізу в іонній, молекулярній і скороченій іонній формах. Зазначити рН середовища.
4. Осмотичний тиск розчину гемоглобіну, що містить 0,2 г в 20 мл води дорівнює 0,0038 атм. Розрахувати молекулярну масу гемоглобіну. Температура розчину 25°C.

5. Який тип системи буде утворено, якщо дисперсною фазою є тверда речовина, дисперсійним середовищем - рідина? Наведіть приклади.

Варіант № 3

1. В чому полягає перший закон Рауля? Яку кількість калій нітрату треба взяти для приготування 400 мл 0,2 н розчину?

2. Що називається добутком розчинності? Наведіть приклади. Складіть іонні форми рівняння реакцій:

а) отримання алюміній тригідроксиду з його солі;

б) розчинення алюміній тригідроксиду в соляній кислоті;

в) розчинення алюміній тригідроксиду в їдкому калі

3. Які солі підлягають гідролізу? Наведіть приклади. Для солі натрій карбонат складіть рівняння гідролізу у молекулярній, іонній та скороченій іонних формах. Зазначте рН середовища.

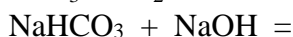
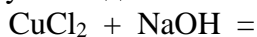
4. Скільки молей неелектроліту повинен мати розчин, щоб його осмотичний тиск при 0°C дорівнював 1 атм?

5. Який тип дисперсної системи буде утворено, якщо дисперсною фазою є газ, а дисперсійним середовищем – тверда речовина? Наведіть приклади.

Варіант № 4

1. Які розчини називають насиченими, ненасиченими, пересиченими? До 3 л 10% розчину нітратної кислоти, густина якого 1,054 г/см³ додали 5 л 2% розчину з густиною 1,009 г/см³. Обчислити процентну і молярну концентрації отриманого розчину.

2. Що таке рОН? Яким чином він пов'язаний з рН? Закінчіть реакції і напишіть їх в іонному вигляді:



3. Які солі називають гідролітично лужними? Наведіть приклади. Для солі літій сульфід складіть рівняння гідролізу у молекулярній, іонній та скороченій іонній формах, зазначити рН середовища.

4. У якому масовому відношенні треба змішати воду і метиловий спирт (СН₃ОН), щоб отримати суміш, що замерзає при -20°C (K(H₂O) = 1,86).

5. Який тип дисперсної системи буде утворено, якщо дисперсною фазою є рідина, а дисперсійним середовищем – тверда речовина? Наведіть приклади.

Варіант № 5

1. Що таке розчин? Для протруєння насіння сулемою (HgCl₂) використовують її розчин 0,1% концентрації. Скільки сулеми потрібно взяти для приготування 12 л розчину, густина якого 1,11 г/см³?

2. Що таке буферні розчини? Наведіть приклади. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакції, що відбуваються в розчинах між:

кальцій хлоридом та амоній карбонатом;

кальцій сульфатом та соляною кислотою;

кальцій бромідом і калій карбонатом.

3. Від яких факторів залежить ступінь гідролізу? Для солі амоній сульфату складіть рівняння гідролізу у молекулярній, іонній і скороченій формах, зазначте рН середовища.

4. Розчин містить 2,1 г калій гідроксиду у 250 г води замерзає при -0,519°C. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт цього розчину, якщо K(H₂O) = 1,86.

5. Який тип дисперсної системи буде утворено, якщо дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – теж тверда речовина? Наведіть приклади.

Рекомендована література.

Базова література

1. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навч.посіб. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
Неорганічна хімія: в 2 частинах./Підруч.для студ.вищ.навч.зал./ О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовських, С.В.Іванов. – К.: Пед.преса, 2000.
2. Н.В.Романова Неорганічна хімія. Практикум: Навч.посібник. – Київ: Либідь, 2003. – 208 с.
3. Неорганічна хімія: практикум/ Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. – К.: Либідь. 2004. – 336 с.
4. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжібало В.В. Основи загальної хімії. Львів: 2000.
5. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сьоч А.В. Загальна хімія. К.: 1998.
6. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. - К, 1990.
7. Деркач Ф.А. Лабораторний практикум - к.: 1978.
8. Рашкован Б.А. Лекційні та лабораторні дослідження з загальної і неорганічної хімії. -К.: 1971.
9. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна і неорганічна хімія. Задачі та вправи. - К.:2001.
10. Ющишина Г.М., Цебрійко Т.В. Неорганічна хімія. Модуль №1 «Загальна хімія» / Методичні рекомендації щодо виконання лабораторних робіт студентам-біологам. – Миколаїв, 2013. – 55 с.
11. Ющишина Г.М., Цебрійко Т.В. Неорганічна хімія. Модуль №2 «Хімія елементів» / Методичні рекомендації щодо виконання лабораторних робіт студентам-біологам. – Миколаїв, 2014. – 61 с.

Допоміжна література

12. Голуб А.М., Скопенко В.В. Основи координаційної хімії. – К., 1977.
13. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. – М., 1976.
14. Дикерсон Р., Грей. Основные законы химии: В 2 т. – М., 1982.
15. Зайцев О.С. Химическая термодинамика к курсу общей химии. – М., 1973.
16. Карапетьянц М.Х. Введение в теорию химических процессов. – М., 1970.
17. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навч.посіб. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
18. Неорганічна хімія: в 2 частинах./Підруч.для студ.вищ.навч.зал./ О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовських, С.В.Іванов. – К.: Пед.преса, 2000.
19. Н.В.Романова Неорганічна хімія. Практикум: Навч.посібник. – Київ: Либідь, 2003. – 208 с.
20. Неорганічна хімія: практикум/ Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. – К.: Либідь. 2004. – 336 с.
21. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов/ Под ред. В.А.Рабиновича и Ж.М.Рубиной. 26-е изд., стер.: Л.: Химия, 1988. – 272 с.
22. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов.- /Под. ред. В.А.Рабиновича. – Л.: Химия. - 1988.-704 с.
23. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.: Учебник для вузов. – М.: высш.школа, 1981 – 679 с.
24. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.: Учебное пособие для вузов. – М.: Химия – 1981. – 632 с.