

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
СХІДНОУКРАЇНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені ВОЛОДИМИРА ДАЛЯ
факультет здоров'я людини

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання контрольної роботи

з дисципліни
ХІМІЯ
ЗАГАЛЬНА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ (частина 1)

ЗАТВЕРДЖЕНО:
на засіданні кафедри
фармації, виробництва та
технологій
протокол № 5 від 16.12.2024 р.

Київ 2024

УДК 546

Методичні вказівки до виконання контрольної роботи для здобувачів вищої освіти денної та заочної форми навчання з дисципліни «Хімія» спеціальностей 101, 131, 133, 141, 174, 182, 192, 201, 208, 273, 274 та дисципліни «Загальна неорганічна хімія (частина 1)» спеціальності 161 / Укл. Захарова О.І.– Київ: Вид-во СНУ ім. В. Даля, 2024. – 81 с.

Наведено теоретичні відомості, приклади розв'язання типових задач, завдання для самостійного опрацювання та довідкові дані.

Укладач:

доц. Захарова О.І.

Рецензент:

проф., д.т.н. В.Ю. Тарасов

Зміст

ВСТУП	5
1. Основні закони та поняття стехіометрії	6
1.1. Теоретичні відомості	6
1.2. Приклади розв'язання типових задач	10
1.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	18
2. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	20
1.1. Теоретичні відомості	20
1.2. Приклади розв'язання типових задач	24
1.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	26
3. Основи термохімії	28
3.1. Теоретичні відомості	28
3.2. Приклади розв'язання типових задач	29
3.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	32
4. Хімічна кінетика	33
4.1. Теоретичні відомості	33
4.2. Приклади розв'язання типових задач	35
4.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	38
5. Хімічна рівновага	39
5.1. Теоретичні відомості	39
5.2. Приклади розв'язання типових задач	41
5.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	43
6. Розчини	46
6.1. Теоретичні відомості	46
6.2. Приклади розв'язання типових задач	48
6.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	53
7. Властивості розчинів неелектролітів	55
7.1. Теоретичні відомості	55
7.2. Приклади розв'язання типових задач	57
7.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	59
8. Окисно-відновні реакції	61
8.1. Теоретичні відомості	61
8.2. Приклади розв'язання типових задач	63
8.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи	64

9.	Електрохімічні процеси	65
9.1.	Теоретичні відомості	65
9.2.	Приклади розв'язання типових задач	66
9.3.	Завдання для індивідуальної самостійної роботи	67

Додатки

Таблиця 1	Фундаментальні фізичні та фізико-хімічні сталі	70
Таблиця 2	Важливіші одиниці СІ та їх співвідношення з одиницями інших систем	70
Таблиця 3	Характеристика хімічних елементів	71
Таблиця 4	Назви важливіших кислот	74
Таблиця 5	Термодинамічні константи деяких речовин	75
Таблиця 6	Густина (ρ) водних розчинів деяких неорганічних речовин при 20 °С	76
Таблиця 7	Константи дисоціації деяких слабких кислот і основ у водних розчинах при 298 °С	76
Таблиця 8	Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах	77

Додаток А	Зразок оформлення титульного листа	79
------------------	---	-----------

Література	80
-------------------	-----------

ВСТУП

Хімія (Загальна неорганічна хімія для спеціальності 161) є фундаментальною дисципліною підготовки бакалаврів, яка пов'язує дисципліни фундаментального циклу із спеціальними. Хімія відіграє суттєву роль у професійній підготовці фахівців різних технологічних, інженерних та природничих спеціальностей і широко використовує знання фізики, математики, обчислювальної техніки та ін.

Предметом хімії є основні закони хімії та закономірності перебігу хімічних реакцій.

Метою вивчення дисципліни є: формування навичок логічного та критичного мислення, розуміння хімічних законів і принципів; надання студентам фундаментальних знань з хімії, необхідних для розуміння природних та техногенних процесів у їхніх професійних сферах; навчання основам хімічної безпеки та екологічного підходу до використання хімічних речовин і матеріалів, що важливо для фахівців у будь-якій галузі.

Дисципліна хімія вивчається протягом одного семестру (осінній семестр першого курсу), дисципліна загальна неорганічна хімія складається з двох частин. Перша частина – хімія – вивчається в першому семестрі, друга частина – неорганічна хімія – у другому семестрі першого року навчання.

Дана методична розробка призначена для здобувачів вищої освіти заочної форми навчання. Методичні вказівки містять теоретичні відомості, приклади розв'язання та оформлення завдань, завдання контрольної роботи.

Студенти заочної форми навчання виконують контрольну роботу, яка складається з 9 завдань розрахункового характеру. Завдання контрольної роботи наведені в кінці кожного розділу, номер варіанту співпадає з номером завдання.

Контрольна робота з титульним листом, який оформлено за зразком (додаток А), закріплюється у Moodle у відповідному завданні на сторінці курсу і перевіряється викладачем.

1. Основні закони та поняття стехіометрії

1.1. Теоретичні відомості

Хімія – наука про речовини, їх структуру, властивості та взаємоперетворення.

Речовина – однорідний вид матерії, який при визначених умовах характеризується постійними фізичними та хімічними властивостями.

Структурна одиниця – найменша частинка речовини (молекула, атом, іон).

Атом – найменша, хімічна неподільна, електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів

Молекула – найменша, фізично неподільна, електронейтральна частинка речовини, що має постійний склад і є носієм її хімічних властивостей.

Іон – електрондефіцитний або електронадлишковий атом чи група атомів.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) дорівнює 1/12 частині маси атому вуглецю – 12, тобто ізотопу вуглецю ^{12}C .

Відносна атомна маса елемента показує, у скільки разів маса даного елемента більше 1/12 маси вуглецю ^{12}C .

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – безрозмірна величина, що вказує у скільки разів маса однієї молекули певної речовини більша від атомної одиниці маси.

Хімічний елемент – тип атомів, що характеризуються певним протонним числом (кількість протонів у ядрі).

Речовини, які утворюються з атомів одного елемента називаються *простими*.

Речовини, що утворилися атомами різних елементів, називаються *хімічними сполуками або складними речовинами*.

Хімічна сполука – сукупність атомів (іонів), зв'язаних хімічними зв'язком, що характеризується індивідуальним набором фізичних і хімічних властивостей.

Моль – кількість речовини $\nu(X)$, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів та інших), скільки атомів є в 0,0112 кг ізотопу Карбону ^{12}C .

$$\nu(X) = \frac{m}{M(X)} = \frac{V^\circ}{V_M^\circ} = \frac{N}{N_A}$$

де:

m – маса речовини (наважка), г;

V° – об'єм газу за нормальних умов (н.у.), л;

N – число структурних одиниць речовини.

Число частинок – атомів, молекул у молі будь-якої речовини величина стала, вона дорівнює $6,022 \cdot 10^{23}$, її називають сталою Авогадро (позначається N_A , має розмірність 1/моль).

Молярна маса – фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Її позначають літерою $M(X)$ з розмірністю кг/моль або г/моль.

Мольний об'єм (V_m) - об'єм, що займає 1 моль речовини при певних умовах. Для газів при нормальних умовах (н.у.) цей об'єм становить $V_m^\circ = 22,4$ л.

Масу одного атома чи однієї молекули в грамах $m(X)$ знаходять як частку від ділення молярної маси на сталу Авогадро :

$$m(X) = \frac{M(X)}{N_A}.$$

Нормальні умови (н.у.) – це умови, за яких температура становить 0°C (273 К), а тиск – одну атмосферу (760 мм. рт. ст.; 101325 Па).

Валентність елемента (стехіометричне число) – число, що засвідчує властивість атомів даного елемента приєднувати або зміщувати певну кількість атомів інших елементів. За одиницю валентності взято один атом Гідрогену.

Хімічна формула – це скорочений запис хімічної речовини за допомогою хімічних знаків та індексів. Індокси в хімічних формулах вказують не тільки на число атомів у молекулі, але й число моль відповідних атомів в 1 моль речовини. Формули речовин, що складаються з двох елементів, визначають у відповідності з правилом: *добуток валентності на число атомів одного елемента (сумарне число валентностей) дорівнює добутку валентності на число атомів другого елемента.*

Формули розрізняють:

- а) *емпіричні* – вказують на якісний та кількісний склад сполук;
- б) *структурні* – відображають взаємозв'язок атомів у молекулі, допомагають визначити число хімічних зв'язків у атомів в сполуках молекулярної будови;
- в) *графічні* (або формули валентності) – дозволяють визначити число валентних зв'язків у атомів при умовно-графічному зображенні сполук, але ніякої смислової інформації не несуть;
- г) *електронні* – розкривають електронну будову як атомів.

Закон збереження маси речовини: «Сума мас речовин, що вступають у хімічну реакцію в ізольованій системі, дорівнює сумі мас речовин, що утворилися внаслідок реакції».

Закон збереження маси та енергії: «Сума маси речовин системи та маси, що еквівалентна енергії, отриманої чи відданої тією ж системою, постійна».

Закон сталості складу речовин: «Індивідуальні хімічні речовини мають сталий кількісний та якісний склад незалежно від умов та способу їх отримання».

Закон кратних відношень: «Різні масові кількості одного елемента, що припадають на однакову масову кількість іншого елемента у сполуках,

утворених цими двома елементами, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа».

Закон еквівалентів: «Речовини вступають у хімічну взаємодію у масових кількостях, пропорційних їх еквівалентним масам»:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m_1}}{E_{m_2}}$$

де m_1 та m_2 – маси реагуючих речовин; E_{m_1} та E_{m_2} – молярні маси еквівалентів цих речовин.

У випадку, коли одна з реагуючих речовин газоподібна, у формулі закону еквівалентів замість маси користуються її об'ємом (н.у.) та еквівалентний об'єм (E_v):

$$\frac{m}{E_m} = \frac{V}{E_v}$$

Для сполук, які реагують у розчині, закон еквівалентів можна записати наступним чином:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2,$$

де:

C_1, C_2 – молярні концентрації еквівалентів розчинів, моль-екв/л;

V_1, V_2 – об'єми реагуючих розчинів, мл.

Еквівалентом елемента або простої чи складної речовини називають таку їх кількість, яка приєднує або заміщує у хімічних реакціях один моль атомів Гідрогену, або взаємодіє з одним еквівалентом будь-якої речовини. Еквівалент позначається E , одиницею виміру є моль.

Молярною масою еквіваленту елемента або речовини називають масу одного еквівалента. Її позначають E_m , одиниця виміру – г/моль.

Еквівалентну масу обчислюють за формулами:

простої речовини:

$$E = I/B;$$

$$E_m = M(X)/B$$

$$E_v = V_m/B$$

складних сполук:

$$E_{(\text{оксиду})} = \frac{1}{n \cdot B}$$

$$E_{m(\text{оксиду})} = \frac{M(X)}{n \cdot B},$$

$$E_{(\text{солі})} = \frac{1}{n' \cdot B'}$$

$$E_{m(\text{солі})} = \frac{M(X)}{n' \cdot B'},$$

де:

B, B' – валентність елемента за Гідрогеном або катіону;

n, n' – число атомів елемента або кількість катіонів.

Еквівалент та молярна маса еквівалента основи або кислоти:

$$E = \frac{1}{n''},$$

$$E_m = \frac{M(X)}{n''}$$

де:

n'' – кислотність основи або основність кислоти.

Таким чином, для обчислення молярної маси еквівалента речовини в умовах хімічної реакції необхідно її молярну масу поділити на число еквівалентів речовини, з якою вона взаємодіє.

Основні газові закони:

Закон Авогадро – у рівних об'ємах при однаковій температурі і тиску утримується однакова кількість молекул.

Слідства закону Авогадро:

➤ моль будь-якого газу або газової суміші при однакових умовах займає однаковий об'єм;

➤ відношення мас однакових об'ємів різних газів, які знаходяться в однакових умовах, називають густиною одного газу за іншим.

Густина одного газу за іншим позначають D_X та обчислюють за формулою:

$$D_{X_2} = m_1/m_2 = M(X_1)/M(X_2)$$

Закон Бойля-Маріотта – за сталої температури тиск, що приводиться даною масою газу, зворотно пропорційний об'єму газу (ізотермічний процес):

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}; \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2, \text{ або } (P \cdot V)_{T,v} = const$$

Закон Шарля – відношення тиску до температури при сталому об'ємі для сталої кількості газу є величина постійна (ізохорний процес):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \text{ або } (P/T)_{V,v} = const$$

Закон Гей-Люссака – відношення об'єму до температури при сталому тиску для сталої кількості газу є величина постійна (ізобарний процес):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \text{ або } (V/T)_{P,v} = const$$

Ідеальним називається газ, в якому можна знехтувати взаємодією між молекулами і прийняти їх за матеріальні точки.

Закон Клапейрона – добуток тиску на об'єм, поділений на абсолютну температуру, для постійної кількості газу є величина стала:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \text{ або } \left(\frac{PV}{T} \right)_v = const.$$

Закон (рівняння) Менделєєва – Клапейрона – добуток тиску газу на його об'єм пропорційний числу моль та абсолютній температурі:

$$pV = \nu RT \text{ або } pV = \frac{m}{M} RT$$

Якщо суміш газів, що не реагують між собою утворюють певний тиск, то вклад кожного із газів у загальний тиск називають *парціальним тиском*

Закон парціальних тисків – тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків її компонентів:

$$P_{\text{сум}} = P_1 + P_2 + \dots + P_i = \Sigma P_i$$

де:

P_1, P_2, P_i – парціальні тиски компонентів.

Закон Генрі-Дальтона – парціальний тиск компонента газової суміші є пропорційним його мольній (об'ємній) частці і суміші:

$$P_i = P \cdot X_i,$$

де:

P – сумарний тиск;

X_i – мольна (об'ємна) частка компонента.

1.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Обчислити значення масових часток елементів в нітритній кислоті.

Рішення:

Розрахуємо значення M_r кислоти:

$$M_r(\text{HNO}_2) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 2 A_r(\text{O}) = 1 + 14 + 32 = 43$$

Розрахуємо значення масової частки елементів

$$w(\text{H}) = \frac{1 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{HNO}_2)} = \frac{1}{47} = 0,021 \text{ або } 2,1\%$$

$$w(\text{N}) = \frac{1 \cdot A_r(\text{N})}{M_r(\text{HNO}_2)} = \frac{14}{47} = 0,298 \text{ або } 29,8\%$$

$$w(\text{O}) = 1 - 0,021 - 0,298 = 0,681 \text{ або } 68,1\%$$

Приклад 2. Визначити формулу одного з оксидів нітрогену, у якому масова частка кисню складає 63,15%.

Рішення:

Приймаємо, що маса оксиду N_xO_y дорівнює 100 г. Розрахуємо маси атомів нітрогену та кисню у оксиді:

$$m(\text{O}) = m(\text{N}_x\text{O}_y) \cdot w(\text{O}) = 100 \cdot 63,15 : 100 = 63,15 \text{ г};$$

$$m(\text{N}) = m(\text{N}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 100 - 63,15 = 36,85 \text{ г}.$$

Визначимо кількість атомів нітрогену та кисню:

$$\nu(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{36,85}{14} = 2,632 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{63,15}{16} = 3,947 \text{ моль}.$$

Знаходимо молярне співвідношення нітрогену та кисню у оксиді:

$$\nu(\text{N}) : \nu(\text{O}) = 2,632 : 3,947 = 2 : 3.$$

Відповідно, формула оксиду – N_2O_3 .

Приклад 3. Невідома речовина масою 6 г спалили в надлишку кисню й одержали вуглекислий газ масою 8,8 г і воду масою 3,6 г. Визначити молекулярну формулу згорілої речовини, якщо відносна густина його пари за повітрям дорівнює 3,103.

Рішення:

Оскільки при згоранні речовини утворюється вуглекислий газ і вода, робимо висновок, що в його сполуку входять карбон, гідроген і, можливо, кисень.

1) Розрахуємо масу карбону у CO_2 що утворилось:

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль};$$

$$44 \text{ г } (\text{CO}_2) \text{ містять } 12 \text{ г } (\text{C})$$

$$8,8 \text{ г (CO}_2\text{)} \quad \text{"-"} \quad x \text{ г (C)}; x = 2,4 \text{ г (C)}.$$

2) Розрахуємо масу гідрогену у воді, що утворилася:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль};$$

$$18 \text{ г (H}_2\text{O)} \quad \text{містять} \quad 2 \text{ г (H)}$$

$$3,6 \text{ г (H}_2\text{O)} \quad \text{"-"} \quad y \text{ г (H)}; y = 0,4 \text{ г (H)}.$$

3) Знайдемо суму мас вуглецю й гідрогену, що входили до складу вихідної речовини:

$$m(\text{C}) + m(\text{H}) = 2,4 + 0,4 = 2,8 \text{ г}$$

4) Оскільки сума мас С и Н (2,8 г) менше маси згорілої речовини (6 г), робимо висновок, що сполука містить також і кисень, маса якого дорівнює $m(\text{O}) = 6 - 2,8 = 3,2 \text{ г}$.

5) Визначимо найпростіше молярне співвідношення С, Н и О у вихідній речовині, тобто його найпростішу формулу:

$$v(\text{C}):v(\text{H}):v(\text{O}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{2,4}{12} : \frac{0,4}{1} : \frac{3,2}{16} = 1:2:1.$$

Таким чином, найпростіша (емпірична) формула речовини CH_2O .

Слід зазначити, що найпростіша формула речовини відображає лише найпростіше (найменше) числове співвідношення атомів елементів у ньому. Молекулярна ж формула речовини відбиває реальне число атомів кожного елемента в молекулі й виходить множенням індексів у найпростішій формулі на певне число раз.

6) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини по його відносній густині:

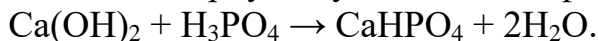
$$M_1(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 29 \cdot D_{(\text{нов})} = 29 \cdot 3,103 = 90 \text{ г/моль}$$

7) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини по його найпростішій формулі:

$$M_2(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30 \text{ г/моль}$$

8) Оскільки значення M_1 більше значення M_2 в 3 рази, то для знаходження молекулярної формули речовини всі індекси в його найпростішій формулі потрібно збільшити в 3 рази. Таким чином, шукана формула – $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.

Приклад 4. Визначити число еквівалентності, фактор еквівалентності, еквівалент і молярну масу еквівалента фосфорної кислоти в реакції:



Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності n . У даній реакції від однієї молекули H_3PO_4 2 іони H^+ можуть від'єднатися або, інакше кажучи, одній молекулі кислоти еквівалентні (хімічно відповідають) 2 іони H^+ . Тому число еквівалентності n у даній реакції дорівнює 2.

2) Знаходимо фактор еквівалентності й визначаємо еквівалент кислоти:

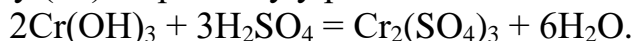
$$E = \frac{1}{n} = \frac{1}{2}.$$

Це значить, що одному іону H^+ у даній реакції відповідає 1/2 частина (половина) молекули кислоти, що і є в даній реакції її хімічним еквівалентом.

3) Знаходимо молярну масу еквівалента кислоти:

$$E_m(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49, \text{ г/моль}$$

Приклад 5. Визначити еквівалент і розрахувати молярну масу еквівалента хрому (III) гідроксиду у реакції:



Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності $Cr(OH)_3$:

2 часткам $Cr(OH)_3$ відповідають 6 іонів H^+ ,

1 частці " - " x іонів,

звідки $x = 3$. Виходить, число еквівалентності хром (III) гідроксиду n у даній реакції дорівнює 3.

2) Знаходимо фактор еквівалентності $Cr(OH)_3$ і обумовлений його хімічний еквівалент:

3 іонам H^+ еквівалентна 1 частка $Cr(OH)_3$,

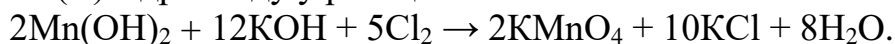
1 іону H^+ " - " у часток, звідки $y = 1/3$.

Це значить, що в даній реакції еквівалентом хром (III) гідроксиду є умовна частка – 1/3 частина його формульної одиниці.

3) Розрахуємо значення молярної маси еквівалента $Cr(OH)_3$:

$$E_m(Cr(OH)_3) = \frac{M(Cr(OH)_3)}{3} = \frac{52+17 \cdot 3}{3} = 34,33, \text{ г/моль}$$

Приклад 6. Визначити еквівалент і розрахувати молярну масу еквівалента манган (II) гідроксиду у реакції:



Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності для $Mn(OH)_2$:

Оскільки у формульній одиниці цього гідроксиду містить атом мангану в ступені окиснення +2, а у формульній одиниці $KMnO_4$ – у ступені окисненні +7, робимо висновок, що 1 частці $Mn(OH)_2$ відповідають 5 електронів. Виходить, число еквівалентності гідроксиду дорівнює 5.

2) Знаходимо фактор еквівалентності гідроксиду й визначаємо його хімічний еквівалент:

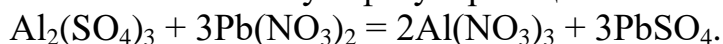
$$E = \frac{1}{n} = \frac{1}{5}$$

Це значить, що в даній реакції еквівалентом манган (II) гідроксиду є умовна частка – 1/5 частина його формульної одиниці.

3) Розрахуємо значення молярної маси еквівалента гідроксиду:

$$E_m(Mn(OH)_2) = \frac{M(Mn(OH)_2)}{5} = \frac{55+17 \cdot 2}{5} = 17,8 \text{ г/моль}$$

Приклад 7. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярної маси еквівалента алюміній сульфату в реакції:



Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності $Al_2(SO_4)_3$.

У даній реакції обміну не приймають участі іони H^+ . У цьому випадку приймаються в увагу інші іони з постійним зарядом, рівним +1 або -1. У нашій прикладі це іони NO_3^- . З рівняння реакції видно, що одній частці $Al_2(SO_4)_3$ еквівалентні 6 іонів NO_3^- , тобто число еквівалентності n для алюмінію сульфату дорівнює 6.

2) Знаходимо фактор еквівалентності й визначаємо еквівалент:

6 іонам NO_3^- відповідає 1 частка $Al_2(SO_4)_3$,

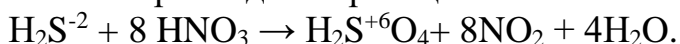
1 іону - " - x часток, звідки $x = 1/6$.

Це значить, що в даній реакції обміну хімічним еквівалентом алюмінію сульфату є умовна частка - 1/6 частина його формульної одиниці.

3) Розрахуємо значення молярної маси еквівалента:

$$E_m(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M(Al_2(SO_4)_3)}{6} = \frac{2 \cdot 27 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

Приклад 8. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярного об'єму еквівалента сірководню в реакції:



Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності H_2S . Оскільки в молекулі сірководню ступінь окиснення сірки дорівнює -2, а в молекулі сульфатної кислоти вона дорівнює +6, робимо висновок, що 1 молекулі H_2S відповідають 8 електронів.

Це значить, що число еквівалентності сірководню в даній реакції дорівнює 8.

2) Знаходимо фактор еквівалентності сірководню й визначаємо його еквівалент:

8 електронам відповідає 1 молекула H_2S ,

1 електрону - " - x молекул, звідки $x = 1/8$.

Це значить, що хімічним еквівалентом сірководню в даній реакції є умовна частка - восьма частина його молекули.

3) Знаходимо значення молярного об'єму еквівалента сірководню:

$$E_V(H_2S) = \frac{V_m}{8} = \frac{22,4}{8} = 2,8 \text{ л/моль.}$$

Приклад 9. Невідомий метал масою 10,0 г спалили в кисні й одержали оксид металу масою 18,89 г. Визначити метал.

Рішення:

Запишемо загальну схему реакції: $Me^0 + O_2 \rightarrow Me^{+x}O^{-2}$.

Відповідно з законам еквівалентів хімічна кількість еквівалента металу дорівнює хімічній кількості еквівалента кисню:

$$E(Me) = E(O_2), \text{ звідси } \frac{m(O_2)}{m(Me)} = \frac{E_m(O_2)}{E_m(Me)}$$

1) Знайдемо масу кисню, що вступив у реакцію:

$$m(O_2) = m(\text{оксиду}) - m(\text{металу}) = 18,89 - 10,0 = 8,89 \text{ г.}$$

2) Знайдемо молярну масу еквівалента молекулярного кисню. При утворенні оксиду кожна молекула кисню приєднує 4 електрони й перетворюється в 2 оксид-іона: $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$. Тоді:

4 електронам відповідає 1 молекула O_2 ,

1 електрону " - " x молекул, звідки $x = 1/4$.

Це значить, що хімічним еквівалентом кисню в даній реакції є умовна частка – четверта частина молекули. Знайдемо значення молярної маси еквівалента кисню:

$$E_m(O_2) = \frac{M(O_2)}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}$$

3) Підставимо числові значення величин у вираження закону еквівалентів:

$$E_m(Me) = \frac{m(Me) \cdot E_m(O_2)}{m(O_2)} = \frac{10 \cdot 8}{8,89} = 9 \text{ г/моль}$$

4) Для металу число еквівалентності n дорівнює ступеня його окислювання в сполучі. Оскільки $M(Me) = E_m(Me) \cdot n$, відповідно при

$n = 1$ $M(Me) = 9$ г/моль;

$n = 2$ $M(Me) = 18$ г/моль;

$n = 3$ $M(Me) = 27$ г/моль.

Одновалентного металу з молярною масою 9 г/моль і двовалентний метал з молярною масою 18 г/моль не існує. Тривалентний метал з молярною масою 27 – алюміній (Al).

Приклад 10. При розчиненні в кислоті металу масою 9,58 г виділився водень об'ємом 6,72 л (н.у.). Визначити метал.

Рішення:

Запишемо загальну схему реакції: $Me^0 + nH^+ \rightarrow Me^{n+} + n/2 H_2$.

Відповідно до закону еквівалентів, кількість речовини еквівалента металу дорівнює кількості речовини еквівалента гідрогену. Отже,

$$\frac{V(H_2)}{m(Me)} = \frac{E_V(H_2)}{E_m(Me)}$$

1) Розрахуємо значення молярного об'єму еквівалента гідрогену. Оскільки молекула гідрогену утвориться за схемою: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$, то:

2 електронам відповідає 1 молекула H_2 ,

1 електрону відповідає x молекул, звідки $x = 1/2$

Таким чином, еквівалентом гідрогену в даній реакції є умовна частка – половина його молекули. Тому молярний об'єм еквівалента гідрогену дорівнює:

$$E_V(H_2) = \frac{V_m}{2} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль}$$

2) Підставимо значення величин у рівняння закону еквівалентів, знайдемо молярну масу еквівалента металу й визначимо метал.

$$E_m(Me) = \frac{m(Me) \cdot E_V(H_2)}{V(H_2)} = \frac{9,58 \cdot 11,2}{6,72} = 15,97 \text{ г/моль}$$

Оскільки $M(Me) = E_m(Me) \cdot n$, відповідно при

$n = 1$ $M(Me) = 15,97$ г/моль;

$n = 2$ $M(Me) = 31,94$ г/моль;

$n = 3$ $M(Me) = 47,9$ г/моль.

Одно- і двовалентного металів зі знайденими значеннями молярних мас не існує. Тривалентний метал з молярною масою 47,9 – титан (Ti).

Приклад 11. Із хлориду невідомого металу масою 18,34 г отриманий нітрат цього ж металу масою 23,64 г. Визначити метал.

Рішення:

1) Оскільки хімічна кількість еквівалента хлориду металу дорівнює хімічній кількості еквівалента його нітрату, то:

$$\frac{m(\text{Me}^{+x}\text{Cl}_x^-)}{m(\text{Me}^{+x}(\text{NO}_3)_x^-)} = \frac{E_m(\text{MeCl}_x)}{E_m(\text{Me}(\text{NO}_3)_x)}$$

При рішенні подібних завдань необхідно пам'ятати, що молярна маса еквівалента складної речовини дорівнює сумі молярних мас еквівалентів його складових частин. Допустимо, що молярна маса еквівалента невідомого металу дорівнює x г/моль. З огляду на, те що молярна маса еквівалента хлорид-аніона $\text{Cl}^- = 35,5$ г/моль, а молярна маса еквівалента нітрат-аніона NO_3^- дорівнює 62 г/моль і підставивши значення величин у рівняння закону еквівалентів, одержимо:

$$\frac{18,34}{23,64} = \frac{x+35,5}{x+62}, \text{ звідси } x = 56,2 \text{ г/моль.}$$

2) Визначимо метал.

Оскільки $M(Me) = E_m(Me) \cdot n$,

де n – ступінь окислювання металу в сполуці, при $n=1$, $M(Me)=56,2$ г/моль – метал не існує; при $n = 2$, $M(Me) = 56,2 \cdot 2 = 112,4$ г/моль – метал кадмій (Cd).

Приклад 12. При тиску 98,5 кПа об'єм газу дорівнює 10,4 л. Обчислити значення об'єму газу при тиску 162,6 кПа.

Рішення:

З рівняння Бойля-Маріота виразимо V_2 і знайдемо його значення:

$$V_2 = \frac{p_2 \cdot V_1}{p_1} = \frac{9,85 \cdot 10,4}{162,6} = 6,3 \text{ л}$$

Приклад 13. При температурі 18 °С об'єм газу дорівнює 6,72 л. Обчислити значення об'єму даного газу при температурі 118 °С.

Рішення:

1) Розрахуємо абсолютні значення температури:

а) $T_1 = t_1 + 273 = 18 + 273 = 291$ К;

б) $T_2 = t_2 + 273 = 118 + 273 = 391$ К.

2) З рівняння Гей-Люсака виразимо V_2 і розрахуємо його значення:

$$V_2 = \frac{T_2 \cdot V_1}{T_1} = \frac{391 \cdot 6,72}{291} = 9,03 \text{ л}$$

Приклад 14. При температурі 45 °С и тиску 68,8 кПа об'єм газу дорівнює 120,4 л. Обчислити значення об'єму газу при нормальних умовах.

Рішення:

З рівняння об'єднаного газового закону виразимо V_0 і розрахуємо його значення:

$$V_0 = \frac{T_0 \cdot p_1 \cdot V_1}{p_0 \cdot T_1} = \frac{273 \cdot 68,8 \cdot 120,4}{101,3 \cdot 318} = 70,2 \text{ л}$$

Приклад 15. Обчислити значення молярної маси речовини, якщо його пари масою 2,6 г при температурі 87 °С и тиску 83,2 кПа займають об'єм, рівний 1200 мл.

Рішення:

З рівняння Клапейрона-Менделєєва виразимо M і розрахуємо її значення:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{2,6 \cdot 8,314 \cdot 360}{83,2 \cdot 1,2} = 78 \text{ г/моль}$$

Приклад 16. Загальний тиск суміші, що складає з азоту масою 14 г і кисню масою 8 г, дорівнює 155 кПа. Обчислити значення парціальних тисків газів у суміші.

Рішення:

Оскільки в суміші об'ємні частки газів чисельно рівні їхнім мольним часткам, то в цьому випадку парціальні тиски газів будуть пропорційні їхнім мольним часткам.

1) Розрахуємо хімічну кількість кожного з газів:

$$\nu(N_2) = \frac{m}{M} = \frac{14}{28} = 0,5 \text{ моль};$$

$$\nu(O_2) = \frac{8}{32} = 0,25 \text{ моль};$$

2) Розрахуємо значення молярних часток газів у суміші:

$$w(N_2) = \frac{\nu(N_2)}{\nu(\text{суміші})} = \frac{0,5}{0,75} = 0,666$$

Отже, молярна частка кисню $w(O_2)$ дорівнює:

$$w(O_2) = 1 - 0,666 = 0,334.$$

3) Розрахуємо значення парціальних тисків газів:

$$p(N_2) = w(N_2) \cdot P(\text{суміші}) = 0,666 \cdot 155 = 103,23 \text{ кПа};$$

$$p(O_2) = w(O_2) \cdot P(\text{суміші}) = 0,334 \cdot 155 = 51,77 \text{ кПа}.$$

Приклад 17. У посудині об'ємом 6 л змішали кисень об'ємом 3,5 л, що перебував під тиском 125 кПа, і азот об'ємом 5,5 л, що перебував під тиском 105 кПа. Обчислити парціальні тиски газів і загальний тиск отриманої суміші.

Рішення:

1) По рівнянню Бойля-Маріота розрахуємо нові тиски газів після їхнього змішування (тобто парціальні тиски):

$$p_2(O_2) = \frac{p_1(O_2) \cdot V_1(O_2)}{V_2} = \frac{125 \cdot 3,5}{6} = 72,92 \text{ кПа};$$

$$p_2(N_2) = \frac{p_1(N_2) \cdot V_1(N_2)}{V_2} = \frac{105 \cdot 5,5}{6} = 96,25 \text{ кПа}.$$

2) Знайдемо загальний тиск суміші:

$$P(\text{суміші}) = p_{(1)} + p_{(2)} = 72,92 + 96,25 = 169,17 \text{ кПа}.$$

Приклад 18. У балоні об'ємом 44,5 л при температурі 19 °С утримуються кисень масою 27,2 г, вуглекислий газ масою 55,0 г і азот невідомої маси. Обчислити значення маси азоту в суміші, якщо її тиск дорівнює 139,05 кПа.

Рішення:

1) З рівняння Клапейрона - Менделєєва виразимо тиск і розрахуємо його значення для кисню й вуглекислого газу:

$$p = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot M};$$

$$p(O_2) = \frac{27,2 \cdot 8,314 \cdot (273 + 19)}{44,5 \cdot 32} = 46,35 \text{ кПа};$$

$$p(CO_2) = \frac{55 \cdot 8,314 \cdot (273 + 19)}{44,5 \cdot 44} = 68,16 \text{ кПа}.$$

2) Розрахуємо парціальний тиск азоту в суміші:

$$p(N_2) = P_{\text{(суміші)}} - p(CO_2) - p(O_2) = 139,05 - 68,16 - 46,35 = 24,5 \text{ кПа}.$$

3) Розрахуємо значення маси азоту в суміші:

$$m(N_2) = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{24,5 \cdot 44,5 \cdot 28}{8,314 \cdot (273 + 19)} = 12,58 \text{ г}.$$

Приклад 19. У газометрі над водою при температурі 25 °С утримується кисень об'ємом 5,2 л під тиском 102,455 кПа. Розрахувати значення об'єму сухого кисню в газометрі при н.у., якщо тиск насиченої водяної пари при 25 °С дорівнює 3,164 кПа.

Рішення:

1) Розрахуємо значення парціального тиску чистого кисню в суміші:

$$p(O_2) = P_{\text{(суміші)}} - p(H_2O) = 102,455 - 3,164 = 99,291 \text{ кПа}.$$

2) З рівняння об'єднаного газового закону виразимо V_0 і розрахуємо його значення:

$$V_0 = \frac{T_0 \cdot p_1 \cdot V_1}{p_0 \cdot T_1} = \frac{273 \cdot 99,291 \cdot 5,2}{101,3 \cdot (273 + 25)} = 4,67 \text{ л}.$$

1.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1. Визначити молярну масу еквівалента простої речовини, якщо 1 г її при $T = 320 \text{ K}$, $p = 740 \text{ мм рт. ст.}$ приєднує або витісняє дані об'єми газів, що наведені в таблиці:

Варіант	Спосіб взаємодії	Об'єм, л	Варіант	Спосіб взаємодії	Об'єм, л
1	Приєднує H_2	0,62	11	Приєднує O_2	0,518
2	Витісняє H_2	0,56	12	Приєднує O_2	0,888
3	Приєднує H_2	0,31	13	Приєднує O_2	1,776
4	Приєднує O_2	0,22	14	Витісняє H_2	0,54
5	Витісняє H_2	0,44	15	Витісняє H_2	0,145
6	Приєднує Cl_2	0,66	16	Приєднує Cl_2	0,388
7	Приєднує O_2	0,33	17	Приєднує O_2	0,097
8	Приєднує Cl_2	0,42	18	Приєднує H_2	2,66
9	Витісняє H_2	0,38	19	Витісняє H_2	0,27
10	Витісняє H_2	0,318	20	Приєднує O_2	1,332

2. За вихідними даними визначити невідомі характеристики (незаповнені графи)

Варіант	Газ	Маса газу, г	Об'єм газу, л		Абсолютна маса 1 молекули	Кількість речовини, моль	Число молекул
			при $T = 320$ К, $p = 100$ кПа	за н. у.			
1	O ₂	1					
2	H ₂			1			
3	Cl ₂	2					
4	Br ₂			2			
5	F ₂						$3 \cdot 10^{23}$
6	SO ₂					0,1	
7	H ₂ S						$1 \cdot 10^{23}$
8	Cl ₂ O	4					
9	NO			1			
10	N ₂ O					0,5	
11	NO ₂						$1,5 \cdot 10^{23}$
12	PH ₃		2,41				
13	CO					0,2	
14	CO ₂		6,02				
15	N ₂	3					
16	H ₂ O			0,5			
17	H ₂					1,5	
18	C ₃ H ₈						$0,6 \cdot 10^{20}$
19	NH ₃		4,82				
20	C ₂ H ₂	5					

2. КЛАСИФІКАЦІЯ ТА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

2.1. Теоретичні відомості

Всі речовини діляться на прості й складні. *Простими* називаються речовини, що складаються з атомів одного елемента, а *складними* – складаються з атомів двох або більше елементів.

Назви простих речовин, як правило, збігаються з назвами відповідних хімічних елементів, наприклад літій, бор, сірка. Виключення становлять: карбон, назви простих речовин якого – алмаз, графіт, карбін, фулерен, а також алотропна модифікація кисню – озон.

Складні неорганічні речовини відповідно за складом підрозділяються на двоелементні (бінарні) і багатоелементні сполуки.

Відповідно до принципу систематичної номенклатури, хімічна формула складної речовини розділяється на умовно електропозитивну й умовно електронегативну складові. Перша складова ставиться у формулі ліворуч, а друга – праворуч.

Бінарні сполуки. Назви бінарних сполук утворюються з латинського кореня назви більш електронегативного елемента із суфіксом *-ид-* або *-ід-* і назви менш електронегативного елемента в родовому відмінку. Якщо менш електронегативний елемент може перебувати в різних ступенях окиснення, то ступінь окиснення вказується в дужках римськими цифрами.

Галогеніди: NaCl – натрію хлорид, HI – гідроген йодид, FeBr₂ – ферума (II) бромід.

Оксиди: Al₂O₃ – алюмінію оксид, P₂O₅ – фосфору (V) оксид, CO – вуглецю (II) оксид, Fe₂O₃ – феруму (III) оксид.

Халькогеніди (сульфіди, селеніди, телуриди): CuS – міді (II) сульфід, Cu₂Se – міді (I) селенід, Na₂Te – натрію телурид.

Аналогічно називаються й інші бінарні сполуки, наприклад: *фосфіди*, типу Ca₃P₂; *карбіди* – CaC₂; *гідриди* – MgH₂ і інші.

Виключенням із зазначених правил є водневі сполуки неметалів, що проявляють властивості кислот. Їхні назви утворюються за правилами, прийнятим для кислот (див. нижче).

Оксиди підрозділяються на *несолетворні* і *солетворні*. *Несолетворні* оксиди не взаємодіють ні з кислотами, ні з основами (CO, NO, N₂O). *Солетворні* оксиди діляться на *основні*, *кислотні* й *амфотерні*.

Багатоелементні сполуки. До цього типу неорганічних речовин відносяться більшість сполук, які мають у своєму складі електронегативні й електропозитивні складові, утримуючі більше одного елемента.

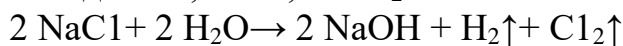
Основи. Основами називаються складні речовини, що складаються з атомів металу й однієї або декількох гідроксогруп.

Вони є твердими кристалічними речовинами. Основна хімічна властивість основ – здатність взаємодіяти з кислотами й кислотними оксидами з утворенням солей. Основи лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba) розчинні у воді й називаються *лугами*.

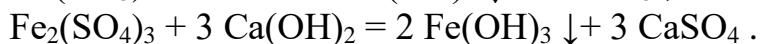
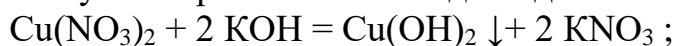
Систематичні назви цього типу сполук складаються зі слова гідроксид і назви елемента в родовому відмінку із вказівкою його ступеня окиснення, якщо це необхідно: LiOH – літію гідроксид; Ba(OH)₂ – барію гідроксид; Fe(OH)₃ – ферум (III) гідроксид.

Основи можуть бути отримані:

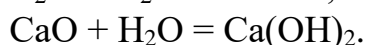
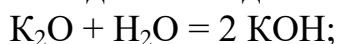
1. Електролізом водних розчинів солей лужних, лужноземельних металів, наприклад: KCl, NaCl, BaCl₂.



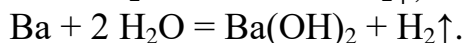
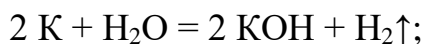
2. Дією лугів на розчинні солі відповідних металів



3. Взаємодією оксидів активних металів з водою



4. Дією найбільш активних металів на воду



Кислоти. Це складні речовини, що складаються з кислотних залишків і одного або декількох атомів гідрогену, здатних заміщатися на атоми металів.

Кислоти досить різноманітні як по агрегатному стану (газоподібні, рідкі, тверді), так і по фізико-хімічних властивостях. Більшість кислот добре розчиняються у воді. Їх найважливіша хімічна властивість – здатність утворювати солі при взаємодії з основами й основними оксидами.

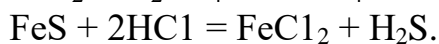
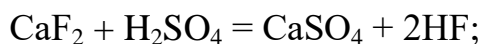
Число атомів гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщатися на метал, називається *основністю кислоти*. HNO₃ – одноосновна, H₂SO₄ – двоосновна, H₃PO₄ – триосновна, H₄P₂O₇ – чотириосновна, CH₃COOH – одноосновна кислоти.

Неорганічні кислоти діляться на що містять кисень (*оксо-кислоти*) типу H_nEO_m і безкисневі H_nX_m, де E – кислотоутворюючий елемент; X – атоми галогенів і деяких інших елементів; n і m – кількість відповідних атомів.

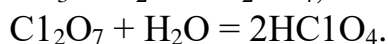
Традиційна назва оксокислот складається із двох слів – прикметника від кореня назви кислотоутворюючого елемента й групового слова «кислота», наприклад сульфатна кислота, нітратна кислота. Якщо елемент утворить кілька кислот, то розходження між ними регулюється за допомогою суфіксів, що приєднуються до кореня назви елемента: *-ат-* при вищому або єдиному ступені окиснення й *-ит-*, *-ит-* при проміжних і нижчих ступенях окиснення.

Кислоти можуть бути отримані:

1. Дією кислоти на сіль



2. Взаємодією оксидів неметалів і вищих оксидів деяких металів з водою



3. Взаємодією галогенангідридів з водою

$$PCl_5 + 4 H_2O = H_3PO_4 + 5 HCl.$$
4. Окисненням кислотоутворюючих речовин у водному розчині

$$3 P + 5 HNO_3 + 2 H_2O = H_3PO_4 + NO.$$
5. Електролізом водяних розчинів солей кислот, що містять кисень, у відповідних умовах.
6. Взаємодією деяких неметалів з воднем і розчиненням отриманого продукту у воді.

$$H_2 + Cl_2 = 2 HCl;$$

$$H_2 + S = H_2S.$$

Для ряду кислот є свої особливі способи одержання.

Солі являють собою продукти заміщення атомів водню в кислоті на метал або групи OH^- у основі на кислотний залишок.

Залежно від ступеня заміщення іона водню в кислотах або OH^- групи у основі солі, що утворюються, класифікуються *на кислі* солі (гідроген-солі) типу $NaHSO_4$, $Mg(HCO_3)_2$; середні (повне заміщення H^+ и OH^-) типу Na_2SO_4 , $MgCO_3$, і основні (гідроксидосолі) типу $(MgOH)_2CO_3$.

Розрізняють також *подвійні солі*, утворені двома металами й одним кислотним залишком ($KAl(SO_4)_2$, $KCr(SO_4)_2$), *змішані*, утворені одним металом і двома кислотними залишками ($CaClOCl$, $CaOCl_2$) і комплексні солі ($[Ag(NH_3)_2]ClO_4$, $K_3[Fe(CN)_6]$).

Назви середніх солей складаються з назв аніонів у називному відмінку й назв катіонів у родовому відмінку.

При побудові назв *кислих солей* до назви аніона середньої солі додається приставка гідроген- і числова приставка, якщо кількість атомів водню в аніоні більше одиниці: $KHCO_3$ – калій гідрогенкарбонат; $Fe(H_2PO_4)_2$ – ферум (II) дигідрогенфосфат.

Основні солі називають додаванням до назви катіона приставки гідроксид: $(CuOH)_2CO_3$ – купрум (II) гідроксид карбонат; $Al(OH)_2NO_3$ – алюміній дигідроксид нітрат й т.д.

Солі можуть бути отримані:

1. Дією металу на кислоту

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

$$3 Cu + 8 HNO_3 = 3 Cu(NO_3)_2 + 2 NO\uparrow + 4 H_2O.$$
2. Взаємодією кислоти з основою

$$HCl + KOH = KCl + H_2O;$$

$$H_3PO_4 + 3 KOH = K_3PO_4 + 3 H_2O.$$
3. Дією кислоти на оксид металу

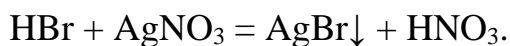
$$H_2SO_4 + MgO = MgSO_4 + H_2O;$$

$$6 HCl + Fe_2O_3 = 2 FeCl_3 + 3 H_2O.$$
4. Взаємодією двох солей (реакція іонного обміну)

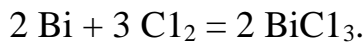
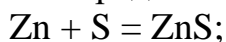
$$AgNO_3 + CaI_2 = 2 AgI\downarrow + Ca(NO_3)_2;$$

$$Cr_2(SO_4)_3 + 3 BaCl_2 = 2 CrCl_3 + 3 BaSO_4\downarrow.$$
5. Дією кислоти на сіль

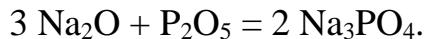
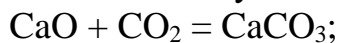
$$H_2SO_4 + K_2SiO_3 = K_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow;$$



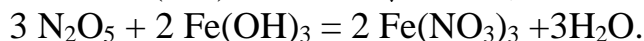
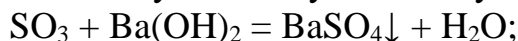
6. Безпосередньою сполукою металу з неметалом



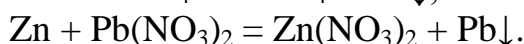
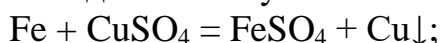
7. Взаємодія оксиду металу з оксидом неметалу



8. Дією оксиду неметалу на основу



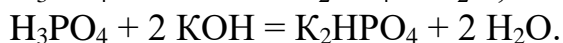
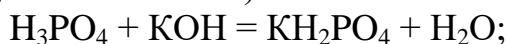
9. Взаємодією металу із сіллю іншого металу



У деяких випадках утворюються кислі або основні солі.

Кислі солі утворюються:

1. При неповному заміщенні іона гідрогену в багатоосновній кислоті (надлишок кислоти)

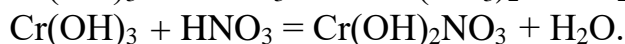
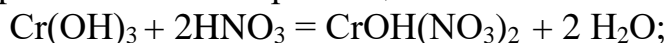


2. Дією багатоосновною кислотою на середню сіль

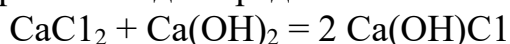


Основні солі виходять:

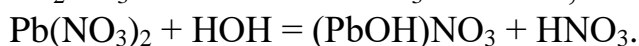
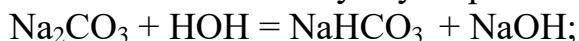
1. При неповній нейтралізації основи кислотою (недолік кислоти)



2. При взаємодії середньої солі з основою



Кислі й основні солі можуть утворитися також при гідролізі середніх солей.



Визначення ступеню окиснення елементів

Для зазначення ступеню окислювання елемента у хімічній сполуці доцільно користуватися наступними правилами:

1. Сума ступенів окислювання усіх елементів сполуки приймається рівною нулю.
2. Ступінь окислювання усіх елементів у простих речовинах дорівнює нулю.
3. Ступінь окислювання деяких елементів у багатьох сполуках є постійною.
 - 3.1. Ступінь окислювання Гідрогену приймається рівною +1, за винятком гідридів (сполук Гідрогену з активними металами), у яких ступінь окислювання Гідрогену дорівнює -1.

- 3.2. Ступінь окислювання Оксигену приймається рівною -2, за винятком пероксидів, у яких ступінь окислювання Оксигену дорівнює -1.
- 3.3. Ступінь окислювання Флуору завжди дорівнює -1.
4. Елементи головних підгруп мають ступені окислювання, які залежать від номеру групи.
- 4.1. Елементи головних підгруп I – III групи таблиці Д.І. Менделєєва мають єдині характерні ступені окислювання – позитивні та чисельно рівні номеру групи.
- 4.2. Елементи головних підгруп IV – VI групи (окрім Оксигену) мають такі ступені окислювання:
- позитивні, які чисельно дорівнюють номеру групи;
 - проміжні, які на дві одиниці менш, ніж номер групи;
 - негативні, які чисельно дорівнюють номеру групи мінус вісім.
- 4.3. Елементи головної підгрупи VII групи (окрім Флуору) мають характерні непарні ступені окислювання від +7 до -1 (+7, +5, +3, +1, -1).
5. Елементи побічних підгруп мають вищі ступені окислювання, які співпадають з номером групи та ніколи не проявляють негативних ступенів окислювання. Для деяких елементів слід запам'ятати найбільш розповсюджені ступені окислювання:
- | | |
|-------------------------|--------------------|
| Хром (+6 і +3) | Аурум (+3 і +1) |
| Манган (+7, +6, +4, +2) | Меркурій (+2 і +1) |
| Ферум (+3 і +2) | Купрум (+2 і +1) |

2.2. Приклади розв'язання типових задач

Для розв'язання завдань окрім наведених теоретичних відомостей доцільно користуватись таблицями 2 та 4.

Приклад 1.

Назвіть за систематичною номенклатурою такі сполуки: SO_2 , H_2SO_3 , K_2SO_3 , KHSO_3 .

Рішення:

SO_2 – сульфур(IV) оксид;

H_2SO_3 – сульфїтна кислота;

K_2SO_3 – калій сульфїт;

KHSO_3 – калій гїдроген сульфїт.

Приклад 2. Які ступені окислювання мають елементи в таких сполуках: CO_2 , P_2O_5 , HCl , H_2S ?

Рішення:

В молекулі CO_2 сума ступенів окислювання двох атомів окисену дорівнює $(-2) \cdot 2 = -4$. Сума ступенів окислювання всієї сполуки дорівнює нулю. Отже, ступінь окислювання карбону дорівнює +4.

В молекулі P_2O_5 п'ять атомів кисню характеризуються сумою ступенів окислювання, яка дорівнює -10. Таким чином, два атоми фосфору мають суму ступенів окислювання +10, а ступінь окислювання фосфору в молекулі P_2O_5 дорівнює +5.

В молекулі HCl ступінь окислювання гїдрогену дорівнює +1; отже, ступінь окислювання хлору дорівнює -1.

В молекулі H_2S ступені окислювання гїдрогену та сульфору відповідно дорівнюють +1 та -2.

Приклад 3. Які ступені окислювання мають елементи в сполуках FeCl_2 , FeCl_3 , Sb_2S_3 ?

Рішення.

Перераховані сполуки є солями хлороводневої та сірководневої кислот. Ступінь окислювання хлору у хлороводневій кислоті дорівнює -1 (див. приклад 1); отже, ступінь окислювання Феруму дорівнює +2 у FeCl_2 та +3 у FeCl_3 .

Ступінь окислювання Сульфору в H_2S дорівнює -2 (див. приклад 1). Отже, ступінь окислювання Сибїю у Sb_2S_3 дорівнює +3.

2.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1. Зазначте ступінь окислення кожного з елементів, дайте назви речовин за систематичною номенклатурою.

Варіант 1	Li ₂ O	BeCO ₃	Mg(OH) ₂
	HNO ₂	K ₂ CrO ₄	Cl ₂ O ₇
Варіант 2	NO ₂	KNO ₂	CaCO ₃
	O ₂	CrO ₃	HClO ₄
Варіант 3	NaBO ₂	HNO ₃	HClO
	(MgOH) ₂ CO ₃	K ₂ SO ₄	LiOH
Варіант 4	H ₂	H ₂ O	H ₂ SO ₄
	HCl	KHSO ₄	H ₂ O ₂
Варіант 5	K ₂ Cr ₂ O ₇	N ₂	CO ₂
	N ₂ O	Al(OH) ₃	HF
Варіант 6	BaHPO ₄	H ₃ PO ₄	SO ₂
	SiO ₂	H ₂ S	Ag
Варіант 7	KSbO ₂	O ₂	CoSO ₄
	HClO	Mg(OH) ₂	H ₃ BO ₃
Варіант 8	H ₂ CO ₃	NaOH	HClO ₃
	He	PbO ₂	CO
Варіант 9	Ar	SO ₂	Al ₂ O ₃
	H ₃ PO ₄	HMnO ₄	H ₂ MnO ₄
Варіант 10	CdO	Ba(OH) ₂	Cr(OH) ₃
	I ₂	Na ₂ SO ₃	Na ₂ ZnO ₂
Варіант 11	MgCl ₂	AlF ₃	Zn(OH) ₂
	Ni(OH) ₂	F ₂	H ₂ SO ₃
Варіант 12	As	As ₂ O ₃	HIO ₃
	NaI	Ca(OH) ₂	Cu(OH) ₂
Варіант 13	CuO	Ag ₂ O	HIO
	HBr	KClO ₃	CaHPO ₄
Варіант 14	KMnO ₄	K ₂ CrO ₄	Fe(OH) ₂
	Br ₂	HClO ₄	H ₂ Cr ₂ O ₇
Варіант 15	ZnO	Cu ₂ O	Ca ₃ (PO ₄) ₂
	P	H ₂ SO ₃	AgOH
Варіант 16	P ₂ O ₅	Fe(NO ₃) ₃	HBr
	Fe(OH) ₃	Cr ₂ (SO ₄) ₃	S
Варіант 17	TiO ₂	H ₃ AsO ₄	NaH ₂ PO ₄
	Sb	SiO ₂	LiOH
Варіант 18	NH ₄ NO ₃	CaHPO ₄	H ₂ O
	NiO	Al(NO ₃) ₃	Na ₂ O ₂
Варіант 19	NH ₄ OH	Bi ₂ S ₃	H ₂ CrO ₄
	Rb ₂ O	SnO	CuCl ₂
Варіант 20	KOH	KHCO ₃	HF
	HBO ₃	FeAsO ₄	NaClO

2. Напишіть емпіричні формули неорганічних сполук:

Варіант 1	кальцій гідроксид	нітратна кислота
	калій дигідрогенфосфат	алюміній(III) оксид
Варіант 2	алюміній(III) гідроксид	нітритна кислота
	кальцій гідрогенфосфат	нітроген диоксид
Варіант 3	купрум(II) гідроксид хлорид	сульфітна кислота
	калій дихромат	сульфур(VI) оксид
Варіант 4	натрій сульфід	карбонатна кислота
	калій перманганат	диарсен триоксид
Варіант 5	цинк гідроксид	натрій алюмінат
	кальцій гідроксидхлорид	нітроген(II) оксид
Варіант 6	кальцій гідроксид	нітратна кислота
	калій дигідрогенфосфат	ферум(III) оксид
Варіант 7	кальцій оксид	натрій гідрогенкарбонат
	цинк гідроксид	хроматна кислота
Варіант 8	калій гідрогенсульфат	дихроматна кислота
	купрум(I) оксид	ферум тригідроксид
Варіант 9	дигідроген оксид	магній гідроксид
	калій гідрогенсульфід	хлоридна кислота
Варіант 10	кальцій селенат	силікатна кислота
	калій нітрат	хром(III) оксид
Варіант 11	аргентум гідроксид	сульфідна кислота
	калій гідрогенсульфід	ферум(III) оксид
Варіант 12	калій дигідрогенстибат	натрій оксид
	аурум гідроксид	іодоводнева кислота
Варіант 13	купрум гідрогенфосфат	хлор(V) оксид
	барій гідроксид	нітритна кислота
Варіант 14	алюміній тригідроксид	манганатна(VII) кислота
	калій нітрат	стибій(V) оксид
Варіант 15	кальцій силікат	флуоридна кислота
	калій манганат	станум(IV) оксид
Варіант 16	калій гідрогенкарбонат	натрій алюмінат
	фосфітна кислота	сульфур триоксид
Варіант 17	арсенатна кислота	магній оксиду
	нікол гідрогенфосфат	калій нітрит
Варіант 18	нікол(II) гідроксид	сірководнева кислота
	силіцій диоксид	алюміній(III) хлорид
Варіант 19	кадмій гідроксид	боратна кислота
	аурум(III) хлорид	іодатна кислота
Варіант 20	меркурій(II) гідроксид	дихром триоксид
	калій борат	броматна кислота

3. ОСНОВИ ТЕРМОХІМІЇ

3.1. Теоретичні відомості

Хімічна термодинаміка – це наука, що вивчає перехід енергії з однієї форми в іншу; енергетичні ефекти – це ефекти, що супроводжують хімічні та фізичні процеси.

Системою в хімії називають речовину або сукупність речовин, які від оточуючого середовища обмежені видимою поверхнею розділу. Система, яка не обмінюється масою або енергією з навколишнім середовищем і має сталий об'єм, називають *ізолюваною системою*.

Для характеристики процесу користуються ентальпією (тепловмістом)

$$H = U + PV,$$

де: H – ентальпія, P – тиск у системі, V – об'єм системи.

За сталим тиском $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, тобто зміна ентальпії дорівнює сумі зміни внутрішньої енергії (ΔU) і удосконаленій системою роботи розширення ($P\cdot\Delta U$). Якщо при цьому ніякі види робіт не завершуються, то $\Delta H = Q_p$

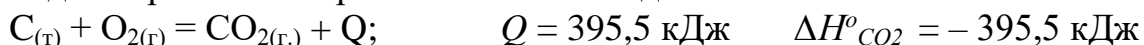
Для екзотермічної реакції $Q_p > 0$,

Для ендотермічної $Q_p < 0$

Таким чином, Q_p це кількість тепла, що виділилося або що поглинулося, а ΔH – тепловміст системи.

Якщо тепло при реакції виділяється ($+ Q_p$), то тепловміст системи зменшується ($-\Delta H$), реакція екзотермічна, якщо тепло реакції поглинається ($- Q_p$), то тепловміст системи збільшується ($+\Delta H$), реакція ендотермічна.

Рівняння реакцій, в яких біля формул хімічної сполуки, вказують її агрегатний стан або кристалічну модифікацію, а також числові значення теплових ефектів, називають термохімічними. Значення ΔH реакцій наводять у правій частині, відокремлюючи від рівняння реакцій комою або крапкою з комою. У термохімічних рівняннях між системами реагентів і кінцевих продуктів ставлять знак рівності, а не знак оберненості. Наприклад, відповідно термохімічне рівняння має вигляд:



Теплові ефекти, визначені при температурі 298 К (25°C) та тиску 101,325 кПа, називають стандартними (стандартними ентальпіями) і позначають ΔH°_{298} .

Верхній індекс – це стандартна величина теплового ефекту реакції, а нижній – стандартна температура. Оскільки стандартні теплові ефекти відносять до утворення одного моль речовини, то у термохімічних рівняннях можуть бути дробові коефіцієнти.

Лавуазьє і Лаплас встановили, що теплота розкладання даної сполуки чисельно дорівнює теплоті утворення, але має протилежний знак – це перший закон термохімії.

Тепловий ефект хімічних реакцій, які відбуваються при сталому об'ємі або при сталому тиску, не залежить від числа проміжних стадій і

визначається лише початковим та кінцевим станом системи – **другий закон термодинаміки (Закон Гесса)**.

Для термодинамічних розрахунків використовується наслідок закону Гесса: **стандартна зміна ентальпії хімічної реакції дорівнює різниці між сумами стандартних теплот (ентальпій) утворення продуктів реакції і стандартних теплот утворення вихідних речовин.**

$$\Delta H^{\circ}_{298 \text{ р}} = \sum \nu \Delta H^{\circ}_{\text{утв кінцевих продуктів}} - \sum \nu \Delta H^{\circ}_{\text{утв вихідних речовин}}$$

де ν – стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції, що враховують число моль кожного з вихідних речовин.

Для оцінки ступеня безладу в системі запропонована функція стану системи, яка має назву **ентропія**. Ентропію позначають літерою S , стандартну ентропію – S°_{298} [Дж/(моль·К)], її зміну – ΔS° ($\Delta S = S_2 - S_1$).

Ентропію реакції можна визначати як різницю між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій вихідних речовин:

$$\Delta S^{\circ}_{298} = \sum \nu \Delta S^{\circ}_{\text{утв кінцевих продуктів}} - \sum \nu \Delta S^{\circ}_{\text{утв вихідних речовин}}$$

Для визначення напряму перебігу хімічних процесів використовують **енергію Гіббса** (ізобарно-ізотермічний потенціал, вільна енергія Гіббса).

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

де ΔG – зміна енергії Гіббса, Дж/моль; T – абсолютна температура, К; ΔS – зміна ентропії, Дж/(моль·К).

Зміну вільної енергії хімічного процесу також можна визначати як різницю між сумою вільних енергій продуктів реакції та вихідних речовин

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \sum \nu \Delta G^{\circ}_{\text{обр кінцевих продуктів}} - \sum \nu \Delta G^{\circ}_{\text{обр вихідних речовин}}$$

Характер зміни вільної енергії дає змогу зробити висновки про **принципову можливість перебігу реакції**:

$\Delta G < 0$ – реакція відбувається у прямому напрямку;

$\Delta G > 0$ – реакція відбувається у зворотному напрямку;

$\Delta G = 0$ – стан хімічної рівноваги.

Енергію Гіббса утворення відносять до 1 моль речовини і відображають у кДж.

Значення ΔH , ΔS , ΔG залежать від природи реагуючих речовин від агрегатного стану і від концентрації.

3.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Користуючись даними про стандартні ентальпії утворення речовин у реакції $2\text{Mg}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{MgO}_{(к)} + \text{C}_{(графіт)}$ обчислити $\Delta H^{\circ}_{298(\text{р-ції})}$.

Рішення:

Виходячи з табличних значень ентальпій утворення CO_2 і MgO і з огляду на те, що стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю, знаходимо величину стандартної ентальпії реакції застосовуючи наслідок із закону Гесса:

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_{298(\text{р-ції})} &= 2 \Delta H^{\circ}_{298}(\text{MgO}) - \Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) = 2 \cdot (-601,8) - (-393,5) = \\ &= -810,1 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

Приклад 2. Виходячи з теплоти утворення газоподібного діоксиду вуглецю ($-393,5$ кДж/моль) і термохімічного рівняння $C_{\text{(графіт)}} + 2 N_2O_{(г)} = 2 N_{2(г)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H^\circ_{298} = -557,5$ кДж. Обчислити теплоту утворення $N_2O_{(г)}$.

Рішення:

Записуємо математичне вираження для хімічної реакції застосовуючи наслідок із закону Гесса

$$\Delta H^\circ_{298 (p-цїї)} = (\Delta H^\circ_{298} (CO_2) + 0) - (2 \cdot \Delta H^\circ_{298} (N_2O) + 0),$$

звідки

$$2 \cdot \Delta H^\circ_{298} (N_2O) = \Delta H^\circ_{298} (CO_2) - \Delta H^\circ_{298 (p-цїї)} = -393,5 - (-557,5) = 164 \text{ кДж.}$$

отже, $\Delta H^\circ_{298} (N_2O) = 164 / 2 = 82$ кДж/моль.

Приклад 3. Виходячи з теплот реакцій окиснення As_2O_3 киснем і озоном:

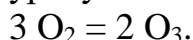
$$As_2O_3 + O_2 = As_2O_5; \Delta H^\circ_{298 (p-цїї)1} = -271 \text{ кДж;}$$

$$3 As_2O_3 + 2 O_3 = 3 As_2O_5; \Delta H^\circ_{298 (p-цїї)2} = -1096 \text{ кДж.}$$

Обчислити теплоту утворення озону з молекулярного кисню.

Рішення:

Теплоту утворення озону з молекулярного кисню обчислюють із урахуванням наступного рівняння хімічної реакції:



На підставі закону Гесса з термохімічними рівняннями можна оперувати так само, як і з алгебраїчними. Для одержання потрібного результату треба рівняння взаємодії кисню (1) помножити на 3 і відняти рівняння озонування (2).

$$3 As_2O_3 + 3 O_2 - 3 As_2O_3 - 2 O_3 = 3 As_2O_5 - 3 As_2O_5;$$

$$3 O_2 - 2 O_3 = 0; \text{ або } 3 O_2 = 2 O_3.$$

отже,

$$\Delta H^\circ_{298(p-цїї)} = 3 \cdot \Delta H^\circ_{298 (p-цїї)1} - \Delta H^\circ_{298 (p-цїї)2} = 3 \cdot (-271) - (-1096) = 283 \text{ кДж.}$$

При утворенні 1 моль озону з молекулярного кисню буде потрібно підвести

$$\Delta H^\circ_{298 (p-цїї)} = 283/3 = 94,3 \text{ кДж.}$$

Приклад 4. У якому стані ентропія 1 моль речовини більше: у кристалічному або в пароподібному при тій же температурі?

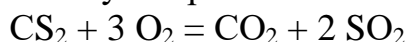
Рішення:

Ентропія є міра неупорядкованості стану речовини. У кристалі частки (атоми, іони) розташовані впорядковано й можуть перебувати лише в певних точках простору, а для газу таких обмежень немає. Об'єм 1 моль газу набагато більше, ніж об'єм 1 моль кристалічної речовини; можливість хаотичного руху молекул газу більше. А тому що ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то ентропія 1 моль пари речовини більше ентропії його кристалів при однаковій температурі.

Приклад 5. Скільки тепла виділиться при спалюванні 38 г сірковуглецю, якщо його теплота утворення $\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CS}_2) = 62,7$ кДж/моль. Визначити теплотворну здатність сірковуглецю у кДж/кг та кДж/м³.

Рішення:

Записуємо рівняння спалювання сірковуглецю:



Обчислюємо $\Delta H^{\circ}_{298}(\text{p-цїї})$, застосовуючи наслідок із закону Гесса:

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{p-цїї}) = (\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) + 2 \cdot \Delta H^{\circ}_{298}(\text{SO}_2)) - (\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CS}_2) + 0) = -393,5 + 2 \cdot (-296,9) - 62,7 = -1050 \text{ кДж/моль},$$

Оскільки стандартні теплові ефекти відносять до утворення одного моль речовини, визначимо кількість CS_2 , що спалюється

$$M(\text{CS}_2) = 12 + 2 \cdot 32 = 76 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{CS}_2) = \frac{m(\text{CS}_2)}{M(\text{CS}_2)} = \frac{38}{76} = 0,5 \text{ моль};$$

Кількість тепла, що виділиться при спалюванні сірковуглецю, складе:

$$Q = -v(\text{CS}_2) \cdot \Delta H^{\circ}_{298}(\text{p-цїї}) = -0,5 \cdot (-1050) = 525 \text{ кДж}.$$

Теплотворна здатність сірковуглецю:

$$Q' = -\Delta H^{\circ}_{298}(\text{p-цїї}) / (M(\text{CS}_2) \cdot 10^{-3}) = -1050 / (76 \cdot 10^{-3}) = -13,82 \cdot 10^3 \text{ кДж/кг};$$

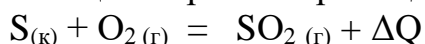
$$Q'' = -\Delta H^{\circ}_{298}(\text{p-цїї}) / (V_m \cdot 10^{-3}) = -1050 / (22,4 \cdot 10^{-3}) = -46,88 \cdot 10^3 \text{ кДж/м}^3$$

Приклад 6. Скільки тепла (у кДж) виділиться при отриманні 40 г сульфур (IV) оксиду з простих речовин, якщо при згорянні 6,4 г сірки виділяється 59,3 кДж тепла.

Рішення:

Під час розв'язування всіх типів задач з використанням термодинамічних величин слід звертати увагу, в яких одиницях наведено табличні значення – кДж/моль; Дж/моль; ккал/моль; кал/моль і т.д. За необхідності переведення цих величин з одних одиниць виміру в інші можна скористатись відношенням: 1 кал = 4,18 Дж.

Реакція згоряння сірки відбувається за рівнянням:



За допомогою цього рівняння знаходимо масу сірки, необхідну для отримання 40 г SO_2 .

При згорянні 32 г сірки утворюється - 64 г SO_2 ;

$$x(\text{г}) \text{ сірки} \quad - \quad 40 \text{ г } \text{SO}_2, \quad x(\text{S}) = 32 \cdot 4 / 64 = 20 \text{ г}.$$

За масою сірки визначаємо кількість тепла, що виділиться при її згоранні.

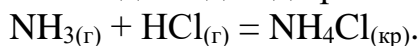
При згорянні 6,4 г сірки виділяється - 59,3 кДж тепла;

20 г “ “ “ “ “ “ - ΔQ ; звідки

$$\Delta Q = 59,3 \cdot 20 / 6,4 = 185,3 \text{ кДж}.$$

$$\Delta H = -185,3 \text{ кДж/моль}.$$

Приклад 7. Виходячи зі значень стандартних теплот утворення й абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин визначити ΔG°_{298} реакції, що перебігає відповідно до рівняння:



Чи можлива ця реакція при стандартних умовах?

Рішення:

Енергія Гіббса (ΔG°_{298}) є функцією стану й обчислюється зі співвідношення величини ΔH°_{298} і ΔS°_{298} :

$$\Delta H^\circ_{298 (\text{р-ції})} = \Delta H^\circ_{298}(\text{NH}_4\text{Cl}) - (\Delta H^\circ_{298}(\text{HCl}) + \Delta H^\circ_{298}(\text{NH}_3)) = -314,22 - (-92,31 - 45,94) = -175,97 \text{ кДж}$$

$$\Delta S^\circ_{298 (\text{р-ції})} = S^\circ_{298}(\text{NH}_4\text{Cl}) - (S^\circ_{298}(\text{HCl}) + S^\circ_{298}(\text{NH}_3)) = 95,81 - (186,79 + 192,66) = -283,64 \text{ кДж/К}$$

$$\Delta G^\circ_{298 (\text{р-ції})} = \Delta H^\circ_{298 (\text{р-ції})} - T \cdot \Delta S^\circ_{298} = -175,97 \cdot 10^3 - 298 \cdot (-283,64) = -91450 \text{ Дж}$$

Тому що $\Delta G^\circ_{298 (\text{р-ції})} < 0$, то реакція довільно перебігає при стандартних умовах.

3.4. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

3.5.

На основі стандартних ентальпій ΔH°_{298} і абсолютних ентропій S°_{298} речовин (додаток 5) визначити:

➤ ΔH°_{298} , ΔS°_{298} та ΔG°_{298} реакції. Зробити висновок щодо термодинамічної ймовірності перебігу реакції за стандартних умов, температуру при якій константа рівноваги дорівнюватиме 1 ($\Delta G^\circ_{298} = 0$). Впливом температури на ΔH°_{298} і S°_{298} реакції знехтувати;

➤ область температур, в якій перебіг даній реакції термодинамічно імовірно. Розрахунки провести за рівняннями реакцій, наведених у таблиці.

➤

Варі-ант	Рівняння реакції	Варі-ант	Рівняння реакції
1	$\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} = \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$	11	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
2	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2$	12	$\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$
3	$2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	13	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
4	$\text{H}_2 + \text{CO}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	14	$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
5	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	15	$2\text{CH}_3\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
6	$\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	16	$\text{PbS} + \text{PbSO}_4 = 2\text{Pb} + 2\text{SO}_2$
7	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	17	$2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
8	$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$	18	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
9	$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	19	$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$
10	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$	20	$2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

4.1. Теоретичні відомості

Розділ хімії, що вивчає швидкість реакцій і залежність її від різних факторів (хімічної природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, тиску, впливу каталізаторів) має назву *хімічна кінетика*. Вплив перелічених факторів на швидкість значною мірою залежить також від типу системи, в якій відбувається реакція.

Швидкість гомогенної реакції вимірюється кількістю речовини, що вступає в реакцію або утворюється внаслідок реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи. *Швидкість гетерогенної реакції* вимірюється кількістю речовини, що вступає в реакцію або утворюється внаслідок реакції за одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз.

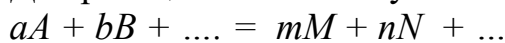
Швидкість реакції (v) у інтервалі часу від t_1 до t_2 визначається співвідношенням:

$$v = \left| \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} \right| = \left| \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \right|$$

Про вплив *концентрації* на швидкість реакції в гомогенних системах можна судити виходячи з закону *діючих мас* :

за сталої температури *швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин які входять до рівняння хімічної реакції, у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.*

Для реакції в загальному вигляді:



швидкість можна виразити рівнянням:

$$v = k C_A^a \cdot C_B^b = k [A]^a \cdot [B]^b \dots ,$$

де:

v – істинна швидкість гомогенної хімічної реакції в моль/(л·с);

k – константа швидкості хімічної реакції (коефіцієнт пропорційності).

C – символ молярної концентрації (моль/л) в даний момент часу τ ;

$[]$ – символ молярної концентрації (моль/л) для оборотних процесів у стані рівноваги (*рівноважні концентрації*);

A, B, M, N – формульне позначення речовин;

a, b, m, n – стехіометричні коефіцієнти.

Константа швидкості хімічної реакції (k) відповідає швидкості такої реакції де концентрації реагуючих речовин дорівнюють 1 моль/л, або коли коефіцієнт пропорційності в кінетичному рівнянні дорівнює 1. (фізичний зміст константи). Виходить, що k не залежить від концентрації реагуючих речовин. Впливають на k природа реагуючих речовин (для кожної реакції своя константа швидкості) та температура.

Для гетерогенної системи в рівняння швидкості хімічної реакції концентрації твердих речовин не входять, оскільки вони практично не змінюються і як стала величина входять до складу константи скорості. На

швидкість гетерогенної реакції буде впливати швидкість підведення реагуючих речовин і відведення продуктів реакції від поверхні розділу фаз.

Швидкість хімічної реакції зі зростанням температури на кожні десять градусів збільшується у 2-4 рази (*емпіричне правило Вант-Гоффа*). Математично це правило можна виразити співвідношенням :

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = \gamma;$$

де:

v_t, k_t – швидкість і константа швидкості реакції при температурі t ;

v_{t+10}, k_{t+10} – швидкість і константа швидкості при збільшенні температури на 10° ;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції. Температурний коефіцієнт швидкості реакції – це число, що показує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції підвищенні температури на 10° .

У загальному вигляді:

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Температура впливає на швидкість реакції, збільшуючи константу швидкості реакцій.

Швидка зміна швидкості реакції зі зміною температури пояснює теорія активації (за цією теорією до хімічної взаємодії вступають тільки активні молекули, що володіють достатньою енергією для здійснення даної реакції). Неактивні частинки можна зробити активними, якщо надати їм додаткову енергію, - цей процес називається енергією активації. При підвищенні температури число активних частинок зростає, тому і збільшується швидкість хімічної реакції.

Енергія, яку треба надати молекулам (частинкам) реагуючих речовин, щоб перетворити їх в активні, називається *енергією активації*.

Константа швидкості реакції залежить від температури і енергії активації. Ця залежність представлена рівнянням Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

де:

A – множник, що враховує зіткнення активних молекул при визначеній орієнтації;

e – основа натурального логарифму, дорівнює 2,718;

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

E_a – енергія активації Дж/моль

Якщо енергія активації невелика, то буде високою константа швидкості (k) і швидкість хімічної реакції.

4.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Для реакції $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$, що перебігає в газовій фазі, константа швидкості дорівнює 0,8. Розрахуйте:

а) початкову швидкість реакції, якщо вихідні концентрації речовин дорівнюють: $c(\text{NO}) = 0,4$ моль/л, $c(\text{O}_2) = 0,3$ моль/л;

б) швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO.

Рішення:

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням:

$$v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

Отже, швидкість реакції в початковий момент часу:

$$v = 0,8 \cdot 0,4^2 \cdot 0,3 = 0,0384 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с}).$$

б) Швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO описується рівнянням:

$$v_1 = k \cdot c_1^2(\text{NO}) \cdot c_1(\text{O}_2),$$

де $c_1(\text{NO})$ і $c_1(\text{O}_2)$ – нові концентрації NO та O₂ (після того, як прореагувало 25 % NO).

Виходячи з рівняння реакції, розрахуємо величини $c_1(\text{NO})$ і $c_1(\text{O}_2)$. 25 % NO становить

$$\Delta c(\text{NO}) = 0,4 \cdot 0,25 = 0,1 \text{ моль}/\text{л}, \text{ тоді}$$

$$c_1(\text{NO}) = c_0(\text{NO}) - \Delta c(\text{NO}) = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль}/\text{л}.$$

У відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами рівняння реакції, зменшення концентрації O₂ дорівнює

$$\Delta c(\text{O}_2) = \Delta c(\text{NO}) : 2 = 0,1 : 2 = 0,05 \text{ моль}/\text{л}.$$

Таким чином, $c_1(\text{O}_2) = c_0(\text{O}_2) - \Delta c(\text{O}_2) = 0,3 - 0,05 = 0,25$ моль/л.

$$\text{Отже, } v_1 = 0,8 \cdot 0,3^2 \cdot 0,25 = 0,018 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с}).$$

Приклад 2. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_{(г)}$, якщо:

а) збільшити тиск у реакційній посудині у два рази; б) зменшити об'єм посудини в 4 рази?

Рішення:

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням:

$$v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{Cl}_2).$$

Оскільки збільшення тиску приводить до пропорційного збільшення концентрацій газоподібних речовин ($p=cRT$), концентрації реагентів у нових умовах будуть рівні:

$$c_1(\text{NO}) = 2c_0(\text{NO}), \quad c_1(\text{Cl}_2) = 2c_0(\text{Cl}_2).$$

Константа швидкості реакції при збільшенні тиску не змінюється, і швидкість реакції в нових умовах буде дорівнює:

$$\begin{aligned} v_1 &= k \cdot c_1^2(\text{NO}) \cdot c_1(\text{Cl}_2) = k \cdot (2 \cdot c_0(\text{NO}))^2 \cdot (2 \cdot c_0(\text{Cl}_2)) \\ &= 8 \cdot k \cdot c_0^2(\text{NO}) \cdot c_0(\text{Cl}_2). \end{aligned}$$

$$\frac{v_1}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot c_0^2(NO) \cdot c_0(Cl_2)}{k \cdot c_0^2(NO) \cdot c_0(Cl_2)} = 8.$$

Швидкість реакції збільшиться у 8 разів.

б) Зменшення об'єму посудини в 4 рази приводить до відповідного збільшення концентрацій реагентів. Таким чином, $c_2(NO) = 4c_0(NO)$, а $c_2(Cl_2) = 4c_0(Cl_2)$. Вирішуючи завдання за аналогією з попереднім пунктом, одержимо $v_2/v = 64$, тобто зменшення об'єму посудини в 4 рази приведе до збільшення швидкості у 64 рази.

Приклад 3. Температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції дорівнює 2,1. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури в реакційній посудині з 15 до 38°C?

Рішення:

Відповідно до правила Вант-Гоффа:

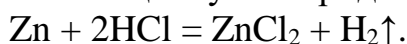
$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad \frac{v_{38^\circ}}{v_{15^\circ}} = 2,1^{\frac{38-15}{10}} = 2,1^{2,3} = 5,5.$$

Швидкість реакції при збільшенні температури в реакційному об'ємі з 15 до 38°C зросте у 5,5 разів.

Приклад 4. Розчинення зразка цинку в хлоридній кислоті при 20°C закінчується через 27 хвилин, а при 40°C такий же зразок металу розчиняється за 3 хвилини. За який час даний зразок цинку розчиниться при 55°C?

Рішення:

Розчинення цинку в хлоридній кислоті описується рівнянням:



Оскільки у всіх трьох випадках розчиняється однакова кількість зразка, то можна вважати що середня швидкість реакції оберненопропорційна часу реакції. Отже при нагріванні від 20°C до 40°C швидкість реакції збільшується в $27/3 = 9$ разів. Це означає, що коефіцієнт у рівнянні Вант-Гоффа

$$\frac{v_{40^\circ}}{v_{20^\circ}} = \frac{\tau_{20^\circ}}{\tau_{40^\circ}} = \gamma^{\frac{40-20}{10}}$$

$$\gamma = \sqrt{\frac{27}{3}} = 3$$

Значить при нагріванні до 55 °C швидкість реакції збільшується в

$$\frac{v_{55^\circ}}{v_{40^\circ}} = 3^{\frac{55-40}{10}} = 5,2,$$

а час реакції складе $\tau_{55^\circ} = \frac{3}{5,2} = 0,577$ хв, або 34,6 с.

Приклад 5. На скільки градусів треба підвищити температуру реакції, щоб її швидкість збільшилася в 729 разів ($\gamma = 3$)?

Рішення:

Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначається емпіричним правилом Вант-Гоффа з якого після логарифмування, виражаємо підвищення температури (Δt):

$$\ln \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\Delta t}{10} \cdot \ln \gamma,$$

звідки

$$\Delta t = 10 \cdot \ln \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} : (\ln \gamma) = 10 \cdot \frac{\ln 729}{\ln 3} = 60^\circ$$

Щоб швидкість хімічної реакції збільшилася в 729 разів необхідно підвищити температуру системи на 60° .

Приклад 6. Енергія активації деякої реакції під час відсутності каталізатора дорівнює $32,3 \cdot 10^3$ Дж/моль, а в присутності каталізатора вона дорівнює $20,9 \cdot 10^3$ Дж/моль. У скільки разів зросте швидкість цієї реакції в присутності каталізатора при 25°C .

Рішення:

Енергію активації реакції без каталізатора позначимо E_a , а в присутності каталізатора E_a' . Відповідно константи швидкості цієї реакції рівні k і k' ; відношення k'/k показує, у скільки разів швидкість реакції в присутності каталізатора більше швидкості цієї ж реакції без каталізатора. Використовуючи рівняння Арреніуса, запишемо

$$\frac{k'}{k} = \frac{e^{-\frac{E_a'}{RT}}}{e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{E_a - E_a'}{RT}}$$

звідки

$$\ln \frac{k'}{k} = 2,3 \lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E_a'}{RT}$$

Підставивши відповідні значення величин з умови завдання, одержимо

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{(32,3 - 20,9) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 2.$$

Таким чином, $k'/k = 10^2 = 100$, тобто при даній температурі реакція в 100 разів швидша в присутності каталізатора

4.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1. (варіанти 1-10). Обчислити, у скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури на Δt при значенні γ , наведеному у таблиці

Варіант	Δt	γ	Варіант	Δt	γ
1	20	4	6	100	2
2	30	4	7	30	3
3	40	3	8	60	3
4	50	3	9	5	2
5	60	2	10	200	3

1. (варіанти 11-20). При температурі 15 °С реакція перебігає за τ хв. Визначити час, за який реакція перебігає 25, 35, 45 °С. За умов наведених у таблиці:

Варіант	γ	τ	Варіант	γ	τ
11	2	20	16	2	40
12	2,5	12,5	17	4	160
13	3	27	18	2	60
14	2	16	19	3	10
15	2,5	25	20	3	1200

5. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

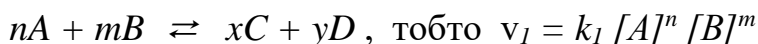
5.1. Теоретичні відомості

Деякі хімічні реакції бувають *необоротні*, тобто такими які завершуються цілковитим перетворенням вихідних реагуючих речовин в кінцеві продукти реакції. Відбуваються лише в одному напрямку.

Оборотні реакції не доходять до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги. Тобто, ті які можуть відбуватися в прямому і зворотному напрямках.

У рівняннях оборотних реакцій замість знака рівності ставлять знак оберненості (\rightleftharpoons). В рівняннях необоротних реакцій одну риску в знаку рівності замінюють стрілкою, яка вказує напрямок реакції.

Для кожної оборотної реакції існують умови, коли одночасно можуть відбуватися як пряма, так і зворотна реакції. Співвідношення швидкостей прямої і зворотної реакцій залежить від співвідношення концентрацій реагуючих речовин (закон діючих мас). У перший момент, коли змішали реагуючі речовини A і B , швидкість прямої реакції (v_1) велика і визначається початковими концентраціями вихідних речовин:



а швидкість зворотної дорівнює 0. В міру взаємодії A і B і утворення C і D швидкість зворотної реакції (v_2) зростатиме:

$$v_2 = k_2 [C]^x [D]^y$$

Через деякий час швидкості прямої і зворотної реакцій зрівняються:

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 [A]^n [B]^m = k_2 [C]^x [D]^y$$

Звідки $\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^x [D]^y}{[A]^n [B]^m}$. При певній температурі константи швидкості прямої (k_1) та зворотної (k_2) реакцій є величини сталі, тому їх відношення $k_1/k_2 = K$ – є величина стала і називається *константою хімічної рівноваги*.

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^x [D]^y}{[A]^n [B]^m}$$

У виразі для константи хімічної рівноваги у чисельнику записують концентрації продуктів реакції, а у знаменнику – концентрації реагуючих речовин, причому беруть рівноважні концентрації. При цьому концентрації входять у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам речовин у рівнянні реакції.

Таким чином, в оборотних реакціях рівновага настає тоді, коли добуток концентрацій утворених речовин поділений на добуток концентрацій вихідних речовин, дорівнює сталій величині при даній температурі.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину протікання реакції на момент стану рівноваги. Чим більша величина K , тим повніше взаємодіють речовини.

Стан хімічної рівноваги при постійних умовах може зберігатися як завгодно довго. Однак при зміні умов рівноваги – температури, концентрації, тиску (для газоподібних речовин) – стан рівноваги порушується.

Загальний характер зміни рівноваги залежно від зовнішніх факторів може бути визначеним за **принципом Ле Шательє**:

"Якщо на систему, що перебуває у рівновазі, подіяти зовнішнім фактором (температура, тиск, концентрація), то рівновага зміниться у напрямі процесу, який послаблює цю дію"

Якщо в системі, що знаходиться в стані хімічної рівноваги, змінити концентрацію хоча б однієї речовини, рівновага порушується, і концентрації всіх інших речовин також зміняться.

Із виразу константи хімічної рівноваги можна зробити наступні висновки.

1. Для того щоб найбільш повно використати у рівноважній реакції одну з речовин, потрібно діяти на неї надлишком іншої речовини.

2. Якщо один із продуктів буде виводитися із сфери реакції, рівновага буде зміщуватися в бік його утворення.

Для *газоподібних систем* на стан хімічної рівноваги впливає *тиск*, оскільки із збільшенням тиску зростає концентрація газоподібних компонентів.

Всі хімічні перетворення (реакції) супроводжуються енергетичними ефектами. Іноді останні мають важливіше значення, ніж продукти, що утворюються в процесі реакції.

Температура змінює швидкості прямої і зворотної реакцій, але не в однаковій мірі. Отже, зміна температури обумовлює зміну хімічної рівноваги. Напрямок, в якому відбувається зміна рівноваги під впливом температури, визначається **законом Вант-Гоффа**:

"Якщо температура системи, що знаходиться в рівновазі, змінюється, то при підвищенні температури рівновага зміщується у бік процесу, що відбувається з поглинанням тепла (ендотермічного), а при зниженні - у зворотний бік (екзотермічного)".

5.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Знайдіть константу рівноваги реакції $2A + B \rightleftharpoons 2D$, яка знаходиться у газовій фазі в закритій посудині, якщо вихідні концентрації A і B рівні відповідно $0,6$ моль/л і $0,4$ моль/л, а до моменту настання рівноваги прореагувало 25% речовини B . Розрахуйте зміну тиску в системі в порівнянні з первісним.

Рішення:

Запишемо вираження константи рівноваги для цієї реакції:

$$K = \frac{c^2(D)}{c^2(A) \cdot c(B)}$$

Визначимо рівноважні концентрації речовин.

До моменту настання рівноваги прореагувало 25% речовини B , отже,

$$\Delta c(B) = 0,25 \cdot c_0(B) = 0,25 \cdot 0,4 = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Рівноважна концентрація речовини B дорівнює:

$$c(B) = c_0(B) - \Delta c(B) = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль/л.}$$

Відповідно до рівняння реакції,

$$\Delta c(A) = 2 \Delta c(B) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л.}$$

Отже, рівноважна концентрація речовини A дорівнює:

$$c(A) = c_0(A) - \Delta c(A) = 0,6 - 0,2 = 0,4 \text{ моль/л.}$$

Відповідно до рівняння реакції, кількість речовини D , що утворилася, чисельно дорівнює кількості речовини A , що прореагувала, тому $\Delta c(D) = 0,2$ моль/л. Оскільки в первісний момент речовина D була відсутня, то рівноважна концентрація D дорівнює

$$c(D) = 0 + \Delta c(D) = 0 + 0,2 = 0,2 \text{ (моль/л).}$$

Підставивши знайдені рівноважні концентрації речовин A , B та D у вираження для константи рівноваги, одержимо

$$K = \frac{0,2^2}{0,4^2 \cdot 0,3} = 0,83.$$

Зміна тиску в системі пропорційно зміні сумарної концентрації газоподібних речовин. Таким чином,

$$\frac{p}{p_0} = \frac{c(A) + c(B) + c(D)}{c_0(A) + c_0(B)} = \frac{0,4 + 0,3 + 0,2}{0,6 + 0,4} = 0,9.$$

Тиск у системі в момент рівноваги буде становити 90% від вихідного.

Приклад 2. У системі $A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons 2D_{(r)}$ рівноважні концентрації дорівнюють: $c(A) = 0,4$ моль/л; $c(B) = 0,9$ моль/л; $c(D) = 0,6$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції, вихідних концентрацій A і B (речовина D у вихідній суміші відсутня).

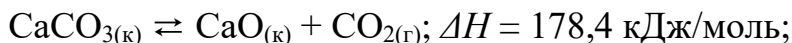
Рішення:

Константа рівноваги для даної реакції дорівнює:

$$K = \frac{c^2(D)}{c(A) \cdot c(B)} = \frac{0,6^2}{0,4 \cdot 0,9} = 1.$$

Відповідно до рівняння реакції, на утворення 2 моль D необхідно по 1 моль речовин A і B . Таким чином у результаті реакції утворилося 0,6 моль/л речовини D , отже на його утворення витратилося по 0,3 моль/л речовини A і речовини B . У такий спосіб вихідна концентрація речовини A дорівнює: $c_{\text{вих.}}(A) = 0,4 + 0,3 = 0,7$ моль/л, а вихідна концентрація речовини B дорівнює: $c_{\text{вих.}}(B) = 0,9 + 0,3 = 1,2$ моль/л.

Приклад 3. Як зміниться хімічна рівновага в системі



а) при введенні в систему вуглекислого газу; б) при введенні в систему кальцій оксиду; в) при збільшенні тиску; г) при збільшенні температури?

Рішення:

Відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага в системі зрушується таким чином, щоб зменшити зовнішній вплив.

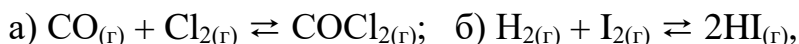
а) Введення вуглекислого газу приводить до підвищення концентрації CO_2 . Для ослаблення цього впливу рівновага в системі повинна зміститися ліворуч.

б) Введення твердого кальцій оксиду не змінює концентрацію CaO у фазі $\text{CaO}_{(\text{к})}$. Хімічна система знаходиться у рівновазі.

в) Збільшення тиску приводить до збільшення концентрації $\text{CO}_{2(\text{г})}$ і практично ніяк не впливає на концентрації твердих компонентів. Рівновага зміщується ліворуч.

г) Збільшення температури може бути компенсовано ендотермічним процесом. Оскільки саме пряма реакція перебігає з поглинанням тепла, рівновага в системі зміщується праворуч.

Приклад 4. У якому напрямку зміститься рівновага в системах:



якщо при незмінній температурі збільшити тиск шляхом зменшення об'єму газової суміші?

Рішення:

а) перебіг реакції в прямому напрямку приводить до зменшення загального числа молей газів, тобто до зменшення тиску в системі. Тому, відповідно до принципу Ле-Шательє, підвищення тиску викликає зсув рівноваги у бік прямої реакції.

б) перебіг реакції не супроводжується зміною числа молей газів і не проводить, отже, до зміни тиску. У цьому випадку зміна тиску не викликає зсуву рівноваги.

5.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1. Написати вираз константи рівноваги оборотної реакції, що наведена у таблиці. Визначити, у який бік зміститься рівновага оборотної реакції при:
 а) підвищенні температури ($p = \text{const}$); б) підвищенні тиску ($T = \text{const}$).

Варіант	Рівняння реакції	ΔH^0_{298} , кДж
1	$\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$	112,5
2	$\text{CO}_2 + 2\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$	193,3
3	$2\text{N}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$	-163,1
4	$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$	-73,6
5	$3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$	184,6
6	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	-41,2
7	$\text{H}_2 + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}$	51,9
8	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$	180,7
9	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	483,7
10	$2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$	-566
11	$\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$	58
12	$2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$	-113
13	$2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$	196,6
14	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$	-92,5
15	$2\text{HBr} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2(\text{г})$	72,5
16	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$	-114,5
17	$\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$	67,5
18	$\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$	131
19	$2\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$	92,5
20	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$	-196,6

2. (варіанти 1-10). Як зміниться швидкість прямої та оборотної реакції, якщо об'єм газової суміші збільшити (зменшити) в n разів?

Варіант	Рівняння реакції	n
1	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$	збільшити в 3 рази
2	$2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$	збільшити в 3 рази
3	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$	зменшити в 3 рази
4	$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$	збільшити в 4 рази
5	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	зменшити в 3 рази
6	$2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}$	збільшити в 3 рази
7	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \leftrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	зменшити в 2 рази
8	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	зменшити в 2 рази
9	$\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$	збільшити в 4 рази

10	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}_2$	збільшити в 2 рази
----	---	--------------------

2. (варіанти 11-20). Як зміниться швидкість прямої та оборотної реакції, якщо тиск збільшити (зменшити) в n разів?

Варіант	Рівняння реакції	n
11	$2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$	зменшити в 3 рази
12	$2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$	зменшити в 2 рази
13	$2\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$	збільшити в 3 рази
14	$2\text{NOCl} \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{Cl}_2$	зменшити в 4 рази
15	$2\text{N}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$	збільшити в 3 рази
16	$4\text{NH}_3 + 4\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$	зменшити в 2 рази
17	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	зменшити в 2 рази
18	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$	зменшити в 2 рази
19	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}_2$	збільшити в 2 рази
20	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$	зменшити в 4 рази

3. Обчислити константу рівноваги оборотної реакції, вихідні та рівноважні концентрації компонентів у системах (величини, які треба обчислити, позначені у таблиці x).

Варіант	Рівняння реакції	K_p	Рівноважні концентрації, моль/л	Вихідні концентрації, моль/л
1	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$	x	$[\text{SO}_2] = 0,04, [\text{O}_2] = 0,06,$ $[\text{SO}_3] = 0,02$	$[\text{SO}_2] = x_1$ $[\text{O}_2] = x_2$
2	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$	x	$[\text{N}_2] = 0,03, [\text{H}_2] = 0,1,$ $[\text{NH}_3] = 0,4$	$[\text{N}_2] = x_1$ $[\text{H}_2] = x_2$
3	$2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$	x	$[\text{CO}] = 4, [\text{O}_2] = 1,$ $[\text{CO}_2] = 2$	$[\text{CO}] = x_1$ $[\text{O}_2] = x_2$
4	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$	x	$[\text{H}_2] = x_1, [\text{I}_2] = x_2,$ $[\text{HI}] = 0,04$	$[\text{H}_2] = 0,03$ $[\text{I}_2] = 0,03$
5	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	x	$[\text{CO}] = x_1, [\text{H}_2\text{O}] = x_2,$ $[\text{CO}_2] = 0,01, [\text{H}_2] = x_3$	$[\text{CO}] = 0,03$ $[\text{H}_2\text{O}] = 0,03$
6	$2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}$	x	$[\text{N}_2] = 0,72, [\text{O}_2] = 1,12,$ $[\text{N}_2\text{O}] = 0,84$	$[\text{N}_2] = x_1$ $[\text{O}_2] = x_2$
7	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$	x	$[\text{N}_2] = 3, [\text{H}_2] = 9,$ $[\text{NH}_3] = 4$	$[\text{N}_2] = x_1$ $[\text{H}_2] = x_2$
8	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$	39,4	$[\text{CO}] = 0,2,$ $[\text{COCl}_2] = 0,8$	$[\text{Cl}_2] = x$
9	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$	x	$[\text{HI}] = 0,08,$	$[\text{H}_2] = x_1$

			$[I_2] = 0,025, [H_2] = 0,04$	$[I_2] = x_2$
10	$2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$	x	$[NO] = 0,02, [O_2] = 0,3,$ $[NO_2] = 0,06$	$[NO] = x_1$ $[O_2] = x_2$
11	$CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$	1	$[CO] = x_1, [CO_2] = x_2,$ $[H_2O] = x_3, [H_2] = x_4$	$[CO] = [H_2O] =$ $0,02$
12	$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$	x	$[H_2O] = [Cl_2] = 0,14,$ $[HCl] = 0,2, [O_2] = 0,32$	$[HCl] = x_1$ $[O_2] = x_2$
13	$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$	50	$[HI] = x$	$[H_2] = 2,$ $[I_2] = 1$
14	$CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$	1	$[CO] = x_1, [CO_2] = x_2,$ $[H_2O] = x_3, [H_2] = x_4$	$[CO] = 0,01$ $[H_2O] = 0,03$
15	$CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$	x	$[COCl_2] = 0,45$	$[CO] = 2$ $[Cl_2] = 2$
16	$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$	50	$[HI] = 0,0315,$ $[H_2] = x, [I_2] = 0,0114$	$[H_2] = x,$ $[I_2] = x$
17	$PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$	0,041	$[Cl_2] = 0,1$	$[PCl_5] = x$
18	$2HI \leftrightarrow H_2 + I_2$	0,02	$[H_2] = x$	$[HI] = 0,05$
19	$CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$	1	$[CO] = x_1, [CO_2] = 2,$ $[H_2O] = x_3, [H_2] = x_4$	$[CO] = 1$ $[H_2O] = 3$
20	$2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$	7,15	$[NO_2] = x$	$[N_2O_4] = 3$

6. РОЗЧИНИ

6.1. Теоретичні відомості

Розчином називається гомогенна термодинамічно стійка система, що складається з двох або більшої кількості незалежних компонентів, співвідношення між якими можуть змінюватися у широких межах. Розчини бувають газоподібні, рідкі і тверді. Прикладом газоподібного розчину може бути повітря, рідкого – розчин глюкози у воді і твердого – різноманітні сплави металів.

Кожний розчин складається із розчинника і розчиненої речовини. *Розчинником* вважають той компонент, який у чистому вигляді існує в такому ж агрегатному стані, як і розчин. У випадку, коли розчинник і розчинена речовина не відрізняються за агрегатним станом від розчину, розчинником вважається той компонент, який знаходиться у більшій кількості. У розчинах електролітів незалежно від співвідношення компонентів і їхнього агрегатного стану електроліти завжди розглядаються як *розчинені речовини*.

Розчинність – це властивість одних речовин взаємодіяти з іншими і рівномірно розподілятися в них під дією теплового руху частинок та дифузії. Для визначення розчинності твердих тіл беруть 100 г розчинника і розчиняють речовину за даної температури та інтенсивному розмішуванні до насичення. Межа розчинності фіксується наявністю стабільної твердої фази. Розчинність газів визначається максимальним числом об'ємів газоподібної речовини в одному об'ємі розчинника за даних температури і тиску.

Властивості розчину визначаються якісним й кількісним складом системи. На практиці кількісний характер розчинів виражають за допомогою наступних величин: а) безрозмірних – масова, об'ємна й молярна частки; б) розмірних – масова концентрація речовини, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалента речовини й молярність та ін.

Концентрацією розчину називається кількість розчиненої речовини, що міститься у певній кількості розчину або розчинника.

Масова частка (процентна концентрація) – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, або кількість грамів розчиненої речовини, що міститься у 100 г розчину:

$$W\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \cdot 100\%$$

де:

m_1 – маса розчиненої речовини, г;

m_2 – маса розчинника, г.

Молярна концентрація (молярність – C_M) відображається числом моль розчиненої речовини в одному кубічному дециметрі (моль/дм³).

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V},$$

де:

C_M – молярна маса розчиненої речовини;

V – об'єм розчину в см^3 ;

m – маса розчиненої речовини, г.

Еквівалентна концентрація (нормальність) – визначається числом еквівалентів речовини, що міститься в 1 дм^3 розчину.

Нормальність позначається символом C_n , або "N". Розмірність показника моль/ дм^3 або "н".

В загальному вигляді можна записати:

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{E_m \cdot V}$$

де:

E_m – молярна маса еквівалента розчиненої речовини.

Знаючи нормальність і об'єм однієї речовини, а також об'єм другої речовини, що вступає в реакцію з першою, можна обчислити нормальність другої:

$$C_{n1} \cdot V_1 = C_{n2} V_2.$$

Моляльна концентрація (моляльність) визначається кількістю моль розчиненої речовини у 1000 г розчинника.

В загальному вигляді можна записати так:

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2}$$

де m_1 – маса розчиненої речовини; m_2 – маса розчинника.

Мольна частка – відношення числа молів даної речовини до суми молів усіх речовин, що містяться в розчині.

Для бінарного розчину:

$$x_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2}; \quad x_2 = \frac{v_2}{v_1 + v_2}$$

де:

x_1, v_1 і x_2, v_2 – відповідно мольні частки та число моль розчинника і розчиненої речовини.

Для двохкомпонентного розчину $x_1 + x_2 = 1$, а для багатоконпонентних розчинів $\sum x = 1$.

Титр розчину – це виражена в грамах маса розчиненої речовини, що міститься в 1 см^3 (1 мл) розчину. Титр $T(X)$ обчислюють як відношення маси розчиненої речовини $m(X)$ до об'єму розчину (розмірність $\text{г}/\text{см}^3$, або $\text{г}/\text{мл}$):

$$T(X) = \frac{m(X)}{V}$$

Титр за речовиною, що визначається, $T(Y/X)$ – це виражена в грамах маса речовини X , що еквівалентна 1 мл титранту Y (розмірність $\text{г}/\text{см}^3$, або $\text{г}/\text{мл}$):

$$T(Y/X) = \frac{m(X)}{V(Y)}$$

6.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. За 293 К в 2 кг води максимально розчиняється 1,51 кг кальція хлориду. Визначити розчинність.

Рішення:

Відповідно з формулою:

$$S_T(x) = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100.$$

Розчинність розраховуємо $S_{293}(\text{CaCl}_2) = \frac{1510}{2000} \cdot 100 = 75,5, \frac{\text{г}}{100 \text{ г } \text{H}_2\text{O}}$

Розчинність CaCl_2 у воді при 293 К складає 75,5 г/(100г H_2O).

Приклад 2. Визначити розчинність і масову частку (%) розчиненої речовини в розчині, якщо 7,28 г її міститься у 42,34 г насиченого розчину.

Рішення:

Для визначення розчинності потрібно знайти кількість грамів речовини, розчиненої у 100 г розчинника.

Маса розчинника дорівнює: $42,34 - 7,28 = 35,06$ г.

Складаємо пропорцію:

у 35,06 г розчинника міститься — 7,28 г речовини,

а у 100,00 г розчинника міститься — x речовини.

Звідси $x = 100 \cdot 7,28 / 35,06 = 20,8$ г, тобто у 100 г розчинника при даних умовах може розчинитися 20,8 г речовини.

Масова частка розчиненої речовини визначається за формулою:

$$W = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \cdot 100 = \frac{7,28}{42,34} \cdot 100 = 17,2\%.$$

Приклад 3. Скільки грамів 5%-го розчину KCl можна приготувати із 75г KCl ?

Рішення:

а) У 100 г 5%-го розчину міститься 5 г KCl , а у x г 5%-го розчину міститься 75 г KCl .

$$x = 75 \cdot 100 / 5 = 1500 \text{ г розчину.}$$

б) Відповідно до визначення масова частка розчиненої речовини запишемо рівняння з однією невідомою ($m_{\text{розчину}}$):

$$5 = \frac{75}{m} \cdot 100, \text{ звідси } m = \frac{75}{5} \cdot 100 = 1500 \text{ г}$$

Приклад 4. У 175 г води розчинено 25 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Яка масова частка (%) купрум (II) сульфату у цьому розчині?

Рішення:

Якщо розчинена речовина не містить у своєму складі кристалізаційної води, то при розрахунках, пов'язаних з визначенням масової частки, її формула до уваги не приймається. Але якщо розчинена речовина є

кристалогідратом, в розрахунках потрібно врахувати кристалізаційну воду, тобто визначити, скільки безводного CuSO_4 міститься у 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

Розрахуємо мольну масу кристалогідрата і безводної солі:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 250 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль}.$$

Так як у 1 моль мідного купоросу міститься 1 моль купрум (II) сульфату. Знайдемо скільки міститься CuSO_4 у 25 г кристалогідрату:

у 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься — 160 г CuSO_4 ,

а у 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься — x г CuSO_4

знаходимо, що $x = 25 \cdot 160 / 250 = 16$ г.

Маса кристалічної води сировини складає:

$$25 - 16 = 9 \text{ г}.$$

Загальна маса розчину складається з маси CuSO_4 та H_2O дорівнює

$$16 + (9 + 175) = 200 \text{ г}.$$

Масова частка розчиненої речовини визначається за формулою:

$$W = \frac{16}{200} \cdot 100 = 8\%.$$

Приклад 5. До 400 см^3 20% розчину сульфатної кислоти з густиною 1,14 г/см^3 додали 200 см^3 води. Яка масова частка розчину, що утворився?

Рішення:

Знаходимо масу вихідного розчину:

$$m = \rho \cdot V;$$

$$m = 1,14 \cdot 400 = 456 \text{ г}.$$

Розраховуємо кількість H_2SO_4 в цьому розчині:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розч}}} \cdot 100, \text{ звідси}$$

$$m_{\text{речов}} = \frac{W(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{розч}}}{100} = \frac{20 \cdot 456}{100} = 91,2 \text{ г}$$

Маса розчину, що утворився після додавання води, дорівнює:

$$456 + 200 = 656 \text{ г}.$$

Розраховуємо масову частку H_2SO_4 :

$$W'(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{91,2}{656} \cdot 100 = 13,9\%$$

Отже, утворився розчин з масовою часткою 13,9 % H_2SO_4 .

Приклад 6. В наявності є два розчини глюкози: 45%-вий і 18%-вий. Потрібно приготувати 540 г 30%-вого розчину.

Рішення:

Складаємо схему для розрахунку вагових частин (ч) кожного з розчинів відповідно до правила «Хреста», які потрібно змішати:

$$\begin{array}{ccc} 45\% & \rightarrow & 30\% & \rightarrow & 30 - 18 = 12 \text{ ч.} \\ 18\% & \rightarrow & 30\% & \rightarrow & 45 - 30 = 15 \text{ ч.} \end{array}$$

Загальна кількість масових частин розчину що готується складає

$$12 \text{ ч.} + 15 \text{ ч.} = 27 \text{ ч.}$$

Отже, 45%-вий розчин потрібно змішати з 18%-вим у співвідношенні відповідно 12/15 вагових частин.

Далі розраховуємо яку масу складає одна вагова частина, знаючи що розчин який потрібно приготувати повинен мати масу 540 г й складатися з 27 ч. Звідси $x = 540 / 27 = 20$ г.

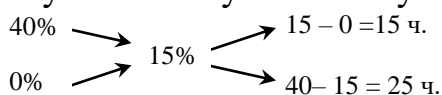
В результаті, 45%-вого розчину потрібно взяти 12 частин або 240г, а 18%-вого – 15 частин або 300 г.

Якщо необхідно приготувати новий розчин шляхом розведення більш концентрованого розчину водою, розрахунок виконується аналогічно, приймаючи воду за розчин 0%-вої концентрації.

Приклад 7. Приготувати 200 г 15%-вого розчину лугу виходячи із 40%-вого розчину.

Рішення.

Розрахунок виконується як і у попередньому прикладі:



Увесь розчин вагою 200 г складає 40 ч.

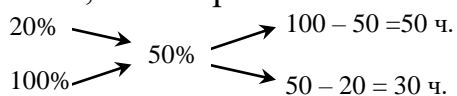
Отже, щоб приготувати 200 г 15%-вого розчину лугу виходячи із 40%-вого розчину потрібно взяти 15 частин або 75 г 40%-вого розчину, а води – 25 частин, або 125 г.

При необхідності збільшення концентрації розчину шляхом змішування його з твердою речовиною, останню прирівнюють до розчину з концентрацією 100%. Розрахунки не відрізняються від наведених вище.

Приклад 8. Із 20%-вого розчину лугу необхідно приготувати 500 г 50% - вого розчину додавання сухого лугу.

Рішення:

Складаємо схему для розрахунку вагових частин 20%-вого розчину і сухої речовини, які потрібно змішати.



Увесь розчин вагою 500 г складає 80 ч.

Отже, для виконання завдання потрібно взяти $500 \cdot 50 / 80 = 312,5$ г 20%-вого розчину, а сухого лугу – $500 \cdot 30 / 80 = 187,5$ г.

Приклад 9. Розрахувати молярність розчину, якщо відомо, що 9,8 г сульфатної кислоти, розчинено 100 см³ розчину.

Рішення:

Розраховуємо мольну масу H₂SO₄:

$$M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль.}$$

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V} = \frac{9,8 \cdot 1000}{98 \cdot 100} = 1 \text{ моль/ дм}^3 \text{ (М)}$$

Отже, концентрація сульфатної кислоти – 1 моль/л.

Приклад 10. Скільки грамів калій нітрату потрібно для приготування 200 см³ 2М розчину?

Рішення:

Розрахуємо мольну масу KNO₃:

$$M(KNO_3) = 39 + 14 + 3 \cdot 16 = 101 \text{ г/моль.}$$

Розраховуємо скільки грамів KNO₃ знаходиться у 200 см³ 2М розчину.

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}, \text{ звідси } m = \frac{C_M \cdot M \cdot V}{1000} = \frac{2 \cdot 101 \cdot 200}{1000} = 40,4 \text{ г}$$

Отже, для приготування 200 см³ 2М розчину потрібно 40,4 г KNO₃

Приклад 11. Скільки см³ 22%-вого розчину HCl, густина якого 1,11 г/см³, потрібно для приготування 250 см³ 0,5М розчину?

Рішення:

Знаходимо, скільки грамів HCl міститься у 250 см³ 0,5М водного розчину:

$$m = \frac{C_M \cdot M \cdot V}{1000} = \frac{0,5 \cdot 36,5 \cdot 250}{1000} = 4,56 \text{ г}$$

Визначаємо, в якій кількості 22%-вого розчину знаходиться 4,56 г HCl:

$$W(H_2SO_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розч}}} \cdot 100, \text{ звідси}$$

$$m_{\text{розч}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 100}{W(H_2SO_4)} = \frac{4,56 \cdot 100}{22} = 20,73 \text{ г}$$

Переводимо масу розрахованої 22%-вої HCl у об'єм:

$$V = \frac{m_{\text{розч}}}{\rho} = \frac{20,73}{1,11} = 18,6 \text{ см}^3$$

Таким чином, для приготування 250 см³ 0,5М розчину необхідно взяти 18,6 см³ 22%-вої HCl.

Приклад 12. 50 см³ 0,3 М розчину солі розчинили водою до 80 см³. Яка молярна концентрація солі у розчині, що утворився?

Рішення.

Для вирішення такого типу завдань знання формул розчинених речовин не потрібне. При розведенні розчину кількість розчиненої речовини не змінюється, але концентрація розчину зменшується у стільки разів, у скільки разів збільшується об'єм розчину.

Спочатку визначимо скільки моль солі міститься у 50 см³ 0,3 М розчину.

Складаємо пропорцію:

$$0,3 \text{ моль міститься — у } 1000 \text{ см}^3$$

$$x_1 \text{ міститься — у } 50 \text{ см}^3$$

$$x_1 = 0,3 \cdot 50 / 1000 = 0,015 \text{ моль.}$$

Тепер визначаємо, скільки моль солі міститься у 1 дм³ розчину після його розведення:

$$\text{у } 80 \text{ см}^3 \text{ міститься — } 0,015 \text{ моль,}$$

$$\text{а у } 1000 \text{ см}^3 \text{ міститься — } x_2.$$

$$\text{Звідси } x_2 = 1000 \cdot 0,015 / 80 = 0,1875 \text{ моль.}$$

Отже, концентрація солі у розведеному розчині – 0,1875 М.

Приклад 13. Визначити нормальність розчину сульфатної кислоти, в 250 см³ якого міститься 24,5 г H₂SO₄.

Рішення:

Спосіб 1. Складаємо пропорцію, щоб визначити масу сульфатної кислоти об'ємом 1 дм³:

у 250 см³ розчину H₂SO₄ міститься — 24,5 г кислоти

у 1000 см³ розчину H₂SO₄ міститься — x г.

Звідси $x = 1000 \cdot 24,5 / 250 = 98$ г.

Еквівалент H₂SO₄ дорівнює 1/2 молярної маси, тобто

$$E_m = M(H_2SO_4)/n = 98/2 = 49 \text{ г/моль.}$$

Отже даний розчин є ($98/49 = 2$) двонормальним.

Спосіб 2. Підставляємо значення об'єму, маси і молярної маси еквівалента сульфатної кислоти в формулу:

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{E_m \cdot V} = \frac{24,5 \cdot 1000}{49 \cdot 250} = 2 \text{ н.}$$

Приклад 14. У 2 дм³ розчину міститься 12,6 г HNO₃. Обчислити нормальність даного розчину.

Рішення:

Визначаємо молярну масу еквівалента нітратної кислоти:

$$E_m = 63/1 = 63 \text{ г/моль.}$$

Підставляємо значення об'єму, маси і молярної маси еквівалента сульфатної кислоти в формулу:

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{E_m \cdot V} = \frac{12,6}{63 \cdot 2} = 0,1 \text{ н.}$$

Приклад 15. Для нейтралізації 40 см³ розчину сульфатної кислоти було витрачено 24 см³ 0,2 н розчину лугу. Визначити нормальність взятого розчину сульфатної кислоти.

Рішення:

Підставляємо значення об'ємів і концентрації лугу у формулу, що відображає закон еквівалентів:

$$C_n(NaOH) \cdot V(NaOH) = C_n(H_2SO_4) V(H_2SO_4).$$

$$C_n(H_2SO_4) = C_n(NaOH) \cdot V(NaOH) / V(H_2SO_4) = 0,2 \cdot 24 / 40 = 0,12 \text{ н.}$$

Таким чином, розчин сульфатної кислоти був 0,12 н.

Приклад 16. Обчислити молярність розчину, що містить 10 г натрій гідроксиду в 1 дм³ води.

Рішення:

Густина води дорівнює 1 г/см³, тому маса розчинника дорівнює 1 кг.

Розрахуємо мольну масу NaOH:

$$M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль.}$$

Підставляємо значення маси розчиненої речовини, маси розчинника і мольної маси натрій гідроксиду в формулу:

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2} = \frac{10}{40 \cdot 1} = 0,25 \text{ моль/кг,}$$

6.1. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1 Розрахувати:

- а) масову частку розчиненої речовини; б) молярну концентрацію;
в) молярну концентрацію еквівалента; г) титр.

Варіант	Розчинена речовина		Об'єм води, мл	Варіант	Розчинена речовина		Об'єм води, мл
	формула	маса, г			формула	маса, г	
1	H ₃ PO ₄	18	282	11	H ₂ SO ₄	132	168
2	KOH	56	144	12	NaOH	160	240
3	HNO ₃	108	192	13	HCl	60	140
4	H ₂ SO ₄	24	376	14	H ₃ PO ₄	60	140
5	NaOH	24	276	15	KOH	21	329
6	HCl	60	240	16	HNO ₃	120	80
7	H ₃ PO ₄	40	160	17	H ₂ SO ₄	36	564
8	KOH	42	258	18	NaOH	25	475
9	HNO ₃	48	252	19	HCl	30	170
10	H ₂ SO ₄	60	340	20	H ₃ PO ₄	25	475

2. Розрахувати, який об'єм концентрованого розчину I потрібно узяти для приготування заданого об'єму розчину II вказаної концентрації.

Варіант	Розчин I		Розчин II	
	речовина	концентрація	об'єм, л	концентрація
1	H ₃ PO ₄	$w = 10\%$	5000	$c_{ек} = 0,1$ моль/л
2	CaCl ₂	$c_{ек} = 0,1$ моль/л	100	$T = 0,001$ г/мл
3	AlCl ₃	$c_{ек} = 0,1$ моль/л	500	$c = 0,01$ моль/л
4	KOH	$c = 2$ моль/л	2000	$w = 4\%$
5	BaCl ₂	$T = 0,02$ г/мл	200	$c_{ек} = 0,1$ моль/л
6	CuSO ₄	$c_{ек} = 0,2$ моль/л	1000	$c = 0,05$ моль/л
7	H ₂ SO ₄	$w = 15\%$	500	$w = 8\%$
8	Na ₂ CO ₃	$c = 1,0$ моль/л	200	$T = 0,001$ г/мл
9	Al(NO ₃) ₃	$c_{ек} = 0,5$ моль/л	5000	$c = 0,1$ моль/л
10	NaOH	$w = 5\%$	2000	$c_{ек} = 0,09$ моль/л
11	Ca(NO ₃) ₂	$T = 0,2$ г/мл	250	$c = 1,1$ моль/л
12	CdCl ₂	$c = 0,1$ моль/л	500	$T = 0,001$ г/мл
13	HCl	$w = 20\%$	250	$c_{ек} = 0,1$ моль/л
14	CoCl ₂	$c = 0,5$ моль/л	3000	$c_{ек} = 0,2$ моль/л
15	CrCl ₃	$T = 0,01$ г/мл	500	$c = 0,01$ моль/л
16	HNO ₃	$w = 20\%$	5000	$c = 0,01$ моль/л
17	FeCl ₃	$c_{ек} = 0,5$ моль/л	2000	$T = 0,005$ г/мл
18	K ₂ CO ₃	$c = 0,05$ моль/л	600	$c_{ек} = 0,03$ моль/л
19	KOH	$T = 0,2$ г/мл	400	$w = 10\%$
20	K ₂ S	$c_{ек} = 4$ моль/л	1000	$c = 0,5$ моль/л

3. Розрахувати, який об'єм розчину I потрібно на взаємодію з розчином II, враховуючи, що реакції перебігають з утворенням середніх.

Варіант	розчин I		розчин II			
	речовина	концентрація	речовина	маса речовини, г	концентрація	об'єм розчину, мл
1	Na ₂ CO ₃	1,5 М	HCl	-	4 н	100
2	AgNO ₃	0,1 н	AlCl ₃	-	0,1 М	500
3	HCl	4 н	NaOH	10	-	-
4	H ₂ SO ₄	0,5 М	KOH	-	1 М	25
5	H ₃ PO ₄	0,3 М	NaOH	-	1 М	250
6	H ₂ SO ₄	0,4 н	NaOH	8	-	-
7	Na ₂ CO ₃	1,5 М	H ₂ SO ₄	-	6%	500
8	AgNO ₃	0,01 н	HCl	-	10%	1
9	Na ₂ CO ₃	1 н	HNO ₃	18,9	-	-
10	AgNO ₃	5%	AlCl ₃	-	0,2 М	120
11	HCl	10%	AgNO ₃	-	0,5 н	400
12	KOH	0,5 н.	H ₃ PO ₄	-	0,1 М	35
13	H ₂ SO ₄	0,25 н.	Ca(OH) ₂	1,48	-	-
14	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,5 М	Ca(NO ₃) ₂	-	0,15 н	30
15	KOH	0,2 н	FeCl ₃	-	0,5 М	28
16	H ₂ SO ₄	4 н	K ₂ CO ₃	-	20% (ρ=1,19)	650
17	H ₂ SO ₄	10%	NaOH	16	-	-
18	HNO ₃	0,3 н	NaOH	4	-	-
19	NaOH	0,2 н	FeCl ₃	-	0,2 М	100
20	HCl	4%	AgNO ₃	-	0,02 н	500

7. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

7.1. Теоретичні відомості

Всі хімічні речовини умовно поділяють на електроліти і неелектроліти. Критерієм такого розподілу є електропровідність їх розчинів або розплавів.

Речовини, розчини (розплави) яких проводять електричний струм, мають назву *електролітів* (кислоти, основи, солі).

Речовини, які в розчиненому (розплавленому) стані не проводять електричний струм, називаються *неелектролітами* (цукор, спирт, гліцерин та ін.).

Голландський хімік Вант-Гофф встановив закон осмотичного тиску: "Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала в газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину".

Математично закон Вант-Гоффа записується так:

$$P_{осм} = C_M RT$$

де:

$P_{осм}$ – осмотичний тиск;

R – універсальна газова стала;

T – абсолютна температура;

C_M – молярна концентрація.

За допомогою цього рівняння можна обчислювати осмотичний тиск розчинів неелектролітів, знаходити молекулярні маси розчинених речовин. Але слід враховувати, що закон Вант-Гоффа може бути застосований тільки для розведених розчинів.

Встановлено, що при розчиненні будь-якої нелеткої речовини у певному розчиннику тиск насиченої пари над розчином буде меншим, ніж тиск насиченої пари над чистим розчинником при сталій температурі. Цей факт обумовлений такими властивостями:

1) зменшенням ефективною поверхні випаровування розчину у порівнянні з чистим розчинником, оскільки частину поверхні розчину зайнято нелеткими молекулами розчиненої речовини;

2) взаємодією між молекулами розчиненої речовини і розчинника з утворенням гідратів (розчинник-вода) або сольватів (неводний розчинник), стійкіших, ніж з'єднання молекул розчинника між собою.

Якщо позначити тиск пари розчинника P_0 , а тиск пари розчину – P , то різниця $P_0 - P = \Delta P$ показує величину зниження тиску пари. Відношення цієї різниці до тиску пари розчинника дає так зване відносне зниження тиску пари розчинника:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0}$$

Залежність зниження тиску пари розчинників над розчинами від їх концентрації вивчав французький хімік Рауль і відкрив наступний закон (1-й закон):

"Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини".

Математичний вираз цього закону має такий вигляд

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{v_1}{v_1 + v_2}$$

v_1 і v_2 – відповідно кількість розчиненої речовини і розчинника, моль.

Всі чисті речовини характеризуються певними температурами замерзання і кипіння. Наявність розчиненої речовини підвищує температуру кипіння і знижує температуру замерзання розчинника тим сильніше, чим більш концентрований розчин.

Така залежність є прямим наслідком зниження тиску пари над розчинником. Таким чином, зміна температури кипіння розчину залежить від концентрації розчиненої речовини, із зростанням якої знижується тиск пари і підвищується температура кипіння розчину. Аналогічно пояснюється зниження температури замерзання розчинів.

Різниця між температурами кипіння розчину і чистого розчинника називається підвищенням температури кипіння розчину. Різниця між температурами замерзання чистого розчинника і розчину називається зниженням температури замерзання розчину:

$$\Delta t_{\text{кип}} = t'_{\text{кип}} - t_{\text{кип}} ; \Delta t_{\text{кр}} = t_{\text{кр}} - t'_{\text{кр}} ,$$

де:

$t'_{\text{кип}}$, $t'_{\text{зам}}$, $t_{\text{кип}}$, $t_{\text{зам}}$ – температури кипіння і кристалізації розчину і розчинника відповідно.

Таким чином, межі рідкого стану розчину розширені, порівняно з розчинником, на число градусів, що дорівнює сумі підвищення температури кипіння розчину і зниження температури його замерзання.

Розглянуті закономірності були встановлені Раулем:

2-й закон: *"Для розведених розчинів підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання пропорційні моляльній концентрації розчинів".*

3-й закон: *"Розчини, що містять однакові кількості розчинених речовин в однакових кількостях розчинника, мають однакові зниження температур замерзання і однакові підвищення температур кипіння".*

Зниження температури замерзання, що відповідає розчиненню 1 моль речовини в 1000 г розчинника (молекулярне зниження) є величина стала для даного розчинника і називається *кріоскопічною сталою розчинника* (K_K).

Молекулярне підвищення температур кипіння, тобто підвищення, яке спостерігається при розчиненні 1 моль речовини в 1000 г розчинника, називається *ебуліоскопічною константою розчинника* (K_E).

Математичні вирази законів Рауля мають вигляд:

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_E \cdot C_m ;$$

$$\Delta t_{\text{кр}} = K_K \cdot C_m ,$$

де: C_m – моляльність;

K_E і K_K – ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі.

7.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. При 25°C тиск насиченої пари води становить 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Визначите при тій же температурі тиск насиченої пари над 5 % водяним розчином карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Рішення:

Для розрахунку по формулі

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{v_1}{v_1 + v_2}, \text{ звідси} \quad P_2 = \frac{v_2}{v_1 + v_2} \cdot P_0$$

потрібно обчислити мольну частку розчинника. В 100 г розчину міститься 5 г карбаміду (мольна маса 60 г/моль) і 95 г води (мольна маса 18 г/моль). Кількість карбаміду та води відповідно дорівнює:

$$v_1 = 5/60 = 0,083 \text{ моль}; \quad v_2 = 95/18 = 5,278 \text{ моль}.$$

Знаходимо мольну частку води:

$$x_2 = v_2/(v_1 + v_2) = 5,278/(5,278 + 0,083) = 5,278/5,361 = 0,985.$$

Отже:

$$P_2 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (або 23,31 мм рт. ст.)}.$$

Приклад 2. Розрахуйте, при якій температурі повинен кристалізуватися розчин, що містить в 250 г води 54 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Рішення:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ г/моль}.$$

Визначимо молярність розчину:

$$C_m = 54 \cdot 1000 / (180 \cdot 250) = 1,2 \text{ моль / 1000 г води}.$$

По формулі знаходимо:

$$\Delta t_{\text{кр}} = K_K \cdot C_m = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23^\circ\text{C};$$

$$t'_{\text{кр}} = t_{\text{кр}} - \Delta t_{\text{кр}} = 0 - 2,23 = -2,23^\circ\text{C}.$$

Отже, розчин буде кристалізуватися при мінус 2,23 °С.

Приклад 3. Розчин, що містить 8 г деякої речовини в 100 г діетилового естера, кипить при 36,86°C, тоді як чистий ефір кипить при 35,6°C. Визначите молекулярну масу розчиненої речовини.

Рішення:

З умови завдання знаходимо:

$$\Delta t_{\text{кип}} = t'_{\text{кип}} - t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,6 = 1,26^\circ\text{C}.$$

По рівнянню $\Delta t_{\text{кип}} = K_E \cdot C_m$ визначаємо молярність розчину:

$$1,26 = 2,02 \cdot C_m; \text{ звідки } C_m = 1,26/2,02 = 0,624 \text{ моля на 1000 г естеру}.$$

Мольну масу речовини знайдемо із співвідношення:

$$M = \frac{m_1 \cdot 1000}{C_m \cdot m_2} = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = 128,2 \text{ г/моль},$$

Молекулярна маса розчиненої речовини дорівнює 128,2 а.е.м.

Приклад 4. Визначити молекулярну масу неелектроліту, якщо його наважка масою 17,64 г була розчинена у воді й об'єм розчину довели до 1000 см³. Вимірний осмотичний тиск розчину склав $2,38 \cdot 10^5$ Па при 20°C.

Рішення:

Підставляючи експериментальні дані в рівняння Вант-Гоффа

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

одержимо:

$$M = \frac{17,64 \cdot 8,314 \cdot 293}{2,38 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3}} = 180,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль або } M = 180,3 \text{ г/моль.}$$

Молекулярна маса дорівнює 180,3 а.е.м.

Приклад 5. Наважка речовини масою 12,42 г розчинена в 500 см³ води. Тиск пари отриманого розчину при 20°C дорівнює 3732,7 Па. Тиск пари води при тій же температурі дорівнює 3742 Па. Розрахуйте мольну масу розчиненої речовини.

Рішення:

Користуючись законом Рауля й з огляду на умови завдання, одержимо:

$$\Delta P = 3742 - 3732,7 = 9,3 \text{ Па;}$$

$$v_2 = 500/18 = 27,78 \text{ моль.}$$

тоді число моль (v_1) розчиненої речовини дорівнює:

$$v_1 = \frac{v_2 \cdot \Delta P}{P_0 - \Delta P} = \frac{v_2 \cdot \Delta P}{P} = \frac{27,28 \cdot 9,3}{3732,7} = 0,068 \text{ моль.}$$

Оскільки $v = m / M$, відповідно

$$M_1 = m / v_1 = 12,42 / 0,068 = 183 \text{ г/моль.}$$

Приклад 6. Чому дорівнює при 0°C осмотичний тиск розчинів неелектролітів молярних концентрацій: 0,100; 0,800; 0,025 моль/дм³?

Рішення:

Тому що всі розчини неелектролітів молярної концентрації 1 моль/дм³ мають однаковий осмотичний тиск, який дорівнює $22,7 \cdot 10^5$ Па при 0°C. Тоді осмотичний тиск розчинів неелектролітів заданих концентрацій дорівнює $2,27 \cdot 10^5$; $1,82 \cdot 10^6$; $2,67 \cdot 10^4$ Па відповідно.

Приклад 7. Розчин, що містить 0,85 г цинк хлорид в 125 г води, кристалізується при -0,23°C. Визначите ступінь дисоціації ZnCl₂.

Рішення:

Знайдемо молярну концентрацію солі в розчині ($M(\text{ZnCl}_2) = 136,3$ г/моль):

$$C_m = 0,85 \cdot 1000 / (136,3 \cdot 125) = 0,050 \text{ моль на } 1000 \text{ г } \text{H}_2\text{O}$$

Визначимо зниження температури кристалізації без урахування дисоціації електроліту (кріоскопічна стала води дорівнює 1,86):

$$\Delta t_{\text{кр}}^{\text{теор}} = K_K \cdot C_m = 1,86 \cdot 0,05 = 0,093^\circ.$$

Порівнюючи знайдене значення з експериментально визначеним зниженням температури кристалізації, обчислюємо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = \Delta t_{\text{кр}}^{\text{експ}} / \Delta t_{\text{кр}}^{\text{теор}} = 0,23 / 0,093 = 2,47.$$

Ступінь дисоціації солі знайдемо із співвідношення

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{2,47 - 1}{3 - 1} = 0,735$$

де: n – число іонів, що утворюються при дисоціації молекул електроліту

7.3. Завдання для індивідуальної самостійної роботи

1. Визначити масову частку водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$, виходячи з того, що цей розчин кипить при $100,25\text{ }^\circ\text{C}$. Ебуліоскопічна стала води $0,52\text{ }^\circ\text{C}$.
2. Визначити температуру замерзання 2 %-го розчину етилового спирту C_2H_5OH . Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^\circ\text{C}$.
3. Визначити масу сечовини $(NH_2)_2CO$, яку треба розчинити в 75 г води, щоб температура замерзання знизилася на $0,465\text{ }^\circ\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^\circ\text{C}$.
4. Розчин, який містить 0,512 г неелектроліту в 100 г бензолу замерзає при $5,296\text{ }^\circ\text{C}$. Температура замерзання бензолу $5,5\text{ }^\circ\text{C}$. Кріоскопічна стала бензолу $5,1\text{ }^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу розчиненої речовини.
5. Визначити масову частку водного розчину цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$, якщо температура замерзання розчину $-0,93\text{ }^\circ\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^\circ\text{C}$.
6. Визначити осмотичний тиск розчину, який містить 16 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 350 г води при 293 К. Густину розчину вважати 1 г/мл.
7. За якої температури осмотичний тиск розчину буде дорівнювати 5,74 атм, якщо в 200 мл цього розчину міститься 1,5 г формаліну CH_2O ?
8. Розчин, який містить у 200 мл 0,75 г неелектроліту, має осмотичний тиск 2,8 атм при $0\text{ }^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу неелектроліту.
9. Скільки моль неелектроліту міститься в 1 л розчину, якщо осмотичний тиск при $20\text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює 5,86 атм.
10. Визначити молярну масу глюкози, виходячи з того, що осмотичний тиск розчину, який містить у 250 мл 1,5 г глюкози, дорівнює 0,78 атм при $13\text{ }^\circ\text{C}$.
11. Визначити температуру кипіння 5 %-го розчину нафталіну $C_{10}H_8$ у бензолі. Температура кипіння бензолу дорівнює $80,2\text{ }^\circ\text{C}$. Ебуліоскопічна стала бензолу $2,57\text{ }^\circ\text{C}$.
12. Скільки грамів аніліну $C_6H_5NH_2$ треба розчинити в 50 г етилового ефіру, щоб температура кипіння розчину збільшилася по відношенню до температури кипіння етилового ефіру на $0,53\text{ }^\circ\text{C}$. Ебуліоскопічна стала етилового ефіру $2,12\text{ }^\circ\text{C}$.

13. Визначити молярну масу неелектроліту, виходячи з того, що розчин, який містить 2,25 г речовини в 250 г води замерзає при $-0,279\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$.
14. Визначити масову частку водного розчину гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, який кипить при $100,39\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ебуліоскопічна стала води $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.
15. Розчин, який містить 3,04 г камфори $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензолу, кипить при $80,74\text{ }^{\circ}\text{C}$. Температура кипіння бензолу дорівнює $80,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Розрахувати ебуліоскопічну сталу бензолу.
16. Розрахувати температуру замерзання розчину сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, який містить 5 г сечовини в 150 г води. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$.
17. Визначити масову частку водного розчину метанолу CH_3OH , температура замерзання якого $-2,79\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна стала води $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.
18. Визначити температуру кипіння 15%-го водного розчину пропілового спирту $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Ебуліоскопічна стала води $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.
19. При розчиненні 2,3 г деякого неелектроліту в 125 г води температура замерзання знижується на $0,372^{\circ}$. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$.
20. Скільки грамів сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ слід розчинити в 250 г води, щоб температура кипіння збільшилася на $0,26\text{ }^{\circ}\text{C}$? Ебуліоскопічна стала води $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.

8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

8.1. Теоретичні відомості

Окисно-відновними називаються реакції, що перебігають зі зміною ступеня окислювання атомів реагуючих речовин.

Зміна ступеню окиснення відбувається унаслідок віддачі або приєднання електронів.

Процес віддачі електронів називається процесом окиснення.

Атоми, молекули або іони, які віддають електрони є відновниками. Відновник окислюється.

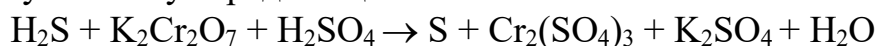
Процес приєднання електронів називається процесом відновлення.

Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони є окислювачами. Окислювач при цьому відновлюється.

Для визначення коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновної реакції існує два методи:

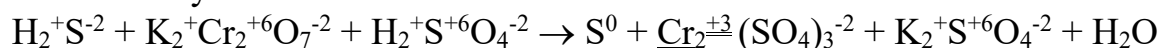
1. метод електронного балансу;
2. електронно-іонний метод.

Розглянемо прийоми і їх послідовність при складанні рівнянь обома методами на прикладі однієї і тієї ж реакції окислення сірководню калій дихроматом у кислому середовищі.



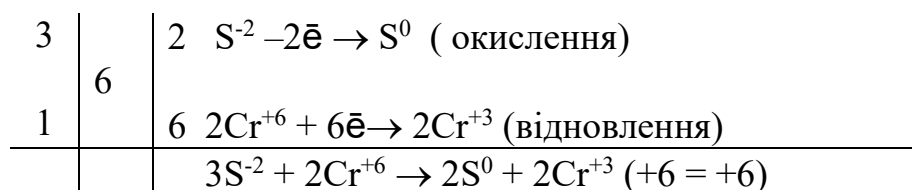
Метод електронного балансу.

Він заснований на зрівнюванні в лівій і правій частинах рівняння сум ступенів окислювання атомів тих елементів, які їх змінюють, за допомогою додавання або віднімання необхідного числа електронів. Для цього визначаємо величину і знак ступеню окиснення для всіх атомів і виділяємо ті, які міняють ступінь окиснення:



В процесі даної реакції ступінь окиснення атомів Сульфуру підвищився з -2 до 0, тобто вони окислювалися до елементарної сірки S^0 , отже, сірководень є відновником. Величина ступеню окиснення атомів Хрому змінилася з +6 в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ до +3 в $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, тобто вони відновилися і, отже, калій дихромат є окисником.

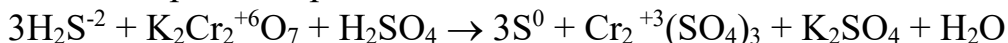
Виявлене переміщення електронів записуємо у вигляді рівнянь електронного балансу.



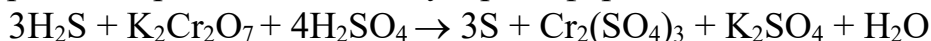
Враховуючи, що електронний обмін є еквівалентним, визначаємо за правилами найменшого загального кратного загальне число електронів, що переміщуються, в даній реакції. Воно дорівнює 6. Знайдені множники є

коефіцієнтами перед формулами окислювача і відновника в лівій частині рівняння і коефіцієнтами перед формулами відповідних сполук в правій частині.

Тоді схема реакції приймає такий вигляд:

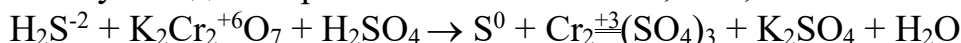


Далі визначаємо коефіцієнти перед іншими сполуками, з урахуванням кількості іонів K^+ , H^+ , SO_4^{2-} в лівій і правій частинах рівняння. В остаточному вигляді отримаємо рівняння в молекулярній формі:

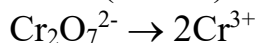


Перевіряємо правильність розставлення коефіцієнтів за кількістю атомів кисню в лівій і правій частинах отриманого рівняння (23=23)

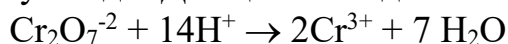
Іонно-електронний метод. Заснований на зрівнюванні в лівій і правій частинах рівняння сумарного числа зарядів реально існуючих в розчині іонів, за допомогою додавання або віднімання необхідного числа електронів. Слабодисоціюючи, леткі і малорозчинні речовини записуються в молекулярному вигляді. Метод враховує вплив середовища процесу, використовуючи для її зрівнювання частки: H^+ , OH^- , H_2O .



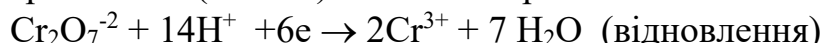
Складаємо рівняння відновлення хрому, враховуючи, що початковий іон ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) крім хрому містить кисень. При цьому виходимо з того, що реакція протікає у кислому середовищі (H_2SO_4). Іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ перетворюється на 2 іони Cr^{3+} .



Сім атомів кисню, що вивільнюються при цьому процесі, повинні зв'язуватися в сім молекул води. Для цього знадобитися 14 іонів водню:



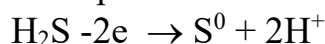
Сумарний заряд іонів, що знаходяться в лівій частині цієї схеми, дорівнює дванадцяти елементарним зарядам, а в правій частині - шести. Оскільки сумарний заряд в ході процесу не змінюється, то в процесі відновлення приймають (12-6=6) шість електронів.



Рівняння окиснення сірки простіше: молекула H_2S перетворюється на молекулу сірки S , при цьому вивільняються два іони водню:

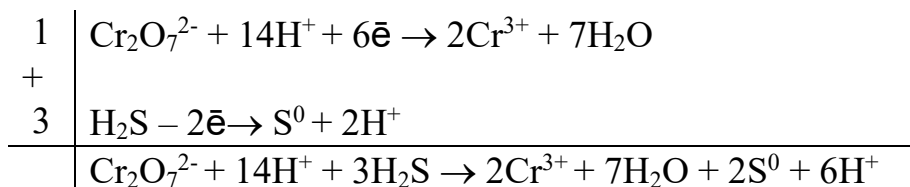


В лівій частині схеми існує незаряджена частинка, а сумарний заряд в правій частині дорівнює +2. На підставі цього можна сказати, що в процесі окислення беруть участь два електрони:

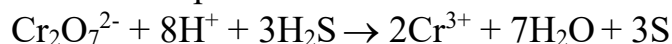


Відношення числа електронів, що приймаються в процесі відновлення, до числа електронів, що віддаються при окисненні, дорівнює 3:1. Для отримання сумарного рівняння реакції треба, складаючи рівняння процесів відновлення і окиснення, врахувати це співвідношення - помножити рівняння окиснення на 3.

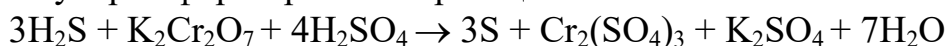
При цьому в записі звичайно зліва від вертикальної межі проставляються необхідні множники:



Враховуючи наявність подібних членів (іони H^+), приводимо подібні, одержуючи підсумкове іонне рівняння:

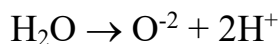
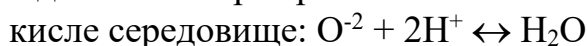


Молекулярна форма рівняння реакції:



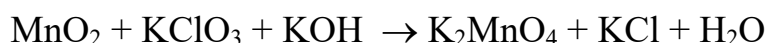
Перевірка числа атомів кисню: $23=23$.

При складанні електронно-іонних рівнянь процесів окиснення і відновлення при зрівнюванні елементів користуються схемами:

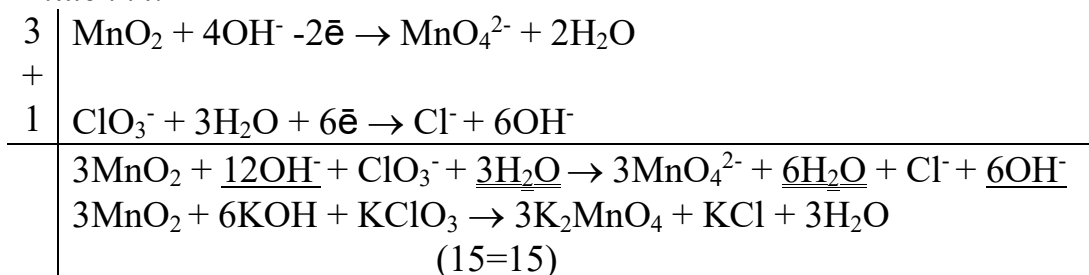


8.2. Приклади розв'язання типових задач

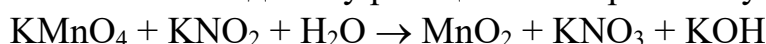
Приклад 1. Скласти окисно-відновну реакцію, що протікає в лужному середовищі:



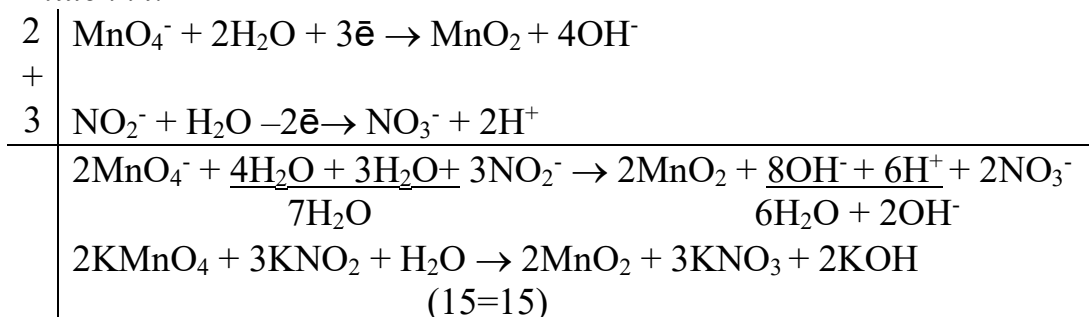
Рішення:



Приклад 2. Скласти окисно-відновну реакцію в нейтральному середовищі.



Рішення:



8.3. Завдання на самостійну роботу

Методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій) підібрати коефіцієнти в окисно-відновній реакції, указати відновник та окисник.

- 1) $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{KBr} + \text{KNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NO}\uparrow + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- 17) $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 18) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{HCl} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
- 20) $\text{KNO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$

9. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

9.1. Теоретичні відомості

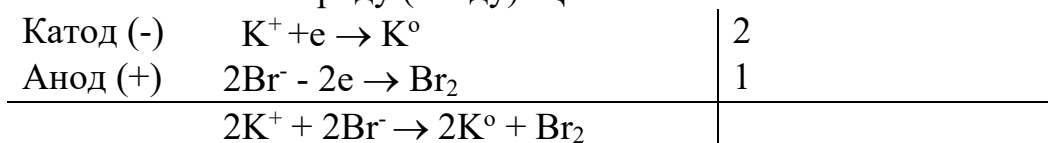
Хімічні процеси, які супроводжуються виникненням електричного струму або викликаються їм, називаються **електрохімічними**.

Електроліз - це хімічні процеси, які протікають при проходженні постійного електричного струму через електрохімічну систему, що складається з двох електродів і розчину або розплаву електроліту.

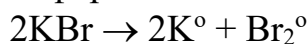
Для здійснення електролізу до зовнішнього джерела постійного струму приєднують два електроди: до негативного полюса - катод, до позитивного полюса - анод і занурюють їх в розчин або розплав електроліту. У більшості випадків електроди металеві, але застосовуються і неметалічні електроди, наприклад, графітні. Металеві електроди, аноди, можуть бути розчинними (при електролізі вони посилають в розчин свої іони) і нерозчинними (служать тільки для передачі електронів).

Розглянемо схему електролізу розплаву калій броміду. В розплаві калій бромід дисоціює: $KBr \leftrightarrow K^+ + Br^-$

Катіони (іони калію) під дією електричного струму, що утворюються, переміщуються до негативного електроду: (катода) – аніони (іони бромю) - до позитивного електроду (анода). Це можна записати:



Або в молекулярній формі:



Розглянемо катодне відновлення. Тут потрібно враховувати потенціал процесу відновлення іонів водню, який залежить від концентрації іонів водню, і у разі нейтральних розчинів (pH=7) має значення $E = 0,059 \cdot 7 = 0,41$ В. Тому у разі електролізу водних розчинів електролітів слід користуватися правилом розрядки на електродах.

Катод

- 1 Якщо катіоном електроліту є метал, потенціал якого значно більш негативний, ніж -0,41 В, то на катоді відбудеться виділення водню, тобто розряджатиметься іон водню. До таких металів відносяться метали початку ряду напруг від Li по Al включно.
- 2 Якщо катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого значно позитивніший, ніж -0,41 В, то в цьому випадку розряджається катіон металу, і водень виділятися не буде (у ряді напруг - метали після водню).
- 3 Якщо катіон – іон металу, потенціал якого близький до -0,41 В (метали після Al до водню - у ряді напруг), то в цьому випадку розряджатимуться і іони металу і іони водню, тобто виділяються водень і метал.

Анод

На аноді в першу чергу розряджається той аніон, який більш простий.

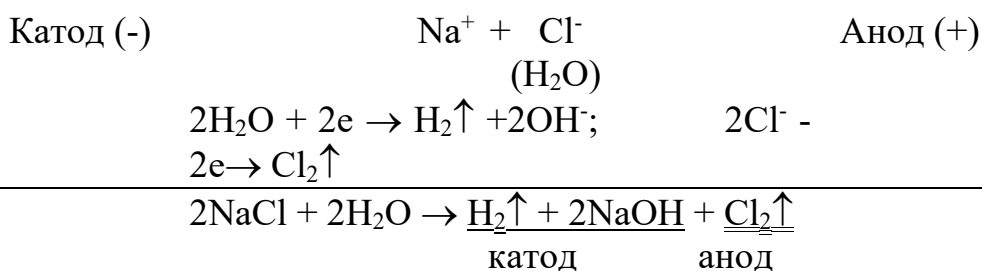
9.2. Приклади розв'язання типових задач

Приклад 3. Скласти рівняння електролізу розчину натрій хлориду.

Рішення:

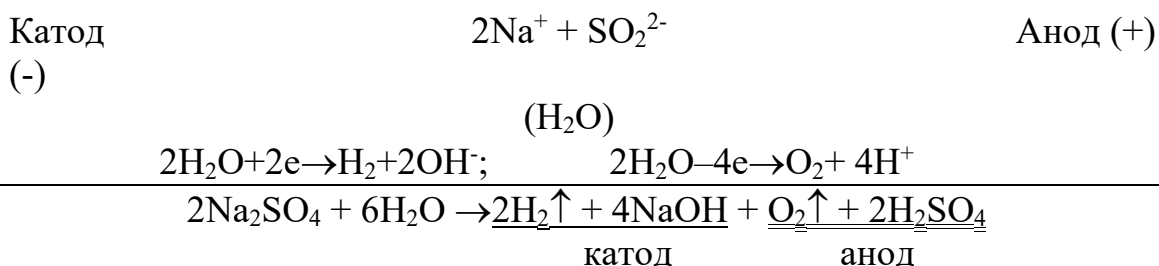
У водному розчині натрій хлорид дисоціює на катіони натрію і аніони хлору. Оскільки потенціал Na (-2,7 В) значно більш негативний, ніж -0,41 В, то на катоді розряджатиметься водень з води, а на аноді - аніони хлору, як простіші.

Схема електролізу розчину NaCl:



Приклад 4. Скласти схему електролізу водного розчину сульфату натрію.

Рішення.



На цьому прикладі видно, що іони деяких речовин не розряджаються на електродах, а замість них розряджаються молекули води. При цьому разом з виділенням водню і кисню відбувається накопичення луку в прикатодному просторі і кислоти - в прианодному.

Приклад 5. При пропусканні крізь розчин електроліту струму силою 2,5 А на протязі 30 хв. На катоді виділилося 2,77 г металу. Розрахуйте молярну масу еквіваленту металу.

Рішення:

Відповідно до закону Фарадея
$$m = \frac{M_E \cdot J \cdot \tau}{F}$$

Отже, молярна маса еквівалента металу дорівнює:

$$M_E = \frac{m \cdot F}{J \cdot t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,42 / \text{моль}$$

9.3. Завдання на самостійну роботу

Варіант 1

1. Скласти рівняння реакцій, що протікають на електродах при електролізі водного розчину сульфату кадмію: а) с графітовим анодом; б) с кадмієвим анодом.
2. Чи можна за допомогою FeCl_3 окислити H_2S до елементарної сірки?

Варіант 2

1. Скласти рівняння реакцій, що протікають на графітових електродах при електролізі: а) розплаву хлориду кальцію; б) розчину хлориду кальцію. Скільки часу потребується для виділення на катоді речовини масою 4 г у випадку (а), якщо сила струму 1 А.

Варіант 3

1. Крізь водний розчин сульфату цинку пропущено 25 А·ч електрики. При цьому виділяється 42,5 г цинку. Скласти рівняння реакцій, що протікають на цинкових електродах та розрахувати катодний вихід цинку за струмом ($y\%$).

Варіант 4

1. При електролізі (на графітових електродах) розплаву хлориду кальцію на катоді виділяється 7 кг кальцію (вихід за струмом дорівнює 70%). Розрахувати масу хлориду кальцію, яка витрачається на електроліз, якщо масова частка домішок у ньому складає 30%. Написати рівняння електродних реакцій.

Варіант 5

1. Розрахувати кількість електрики (А·ч), яка необхідна для отримання 100 кг срібла електролізом водного розчину аргентум (I) нітрату на вугільних електродах, якщо прийняти, що вихід за струмом дорівнює 1. Написати рівняння електродних реакцій.

Варіант 6

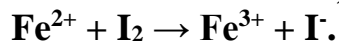
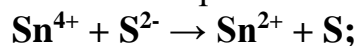
1. Чи можна відновити ферум (III) сульфат в ферум (II) сульфат розчином H_2SO_3 ?
2. Скільки грамів міді виділяється на катоді при електролізі розчину CuSO_4 протягом 40 хв при силі струму 1,2 А?

Варіант 7

1. Олов'яні пластинки занурені у водні розчини таких солей: а) KNO_3 ; б) MnCl_2 ; в) AgNO_3 ; г) CuSO_4 . З якими солями буде реагувати олово? Відповідь підтвердити розрахунками. Написати рівняння відповідних реакцій.

Варіант 8

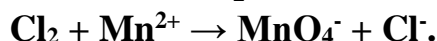
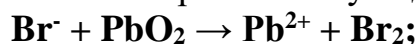
1. Які з наведених реакцій самочинно протікають у водних розчинах:



2. Скільки часу потребується для виділення 0,27 г срібла, якщо через розчин AgNO_3 пропускати струм силою 0,5 А?

Варіант 9

1. Які з наведених реакцій самочинно протікають у водних розчинах:



2. Для виділення 1,75 г деякого металу з розчину його солі необхідно пропускати струм силою 1,8 А протягом 1,5 ч. Розрахувати еквівалент цього металу.

Варіант 10

1. Чи можна за допомогою перманганату калію у кислому середовищі окислити нітрат кобальту(II)?

2. Яка сила струму необхідна для отримання на катоді 0,5 г нікелю, якщо проводити електроліз розчину сульфату нікелю протягом 25 хв?

Варіант 11

1. Насичений при 20 °С розчин мідного купоросу містить 27% $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($\rho=1,2$). При якій силі струму можна протягом 3 годин виділити всю мідь з 1 л такого розчину?

Варіант 12

1. При електролітичному осадженні всього заліза, що міститься у 200 мл розчину FeSO_4 , на аноді виділяється 2712 мл кисню. Газ виміряний при -3 °С і 103,4 кПа. Розрахувати молярність розчину FeSO_4 .

Варіант 13

1. При електролізі розчину AgNO_3 протягом 50 хв струмом 3 А на катоді виділяється 9,6 г срібла. Розрахувати вихід срібла у відсотках від теоретичного. Яка речовина виділяється на аноді? Скласти рівняння електродних реакцій.

Варіант 14

1. При електролізі розчину NaCl протягом 30 хв на одному з електродів виділяється 2,8 л хлору при 0 °С і 101,3 кПа. Яка речовина і в якій кількості виділяється на другому електроді? Скласти рівняння реакцій, що протікають на катоді та аноді.

Варіант 15

1. Струм послідовно проходить через ряд електролізерів, в яких містяться водні розчини наступних електролітів: а) CuSO_4 ; б) NiSO_4 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; г) FeCl_2 . Визначити масу металів, які виділяються на катодах, якщо відомо, що на аноді останнього електролізера виділяється 1,4 л хлору (н.у.).

Варіант 16

1. Які речовини і в якій кількості виділяються на катодах та анодах при електролізі водного розчину KOH протягом 2,5 годин при силі струму 1,2 А? Скласти рівняння електродних процесів.

Варіант 17

1. Що відбувається при взаємодії розчинів ферум(II) сульфату та церій(IV) сульфату? Скласти рівняння реакцій, вказати значення стандартних потенціалів окисно-відновних пар.

2. Визначити вихід за струмом водню, який виділяється на електроді за нормальних умов, якщо об'єм його складає 112 л при проходженні через електрод 1000 А·ч електрики.

Варіант 18

1. Гідроген пероксид й сульфідна кислота в залежності від умов можуть проявляти властивості як окисника, так й відновника. Чи можуть вони реагувати між собою? Відповідь пояснити, привести рівняння реакції.

2. Електролізом розчину ZnSO_4 на катоді за 1310 с виділено 0,12 г цинку. Яку силу струму підтримували при електролізі, якщо вихід за струмом 90%?

Варіант 19

1. Дві залізні пластинки занурені у розчини: а) мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; б) азотнокислого срібла AgNO_3 . Через деякий час пластинки дістали, висушили та зважили. Колір та маса однієї з пластинок змінилась. Що відбулося з масою? Якого кольору стала ця пластинка? Написати рівняння реакції. Дати пояснення явищам, що відбулися, за допомогою ряду напружень металів.

2. Як розрахувати стандартну ЕРС гальванічного елемента. Навести приклади.

Варіант 20

1. Розрахувати ЕРС гальванічного елемента $\text{Co} \mid \text{Co}^{2+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ за стандартних умов. Указати катод, анод, записати рівняння реакції, яка відбувається у гальванічному елементі.

2. Наважку міді масою 0,6578 г розчинили та через отриманий розчин протягом 20 хв пропускали струм силою 0,2 А, в результаті на катоді повністю виділилася мідь. Визначити масову відсоткову частку міді у сплаві.

Додатки

Таблиця 1 – Фундаментальні фізичні та фізико-хімічні сталі

Величина	Символ	Значення	Розмірність
Атомна одиниця маси а.о.м.	m_u	$1,66 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса спокою нейтрона	m_n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса спокою протона	m_p	$1,673 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса спокою електрона	m_e	$9,11 \cdot 10^{-31}$	кг
Молярний об'єм ідеального газу: 1) при нормальних фізичних умовах 2) за стандартних умов	V_M V^o_M	22,4 24,5	л/моль л/моль
Стала Планка	h	$6,63 \cdot 10^{-34}$	Дж·с
Стала Больцмана	k	$1,38 \cdot 10^{-23}$	Дж/К
Стала Фарадея	F	96485	Кл/моль
Боровський радіус (бор)	a_o	$5,29 \cdot 10^{-11}$	м
Швидкість світла	c	$3,00 \cdot 10^8$	м/с
Стандартна температура	T	298,15 (25)	К (°C)
Стандартний тиск	P	$1,013 \cdot 10^5$	Па
Універсальна газова стала	R	8,314	Дж/(К·моль)
Число Авогадро	N_A	$6,02 \cdot 10^{23}$	Формульних одиниць
Електрична стала	ϵ_o	$8,85 \cdot 10^{-12}$	Кл/(В·м)
Елементарний електричний заряд	e	$1,602 \cdot 10^{-19}$	Кл

Таблиця 2 – Важливіші одиниці СІ та їх співвідношення з одиницями інших систем

Величина	Одиниця СІ	Співвідношення з одиницями інших систем
<i>Основні одиниці</i>		
Довжина	Метр (м)	1 м = 100 сантиметрів (см)
Маса	Грам (кг)	1 кг = 1000 грамів (г)
Час	Секунда (с)	1 год = 3600 секунд
Сила струму	Ампер (А)	
Температура	Кельвін (К)	0 К = -273,15° С
Кількість речовини	Моль	
<i>Похідні одиниці</i>		
Об'єм	Кубічний метр (м ³)	1 м ³ = 1000 літрів (л)
Сила	Ньютон (Н=м·кг/с ²)	
Тиск	Паскаль (Па=Н/м ²)	1 атмосфера (атм)=101315 Па
Енергія	Джоуль (Дж=Н·м)	1 калорія (кал)=4,184 Дж 1 електронвольт (эВ)=1,6 · 10 ⁻¹⁹ Дж

Таблиця 3 - Характеристика хімічних елементів

№	Символ	Маса атома	Українська назва	Англійська назва
1	2	3	4	5
1	H	1,008	Гідроген	Hydrogen
2	He	4,003	Гелій	Helium
3	Li	6,941	Літій	Lithium
4	Be	9,012	Берилій	Beryllium
5	B	10,811	Бор	Boron
6	C	12,011	Карбон	Carbon
7	N	14,007	Нітроген	Nitrogen
8	O	15,999	Оксиген	Oxygen
9	F	18,998	Флуор	Fluorine
10	Ne	20,179	Неон	Neon
11	Na	22,990	Натрій	Sodium
12	Mg	24,305	Магній	Magnesium
13	Al	26,982	Алюміній	Aluminium
14	Si	28,086	Силіцій	Silicon
15	P	30,974	Фосфор	Phosphorus
16	S	32,066	Сульфур	Sulfur
17	Cl	35,453	Хлор	Chlorine
18	Ar	39,948	Аргон	Argon
19	K	39,098	Калій	Potassium
20	Ca	40,078	Кальцій	Calcium
21	Sc	44,956	Скандій	Scandium
22	Ti	47,88	Титан	Titanium
23	V	50,942	Ванадій	Vanadium
24	Cr	51,996	Хром	Chromium
25	Mn	54,938	Манган	Manganese
26	Fe	55,847	Ферум	Iron
27	Co	58,933	Кобальт	Cobalt
28	Ni	58,69	Нікель	Nickel
29	Cu	63,546	Купрум	Copper
30	Zn	65,39	Цинк	Zinc
31	Ga	69,723	Галій	Gallium
32	Ge	72,59	Германій	Germanium
33	As	74,922	Арсен	Arsenic
34	Se	78,96	Селен	Selenium
35	Br	79,904	Бром	Bromine

36	Kr	83,80	Криптон	Krypton
37	Rb	85,468	Рубідій	Rubidium
38	Sr	87,62	Стронцій	Strontium
39	Y	88,906	Ітрій	Yttrium
40	Zr	91,224	Цирконій	Zirconium
41	Nb	92,906	Ніобій	Niobium
42	Mo	95,94	Молібден	Molybdenum
43	Tc	97,907	Технецій	Technetium
44	Ru	101,07	Рутеній	Ruthenium
45	Rh	102,91	Родій	Rhodium
46	Pd	106,42	Паладій	Palladium
47	Ag	107,868	Аргентум	Silver
48	Cd	112,41	Кадмій	Cadmium
49	In	114,82	Індій	Indium
50	Sn	118,71	Станум	Tin
51	Sb	121,75	Стибій	Antimony
52	Te	127,60	Телур	Tellurium
53	I	126,90	Іод	Iodine
54	Xe	131,29	Ксенон	Xenon
55	Cs	132,91	Цезій	Cesium
56	Ba	137,33	Барій	Barium
57	La	138,91	Лантан	Lanthanum
58	Ce	140,12	Церій	Cerium
59	Pr	140,91	Празеодим	Praseodymium
60	Nd	144,24	Неодим	Neodymium
61	Pm	144,92	Прометій	Promethium
62	Sm	150,36	Самарій	Samarium
63	Eu	151,96	Європій	Europium
64	Gd	157,25	Гадоліній	Gadolinium
65	Tb	158,93	Тербій	Terbium
66	Dy	162,50	Диспрозій	Dysprosium
67	Ho	164,93	Гольмій	Holmium
68	Er	167,26	Ербій	Erbium
69	Tm	168,93	Тулій	Thulium
70	Yb	173,04	Ітербій	Ytterbium
71	Lu	174,97	Лютецій	Lutetium
72	Hf	178,49	Гафній	Hafnium

73	Ta	180,95	Тантал	Tantalum
74	W	183,85	Вольфрам	Tungsten
75	Re	186,21	Реній	Rhenium
76	Os	190,20	Осмій	Osmium
77	Ir	192,22	Ірідій	Indium
78	Pt	195,08	Платана	Platinum
79	Au	196,97	Аурум	Gold
80	Hg	200,59	Меркурій	Mercury
81	H	204,38	Талій	Thallium
82	Pb	207,20	Плюмбум	Lead
83	Bi	208,98	Вісмут	Bismuth
84	Po	208,98	Полоній	Polonium
85	At	209,99	Астат	Astatine
86	Rn	222,02	Радон	Radon
87	Fr	223,02	Францій	Francium
88	Ra	226,03	Радій	Radium
89	Ac	227,03	Актиній	Actinium
90	Th	232,04	Торій	Thorium
91	Pa	231,04	Протактиній	Protactinium
92	U	238,03	Уран	Uranium
93	Np	237,05	Нептуній	Neptunium
94	Pu	244,06	Плутоній	Plutonium
95	Am	243,06	Америцій	Americium
96	Cm	247,07	Кюрій	Curium
97	Bk	247,07	Берклій	Berkelium
98	Cf	251,08	Каліфорній	Californium
99	Es	252,08	Ейнштейній	Einsteinium
100	Em	257,10	Фермій	Fermium
101	Md	258,10	Менделєвій	Mendelevium
102	No	259,10	Нобелій	Nobelium
103	Lr	260,11	Лоуренсій	Lawrencium
104	Rf	[261]	Резерфордій	Rutherfordium
105	Db	[262]	Дубній	Dubnium
106	Sg	[263]	Сіборгій	Seaborgium
107	Bh	[262]	Борій	Bohrium
108	Hs	[265]	Гасій	Hassium
109	Mt	[266]	Майтнерій	Meitnerium
110	Uun	[]	Унуннілій	Ununnilium

Таблиця 4 - Назви важливіших кислот

Формула кислоти	Назва за міжнародною номенклатурою	Латинська (раціональна) назва кислоти	Формула аніона кислоти	Раціональна номенклатура солей
HCl	Гідроген хлорид	хлорид на\	Cl^-	хлорид
H_2S	Гідроген сульфід	сульфідна	S^{2-}	сульфід
HNO_3	Гідроген триоксонітрат(V)	нітратна	NO_3^-	нітрат
HNO_2	Гідроген диоксонітрат(III)	нітритна	NO_2^-	нітрит
H_2SO_4	Гідроген тетраоксосульфат(VI)	сульфатна	SO_4^{2-}	сульфат
H_2SO_3	Гідроген триоксосульфат(IV)	сульфітна	SO_3^{2-}	сульфіт
$H_2S_2O_3$ (H_2SO_3S)	Гідроген тіотриоксосульфат(VI)	тіосульфатна	$S_2O_3^{2-}$	тіосульфат
$H_2S_2O_8$ ($H_2S_2O_6O_2$)	Гідроген пероксогексаоксодисульфат(VI)	пероксо- дисульфатна	$S_2O_8^{2-}$	пероксо- дисульфат
H_2CO_3	Гідроген триоксокарбонат(IV)	карбонатна	CO_3^{2-}	карбанат
$H_2B_4O_7$	Гідроген гептаоксотетраборат(III)	тетраборатна	$B_4O_7^{2-}$	тетраборат
H_3BO_3	Гідроген триоксоборат(III)	ортоборатна	BO_3^{3-}	ортоборат
HBO_2	Гідроген диоксоборат(III)	метаборатна	BO_2^-	метаборат
H_2CrO_4	Гідроген тетраоксохромат(VI)	хроматна	CrO_4^{2-}	хромат
$H_2Cr_2O_7$	Гідроген гептаоксодихромат(VI)	дихроматна	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат
$HMnO_4$	Гідроген тетраоксоманганат(VII)	перманганатна	MnO_4^-	перманганат
H_2MnO_4	Гідроген тетраоксоманганат(VI)	манганатна	MnO_4^{2-}	манганат
H_3PO_4	Гідроген тетраоксофосфат(V)	ортофосфатна	PO_4^{3-}	ортофосфат
HPO_3	Гідроген триоксофосфат(V)	метафосфатна	PO_3^-	метафосфат
H_3PO_3	Гідроген триоксофосфат(III)	ортофосфітна	PO_3^{3-}	ортофосфіт
HPO_2	Гідроген диоксофосфат(III)	метафосфітна	PO_2^-	метафосфіт
$HCIO$	Гідроген оксохлорат (I)	гіпохлоритна	ClO^-	гіпохлорит
$HCIO_2$	Гідроген диоксохлорат(III)	хлоритна	ClO_2^-	хлорит
$HCIO_3$	Гідроген триоксохлорат(V)	хлоратна	ClO_3^-	хлорат
$HCIO_4$	Гідроген тетраоксохлорат(VII)	перхлоратна	ClO_4^-	перхлорат

Таблиця 5 – Термодинамічні константи деяких речовин

Таблиця містить дані про стандартні ентальпії (ΔH_{298}^0) і вільні енергії (ΔG_{298}^0) утворення речовин з простих речовин за стандартних умов (кДж/моль), а також абсолютні ентропії (S^0) речовин (Дж/К·моль).

Речовина	ΔH^0	ΔG^0	S^0	Речовина	ΔH^0	ΔG^0	S^0
AgCl	-127,2	-109,9	96,2	KCl	-435,9	-408,0	82,6
AlCl ₃	-704,6	-629,0	109,4	KBr	-392,2	-379,2	96,4
Al(OH) ₃	-1315,0	-1157,0	70,1	KI	-327,6	-322,3	104,3
Al ₂ O ₃	-1676,8	-1583,3	51,0	KClO ₃	-391,2	-289,9	143,0
Al ₂ S ₃	-509,0	-23,0	96,2	KmnO ₄	-813,4	-713,8	171,7
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3444,1	-3102,9	239,4	KNO ₃	-493,2	-393,1	132,9
BaCO ₃	-1217,1	-1137,2	113,0	K ₂ SO ₄	-1434	-1316	175,7
BaCl ₂	-859,1	-811,4	123,8	LiCl	-408,3	-384,0	59,3
BaO	-553,9	-525,4	70,5	MgCl ₂	-641,1	-591,6	89,8
BaSO ₄	-1474,2	-1363,2	132,3	MgO	-601,8	-569,6	26,9
C (алмаз)	+1,828	+2,834	2,37	N ₂	0	0	199,9
C (графіт)	0	0	5,74	NH ₄ Cl	-314,2	-203,2	94,6
C ₂ H ₂ ®	+226,7	+116,8	200,8	NH ₃	-46,2	-16,7	192,6
COCl ₂ l	-219,5	-205,3	2283,6	NO	+90,3	+80,6	210,7
CO	-110,6	-137,2	197,7	NO ₂	+33,0	+51,5	240,2
CO ₂	-393,8	-394,6	213,8	NaCl	-411,1	-384,0	72,1
CS ₂ (p)	+88,7	+64,4	151,0	Na ₂ CO ₃	-1137	-1047	136,4
CaC ₂	-59,9	-64,9	70,0	Na ₂ SO ₄	-1385	-1267	149,5
CaCO ₃	-1207,7	-1129,6	91,6	O ₂	0	0	205,0
CaCl ₂	-796,3	-748,9	104,7	O ₃	142,3	162,7	238,8
CaO	-635,0	-603,6	39,7	P(біл.)	0	0	41,1
Ca(OH) ₂	-986,8	-899,2	83,4	P(черв.)	-17,6	12,1	22,8
Cl ₂	0	0	222,9	PCl ₃	-287,0	-260,5	311,7
CuCl ₂	-215,7	-171,5	108,2	PCl ₅	-374,9	-305,4	364,5
CH ₄	-75,0	-50,9	186,0	P ₄ O ₁₀	-3014	-2743	280,6
CuO	-156,0	-129,9	42,6	H ₃ PO ₄	-1267	-1134	200,8
CuSO ₄	-771,4	-662,2	109,3	SO ₃ ®	-395,9	-317,2	256,7
Fe	0	0	27,2	SO ₂	-297,2	-300,4	248,2
FeCl ₃	-399,7	-334,2	142,4	SO ₂ Cl ₂	-391,2	-305,0	216,3
FeO	-265,0	-244,5	60,8	H ₂ S	-21,0	-33,8	205,7
FeSO ₄	-929,5	-825,5	121,0	H ₂ SO ₄	-814,2	-690,3	156,9
Fe ₂ O ₃	-822,7	-740,8	87,5	SiO ₂	-911,6	-857,2	41,9
Fe ₃ O ₄	-1117,9	-1014,8	146,3	SnO ₂	-580,8	-519,3	52,3
H ₂	0	0	130,7	TiO ₂	-943,9	-888,6	50,3
HCl®	-92,4	-94,5	186,9	NiO	-239,7	-211,6	38,0
H ₂ O®	-242,0	-228,8	188,9	Ni(OH) ₂	-538,7	-453,1	79,5
H ₂ O(к)	286,4	298,4	44,1	ZnS	-205,6	-200,9	57,8
H ₂ O(p)	-286,0	-237,4	70,0	ZnO	-348,0	-318,2	43,9
H ₂ O ₂ (p)	-187,9	-120,5	109,6	ZnSO ₄	-978,6	-871,6	124,7

Таблиця 6 - Густина (ρ) водних розчинів деяких неорганічних речовин при 20 °С

w, %	ρ , г/мл	w, %	ρ , г/мл	w, %	ρ , г/мл
HCl		H₂SO₄		30	1,180
5	1,023	5	1,032	40	1,254
10	1,047	10	1,066	50	1,335
15	1,073	15	1,102	KOH	
20	1,098	20	1,139	4	1,035
25	1,124	25	1,178	8	1,072
30	1,148	30	1,218	12	1,109
35	1,174	40	1,303	16	1,148
HNO₃		50	1,395	20	1,186
5	1,026	60	1,498	30	1,288
10	1,054	90	1,813	40	1,395
15	1,084	96	1,840	NaOH	
20	1,115	98	1,841	5	1,054
30	1,180	H₃PO₄		10	1,109
40	1,247	5	1,025	15	1,164
50	1,310	10	1,053	20	1,219
60	1,336	15	1,082	30	1,328
68	1,404	20	1,113	40	1,430

Таблиця 7 – Константи дисоціації деяких слабких кислот і основ у водних розчинах при 298 °С

Формула	K_1	K_2	K_3
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
H ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,23 \cdot 10^{-18}$	
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$		
H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
NH ₃ ·H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	$1,52 \cdot 10^{-5}$		
ClCH ₂ COOH	$1,4 \cdot 10^{-3}$		
H ₂ C ₂ O ₄	$5,4 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	

Таблиця 8 – Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах

Електро-хімічна система	$\varphi^0, \text{В}$
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e^- \leftrightarrow \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \leftrightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \leftrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{HNO}_2^- + \text{H}^+ + e^- \leftrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-} + 3e^- \leftrightarrow \text{Al} + 6\text{OH}^-$	-2,35
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \leftrightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
$\text{Br}_2 + 2e^- \leftrightarrow 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- \leftrightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- \leftrightarrow \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3e^- \leftrightarrow \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,46
$2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{H}_2$	0,000
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-,053
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,440
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,037
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e^- \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,356
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,700
$\text{Au}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Au}$	1,498
$\text{I}_2 + 2e^- \leftrightarrow 2\text{I}^-$	0,536
$\text{I}_3^- + 2e^- \leftrightarrow 3\text{I}^-$	0,545
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- \leftrightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \leftrightarrow 2\text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{Co}(\text{OH})_3 + e^- \leftrightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{MnO}_4^- + e^- \leftrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \leftrightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \leftrightarrow \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- \leftrightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,49
$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} + 2e^- \leftrightarrow [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Hg}$	0,850
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- \leftrightarrow \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,74
$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15

$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \leftrightarrow \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
$\text{S} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{S}^{2-}$	-0,46
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,14
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- \leftrightarrow \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2,0
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}$	0,799
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{PO}_3\text{H}^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow \text{HPO}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{PO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{F}^-$	2,87
$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{Cl}^-$	1,359
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,407
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 2\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Zn}$	-0,763

Додаток А
Зразок титульного листа контрольної роботи

Міністерство освіти і науки України Східноукраїнський національний університет імені Володимира Даля	
Факультет здоров'я людини кафедра фармації, виробництва та технологій	
Хімія	
Контрольна робота Варіант _____	
<i>Роботу</i>	<i>перевіри</i> група
_____	Студент: _____
(посада та ІПБ викладача)	(ІПБ студента)
_____	_____
(оцінка роботи)	(особистий підпис)
_____	Робота здана на перевірку:
(дата, підпис викладача)	_____
Особливі умови:	(дата здачі)
	Роботу на кафедрі прийняв:

	(ІПБ)

	(підпис)
Київ	
20 /20 н.р.	

Література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ, навч, закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
2. Левітін А.М., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. Вінниця: «Нова Книга», 2003. – 468 с.
3. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. / Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самійленко В.М. – К.: Либідь, 2004. – 336 с.
4. Підгорний, А. В. Хімія [Електронний ресурс] : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки» / А. В. Підгорний, Т. М. Назарова, Т. І. Дуда ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові дані: (1 файл: 2,82 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 351 с.
(URI <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>)
5. Загальна хімія [Електронний ресурс] : електрон. метод. вказівки до лаб. робіт студентам ф-ту хімії та фармації першого (бакалавр.) рівня вищ. освіти, спец. 102 Хімія / уклад.: Т. О. Кіосе, Л. А. Раскола – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2024. – 101 с.
(URI <https://dspace.onu.edu.ua/handle/123456789/37785>)

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання контрольної роботи з дисципліни
«ХІМІЯ», «ЗАГАЛЬНА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ (частина 1)»
(для здобувачів вищої освіти спеціальностей
101, 131, 133, 141, 161, 174, 182, 192, 201, 208, 273, 274)
(Електронне видання)

Укладач ЗАХАРОВА Ольга Іванівна

Оригінал-макет

О.І. Захарова

Підписано до друку _____
Формат 60x84/16. Папір типограф. Гарнітура Times.
Друк офсетний. Умов. друк. арк. _____. Облік. видавн. арк. ____
Тираж ____ екз. Вид. № _____. Замовл. № _____. Ціна договірна.

Видавництво Східноукраїнського національного університету
імені Володимира Даля

Адреса видавництва: м. Київ, вул. Іоанна Павла II, 17.
Телефон: +38 (050) 218 04 78, факс (06452) 4 03 42
E-mail: vidavnictvosnu.ua@gmail.com