

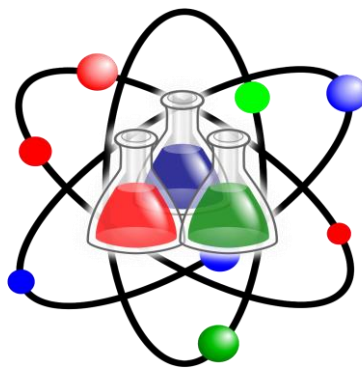
**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЖИТОМИРСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**

Г.В. Скиба, Л.М. Шевчук, Т.І. Сікач, Л.І. Демчук

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ
ТЕОРІЯ ТА ЗАДАЧІ**

Навчальний посібник для практичних занять і самостійної роботи студентів

*Рекомендовано Вченою радою
Державного університету «Житомирська політехніка»
як навчальний посібник для здобувачів
вищої освіти інженерних спеціальностей ЗВО
Протокол № 7 від 26.06. 2024*



**Житомир
2024**

УДК 54(075.8)

З-41

Рецензенти: **М.С. Мальований**, доктор технічних наук, професор (Національний університет «Львівська політехніка»)
Т.А. Сафранов, доктор геолого-мінералогічних наук, академік Міжнародної академії екології та безпеки життєдіяльності, професор (Одеський державний екологічний університет)
М.Б. Корбут, кандидат технічних наук, доцент (Державний університет «Житомирська політехніка»)

Скиба Г.В., Шевчук Л.М., Сікач Т.І., Демчук Л.І.

З-41

Загальна хімія: теорія та задачі : Навчальний посібник для практичних занять та самостійної роботи студентів (ступінь вищої освіти бакалавр) всіх форм навчання за нехімічними напрямками / Демчук Л.І. Житомир: Житомирська політехніка, 2024. – 141 с.
ISBN 978-966-683-656-7

Викладено теоретичні основи і рекомендації для розв'язування задач і вправ із загальної хімії. Навчальний посібник включає задачі по розділах, які вивчаються на інженерних спеціальностях у ЗВО відповідно до навчальних програм. Розділи мають короткі теоретичні відомості, приклади рішення задач, задачі для самостійного рішення. Посібник включає довідкові матеріали. Рекомендовано відповідну наукову, фахову періодичну та монографічну літературу для підготовки і виконання самостійних та практичних робіт.

УДК 54(075.8)

© Скиба Г.В., 2024

© Шевчук Л.М., 2024

© Сікач Т.І., 2024

© Демчук Л.І., 2024

©Житомирська політехніка, 2024

ISBN 978-966-683-656-7

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	6
РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНИ.....	7
1.1. ЕКВІВАЛЕНТ	7
Приклади розв'язання	8
Завдання для розв'язання	9
1.2. Молярна маса. Закон Авогадро	12
Приклади розв'язання	13
Завдання для розв'язання	14
1.3. ХІМІЧНІ ФОРМУЛИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ.	15
Приклади розв'язання	16
Завдання для розв'язання	16
РОЗДІЛ 2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	19
Приклади розв'язання	21
Завдання для розв'язання	22
РОЗДІЛ 3. БУДОВА АТОМІВ. СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.....	26
3.1. Електронна структура атомів. Залежність властивостей елементів від будови їх атомів. Періодичний закон і система елементів.....	26
Приклади розв'язання	27
Завдання для розв'язання	28
3.2. Будова атомних ядер. Ядерні реакції.....	28
Приклади розв'язання	30
Завдання для розв'язання	31
РОЗДІЛ 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.....	32
4.1. Типи хімічних зв'язків. Ковалентний зв'язок.....	32
Приклади розв'язання	34
Завдання для розв'язання	34
4.2. Геометрична структура молекул. Полярність молекул. Іонний зв'язок.....	35
Приклади розв'язання	37
Завдання для розв'язання	38
РОЗДІЛ 5. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	40
5.1. Енергетика хімічних реакцій.....	40
Приклади розв'язання	42
Завдання для розв'язання	43
5.2. Швидкість хімічних реакцій.....	44
Приклади розв'язання	46
Завдання для розв'язання	48
РОЗДІЛ 6. РОЗЧИНИ.....	50
6.1. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність	50
Приклади розв'язання	50
Завдання для розв'язання	52
6.2. Енергетичні ефекти при утворенні розчинів.....	54
Приклади розв'язання	55
Завдання для розв'язання	55
6.3. Фізико-хімічні властивості розведених розчинів неелектролітів	56
Приклади розв'язання	58
Завдання для розв'язання	59
РОЗДІЛ 7. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....	62
7.1. Слабкі електроліти. Константа і ступінь дисоціації.....	62

Приклади розв'язання	63
Завдання для розв'язання	63
7.2. Сильні електроліти. Активність іонів	64
Приклади розв'язання	65
Завдання для розв'язання	66
7.3. Іонний добуток води і водневий показник.....	67
Приклади розв'язання	68
Завдання для розв'язання	68
7.4. Добуток розчинності.....	69
Приклади розв'язання	70
Завдання для розв'язання	71
7.5. Іонообмінні реакції. Гідроліз солей	72
Приклади розв'язання	73
Завдання для розв'язання	73
РОЗДІЛ 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ ТА ЇХ СКЛАДАННЯ. НАПРЯМОК ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЇ.....	75
Приклади розв'язання	76
Завдання для розв'язання	78
РОЗДІЛ 9. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ	81
9.1. Електродні потенціали	81
Приклади розв'язання	83
Завдання для розв'язання	84
9.2. Гальванічні елементи	84
Приклади розв'язання	85
Завдання для розв'язання	86
9.3. Електроліз	87
Приклади розв'язання	89
Завдання для розв'язання	91
9.4. Корозія металів. Способи захисту металів від корозії.....	92
РОЗДІЛ 10. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ.....	96
10.1. Номенклатура комплексних сполук. Хімічний зв'язок в комплексах.....	96
Приклади розв'язання	97
Завдання для розв'язання	97
10.2. Електролітична дисоціація комплексних іонів. Одержання комплексних сполук.....	98
Приклади розв'язання	99
Завдання для розв'язання	99
РОЗДІЛ 11. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК	101
11.1. Загальні закономірності	101
Завдання для розв'язання	102
11.2. Гідроген будова та властивості	102
Завдання для розв'язання	103
11.3. Метали І групи періодичної системи.....	104
Завдання для розв'язання	106
11.4. Метали ІІ групи періодичної системи.....	107
Завдання для розв'язання	108
11.5. Метали ІІІ групи періодичної системи. Алюміній.....	108
Завдання для розв'язання	109
11.6. Метали побічних підгруп четвертої, п'ятої, шостої і сьомої груп періодичної системи	110
Завдання для розв'язання	111
РОЗДІЛ 12. ПОБІЧНА ПІДГРУПА ВОСЬМОЇ ГРУПИ. СІМЕЙСТВО ЗАЛІЗА	112

12.1. Загальна характеристика побічної підгрупи. Властивості елементів сімейства	
ЗАЛІЗА.....	112
Завдання для розв'язання	113
РОЗДІЛ 13. ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНІ РЕЧОВИНИ	114
13.1. Класифікація полімерів та їх властивості	114
ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ	116
Завдання для розв'язання	117
РОЗДІЛ 14. ОРГАНІЧНА ГЕОХІМІЯ. КАРБОКСИЛЬНІ СПОЛУКИ.....	118
14.1. Будова, практичне значення та властивості карбоксильних органічних сполук .	118
Завдання для розв'язання	120
ДОДАТКИ	122

ПЕРЕДМОВА

Хімія є фундаментальною дисципліною у закладах вищої освіти технічного спрямування. Хімія – це наука, яка вивчає склад, структуру, властивості та перетворення речовин. Вона є основою для розуміння багатьох природних і технологічних процесів, тому глибоке знання цієї дисципліни є необхідним для майбутніх науковців, інженерів і багатьох інших професіоналів.

Даний посібник складається з розділів, які відповідають освітнім програмам інженерних спеціальностей, де призначено вивчення хімії. В розділах представлені короткі теоретичні відомості та приклади розв'язку типових задач і вправ, призначення яких – допомогти студенту систематизувати та закріпити знання, одержані після вивчення певного розділу по підручнику, навчальному посібнику, конспекту лекцій. У посібнику приведено список рекомендованої найбільш доступної літератури.

Представлені задачі і вправи можуть бути використані для контрольних робіт з навчальної дисципліни для заочної форми навчання. Необхідні для розв'язку задач довідкові дані приведені у «Додатках».

Представлені у збірнику задачі і вправи дають можливість студентам перевірити рівень засвоєння ними відповідного навчального матеріалу. Кожне із таких завдань супроводжується відповіддю. Невідповідність отриманої відповіді з представленою в кінці задачі підкаже студенту на необхідність повторного опрацювання матеріалів з цього розділу і повторного розв'язання задачі.

Цей збірник створено з метою:

– Допомогти студентам систематизувати та закріпити знання з хімії.

– Сприяти розвитку аналітичного мислення та вміння застосовувати теоретичні знання на практиці.

– Надати матеріал для підготовки до іспитів та олімпіад з хімії.

– Заохотити до самостійного вивчення хімії та розширення знань у цій галузі.

Рекомендуємо починати роботу з кожного розділу з вивчення теоретичного матеріалу, після чого переходити до розв'язання задач. Якщо ви не можете розв'язати певну задачу, зверніться до розв'язків, наданих у кінці розділу. Спробуйте зрозуміти, які саме кроки ви пропустили або виконали неправильно, та повторіть спробу розв'язати задачу самостійно.

Укладаючи цей посібник автори враховували власний досвід викладання загальної хімії в Державному університеті «Житомирська політехніка». У посібнику використано українську хімічну термінологію і номенклатуру хімічних елементів та їх сполук, міжнародну систему фізико-хімічних одиниць.

Посібник підготовлений авторським колективом у складі: Скиба Г.В., Шевчук Л.М., Сікач Т.І., Демчук Л.І. Автори мають надію, що запропоновані задачі і вправи з загальної та неорганічної хімії нададуть студентам можливість більш глибоко оволодіти теоретичним матеріалом з хімії.

Автори висловлюють подяку Мальованому М.С, доктору технічних наук, професору Національного університету «Львівська політехніка»; Сафранову Т.А., доктору геолого-мінералогічних наук, академіку Міжнародної академії екології та безпеки життєдіяльності, професору Одеського державного екологічного університету; Корбут М.Б., кандидату технічних наук, доценту Державного університету «Житомирська політехніка» за рецензування посібника та цінні поради і зауваження.

Усі пропозиції щодо поліпшення якості посібника будуть сприйняті з вдячністю.

Автори

РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНИ

1.1. Еквівалент

В хімічних реакціях і прості, і складні речовини реагують в певних вагових співвідношеннях без залишку, інакше кажучи, реагують в еквівалентних кількостях.

Еквівалентом елемента (простої речовини) називають таку його кількість, яка реагує без залишку з 8 ваговими частинами кисню або 1 ваговою частиною водню. Звідси еквівалент водню дорівнює 1 ваг. част., еквівалент кисню – 8 ваг. част. Еквівалент елемента виражений в грамах називають молярною масою еквівалента або грам-еквівалентом і записують, відповідно: $M_{\text{екв}}(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$, $M_{\text{екв}} = 8 \text{ г/моль}$.

Еквівалентом складної речовини називають таку її кількість, яка реагує з одним еквівалентом кисню, або з одним еквівалентом водню, або з одним еквівалентом будь якої іншої речовини.

Закон еквівалентів. Речовини реагують між собою в кількостях прямо пропорційно їх еквівалентам. Математично цей закон можна записати таким чином:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв.1}}}{M_{\text{екв.2}}}$$

де m_1, m_2 – маси речовин (г);

$M_{\text{екв.1}}, M_{\text{екв.2}}$ – відповідно їх молярні маси еквівалентів (г/моль).

Обчислення молярних мас еквівалентів простих і складних речовин.

1. **Молярну масу еквівалента елемента** можна обчислити за відношенням:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{M}{V},$$

де $M_{\text{екв.}}$ – молярна маса еквівалента елемента (г/моль);

M – молярна маса атома елемента (г/моль);

V – валентність цього елемента.

Еквівалент елемента не є постійною величиною, а залежить від валентності елемента в його сполуках. Молярну масу еквівалента елемента можна обчислити за законом еквівалентів, якщо відомий склад сполуки у відсотках цього елемента з іншим елементом, еквівалент якого вже відомий; якщо відома маса хімічної сполуки даної кількості елемента з іншим елементом, еквівалент якого відомий, а також молярну масу еквівалента елемента можна знайти дослідним шляхом.

2. **Молярна маса еквівалента оксиду** дорівнює сумі молярних мас еквівалентів елементів, які входять до його складу або обчислюється за формулою:

$$M_{\text{екв.окс.}} = \frac{M_{\text{окс.}}}{V \cdot n},$$

де $M_{\text{екв.окс.}}$ – молярна маса еквівалента оксиду;

$M_{\text{окс.}}$ – молярна маса оксиду;

V – валентність елемента;

n – кількість атомів елемента в оксиді.

3. **Молярна маса еквівалента кислоти** дорівнює її молярній масі, що ділиться на основність, тобто кількість атомів водню в молекулі, що здатні заміщуватись на метал:

$$M_{\text{екв.кисл.}} = \frac{M_{\text{кисл.}}}{n},$$

де $M_{\text{екв.кисл.}}$ – молярна маса еквівалента кислоти;

$M_{\text{кисл.}}$ – молярна маса кислоти;

n – основність кислоти (кількість атомів водню в кислоті, що здатні заміщуватись на метал).

4. **Молярна маса еквівалента основи** дорівнює її молярній масі, що ділиться на кислотність, тобто кількість гідроксильних груп:

$$M_{\text{екв.основ.}} = \frac{M_{\text{основ.}}}{n},$$

де $M_{\text{екв.основ.}}$ – молярна маса еквівалента основи;

$M_{\text{основ.}}$ – молярна маса основи;

n – число гідроксильних груп.

5. **Молярна маса еквівалента середньої солі** дорівнює її молярній масі, що ділиться на кількість атомів металу та на його валентність:

$$M_{\text{екв.с.солі}} = \frac{M_{\text{с.солі}}}{n \cdot B},$$

де $M_{\text{екв.с.солі}}$ – молярна маса еквівалента середньої солі;

$M_{\text{с.солі}}$ – молярна маса середньої солі;

n – кількість атомів металу в солі;

B – валентність цього металу в солі.

6. **Молярна маса еквівалента складної речовини** в загальному випадку не є постійною величиною і залежить від реакції за участю цієї речовини. **Для знаходження молярної маси еквівалента складної речовини необхідно скласти рівняння реакції і обчислити еквівалент цієї речовини шляхом ділення молярної маси цієї речовини на кількість еквівалентів іншої речовини, з якою дана речовина реагує.**

7. **Еквівалентний об'єм газу чи пари.** Об'єм, що займає еквівалент газу чи пари при нормальних умовах називається **еквівалентним об'ємом** і позначається $V_{\text{екв.}}$:

$$V_{\text{екв.}}(\text{H}) = 11,2 \text{ л/моль};$$

$$V_{\text{екв.}}(\text{O}) = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Приклади розв'язання

Задача 1. Під час згоряння металу масою 5 г утворюється метал оксид масою 9,44 г, в якому валентність металу дорівнює трьом. Розрахуйте: а) еквівалент металу; б) молярну масу еквівалентів металу; в) молярну масу еквівалентів метал оксиду; г) молярну масу металу. Визначте, що це за метал.

Розв'язання. а) Оскільки число еквівалентності металу співпадає з його валентністю, то еквівалентом металу є $1/3$ його атома ($1/3 M_{\text{екв.}}$). б) Обчислюємо кількість еквівалентів кисню, що знаходиться в утвореному оксиді, враховуючи, що маса кисню дорівнює різниці між масою оксиду та масою металу:

$$m(\text{O}) = 9,44 \text{ г} - 5 \text{ г} = 4,44 \text{ г}.$$

Кількість еквівалентів кисню буде дорівнювати:

$$n(\text{O}) = 4,44 / 8 = 0,555 \text{ моль}.$$

Відповідно до закону еквівалентів кількість еквівалентів металу дорівнює кількості еквівалентів кисню:

$$n(\text{Me}) = n(\text{O}) = 0,555 \text{ моль}.$$

Розрахуємо молярну масу еквівалентів металу:

$$M_{\text{екв.}}(\text{Me}) = 5 / 0,555 = 9 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса еквіваленту оксиду металу дорівнює сумі молярних мас еквівалентів металу та кисню:

$$M_{\text{екв.}}(\text{Me}_2\text{O}_3) = M_{\text{екв.}}(\text{Me}) + M_{\text{екв.}}(\text{O}) = 9 + 8 = 17 \text{ г/моль}.$$

Обчислюємо молярну масу металу (за умови, що валентність металу дорівнює трьом):

$$M(\text{Me}) = 3 \cdot 9 = 27 \text{ г/моль}.$$

За Періодичною системою елементів визначаємо, що це алюміній.

Задача 2. Під час розчинення заліза масою 7 г у хлоридній кислоті виділяється водень об'ємом 2,8 л (н.у.). Розрахуйте а) молярну масу еквівалентів феруму; б) валентність феруму та його еквівалент в солі, яка утворилась. Наведіть формулу солі.

Розв'язання. а) Розрахувати молярну масу еквівалентів феруму можна двома способами:

I спосіб. Розрахуємо молярну масу еквівалентів феруму за законом еквівалентів, враховуючи, що молярний об'єм еквівалентів водню дорівнює молярному об'єму еквівалентів гідрогену, тобто становить 11,2 л/моль:

$$\frac{m_A}{V_{H_2}} = \frac{M_{екв.}(A)}{V_г(H_2)}$$

$$M_{екв.}(Fe) = 7 \cdot 11,2 / 2,8 = 28 \text{ г/моль.}$$

II спосіб. Кількість еквівалентів водню, виділеного внаслідок розчинення заліза у кислоті, дорівнює кількості еквівалентів гідрогену, витісненого з кислоти металом, а саме:

$$n(H_2) = 2,8 \text{ л} / 11,2 \text{ л/моль} = 0,25 \text{ моль.}$$

За законом еквівалентів:

$$n(Fe) = n(H) = 0,25 \text{ моль.}$$

Обчислимо молярну масу еквівалентів феруму:

$$M_{екв.}(Fe) = 7 \text{ г} / 0,25 \text{ моль} = 28 \text{ г.}$$

Визначимо валентність феруму в солі.

$$V = M(Fe) / M_{екв.}(Fe) = 56 \text{ г/моль} / 28 \text{ г/моль} = 2.$$

Формула утвореної солі – FeCl₂.

Завдання для розв'язання

1. Наведіть приклади хімічних речовин з молярною масою, яка дорівнює еквівалентній молярній масі.

Відповідь: KOH, HCl.

2. Обчисліть молярні маси еквівалентів гідрогену, флуору, оксигену та сульфуру у сполуках HF, H₂O, SO₂.

Відповідь: 1 г/моль, 19 г/моль, 8 г/моль, 8 г/моль.

3. Обчисліть еквівалентну молярну масу калій оксиду.

Відповідь: 47 г/моль.

4. Для розчинення 1 г оксиду металу витратили розчин, який містив 1,825 г HCl. Розрахуйте еквівалентну молярну масу оксиду.

Відповідь: 20 г/моль.

5. Обчислити кількість моль еквівалентів, що міститься в 100 г карбонату кальцію.

Відповідь: 1 моль.

6. Обчислити об'єм моль еквівалентів аміаку при нормальних умовах за реакцією NH₃ + HCl = NH₄Cl.

Відповідь: 7,467 л.

7. Обчисліть еквівалентні маси: CH₄, CO₂, Ca(OH)₂, Na₂CO₃, HNO₃.

Відповідь: 4 г/моль, 11 г/моль, 63 г/моль, 37 г/моль, 53 г/моль.

8. При згорянні 5,00 г металу утворюється 9,44 г оксиду метала. Обчислити еквівалентну масу металу?

Відповідь: 9,01 г/моль.

9. Одна і та ж кількість металу з'єднується з 0,200 г кисню і з 3,17 г одного із галогенів. Обчислити еквівалентну масу галогену.

Відповідь: 127 г/моль.

10. Маса 1 л кисню дорівнює 1,4 г. скільки літрів кисню витрачається при згорянні 21 г магнію, еквівалент якого дорівнює 1/2 моля?

Відповідь: 10 л.

11. Обчислити атомну масу двовалентного металу і визначити, який це метал, якщо 8,34 г металу окислюється 0,60 л кисню (н.у.).
Відповідь: 137,4, Ва.
12. Обчислити атомну масу двовалентного металу і сірки, якщо 3,24 г металу утворює 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфїду.
Відповідь: 108 г/моль, 16 г/моль.
13. Миш'як утворює два оксиди, один з яких містить 65,2 % As, а другий 75,7 % As. Обчислити еквівалентні маси миш'яку в двох випадках.
Відповідь: 15,0 г/моль, 24,9 г/моль.
14. 1,00 г деякого металу з'єднується з 8,89 г бромом і з 1,78 г сірки. Обчислити еквівалентні маси бромом і металу, знаючи, що еквівалентна маса сірки дорівнює 16,0 г/моль.
Відповідь: 79,9 г/моль, 9,0 г/моль.
15. Еквівалентна маса хлору дорівнює 35,5 г/моль, молярна маса атомів міді дорівнює 63,5 г/моль. Еквівалентна маса хлориду міді дорівнює 99,5 г/моль. Яка формула хлориду міді?
16. Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7 г сульфатної кислоти. Обчислити еквівалентну масу металу і об'єм водню, що утворився (н.у.).
Відповідь: 56,0 г/моль, 3,36 л.
17. На відновлення 1,8 г оксиду металу витрачено 883 мл водню, виміряного при нормальних умовах. Обчислити еквівалентні маси оксиду і металу.
Відповідь: 24,2 г/моль, 16,2 г/моль.
18. Деяка кількість металу, еквівалентна маса якого дорівнює 27,9 г/моль, витісняє з кислоти 700 мл водню, виміряного при нормальних умовах. Обчислити масу металу.
Відповідь: 1,74 г.
19. 1,60 г кальцію і 2,16 г цинку витісняють із кислоти однакову кількість водню. Обчислити еквівалентну масу цинку, знаючи, що еквівалентна маса кальцію дорівнює 20,0 г/моль.
Відповідь: 32,6 г/моль.
20. Сульфатна і фосфатна кислота мають однакову молекулярну масу. Яке відношення мас цих кислот, витрачених на нейтралізацію однієї і тієї ж кількості лугу, якщо утворилось відповідно сульфат і дигідрофосфат?
Відповідь: 1:2.
21. Мідь утворює два оксиди. На визначення кількості міді при утворенні першого оксиду витрачено в двічі більше кисню, чим при утворенні другого. Яке відношення валентності міді в першому оксиді до її валентності в другому?
22. При взаємодії фосфатної кислоти з лугом утворилась сіль Na_2HPO_4 . Обчислити для цього випадку значення еквівалентної маси фосфатної кислоти.
23. На нейтралізацію 2,45 г кислоти йде 2,00 г гідроксиду натрію. Обчислити еквівалентну масу кислоти.
Відповідь: 49,0 г/моль.
24. При взаємодії 5,95 г деякої речовини з 2,75 г хлороводню отримали 4,4 г солі. Обчислити еквівалентні маси речовини і утвореної солі.
Відповідь: 79,0 г/моль, 58,4 г/моль.
25. 0,376 г алюмінію при взаємодії з кислотою витіснили 0,468 л водню, виміряного при нормальних умовах. Обчислити еквівалентний об'єм водню, знаючи, що еквівалентна маса алюмінію дорівнює 8,99 г/моль.
Відповідь: 11,2 л/моль.
26. При взаємодії 3,24 г тривалентного металу з кислотою утворилось 4,03 л водню. Визначити молярну масу еквівалента металу та його оксиду.
Відповідь: 9 г/моль, 27 г/моль.
27. Визначте молярну масу еквівалента марганцю в сполуках MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 .

28. Наведіть приклади хімічних сполук з молярною масою, що дорівнює молярній масі еквівалента.
Відповідь: HCl, KOH.
29. Скільки моль еквівалентів міститься в 100 г кальцій карбонату?
Відповідь: 1 моль.
30. Обчисліть об'єм моль еквівалентів аміаку при н.у. за реакцією $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.
Відповідь: 7,467 л.
31. Обчисліть масу 3 молей еквівалентів натрій гідроксиду.
Відповідь: 120 г.
32. Чому дорівнює маса моль еквівалентів кальцій хлориду?
Відповідь: 111 г.
33. Скільки моль еквівалентів міститься в 10 г барій гідроксиду?
Відповідь: 0,06 моль.
34. Який об'єм займає 0,2 моль еквівалентів водню (н.у.)?
Відповідь: 2,24 л.
35. Обчисліть об'єм 2 моль еквівалентів кисню (н.у.).
Відповідь: 11,2 л
36. Яка реакція середовища, якщо в розчині міститься 1 моль еквівалентів KOH і 1 моль еквівалентів H_3PO_4 ?
Відповідь: нейтральна.
37. Який об'єм водню при н.у. вступить в реакцію, якщо за реакцією $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ отримаємо 2 моля еквівалентів аміаку?
Відповідь: 22,4 л.
38. Для отримання ферум (III) гідроксиду змішали розчини, що містять 0,2 моль еквівалентів лугу і 0,3 моль еквівалентів ферум (III) хлориду. Скільки грамів ферум (III) гідроксиду отримали в результаті реакції?
Відповідь: 7,13 г.
39. Скільки грамів NaOH вступило в реакцію, якщо в результаті отримали 2 моль еквівалентів металу?
Відповідь: 80 г.
40. Скільки моль еквівалентів металу вступило в реакцію з кислотою, якщо при цьому виділилось 5,6 л водню при н.у.?
Відповідь: 0,5 моль.
41. Скільки грамів сульфідної кислоти отримали при взаємодії водню і 8 г сірки при н.у.?
Відповідь: 0,5 моль.
42. В якій кількості NaOH міститься стільки ж моль еквівалентів, скільки в 140 г KOH?
Відповідь: 100 г.
43. Малярна маса еквівалентів металу дорівнює 56,2 г/моль. Обчисліть масову частку металу в його оксиді.
Відповідь: 87,54 %.
44. Металу хлорид містить 69% хлору. Обчисліть молярну масу еквівалента металу.
Відповідь: 15,95 г/моль.
45. Певна кількість металу, малярна маса еквівалента якого дорівнює 27,9г/моль, витісняє 0,7 л водню (н.у.). Обчисліть масу металу.
Відповідь: 1,74 г.
46. При відновленні 5,1 г металу (III) оксиду утворилось 2,7 г води. Обчисліть молярну масу еквівалента і молярну масу металу, якщо молярна маса еквівалента води дорівнює 9 г/моль.
Відповідь: 9 г/моль; 27 г/моль.

47. На нейтралізацію 0,471 г фосфористої кислоти витрачено 0,664 г КОН. Обчисліть молярну масу еквівалента кислоти.

Відповідь: 40,95 г/моль

48. На осадження хлору, що міститься в 0,666 г солі, витрачено 1,088 г аргентум нітрату. Обчисліть молярну масу еквівалента солі.

Відповідь: 104,0 г/моль.

1.2. Молярна маса. Закон Авогадро

Відносна молекулярна маса (M_r) визначається як відношення маси молекули до $1/12$ маси ізотопу $^{12}_6\text{C}$. Вона також чисельно дорівнює масі молекули речовини, вираженій в а. о. м.. Практично молекулярну масу знаходять як суму добутків атомних мас елементів, що входять до складу молекули, на кількість атомів у молекулі даної речовини, наприклад:

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 1,0079 + 32,066 + 4 \cdot 15,999 = 98,0778 \text{ а. о. м.} \end{aligned}$$

Для речовин немалекулярної будови звичайно наводять найпростішу формулу (наприклад, KCl, SiO₂). Для них замість терміну **молекулярна маса** більш правильно вживати термін **формульна маса**. Формульну масу обчислюють аналогічно молекулярній через атомні маси.

У реальних хімічних розрахунках незручно користуватися дуже малими частинками – атомами, молекулами, іонами. Тому в системі одиниць СІ за одиницю кількості речовини прийнято моль – сукупність (порцію) такого числа структурних одиниць (атомів, молекул, іонів), яке дорівнює кількості атомів у 12 грамах ізотопу Карбону $^{12}_6\text{C}$.

Встановлено, що в 12 г Карбону $^{12}_6\text{C}$ міститься $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів. Це число називається сталою Авогадро, позначається N_A і має розмірність моль⁻¹. Отже, за означенням, 1 моль атомів будь-якого елемента містить $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів, а моль молекул – $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул, 1 моль іонів – $6,022 \cdot 10^{23}$ іонів. Стала Авогадро дозволяє дуже просто визначити величину молярної маси – тобто масу одного моля будь-якої речовини. Дійсно, за означенням, маса стандартного моля, тобто моля атомів $^{12}_6\text{C}$, складає 12 г, а маса одного атома – 12 а. о. м. Маса моля атомів можна виразити як добуток маси одного атома на число атомів N_A :

$$12 \text{ а. о. м.} \cdot N_A = 12\text{г.}$$

Звідси з'являється важливе співвідношення:

$$1 \text{ а. о. м.} \cdot N_A = 1\text{г,}$$

тобто N_A – це множник, за допомогою якого а. о. м. (відносна атомна одиниця маси) перетворюється на грам-одиницю абсолютної маси.

Тепер, якщо взяти масу одного атома певного елемента або масу однієї молекули складної речовини і помножити на число Авогадро, то одержимо **молярну масу, відповідно моля їх атомів або моля молекул, яка в грамах буде чисельно дорівнювати атомній масі або молекулярній масі**. Молярна маса речовини позначається M і має розмірність г/моль.

Молярну масу можна розраховувати, якщо масу речовини m розділити на кількість речовини n у взятій наважці:

$$M = \frac{m}{n}.$$

З цього виразу можна отримати співвідношення:

$$n = \frac{m}{M},$$

тобто, кількість речовини дорівнює відношенню маси (наважки) речовини до її молярної маси.

Масу речовини m можна записати як добуток маси однієї частинки m_0 в г на число цих

частинок N_x

$$m = m_0 \cdot N_x.$$

Аналогічно для 1 моль:

$$M = m_0 \cdot N_A.$$

Тоді з цього виразу можна отримати:

$$n = \frac{m_0 \cdot N_x}{m_0 \cdot N_A} = \frac{N_x}{N_A},$$

а з цього співвідношення – спосіб знаходження маси однієї частинки в грамах:

$$m_0 = \frac{M}{N_A}.$$

Валентність – це здатність атомів одного хімічного елемента приєднувати певну кількість атомів іншого хімічного елемента. Чисельно валентність можна визначити за кількістю атомів гідрогену або інших одновалентних атомів, яку може приєднати або замінити атом даного елемента. Коли утворюються складні речовини з двох елементів, атоми сполучаються так, що **добуток числа атомів одного елемента на його валентність дорівнює добутку числа атомів на валентність другого елемента**. Це правило використовують при складанні хімічних формул. Якщо елемент має змінну валентність, то з іншим елементом, наприклад Оксигеном, він може утворювати кілька сполук: CO й CO₂; CrO, Cr₂O₃ й CrO₃ та ін. У кожній такій сполуці валентності, а отже, й атомні співвідношення елементів є цілком певними і тому склад сполук при цьому змінюється стрибками.

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчислити, скільки молекул вміщується в 40 г нітратної кислоти.

Розв'язання. Молярна маса HNO₃ дорівнює 63 г/моль. Знаходимо кількість моль, що міститься в 40 г кислоти, а саме:

$$n(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3) / M(\text{HNO}_3) = 40 / 63 = 0,63 \text{ моль.}$$

Відповідно до закону Авогадро, один моль нітратної кислоти містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Таким чином,

$$N(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot N_A = 0,63 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,79 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: $3,79 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. Визначити число моль атомів Карбону в 60 г вуглецю.

Розв'язання. Молярна маса Карбону $M(\text{C}) = 12$ г/моль, тоді:

$$n(\text{C}) = m(\text{C}) / M(\text{C}) = 60 / 12 = 5 \text{ моль.}$$

Відповідь: 5 моль.

Задача 3. Якою має бути маса заліза, щоб вона містила таку саму кількість атомів, що й 3,2 г сірки?

Розв'язання. Відносна атомна маса Сульфуру дорівнює 32 а. о. м., значить його молярна маса буде становити 32 г/моль. Обчислимо кількість молей сірки, що міститься в 3,2 г, а саме:

$$n(\text{S}) = m(\text{S}) / M(\text{S}) = 3,2 / 32 = 0,1 \text{ моль.}$$

Таким чином, щоб мати однакову кількість атомів Fe й S, потрібна та сама кількість молів заліза, тобто 0,1 моль. Відносна атомна маса Fe дорівнює 56 а. о. м., тобто молярна маса його становить 56 г/моль, а масу 0,1 моль Fe знаходимо з такої пропорції:

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль Fe} &- 56 \text{ г} \\ 0,1 \text{ моль Fe} &- m(\text{Fe}) \\ m(\text{Fe}) &= 5,6 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: 5,6 г.

Задача 4. Визначити кількість речовини та масу $3,5 \cdot 10^{24}$ молекул натрій карбонату.

Розв'язання. Кількість речовини натрій карбонату визначаємо за такою формулою:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = N(\text{Na}_2\text{CO}_3) / N_A = 3,5 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 5,81 \text{ моль.}$$

Далі розраховуємо молярну масу натрій карбонату, тобто:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ г/моль.}$$

Масу натрій карбонату обчислюємо таким чином:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,81 \cdot 106 = 615,86 \text{ г.}$$

Відповідь: 5,81 моль, 615,86 г.

Завдання для розв'язання

49. Співставить числа молекул, що містяться в 1 г NH_3 і в 1 г N_2 . В якому випадку і в скільки разів число молекул більше?

50. Виразить в грамах масу однієї молекули діоксиду сульфуру.

Відповідь: $1,06 \cdot 10^{-22}$ г.

51. Чи однакове число молекул в 0,001 кг H_2 і в 0,001 кг O_2 ? В 1 л H_2 і в 1 л O_2 при однакових умовах?

52. Скільки молекул міститься в 1,00 мл водню при нормальних умовах?

Відповідь: $2,69 \cdot 10^{19}$.

53. Який об'єм при нормальних умовах займає $27 \cdot 10^{21}$ молекул газу?

Відповідь: 1 л.

54. Яке співвідношення об'ємів, що займають 1 моль O_2 і 1 моль O_3 (умови однакові)?

55. Взято однакові маси кисню, водню і метану при однакових умовах. Знайти відношення об'ємів цих газів?

Відповідь: 1:16:2.

56. На запитання, який об'єм містить 1 моль води при нормальних умовах, отримали відповідь: 22,4 л. Чи правильна ця відповідь?

57. Скільки молекул діоксиду вуглецю міститься в 1 л повітря, якщо об'ємний вміст CO_2 дорівнює 0,03% (н.у.)?

Відповідь: $8 \cdot 10^{18}$.

58. Обчислить масу: 1) 2 л H_2 при 15°C і тискові 100,7 кПа (755 мм рт. ст.); 2) $1 \text{ м}^3 \text{ N}_2$ при 10°C і тискові 102,9 кПа (772 мм рт. ст.) 3) $0,5 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$ при 20°C і тискові 99,9 кПа (749,3 мм рт. ст.).

Відповідь: 0,168 г, 1,23 кг, 1,456 кг.

59. Обчислить об'єм, що займає 0,07 кг N_2 при 21°C і тискові 142 кПа (1065 мм рт. ст.).

Відповідь: 43 л.

60. Бертолетова сіль KClO_3 при нагріванні розкладається з утворенням KCl і O_2 . Скільки літрів кисню при 0°C і тискові 101,3 кПа можна отримати із 1 моля KClO_3 ?

Відповідь: 33,6 л.

61. Скільки молей міститься в 1 м^3 любого газу при нормальних умовах?

Відповідь: 44,6 моля.

62. Чому дорівнює атмосферний тиск на вершині Казбека, якщо при 0°C маса 1 л взятого там повітря дорівнює 700 мг?

Відповідь: 54,8 кПа (411 мм рт. ст.).

63. Який об'єм CO_2 утворюється при згорянні 2 л бутану? Об'єми двох газів виміряні при однакових умовах?

Відповідь: 8 л.

64. В замкненій ємкості при 120°C і тискові 600 кПа знаходиться суміш, яка складається з трьох об'ємів O_2 і одного об'єму CH_4 . Яким буде тиск в ємкості, якщо підігрівати суміш і привести вміст ємкості до початкової температури?

Відповідь: не зміниться.

65. Після вибуху 0,020 л суміші водню з киснем залишилось 0,0032 л кисню. Виразити в відсотках за об'ємом початковий склад суміші.

66. *Відповідь:* 44% O₂, 56% H₂.

67. При проходженні суміші однакових об'ємів SO₂ і O₂ через контактний прилад 90% молекул SO₂ перетворюються в SO₃. Обчислити вміст (в відсотках за об'ємом) газової суміші, що виходить з контактного приладу.

Відповідь: 58% SO₃, 35,5% O₂, 6,5% SO₂.

68. Суміш, що складається з трьох об'ємів Cl₂ і одного об'єму H₂, залишена в закритій ємкості на розсіяному світлі при постійній температурі. Через деякий час вміст Cl₂ в суміші зменшився на 20%. Чи змінився тиск в ємкості? Яким став відсотковий вміст суміші за об'ємом?

Відповідь: не зміниться, 60% Cl₂, 30% HCl, 10% H₂.

69. При взаємодії NH₃ з Cl₂ утворюється хлороводень і азот. В яких об'ємних співвідношеннях реагують NH₃ і Cl₂ і яке відношення об'ємів утворених газів?

70. Який об'єм H₂ (при 17 °С і тискові 102,4 кПа) виділиться при розчиненні 1,5 кг цинку в соляній кислоті?

Відповідь: 0,54 м³.

71. Після вибуху суміші, що складається із одного об'єму H₂, утворився один об'єм водяної пари і один об'єм азоту. Всі вимірювання проводились при однакових умовах. Знайти формулу досліджуваного газу.

Відповідь: N₂O.

72. Маса 200 мл ацетилену при н. у. дорівнює 0,232 г. Обчислити мольну масу ацетилену.

Відповідь: 26,0 г/моль.

73. Обчислити мольну масу газу, якщо маса 600 мл його при н. у. дорівнює 1,714 г.

Відповідь: 64,0 г/моль.

74. Маса 0,001 м³ газу (0 °С, 101,33 кПа) дорівнює 1,25 г. Обчислити: а) мольну масу газу; б) масу однієї молекули газу.

Відповідь: 28 г/моль, $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.

75. Маса 0,001 м³ газу при н. у. дорівнює 0,0025 кг. Обчислити мольну масу газу і його густину за повітрям.

Відповідь: 28 г/моль, 1,62 г/см³.

76. Густина етилену за киснем дорівнює 0,875. Обчислити молекулярну масу газу.

Відповідь: 28,0.

77. Маса 0,001 м³ деякого газу при н. у. дорівнює 0,00152 кг, а маса 0,001 м³ азоту дорівнює 0,00125 кг. Обчислити молекулярну масу газу, виходячи: а) з його густини відносно азоту; б) із мольного об'єму.

Відповідь: 34,0.

78. З скількох атомів складаються в парах молекули ртуті, при густині парів ртуті за повітрям дорівнює 6,92?

Відповідь: із одного.

1.3. Хімічні формули. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Формули речовин показують, які елементи і в якій кількості входять до складу речовини. Розрізняють формули найпростіші та молекулярні.

Найпростіші формули виражають найбільш простий можливий склад молекул речовини, який відповідає відношенням мас між елементами, що утворюють дану речовину. **Молекулярна формула** показує дійсну кількість атомів кожного елемента в молекулі (для речовин молекулярної будови). Для виведення найпростішої формули речовини, достатньо знати її склад та атомні маси елементів, що утворюють цю речовину (див. задачі 1, 2).

У рівнянні хімічної реакції кожна формула відображає 1 моль відповідної речовини. Тому, знаючи молярні маси речовин, які беруть участь в реакції, можна за рівнянням реакції знайти співвідношення між масами речовин, що вступають в реакцію, та масами речовин, що

утворились внаслідок її перебігу. Якщо в реакції беруть участь речовини в газоподібному стані, то рівняння реакції дозволяє визначити їх об'ємні співвідношення (задача 3).

Приклади розв'язання

Задача 1. Сірководень утворюється внаслідок гниття органічних решток, особливо багато його утворюється під час гниття яєчного білка. Встановіть формулу сірководню, коли відомо, що масові частки Гідрогену і Сульфуру відповідно становлять: 5,88 % та 94,12 %.

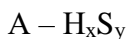
Розв'язання.

Дано:

$$\omega(\text{H}) = 5,88 \%$$

$$\omega(\text{S}) = 94,12 \%$$

H_xS_y - ?



$$x : y = \nu(\text{H}) : \nu(\text{S})$$

Нехай $(A) = 100\text{г}$, тоді $m(\text{H}) = 5,88\text{г}$, $m(\text{S}) = 94,12\text{г}$.

$$\nu = \frac{m}{M_r}$$

$$M_r(\text{H}) = 1 \text{ г/моль},$$

$$M_r(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{H}) = \frac{5,88}{1 \text{ г/моль}} = 5,88 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{S}) = \frac{94,12}{32 \text{ г/моль}} = 2,94 \text{ моль},$$

$$x : y = 5,88 : 2,94 = 2 : 1$$

Відповідь: формула сірководню – H_2S .

Задача 2. Рідкий амоніак використовують у холодильних установках для створення штучного холоду. Встановіть його формулу, коли відомо, що масова частка Нітрогену дорівнює 82,35 %, а Гідрогену 17,65 %

Розв'язання.

Дано:

$$\omega(\text{N}) = 82,35 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 17,65 \%$$

N_xH_y - ?



$$x : y = \nu(\text{N}) : \nu(\text{H})$$

Нехай $m(A) = 100\text{г}$, тоді

$$m(\text{N}) = 82,35 \text{ г}, m(\text{H}) = 17,65 \text{ г}.$$

$$M_r(\text{N}) = 14 \text{ г/моль}, \quad M_r(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{N}) = \frac{82,35}{14 \text{ г/моль}} = 5,88 \text{ моль},$$

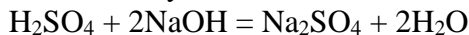
$$\nu(\text{H}) = \frac{17,65}{1 \text{ г/моль}} = 17,65 \text{ моль},$$

$$x : y = 5,88 : 17,65 = 1 : 3$$

Відповідь: формула амоніаку – NH_3 .

Задача 3. Знайти масу сульфатної кислоти, яка необхідна для повної нейтралізації 20 г натрій гідроксиду.

Розв'язання. Рівняння реакції, що відбувається:



Молярні маси H_2SO_4 та NaOH відповідно дорівнюють 98 г/моль та 40 г/моль. Згідно рівняння реакції 1 моль H_2SO_4 реагує з 2 моль NaOH , тобто:

98 г H_2SO_4 нейтралізує 80 г NaOH

x г H_2SO_4 нейтралізує 20 г NaOH , звідси

$$x = (98 \cdot 20) / 80 = 24,5 \text{ г}.$$

Відповідь: маса сульфатної кислоти становить 24,5 г.

Завдання для розв'язання

79. Який об'єм водню (н.у.) необхідно для відновлення кальцію і цинку із суміші їх

оксидів масою 36 г, де вони знаходяться в молекулярному співвідношенні 1 : 3?

Відповідь: 11,2 л.

80. Масове відношення оксидів магнію і купруму (II) в їх суміші масою 72 г дорівнює 4 : 5. Який об'єм водню (н.у.) необхідний для відновлення їх до металів?

Відповідь: 31,92 л.

81. У розчин який містить сульфатну кислоту масою 11,76 г занурили металічний Al масою 3,24 г. Яка маса алюмінію сульфату утворилась?

Відповідь: 13,68 г.

82. Кальцій оксид масою 14 г обробили розчином, який містить нітратну кислоту масою 35 г. Яка маса кальцій нітрату утворилась внаслідок цієї реакції?

Відповідь: 39,36 г.

83. У нітратну кислоту масою 140 г помістили мідні ошурки 32 г. яка маса купрум (II) нітрату утворилась?

Відповідь: 90,14 г.

84. Скільки тон H_2SO_4 можна добути відповідною переробкою 60 т FeS_2 (залізного колчедану), що містить 40% сірки.

Відповідь: 147 т.

85. Яка сіль утворилась, якщо до розчину, що містить 4,9 г фосфатної кислоти, долити розчин, який містить 2,8 г калій гідроксиду? Обчислити масу добутої кислоти солі.

Відповідь: 6,8 г.

86. Обчислити масову частку кристалізаційної води в складі кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Відповідь: 55,9 %.

87. Скільки грамів водню можна отримати при дії 13 г цинку на розчин, що містить 35 г сульфатної кислоти.

Відповідь: 0,40 г.

88. Чи вистачить 10 л кисню (н.у.) на каталітичне окиснення 9 л аміаку.

89. До розчину, що містить магній сульфат масою 10 г, долити розчин, що містить калій гідроксид масою 11,2. Обчисліть масу осаду, добутого в результаті реакції. Напишіть рівняння реакції. *Відповідь:* 4,83 г.

90. Обчисліть масу осаду, що утворюється в результаті взаємодії надлишку розчину натрій хлориду з розчином аргентум (I) нітрату масою 17 г, якщо масова частка останнього становить 10%.

Відповідь: 1,435 г.

91. Карбід кальцію отримують за схемою $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Обчислити масу CaO , необхідну для приготування 6,4 т карбіду. Який об'єм CO при цьому утворюється (н.у.)?

Відповідь: 5,6 т; $2,24 \cdot 10^6$ л.

92. Поверхня алюмінієвих предметів покрита прозорою оксидною плівкою. Встановіть її формулу, коли масова частка алюмінію – 52,94%, а кисню – 47,06%.

93. Одна з найсильніших кислот – хлорна. Масові частки Гідрогену, Хлору і Оксигену у якій відповідно дорівнюють: 1%, 35,32%, 63,68%. Виведіть формулу хлорної кислоти.

94. Натрій тіосульфат, що використовують для обробки фотоматеріалів, складається з атомів Натрію, Сульфуру, і Оксигену, масові частки яких відповідно становлять: 29,11% 40,51%, 30,38%. Яка формула натрій тіосульфату?

95. Визначте масові частки елементів у таких сполуках: а) літій оксид (Li_2O); б) кальцій хлорид (CaCl_2); в) натрій гідроксид (NaOH); г) калій сульфат K_2SO_4 ; д) сульфатна кислота (H_2SO_4).

96. Обчисліть масову частку Оксигену в калій оксиді K_2O й магній гідроксиді ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).

97. Гідроген і Силіцій сполучаються в масовому відношенні 1 : 7. Визначте формулу

цієї сполуки.

98. Масова частка Магнію в його сполуці з Оксигеном становить 60%. Визначте формулу цієї сполуки.

99. Яка маса міді може бути добута з 80 г сполуки Cu_2S ?

100. Зразок природного мінералу феруму містить Fe_2O_3 і домішки, масова частка яких становить 12%. Обчисліть масу Fe_2O_3 в 250 г мінералу і масу металу заліза, яка може бути з нього добута.

Відповідь: 77,4 г Fe_2O_3 ; 54,21 Fe.

101. Масова частка Сульфуру в сполуці з Оксигеном становить 40%. Виведіть формулу цієї сполуки.

102. У сполуці Молібдену з Оксигеном маса Молібдену становить 40%. Виведіть формулу цієї сполуки.

103. Сполука Фосфору і Броду масою 81,3 г містить Фосфор масою 9,3 г. Визначте формулу цієї сполуки.

104. У сполуці Калію, Хлору й Оксигену масові частки елементів дорівнюють відповідно: 31,8%; 29,0%; 39,2%. Визначте формулу цієї сполуки.

105. До складу хімічної сполуки входять Кальцій (29,4%), Сульфур (23,5%), Оксиген (47,1%). Визначте формулу цієї сполуки.

106. Мідна руда містить мінерал халькопірит CuFeS_2 й інші домішки, до складу яких Купрум не входить. Масова частка халькопіриту в руді становить 5%. Обчисліть масу міді, яку можна добути з 1 т. руди.

Відповідь: 17 кг.

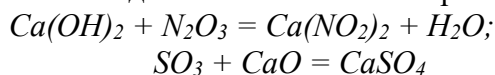
РОЗДІЛ 2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є: **оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі.**

Оксидами називаються бінарні оксигеновмісні сполуки, в яких Оксиген виявляє негативний ступінь окиснення -2. Отже, до оксидів належать майже всі бінарні сполуки елементів з Оксигеном, крім сполуки Оксигену з Флуором OF₂. Ця сполука відноситься до флюоритів, оскільки Оксиген в ній має ступінь окиснення +2. За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні. Солетворні в свою чергу поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

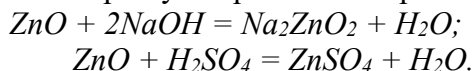
Основними оксидами називаються оксиди, гідрати яких є основами. До основних оксидів належать оксиди металів (не всі): Li₂O, Na₂O, K₂O, MnO, CrO, BaO, CaO та інші. Основні оксиди здатні реагувати з ангідридами кислот та кислотами і не реагують з основними оксидами та основами.

Кислотними оксидами називаються оксиди, які з водою утворюють кислоти. Тому кислотні оксиди часто називають ангідридами кислот. До кислотних оксидів належать V₂O₅, CrO₃, MnO₃, SO₃, CO₂ тощо. Кислотні оксиди не взаємодіють між собою і з кислотами, вступають у реакції з основними оксидами та основами. Наприклад:



В результаті таких реакцій утворюються солі.

Амфотерні оксиди одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів: у разі дії на них кислот або ангідридів вони ведуть себе як основні, а в разі дії основних оксидів або основ – як кислотні. Наприклад, амфотерний цинк оксид ZnO з натрій гідроксидом і сульфатною кислотою реагує за рівняннями реакцій:

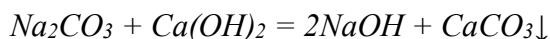


До амфотерних оксидів належать: Al₂O₃, ZnO, Cr₂O₃, BeO, SnO, SnO₂ тощо. Амфотерні оксиди у воді не розчиняються.

Якщо метал утворює декілька оксидів, то основними, як правило, бувають ті, в яких метал виявляє нижчий ступінь окиснення. Оксиди, в яких метал знаходиться в проміжному ступені окиснення здебільшого амфотерні, а оксиди, в яких метали виявляють ступені окиснення 5, 6, 7 майже завжди кислотні.

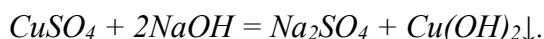
Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи – OH. Число гідроксильних груп у молекулі основи відповідає валентності металу і визначає кислотність основи. Наприклад, NaOH – однокислотна основа; Ca(OH)₂ – двокислотна основа.

Добувають основи декількома способами. Розчинні основи (луги) у виробництві добувають електролізом водних розчинів їх солей (NaCl, KCl тощо), а також дією на розчини їх карбонатів гашеним вапном:

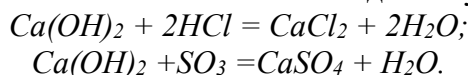


У лабораторних умовах луги можна добути також дією води на лужні і лужноземельні метали або їхні оксиди.

Нерозчинні основи добувають дією розчинних основ на солі того металу, основу якого потрібно добути:



Основи взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:

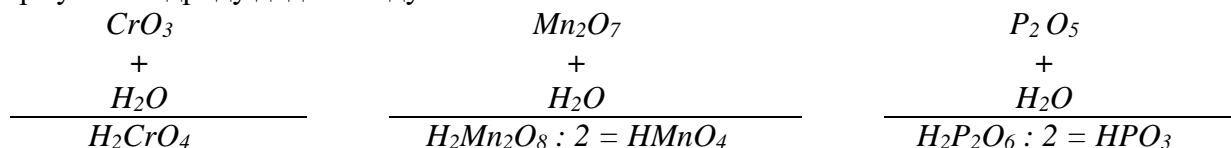


За номенклатурними правилами ІЮПАК речовини, які містять OH-групи називаються гідроксидами. Якщо елемент утворює декілька гідроксидів, то в його назві позначають ступінь окиснення металу римською цифрою в дужках після назви гідроксиду: Cu(OH)₂ –

купрум(II) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум(II) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум(III) гідроксид. Існують також інші назви гідроксидів: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум дигідроксид тощо.

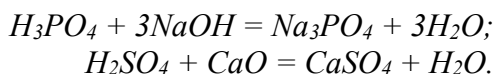
Кислотами називаються сполуки, що містять у молекулах атоми Гідрогену, здатні заміщуватись на атоми металу з утворенням солей. За кількістю таких атомів Гідрогену у кислоті визначається основність кислоти: HCl – одноосновна кислота, H_2SO_4 – двоосновна кислота, H_3PO_4 – трьохосновна тощо.

Для складання формули кислоти із відповідного ангідриду (оксиду), необхідно до формули ангідриду додати воду:

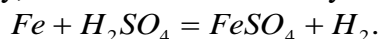


Хімічні властивості кислот:

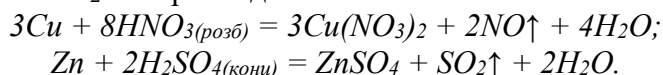
1. Кислоти реагують з основами, вступаючи в реакцію нейтралізації і з основними оксидами. Наприклад:



2. Водні розчини розбавлених кислот (крім нітратної) реагують з металами, які стоять в ряду активностей лівіше Гідрогену, з витісненням H_2 та з утворенням солей. Наприклад:

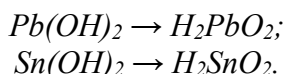


3. З концентрованою H_2SO_4 та HNO_3 (розбавленою та концентрованою) метали взаємодіють без виділення H_2 . Наприклад:

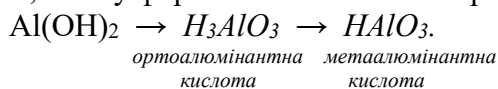


Амфотерні гідроксиди є продуктами хімічного приєднання води до амфотерних оксидів. Їх одночасно можна розглядати і як кислоти, і як основи, тобто такі сполуки, в яких Гідроген може заміщуватись на атоми металу, а гідроксильна група – на кислотний залишок. Тому амфотерні гідроксиди виявляють подвійні властивості і в хімічних реакціях можуть виступати як основою так і кислотою. Загальні формули амфотерних гідроксидів можуть бути записані і як формули кислот і як формули основ. Загальна формула амфотерних гідроксидів $\text{R}(\text{OH})_n$, де n – ступінь окиснення елемента ($n = +2; +3; \text{інколи} +4$). До складу амфотерних гідроксидів можуть входити дві, три, чотири гідроксильні групи.

Для складання формул амфотерних гідроксидів як кислот необхідно розкрити дужки у формулі основи. Наприклад:



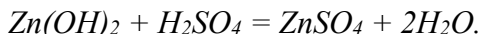
При цьому деякі амфотерні гідроксиди, у яких ступінь окиснення $+3; +4$, можуть існувати як у формі ортокислоти, так і у формі метакислоти. Наприклад:



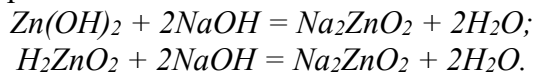
В хімічних реакціях амфотерні гідроксиди реагують, як правило, у формі метакислоти.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів:

1. При взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди поведуть себе як основи, утворюючи сіль і воду. Наприклад:



2. При взаємодії з основами амфотерні гідроксиди поведуть себе як кислоти утворюючи сіль і воду. Наприклад:



Солі – це складні речовини, до складу яких завжди входять атоми металу (катіони) і кислотні залишки (аніони). Винятком є катіон амонію.

Солі поділяються на середні, кислі, основні, подвійні та змішані.

Середні солі є продуктами повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на атоми металу.

При складанні загальних формул середніх солей необхідно сполучити атоми металу та кислотні залишки в молекулу солі так, щоб сумарний заряд атомів металу був рівний за величиною сумарному заряду кислотних залишків.

В назвах солей найбільш широко використовується міжнародна номенклатура, згідно якої назви середніх солей складаються із назви металу та кислотного залишку. Якщо метал має змінну валентність, то її вказують у дужках римськими цифрами після назви металу. Наприклад: CaSO_4 – кальцій сульфат; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – ферум(III) сульфат тощо.

Кислі солі є продуктами неповного заміщення атомів Гідрогену в багатоосновній кислоті на атоми металу. Одноосновні кислоти (HCl , HNO_3 та інші) містять тільки один атом Гідрогену, здатний заміщуватись на метал. Тому такі кислоти кислотних солей не утворюють. Приклади кислотних солей та їх назв: KHSO_4 – калій гідроген сульфат; KH_2PO_4 – калій дигідроген фосфат, K_2HPO_4 – дикалій гідрогенфосфат тощо.

Основні солі є продуктами неповного заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки. Однокислотні основи (NaOH , KOH) містять лише одну гідроксильну групу, яка може заміщуватись на кислотний залишок. Тому такі основи не утворюють основних солей.

Заряд катіону основної солі дорівнює алгебраїчній сумі зарядів металу та незаміщених гідроксильних груп. Наприклад: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – основа, MgOH^+ ($[\text{Mg}^{+2}(\text{OH})^{-1}]^{+1}$) – катіон.

Приклади основних солей та їх назв: $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – ферум дигідроксохлорид, FeOHCl_2 – ферум гідроксодихлорид, $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ – димагній дигідроксосульфат і т.д.

Подвійні солі містять два катіони різних металів, зв'язані з однаковим кислотним залишком. Їх формули записують або у вигляді двох солей через крапку: $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ або, разом $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

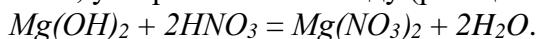
Змішані солі містять два аніони різних кислот та катіон одного металу. Наприклад: $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{OCl}$ або CaOCl_2 .

Приклади розв'язання

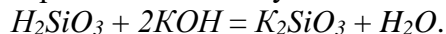
Задача 1. Напишіть формули гідроксидів, які відповідають оксидам MgO , Al_2O_3 , SiO_2 . Охарактеризуйте їх хімічні властивості складанням рівнянь відповідних реакцій.

Розв'язання. Основному оксиду MgO відповідає основа – магній гідроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Основи реагують з кислотами, утворюючи солі і воду (реакція нейтралізації):



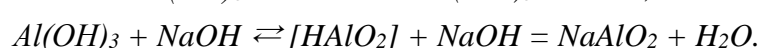
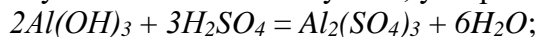
Кислотному оксиду SiO_2 відповідає силікатна кислота H_2SiO_3 . Кислоти реагують з лугами (реакція нейтралізації), утворюючи солі і воду:



Амфотерному оксиду Al_2O_3 відповідає амфотерний гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Цю формулу можна записати і як формулу кислоти, розкривши дужки:

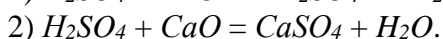
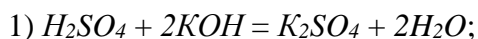


Амфотерні гідроксиди реагують з кислотами і лугами, утворюючи солі:

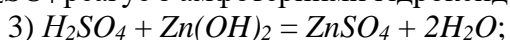


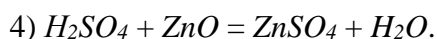
Задача 2. Які з приведених речовин реагують з сульфатною кислотою: 1) KOH ; 2) CaO ; 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 4) ZnO ; 5) ZnOHCl ; 6) Na_2SiO_3 ?

Розв'язання. Сульфатна кислота взаємодіє з лугом KOH , основним оксидом CaO , утворюючи солі:

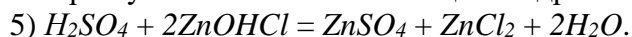


H_2SO_4 реагує з амфотерними гідроксидом $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і оксидом ZnO , утворюючи солі:

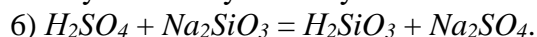




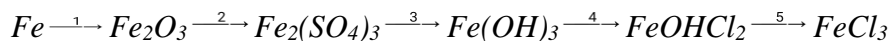
H_2SO_4 реагує з основною сіллю – цинк гідроксохлоридом, утворюючи середні солі:



H_2SO_4 – сильна кислота; вона витісняє з розчину солі натрій силікату Na_2SiO_3 слабку, нерозчинну силікатну кислоту:

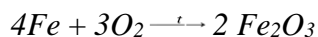


Задача 3. Скласти рівняння ряду послідовних перетворень:

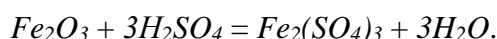


Розв'язання.

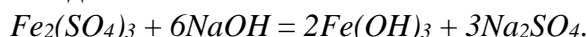
1. Проста речовина Fe реагує з киснем при нагріванні, утворюючи ферум(III) оксид (Fe_2O_3):



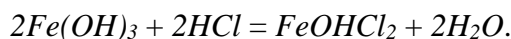
2. Ферум(III) оксид має слабкі амфотерні властивості; з сульфатною кислотою утворює сіль – ферум(III) сульфат:



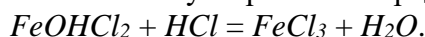
3. При дії на розчин $Fe_2(SO_4)_3$ лугу – (гідроксиду натрію) випадає осад амфотерного гідроксиду – ферум(III) гідроксид:



4. При неповній нейтралізації $Fe(OH)_3$ соляною кислотою утворюється основна сіль – ферум(III) гідроксохлорид:



5. При повній нейтралізації основної солі утворюється середня сіль – ферум(III) хлорид:



Завдання для розв'язання

107. Ангідридом якої кислоти є :

- фосфор (V) оксид;
- хлор (VII) оксид;
- хлор (I) оксид;
- нітроген (III) оксид;
- фосфор (III) оксид;
- сульфур (IV) оксид.

108. Назвіть наступні сполуки за міжнародною номенклатурою: $Ba(OCl)_2$; $(CuOH)_2CO_3$; $KMnO_4$; $NaHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; $BiOHCl_2$; KNO_3 ; $CaCO_3$; NH_3 ; N_2O ; N_2O_3 ; NaH_2SbO_4 ; NH_4NO_3 ; $(NH_4)_2SO_4$; $Ca(NO_3)_2$; NO ; N_2O_5 ; K_3AsO_4 ; $NaNO_3$; NH_4OH ; $AgNO_3$; NO_2 ; $Zn(NO_3)_2$; $K_2H_2P_2O_7$; $(CuOH)_2CO_3$.

109. Які з оксидів Na_2O ; Sb_2O_3 ; Al_2O_3 ; K_2O ; N_2O ; CO ; P_2O_5 ; NO ; MgO належать до:

- несолетворних;
- основних;
- кислотних;
- амфотерних?

110. Які з оксидів N_2O_3 ; CuO ; K_2O ; CO_2 ; N_2O_3 ; SO_3 ; SiO_2 ; CaO належать до:

- основних;
- кислотних?

111. Які оксиди називають амфотерними? З перелічених нижче сполук виберіть амфотерні оксиди й назвіть їх: CuO ; Al_2O_3 ; ZnO ; SnO_2 ; CO_2 ; TiO_2 ; BeO ; SiO_2 .

112. Назвіть за міжнародною номенклатурою і охарактеризуйте хімічний характер наступних оксидів: Na_2O ; HgO ; SO_2 ; SO_3 ; CrO_3 ; CrO .

113. З перерахованих сполук виберіть основи, назвіть їх за міжнародною номенклатурою: H_3PO_4 ; $Cu(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; HNO_3 ; $NaOH$; $TiOH$; $Fe(OH)_3$; $Ba(OH)_2$.

114. Назвіть солі за міжнародною номенклатурою: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$; $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$; Na_2CrO_4 ; KCl ; $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$; KNaSO_4 ; KHCO_3 . Які з них належать до:

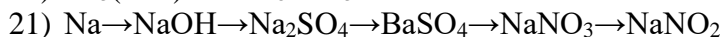
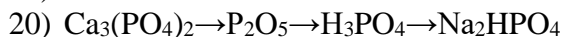
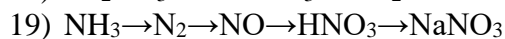
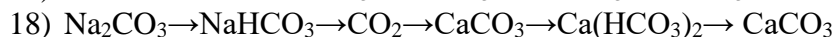
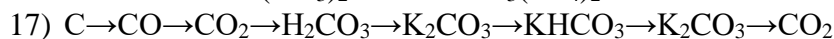
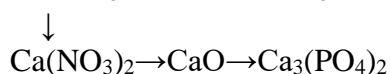
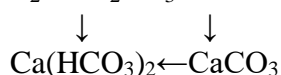
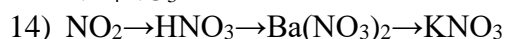
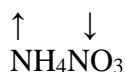
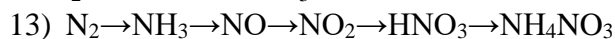
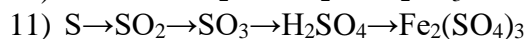
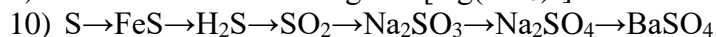
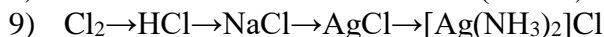
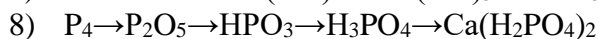
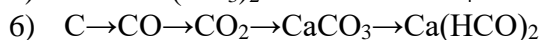
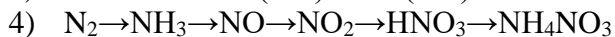
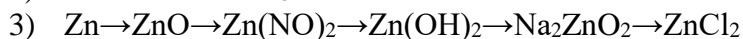
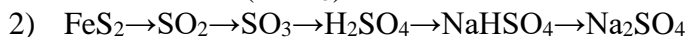
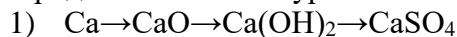
- середніх;
- кислих;
- основних;
- подвійних;
- змішаних.

115. Які з перерахованих кислот утворюють кислі солі: HBr ; H_2Se ; H_2SeO_3 ; CH_3COOH ; H_3PO_4 ? Назвіть утворювані ними при взаємодії з NaOH кислі солі і запишіть їхні формули.

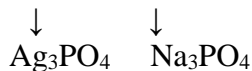
116. Напишіть формули сполук:

- алюміній дигідроксонітрат;
- калій метаарсенат;
- натрій гідрогенсульфід;
- кальцій сульфід;
- натрій молібдат;
- барій перхлорат;
- цезій ортоарсенат.

117. Виконайте перетворення, записавши рівняння реакцій та назвіть продукти за міжнародною номенклатурою:



- 22) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4$
 23) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al$
 24) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(OH)NO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2$
 25) $Ba \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$
 26) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2$
 27) амоніак \rightarrow амоній гідроксид \rightarrow амоній хлорид \rightarrow амоній сульфат \rightarrow амоніак
 28) $KPO_3 \leftarrow HPO_3 \leftarrow P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4$



- 29) $Ag \rightarrow Ag_2O \rightarrow AgH_2PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4$

118. Яка валентність Mn в оксидах, формули яких: Mn_2O_3 ; MnO ; MnO_2 ; Mn_2O_7 ; MnO_3 і до якого класу вони належать.

119. Напишіть формули оксидів K, Ba, Al, Si, P, S, Cl, Os знаючи, що валентність елементів відповідає номеру групи періодичної системи. Напишіть їх назву за міжнародною номенклатурою.

120. Назвіть оксиди, формули яких: CuO ; Cu_2O ; FeO ; Fe_2O ; MnO_2 ; Mn_2O_3 ; Mn_2O_7 ; SO_2 ; SO_3 ; P_2O_5 ; RuO_4 .

121. Які з наведених оксидів, формули яких: CaO ; SiO_2 ; CuO ; Al_2O_3 ; CO ; N_2O_3 ; K_2O ; SO_3 ; Fe_2O_3 будуть реагувати з водою при н.у. і що при цьому утворюється? Напишіть рівняння можливих реакцій.

122. Назвати нижче перераховані сполуки. До яких класів вони належать? P_2O_3 ; P_2O_5 ; PH_3 ; HPO_3 ; H_3PO_4 ; K_3PO_4 ; $H_4P_2O_7$; $Ca_3(PO_4)_2$; Na_2HPO_4 ; $Cr(H_2PO_4)_2$; $MgNH_4PO_4$.

123. Напишіть структурні формули гідроксидів наступних металів:

- літію(I);
- мангану(II);
- плюмбуму(II);
- феруму(III);
- феруму(II);
- стануму(IV);
- мангану(IV).

Від чого залежить кількість гідроксильних груп в основі?

124. Вкажіть валентність кислотних залишків, що входять до складу солей, формули яких: $MgBr_2$; $Ca(PO_3)_2$; $KMnO_4$; Na_2SO_3 ; $AlPO_4$; $CrSO_4$; $Fe(NO_3)_2$; Al_2S_3 ; $PbCl_2$; KI .

125. Із наступного перерахунку солей, формули яких: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; $NaHCO_3$; K_2SO_4 ; Na_2CO_3 ; $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; $Cu_2(OH)_2CO_3$; NH_4NO_3 ; $KAl(SO_4)_2$; $CaCO_3$; ZnS ; $BaCl_2$; $CaOCl_2$; $Hg(OH)Cl$; KHS ; Na_2HPO_4 , виберіть окремо:

- основні солі;
- середні солі;
- кислі солі;
- кристалогідрати;
- подвійні солі.

126. При написанні якої формули допущено помилку і чому?

- $(AlOH)_3(PO_3)_4$;
- $Al(OH)_2SO_4$;
- $Al(HSO_3)_3$;
- $AlOHCO_3$.

127. Напишіть кислотні залишки перерахованих солей і вкажіть їх заряд: $Al_2(CrO_4)_3$; $Sr(H_2PO_4)_3$; $NaHMoO_4$; $TiOHNO_2$; $(ZnOH)_2SiO_3$.

128. Написати формули оксидів, які відповідають перерахованим сполукам: $Cu(OH)_2$; H_2SiO_3 ; H_3AsO_4 ; H_2WO_4 ; $Fe(OH)_3$.

129. Які із перерахованих газів вступають в хімічну взаємодію з розчином лугу: HCl ; H_2S ; NO_2 ; N_2 ; Cl_2 ; CH_4 ; SO_2 ; NH_3 ? Написати рівняння відповідних реакцій.

130. Скласти рівняння реакцій між відповідними кислотами і основами, що призводять до утворення таких солей: K_2S ; $NaNO_3$; Na_2HPO_4 ; $NaHSO_4$; $Fe_2(SO_4)_3$.

131. Написати рівняння реакцій утворення $Mg_2P_2O_7$; $Ca_3(PO_4)_2$; $Mg(ClO_4)_2$; $Ba(NO_3)_2$ в результаті взаємодії:

- а) основаного і кислотного оксидів;
- б) основи і кислотного оксиду;
- в) основного оксиду і кислоти;
- г) основи і кислоти.

132. Отримайте по два оксиди із різних вихідних речовин:

- а) кислот;
- б) основ;
- в) солей.

133. Чи можлива взаємодія між оксидами: Li_2O і N_2O_5 ; MgO і Cr_2O_3 ; Na_2O і BeO ; K_2O і ZnO ; BaO і MnO_2 ? Написати рівняння можливих реакцій і назвати продукти.

134. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна отримати в лабораторії наступні речовини:

- а) плюмбум (II) сульфід;
- б) барій сульфат;
- в) аргентум (I) нітрат;
- г) ферум (III) гідроксид;
- д) купрум (II)нітрат.

135. Скласти рівняння реакцій отримання хлориду магнію:

- а) дією кислоти на метал;
- б) дією кислоти на основу;
- в) дією солі на сіль.

РОЗДІЛ 3. БУДОВА АТОМІВ. СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

3.1. Електронна структура атомів. Залежність властивостей елементів від будови їх атомів. Періодичний закон і система елементів

При розв'язуванні питань, пов'язаних з електронною будовою атомів, слід виходити з того, що будь який стійкий стан електрона в атомі характеризується певними значеннями квантових чисел - n , l , m_l , m_s . Стан електрона в атомі, який відповідає певним значенням квантових чисел називається атомною орбітальною.

Кожна атомна орбіталь характеризується певним розподіленням у просторі хвильової функції Ψ (пси). Квадрат хвильової функції Ψ^2 є пропорційним імовірності перебування електрона в даному елементарному об'ємі простору з координатами x , y , z . Головне квантове число характеризує загальний запас енергії електрона в атомі або енергетичний рівень і може набувати цілочисельних значень $1, 2, 3, \dots, \infty$. Ці значення відповідають номеру енергетичного рівня.

Орбітальне квантове число l характеризує підрівень, на якому перебуває електрон. Це квантове число набуває цілочисельних значень від 0 до $n - 1$. Підрівні позначають малими літерами латинського алфавіту, яким відповідають такі числові значення:

Чисельні значення l	0	1	2	3
Позначення підрівня	s	p	d	f

Орієнтація орбіталей у просторі залежить від значень **магнітного** квантового числа m_l . Це квантове число на кожному підрівні може набувати всіх можливих цілих значень від $-l$ до $+l$, включаючи 0, тобто $(2 \cdot l + 1)$ значень. Отже, значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа. Так, на s -підрівні m_l набуває тільки одного значення -0 , оскільки $l = 0$. Тому s -підрівні зображають однією кулястою s -орбітальною.

На p -підрівні, де $l = 1$, m_l набуває трьох значень: $-1, 0, +1$, кожному з яких відповідає окрема p -орбіталь (всього три орбіталі). Зорієнтовані p -орбіталі вздовж осей координат, тому їх позначають p_x, p_y, p_z . (рис. 2.2). На d -підрівні ($l = 2$) m_l набуває п'яти значень: $-2, -1, 0, 1, 2$, що відповідає п'яти різним орієнтаціям d -орбіталі. І, нарешті, на f -підрівні ($l = 3$) m_l набуває семи значень: $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$, кожному з яких відповідає своя f -орбіталь, усього **сім** орбіталей.

Отже, число орбіталей на кожному підрівні відповідає числу значень m_l , тобто $(2 \oplus l + 1)$. **Кожна електронна орбіталь в атомі характеризується певним набором квантових чисел n, l, m_l .** Схематично її зображають у вигляді клітинки і називають енергетичною коміркою. Загальне число орбіталей на кожному енергетичному рівні дорівнює n^2 .

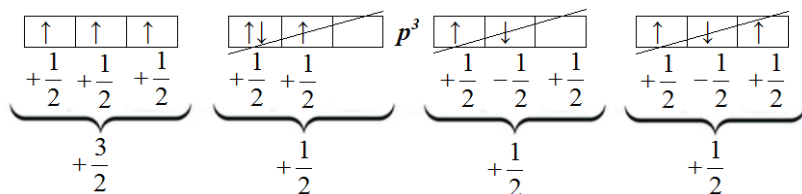
Спінове квантове число. Електрон має власний магнітний момент, який називається спіном. Вектор спіна може зорієнтуватися відносно вектора зовнішнього магнітного поля двома різними способами. Відповідно до цього введено спінове квантове число m_s , яке може набувати двох значень: $+1/2$ і $-1/2$. У наближеному модельному зображенні це пов'язують з рухом електрона навколо власної осі за та проти стрілки годинника.

В атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел.

Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Згідно з **принципом найменшої енергії** спочатку заповнюються підрівні з меншою енергією. Раніше зазначалося, що енергія електронів залежить від значень двох квантових чисел n і l . У зв'язку з цим можна сформулювати правило, що визначає послідовність заповнення підрівнів електронами:

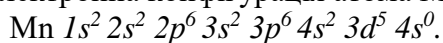
Спочатку заповнюються підрівні, в яких сума головного й орбітального квантових чисел є найменшою; якщо ж для кількох підрівнів ця сума однакова, то нижчу енергію має підрівець з меншим значенням n (правило В. М. Клечковського).

За правилом, яке сформулював німецький вчений Ф. Хунд (1896 – 1984), електрони на орбіталах одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне спінове число було максимальним.



Електронні конфігурації атомів відображають розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях, а електронні схеми, крім того, ще й розміщення їх по орбіталях (енергетичних комірках).

Складання електронних конфігурацій починається з визначення загального числа електронів у атомі, яке дорівнює заряду його ядра або порядковому номеру елемента в періодичній системі. Електронні підрівні заповнюються електронами в порядку зростання енергії. На підрівнях, що мають менші значення енергії, розміщують максимальну кількість електронів, відповідно до принципу Паулі. Останній підрівень, що має більшу енергію, може виявитися незавершеним. Далі йдуть вакантні (вільні) підрівні. Наприклад, для елемента № 25 (мангану) розміщенню 25 електронів на підрівнях у порядку зростання енергії відповідає послідовність :за якою легко скласти електронну конфігурацію, що демонструє **розподіл електронів на енергетичних рівнях**, тобто послідовно (один за одним) записуються підрівні одного енергетичного рівня. Електронна конфігурація атома Мангану набуває вигляду:

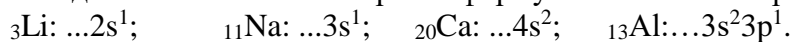


При складанні електронно-конфігураційної схеми енергетичні рівні і підрівні розміщують у послідовності зростання енергії. Для неповністю заповненого 3d-підрівня розподіл електронів по орбіталях відповідає правилу Хунда.

Приклади розв'язання

Задача 1. Серед елементів Li, Ca, Na, Al виберіть електронні аналоги.

Розв'язання. Електронні аналоги мають однакову конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня. У заданих елементів електронні формули зовнішніх шарів є такими:

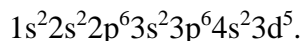


З порівняння електронних формул видно, що тільки елементи Li і Na є аналогами, оскільки в їх атомах однакова електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня – ns^1 , де n – номер періоду.

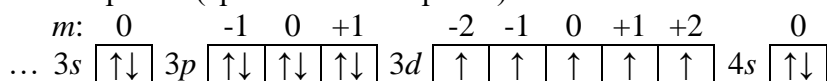
Відповідь: Li і Na.

Задача 2. Складіть електронну формулу і електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів атома хімічного елемента з порядковим номером 25. Вкажіть: 1) до якої електронної родини належить цей хімічний елемент; 2) чи є він металом або неметалом. Наведіть набір квантових чисел для формоутворюючого електрона.

Розв'язання. Згідно із законом Мозлі порядковий номер елемента 25 вказує на кількість протонів у ядрі (і одночасно на заряд ядра), а з урахуванням електронейтральності атома – й на кількість електронів на електронній оболонці атома. На основі правил заповнення енергетичних рівнів і підрівнів записуємо електронну формулу для атома елемента № 25:



Приймаючи до уваги правило Хунда, складаємо електронно-графічну схему для двох зовнішніх енергетичних рівнів (третього і четвертого):



Формуючий електрон розміщується на 3d-підрівні, а на зовнішньому рівні знаходиться тільки два електрони, тому елемент з порядковим номером 25 є металом. Набір квантових чисел для формуючого електрона ($3d^5$) є таким: головне квантове число $n = 3$ (розміщується на третьому рівні), орбітальне квантове число $l = 2$ (розміщується на d-підрівні), магнітне квантове число $m = +2$ (як видно з електронно-графічної схеми), спінове квантове число $s =$

+1/2 (оскільки електрон неспарений).

Відповідь: 1) оскільки формуючий електрон заповнює 3d-підрівень, то елемент належить до d-електронної родини; 2) оскільки на зовнішньому – четвертому енергетичному рівні містяться два електрони, цей елемент є металом.

Завдання для розв'язання

136. Встановіть період, групу, порядковий номер елемента, електронна формула якого закінчується так: 1) ...3s²3p⁶; 2) ...4s²3d⁵; 3) ...4s²4p³; 4) ...5s¹4d⁵; 5) ...5s¹4d¹⁰; 6) ...3s²3p⁵.

137. Десять металічних елементів (Натрій, Калій, Магній, Кальцій, Манган, Ферум, Кобальт, Купрум, Цинк, Молібден) називають біметалічними тому, що вони відіграють важливу роль у життєвих процесах. Охарактеризуйте електронну будову атомів цих елементів.

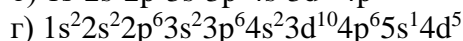
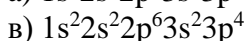
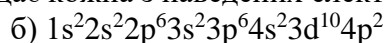
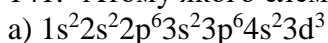
138. В атомі якого елемента (Калію чи Цезію) зв'язок валентних електронів з ядром сильніший? Поясніть чому.

139. Визначте кількість протонів та нейтронів у ядрі атомів нукліду Аргентуму з масовим числом 107.

140. Визначте склад атомів таких нуклідів:

Масове число	79	81	54	56	12	13	14	30	31	33
Елемент	Br	Br	Fe	Fe	C	C	C	P	P	P

141. Атому якого елемента відповідає кожна з наведених електронних формул:



142. Елемент має таку електронну будову атома: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵. Вкажіть:

а) номер періоду, в якому він міститься;

б) максимальна валентність;

в) до якої групи періодичної системи належить даний елемент.

143. Скільки протонів містить ядро елемента, електронна формула якого закінчується так: 3s²3p⁴?

79. Обчисліть число протонів та нейтронів у ядрі атома Бісмуту з масовим числом 209.

144. Напишіть електронні формули таких іонів: Fe²⁺, Se²⁻, Al³⁺, Cl⁻.

145. Напишіть електронні формули іонів: Fe³⁺, Br⁻, Br⁵⁺, I³⁺, Sn²⁺, Na⁺. Укажіть: а) загальне число електронів для кожного іону; б) скільки електронів мають зазначені йони на їхньому зовнішньому енергетичному рівні.

146. Атом елемента має таку електронну конфігурацію: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁵.

Установіть:

а) порядковий номер елемента;

б) максимально можливу ступінь окиснення елемента;

в) валентність елемента в його сполуці з Гідрогеном.

147. Атоми яких елементів другого періоду не виявляють валентності, що дорівнює номеру групи? Поясніть цей факт, виходячи з електронної теорії будови атома.

148. Наведіть приклади іонів ізoeлектронних атому Аргону.

149. Чому хром і сульфур, фосфор і ванадій розташовані в одній групі періодичної системи? Чому вони розташовані в різних підгрупах?

150. Вказати особливості електронних конфігурацій атомів купруму і хрому. Скільки 4s електронів мають незбуджені атоми цих елементів і чому?

3.2. Будова атомних ядер. Ядерні реакції

Хімічні символи, які будуть приведені в цьому розділі, будуть означати не атоми елементів, а їх ядра. Нижній символ вказує заряд ядра і чисельно дорівнює номеру елемента

в періодичній системі елементів, а верхній – масове число A . Число A – це сума $Z + N$, де Z – число протонів (p) в ядрі, що визначає заряд ядрі; N – число нейтронів (n) у ядрі. Ядра всіх атомів одного елемента мають однаковий заряд, тобто містять одну й ту ж саму кількість протонів, кількість нейтронів може бути різною (задача 1).

Атоми хімічного елемента з однаковою кількістю протонів, але з різними атомними масами (різною кількістю нейтронів) називаються **ізотопами**.

Атоми різних хімічних елементів з різним числом протонів, але однаковими масовими числами називаються **ізобарами**. Наприклад: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$.

Радіоактивністю називають самочинне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного елемента в ізотоп іншого елемента, яке супроводжується вилученням елементарних частинок або ядер.

Періодом напіврозпаду ($T_{1/2}$), називається час, протягом якого розпадається половина вихідної кількості речовини радіоактивного ізотопу (задача 2).

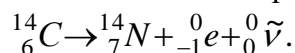
Основні види радіоактивного розпаду: α – розпад, β^+ – та β^- – розпад, електронний захват та спонтанне ділення. Часто ці види радіоактивного розпаду супроводжуються вилученням γ – променів, тобто жорсткого (з малою довжиною хвилі) електромагнітного випромінювання.

Альфа-розпад – це перетворення нестійкого ізотопу на інший хімічний елемент, що супроводжується випромінюванням альфа-частинки. Наприклад, перетворення Радію на Радон.

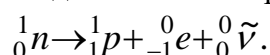
Під час альфа-розпаду заряд ядра атома Z зменшується на дві одиниці, а масове число A – на чотири. Енергія, що виділяється внаслідок альфа-розпаду, розподіляється між альфа-частинкою та ядром атома елемента, що утворюється. Цей процес може супроводжуватися також гамма-випромінюванням.

Бета-розпад – це утворення нового хімічного елемента внаслідок перетворення нуклонів усередині ядра атома, наприклад, нейтрона на протон або протона на нейтрон. Існує два різновиди бета-розпаду:

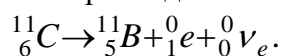
1. β^- – розпад, який супроводжується випромінюванням електрона ${}^0_{-1}e$ й утворенням ядра атома з числом протонів Z на одиницю більшим. Наприклад:



Найпростішим видом розпаду є розпад вільного нейтрона:

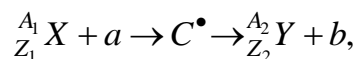


2. β^+ – розпад, унаслідок якого випромінюється позитрон й утворюється ядро з числом протонів Z на одиницю меншим. Наприклад:

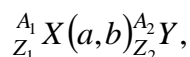


Електронний захват. При захваті ядром електрона із найближчого до ядра шару, в ядрі зменшується кількість протонів. Заряд ядра зменшується на одиницю, а масове число не змінюється.

Ядерні реакції – це перетворення атомних ядер при взаємодії з елементарними частинками, з квантами або між собою. Ядерні реакції записують у вигляді рівняння:



або



де c^* – проміжне ядро у збудженому стані.

За механізмом взаємодії ядерні реакції можна поділити на два види:

- 1) прями ядерні реакції;
- 2) реакції з утворенням проміжного ядра.

Ядерні реакції звичайно мають два етапи:

- 1) бомбардуюча частинка проникає в ядро – мішень і утворюється проміжне ядро;
 2) у середині проміжного ядра нуклони перегруповуються, «зайві» частинки і надлишкова енергія викидаються, і утворюється нове ядро. Такі перетворення відбуваються за $10^{-14} - 10^{-15}$ с.

Приклади розв'язання

Задача 1. Символ ізотопу елемента E_{92}^{238} . Вказати: 1) назву елемента; 2) кількість нейтронів, протонів, що містяться в ядрі; 3) кількість електронів, що містяться в електронній оболонці атома.

Розв'язання. Заряд ядра атома становить 92 і чисельно співпадає з порядковим номером елемента в періодичній системі. Тому цей елемент № 92 – U – уран. Число нейтронів в даному атомі:

$$N = A - Z = 238 - 92 = 146.$$

Число електронів в атомі дорівнює заряду ядра, тому кількість електронів дорівнює 92.

Відповідь: U, 146, 92.

Задача 2. Скільки атомів радіоактивного ізотопу кальцію розкладається за 1 добу у 1 г цього ізотопу, якщо період піврозпаду його становить 164 доби.

Розв'язання.

Дано:

$$\mu = 0,04 \text{ кг/моль}$$

$$m = 0,001 \text{ кг}$$

$$T_{1/2} = 164 \text{ доби}$$

$$t = 1 \text{ доба}$$

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

$$\Delta N - ?$$

Визначимо початкову кількість атомів ізотопу:

$$N_0 = N_A \cdot \frac{m}{\mu},$$

$$N_0 = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot \frac{0,001}{0,04} = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ (атомів)}.$$

Використавши закон радіоактивного розпаду, маємо:

$$N = N_0 \cdot 2^{-\frac{t}{T_{1/2}}},$$

$$\Delta N = N_0 - N = N_0 \left(1 - 2^{-\frac{t}{T_{1/2}}} \right).$$

Кількість атомів, які розклалися:

$$\Delta N = 1,505 \cdot 10^{23} \left(1 - 2^{-\frac{1}{164}} \right) = 6,347 \cdot 10^{19} \text{ (атомів)}.$$

Відповідь: $\Delta N = 6,347 \cdot 10^{19}$ (атомів).

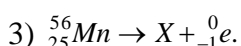
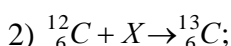
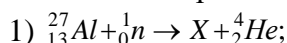
Задача 3. Період напіврозпаду деякого радіоактивного ізотопу дорівнює 8 годин. Яка його маса залишиться, не розпадеться через 18 годин, якщо початкова маса ізотопу становить 200 г.

Розв'язання. Протягом зберігання радіоактивного ізотопу пройшло $18/6 = 3$ періоди напіврозпаду. Звідси маса ізотопу, що не розпався після 18 год. зберігання, дорівнює:

$$m = 2^{-n} \cdot m_0 = 2^{-6} \cdot 200 = 200 / 64 = 3,125 \text{ г.}$$

Відповідь: 3,125 г.

Задача 4. У приведених нижче рівняннях ядерних реакцій:



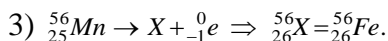
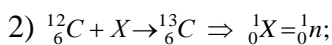
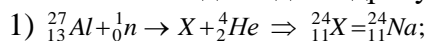
Визначити не вказані частинки X.

Розв'язання. У будь якій ядерній реакції зберігаються зарядове Z і масове A числа:

$$\sum_i Z_{ni} = \sum_i Z_{ki},$$

де індекс n відповідає початковому значенню, k – кінцевому.

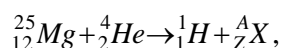
Виконавши відповідні підрахунки для заданих реакцій, знаходимо:



Відповідь: ${}_{11}^{24}\text{Na}$; ${}_0^1n$; ${}_{26}^{56}\text{Fe}$.

Задача 5. Реакція α частинки з магнієм-25 (${}_{12}^{25}\text{Mg}$) виробляє протон і нуклід іншого елемента. Визначте новий вироблений нуклід

Розв'язання. Ядерну реакцію можна записати так:



де A – масове число i ;

Z – атомний номер нового нукліду, X .

Тому що сума масових чисел реагентів повинна дорівнювати сумі масових чисел продуктів: $25 + 4 = A + 1$, тому: $A = 28$.

Аналогічним чином заряди повинні балансувати, так: $12 + 2 = Z + 1$, тому: $Z = 13$.

Якщо звіритися з періодичною таблицею Менделєєва, то елемент, якого ядерний заряд дорівнює $+13$ – алюміній. Таким чином, продукт є ${}_{13}^{28}\text{Al}$.

Завдання для розв'язання

151. Визначити атомні номери, масові числа і хімічні символи ядер, які утворюються, якщо в ядрах ${}^3_2\text{He}$, ${}^7_4\text{Be}$, ${}^{15}_8\text{O}$, протони замінити нейтронами, а нейтрони – протонами.

Відповідь: ${}^3_1\text{H}$, ${}^7_3\text{Li}$, ${}^{15}_7\text{N}$.

152. Скільки α - і β -частинок утворюється при перетворенні ядра урану ${}_{92}^{233}\text{U}$ в ядро вісмуту ${}_{83}^{209}\text{Bi}$?

Відповідь: шість α -частинок, три β -частинки.

153. За який час t розпадається $\frac{1}{4}$ початкової кількості ядер радіоактивного ізотопу, якщо період його піврозпаду $T_{1/2} = 24$ год?

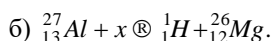
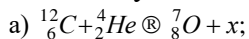
Відповідь: $t = 10,5$ год.

154. За час $t = 8$ діб розпалося $k = \frac{3}{4}$ початкової кількості ядер радіоактивного ізотопу. Визначити період піврозпаду $T_{1/2}$.

Відповідь: $T_{1/2} = 4$ доби.

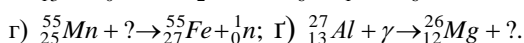
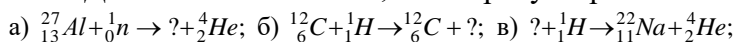
155. Ядро атома ізотопу ${}_{92}^{238}\text{U}$ внаслідок радіоактивного розпаду перетворилось.

156. Визначити порядковий номер Z і масове число A частинки, позначеною буквою x , в символічному записі ядерної реакції:



157. Під час природного радіоактивного розпаду Радію 228 із його ядра випускається β – частинка. На ядро якого елемента перетворюється при цьому ядро атома Радію? Запишіть рівняння реакції.

158. Дописати позначення, яких бракує в рівняннях таких ядерних реакцій:



РОЗДІЛ 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

4.1. Типи хімічних зв'язків. Ковалентний зв'язок

Хімічний зв'язок – це сили електромагнітної взаємодії, за допомогою яких атоми утримуються в молекулах чи кристалах. Хімічний зв'язок здійснюється лише за рахунок валентних електронів.

Залежно від характеру розподілу електронної густини в речовині розрізняють три основних типи хімічного зв'язку: 1) ковалентний; 2) іонний; 3) металічний.

Ковалентний зв'язок – це взаємодія між атомами за рахунок спільних електронних пар. В основному ковалентний зв'язок здійснюється між атомами елементів неметалів в простих або складних речовинах; в молекулах неорганічних та органічних сполук; між атомами металів та неметалів. Це універсальний вид хімічного зв'язку. Наприклад: H_2 , N_2 , H_2O , CH_3COOH .

Іонний зв'язок – електростатична взаємодія між позитивно зарядженими іонами лужних та лужноземельних металів та негативно зарядженими складними іонами: SO_4^{2-} , NO_3^- . Іонний зв'язок здійснюється між обмеженою кількістю елементів: метали I, II група головної підгрупи з одного боку та Галогени (Hal), Оксиген (O) і Сульфур (S) з іншого боку.

Металічний зв'язок – здійснюється за рахунок спільних колективізованих валентних електронів, які одночасно належать великій кількості атомів. Цей зв'язок здійснюється між атомами елементів – металів, в сплавах заліза, наприклад, Fe_3C (див. періодичну систему елементів).

Іонний зв'язок являє собою кінцевий випадок полярного ковалентного зв'язку. В більшості молекул спостерігається проміжний характер між чисто ковалентним і чисто іонним зв'язками. Якщо зміщення електронної пари до одного з атомів невелике, то такий зв'язок за своїм характером наближається до ковалентного. Чим таке зміщення більше, тим зв'язок наближається до чисто іонного.

Для оцінки здатності атома даного елемента відтягувати на себе електрони, що утворюють зв'язок користуються значенням відносної електронегативності. Здатність атомів віддавати електрони характеризується **енергією іонізації (I)**. Це – мінімальна енергія, необхідна для відриву електрона від ізольованого атома, що перебуває в нормальному стані:

$$A^0 - ne = A^{n+} + -I$$

Енергія іонізації залежить від заряду ядра, екрануючої дії електронів внутрішніх енергетичних рівнів, радіуса атома та будови зовнішнього енергетичного рівня.

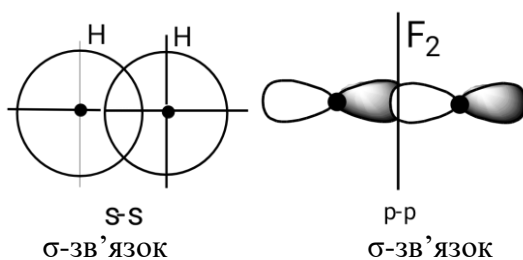
Енергія спорідненості з електроном E характеризує здатність ізольованого атома приєднувати електрон:

$$A^0 + ne = A^{n-} + E.$$

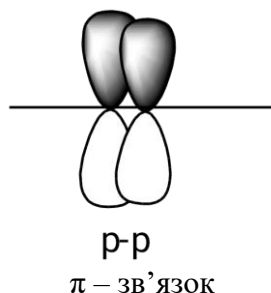
Це та енергія, яка виділяється в результаті приєднання електрона до атома, що перебуває в нормальному стані. За абсолютним значенням вона звичайно менша від енергії іонізації. Залежить **E** від тих самих факторів, що і енергія іонізації, але найістотніше на її величину впливає електронна будова зовнішнього рівня: найбільші значення **E** спостерігаються у атомів, яким бракує до завершення рівня одного або двох електронів.

Коли утворюються хімічні зв'язки, важливо встановити, до якого атома зміщуються спільні електрони, та оцінити межі такого зміщення. Напрямок зміщення залежить від того, наскільки кожен з атомів - партнерів по зв'язку здатний утримувати свої електрони і притягувати додаткові (чужі) електрони. Тому було запроваджене поняття **електронегативності (EN)**, яке характеризує відносну здатність атома певного елемента зміщувати до себе електрони хімічного зв'язку. Один із способів розрахунку електронегативності полягає у тому, що її величину визначають як півсуму енергій іонізації і спорідненості з електроном:

$$EN = \frac{1}{2} \cdot (I + E).$$



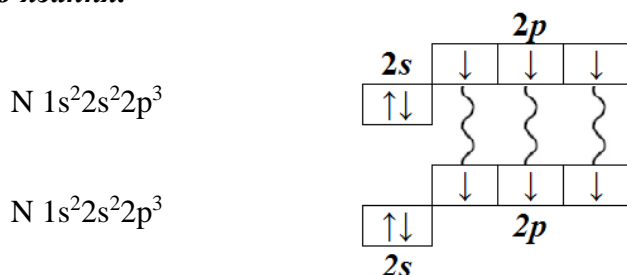
π – зв'язок здійснюється по обидві сторони від осі зв'язку з утворенням двох областей перекривання



Приклади розв'язання

Задача 1. Скласти схему утворення зав'язків в молекулі азоту. Вказати ковалентність нітрогену. Як називаються утворені зв'язки?

Розв'язання.



В молекулі азоту ($\text{N} \equiv \text{N}$) два атоми нітрогену зв'язуються між собою потрійним зв'язком, який на структурній схемі позначається трьома рисочками. Ковалентність нітрогену в молекулі N_2 дорівнює три і не співпадає зі ступенем окиснення, ступінь окиснення в молекулі азоту дорівнює нулю. Зв'язок утворений трьома електронними парами називається **кратним** або потрійним.

Завдання для розв'язання

159. Укажіть тип хімічного зв'язку в кожній із наведених сполук: CaO , SiO_2 , Na_3N , CCl_4 .

160. Скільки електронів бере участь в утворенні зв'язків у молекулах складу: Cl_2O_7 , CO_2 , NH_3 , SiF_4 , OF_2 , B_2O_3 .

161. До якого з елементів зміщені спільні електронні пари в кожній з наведених сполук: XeO_4 , Mg_2Si , CF_4 , H_2S , MgH_2 .

162. Поясніть механізм утворення:

- а) алюміній хлориду;
- б) силіцій тетрахлориду;
- в) калій фториду;
- г) цезій хлориду.

Укажіть тип хімічного зв'язку в кожній з молекул.

163. У якій з наведених сполук зв'язок елемент-хлор має іонну природу: CCl_4 , Cl_2O , MgCl_2 , HCl , CsCl ? Відповідь обґрунтуйте.

164. Напишіть електронні схеми утворення молекул фтору, азоту, кисню, карбон діоксиду, гідроген хлориду.

165. Поясніть механізм утворення молекул:

- бор трифториду;
- дигідрогенсульфіду;
- кальцій хлориду;
- сульфур тетрафториду;
- гідразину (N_2H_4);
- кисень дифториду.

166. Поясніть механізм утворення таких молекул та іонів:

- іона гідроксонію (H_3O^+);
- алюміній хлориду;
- іона фосфонію (PH_4^+);
- сілану (SiH_4);
- SO_3 ;
- K_2O .

167. Укажіть, яка з наведених сполук Сульфуру найбільш характеризується іонним зв'язком: K_2S , BaS , CS_2 , Li_2S , H_2S , SO_2 , SO_2Cl_2 .

168. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в таких сполуках:

- алюміній нітрид;
- ксенон тетрафторид;
- кальцій фосфід;
- залізна окалина.

169. Напишіть графічну формулу кальцій гідрогенкарбонату та вкажіть сумарне число електронів, що утворюють зв'язки в цій речовині.

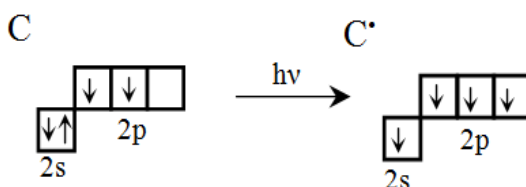
170. Напишіть графічну формулу фосфор(V) оксиду та вкажіть кількість зв'язків між атомами Фосфору та Оксигену.

171. Написати схему утворення зв'язку в молекулі хлороформу $CHCl_3$ і вказати:

- який зв'язок найбільш полярний;
- в якому напрямку зміщена електронна густина в даному зв'язку;
- чому дорівнює ковалентність центрального атома.

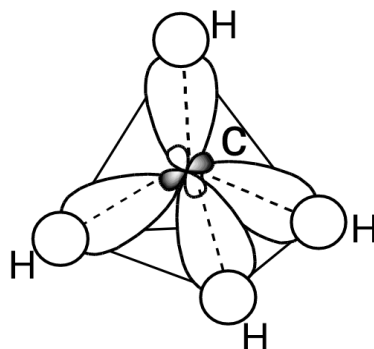
4.2. Геометрична структура молекул. Полярність молекул. Іонний зв'язок

Якщо в утворенні зв'язку беруть участь орбіталі різних підрівнів валентного рівня, які відрізняються і формою, і енергією, то при цьому відбувається **гібридизація** (змішування) орбіталей – з n -го числа атомних орбіталей утворюється n -число гібридних орбіталей (ГО), які мають однакову енергію, форму та розташовуються в просторі на максимальному віддаленні одна від одної. В гібридизації можуть брати участь s , p , d – орбіталі, тому розрізняють sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d^2 та інші види гібридизації. Розглянемо приклади молекул з різними видами гібридизації. sp^3 – **гібридизація** спостерігається в молекулі метану CH_4 . В даній молекулі атом Карбону знаходиться у збудженому стані, утворюючи чотири рівноцінні зв'язки.



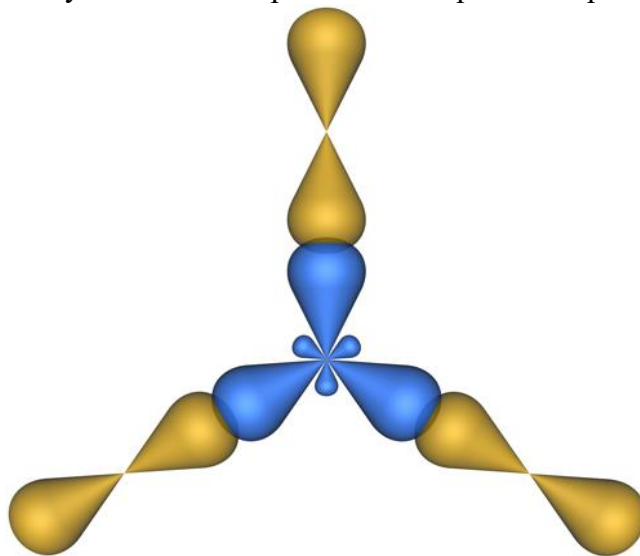
Це пояснюється гібридизацією однієї s - і трьох p - орбіталей з утворенням чотирьох гібридних орбіталей з валентним кутом між ними $109^\circ28'$: $1s + 3p = 4$ ГО. Молекула CH_4 ,

іони NH_4^+ , $[\text{BF}_4]^-$, насичені вуглеводні знаходяться в стані sp^3 - гібридизації і мають геометричну будову тетраедра:

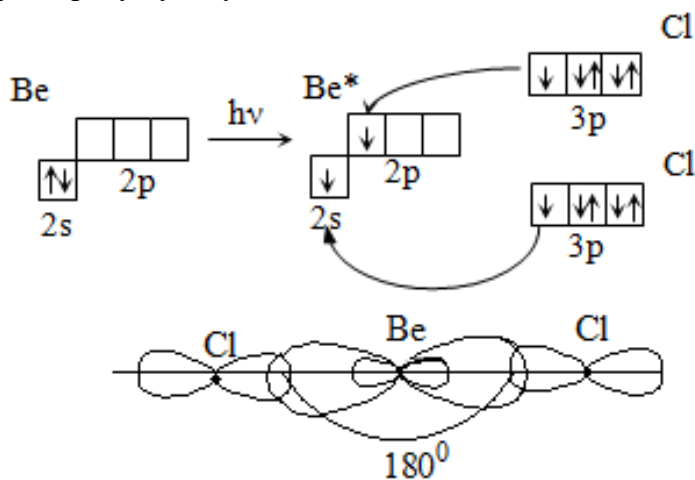


В sp^2 - гібридизації знаходяться атоми Карбону в молекулі етилену C_2H_4 , атом бору в молекулі BF_3 .

В цих молекулах центральні атоми знаходяться в збудженому стані і в них гібридизують три орбіталі одна s - орбіталь і дві з трьох p - орбіталі, а одна p - орбіталь в гібридизації участі не бере. Таким чином, утворюються три гібридні орбіталі, які розміщуються в площині під кутом 120° і напрямлені по вершинах правильного трикутника.



Молекулою, що знаходяться в sp - гібридизації є берилій хлорид (BeCl_2). В цій молекулі утворюються два зв'язки $\text{Be} - \text{Cl}$, розміщені в просторі під кутом 180° , тому дана молекула має лінійну просторову будову:



Всі молекули, в яких центральні атоми знаходяться в стані sp - гібридизації, – лінійні.

sp^3d^2 - гібридизація характерна для елементів III періоду. Прикладом молекули, в якій атом знаходиться в sp^3d^2 - гібридизації є молекула сульфур (VI) фториду (SF_6). Вона має

будову октаедра, валентний кут $\angle \text{FSF}$ становить 90° . Сульфур утворює шість однакових за формою та енергією гібридних орбіталей, які беруть участь в утворенні зв'язків. В гібридизації беруть участь шість атомних орбіталей сульфуру: $1s$ -, $3p$ - і $2d$ – орбіталі.

Полярність ковалентного зв'язку. Якщо ковалентний зв'язок утворюється між однаковими атомами, з однаковою кількістю електронів, то область перекривання знаходиться точно посередині між атомами – такий зв'язок називається неполярним.

Якщо ковалентний зв'язок здійснюється між різними атомами, то спільна пара електронів зміщується до більш електронегативного атома. Виникає залишок електронегативного заряду і в протилежній стороні позитивного заряду. Зміщення електронної пари – це і є поляризація зв'язку. Область перекривання атомних орбіталей знаходиться асиметрично двох ядер, такий зв'язок називається полярним.

Кількісною мірою полярності зв'язку є дипольний момент (μ). Дипольний момент – це добуток абсолютного значення ефективного заряду (σ) на довжину диполя (l). Вимірюється в *дебаях* (**D**), $1\text{D} = 4,8 \cdot 10^{-18}$ ел.ст.од \cdot см.

$$\mu = |\sigma| \cdot l,$$

де σ – абсолютне значення ефективного заряду, Кл;

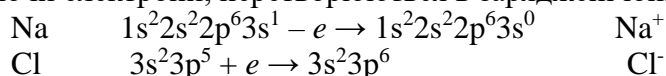
l – довжина диполя, м.

Для двохатомних полярних молекул $4 > \mu > 0$, для сильно полярних, в який полярний ковалентний зв'язок може переходити в іонний зв'язок: $4 < \mu \approx 11$. Дипольний момент – величина векторна тому багатоатомні молекули можуть бути полярні та неполярні. Високо симетричні молекули – неполярні, так як дипольний момент окремих зв'язків взаємно компенсуються. Наприклад в молекулі вуглекислого газу окремі зв'язки $\text{C} = \text{O}$ полярні, а молекула в цілому – неполярна: $\vec{\text{O}} = \text{C} = \vec{\text{O}}$. В несиметричних молекулах дипольні моменти не компенсуються, тому молекули в цілому – полярні (H_2O).

Іонний зв'язок слід вважати граничним випадком ковалентного полярного зв'язку, коли спільні електронні пари значно зміщуються до атомів з більшою електронегативністю. Речовин з іонним характером зв'язку відомо досить багато, хоч вони й поступаються за чисельністю перед ковалентними сполуками.

Іонний зв'язок – цей вид зв'язку є кінцевим випадком сильно полярного ковалентного зв'язку і виникає між атомами, які різко відрізняються електронегативністю – між лужними та лужноземельними металами з однієї сторони, галогенами S, O, з іншої.

Із-за низької енергії іонізації атомів металів, їх валентні електрони зміщуються до атомів неметалів, які мають більшу спорідненість до електронів. Атоми металів віддають валентні електрони, перетворюючись в позитивно заряджені іони, – катіони (Na^+ , Ca^{2+}), а атоми неметалів, приймаючи електрони, перетворюються в заряджені іони – аніони (F^- , Cl^-).



Тому іонний зв'язок розглядають як результат електростатичної взаємодії протилежно заряджених іонів. Іонний зв'язок на відміну від ковалентного є **ненасиченим і ненаправленим**. Зв'язані іони можна уявити як заряджені пари, електростатичне поле яких розподіляється рівномірно у всіх напрямках.

Приклади розв'язання

Задача 1. Охарактеризувати механізм утворення іонного зв'язку.

Розв'язання. Зв'язок такого типу здійснюється внаслідок взаємного електростатичного притягання протилежно заряджених іонів. Йони можуть бути простими, тобто складатися з атому певного хімічного елемента (наприклад, катіони Na^+ , K^+ аніони F^- , Cl^-) чи складними, тобто складатися з атомів двох чи більше хімічних елементів (наприклад, катіон NH_4^+ аніони OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-}).

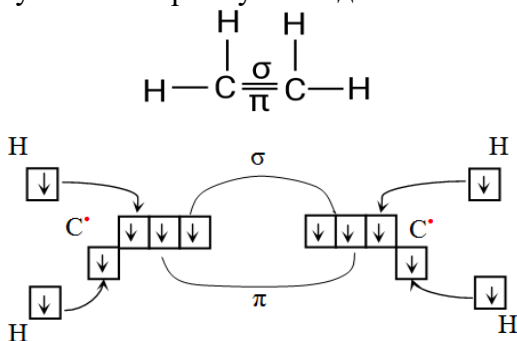
На відміну від ковалентного зв'язку іонному зв'язку не властива напрямленість. Це пояснюється тим, що електричне поле його має сферичну симетрію, тобто зменшується з

відстанню за одним і тим же законом у будь-якому напрямку. Тому взаємодія між іонами здійснюється однаково незалежно від напрямку.

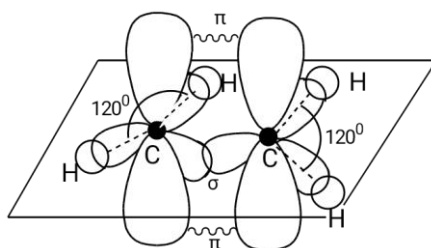
Два різнойменних іони, що притягуються один до одного, зберігають здатність електростатично взаємодіяти з іншими іонами. У цьому полягає ще одна різниця між іонним та ковалентним типами зв'язку: іонному зв'язку не властива насиченість. Відсутність у іонного зв'язку напрямленості та насиченості зумовлює схильність іонних молекул до асоціації, тобто до їх сполучення.

Задача 2. Описати схему утворення зв'язку в молекулі етилену C_2H_4 .

Розв'язання. В цій молекулі атом Карбону знаходиться також в збудженому стані.



В атомі Карбону гібридизують три орбіталі одна s -орбіталь і дві з трьох p -орбіталі, а одна p -орбіталь в гібридизації участі не бере, в результаті їх перекривання утворюється π -зв'язок. Таким чином, утворюються три гібридні орбіталі, які розміщуються в площині під кутом 120° і π -зв'язок реалізує четверта орбіталь, яка утворює дві області перекривання над і під площиною



Задача 3. Дипольний момент молекули аміаку дорівнює $1,48 \text{ D}$. Обчислити довжину диполя.

Розв'язання. $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{ м}$

$$\mu = 1,48 \text{ D} = 1,48 \cdot 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{ м} = 4,93 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{ м}.$$

$$q = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}.$$

Звідси:

$$\begin{aligned}
 l &= \mu/q = 4,93 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{ м} / (1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}) = \\
 &= 3,08 \cdot 10^{-11} \text{ м} = 0,0308 \text{ нм}.
 \end{aligned}$$

Завдання для розв'язання

172. Кути між зв'язками в молекулах CCl_4 та BF_3 складають відповідно $109^\circ 28'$ та 120° . Що можна сказати про геометрію (розміщення в просторі) таких молекул?

173. Наведіть електронні схеми центральних атомів, визначте наявність та тип гібридизації, наведіть схеми перекривання орбіталей в молекулах: а) H_2S ; б) $BeCl_2$; в) BCl_3 ; г) CH_4 ; д) H_2O ; е) NH_3 ; ж) PH_3 .

174. Чи є молекули HF , CCl_4 і H_2O диполями? Відповідь обґрунтуйте.

175. Описати з позицій методу валентних зв'язків електронну будову молекули BF_3 і іона BF_4^- .

176. Порівняйте способи утворення ковалентних зв'язків у молекулах CH_4 , NH_3 і в іоні NH_4^+ . Чи можуть існувати іони CH_5^+ і NH_4^+ ?

177. Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іона BH_4^+ ?

178. Поясніть з позицій методу валентних зв'язків здатність оксидів NO і NO₂ утворювати димерні молекули.

179. Поясніть з позицій методу валентних зв'язків можливість утворення молекули C₂N₂.

180. Опишіть електронну будову молекул CO і CN з позицій методу валентних зв'язків. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язку?

181. Радіуси іонів Na⁺ і Cu⁺ однакові (0,098 нм). Поясніть відмінність температур плавлення хлориду натрію (801°C) і хлориду міді(I) (430°C).

182. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків H–O і O–E в сполуках E(OH)₂, де E–Mg, Ca або Sr, і визначити: а) який із зв'язків (H–O або O–E в кожній з молекул) має більший ступінь іонності; б) вкажіть характер дисоціації цих молекул у водному розчині.

183. Дипольний момент молекули HCN дорівнює 2,9 D. Обчислити довжину диполя ($6,03 \cdot 10^{-11}$ м).

184. Довжина диполя молекули гідроген фториду дорівнює $4,0 \cdot 10^{-11}$ м. Обчислити дипольний момент молекули в Дебаях (1,92 D).

185. Дипольний момент молекули SO₂ дорівнює 1,61 D, а молекули CO₂ – нулю. Чи однакові валентні кути OSO та OSCO? Відповідь обґрунтуйте.

186. Опишіть просторову будову неполярної молекули BeCl₂. Які атомні орбіталі берилію беруть участь в утворенні зв'язку Be–Cl?

187. Вказати тип гібридизації в молекулах SiH₄, SiF₄. Чи полярні ці молекули? Відповідь обґрунтуйте.

РОЗДІЛ 5. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

5.1. Енергетика хімічних реакцій

Хімічні реакції відбуваються з виділенням або поглинанням енергії. Енергетичні ефекти реакцій проявляються в різних формах: тепловій, механічній, електричній, світловій.

Енергія хімічних зв'язків і міжмолекулярної взаємодії є складовими частинами внутрішньої енергії системи. Внутрішня енергія системи (U) - це термодинамічна функція, яка включає всі види енергії (енергію руху молекул, коливань атомів, руху всіх електронів, в тому числі електронів хімічного зв'язку, внутрішньоядерну енергію та ін.), крім кінетичної і потенціальної енергії системи як єдиного цілого.

Абсолютна величина внутрішньої енергії системи невідома, можна визначити лише її зміну, тобто різницю між кінцевим і початковим станами системи.

Кількість теплоти в ізобарно-ізотермічному процесі набуває властивості функції стану і не залежить від шляху, за яким протікає процес і називається зміна ентальпії реакції: $Q_p = \Delta H$.

ΔH – функція стану, її зміна, як ΔU , визначається тільки початковим та кінцевим станом системи.

При ізохорно-ізотермічному процесі, коли $\Delta V = 0$, $Q_v = \Delta U$ – змінні внутрішньої енергії системи. Q_v , Q_p – теплові ефекти реакції.

При екзотермічних реакціях ентальпія системи зменшується $\Delta H < 0$. При ендотермічних збільшується $\Delta H > 0$. При зміні агрегатного стану речовини зміна ΔH по величині однакова з Q , але обернена за знаком при $T, P = \text{const}$.

Теплові ефекти визначаються як експериментально, так і за допомогою термохімічних розрахунків. Абсолютне значення U , H визначити не можливо, для термохімічних розрахунків важливий енергетичний ефект процесу, тобто зміна стану системи – ΔH .

Для того, щоб порівняти енергетичні ефекти різних процесів, термохімічні розрахунки відносять до 1 моля речовини, і за умов, прийнятих за стандартні ($P = 101325 \text{ Па}$, $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ К}$). Позначають стандартний тепловий ефект – ΔH^0_{298} .

Рівняння хімічної реакції з вказанням теплового ефекту називають **термохімічним**. В таких хімічних рівняннях обов'язково вказується фазовий стан та поліморфна модифікація реагуючих речовин:

- ✓ g – газ;
- ✓ l – рідина;
- ✓ k – кристал;
- ✓ t – твердий
- ✓ **коефіцієнти** – кількість моль речовини, можливі дробові.

З термохімічними рівняннями можна виконувати арифметичні операції.



В основі термохімічних розрахунків лежить закон, сформульований Гессом (1841 р.)

Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від проміжних стадій процесу, а лише від початкового та кінцевого стану реагуючих речовин.

Наслідок з закону Гесса.

Тепловий ефект хімічного рівняння дорівнює сумі теплот утворення одержаних речовин (продуктів реакції) за мінусом суми теплот утворення вихідних речовин.

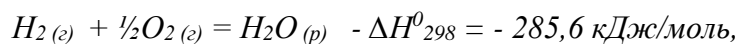
$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{продуктів реакції}) - \sum \Delta H_f(\text{вихідних речовин}).$$

Наприклад, у нас є загальна реакція:



$$\Delta H_{x.p.} = (c\Delta H_f(C) + d\Delta H_f(D.)) - (a\Delta H_f(A) + b\Delta H_f(B)).$$

Теплота утворення сполуки дорівнює теплоті її розкладу на прості речовини із зворотнім знаком.



$$\Delta H_{розп.} = 285,6 \text{ кДж/моль.}$$

Теплота утворення речовини – це тепловий ефект реакції одержання 1 моля речовини із простих, стійких речовин, вимірюється в Дж/моль, кДж/моль. Теплоти утворення простих речовин дорівнюють нулю, при $P = \text{const}$, $Q_p = \Delta H$.

Самочинно можуть протікати не лише ті хімічні реакції, які супроводжуються виділенням тепла, але і реакції, які супроводжуються елементарним поглинанням тепла. ΔH – не завжди є критерієм самопротікання реакції. При хімічних реакціях система намагається прямувати до безпорядку. Тенденцію до безпорядку характеризує величина, яку називають **ентропією (S)**.

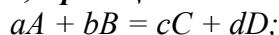
S – кількісна міра безпорядку в системі. Вимірюється в Дж/(моль · К). Ентропія пропорційна кількості речовини і збільшується із збільшенням руху частинок: при нагріванні, плавленні, розширенні газу, при послабленні чи розриву зв'язків між атомами т. д. Процеси, пов'язані з ростом порядку в системі: конденсація, кристалізація, стискання, полімеризація – ведуть до зменшення ентропії.

В ізольованій системі всі процеси відбуваються в бік зростання ентропії. Ентропія ніколи не дорівнює нулю, вона або зростає або зменшується: $S \neq 0$, $S > 0$, $S < 0$, $S_{(c)} > S_{(p)} > S_{(m)}$.

Ентропію можна обчислювати якісно і кількісно. Якісно знак ентропії обчислюють дивлячись на фазовий стан речовини та число молей, що приймає участь у реакції. Так, збільшення кількості молей газоподібних речовин внаслідок реакції призводить до зростання ентропії ($\Delta S > 0$), і, навпаки, коли кількість молей газів зменшується, ($\Delta S < 0$).

Чим більшою є невпорядкованість (хаотичність) системи, тим більшим є значення ентропії. Це твердження є справедливим для ізольованих систем, які не обмінюються з зовнішнім середовищем ні енергією, ні роботою. В ізольованих системах самочинними є тільки ті процеси, що призводять до збільшення ентропії. Це положення є одним з формулювань *другого закону термодинаміки*.

Кількісно ентропію обчислюють за таким правилом. Зміна ентропії під час перебігу хімічних реакцій (ентропія реакції) дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів реакції і сумою ентропій вихідних речовин з врахуванням числа молей речовин, що беруть участь у реакції. Наприклад, в реакції загального типу:



зміна ентропії дорівнює:

$$\Delta S_{x.p.} = ((c \Delta S(C) + d \Delta S(D)) - (a \Delta S(A) + b \Delta S(B))).$$

Вже відомо, що напрямок перебігу процесів визначається двома факторами. Енергетичний, або **ентальпійний фактор** спрямовує процеси до стану з найменшим запасом енергії, оскільки стан з найменшим запасом енергії є найбільш стійким. У самочинних процесах, перебіг яких визначається ентальпійним фактором, $\Delta H < 0$. **Ентропійний фактор** спрямовує процеси до стану з найбільшою ентропією або невпорядкованістю, оскільки невпорядкований стан системи є найімовірнішим. У самочинних процесах, перебіг яких визначається ентропійним фактором, $\Delta S > 0$.

Ентальпійний та ентропійний фактори діють незалежно один від одного і можуть спрямовувати процеси у взаємно протилежних напрямках. Тому для визначення дійсного напрямку перебігу процесів необхідно ввести ще одну термодинамічну функцію, яка включає в себе обидва згаданих фактори. Цю функцію називають **ізобарно-ізотермічним потенціалом або вільною енергією Гіббса**, її позначають літерою G. За своїм фізичним змістом **ізобарно-ізотермічний потенціал - це здатність системи виконувати корисну роботу**. Максимальна величина корисної роботи, що виконує система, відповідає зменшенню ізобарно-ізотермічного потенціалу системи:

Зміна вільної енергії в процесах, що проходять за сталого тиску і температури визначається виразом, який прийнято називати рівнянням Гіббса:

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

У самочинних процесах здатність системи виконувати корисну роботу завжди

зменшується, тому **критерієм можливості самочинного перебігу процесу за сталих тиску і температури є зменшення вільної енергії Гіббса**, тобто $\Delta G < 0$. Якщо $\Delta G > 0$, це означає, що процес в даному напрямку самочинно проходить не може і для його перебігу над системою треба виконати роботу ззовні. Проте зворотний йому процес є самочинним. Коли ж $\Delta G = 0$, система знаходиться в стані рівноваги.

Абсолютні значення вільної енергії, як і значення її складової – ентальпії, невідомі. Можна обчислити тільки зміну значень вільної енергії Гіббса ΔG . Для простих речовин, стійких за стандартних умов, значення ΔG як і ΔH_f , дорівнюють нулю. Для будь-якої хімічної реакції:



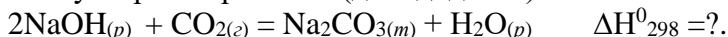
зміну вільної енергії Гіббса обчислюють користуючись довідниковими даними за правилом:

$$\Delta G_{x.p.} = ((c \Delta G(C) + d \Delta G(D)) - (a \Delta G(A) + b \Delta G(B))).$$

Ентальпійний і ентропійний фактори протидіють один одному, і для визначення напрямку процесу за певних умов потрібно визначити знак ΔG . Оскільки, перед величиною ΔS є множник T , **за достатньо високих температур ентропійний фактор буде визначальним**, тобто $\Delta G < 0$.

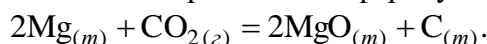
Приклади розв'язання

Задача 1. Обчислити стандартний тепловий ефект реакції, виходячи із стандартних ентальпій утворення речовин (див. додатки):



Розв'язання. $\Delta H^0_{r298} = ((\Delta H^0_{f298}(\text{Na}_2\text{CO}_3) + \Delta H^0_{f298}(\text{H}_2\text{O})) - ((\Delta H^0_{f298}(\text{CO}_2) + 2\Delta H^0_{f298}(\text{NaOH}))) = -1129 - 285,8 + 2 \cdot 426,8 + 393,6 = -165$ кДж/моль.

Задача 2. Обчисліть, чи може магній горіти в атмосфері вуглекислого газу:



а) при $T = 298$ К; б) при $T = 800$ К. Стандартні енергії Гіббса утворення речовин, $\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль: $\text{CO}_2 = -394,4$; $\text{MgO} = -596,6$; $\text{C}_{\text{тв.}} = 0$. Зміна стандартної ентальпії реакції: $\Delta H^0_{298} = -810,1$ кДж/моль. Зміна стандартної ентропії реакції:

$$\Delta S^0_{298} = -159,9 \text{ Дж/моль} \cdot \Delta_r S^0(298 \text{ К}) = -159,9 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Розв'язання. Зміна енергії Гіббса ΔG дозволяє зробити висновок про принципову можливість хімічної реакції: якщо $\Delta G < 0$, то реакція принципово можлива, $\Delta G > 0$, то реакція принципово неможлива; $\Delta G = 0$, то система знаходиться в стані рівноваги.

Енергія Гіббса утворення складних речовин при $P = 1$ атм. і $T = 298$ К називається стандартною енергією Гіббса утворення, позначається $\Delta_f G^0(298 \text{ К})$, її розмірність – [кДж/моль].

а) При $T = 298$ К зміна стандартної енергії Гіббса реакції дорівнює сумі стандартних енергій Гіббса утворення кінцевих речовин мінус сума стандартних енергій Гіббса утворення вихідних речовин:

$$\Delta G^0_{298} = \sum \Delta_f G^0_{298\text{кін}} - \sum \Delta_f G^0_{298\text{вих}} ;$$

При $T = 298$ К зміна стандартної енергії Гіббса реакції горіння магнію дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta G^0_{298} &= 2\Delta_f G^0_{298}(\text{MgO}) - \sum \Delta_f G^0_{298}(\text{CO}_2) = \\ &= -2 \cdot 569,6 - (-394,4) = -744,8 \text{ кДж/моль} \end{aligned}$$

$\Delta G < 0$, реакція принципово можлива.

б) При $T \neq 298$ К зміну стандартної енергії Гіббса реакції можна обчислити за рівнянням Гіббса-Гельмгольца:

$$\Delta G^0_T = \Delta_r H^0_{298} - T \cdot \Delta_r S^0_{298};$$

де $\Delta_r H^0_{298}$ – зміна стандартної ентальпії реакції, а $\Delta_r S^0_{298}$ – зміна стандартної ентропії реакції.

При $T = 800$ К:

$$\Delta G^0_T = \Delta_r H^0_{298} - T \cdot \Delta_r S^0_{298} =$$

$$= -810,1 - 800 \cdot (-159,9/1000) = -682,2 \text{ кДж},$$

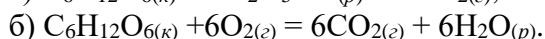
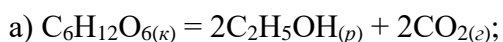
$\Delta G < 0$, реакція принципово можлива.

Завдання для розв'язання

188. Визначити стандарту ентальпію (ΔH_{298}) утворення PH_3 виходячи з рівняння:
 $2\text{PH}_{3(g)} + 4\text{O}_{2(g)} = \text{P}_2\text{O}_{5(k)} + 3\text{H}_2\text{O}(p) \Delta H^\circ = -2360 \text{ кДж}.$

Відповідь: 5,3 кДж/моль.

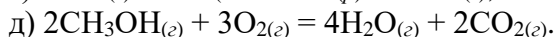
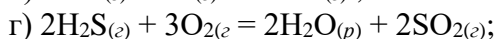
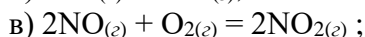
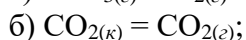
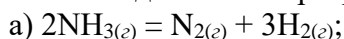
189. Розрахувати значення ΔH_{298} для протікаючих в організмі реакцій перетворення глюкози:



Яка з цих реакцій постачає організму більше енергії?

Відповідь: а) -69,2 кДж; б) -2803 кДж.

190. Не здійснюючи розрахунків, установіть знак ΔS_{298} наступних процесів:

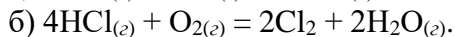
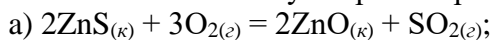


191. Обчислити тепловий ефект реакції А при 298 К: а) при $P = \text{const}$; б) при $V = \text{const}$.

Теплові ефекти утворення речовин при стандартних умовах візьміть з додатку (таблиця 1)

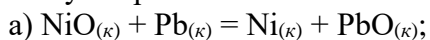
№ варіанта	Реакція А	№ варіанта	Реакція А
1	$2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(p)$	14	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$
2	$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(p) + 2\text{Cl}_2$	15	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(p)$
3	$\text{NH}_4\text{Cl}(m) = \text{NH}_3 + \text{HCl}$	16	$2\text{CO} + \text{SO}_2 = \text{S}_{(ромб)} + 2\text{CO}_2$
4	$2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(p) = 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$	17	$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2(g)$
5	$4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(p) = 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$	18	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}(p)$
6	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$	19	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(p)$
7	$\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$	20	$2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$
8	$\text{Mg}(\text{OH})_2(m) = \text{MgO}(m) + \text{H}_2\text{O}(g)$	21	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
9	$\text{CaCO}_3(m) = \text{CaO}(m) + \text{CO}_2$	22	$\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
10	$\text{Ca}(\text{OH})_2(m) = \text{CaO}(m) + \text{H}_2\text{O}(g)$	23	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(p) = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}(p)$
11	$\text{S}_{(ромб)} + 2\text{H}_2\text{O}(p) = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2$	24	$\text{CH}_3\text{CHO}(r) + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(p)$
12	$\text{S}_{(ромб)} + 2\text{CO}_{2(g)} = \text{SO}_2 + 2\text{CO}$	25	$\text{C}_6\text{H}_6(p) + 3\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12}$
13	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$		

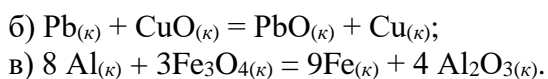
192. Визначте зміну ентропії в реакціях:



Відповідь: а) -146,4 кДж; б) -129 кДж.

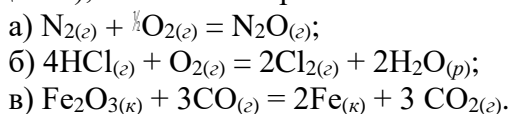
193. Розрахувати значення ΔG_{298} наступних реакцій і визначить, в якому напрямку вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах при 25°C:





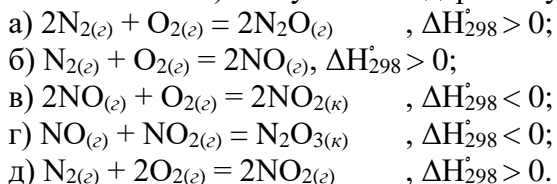
Відповідь: а) 22,5 кДж; б) -59,2 кДж; в) -3285 кДж.

194. Використовуючи значення стандартних енергій Гіббса (ΔG_{298}°) речовин (таблиця 1, додатки), встановити протікання яких із нижче перерахованих реакцій можливе:



Відповідь: б, в.

195. Визначити, які з реакцій утворення оксидів нітрогену і при яких температурах (високих чи низьких) можуть в стандартних умовах протікати самочинно:



5.2. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика – це розділ хімії, що вивчає фактори, від яких залежить швидкість хімічних реакцій.

Хімічні реакції можуть відбуватися в однорідних (гомогенних) та в неоднорідних (гетерогенних) системах.

Швидкість гомогенної реакції визначається числом елементарних актів хімічного перетворення в одиниці об'єму за одиницю часу.

Швидкість гомогенної реакції залежить від числа зіткнень реагуючих частинок, яке пропорційне їх концентраціям. Тому **при постійній температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, які дорівнюють коефіцієнтам у рівнянні реакції**. Це положення вперше було сформульоване в 1867 р. і дістало назву **закону діючих мас**. Так, для реакції: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ – згідно з цим законом:

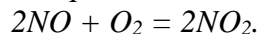
$$V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2],$$

де V – швидкість даної реакції;

$[\text{H}_2]$ та $[\text{I}_2]$, – концентрації водню і йоду, моль/л;

k – коефіцієнт пропорційності між швидкістю та добутком концентрацій реагентів.

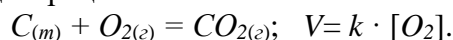
Даний коефіцієнт не залежить від їх поточних концентрацій і називається **константою швидкості хімічної реакції**. Константа швидкості залежить від природи реагуючих речовин, температури та наявності каталізатора і чисельно дорівнює швидкості реакції в той момент, коли концентрації цих речовин дорівнюють 1 моль/л (фізичний зміст константи швидкості). Для гомогенної реакції, в якій беруть участь речовини в газоподібному стані:



Вираз закону діючих мас має наступний вигляд:

$$V = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Для гетерогенних реакцій тверді речовини у математичний вираз закону діючих мас не входять, тому що їх концентрації є сталою величиною. Наприклад, швидкість горіння Карбону пропорційна лише концентрації кисню:



Математичний вираз закону діючих мас називають **кінетичним рівнянням**. Показник степені при концентрації кожної речовини у кінетичному рівнянні – це порядок реакції за цією речовиною, сума ж показників степенів це - **загальний порядок реакції**. Порядки реакцій значною мірою залежать від молекулярностей останніх. **Молекулярністю** реакції називають число молекул, які беруть участь в елементарному акті взаємодії. Порядки

збігаються з молекулярностями тільки для простих одностадійних реакцій. Здебільшого хімічні реакції відбуваються за стадіями. Кожна стадія має свою швидкість і молекулярність. **Загальна швидкість реакції залежить від найбільш повільної стадії, яку називають лімітуючою або швидкістю визначальною.** У кінетичних рівняннях таких реакцій порядки за концентраціями речовин найчастіше не відповідають стехіометричним коефіцієнтам, а загальний порядок, як правило, не перевищує 2. Але відомі окремі реакції, порядок яких відповідає трьом. Послідовність стадій реакцій, що відповідає визначеному кінетичному рівнянню, називають механізмом реакції.

З підвищенням температури швидкість реакції зростає. За правилом Вант-Гоффа для багатьох реакцій з **підвищенням температури на 10° швидкість реакції збільшується в 2-4 рази.** Це можна виразити математично:

$$\frac{g_{r1}}{g_{r2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

де γ - температурний коефіцієнт реакції, який показує, у скільки разів зростає швидкість реакції з підвищенням температури на 10 °С. Для більшості реакцій γ має значення від 2 до 4.

Швидкість хімічних реакцій можна змінити введенням в реакційну систему спеціальних речовин – каталізаторів. З метою (зниження активаційного бар'єру) використовують **каталізатори** - речовини, які прискорюють реакції, але самі при цьому не витрачаються, тобто не змінюють свій якісний і кількісний склад.

Хімічні реакції можуть бути необоротними і оборотними. Необоротні відбуваються до повної витрати хоча б однієї з речовин, що вступили в реакцію.

Реакції, що відбуваються в двох взаємно протилежних напрямках, називаються оборотними.

В ізольованій системі, яка складається з будь-яких кількостей речовин, що вступають в **оборотну** реакцію, з часом завжди встановлюється рівновага, тобто такий стан, коли **швидкості прямої та зворотної реакцій зрівнюються.** Концентрації речовин набувають сталих значень. Такі концентрації називаються рівноважними і позначаються квадратними дужками.

Рівновагу, яка встановилась, називають динамічною, тобто нові порції продуктів реакції не утворюються, **в системі продовжують перебігати і пряма, і зворотна реакції, але з однаковими швидкостями.**

Розглянемо оборотну реакцію: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$.

Стан системи після встановлення рівноваги, коли $V_1 = V_2$ можна передати рівнянням:

$$k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2] = k_2 \cdot [SO_3]^2.$$

Перенесемо сталі величини в одну частину рівності, а змінні – в іншу:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}.$$

Відношення констант швидкостей k_1 і k_2 за сталої температури також є сталою величиною і називається **константою рівноваги (K).**

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}.$$

Індекс «с» при K показує, що константа рівноваги виражена через рівноважні концентрації (концентраційна константа рівноваги).

Константа рівноваги визначається відношенням добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин у ступенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам.

Знаючи величини K_c , можна робити кількісні розрахунки виходу продуктів для оборотних хімічних процесів. Якщо значення константи великі ($K_c \gg 1$), це означає, що

рівновага зміщена в бік продуктів реакції, вихід яких досить значний. Якщо ж $K_c \ll 1$, рівновага зміщена в бік вихідних речовин, а вихід продуктів – незначний.

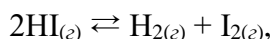
Напрямок зміщення рівноваги в разі зміни параметрів стану системи визначається за **принципом Ле-Шательє**: якщо змінити хоча б одну з умов, за яких система перебуває в рівновазі, то відбувається таке зміщення рівноваги, яке послаблює цю зміну.

Для оборотної реакції при збільшенні **концентрації** (для речовин у газоподібному стані – **тиску**) у системі рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка відбувається із зменшенням кількості моль, а при пониженні концентрації або тиску – рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка супроводжується зростанням кількості моль.

З підвищенням **температури** рівновага в системі повинна зміститися так, щоб послабити її зростання, тобто має посилитися процес, що відбувається із вбиранням теплоти. Тобто, рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції. При пониженні температури – в сторону екзотермічної реакції.

Приклади розв'язання

Задача 1. Для гомогенної реакції:



Константа рівноваги при деякій температурі дорівнює 0,25. Обчисліть рівноважні концентрації речовин, якщо початкова концентрація $[\text{HI}] = 2$ моль/л.

Розв'язання. Стан реагуючих речовин, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної, називається **хімічною рівновагою**. Концентрації речовин в стані рівноваги називаються рівноважними.

Константа рівноваги реакції – це відношення добутку молярних рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку молярних концентрацій вихідних речовин у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції, при постійній температурі:

$$K = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = 0,25.$$

Згідно рівняння реакції, з 2 моль HI повинна утворюватися половина кількість, по 1 моль H_2 і I_2 . Якщо на момент рівноваги прореагувало x моль HI , то утворилось $x/2$ моль I_2 , а залишилось $2 - x$ моль HI .

	$\text{HI}_{(г)}$	$\text{H}_{2(г)}$	$\text{I}_{2(г)}$
Початкові концентрації, моль/л	2	0	0
Рівноважні концентрації, моль/л	$2 - x$	$x/2$	$x/2$

Підставляємо рівноважні концентрації у вираз константи рівноваги:

$$0,25 = \frac{0,5x \cdot 0,5x}{(2 - x)^2} = \frac{0,25x^2}{(2 - x)^2}.$$

Добуваючи квадратний корінь з обох частин рівняння, одержимо:

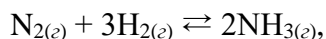
$$0,5 = \frac{0,5x}{2 - x}; \quad x = 1.$$

Рівноважні концентрації:

$$[\text{H}_2]_{\text{рівн}} = [\text{I}_2]_{\text{рівн}} = \frac{x}{2} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

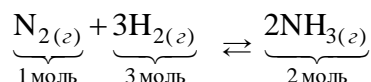
$$[\text{HI}]_{\text{рівн}} = 2 - 1 = 1 \text{ моль/л.}$$

Задача 2. В системі:



рівноважні концентрації речовин склали $[\text{N}_2]_{\text{рівн.}} = 4$ моль/л, $[\text{H}_2]_{\text{рівн.}} = 10$ моль/л, $[\text{NH}_3]_{\text{рівн.}} = 4$ моль/л. Обчисліть початкові концентрації водню і азоту.

Розв'язання. З рівняння реакції:



видно, що 2 моль NH_3 утворюються з 1 моль N_2 . Тоді 4 моль утворились з 2 моль N_2 . Початкова концентрація азоту дорівнює:

$$[N_2]_{\text{поч.}} = [N_2]_{\text{рівн.}} + 2 = 4 + 2 = 6 \text{ моль/л.}$$

З рівняння реакції слідує, що 2 моль NH_3 утворюються з 3 моль H_2 , тоді 4 моль NH_3 утворились з 6 моль H_2 . Початкова концентрація водню складає:

$$[H_2]_{\text{поч.}} = [H_2]_{\text{рівн.}} + 6 = 10 + 6 = 16 \text{ моль/л.}$$

Задача 3. Для реакції:



вказати, як потрібно змінити концентрації, тиск і температуру реакції, щоб змінити рівновагу вправо, в сторону збільшення виходу $NOCl$.

Розв'язання. Вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги узагальнює **принцип Ле-Шательє**: якщо на рівноважну систему діють зовнішні фактори, то рівновага зміщується в сторону реакції, яка ослаблює дію зовнішніх факторів.

1. При збільшенні концентрацій рівновага зміщується в сторону реакції, яка проходить із зменшенням кількості моль газів, при зменшенні концентрацій – навпаки.

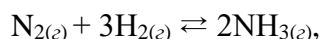
В реакцію вступають 3 моль газу ($2NO + Cl_2$), а утворюються 2 моль газу ($2NOCl$). При збільшенні концентрацій речовин рівновага зміщується в сторону прямої реакції, яка йде із збільшенням виходу $NOCl$.

2. Підвищення або пониження тиску для газових реакцій рівноцінно підвищенню або пониженню концентрацій.

3. При підвищенні температури рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції, а при пониженні – в сторону екзотермічної.

Пряма реакція – ендотермічна, тому при підвищенні температури вона відбувається з більшою швидкістю, збільшуючи вихід $NOCl$.

Задача 4. Як зміниться швидкість реакції:



якщо концентрації всіх речовин збільшити в 2 рази? Швидкість якої реакції – прямої чи зворотної стане більшою?

Розв'язання. Реакція $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ є гомогенною.

Гомогенні реакції – такі, які йдуть в однорідних системах (між газами, в розчинах). Швидкість гомогенної реакції вимірюється зміною молярних концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу:

$$v = \pm \Delta C / \Delta \tau.$$

Закон діючих мас: при постійній температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку молярних концентрацій реагуючих речовин у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Реакція одержання NH_3 обернена, оскільки йде в двох протилежних напрямках. Початкова швидкість прямої реакції:

$$v_{\text{пр.}} = k_1[N_2][H_2]^3.$$

Початкова швидкість зворотної реакції:

$$v_{\text{зв.}} = k_2[NH_3]^2.$$

Після збільшення концентрації в 2 рази швидкість прямої концентрації складе:

$$v_{\text{пр.}}^1 = k_1[2N_2][2H_2]^3 = 16 k_1[N_2][H_2]^3,$$

а швидкість зворотної реакції буде дорівнювати:

$$v_{зв.}^1 = k_2[2\text{NH}_3]^2 = 4k_2[\text{NH}_3]^2.$$

Швидкість прямої реакції зросла в:

$$\frac{v_{пр.}^1}{v_{пр.}} = \frac{16 k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 16 \text{ разів.}$$

Швидкість зворотної реакції зросла в:

$$\frac{v_{зв.}^1}{v_{зв.}} = \frac{4k_2[\text{NH}_3]^2}{k_2[\text{NH}_3]^2} = 4 \text{ рази.}$$

Швидкість прямої реакції, у порівнянні із швидкістю зворотної реакції, зросте в $16/4 = 4$ рази.

Задача 5. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури від 20 до 85 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 2,5$?

Розв'язання. За правилом Вант-Гоффа, швидкість реакції при підвищенні температури на 10 °С збільшується в 2-4 рази:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}.$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2,5^{\frac{85 - 20}{10}} = 2,5^{6,5} = 386.$$

Швидкість реакції v_{t_2} при підвищенні температури на 65 °С зросте в 386 разів.

Задача 6. Реакція першого порядку при температурі 70 °С закінчується на 40 % за 60 хв. При якій температурі реакція закінчується на 80 % за 120 хв., якщо енергія активації дорівнює 60 кДж · моль⁻¹?

Розв'язання. Для реакції першого порядку константа швидкості виражається через ступінь перетворення таким чином:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{a}{a - x} = \frac{1}{\tau} \ln (1 - \alpha);$$

де $\alpha = x/a$ – ступінь перетворення. Запишемо це рівняння при двох температурах із врахуванням рівняння Арреніуса:

$$A \cdot e^{-\frac{E_{акт.}}{RT_1}} = -\frac{1}{\tau_1} \ln (1 - \alpha_1);$$

$$A \cdot e^{-\frac{E_{акт.}}{RT_2}} = -\frac{1}{\tau_2} \ln (1 - \alpha_2);$$

де $E_{акт.} = 60 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$;

$T_1 = 343 \text{ К}$;

$\tau_1 = 60 \text{ хв.}$;

$\alpha_1 = 0,4$;

$\tau_2 = 120 \text{ хв.}$;

$\alpha_2 = 0,8$.

Поділимо одне рівняння на друге і прологарифмуємо:

$$\frac{E_{акт.}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = \ln \left[\frac{\tau_2 \ln (1 - \alpha_1)}{\tau_1 \ln (1 - \alpha_2)} \right].$$

Підставивши в дане рівняння приведені вище величини, знайдемо $T_2 = 351 \text{ К}$; або $t = 78 \text{ }^\circ\text{С}$.

Завдання для розв'язання

196. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2. Як зміниться її швидкість:

- а) при підвищенні температури від 60 до 100 °С;
б) при охолодженні суміші, яка реагує, від 50 до 30 °С;
в) при підвищенні температури від 80 до 140 °С.

Відповідь: а) збільшиться у 16 разів; б) зменшиться у 4 рази; в) збільшиться у 64 рази.

197. Для реакції $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ константа рівноваги при деякій температурі дорівнює 0,5. Початкові концентрації CO і CO₂ відповідно дорівнюють 0,05 і 0,01 моль/л. Знайдіть їх рівноважні концентрації.

Відповідь: 0,04 моль/л; 0,02 моль/л.

198. Метанол одержують за реакцією $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(р)}$; $\Delta H^{\circ}298 = -127,8$ кДж. Куди буде зміщуватись рівновага при підвищенні: а) температури, б) тиску?

199. Як вплине на вихід хлору в системі $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(р)}$; $\Delta H^{\circ}298 = -202,4$ кДж: а) підвищення температури в реакційній суміші; б) зменшення загального об'єму суміші; в) зменшення концентрації кисню; г) збільшення об'єму реактору; д) введення каталізатора?

200. Константа рівноваги системи $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(г)}$ при деякій температурі дорівнює 50. Яку кількість речовини H₂ потрібно взяти на 1 моль I₂, щоб 90 % залишку перевести в HI?

Відповідь: 1,55 моль.

201. Як зміниться швидкість прямої реакції: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$, якщо об'єм реакційної посудини зменшити в 4 рази. Привести розрахунок згідно закону дії мас.

Відповідь: зросте у 64 рази.

202. Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції розкладу мурашиної кислоти на CO₂ і H₂ у присутності каталізатора, якщо константа швидкості цієї реакції при 413 К становить $5,5 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$, а при 458 К – $9,2 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$.

Відповідь: 1,87.

203. До якого значення потрібно підвищити температуру в системі (початкова температура дорівнює 10 °С), щоб швидкість реакції зросла в 256 разів, $\gamma = 2$. Привести розрахунок.

Відповідь: 90 °С.

204. На скільки градусів необхідно підвищити температуру реакції, щоб її швидкість зросла у 20 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції становить 3.

Відповідь: 27,2 °С.

205. Температурний коефіцієнт швидкості певної реакції дорівнює 3. В скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 30 градусів?

Відповідь: у 12 разів.

206. Для якої реакції – прямої чи зворотної – енергія активації більша, якщо пряма реакція відбувається з виділенням тепла?

207. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при збільшенні температури на 30 градусів швидкість реакції зростає у 15,6 рази?

Відповідь: 2,5.

208. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,3. У скільки раз збільшиться швидкість реакції, якщо підвищити температуру на 25 градусів?

Відповідь: у 8 разів.

209. Реакція першого порядку при температурі 25 °С закінчиться на 30 % за 30 хв. При якій температурі реакція закінчується на 60 % за 40 хв., якщо енергія активації дорівнює 30 кДж · моль⁻¹?

Відповідь: 42 °С.

210. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температуру понизити з 120°С до 90° ($\gamma = 3$). Привести розрахунок.

Відповідь: зменшиться у 27 раз.

РОЗДІЛ 6. РОЗЧИНИ

6.1. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність

Вміст розчиненої речовини у розчині називають концентрацією. Розчини з великою концентрацією розчиненої речовини називають концентрованими, а з малою – розбавленими. Концентрацію розчину можна виражати по різному В хімічній практиці найбільш вживані наступні способи вираження концентрації:

Масова частка (ω) визначається як відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину і обчислюється за формулою:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%.$$

Іншими словами – це число одиниць маси розчиненої речовини (наприклад число грамів), яке міститься в 100 одиницях маси розчину (наприклад в 100 г розчину). Наприклад: 20 % розчин сульфатної кислоти – це розчин в 100 г якого міститься 20 г кислоти і 80 г води.

Молярна частка (N) - це відношення кількості моль розчиненої речовини (n) до загального числа молів усіх речовин у розчині $\sum n_i$:

$$N = \frac{n_{p.p.}}{n_{p.p.} + n_{p-ка}}$$

Молярна концентрація (C_M) визначається кількістю моль розчиненої речовини $n_{p.p.}$ яка міститься в 1 л (1000 мл) розчину (розмірність моль/л, або моль/дм³). Концентрація, яка виражається таким способом, називається мольно-об'ємною або молярністю і позначається прописною літерою **M**. Так, 2M H₂SO₄ (двомолярний розчин сульфатної кислоти) означає, що цей розчин містить 2 моль сульфатної кислоти в 1 л розчину, тобто 196 г H₂SO₄.

Молярна концентрація еквівалентів (C_H) (нормальна або еквівалентна концентрація) виражається числом молів еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину (моль-екв./л). На практиці позначається прописною літерою **H**. Наприклад: 2H H₂SO₄ (двонормальний розчин сульфатної кислоти), означає розчин в 1 л якого міститься два моль-еквівалента кислоти, тобто 98 г H₂SO₄, так як 1 моль-еквівалент кислоти дорівнює 1/2 моля цієї кислоти

Моляльність (молярна концентрація, (C_m)) виражається кількістю моль розчиненої речовини, що міститься в 1 кг розчинника (розмірність моль/кг). Позначається на практиці літерою **m**. Так, 2m H₂SO₄ (двомолярний розчин сульфатної кислоти) означає розчин сульфатної кислоти, в якому знаходиться 2 молі кислоти в 1000 г води. Мольно-масова концентрація розчину, на відміну від молярності, не змінюється із зміною температури.

Користуючись розчинами, концентрація яких виражена нормальністю, легко попередньо розрахувати, в яких об'ємних співвідношеннях вони повинні бути змішані, щоб розчинені речовини прореагували без залишку. Нехай V_1 л розчину речовини 1 з нормальністю N_1 реагує з V_2 л розчину речовини 2 з нормальністю N_2 . Це означає, що в реакцію вступило $N_1 \cdot V_1$ еквівалентів речовини 1 та $N_2 \cdot V_2$ еквівалентів речовини 2. Так як, речовини реагують в еквівалентних кількостях, то:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Таким чином, об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні їхнім нормальностям. Використовуючи цю залежність можна обчислювати не тільки об'єми розчинів, які необхідні для проведення реакції, але й концентрації розчинів.

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчислити молярну частку натрій сульфату у 20 % розчині цієї солі.

Розв'язання. В 100 г цього розчину міститься 20 г Na₂SO₄ і 80 г води. $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$ г/моль, а $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль. Знайдемо кількість моль розчиненої речовини – натрій

сульфату і розчинника, тобто води, у даному розчині:

$$n_{p.p.} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.}} = \frac{m_{(Na_2SO_4)}}{M_{(Na_2SO_4)}} = \frac{20 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,14 \text{ моль},$$

$$n_{p-ка} = \frac{m_{p-ка}}{M_{p-ка}} = \frac{m_{(H_2O)}}{M_{(H_2O)}} = \frac{80 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 4,4 \text{ моль}.$$

Тоді, обчислюємо молярну частку за раніше приведеною формулою:

$$N = \frac{0,14}{0,14 + 4,4} = 0,03.$$

Масова та молярна частки - безрозмірні величини.

Відповідь: 0,03.

Задача 2. Обчисліть молярність розчину Na_2S , в 900 мл якого міститься 100 г Na_2S .

Розв'язання. Спочатку потрібно знайти масу солі натрій сульфід у 1000 мл розчину:

$$m_{(Na_2S)} = \frac{100 \text{ г} \cdot 1000 \text{ мл}}{900 \text{ мл}} = 111 \text{ г},$$

$$M_{(Na_2S)} = 46 + 32 = 78 \text{ г/моль},$$

звідси молярність дорівнює: $C_M = 111 \text{ г} / 78 \text{ г/моль} = 1,3 \text{ М}$.

Відповідь: 1,3 М.

Задача 3. Обчисліть нормальну і молярну концентрацію 16 % розчину $NaOH$ з густиною $\rho = 1,18 \text{ г/мл}$.

Розв'язання. Маса 1 л 16 % розчину $NaOH$:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ г}.$$

Маса $NaOH$ в 1 л розчину (1180 г):

$$\begin{array}{l} \text{в } 100 \text{ г} \\ \text{розчину} \\ \text{в } 1180 \text{ г} \end{array} \qquad \begin{array}{l} 16 \text{ г } NaOH, \\ \\ m_{(NaOH)}. \end{array}$$

$$m_{(NaOH)} = \frac{1180 \cdot 16}{100} = 188,8 \text{ г}.$$

Молярна маса $M(NaOH) = 40 \text{ г/моль}$, еквівалентна маса дорівнює:

$$M_{екв.} = \frac{M}{1} = 40 \text{ г/моль}.$$

Молярна концентрація розчину:

$$C_M = \frac{m}{M} = \frac{188,8}{40} = 4,72 \text{ М}.$$

Нормальна концентрація розчину:

$$C_H = \frac{m}{M_{екв.}} = \frac{188,8}{40} = 4,72 \text{ Н}.$$

Відповідь: 4,72 М; 4,72 Н.

Задача 4. Скільки мл 0,3Н розчину натрій хлориду потрібно додати до 150 мл 0,16Н розчину аргентум нітрату, щоб перевести в осад все срібло у вигляді осаду аргентум хлориду?

Розв'язання. В реакцію вступають два розчини: 1 – $NaCl$, 2 – $AgNO_3$. Підставляючи у вище приведені рівняння вказані у задачі значення об'ємів і концентрацій обох розчинів знаходимо невідомий об'єм натрій хлориду:

$$0,3 \cdot V_1 = 150 \cdot 0,16;$$

$$V_1 = \frac{150 \cdot 0,16}{0,3} = 80 \text{ мл}.$$

Відповідь: 80 мл.

Задача 5. Обчисліть масову відсоткову концентрацію 2 Н розчину H_2SO_4 густиною $\rho = 1,07$ г/мл.

Розв'язання. Еквівалентна маса H_2SO_4 :

$$M_{\text{екв.}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{M_r}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

1 л розчину містить $2 \cdot 49 = 98$ г H_2SO_4 .

Маса 1 л розчину:

$$m = 1000 \cdot 1,07 = 1070 \text{ г.}$$

Масова відсоткова концентрація:

в 1070 г розчину – 98 г H_2SO_4

в 100 г розчину – $w_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}$

$$w_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{98 \cdot 100}{1070} = 9,15 \text{ \%}.$$

Відповідь: 9,15 %.

Завдання для розв'язання

211. 1 мл 25%-го розчину містить 0,458 г розчиненої речовини. Яка густина цього розчину?

Відповідь: 1,83 г/мл.

212. В якому об'ємі 1 М розчину і в якому об'ємі 1 Н розчину міститься 114 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

Відповідь: 0,3 л; 2 л.

213. Визначити масову частку CuSO_4 в розчині, отриманому при розчиненні 50 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 450 г води.

Відповідь: 6,4%.

214. Визначити масову частку речовини в розчині одержаному змішуванням 300 г 25%-го і 400 г 40%-го розчинів цієї речовини.

Відповідь: 33,6%.

215. Для нейтралізації 30 мл 0,1 Н розчину лугу необхідно 12 мл розчину кислоти. Визначити нормальність кислоти.

Відповідь: 6,25 Н.

216. З 400 г 20%-го розчину при охолодженні виділилось 50 г розчиненої речовини. Чому дорівнює масова частка цієї речовини в розчині, що залишився?

Відповідь: 8,6%.

217. З 400 г 50%-го розчину H_2SO_4 випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка H_2SO_4 в розчині, що лишився?

Відповідь: 66,7%.

218. Змішані два розчини, для яких $\omega(\text{KOH})$ дорівнює відповідно 9% і 12%. Маса першого розчину 120 г, другого 380 г. Визначте масову частку KOH в отриманому розчині.

Відповідь: 11,28%.

219. Знайти масову частку глюкози в розчині, який містить 280 г води і 40 г глюкози.

Відповідь: 12,5%.

220. Знайти масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.

Відповідь: 5,1 г.

221. Знайти масу води необхідну для приготування розчину NaCl , що містить 1,5 моль NaCl на 1000 г H_2O , якщо взяли наважку 10 г NaCl .

Відповідь: 114 г.

222. Знайти молярність 36,2%-го розчину HCl , густина якого 1,18 г/мл.

Відповідь: 11,7 моль/л.

223. На нейтралізацію 40 мл розчину лугу витрачено 24 мл 0,5 Н розчину H_2SO_4 . Яка нормальність розчину лугу. Який об'єм 0,5 Н розчину HCl потрібно для такої ж реакції.

Відповідь: 0,3 Н; 24 мл.

224. Обчисліть масову відсоткову концентрацію 3 Н розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,07$ г/мл).

Відповідь: 13,7%.

225. Обчисліть молярність розчину Na_2S , в 900 мл якого міститься 100 г Na_2S .

Відповідь: 1,4 моль/л.

226. Обчисліть нормальність розчину $NaBr$, в 200 мл якого міститься 20,5 г $NaBr$.

Відповідь: 1,08 Н.

227. При 25 °С розчинність $NaCl$ дорівнює 36,0 г в 100 г води. Знайти масову частку $NaCl$ в насиченому розчині.

Відповідь: 26,5%.

228. Скільки грамів $FeCl_2$ потрібно для приготування 100 мл 2 М розчину?

Відповідь: 25,4 г.

229. Скільки грамів Na_2SO_3 необхідно для приготування 5 л 8%-го розчину ($\rho = 1,075$ г/мл)?

Відповідь: 430 г.

230. Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,25Н розчину?

Відповідь: 6,625 г.

231. Скільки грамів $NaOH$ необхідно для приготування 3 л 30%-го розчину густиною 1,33 г/мл?

Відповідь: 1197 г.

232. Скільки мілілітрів 0,5 М розчину H_2SO_4 можна приготування із 15 мл 2,5 М розчину.

Відповідь: 75 мл.

233. Скільки мілілітрів 96%-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 Н розчину?

Відповідь: 6,9 мл.

234. Чому дорівнює маса безводного ферум (II) сульфату, який міститься в розчині ($\rho = 1,10$ г/мл) об'ємом 800 мл, де його масова частка дорівнює 10%.

Відповідь: 82 г.

235. Яка маса розчиненої речовини міститься в розчині масою 1,8 кг, де його масова частка 20%, і чому дорівнює масова частка розчиненої речовини, якщо вона масою 75 г міститься в розчині масою 250 г?

Відповідь: 0,36 кг; 30%.

236. Яке значення ω для розчину, який приготовлений з K_2SO_4 масою 10 г і води об'ємом 80 мл.

Відповідь: 0,11.

237. Який об'єм 2 М розчину Na_2CO_3 потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 Н розчину?

Відповідь: 62,5 мл.

238. В якому об'ємі 0,5 М розчину $MnSO_4$ міститься 25 г цієї солі?

Відповідь: 333 мл.

239. В якому об'ємі 2 Н розчину $NaOH$ міститься 40 г цієї солі?

Відповідь: 500 мл.

240. Який об'єм води необхідний для приготування розчину $NaOH$ з масовою часткою 5%, якщо маса $NaOH$ 20 г в розчині.

Відповідь: 380 мл.

241. Який об'єм води потрібно для розчинення калій нітрату масою 8 г, якщо в приготованому розчині масова частка солі повинна становити 1%?

Відповідь: 792 мл.

242. Які об'єми води і розчину, в якому масова частка BaCl_2 складає 10% ($\rho = 1,090$ г/мл), потрібні для приготування розчину об'ємом 1 л з масовою часткою BaCl_2 , що дорівнює 2% ($\rho = 1,012$ г/мл).

Відповідь: 92,16 мл H_2O ; 94 мл розчину.

243. Яку масу йоду і який об'єм етилового спирту ($\rho = 0,8$ г/мл) потрібно взяти для приготування розчину, в якому масова відсоткова концентрація йоду дорівнює 5%?

Відповідь: 1 г I_2 , 23,8 мл спирту.

244. Яку масу має розчин об'ємом 1 л, якщо $\rho = 1,22$ г/мл, а масова частка дорівнює 20%. Яка маса розчиненої речовини міститься в розчині?

Відповідь: 1,220 г; 0,244 г.

245. Коефіцієнт розподілу SO_2 між хлороформом і водою $K = C_2/C_1 = 1,049$. Який об'єм води необхідно додати до 1 л розчину SO_2 у хлороформі, щоб добути 25 % SO_2 .

Відповідь: 0,35 л.

246. Яку кількість молочної кислоти можна добути з 0,1 л 0,8 М розчину кислоти у хлороформі двома порціями води по 0,05 л? коефіцієнт розподілу молочної кислоти між хлороформом та водою $K = 0,0203$.

Відповідь: 7,19 г.

247. Скільки води необхідно додати до 0,25 л розчину лимонної кислоти, якщо коефіцієнт розподілу лимонної кислоти між діетиловим етером і водою при 25°C дорівнює $7 \cdot 10^{-3}$? Молярна маса лимонної кислоти в обох розчинах однакова.

Відповідь: $1,6 \cdot 10^{-2}$ л.

248. Визначте рівноважні концентрації (моль/л) етанолу у кожній з двох фаз при розподілі 0,1 моль його між 0,5 л CCl_4 і 0,3 л H_2O , якщо коефіцієнт розподілу етанолу у цій системі дорівнює 0,0244.

Відповідь: $7,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $3,2 \cdot 10^{-1}$ моль/л.

6.2. Енергетичні ефекти при утворенні розчинів

Розчинення – складний фізико-хімічний процес взаємодії розчинника і розчиненої речовини. Про це свідчить зокрема те, що утворення розчинів супроводжується тепловими ефектами, іноді досить значними. Так, під час розчинення калій гідроксиду у воді теплота виділяється, а розчинення калій хлориду у воді супроводжується поглинанням теплоти.

В процесі утворення істинних розчинів руйнуються зв'язки між частинками речовини, що розчиняється, внаслідок чого утворюються окремі молекули або іони, які під дією теплового руху частинок та дифузії рівномірно розподіляються в розчиннику. Наприклад, при розчиненні калій хлориду іони K^+ та Cl^- , що утворюють кристалічну ґратку, треба відірвати один від одного, для чого витрачається енергія, яка відповідає енергії іонної кристалічної ґратки. При розчиненні йоду у воді треба подолати сили дисперсійної міжмолекулярної взаємодії між молекулами I_2 . Тобто процес розриву зв'язків між частинками речовини, що розчиняється, є ендотермічним, $\Delta H_{\text{розр.зв}} > 0$. Якби не відбувались ще інші процеси, то розчинення завжди супроводжувалося б поглинанням теплоти. Однак, численні приклади розчинення з виділенням теплоти свідчать, що одночасно відбуваються ще інші процеси. Дійсно, рушійною силою розчинення є утворення нових зв'язків, що виникають при взаємодії частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника. Цей процес називається **сольватацією** (для водних розчинів – **гідратацією**). Він супроводжується виділенням енергії, $\Delta H_{\text{сольв}} < 0$.

Явище сольватації зумовлене відомими видами взаємодії між молекулами розчинника і частинками розчиненої речовини: орієнтаційною, індуктивною, дисперсійною та водневим зв'язком. Коли розчиняється неполярна речовина в неполярному розчиннику, наприклад бензол у гексані, сольватація зумовлена дисперсійною взаємодією. При розчиненні неполярної речовини в полярному розчиннику (наприклад, йоду у воді) до дисперсійної взаємодії додається індукційна. Якщо полярну речовину розчиняти в полярному розчиннику,

наприклад метанол у воді, мають місце всі згадані вище види міжмолекулярної взаємодії, але найсуттєвішим є внесок водневого зв'язку. Іноді під час розчинення відбуваються хімічні перетворення речовин. Наприклад, при розчиненні хлороводню у воді відбувається процес дисоціації HCl на іони і утворення іона гідроксонію H_3O^+ за рахунок донорно-акцепторного зв'язку між іоном H^+ (акцептор) та молекулою H_2O (донор).

Загальний тепловий ефект розчинення $\Delta H_{\text{розч}}$ дорівнює алгебраїчній сумі зазначених вище теплових ефектів:

$$\Delta H_{\text{розч}} = \Delta H_{\text{розр.зв}} + \Delta H_{\text{солев.}}$$

Знак теплового ефекту розчинення залежить від співвідношення складових $\Delta H_{\text{розр.зв}}$ і $\Delta H_{\text{солев.}}$. Якщо в процесі сольватації енергії виділяється більше, ніж витрачається на розрив зв'язків між частинками речовини, що розчиняється, процес розчинення екзотермічний, $\Delta H_{\text{розч}} < 0$. Якщо ж на розрив зв'язків енергії витрачається більше, ніж виділяється при сольватації, то речовина розчиняється із вбиранням теплоти, процес розчинення ендотермічний процес, $\Delta H_{\text{розч}} > 0$.

Приклади розв'язання

Задача. При розчиненні купрум(II) сульфату масою 8 г у воді масою 192 г температура підвищується на $3,95^\circ\text{C}$. Обчисліть ентальпію гідратації солі, якщо відомо, що ентальпія розчинення мідного купоросу ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) дорівнює 11723 Дж/моль , питома теплоємність розчину дорівнює $4,187 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$.

Розв'язання:

1. $\Delta H_{\text{гідр.}} = \Delta H_{\text{розч.безв.}} - \Delta H_{\text{розч.крисг.}}$. Знаходимо мольну ентальпію розчинення безводного купрум(II) сульфату:

а) $Q = C_{\text{пит.}} \cdot m_{\text{розч.}} \cdot \Delta T = 4,187 \cdot 200 \cdot 3,95 = 3308 \text{ (Дж)}$;

б) $\nu(\text{CuSO}_4) = 8 \text{ г} / 160 \text{ г/моль} = 0,05 \text{ моль}$;

в) $\Delta H_{\text{розч.безв.}} = -Q / \nu = -3308 / 0,05 = -66160 \text{ (Дж/моль)}$

2. Знаходимо ентальпію гідратації: $\Delta H_{\text{гідр.}} = -66160 - 11723 = -77883 \text{ (Дж/моль)}$.

Відповідь: -77883 Дж/моль .

Завдання для розв'язання

249. При розчиненні 10 г NaOH в 250 г води температура підвищилась на $9,70^\circ\text{C}$. Визначити ентальпію розчинення NaOH , якщо питома теплоємність дорівнює $4,18 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$.

Відповідь: $-42,2 \text{ кДж/моль}$.

250. При розчиненні 1 моля H_2SO_4 в 800 г води температура підвищилась на $22,4 \text{ K}$. обчислити ентальпію розчинення H_2SO_4 , якщо питома теплоємність розчину, що утворився, дорівнює $3,76 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$.

Відповідь: $-75,6 \text{ кДж/моль}$.

251. Ентальпія розчинення NH_4NO_3 в воді дорівнює $26,7 \text{ кДж/моль}$. На скільки градусів знизиться температура при розчиненні 20 г NH_4NO_3 в 180 г H_2O , якщо питома теплоємність розчину, що утворився, дорівнює $3,76 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$?

Відповідь: На $8,1 \text{ K}$.

252. При розчиненні 8 г CuSO_4 в 192 г води температура підвищилась на $3,95^\circ\text{C}$. Визначити ентальпію утворення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ з безводної солі і води, якщо відомо, що ентальпія розчинення кристалогідрата дорівнює $11,7 \text{ кДж/моль}$, а питома теплоємність розчину дорівнює $4,18 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$.

Відповідь: $-77,7 \text{ кДж/моль}$.

253. Ентальпія розчинення кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в воді дорівнює $78,6 \text{ кДж/моль}$. Обчисліть на скільки градусів знизиться температура при розчиненні 0,5 моля цієї солі в 1000 г H_2O , якщо питома теплоємність розчину, що утворився, дорівнює $4,18 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$.

Відповідь: На 8,1 К.

6.3. Фізико-хімічні властивості розведених розчинів неелектролітів

Властивості розведених молекулярних розчинів, які не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише кількістю частинок у розчині, називаються колігативними властивостями. До колігативних властивостей належать: осмотичний тиск, пониження тиску пари над розчинами, пониження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів.

Температури кипіння і кристалізації розчинів пов'язані зі зміною тиску насиченої пари над розчинами. Тиск насиченої пари над чистою рідиною залежить тільки від температури. Але якщо за даної температури в рідині розчинити якусь нелетку речовину, то тиск насиченої пари зміниться. Дійсно, концентрація розчинника в розчині зменшується, внаслідок чого зменшується швидкість випаровування, і тому нова рівновага встановлюється за меншого тиску насиченої пари. Французький вчений Ф.-М. Рауль (1830-1901) встановив, що зниження тиску насиченої пари над розчином пропорційне концентрації розчиненої речовини. Якщо через P_0 позначити тиск насиченої пари над розчинником, а через P – над розчином, то $P_0 - P = \Delta P$ - зниження тиску насиченої пари над розчином. Відношення $\Delta P/P_0$ називається відносним зниженням тиску насиченої пари. Його величина визначається **першим законом Рауля**: відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює молярній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N.$$

З даного формулювання випливає, що зниження тиску насиченої пари над розчином залежить від кількості частинок (молекул) розчиненої речовини і не залежить від її природи та температури.

Рідина починає кипіти, коли тиск насиченої пари над нею зрівнюється з зовнішнім тиском. Тиск насиченої пари розчинника над розчином нижчий, ніж над чистим розчинником, тому за температури кипіння розчинника $T_{к0}$ розчин не кипітиме. Щоб розчин закипів, його треба нагріти до вищої температури T_k , коли тиск його насиченої пари стане рівним зовнішньому тиску. У більш концентрованому розчині підвищення температури кипіння розчину ($\Delta T_k = T_k - T_{к0}$) буде більшим, оскільки більш значним є зниження тиску насиченої пари над розчином (ΔP). Оскільки ΔP , згідно з першим законом Рауля, пропорційне числу молів розчиненої речовини, то й ΔT_k перебуватиме в такій самій залежності від цієї величини. Цю залежність описує **другий закон Рауля**: підвищення температури кипіння розчину ΔT_k пропорційне молярній концентрації:

$$\Delta T_k = E \cdot C_m,$$

де E – ебуліоскопічна стала розчинника;

C_m – молярність розчину.

Ебуліоскопічна стала розчинника вказує на підвищення температури кипіння одномолярного розчину (1 моль розчиненої речовини в 1 кг розчинника). Значення сталої можна знайти в довідниковій літературі. Для води $E = 0,52$. Якщо взяти розчини різних речовин в одному й тому ж розчиннику, наприклад водні розчини глюкози, цукру, гліцерину, з однаковою молярною концентрацією, то їх температури кипіння мають бути однаковими.

Рідка фаза (вода) і тверда фаза (лід) перебувають у рівновазі, коли тиск насиченої пари над цими фазами однаковий. Коли охолоджувати розбавлений розчин, то за певної температури також починається кристалізація розчинника (при охолодженні розбавленого водного розчину утворюються кристали льоду). Рівновага в системі рідкий розчин ↔ твердий розчинник настане, коли тиск насиченої пари над цими фазами стане однаковим. Кристалізація розчину починається за нижчої температури, ніж розчинника. Різниця температур кристалізації розчинника ($T_{зам0}$) і розчину ($T_{зам}$) називається зниженням

температури замерзання розчину: $\Delta T_{зам} = T_{зам 0} - T_{зам}$. Чим вищою є концентрація розчину, тим більше знижується тиск насиченої пари і температура кристалізації розчину стає нижчою. Отже, **другий закон Рауля** – *зниження температури замерзання розчину пропорційне числу молів розчиненої речовини в певній кількості розчинника*:

$$\Delta T_{зам} = K \cdot C_m,$$

де K – криоскопічна стала розчинника;

C_m – моляльність розчину (моляльна концентрація, моль/кг розчинника).

Кріоскопічна константа розчинника показує зниження температури замерзання одномоляльного розчину. Як і ебуліоскопічна константа, K залежить тільки від природи розчинника. Для води вона становить 1,86. Отже, $\Delta T_{зам}$, (як і ΔT_k) не залежить від природи розчиненої речовини, а тільки від числа її молів, тобто від числа її частинок у розчині. Закони Рауля придатні лише для розбавлених розчинів нелетких неелектролітів. За значеннями $\Delta T_{зам}$ і ΔT_k , можна розрахувати молярну (молекулярну) масу розчиненої речовини. У формулах, що математично описують другий закон Рауля моляльність представити як відношення маси розчиненої речовини до молярної маси і розв'язати рівняння відносно M то дістанемо наступний вираз:

$$\Delta T_{зам} = K \cdot \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.}}; \quad M_{p.p.} = \frac{K \cdot m_{p.p.}}{\Delta T_{зам}};$$

$$\Delta T_k = E \cdot \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.}}; \quad M_{p.p.} = \frac{E \cdot m_{p.p.}}{\Delta T_k}.$$

де $m_{p.p.}$ – це маса розчиненої речовини, яка міститься в 1 кг розчинника.

Якщо два розчини різної концентрації розділити напівпроникною перегородкою, через яку може проходити лише розчинник, то вирівнювання концентрацій буде відбуватись лише внаслідок переміщення молекул води в бік розчину з більшою концентрацією. В результаті такого одностороннього руху розчинника об'єм даного розчину буде поступово збільшуватись, а концентрація розчиненої речовини зменшуватись. Така одностороння дифузія розчинника через напівпроникну перегородку називається **осмосом**.

Із збільшенням рівня рідини у даній частині посудини буде створюватись надлишковий тиск стовпа рідини (гідростатичний тиск), який вимірюється різницею рівнів рідини у двох частинах посудини і протидіє проникненню молекул води через перегородку. Коли гідростатичний тиск досягне певної величини, осмос зупиниться, наступить рівновага. Гідростатичний тиск буде дорівнювати тому тиску, який є кількісною характеристикою осмосу – **осмотичному тиску** розчину.

При вимірюванні осмотичного тиску різних розчинів було встановлено, що величина осмотичного тиску залежить від концентрації розчину та від його температури, але не залежить від природи розчиненої речовини і від природи розчинника. В 1886 році Вант-Гофф показав, що в розчинах неелектролітів невеликих концентрацій частинки розчиненої речовини поведуть себе як молекули газу при тих же умовах. Тому, залежність осмотичного тиску можна виражати рівнянням:

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T,$$

де π – осмотичний тиск, Па;

C_M – молярна концентрація, моль/дм³;

R – універсальна газова стала;

T – температура, К.

Тому **закон Вант-Гоффа** можна сформулювати таким чином: *осмотичний тиск розчину дорівнює тому тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій же температурі перебувала б в газовому стані і займала той же об'єм, що і розчин*.

Якщо відома m маса розчиненої речовини в 1 л розчину, а M – молярна маса цієї речовини, то молярна концентрація розчину $C_M = m / M$, що дозволяє за величиною осмотичного тиску визначати молярну масу розчиненої речовини:

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

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi}.$$

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчисліть тиск пари над розчином, який містить 60 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 450 г води. Тиск насиченої пари чистої води при 20 °С дорівнює 17,5 мм рт.ст.

Розв'язання. Згідно 1-го закону Рауля, пониження тиску пари над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$P_0 - P = P_0 \cdot \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

де P_0 – тиск пари над чистим розчинником;

P – тиск пари над розчином;

n_1 – кількість моль розчиненої речовини;

n_2 – кількість моль розчинника.

Молярна маса глюкози: $M_r = 180$ г/моль. Кількість моль глюкози:

$$n_1 = \frac{m}{M_r} = \frac{60}{180} = 0,3 \text{ моль.}$$

Молярна маса води: $M_r = 18$ г/моль. Кількість моль води (розчинника):

$$n_2 = \frac{m}{M_r} = \frac{450}{18} = 25 \text{ моль.}$$

Пониження тиску пари над розчином:

$$17,5 - p = 17,5 \cdot \frac{0,3}{0,3 + 25} = 0,21 \text{ мм.рт.ст.};$$

$$p = 17,5 + 0,21 = 17,29 \text{ мм.рт.ст.}$$

Відповідь: 17,29 мм рт. ст.

Задача 2. Обчисліть пониження температури замерзання розчину, який містить 9 л води і 4 л етиленгліколю $C_2H_6O_2$. Густина етиленгліколю дорівнює 1,11 г/см³.

Розв'язання. Згідно 2-го закону Рауля, пониження температури замерзання розчину пропорційно моляльній концентрації розчину C_M :

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_M.$$

де K – криоскопічна стала розчинника; вона дорівнює пониженню температури замерзання одномоляльного розчину; для води $K = 1,86$.

Маса 9 л води ($\rho = 1,0$ г/мл) дорівнює 9000 г. Маса 4 л $C_2H_6O_2$:

$$m = V \cdot \rho = 4000 \cdot 1,11 = 4440 \text{ г.}$$

Молярна маса етиленгліколю $M_r(C_2H_6O_2) = 62$ г/моль; кількість речовини етиленгліколю:

$$n = \frac{4440}{62} = 71,6 \text{ моль.}$$

Знаходимо кількість моль етиленгліколю в 1000 г води (моляльну концентрацію розчину):

в 9000 г води – 71,26 моль $C_2H_6O_2$

в 9000 г води – C_M

Моляльна концентрація розчину:

$$C_M = \frac{1000 \cdot 76,1}{9000} = 7,96 \text{ М.}$$

Пониження температури замерзання:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 1,86 \cdot 7,96 = 14,8 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Оскільки вода замерзає при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$, то розчин замерзне при $t = -14,8 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Відповідь: $-14,8 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Задача 3. При $25 \text{ } ^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчину, що містить $2,8 \text{ г}$ високомолекулярної сполуки в 200 мл розчину, дорівнює $0,70 \text{ кПа}$. Знайти молекулярну масу розчиненої речовини.

Розв'язання. Температуру в градусах Цельсія потрібно перевести в градуси Кельвіна: $T = 25 + 273 = 298 \text{ К}$. Відповідно до закону Вант-Гоффа потрібно знайти масу розчиненої речовини і 1 л розчину: $m = 2,8 \cdot 1000 / 200 = 10,4 \text{ г}$. Користуючись вище вказаною формулою знаходимо молекулярну масу розчиненої речовини:

$$M = \frac{10,4 \cdot 8,31 \cdot 298}{700} = 36,79 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: $36,78 \text{ г/моль}$.

Завдання для розв'язання

254. Чому дорівнює при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчинів неелектроліту молярних концентрацій: 1) $0,1 \text{ моль/л}$; 2) $0,8 \text{ моль/л}$; 3) $0,025 \text{ моль/л}$?

Відповідь: 1) $2,669 \cdot 10^5 \text{ Па}$; 2) $1,815 \cdot 10^5 \text{ Па}$; 3) $5,672 \cdot 10^4 \text{ Па}$;

255. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину неелектроліту при $27 \text{ } ^\circ\text{C}$ якщо для нього об'єм і кількість речовини відповідно складають: 1) $0,5 \text{ л}$ і $0,16 \text{ моль}$; 2) 125 мл і $0,05 \text{ моль}$?

Відповідь: 1) $7,98 \cdot 10^5 \text{ Па}$; 2) $9,97 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

256. Чому дорівнює при $27 \text{ } ^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчину, взятого об'ємом 1 л , який містить етиловий спирт масою 23 г , і глюкозу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ масою 36 г ?

Відповідь: $1,246 \cdot 10^6$; $4,986 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

257. Чому дорівнює при $17 \text{ } ^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчину глюкози, в якому її масова частка складає 10% ($\rho = 1,0377 \text{ г/мл}$)?

Відповідь: $1,39 \cdot 10^6 \text{ Па}$.

258. Яким буде при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчину, що містить сахарозу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ масою $25,2 \text{ г}$ в 200 мл розчину?

Відповідь: $8,257 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

259. При $20 \text{ } ^\circ\text{C}$ густина розчину, в якому масова частка сахарози складає 17% , дорівнює $1,067 \text{ г/мл}$. Який осмотичний тиск має цей розчин при тій же температурі?

Відповідь: $1,291 \cdot 10^6 \text{ Па}$.

260. Осмотичний тиск розчину сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ дорівнює $6,8 \cdot 10^6 \text{ Па}$. Знайдіть її масу в цьому розчині об'ємом 1 л .

Відповідь: $18,0 \text{ г}$.

261. Яка маса сахарози знаходиться в розчині об'ємом 200 мл , якщо осмотичний тиск цього розчину при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ дорівнює $6,61 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

Відповідь: $19,93 \text{ г}$.

262. Чому дорівнює масова частка сахарози в розчині з осмотичним тиском $0,637 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при $6,8 \text{ } ^\circ\text{C}$?

Відповідь: 1% .

263. Маса аніліну $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в розчині об'ємом 1 л складає $9,3 \text{ г}$. Якщо цей розчин при $18 \text{ } ^\circ\text{C}$ ізотонічний з розчином метилового спирту, то чому дорівнює маса метилового спирту в розчині об'ємом 1 л ?

Відповідь: $3,2 \text{ г}$.

264. Яка молярна концентрація розчину, об'єм якого дорівнює 3 л , а осмотичний тиск при $10 \text{ } ^\circ\text{C}$ складає $0,12 \text{ МПа}$?

Відповідь: $0,051 \text{ моль/л}$.

265. Скільки води потрібно додати до 5 л розчину цукру, щоб знизити його осмотичний тиск з $10,13 \cdot 10^5$ до $1,013 \cdot 10^5$ Па?
Відповідь: 45 л.
266. Розчиненням аніліну $C_6H_5NH_2$ масою 46,5 г в воді був отриманий розчин об'ємом 5 л. Який осмотичний тиск має цей розчин при $0^\circ C$ і до якої температури його потрібно нагріти, щоб осмотичний тиск підвищився на $0,615 \cdot 10^5$ Па.
Відповідь: $2,269 \cdot 10^5$ Па; $74^\circ C$.
267. Чому дорівнює осмотичний тиск 0,5 М розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ при $25^\circ C$.
Відповідь: 1,24 МПа.
268. До 100 мл 0,5 М водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ додали 300 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск отриманого розчину при $25^\circ C$?
Відповідь: 309,6 кПа.
269. При $25^\circ C$ осмотичний тиск деякого водного розчину дорівнює 1,24 МПа. Обчислити осмотичний тиск розчину при $0^\circ C$.
Відповідь: 1,14 МПа.
270. При $25^\circ C$ осмотичний тиск розчину, що містить 2,8 г високомолекулярної сполуки в 200 мл розчину, дорівнює 0,70 кПа. Знайти молекулярну масу розчиненої речовини.
Відповідь: $4,95 \cdot 10^4$ г/моль.
271. При $20^\circ C$ змішують 1 л розчину неелектроліту осмотичний тиск якого 243,4 кПа з 3 л розчину неелектроліту, осмотичний тиск якого 486,8 кПа. Знайти осмотичний тиск змішаного розчину. *Відповідь:* 426 кПа.
272. Скільки моль неелектроліту повинен містити 1 л розчину, щоб його осмотичний тиск при $25^\circ C$ дорівнював 2,47 кПа?
Відповідь: 0,01 моль.
273. Неелектроліт масою 11,5 г містяться в розчині об'ємом 250 мл. Осмотичний тиск цього розчину при $17^\circ C$ дорівнює $12,04 \cdot 10^5$ Па. Обчисліть молекулярну масу даного неелектроліту.
Відповідь: 92,07 г/моль.
274. Чому дорівнює тиск пари над розчином, що містить: 1) сахарозу кількістю речовини 0,1 моль у воді масою 450 г; 2) 2,4 г сечовини у воді масою 90 г; 3) глюкозу масою 27 г в 360 мл води? Тиск пари над чистою водою при тій же температурі дорівнює 157,3 гПа.
Відповідь: 1) 156,7 Па; 2) 156,0 Па; 3) 156,1 гПа.
275. Яким буде тиск пари над розчином при $65^\circ C$, якщо він містить сахарозу масою 13,68 г і воду масою 90 г, а тиск водяної пари при цій же температурі дорівнює 250 гПа?
Відповідь: 248 гПа.
276. Визначити співвідношення кількості моль розчиненої речовини і розчинника в водному розчині неелектроліту, тиск насиченої пари якого при $100^\circ C$ дорівнює 957 гПа. Тиск пари над чистою водою при цій температурі дорівнює $1,013 \cdot 10^5$ Па.
Відповідь: 1:17.
277. Який тиск пари при $100^\circ C$ розчину сечовини $CO(NH_2)_2$, в якому її масова частка складає 10%. Тиск пари води при $100^\circ C$ дорівнює $1,013 \cdot 10^5$ Па.
Відповідь: 980,5 ГПа.
278. Тиск водяної пари при $70^\circ C$ дорівнює 31,173 гПа. Знайдіть пониження тиску пари для розчину глюкози, в якому її масова частка дорівнює 11,86%.
Відповідь: 41,4 Па.
279. При $25^\circ C$ тиск пари води дорівнює 31,68 гПа. Знайдіть масу глюкози, яку потрібно розчинити в воді масою 540 г, щоб знизити тиск пари на 8 гПа?
Відповідь: 13,67 г.
280. Тиск пари розчину, що містить розчинену речовину кількістю 0,05 моль і воду масою 90 г, дорівнює 52,67 гПа при температурі $34^\circ C$. Чому дорівнює тиск пари чистої води при цій же температурі?

Відповідь: 5320 Па.

281. При якій температурі повинні замерзати розчини, приготовані розчиненням в воді об'ємом 200 мл: 1) сахарози масою 20,52 г; 2) глюкози масою 14,4 г; 3) сечовини масою 3 г?

Відповідь: 1) -0,558 °С; 2) -0,744 °С; 3) -0,465 °С.

282. При якій температурі повинен кипіти і замерзати водний розчин, в якому масова частка сахарози дорівнює: а) 1%; б) 50%?

Відповідь: 1) 100,016 °С; -0,056 °С; 2) 101,52 °С; -5,44 °С.

283. При розчиненні речовини масою 1 г в воді масою 50 г утворюється розчин, що не проводить струм, який замерзає при температурі -0,81 °С. Знайдіть молекулярну масу розчиненої речовини.

Відповідь: 45,9 г/моль.

284. При розчиненні хлороформу масою 15 г в діетиловому етері масою 400 г температура кипіння останнього підвищилась на 0,635 °С. Обчисліть значення відносної молекулярної маси для хлороформу ($KE_{(етеру)} = 2,02$).

Відповідь: 119,3 г/моль.

285. Розчин, що містить ацетон ($t_{кип.} = 56,3$ °С) масою 100 г і гліцерин масою 2,3 г кипить при температурі 56,73 °С. Знайдіть ебуліоскопічну сталу ацетону.

Відповідь: 1,7.

286. Знайти при 65 °С тиск пари над розчином, що містить 13,68 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 90 г води, якщо тиск насиченої пари над водою при тій же температурі дорівнює 25,0 кПа (187,5 мм.рт.ст.).

Відповідь: 24,8 кПа.

287. При температурі 315 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 8,2 кПа (61,5 мм рт.ст.). На скільки понизиться тиск пари при вказаній температурі, якщо в 540 г води розчинити 36 г глюкози $C_6H_{12}O_6$?

Відповідь: на 54Па.

288. Температура кипіння водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ дорівнює 101,4 °С. Обчислити молярну концентрацію і масову частку сахарози в розчині. При якій температурі замерзне цей розчин?

Відповідь: 2 моль/кг; 40,6%; - 3,72 °С.

РОЗДІЛ 7. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

7.1. Слабкі електроліти. Константа і ступінь дисоціації

Електролітична дисоціація – розпад молекул речовини в розчині чи розплаві на позитивно і негативно заряджені частки.

Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса:

- електроліти при розчиненні розпадаються (дисоціюють) на позитивно і негативно заряджені частинки (іони);
- під дією електричного струму, позитивно заряджені іони рухаються до катоду (катіони), а негативно заряджені – до аноду (аніони);
- дисоціація – процес оборотний; одночасно з дисоціацією електроліта відбувається зворотній процес асоціації (сполучення іонів) з утворенням нейтральних частинок.

Причина дисоціації – фізико-хімічна взаємодія розчиненої речовини і розчинника.

Лише частина електроліту в розчині дисоціює на іони. Ступінь дисоціації α – відношення числа молекул, (n) що розпалися на іони в розчині чи розплаві, до загальної кількості молекул в розчині (N):

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

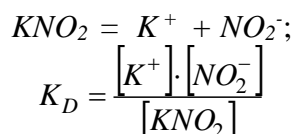
Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації:

- природа розчинника (в залежності від діелектричної проникності);
- природа розчиненої речовини (тип хімічного зв'язку в молекулах);
- температура (з підвищенням температури ступінь дисоціації сильних електролітів зменшується, в слабких α проходить через максимум при 60 °C);
- концентрація розчину (обернено пропорційна α);
- наявність однойменних іонів (зменшується α).

Сильні електроліти – практично повністю дисоціюють на іони:

Слабкі електроліти – дисоціюють на іони лише частково.

Використання закону діючих мас до розчинів слабких електролітів. *Слабкі електроліти.*



K_D – константа дисоціації – відношення добутку концентрації іонів в розчині електролітів до концентрації електроліту в розчині.

Константа дисоціації деяких слабких електролітів:

- Нітритна кислота (HNO_2) – $4 \cdot 10^{-4}$.
- Амоній гідроксид (NH_4OH) – $1,7 \cdot 10^{-5}$.
- Ацетатна кислота (CH_3COOH) – $1,86 \cdot 10^{-5}$.
- Вода – $1,8 \cdot 10^{-16}$.
- Сульфитна кислота (H_2SO_3) – I ступінь – $1,3 \cdot 10^{-2}$;
- Фторидна кислота (HF) – $7,4 \cdot 10^{-4}$.

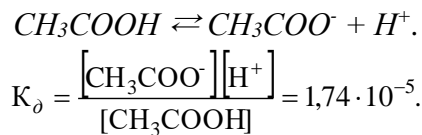
Приклади розв'язання

Задача 1. Що таке константа дисоціації? Напишіть вираз константи дисоціації CH_3COOH і обчисліть ступінь дисоціації 0,2 М розчину CH_3COOH , якщо $K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання. Оскільки електролітична дисоціація – оборотний процес, то вона підлягає закону діючих мас.

Константа дисоціації K_d – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в степенях, що рівні коефіцієнтам у рівнянні дисоціації, до вихідної молярної концентрації електроліту.

Оцтова кислота – слабка кислота, дисоціює оборотно:



Константа дисоціації K_d , ступінь дисоціації α і молярна концентрація C_M зв'язані співвідношенням, яке називається законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}};$$
$$\alpha = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,34 \cdot 10^{-3} \text{ або } 0,93 \%$$

Відповідь: 0,93 %.

Задача 2. Обчислити ступінь дисоціації оцтової кислоти у розчині з молярною концентрацією речовини CH_3COOH 0,1 моль/дм³.

Розв'язання. Для розв'язування задачі необхідно взяти з таблиці 13, додатку Б значення константи дисоціації оцтової кислоти:

$$K_d(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}};$$
$$\alpha = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \cong 1,33 \%$$

Відповідь: 1,33 %.

Завдання для розв'язання

289. Константа дисоціації масляної кислоти C_3H_7COOH дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчислити ступінь її дисоціації в 0,005 М розчині.

Відповідь: 0,055.

290. Знайти ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти $HCIO$ в 0,2 Н розчині.

Відповідь: $5 \cdot 10^{-4}$.

291. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти $HCOOH$ в 0,2 Н розчині дорівнює 0,03. Визначити константу дисоціації кислоти.

Відповідь: $K = 1,8 \cdot 10^{-4}$; $pK = 3,75$.

292. Ступінь дисоціації карбонатної кислоти H_2CO_3 за першим ступенем в 0,1 Н розчині дорівнює $2,11 \cdot 10^{-3}$. Обчислити константу дисоціації.

Відповідь: $4,5 \cdot 10^{-7}$.

293. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації нітритної кислоти HNO_2 буде дорівнювати 0,2?

Відповідь: 0,01 моль/л.

294. В 0,1 Н розчині ступінь дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. При якій концентрації нітритної кислоти HNO_2 її ступінь дисоціації буде така сама?

Відповідь: 2,3 моль/л.

295. Скільки води потрібно додати до 300 мл 0,2 М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоївся?

Відповідь: 900 мл.

296. При якій концентрації фторидної кислоти (HF) у розчині, ступінь її дисоціації буде дорівнює 2%?

Відповідь: 3,3 моль/л.

297. Знайти ступінь дисоціації фторидної кислоти HF у її 0,05 М розчині.

Відповідь: 0,115.

298. Знайти ступінь дисоціації амоній гідроксиду NH₄OH у його 0,1 М розчині.

Відповідь: $1,34 \cdot 10^{-2}$.

299. Знайти ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH у її 0,2 М розчині.

Відповідь: 0,03.

300. Знайти ступінь дисоціації оцтової кислоти CH₃COOH у її 0,4 М розчині.

Відповідь: $0,67 \cdot 10^{-2}$.

301. При якій концентрації оцтової кислоти (CH₃COOH) у розчині ступінь її дисоціації буде дорівнювати 1%?

Відповідь: 0,18 моль/л.

302. При якій концентрації мурашиної кислоти (HCOOH) у розчині ступінь її дисоціації буде дорівнювати 4%?

Відповідь: 0,1125 моль/л.

303. В 1 л 0,01 М розчину оцтової кислоти міститься $6,26 \cdot 10^{21}$ її молекул та іонів. Визначити ступінь дисоціації.

Відповідь: 0,04.

304. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для розчинів бінарних електролітів при наступних значеннях ступені дисоціації: 1) 1 %; 2) 0,5 %; 3) 75 %?

Відповідь: 1) 2; 2) 1,5; 3) 1,75.

305. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт розчинів, якщо експериментально знайдено ступінь дисоціації: 1) MgCl₂ в 1 М водному розчині складає 75 %; 2) ZnSO₄ в 0,1 М розчині дорівнює 40 %?

Відповідь: 1) 2,5; 2) 1,4.

306. В розчині об'ємом 250 мл міститься натрій сульфат масою 3,55 г. Знайдіть молярну концентрацію іонів Na⁺ і SO₄²⁻ в цьому розчині ($\alpha = 1$).

Відповідь: 0,2 моль/л; 0,1 моль/л.

307. Вважаючи, що $\alpha = 1$, знайдіть концентрації катіонів та аніонів солей KCl, K₂SO₄ і Na₃PO₄ в розчинах: 1) з молярною концентрацією речовини 0,01 моль/л; 2) з нормальною концентрацією речовини 0,01 моль/л.

Відповідь: 1) KCl – 0,01 моль/л, 0,01 моль/л; K₂SO₄ – 0,02 моль/л, 0,01 моль/л; Na₃PO₄ – 0,03 моль/л, 0,01 моль/л; 2) KCl – 0,01 моль/л, 0,01 моль/л; K₂SO₄ – 0,01 моль/л, 0,005 моль/л; Na₃PO₄ – 0,01 моль/л, 0,003 моль/л).

308. Концентрація іонів Na⁺ в розчині NaNO₃ становить 0,322 г/л при експериментально знайденому ступені дисоціації, що дорівнює 70 %. Знайдіть молярну і масову (г/л) концентрацію NaNO₃.

Відповідь: 0,02 моль/л; 1,7 г/л.

7.2. Сильні електроліти. Активність іонів

Розчини сильних електролітів не підпорядковуються закону розведення, що свідчить про необоротність процесу дисоціації сильних електролітів. На-справді речовини, кристали яких побудовані з іонів, у розчинах дисоціюють повністю – їх дійсний ступінь дисоціації дорівнює одиниці. Твердження, що сильні електроліти повністю дисоціюють на іони, є основним положенням теорії розчинів сильних електролітів, для яких γ повинно дорівнювати

одиниці. Однак для концентрованих розчинів сильних електролітів $\gamma < 1$. Тому експериментальне значення γ сильних електролітів називають **уявним ступенем дисоціації**.

Відхилення α сильних електролітів від одиниці в бік менших значень пояснюється тим, що в теорії електролітичної дисоціації Арреніуса не була врахована електростатична міжйонна взаємодія в розчині, а пояснювалося все дією сил Ван-дер-Ваальса. Якщо в розчинах слабких електролітів електростатичні сили між іонами можна не брати до уваги, оскільки $\alpha \ll 1$, то в розчинах сильних електролітів не враховувати їх не можна, і тому вводиться коефіцієнт активності.

Коефіцієнт активності речовин та іонів характеризує ступінь відхилення властивостей реального розчину від властивостей ідеального, де немає жодної взаємодії. Він є функцією концентрації розчину, природи електроліту, температури та іонної сили розчину.

Можна сказати, що **активність** – це уявна концентрація. Ця величина позначається літерою a та розраховується за формулою

$$a = f \cdot C_M,$$

де f – коефіцієнт активності;

C_M – молярна концентрація речовини.

Іонна сила розчину (μ) – це півсума добутку концентрації всіх іонів у розчині та квадрата їх заряду (z):

$$\mu = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2).$$

Вважають, що в разі постійного значення іонної сили розчину коефіцієнти активності іонів також залишаються сталими і не залежать від їх концентрації.

Оскільки не існує прямих методів визначення коефіцієнтів активності, то їх значення можна знайти шляхом розрахунку. Зокрема, для їх обчислення можна застосовувати формулу Дебая-Гюккеля:

$$\lg f_i = -\frac{0,5z^2 \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}},$$

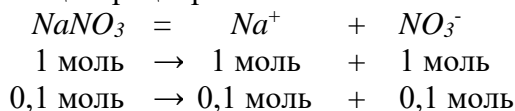
$$\text{якщо } \mu < 0,1; \text{ т } \lg f_i = -0,5z^2 \sqrt{\mu}.$$

Недоліком теорії сильних електролітів є те, що їй підпорядковуються тільки розбавлені розчини. Крім того, вона не враховує хімічні процеси, які відбуваються в розчині, зокрема явище сольватації і можливі зміни внаслідок цього в активності розчинника, який теж є активним компонентом розчину.

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчислити активність натрій і нітрат іонів у розчині натрій нітрату з молярною концентрацією речовини 0,1 моль/л.

Розв'язання. Молярна концентрація речовини кожного іона у розчині:



(Об'єм розчину сталий. Натрій нітрат у водному розчині сильний електроліт).

Отже, $[\text{Na}^+] = [\text{NO}_3^-] = C_M(\text{Na}^+) = C_M(\text{NO}_3^-) = C_M(\text{NaNO}_3) = 0,1$ моль/л.

Знаходимо іонну силу розчину натрій нітрату:

$$\mu = \frac{1}{2} [C_1 (\text{Na}^+) z_{\text{Na}^+}^2 + C_1 (\text{NO}_3^-) z_{\text{NO}_3^-}^2] = \frac{1}{2} [0,1 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2] = 0,1.$$

Значення коефіцієнта активності беремо з таблиці 10, додатку Б:

$$f(\text{Na}^+) = f(\text{NO}_3^-) = 0,81.$$

(Коефіцієнти активності іонів рівні, оскільки іони мають однаковий за величиною заряд).

Активність натрій і нітрат іонів у розчині:

$$a(x) = [x] \cdot f_x,$$

де $[x]$ – молярна концентрація іона.

$$a(\text{Na}^+) = a(\text{NO}_3^-) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,81 = 0,081 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 0,081 моль/л.

Задача 2. Обчисліть іонну силу і активність іонів в розчині, який містить 0,01 моль/л MgSO_4 і 0,01 моль/л MgCl_2 .

Розв'язання. Іонна сила розчину дорівнює:

$$\mu = 0,5(\text{C}_{\text{Mg}^{2+}} \cdot 2^2 + \text{C}_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot 2^2 + \text{C}_{\text{Cl}^-} \cdot 1^2) = 0,5(0,02 \cdot 4 + 0,01 \cdot 4 + 0,02) = 0,07$$

Коефіцієнт активності іона Mg^{2+} (і рівний йому коефіцієнт активності іона SO_4^{2-}) знайдемо за формулою:

$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{\mu} = -0,5 \cdot 4 \sqrt{0,07} = -0,53 = 1,47; \quad f = 0,30$$

Аналогічно знаходимо коефіцієнт активності іона Cl^- :

$$\lg f = -0,5 \cdot 1 \sqrt{0,07} = -0,13 = 1,87; \quad f = 0,74$$

Користуючись співвідношенням $a = f \cdot C_M$ знаходимо активність кожного іона:

$$a_{\text{Mg}^{2+}} = 0,02 \cdot 0,30 = 0,006 \text{ моль/л};$$

$$a_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,01 \cdot 0,30 = 0,003 \text{ моль/л};$$

$$a_{\text{Cl}^-} = 0,02 \cdot 0,74 = 0,0148 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 0,07; 0,006 моль/л; 0,003 моль/л; 0,0148 моль/л.

Завдання для розв'язання

309. Обчисліть іонну силу розчину, що містить 0,44 г K_2SO_4 в 250 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,03$.

310. Обчисліть активні концентрації іонів в 0,02 М розчині $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Відповідь: $a(\text{Al}^{3+}) = 0,0028$ моль/л; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,0083$ моль/л.

311. Обчисліть іонну силу розчину, що містить 1,625 г FeCl_3 в 125 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,48$.

312. Обчисліть активні концентрації іонів в 0,03 М розчині CaCl_2 .

Відповідь: $a(\text{Ca}^{2+}) = 0,0132$ моль/л; $a(\text{Cl}^-) = 0,0243$ моль/л.

313. Обчисліть іонну силу розчину, що містить 3,42 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в 250 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,52$.

314. Розрахуйте іонну силу розчину, що містить 1,62 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в 125 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,24$.

315. Обчисліть активні концентрації іонів в 0,05 М розчині $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Відповідь: $a(\text{Fe}^{3+}) = 0,007$ моль/л; $a(\text{NO}_3^-) = 0,405$ моль/л.

316. Розрахуйте іонну силу розчину, що містить 2,08 г BaCl_2 в 500 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,06$.

317. Розрахуйте іонну силу розчину, що містить 5,85 г NaCl в 250 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,4$.

318. Обчисліть активні концентрації іонів в 0,02 М розчині K_2SO_4 .

Відповідь: $a(\text{K}^+) = 0,0168$ моль/л; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,01$ моль/л.

319. Обчисліть іонну силу розчину, що містить 1,59 г CuSO_4 в 125 мл розчину.

Відповідь: $\mu = 0,32$.

320. Обчисліть активні концентрації іонів в 0,03 М розчині CuSO_4 .

Відповідь: $a(\text{Cu}^{2+}) = 0,72$ моль/л; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,72$ моль/л.

321. Обчислити наближене значення активності іонів K^+ і SO_4^{2-} в 0,01М розчині K_2SO_4 .

Відповідь: $a(\text{K}^+) = 0,0164$ моль/л; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,0045$ моль/л.

322. Обчислити наближене значення активності іонів Ba^{2+} і Cl^- в 0,002 Н розчині BaCl_2 .

Відповідь: $a(\text{Ba}^{2+}) = 7,8 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $a(\text{Cl}^-) = 8,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

323. Обчислити іонну силу і активність іонів в 0,1%-му розчині BaCl_2 , густина розчину дорівнює одиниці (г/мл).

Відповідь: $\mu = 0,0144$; $a(\text{Ba}^{2+}) = 2,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $a(\text{Cl}^-) = 8,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

324. Розчин містить нітрат і хлорид кальцію, концентрація яких відповідно дорівнює 0,01 і 0,05 моль/л. Знайдіть іонну силу розчину.

Відповідь: $\mu = 0,16$.

325. Чому дорівнює іонна сила розчину і активність іонів в розчині CuSO_4 з концентрацією 0,02 моль/л, в якому $f(\text{Cu}^{2+}) = 0,675$, а $f(\text{SO}_4^{2-}) = 0,660$.

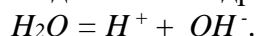
Відповідь: $\mu = 0,08$; $a(\text{Cu}^{2+}) = 0,0135$ моль/л; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,0132$ моль/л.

326. Розчини мають сольовий склад: 1) NaCl , KNO_3 , AgNO_3 ; 2) CuSO_4 , MgSO_4 ; 3) K_2SO_4 , CaCl_2 ; 4) Na_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Молярна концентрація для всіх солей однакова і дорівнює 0,02 моль/л. Знайдіть іонну силу цих розчинів і поясніть порядок її зміни в послідовному ряді цих розчинів.

Відповідь: 1) 0,006; 2) 0,16; 3) 0,12; 4) 0,51.

7.3. Іонний добуток води і водневий показник

Чиста вода погано проводить електричний струм, проте має деяку електропровідність, яка пояснюється невеликою дисоціацією води на іони гідрогену та гідроксид-іони:



$$K_D \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-];$$

$$K_D \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_B - \text{іонний добуток води};$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ при } t = 25 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$\text{Звідси, } [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Водневий показник (pH) – десятковий логарифм молярної концентрації іонів Гідрогену в водному розчині, взятий з протилежним знаком. Виражає характер середовища розчину.

$$pH = -\lg [\text{H}^+]$$

Гідроксильний показник (pOH) – десятковий логарифм концентрації іонів гідроксиду, взятий з протилежним знаком.

$$pOH = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

- $0 \leq pH \leq 7$ – кисле середовище,
- $pH = 7$ – нейтральне середовище,
- $7 \leq pH \leq 14$ – лужне середовище.

pH деяких розчинів: соку огірків – 6,92; соку яблука «антонівки» – 2,5; крові – 7,4; сліз – 7; шлункового соку – 1,7.

Водневий показник можна визначати якісно і кількісно. Якісно визначають кислотність середовища за допомогою індикаторів.

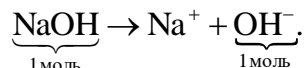
Індикатори – речовини, за допомогою яких якісно визначають середовище розчину, залежно від зміни їх забарвлення.

Для точного кількісного вимірювання pH розчинів широко використовується потенціометричний метод із застосуванням спеціальних приладів – pH -метрів. Потенціометричний метод визначення pH порівняно з індикаторами має низку переваг: високу точність вимірювання pH (0,02 – 0,05 одиниць), можливість визначення pH багатоконпонентних систем та розбавлених розчинів.

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчисліть молярну концентрацію іонів гідрогену і рН 0,01 М розчину $NaOH$.

Розв'язання. Гідроксид натрію – сильна основа, в розведеному розчині якої $\alpha = 1$:



При повній дисоціації з 1 моль $NaOH$ утворюються 1 моль іонів OH^- , а з 0,01 моль $NaOH$ – 0,01 моль OH^- .

Молярна концентрація $[OH^-] = 10^{-2}$ моль/л, концентрація іонів гідрогену обчислюють виходячи з іонного добутку води:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14},$$

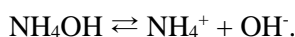
звідси:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л,}$$

$$pH = -\lg(10^{-12}) = 12.$$

Задача 2. Обчисліть рН 0,001 М розчину NH_4OH , константа дисоціації якого $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання. Розчин гідроксиду амонію – слабкий електроліт, який дисоціює в незначній мірі, оборотно:



Ступінь дисоціації слабого електроліту обчислюється згідно закону розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}}} = 0,134$$

З рівняння дисоціації слідує, що з 1 моль слабого електроліту NH_4OH утворюється α моль іонів NH_4^+ і α моль іонів OH^- ; тоді з C_M моль NH_4OH утвориться $C_M \cdot \alpha$ іонів NH_4^+ і $C_M \cdot \alpha$ іонів OH^- .

Молярна концентрація іонів OH^- складає:

$$[OH^-] = C_M \cdot \alpha = 0,001 \cdot 0,134 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Молярна концентрація іонів H^+ складає:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1,34 \cdot 10^{-4}} = 7,46 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

$$pH = -\lg(7,46 \cdot 10^{-11}) = 10,13.$$

Відповідь: 10,13.

Завдання для розв'язання

327. Знайти молярну концентрацію іонів H^+ в водних розчинах, в яких концентрація гідроксид-іонів (в моль/л) дорівнює: 1) 10^{-4} ; 2) $3,2 \cdot 10^{-6}$; 3) $7,4 \cdot 10^{-11}$.

Відповідь: 1) 10^{-10} ; 2) $3,12 \cdot 10^{-9}$; 3) $1,35 \cdot 10^{-4}$.

328. Знайти молярну концентрацію іонів OH^- в водних розчинах, яких концентрація іонів H^+ (в моль/л) дорівнює: 1) 10^{-3} ; 2) $6,5 \cdot 10^{-8}$; 3) $1,4 \cdot 10^{-6}$.

Відповідь: 1) 10^{-11} ; 2) $1,54 \cdot 10^{-7}$; 3) $7,14 \cdot 10^{-3}$.

329. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів H^+ (в моль/л) дорівнює 1) $2 \cdot 10^{-7}$; 2) $8,1 \cdot 10^{-3}$; 3) $2,7 \cdot 10^{-10}$.

Відповідь: 1) 6,70; 2) 2,09; 3) 9,57.

330. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів OH^- (в моль/л) дорівнює 1) $4,6 \cdot 10^{-4}$; 2) $5 \cdot 10^{-6}$; 3) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

Відповідь: 1) 10,66; 2) 8,70; 3) 5,97.

331. Обчислити рН 0,01 Н розчину оцтової кислоти, в якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.

Відповідь: 3,38.

332. Визначити рН розчину, в 1 л якого міститься 0,1 г NaOH. Дисоціацію лугу вважати повною.

Відповідь: 11,40.

333. Визначити $[H^+]$ і $[OH^-]$ в розчині, рН якого дорівнює 6,2.

Відповідь: $[H^+] = 6,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $[OH^-] = 1,6 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

334. Обчислити рН наступних слабких електролітів: 1) 0,02 М NH_4OH ; 2) 0,1 М HCN ; 3) 0,05 Н $HCOOH$; 4) 0,01 М CH_3COOH .

Відповідь: 1) 10,78; 2) 5,05; 3) 2,52; 4) 3,38.

335. Чому дорівнює концентрація розчину оцтової кислоти, рН якого становить 5,2?

Відповідь: $2,2 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

336. Ступінь дисоціації слабкої одноосновної кислоти в 0,2 Н розчині дорівнює 0,03. Обчислити значення $[H^+]$, $[OH^-]$ і рОН для цього розчину.

Відповідь: $[H^+] = 6,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[OH^-] = 1,7 \cdot 10^{-12}$ моль/л; рОН = 11,78.

337. Як зміниться рН, якщо вдвоє розбавити водою: 1) 0,2 М розчин HCl ; 2) 0,2 М розчин CH_3COOH ; 3) розчин, що містить 0,1 моль/л CH_3COOH і 0,1 моль/л CH_3COONa ?

Відповідь: 1) збільшиться на 0,3; 2) збільшиться на 0,15; 3) не зміниться.

338. Якій концентрації іонів H^+ дорівнює значення рН: 1) 0; 2) 3; 3) 7; 4) 10; 5) 12? Як в цих розчинах забарвлюється лакмус і метилоранж?

339. Чому дорівнює значення рН для розчинів, в яких $[H^+]$ дорівнює 1) 0,1; 2) 0,001; 3) 10^{-7} ; 4) 10^{-10} моль/л; $[OH^-]$ дорівнює 0,01 і 10^{-11} моль/л?

340. Чому дорівнює молярна концентрація розчинів HNO_3 і $NaOH$, якщо для першого розчину рН = 0, а для другого рН = 13?

Відповідь: 0,01 моль/л; 0,1 моль/л.

341. Яке значення має рН розчину, в якому: $C(HCN) = 0,1$ моль/л; $C(CH_3COOH) = 5,75 \cdot 10^{-4}$ моль/л?

Відповідь: 5,06; 3,87.

342. Знайдіть концентрацію іонів H^+ і рН розчину, в якому масова частка HCl дорівнює 0,01%.

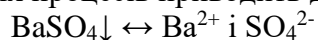
Відповідь: $2,74 \cdot 10^{-3}$; 2,56.

343. Яке значення рН мають розчини HCN , в яких ступінь дисоціації кислоти дорівнює: 1) 0,026; 2) 0,0084?

Відповідь: 1) 5,53; 2) 5,03.

7.4. Добуток розчинності

Реакції утворення і розчинення осадів використовують в аналітичній хімії для розділення і виявлення іонів, та більше того - для гравіметричного і титриметрично-осаджувального визначення. Тому необхідно знати **закони утворення та розчинення осадів**. Малорозчинну сіль $BaSO_4$ помістимо у воду. Іони Ba^{2+} і SO_4^{2-} будуть притягуватися до дипольних молекул води, відриватися від осаду і переходити у розчин. Одночасно відбувається протилежний процес зіштовхування іонів у розчині, утворення молекул та їх осадження. Проходження протилежних процесів приводить до стану динамічної рівноваги:



$$v_{пр.} = v_{звортн.}$$

Тобто при сталій температурі за одиницю часу у розчин переходить така кількість солі, яка за той самий час із розчину випадає в осад (тверду фазу).

Розчин, який знаходиться у рівновазі з осадом, називається насиченим. Для наведеного вище оборотного процесу при сталій температурі можна записати:

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = K,$$

де K – константа рівноваги.

В насиченому розчині при сталій температурі добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту є сталою величиною і називається добутком розчинності (ДР).

Для насиченого розчину BaSO_4 (при 25°C)

$$\text{ДР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}.$$

Добуток розчинності □ добуток концентрації іонів в насиченому розчині малорозчинного електроліту.



$$\text{ДР}_{A_n B_m} = [A^+]^n \cdot [B^-]^m$$

Умови утворення та розчинення осаду електроліту:

- якщо іонний добуток (ІД) більше добутку розчинності (ДР) $[Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n > \text{ДР}$, то розчин пересичений, **осад випадає**;

- якщо іонний добуток (ІД) дорівнює добутку розчинності (ДР) $[Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n = \text{ДР}$, то розчин насичений, **система знаходиться у стані рівноваги**;

- якщо іонний добуток (ІД) менше добутку розчинності (ДР) $[Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n < \text{ДР}$, то розчин ненасичений, **осад розчиняється**.

Величина добутку розчинності використовується не тільки при вирішенні різних питань, пов'язаних з іонів осажденням у вигляді малорозчинних сполук, але і при визначенні умов переведення малорозчинних осадів у розчин. Важливою характеристикою малорозчинних сполук є їх розчинність в різних розчинниках.

Приклади розв'язання

Задача 1. Розчинність магній гідроксиду ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) при 18°C дорівнює $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Знайти добуток розчинності $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при цій температурі.

Розв'язання. При розчиненні кожного моля $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в розчин переходить 1 моль іонів Mg^{2+} і вдвічі більше іонів OH^- . Відповідно в насиченому розчині $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad [\text{OH}^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Звідси:

$$\text{ДР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Задача 2. Добуток розчинності плюмбум (ІІ) йодиду при 20°C дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть розчинність солі (в моль/л і в г/л) при вказаній температурі.

Розв'язання. Позначимо через s (моль/л) розчинність, яку необхідно обчислити. Тоді в насиченому розчині PbI_2 міститься s моль/л іонів Pb^{2+} і $2s$ моль/л іонів I^- . Звідси:

$$\begin{aligned} \text{ДР}_{\text{PbI}_2} &= [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \text{ і } s = \sqrt[3]{\frac{\text{ДР}_{\text{PbI}_2}}{4}} = \\ &= \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

Оскільки $\text{Mr}(\text{PbI}_2) = 461$ г/моль, то розчинність PbI_2 , виражена в г/л, становитиме $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6$ г/л.

Задача 2. У скільки разів розчинність кальцій оксалату (CaC_2O_4) в $0,1$ М розчині амоній оксалату ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$) менша ніж у воді? Дисоціацію амоній оксалату на іони вважати повною.

Розв'язання. Обчислимо спочатку розчинність кальцію оксалату у воді. Позначивши концентрацію солі в насиченому розчині через s (моль/л), можемо записати:

$$\text{ДР}_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = s^2.$$

Звідси, використовуючи значення $DP_{CaC_2O_4}$ із таблиці 5, додатку.

$$s = \sqrt{DP_{CaC_2O_4}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-9}} = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Тепер знайдемо розчинність тієї ж солі в 0,1 М розчині $(NH_4)_2C_2O_4$; позначимо її через s' . Концентрація іонів (Ca^{2+}) в насиченому розчині також буде дорівнювати s' , а концентрація іонів $(C_2O_4^{2-})$ становитиме $(0,1 + s')$. Оскільки $s' \ll 0,1$, величиною s' порівняно з 0,1 можна знехтувати і рахувати, що $[C_2O_4^{2-}] = 0,1$ моль/л.

Можна записати:

$$DP_{CaC_2O_4} = 2 \cdot 10^{-9} = s' \cdot 0,1 \quad \text{і} \quad s' = \frac{2 \cdot 10^{-9}}{0,1} = 2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, в присутності амоній оксалату розчинність CaC_2O_4 зменшилась у $4,5 \cdot 10^{-5} / (2 \cdot 10^{-8})$ разів, тобто приблизно в 2200 разів.

Завдання для розв'язання

344. Розчинність $CaCO_3$ при $35^\circ C$ дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності цієї солі.

Відповідь: $4,8 \cdot 10^{-9}$.

345. Обчислити добуток розчинності $PbBr_2$ при $25^\circ C$, якщо розчинність солі при цій же температурі дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Відповідь: $9,2 \cdot 10^{-6}$.

346. Для розчинення 1,16 г PbI_2 необхідно 2 л води. Знайти добуток розчинності солі.

Відповідь: $8 \cdot 10^{-9}$.

347. Чому дорівнює концентрація кожного іону в насиченому розчині Ag_2CO_3 , якщо при такій же температурі добуток розчинності дорівнює $6,15 \cdot 10^{-12}$?

348. Обчислити об'єм води, що необхідний для розчинення при $25^\circ C$ 1 г $BaSO_4$.

Відповідь: 408 л.

349. Чи утворюється осад аргентум сульфату, якщо до 0,02 М розчину аргентум нітрату додати рівний об'єм 0,1 Н розчину сульфатної кислоти?

Відповідь: так.

350. До 50 мл 0,001 Н розчину HCl додали 450 мл 0,0001 Н розчину $AgNO_3$. Чи випаде осад аргентум хлориду?

Відповідь: так.

351. В насиченому розчині PbI_2 концентрація іонів I^- дорівнює $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Знайдіть концентрацію іонів Pb^{2+} в цьому розчині.

Відповідь: $0,65 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

352. В насиченому розчині $PbCl_2$ об'ємом 250 мл містяться іони Pb^{2+} кількістю речовини $4 \cdot 10^{-3}$ моль. Чому дорівнює концентрація іонів Cl^- в цьому розчині і розчинність $PbCl_2$?

Відповідь: $3,2 \cdot 10^{-2}$; $1,6 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

353. В насиченому розчині $Mg_3(PO_4)_2$ об'ємом 10 л міститься сіль масою 3 г. Обчислити її розчинність і молярні концентрації кожного іону в цьому розчині.

Відповідь: $1,14 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $3,42 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $2,28 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

354. При кімнатній температурі розчинність PbI_2 і $Ca_3(PO_4)_2$ відповідно дорівнює $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л і $1,7 \cdot 10^{-3}$ г/л. Чому дорівнює добуток розчинності цих солей при цій же температурі.

Відповідь: $1,1 \cdot 10^{-9}$.

355. В насиченому розчині $CaSO_4$ об'ємом 1 мл міститься сіль масою 0,408 мг. Знайдіть добуток розчинності $CaSO_4$.

Відповідь: $9,0 \cdot 10^{-6}$.

356. При якій концентрації хромат-іону (CrO_4^{2-}) починає випадати осад PbCrO_4 із розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ концентрацією 0,1 моль/л?

Відповідь: $1,8 \cdot 10^{-13}$ моль/л.

357. Обчислити масу осаду AgCl , який виділиться при змішуванні 100 мл NaCl концентрацією 0,5 моль/л і 50 мл AgNO_3 концентрацією 0,1 моль/л.

Відповідь: 0,7175 г.

358. Чи випаде в осад барій сульфат при додаванні розчину сульфатної кислоти об'ємом 100 мл при концентрації 0,2 моль/л до розчину барій хлориду того ж об'єму, якщо нормальна концентрація цього розчину дорівнює 0,02 моль/л? Чи буде додана кількість сульфатної кислоти еквівалентною чи надлишковою?

Відповідь: в надлишку 50 мл H_2SO_4 .

359. Чи випаде в осад плумбум (II) сульфат, якщо до 1 л розчину сульфатної кислоти з концентрацією 0,001 моль/л додати сполуку $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, з концентрацією 0,0002 моль/л?

Відповідь: так.

360. Чи утворюється осад, при змішуванні рівних об'ємів насиченого розчину CaSO_4 з розчином $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ концентрацією 0,0248 г/л?

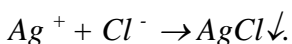
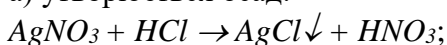
361. Обчислити і порівняти розчинність CaCO_3 (г/л) в чистій воді і в розчині соди концентрацією 0,1 моль/л.

Відповідь: $7 \cdot 10^{-3}$; $4,8 \cdot 10^{-6}$ г/л.

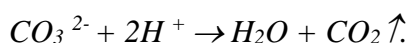
7.5. Іонообмінні реакції. Гідроліз солей

Хімічні рівняння в розчинах електролітів відбуваються між іонами і називаються іонообмінними. Іонообмінні реакції є необоротними і відбуваються до кінця між електролітами в розчині, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

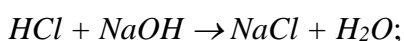
а) утворюється осад:



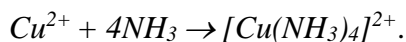
б) утворюються газоподібні речовини:



в) утворюються малодисоційовані молекули:



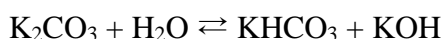
г) утворюється комплексний іон:



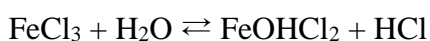
Гідроліз солей – реакції обмінного розкладу солей водою, в результаті чого з іонів розчиненої солі і Гідрогену чи гідроксиду води утворюються молекули слабких електролітів і змінюється водневий показник середовища розчину.

Типові випадки гідролізу:

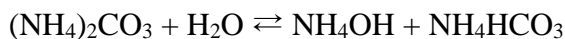
а) сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою:



б) сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою:



в) сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою:



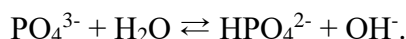
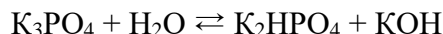
Соли, утворені сильною кислотою і сильною основою не гідролізують.

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, що піддалися гідролізу (n) до загального числа розчинених молекул (N).

Приклади розв'язання

Задача 1. Визначіть рН 0,1 М розчину калій ортофосфату.

Розв'язання. Будемо вважати, що гідроліз протікає практично лише за першим ступенем:



Константа гідролізу за цим ступенем визначається константою дисоціації утвореної слабкої кислоти HPO_4^{2-} тобто третьою константою дисоціації ортофосфатної кислоти ($1,3 \cdot 10^{-12}$):

$$K_{r1} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_3} = \frac{10^{-14}}{(1,3 \cdot 10^{-12})} = 7,7 \cdot 10^{-3}$$

Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_{r1}/C_M} = \sqrt{7,7 \cdot 10^{-3}/0,1} = 2,8 \cdot 10^{-2}$$

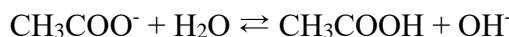
Концентрація утворених гідроксид-іонів дорівнює $h \cdot C_M$, тобто $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$, звідки $\text{pOH} = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55$.

Кінцевий результат: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,45$.

Відповідь: 11,45.

Задача 2. Обчисліть ступінь гідролізу ацетату калію в 0,1 М розчині та рН розчину.

Розв'язання. Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу знайдемо перш за все константу гідролізу. Для цього скористаємося значенням константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$):

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}} = \frac{10^{-14}}{(1,8 \cdot 10^{-5})} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_r/C_M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10}/0,1} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

Для обчислення рН потрібно прийняти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніона CH_3COO^- утворюється один гідроксид-іон. Якщо початкова концентрація гідролізуючих аніонів C_M моль/л, а гідролізу підлягала частина h цих аніонів, то при цьому утворилось $h \cdot C_M$ моль/л іонів OH^- . Таким чином

$$[\text{OH}^-] = h \cdot C_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

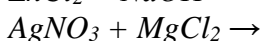
$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = - (6,88) = - (- 5,12) = 5,12$$

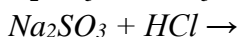
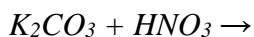
Звідси: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,88$.

Відповідь: 8,88.

Завдання для розв'язання

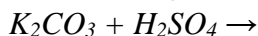
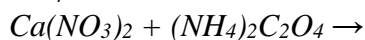
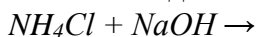
362. Які реакції називають іонообмінними. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння:





363. В яких випадках іонообмінні реакції необоротні. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння: $Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$.

364. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння:



365. Які із перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: NaCN, KNO₃, KOCl, NaNO₂, CH₃COO NH₄, CaCl₂, NaClO₄, HCOOK, KBr? Для кожної із солей, що гідролізується, написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі та вказати реакцію її водного розчину.

366. Вказати, які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: ZnBr₂, K₂S, Fe₂(SO₄)₃, MgSO₄, Cr(NO₃)₃, K₂CO₃, Na₃PO₄, CuCl₂. Для кожної із солей, що гідролізується, написати в молекулярній та в іонно-молекулярній формі рівняння гідролізу за кожним ступенем, вказати реакцію водного розчину солі.

367. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння гідролізу ZnCl₂, NH₄NO₃, NH₄Br, Na₂S, BaCO₃, Al(NO₃)₃, K₂CO₃.

368. Обчислити константу гідролізу калій фториду, обчислити ступінь гідролізу цієї солі в 0,01M розчині і рН розчину.

369. Визначити рН 0,02N розчину соди Na₂CO₃, враховуючи тільки перший ступінь гідролізу.

Відповідь: 4,68.

370. Серед наведених солей вказати ті, що не гідролізують, а для тих, що гідролізують, вказати тип гідролізу: K₂SO₄, Na₂Se, BaS, RbNO₃, LiCl, NH₄NO₃, ZnCl₂, K₂SO₃, Na₃PO₄, KClO₃, HCOOK, NH₄ClO₄, NaClO₄, KBrO, Ca(ClO)₂, CuSO₄, KAl(SO₄)₂, (NH₄)₂Fe(SO₄)₂, CaCl(ClO), CrCl₂NO₃, Sr(CH₃COO)₂, Bi(NO₃)₃, (NH₄)₂SO₄, Fe(CH₃COO)₃, AlSO₄NO₃? Написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі для однієї із солей.

371. Порівняти для якої солі рН розчину буде мати більше значення: NaNO₃ чи NaNO₂, CH₃COOK чи CH₃COONH₄, KClO чи KClO₃? Відповідь обґрунтуйте.

372. Чи можливо за допомогою індикатора відрізнити один від одного розчини солей: NaClO₄ та NaClO; KClO₃ та NaAsO₃; BeCl₂ та BaCl₂; KI та NH₄I; Na₂CO₃ та Zn(NO₃)₂? Відповідь обґрунтуйте.

373. Для яких солей гідроліз проходить ступенями? Чим визначається їх число і як змінюється інтенсивність гідролізу від першого ступеня до останнього?

374. Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та іонно-молекулярній формі по кожному ступеню для солей: CuSO₄, FeCl₃, Na₃PO₄.

375. Які із солей мають однакове значення константи гідролізу: NH₄Cl, NH₄CN, CH₃COONa, CH₃COONH₄? (NH₄Cl і CH₃COONa).

376. Знайдіть значення ступеню гідролізу натрій нітрату і калій форміату (HCOOK) в розчинах з молярною концентрацією 1) 0,1; 2) 0,001; 3) 10 (моль/л).

Відповідь: NaNO₂: 1) $1,6 \cdot 10^{-5}$; 2) $1,58 \cdot 10^{-4}$; 3) $1,58 \cdot 10^{-6}$. HCOOK: 1) $2,4 \cdot 10^{-5}$; 2) $2,4 \cdot 10^{-4}$; 3) $2,4 \cdot 10^{-6}$.

377. Чому дорівнює ступінь гідролізу і концентрація гідролізованої солі в розчинах NH₄Cl і KCN, якщо для них CM = 0,1 моль/л? *Відповідь:* NH₄Cl: 1) $7,45 \cdot 10^{-5}$; 2) $7,45 \cdot 10^{-6}$ моль/л; KCN: 1) $1,12 \cdot 10^{-2}$; 2) $1,12 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

378. Знайдіть ступінь гідролізу солей і значення рН для їх розчинів з концентрацією 0,1 моль/л: 1) NH₄Br; 2) KClO; 3) HCOONa.

Відповідь: 1) NH₄Br: $h = 7,45 \cdot 10^{-5}$; рН = 5,13. 2) KClO: $h = 1,41 \cdot 10^{-3}$; рН = 10,15. 3) HCOONa: $h = 2,36 \cdot 10^{-5}$; рН = 8,37.

РОЗДІЛ 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ ТА ЇХ СКЛАДАННЯ. НАПРЯМОК ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЇ

Реакції, що протікають зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються **окисно-відновними**. Якщо в ході хімічної реакції ступінь окиснення атома підвищується, то говорять, що він окиснюється. Якщо ж ступінь окиснення знижується, то говорять, що він відновлюється.

Окиснення – це процес віддавання електронів. **Відновлення** – це процес приєднання електронів. Наприклад, Натрій активно взаємодіє із хлором (зовні це нагадує горіння з виділенням білого диму – дуже дрібних кристалів NaCl). У солі, що утворюється, Натрій заряджений позитивно, а Хлор негативно. Отже, Натрій віддав електрони – окислився, а Хлор прийняв електрони – відновився.

Окисниками називаються речовини, що приєднують електрони. Під час реакції вони відновлюються. **Відновниками** називаються речовини, що віддають електрони. Під час реакції вони окиснюються.

Оскільки окисник приєднує електрони, ступінь окиснення його атомів може тільки зменшуватися. Навпаки, відновник втрачає електрони й ступінь окиснення його атомів повинен підвищуватися.

Окиснення завжди супроводжується відновленням і, навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисненням.

Число електронів, що віддає відновник, дорівнює числу електронів, що приєднується окисником.

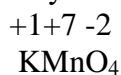
В окисно-відновних реакціях валентні електрони переходять від одних атомів до інших, внаслідок чого змінюються ступені окиснення елементів. Атоми окисника приймають електрони, і ступінь окиснення їх зменшується, атоми відновника віддають електрони, і ступінь окиснення їх зростає. Зміна ступеня окиснення відповідає числу відданих або прийнятих електронів. При визначенні ступеня окиснення слід дотримуватись певних **правил**:

1. Для простих речовин (наприклад, O₂, O₃, S₈, Na, Fe і т.д.) ступені окиснення всіх атомів можна вважати рівними нулю.

2. В складних речовинах ступінь окиснення даного елемента можна визначити, якщо відомі ступені окиснення інших елементів, виходячи з того, що алгебраїчна сума зарядів усіх атомів у сполуці дорівнює **нулю**, а у складному іоні – його заряду. Наприклад, при визначенні ступеня окиснення Сульфуру в сполуці K₂SO₄ можна вважати, що ступінь окиснення атома Калію, як і всіх лужних металів, дорівнює +1, атома Оксигену – -2 (це - найстійкіший ступінь окиснення Оксигену). Тоді, позначивши ступінь окиснення S за *x*, складемо рівняння: $(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$, звідки $x = +6$.

3. Для речовин, які мають складну молекулярну будову, треба записати структурну формулу і, користуючись значеннями відносних електронегативностей атомів, визначити кількість та напрямок зміщення спільних електронних пар. Так, розглядаючи структурну формулу оцтової кислоти можна помітити, що до атома Карбону в групі CH₃ зміщуються три електронні пари від трьох атомів Гідрогену, зв'язок C – C можна вважати неполярним: тоді ступінь окиснення цього атома Карбону дорівнює -3 (атомів Гідрогену + 1). В групі COOH три електронні пари, навпаки, зміщені від атома Карбону до атомів Оксигену, і тому для цього атома Карбону ступінь окиснення +3 (у атомів Оксигену -2).

Ступінь окиснення одного з елементів можна визначити за ступенем окиснення інших елементів, виходячи з того, що молекула в цілому є електронейтральною:



Складати рівняння окисно-відновних реакцій і розставляти стехіометричні коефіцієнти рекомендується у такому порядку:

1) написати формули вихідних речовин і продуктів реакції знайти елементи, які

змінили ступінь окиснення, визначити, який елемент виконує роль окисника, який - роль відновника, до якого типу окисно-відновних реакцій можна віднести процес, що розглядається;

2) скласти електронний баланс, для чого визначити число електронів, що віддає відновник (ставиться як коефіцієнт перед окисником), і число електронів, яке приймає окисник (ставиться як коефіцієнт перед відновником). Ці коефіцієнти називають головними і, якщо можна, їх скорочують. Головні коефіцієнти розставляють, як правило, у правій частині рівняння. Якщо окисник або відновник є багатоатомними молекулами простих речовин (H_2 , Cl_2 , O_2 , O_3 та ін.). а також якщо окисник і відновник входять до складу однієї і тієї самої молекули кінцевого продукту або один з них утворює кілька кінцевих продуктів, коефіцієнти треба починати розставляти в лівій частині рівняння. Число електронів, які віддає відновник, і число електронів, які приймає окисник, розраховують не на атоми, а на молекули, що знаходяться у тій частині рівняння, яку вибрали для складання електронного балансу (для іонних рівнянь реакцій - на йони у вибраній частині рівняння);

3) зрівняти число атомів окисника, відновника, а також атомів інших елементів в обох частинах рівняння.

Приклади розв'язання

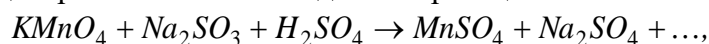
Задача 1. Урівняти реакцію між цинком і розбавленою нітратною кислотою методом електронного балансу.

Розв'язання. Згідно з представленою вище схемою урівнюємо рівняння згідно алгоритму.

Алгоритм	Схема реакції
1. Записуємо схему реакції.	$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O + N_2$
2. Визначаємо ступені окиснення елементів у лівій і правій частинах рівняння і підкреслюємо ті елементи, які змінили ступінь окиснення.	$\overset{0}{Zn} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3 \rightarrow \overset{+2}{Zn}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3)_2 + \overset{+1}{H}\overset{-2}{O} + \overset{0}{N}_2$
3. Випишуємо знаки хімічних елементів, атоми чи йони яких змінюють ступінь окиснення.	$Zn^0 \rightarrow Zn^{+2}$ $N^{+5} \rightarrow N_2^0.$
4. Знаходимо скільки електронів віддають або приєднують відповідні атоми чи йони. Складаємо схему електронного балансу, знаходимо найменше спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів (їх кількість має бути однаковою). Вказуємо окисник і відновник.	$\overset{0}{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Zn} \quad \cdot 5 \text{ відновник, процес окиснення}$ $\overset{+5}{2N} + 10\bar{e} \rightarrow \overset{0}{N}_2 \quad \cdot 1 \text{ окисник, процес відновлення}$ <p>тобто</p> $5Zn^0 - 10\bar{e} \rightarrow 5Zn^{+2}$ $2N^{+5} + 10\bar{e} \rightarrow N_2^0$ <p>У схемі $N^{+5} \rightarrow N_2^0$, перед N^{+5} ставимо коефіцієнт два тому, що для утворення молекули N_2 повинно прийняти участь два атоми (іони):</p> $2N^{+5} + 10\bar{e} \rightarrow N_2^0.$
5. Знайдені коефіцієнти ставим перед відповідними формулами спочатку в правій, а потім в лівій частині рівняння.	$5Zn^0 + HNO_3 \rightarrow 5Zn(NO_3)_2 + H_2O + N_2$
6. Знаходимо коефіцієнти для формул усіх інших речовин.	$5Zn + 12HNO_3 = 5Zn(NO_3)_2 + 6H_2O + N_2.$

Підраховуючи число атомів нітрогену треба пам'ятати, що в правій частині рівняння нітроген міститься у двох речовинах: $Zn(NO_3)_2$ і N_2 , тому підраховуємо спочатку число атомів нітрогену справа і зрівноважуємо в лівій частині рівняння. Зрівноважуємо число атомів гідрогену. Якщо коефіцієнти підібрані правильно, то число кисню буде однакове в обох частинах рівняння.

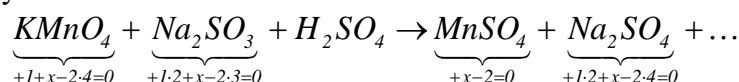
Задача 2. Складіть рівняння окисно-відновної реакції:



і урівняйте методом електронного балансу.

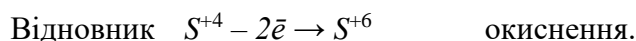
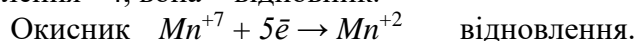
Розв'язання.

1. Визначаємо ступені окиснення елементів:

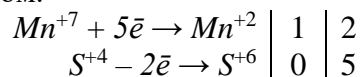


2. Визначаємо окисник, відновник, складаємо електронні рівняння процесів окиснення і відновлення.

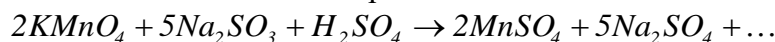
Mn^{+7} знаходиться в вищому ступені окиснення +7, він – окисник; S^{+4} знаходиться в проміжному ступені окиснення +4, вона – відновник.



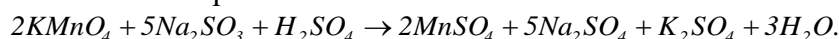
3. За методом електронного балансу підбираємо коефіцієнти перед окисником і відновником: число електронів, прийнятих окисником, повинно дорівнювати числу електронів, відданих відновником.



4. Записуємо коефіцієнт 2 перед сполуками, що містять Mn^{+7} і Mn^{+2} , коефіцієнт 5 перед сполуками, що містять S^{+4} і S^{+6} в обох частинах рівняння:

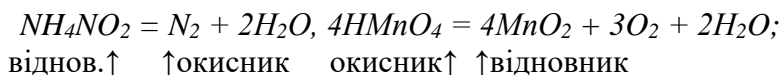


5. Допишуємо в правій частині формули речовин, яких не вистачає. Якщо в правій частині не вистачає атомів Н або О, то пишуть формулу води. Балансуємо кількість атомів всіх елементів в обох частинах рівняння:

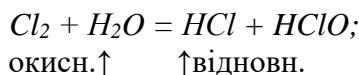


Ця реакція належить до **міжмолекулярних окисно-відновних** реакцій, тому що окисник і відновник – різні речовини.

Реакції внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення (ВМОВ), коли окисник і відновник мають різні ступені окиснення, але входять до однієї і тієї ж молекули складної вихідної речовини:

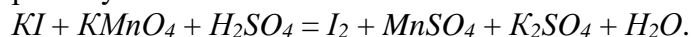


Реакція самоокиснення-самовідновлення (СС), коли окисник і відновник – атоми одного і того ж хімічного елемента входять до складу однієї і тієї ж вихідної речовини з однаковим ступенем окиснення:



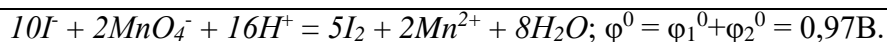
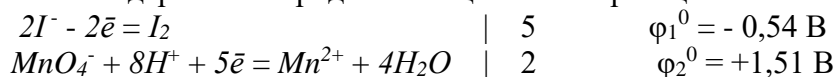
Але бувають і складніші випадки окиснення-відновлення, наприклад, коли в реакції беруть участь два окисники і один відновник, два відновники і один окисник, або коли в одній реакції можна виділити різні типи окиснення-відновлення.

Задача 3. Методом напівреакції розтавте коефіцієнти та визначте можливість перебігу такої реакції за стандартних умов:

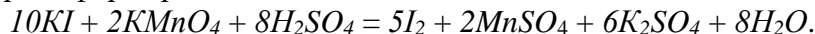


Розв'язання. Складаємо іонні схеми процесів окиснення та відновлення, урівнюємо реакцію. Для визначення напрямку перебігу окисно-відновної реакції у додатку Б, таблиця 16

знаходимо стандартні електродні потенціали та обчислюємо ЕРС реакції за стандартних умов, підсумовуючи стандартні електродні потенціали напівреакцій.



У молекулярній формі рівняння матиме такий вигляд:



Константа рівноваги цієї реакції за стандартних умов $K = 10^{nE^0/0,059}$ буде значно більшою від одиниці. Отже, рівновага зміщена в бік утворення продуктів реакції.

Завдання для розв'язання

379. Які з перерахованих іонів можуть бути відновниками, а які не можуть і чому: Cu^{2+} , Sn^{2+} , Cl^- , VO_3^- , S^{2-} , Fe^{2+} , WO_4^{2-} , IO_4^- , Al^{3+} , Hg^{2+} ?

380. Визначити ступінь окиснення сірки в наступних сполуках: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , CS_2 , H_2SO_4 , As_2S_3 .

381. Укажіть найнижчі можливі ступені окиснення для атомів сульфуру, нітрогену, силіцію, йоду в їх сполуках з атомами інших елементів.

382. Зазначити ступінь окиснення елементів у сполуках формули яких: а) HF , Mn_2O_7 , CH_4 , CaH_2 , $HClO_3$, CO , O_2 ; б) Fe_2O_3 , CS_2 , K_2SO_4 , N_2O_5 , N_2 , CF_4 , SO_3 .

383. Обчислити молярні маси еквівалентів наступних відновників: станум(II) хлорид; фосфору, якщо він окиснюється до ортофосфатної кислоти; пероксиду водню, якщо він окиснюється до молекулярного кисню.

384. Яку масу сірководню можна окиснити до вільної сірки 1 г йоду? Скласти рівняння реакції, навести розрахунки.

Відповідь: 0,134 г.

385. Яку масу ферум(II) сульфату можна окиснити в кислому середовищі за допомогою 20 мл 0,1 н розчином калій перманганату. Скласти рівняння реакції, навести розрахунки.

Відповідь: 0,304 г.

386. Користуючись правилом електронного балансу урівняти рівняння окисно-відновних реакцій, визначити окисник і відновник, вказати процеси окиснення та відновлення й тип реакції:

- 1) $HClO_3 \rightarrow ClO_2 + HClO_4 + H_2O$;
- 2) $KClO_3 \rightarrow O_2 + KCl$;
- 3) $I_2 + H_2O_2 \rightarrow HIO_3 + H_2O$;
- 4) $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2 + O_2$;
- 5) $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
- 6) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2O$;
- 7) $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$;
- 8) $Zn + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] + H_2$;
- 9) $H_2S + KMnO_4 + HCl \rightarrow S + MnCl_2 + KCl + H_2O$;
- 10) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$;
- 11) $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$;
- 12) $Cl_2 + KOH \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$;

- 13) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 14) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH}$;
- 15) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 17) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 18) $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- 19) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- 20) $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 21) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
- 22) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 23) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- 24) $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 25) $\text{NO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 26) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 27) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 27) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 28) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
- 29) $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO} \rightarrow \text{S} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 30) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 31) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 32) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 33) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 34) $\text{B} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaBO}_2 + \text{H}_2$;
- 35) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$.

387. Допишіть рівняння окисно-відновних реакцій, визначте окисник і відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення й тип реакції; урівняйте рівняння методом електронного балансу:

- 1) $\text{KClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- 2) $\text{KBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{BiCl}_3 + \text{Cl}_2 + \dots$;
- 3) $\text{KClO}_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \dots$;
- 4) $\text{KClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \dots$;
- 5) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \dots$;
- 6) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \dots$;
- 7) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$;
- 8) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- 9) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \dots$;

- 10) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl} + \dots;$
- 11) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{IO}_3)_2 + \dots;$
- 12) $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots;$
- 13) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \dots;$
- 14) $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots;$
- 15) $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots;$
- 16) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots;$
- 17) $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots;$
- 18) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots;$
- 19) $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots;$
- 20) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots;$
- 21) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots;$
- 22) $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots;$
- 23) $\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots;$
- 24) $\text{KI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots;$
- 25) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{Cl}_2 + \dots;$
- 26) $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \dots;$
- 27) $\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \dots;$
- 28) $\text{NO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$
- 29) $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots;$
- 30) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 + \dots$

388. Допишіть та урівняйте ті рівняння, в яких окисником є концентрована нітратна кислота:

- 1) $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots;$
- 2) $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HSbO}_3 + \dots;$
- 3) $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots;$
- 4) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$

389. Допишіть та урівняйте ті рівняння, в яких окисником є концентрована сульфатна кислота:

- 1) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots;$
- 2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \dots;$
- 3) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$

РОЗДІЛ 9. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

9.1. Електродні потенціали

Електрохімічними процесами називають окисно-відновні реакції, які відбуваються в розчинах або розплавах електролітів на поверхні електродів і супроводжуються або появою в системі електричного струму, або відбуваються при підведенні струму від зовнішнього джерела. **Електрод** – це пластинка з металу, графіту або іншого матеріалу, який має електричну провідність і опущена в розчин або розплав електроліта. Різниця потенціалів на межі розділу метал-розчин електроліту називаються електродним потенціалом (φ). Електродному потенціалу прийнято приписувати той знак, який виникає на поверхні металу в подвійному електричному шарі. Електродний потенціал металу залежить від наступних факторів: 1) природи металу, яка визначається величиною його стандартного електродного матеріалу $\varphi^0_{Me/Me}$; 2) температури T ; 3) заряду іона металу n ; 4) від активності (молярної концентрації) іонів електроліта в розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln[C^{n+}]$$

де R – універсальна газова стала, $R=8,31$ Дж/(моль·К);

T – температура, К;

n – число електронів в рівнянні електродної реакції;

F – стала Фарадея, $F=96500$ Кл/моль;

C^{n+} – молярна концентрація іонів металу;

φ^0 – стандартний електродний потенціал (потенціал при $C^{n+} = 1$).

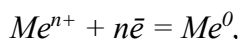
Для стандартної температури 298 К рівняння Нернста має вигляд:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{8,31 \cdot 298}{n \cdot 96500} \cdot \ln[C^{n+}] = \varphi^0 + \frac{0,0257}{n} \cdot \ln[C^{n+}] = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[C^{n+}]$$

У лабораторній практиці при вимірюванні електродних потенціалів замість водневого електрода часто користуються більш зручним електродом порівняння – каломельним. Він складається із ртуті, покритої пастою з каломелі, в розчині хлориду калію: KCl , Hg_2Cl_2 , Hg . Потенціал нормального каломельного електрода (при концентрації KCl 1 моль/л) при 20°C дорівнює 0,282 В, при 25°C – 0,281 В.

Для вимірювання потенціалу будь-якого електрода його з'єднують з каломельним електродом, вимірюють ЕРС одержаного елемента і за відомим потенціалом каломельного електрода розраховують потенціал досліджуваного електрода.

Залежність електродного потенціалу від природи речовини враховує величина φ^0 . Тому всі електродні процеси прийнято розташовувати в ряд за величиною їх стандартних електродних потенціалів. Якщо в такий ряд розташувати стандартні електродні потенціали, які відповідають такому рівнянню:



то одержимо електрохімічний ряд напруг металів (таблиця 9.1).

Положення металу в цьому ряду кількісно характеризує відновні властивості його атомів і окисні властивості іонів в водних розчинах.

1. Чим менша алгебраїчна величина стандартного електродного

потенціалу металу, тим сильніше виражені відновні властивості його атомів (їх здатність віддавати електрони) і тим слабше - окисні властивості його іонів (їх здатність приєднувати електронів). Найбільш активними відновниками у водних розчинах є лужні та лужноземельні метали з найменшими значеннями $\Delta\varphi^0$, а найменша відновна активність - у золота Au і Платини Pt з найбільшими величинами $\Delta\varphi^0$. І навпаки, найсильнішими окисниками серед простих іонів є іони Au^{3+} і Pt^{2+} з найбільшими величинами $\Delta\varphi^0$, а найслабкішими окисниками є іони Li^+ , K^+ з найменшими величинами $\Delta\varphi^0$.

2. Метали, для яких $\Delta\varphi^0$ менше, ніж потенціал іонів H^+ у воді (-0,41 В), повинні взаємодіяти з водою з витісненням H_2 . Проте практично у воді розчиняються, витісняючи з

неї водень, лише найактивніші лужні і лужноземельні метали, причому окисниками виступають іони H^+ з води, наприклад:



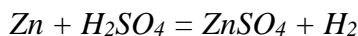
Таблиця 9.1.

Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	Електродна реакція	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ ⇌ Li	-3,045
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ ⇌ K	-2,925
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ ⇌ Rb	-2,925
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ ⇌ Cs	-2,923
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ ⇌ Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mg	-2,363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Al	-1,662
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mn	-1,179
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb	-0,126
H ⁺ /1/2H ₂	H ⁺ + e ⁻ ⇌ 1/2H ₂	±0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cu	+0,337
Hg ₂ ²⁺ /2Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ 2Hg	+0,788
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ ⇌ Ag	+0,799
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	+1,498

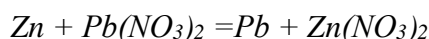
Інші метали, розміщені після Магнію (Al, Ti та ін.), з водою, навіть киплячою, не взаємодіють внаслідок наявності на їх поверхні міцної захисної оксидної плівки.

3. Метали, які знаходяться в ряду активностей до Гідрогену, з негативними значеннями $\Delta\varphi^0$, розчиняються в розведених кислотах -неокисниках (HCl, H₂SO₄, CH₃COOH та ін.), витісняючи з них водень. В розчинах таких кислот окисниками виступають іони H⁺, наприклад:



Метали, які в ряду активностей знаходяться після Гідрогену (Cu та ін.), з водних розчинів розбавлених кислот - неокисників водень не витісняють.

4. Більш активні метали, з меншими значеннями $\Delta\varphi^0$, витісняють з водних розчинів солей менш активні метали з більшими величинами $\Delta\varphi^0$, наприклад:



5. Взаємне положення деяких металів в ряді активностей металів і в періодичній системі елементів не співпадають. В *періодичній системі* мірою відновної активності металу є енергія іонізації $E_{\text{іон}}$. Чим менша енергія іонізації, тим сильніші відновні властивості елемента-металу. В головних підгрупах (IA-VA) $E_{\text{іон}}$ зверху вниз *зменшується*, а відновна активність металів *зростає*. Тому літій серед лужних металів - найменш активний відновник на повітрі: серед цих металів у нього найбільша енергія іонізації,

В *ряді активностей* мірою відновної активності металу в *водному розчині* є стандартний електродний потенціал $\Delta\varphi^0$, величина якого залежить від енергії атомізації металу $E_{\text{атом}}$, енергії його іонізації $E_{\text{іон}}$, ентальпії гідратації іона $\Delta H_{\text{гідрат}}$. Наведений вище ряд активностей металів *справедливий для водних розчинів*, в інших розчинниках взаємне положення металів може бути іншим.

Приклади розв'язання

Задача 1. При якій концентрації іонів кобальту в розчині $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ електродний потенціал буде рівним $-0,273$ В при 25°C ?

Розв'язання. З рівняння Нернста виведемо формулу для знаходження концентрації іонів кобальту:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg C.$$

Звідси:

$$\lg C = \frac{(E - E_0) \cdot 2}{0,059},$$

$$\lg C = \frac{(-0,273 + 0,270) \cdot 2}{0,059} = \frac{-0,006}{0,059} = -0,102.$$

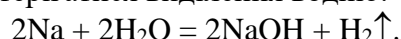
Переведемо \lg в звичайне число:

$$C = 10^{-0,102}$$

$$C = 0,791 \text{ моль/л.}$$

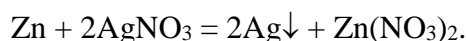
Задача 2 Які процеси будуть спостерігатися, якщо шматочок металевого натрію помістити у розчин мідного купоросу CuSO_4 ?

Розв'язання. Як впливає з електрохімічного ряду напруг металів, натрій є набагато активнішим від міді, однак при його контакті з розчином мідного купоросу Na взаємодіє не з CuSO_4 , а з водою. Отже, буде спостерігатися виділення водню:



Задача 3. Як зміниться маса цинкової пластини при зануренні її у розчин солі AgNO_3 ?

Розв'язання. Необхідно зауважити, що у випадку взаємодії Zn з сіллю пластини почне розчинятися, але одночасно на ній буде осаджуватися відновлений метал із розчиненої солі, тому змінення маси цинкової пластини залежить від співвідношення еквівалентних мас цинку і металу. Позначимо вихідну масу цинкової пластини через m . Згідно з положенням у електрохімічному ряді напруг більш активний цинк витісняє малоактивне срібло із розчину його солі:



З рівняння реакції випливає, що кількість речовини (ν) срібла вдвічі більша, ніж кількість речовини цинку. Нехай $\nu(\text{Zn}) = x$, тоді $\nu(\text{Ag}) = 2\nu(\text{Zn}) = 2x$, а їх маси $m(\text{Zn}) = \nu \cdot M = 65x$, $m(\text{Ag}) = \nu \cdot M = 108 \cdot 2x = 216x$. Кінцева маса пластини $m_{\text{кін}}$ визначається різницею між масою цинку, що розчинився, і масою осадженого на пластині срібла:

$$m_{\text{кін}} = m - m(\text{Zn}) + m(\text{Ag}) = m - 65x + 216x = m + 151x.$$

Отже, маса пластини зростає на величину $151x$, де x – кількість речовини цинку, що розчинився..

Задача 4. Розрахувати потенціал водневого електрода з концентрацією $[H^+] = 10^{-3} M$.

Розв'язання:

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-3} = 3.$$

$$\varphi_{2H^+|H_2} = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 3 = -0,177 \text{ В.}$$

Відповідь: потенціал водневого електрода при $pH = 3$ дорівнює $-0,177 \text{ В}$.

Задача 5. Розрахувати потенціал залізного електрода, зануреного у $0,1 M$ розчин ферум(II) хлориду.

Розв'язання:

Для розрахунку потенціалу в таблиці знаходимо значення стандартного потенціалу ($\varphi_{Fe^{+2}|Fe^0}^0 = -0,44 \text{ В}$) і використовуємо формулу Нернста:

$$\begin{aligned} \varphi_{Fe^{+2}|Fe^0} &= \varphi_{Fe^{+2}|Fe^0}^0 + 0,059/2 \lg C(Fe^{+2}) = -0,44 + 0,059/2 \lg 10^{-1} = \\ &= -0,44 - 0,03 = -0,47 \text{ В.} \end{aligned}$$

Відповідь: потенціал залізного електрода дорівнює $-0,47 \text{ В}$.

Завдання для розв'язання

390. Розрахувати електродні потенціали магнію в розчині його солі з концентрацією іонів Mg^{2+} : 1) $0,1$; 2) $0,01$; 3) $0,001$ моль/л.

Відповідь: 1) $-2,39 \text{ В}$; 2) $-2,42 \text{ В}$; 3) $-2,45 \text{ В}$.

391. Обчисліть потенціал водневого електрода зануреного: 1) в чисту воду; 2) в розчин з $pH = 2,5$; 3) в розчин з $pH = 10,7$.

Відповідь: 1) $-0,41 \text{ В}$; 2) $-0,21 \text{ В}$; 3) $-0,63 \text{ В}$.

392. Потенціал водневого електрода в деякому водному розчині дорівнює -118 мВ . Знайти активність іонів H^+ в цьому розчині. Відповідь: $0,01$ моль/л.

393. Знайти потенціал свинцевого електрода в насиченому розчині $PbBr_2$, якщо $[Br^-] = 1$ моль/л, а $DP(PbBr_2) = 9,1 \cdot 10^{-4}$.

Відповідь: $-0,28 \text{ В}$.

394. Обчисліть активність іонів H^+ в розчині, в якому потенціал водневого електрода дорівнює -82 мВ .

Відповідь: $0,041$ моль/л.

395. При якій концентрації іонів нікелю в розчині $Ni(NO_3)_2$ електродний потенціал буде рівним $-0,15 \text{ В}$ при $25^\circ C$?

Відповідь: $0,515 \cdot 10^3$ моль/л.

396. Вирахувати при $25^\circ C$ потенціал срібла зануреного в $0,1 M$ розчину $AgNO_3$ і потенціал цього електрода зануреного в той же розчин, але розбавленого в 10 разів. Уявний ступінь дисоціації $0,1 M$ розчину при $25^\circ C$ дорівнює 43% , а для розбавленого -57% .

Відповідь: 1) $0,7182 \text{ В}$; 2) $0,6665 \text{ В}$.

9.2. Гальванічні елементи

Гальванічний елемент - це пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновної реакції на електродах, безпосередньо перетворюється в електричну енергію. В гальванічному елементі електрони від електрода, на якому відбувається окиснення, переходять на другий електрод, де відбувається відновлення, по металічному провіднику; цей направлений рух електронів і є **електричний струм**.

Розрізняють кілька типів гальванічних елементів!

Гальванічний елемент Даніеля-Якобі складається з двох різних металічних електродів, наприклад, цинку і міді, занурених в розчини своїх солей ($ZnSO_4$, $CuSO_4$) і розділених пористою перегородкою. Інколи розчини з'єднують «електрохімічним ключем» - трубкою, заповненою розчином сильного електроліта. Перегородка або ключ необхідні для

встановлення рівноваги між аніонами солей в розчинах електролітів при роботі гальванічного елемента.

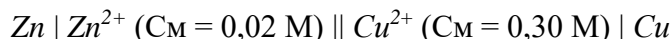
Важливою характеристикою кожного гальванічного елемента є його стандартна напруга $\Delta\varphi^0$, яка дорівнює різниці стандартних електродних потенціалів катода і анода:

$$\Delta\varphi^0 = \varphi_{кат}^0 - \varphi_{ан}^0.$$

Однією з властивостей ряду активностей металів є наступне положення: за однакових умов анодом гальванічного елемента є більш активний метал, а катодом – менш активний метал.

Приклади розв'язання

Задача 1. За даними стандартних електродних потенціалів купруму і цинку розрахуйте ЕРС елемента, складеного з напівелементів:



Розв'язання. Розрахуємо ЕРС за рівнянням:

$$\Delta\varphi = \varphi_2 - \varphi_1 \text{ або } \Delta\varphi = \varphi_{к-} - \varphi_{а-},$$

$$\varphi_i = \varphi_i^0 + \frac{RT}{nF} \lg \left(\frac{a_{Ox}}{a_{Red}} \right),$$

$$\frac{2,3 RT}{F} = \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{96487} = 0,059 \text{ В.}$$

Значення стандартних електродних потенціалів знаходимо в довіднику: $\varphi_{Cu/Cu^{2+}}^0 = +0,337 \text{ В}$, $\varphi_{Zn/Zn^{2+}}^0 = -0,763 \text{ В}$. Так як мідний півелемент більш електропозитивний в елементі катод, то:

$$\Delta\varphi = \varphi_{Cu/Cu^{2+}}^0 - \varphi_{Zn/Zn^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{C_{Cu^{2+}}}{C_{Zn^{2+}}};$$

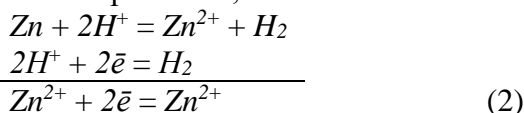
$$\Delta\varphi = 0,337 - 0,763 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,3}{0,02}; \varphi = 1,135 \text{ В.}$$

Задача 2. Для реакції $Zn + 2HCl_{(р-н)} = H_2 + ZnCl_{2(р-н)}$ встановіть напрямлення реакції в стандартних умовах за даними про стандартні електродні потенціали і дайте схему відповідного електрохімічного елемента.

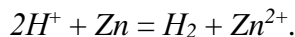
Розв'язання. Записуємо рівняння однієї з можливих електродних реакцій:



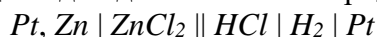
і віднімаємо його від загального рівняння, записаного в іонній формі:



Стандартні електродні потенціали електродних реакцій (1) і (2) знаходимо в довіднику $\varphi_1 = 0$; $\varphi_2 = -0,763 \text{ В}$ Так як $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$ то від рівняння реакції (1) віднімаємо рівняння реакції (2) і отримуємо:



Записуємо схему елемента відповідно до значень електродних потенціалів:

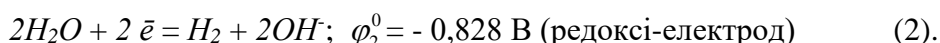
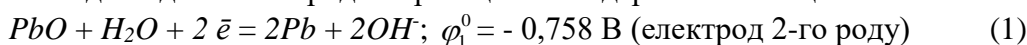


Задача 3. Дана схема гальванічного елемента:

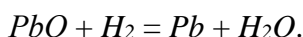


Напишіть рівняння відповідної реакції.

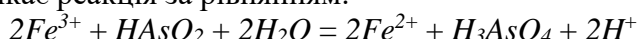
Розв'язання. Із схеми випливає, що потенціали електродів φ , які складають елемент, визначаються наступними речовинами: 1) Pb, PbO, OH^- , 2) H_2, OH^- . Випишемо із довідника рівняння відповідних електродних реакцій і стандартних потенціалів:



Так як $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$, із рівняння реакції (1) віднімаємо рівняння реакції (2) і отримуємо



Задача 4. Розрахуйте ЕРС і напишіть схему гальванічного елемента, в якому обернено протікає реакція за рівнянням:

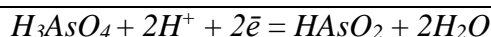
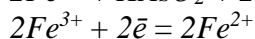
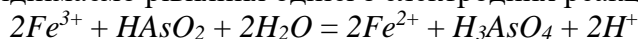


при 1 атм і 298 К. Концентрації, що приймають участь в реакціях:

$$C_{Fe^{2+}} = 0,005 \text{ М}; C_{Fe^{3+}} = 0,02 \text{ М}; C_{H_2AsO_4} = 0,2 \text{ М};$$

$$C_{HAsO_2} = 0,1 \text{ М}; C_{H^+} = 0,1 \text{ М}; C_{H_2O} = 1 \text{ М}.$$

Розв'язання. Визначимо рівняння електродних реакцій. Для цього з рівняння реакції, яка наведена в умові, віднімаємо рівняння однієї з електродних реакцій:



В довіднику знаходимо відповідні стандартні електродні потенціали:

$$\varphi_1^0 = \varphi_{H_3AsO_4, 2H^+ / HAsO_2}^0 = |0,560| \text{ В}; \varphi_2^0 = \varphi_{Fe^{3+} / Fe^{2+}}^0 = |0,771| \text{ В}.$$

Рахуємо електродні потенціали за рівнянням Нернста:

$$\varphi_1^0 = \varphi_{H_3AsO_4, 2H^+ / HAsO_2}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{H_3AsO_4} \cdot C_{H^+}^2}{C_{HAsO_2} \cdot C_{H_2O}^2}; \quad n = 2$$

$$\varphi_1 = 0,560 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,2 \cdot 0,01^2}{0,1} = 0,451 \text{ В};$$

$$\varphi_2^0 = \varphi_{Fe^{3+} / Fe^{2+}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{Fe^{3+}}}{C_{Fe^{2+}}}; \quad n = 2$$

$$\varphi_2 = 0,771 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{0,02}{0,005} = 0,789 \text{ В}.$$

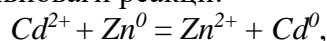
Підставляючи значення φ_1 і φ_2 у рівняння $\varphi_2 > \varphi_1$.

$$\Delta\varphi = \varphi_2 - \varphi_1,$$

отримуємо $\Delta\varphi = 0,789 - 0,451 = 0,338 \text{ В}$.

Схема елемента: $Pt | H^+, H_3AsO_4, HAsO_2 || Fe^{3+}, Fe^{2+}, H_2O | Pt$.

Задача 5. Розрахуйте константу рівноваги реакції:



якщо $\varphi_{Cd^{2+} / Cd}^0 = -|0,403| \text{ В}; \varphi_{Zn^{2+} / Zn}^0 = -|0,763| \text{ В}$.

Розв'язання. Константу рівноваги визначаємо за формулою:

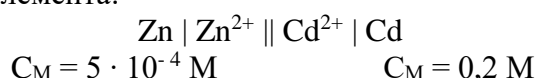
$$\lg K = \frac{(\varphi_2^0 - \varphi_1^0)n}{0,059} \quad (T = 298K)$$

$$\lg K = \frac{(-0,403 - (-0,763)) \cdot 2}{0,059} = 12,16$$

$$K = 1,45 \cdot 10^{-12}.$$

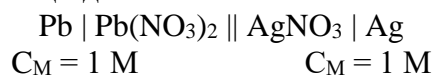
Завдання для розв'язання

397. Розрахуйте ЕРС елемента:



Відповідь: 0,43648 В.

398. Напишіть рівняння реакції для елемента:



Обчисліть ЕРС. Необхідні дані візьміть із таблиці додатку Б.

Відповідь: 0,925 В.

399. За даними стандартних електродних потенціалів встановіть, чи реальна в стандартних умовах при 298 К у водному розчині реакція: $\text{Ag}_{(т)} + \text{Fe}^{3+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Ag}^+$. Обчисліть константу рівноваги реакції.

Відповідь: ні; $K = 2,65$.

400. Розрахуйте ЕРС елемента:

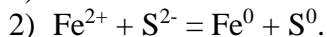
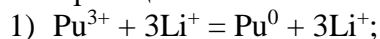


Напишіть рівняння реакції елемента; встановіть самочинна чи ні дана реакція, якщо $\varphi_{\text{Ti}^{4+}, \text{Ti}^{3+}}^0 = 0,04 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+}}^0 = 0,15 \text{ В}$. (0,11 В).

401. За ЕРС елемента $\text{Cd} | \text{CdI}_2 | \text{Ag} | (т) | \text{Ag}$ при 298 К визначте активність кадмій йодиду в розчині ($\varphi = 0,286 \text{ В}$).

Відповідь: 0,065 моль/л.

402. За стандартними електродними потенціалами розрахуйте при 298 К константи рівноваги реакцій:



Відповідь: 1) $K = 6,8 \cdot 10^{85}$; 2) $K = 1,313$.

403. Зобразіть схематично гальванічний елемент, запишіть напівреакції анодного та катодного процесів, обчисліть його ЕРС, якщо він складений:

- 1) з мідного та цинкового електродів, занурених в 1 М розчини їх сульфатів;
- 2) зі срібного та залізного (III) електродів, занурених в 1 М розчини їх нітратів;
- 3) з кадмієвого та мідного електродів, занурених в 1 М розчини їх хлоридів;
- 4) із золотого та кадмієвого електродів, занурених в 1 М розчини їх нітратів;
- 5) з магнієвого та цинкового електродів, занурених в 1 М розчини їх сульфатів;
- 6) з алюмінієвого та олов'яного електродів, занурених в 1 М розчини їх хлоридів.

404. Складіть схему гальванічного елемента, який утворено з цинкової та нікелевої пластин, занурених у розчини своїх солей з концентрацією відповідно $C_1 = 0,01 \text{ моль/л}$; $C_2 = 0,1 \text{ моль/л}$. Напишіть рівняння реакцій електродних процесів та обчисліть електрорушійну силу цього гальванічного елемента.

405. Розрахувати електрорушійну силу (ЕРС) гальванічного елемента при 25°C

$\text{Ag} | \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ н}) || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (0,05 \text{ М}) | \text{Pb}$. Уявна ступінь дисоціації $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ дорівнює 75%, а для AgNO_3 – 81%.

406. Розрахувати ЕРС концентраційного ланцюга $\text{Cu} | \text{CuSO}_4 (2,807 \text{ г/л}) || \text{CuSO}_4 (1,069 \text{ г/л}) | \text{Cu}$ при 25°C.

9.3. Електроліз

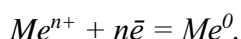
Розклад речовини під дією електричного струму називається *електролізом*. Електроліз здійснюється в електролізерах, які складаються з електролітичної ванни, двох електродів (катода та анода), занурених у розчин (або розплав) електроліту, та джерела постійного електричного струму. Електрод, приєднаний до негативного полюсу джерела струму, називається *катодом*, а до позитивного – *анодом*. При електролізі використовують як металеві, так і неметалеві електроди. Аноди можуть бути активними (розчинними) та інертними (нерозчинними). Активний анод при електролізі окиснюється і надсилає до розчину іони, при цьому його маса з часом зменшується. Інертні електроди в електрохімічних перетвореннях участі не беруть, вони здійснюють контакт електроліту з зовнішнім ланцюгом. Їх виготовляють з графіту, вугілля, платини.

При електролізі, як і в гальванічному елементі, на катоді відбувається процес відновлення катіонів, а на аноді – процес окиснення аніонів. Але при електролізі катод має негативний заряд, а анод - позитивний.

Електроліз може відбуватись в розплавах і в розчинах електролітів. При розгляді механізму електролізу водних розчинів електролітів необхідно враховувати наявність, крім іонів електроліту, іонів Гідрогену і гідроксид-іонів, що утворюються внаслідок незначної дисоціації води за схемою: $H_2O = H^+ + OH^-$. В електричному полі йони Гідрогену переміщуються до катоду, а іони OH^- - до аноду. Таким чином, біля катоду можуть розряджатися як катіони електроліту, так і катіони Гідрогену. Аналогічно, біля аноду можуть відбуватися як розряд аніонів електроліту, так і гідроксид-іонів. Крім цього молекули води можуть електрохімічно окиснюватись або відновлюватись. Електрохімічні процеси, які відбуваються біля електродів при електролізі, будуть залежати від відносних значень електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.

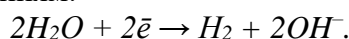
На катоді будуть відновлюватись форми електрохімічних систем, які мають найбільше значення електродного потенціалу, а на аноді будуть окиснюватись форми систем з найменшим електродним потенціалом. При пропусканні електричного струму через розчин будь-якого електроліту до катоду прямують катіони Гідрогену і катіони металів. Окисно-відновні процеси біля поверхні катоду відбуваються згідно величин їх електродних потенціалів. **Правила розрядки іонів на електродах під час електролізу водних розчинів електролітів.**

1. На катоді відновлюються легше катіони металів, електродний потенціал яких більший потенціалу Гідрогену. Ці метали розміщені в ряді напруг після Гідрогену (від Cu^{2+} до Pt^{2+}). При електролізі розчинів їх солей на катоді відбувається лише відновлення катіонів металів:



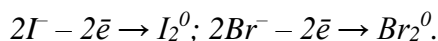
Однак, на катоді можуть відновлюватись іони металів, що розміщені в ряді напруг до Гідрогену, але поблизу нього. Ступінь легкості, з якою розряджаються іони металів, визначається положенням металів в ряді напруг. В першу чергу на катоді відновлюються катіони металів з найбільшими значеннями стандартних електродних потенціалів. Слід відмітити, що здатність іонів металів розряджатись на катоді визначається не тільки величиною їх електродного потенціалу, але і концентрацією їх в розчині. Якщо концентрація H^+ - іонів незначна, а іонів металу велика, то розряджаються останні. При відповідних концентраціях іонів всі метали, крім розташованих на початку ряду напруг (до алюмінію включно), можуть бути виділені на катоді при електролізі.

1. Катіони металів, які мають малу величину електродних потенціалів (від Li^+ до Al^{+3}), при електролізі водних розчинів, на катоді не відновлюються. При цьому відбувається відновлення Гідрогену води за рівнянням:

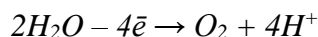


2. При електролізі водних розчинів, які містять катіони металів, що знаходяться в ряді напруг між алюмінієм та Гідрогеном, відбувається одночасне відновлення катіонів металів і Гідрогену води, а при електролізі водних розчинів, які містять катіони металів з додатними значеннями стандартних електродних потенціалів, відбувається тільки їх відновлення на катоді.

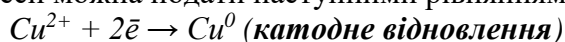
3. На аноді також відбуваються реакції, характер яких залежить від природи аніонів розчинених солей. Так, в ряду аніонів S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , OH^- , (H_2O) , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , MnO_4^- , F^- зменшується здатність аніонів окиснюватись (розряджатися на аноді). Якщо, наприклад, в розчині містяться аніони галогенів, то на аноді виділяються вільні галогени (крім F^-):



4. При електролізі водних розчинів, які містять аніони оксигеновмісних кислот (а також іони F^-), відбувається окиснення води:



При електролізі розплавів солей безоксигенних кислот, наприклад $CuCl_2$, електродні процеси можна подати наступними рівняннями:





Якщо процес електролізу відбувається на розчинних анодах, то має місце їх анодне розчинення, а не розрядження аніонів з розчину електроліту.

З кількісної сторони процес електролізу описують закони Фарадея. За **першим законом Фарадея** кількість речовини, що перетворюється при електролізі, пропорційна кількості електрики, яка пропущена через розчин. За **другим законом Фарадея** при проходженні однакової кількості електрики через різні електроліти маси речовин, що перетворюються, пропорційні їх хімічним еквівалентам. Із другого закону Фарадея виходить, що для перетворення одного еквівалента будь-якої речовини потрібна однакова кількість електрики; ця кількість називається сталою Фарадея (F):

$$1 F = 96500 \text{ Кл (А} \cdot \text{с)} = 26,8 \text{ (А} \cdot \text{год)}.$$

Отже, за законами Фарадея маса речовини, що перетворюється при електролізі на катоді чи аноді, може бути розрахована за рівнянням:

$$m = \frac{Q \cdot M_{\text{екв.}}}{F} = \frac{I \cdot \tau \cdot M_{\text{екв.}}}{F},$$

де Q – кількість електрики, що пройшла через розчин, Кл;

I – сила струму, А;

τ – тривалість електролізу, с;

F – стала Фарадея, Кл;

$M_{\text{екв.}}$ – молярна маса еквіваленту, г/моль.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв.1}}}{M_{\text{екв.2}}},$$

де m – маса речовини, що виділилась на електроді.

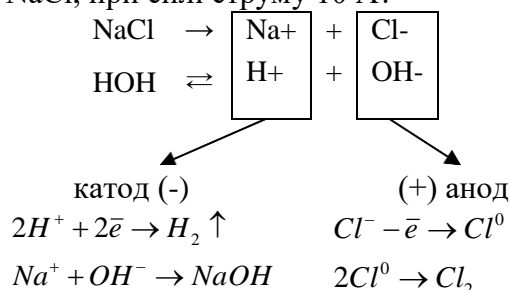
Побічні чи другорядні процеси при електролізі можуть привести до зниження виходу основного продукту. Відношення маси практично одержаного продукту до теоретичної маси, розрахованої за законами Фарадея, називають виходом за струмом (B_c) і визначають у відсотках:

$$B_c = \frac{m_{\text{нр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

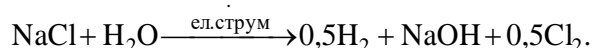
Вихід по струму є важливою характеристикою процесу електролізу.

Приклади розв'язання

Задача 1. Скільки часу потрібно, щоб повністю виділити електролізом хлор, який міститься в 1 л 1 М розчину NaCl, при силі струму 10 А?



Сумарне рівняння електролізу:



В одному літрі одно молярного розчину NaCl міститься 1 моль солі масою $M_r(NaCl) = 58,4$ г.

Еквівалентна маса хлору $M_{\text{екв.}}(Cl) = 35,5$ г/моль.

1 моль $NaCl$ містить 1 моль Cl^- .

Згідно II-го закону Фарадея, для виділення еквівалента хлору потрібно $Q = 96500$ Кл електрики.

Кількість електрики:

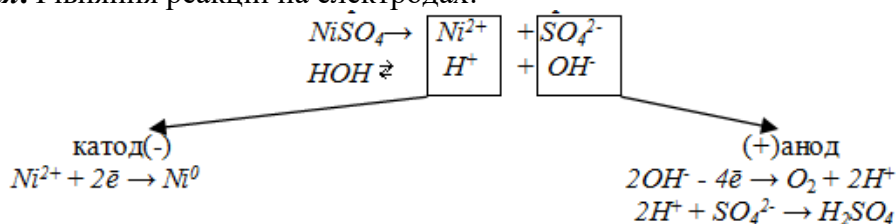
$$Q = I \cdot \tau,$$

звідки час, необхідний для виділення хлору, дорівнює:

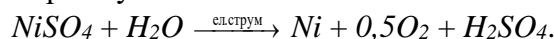
$$\tau = \frac{Q}{I} = \frac{96500}{10} = 9650 \text{ с.}$$

Задача 2. Обчисліть масу речовин, які виділяються на електродах при електролізі водного розчину $NiSO_4$ силою струму 10 А протягом 2,5 год. і при виході по струму 98%.

Розв'язання. Рівняння реакцій на електродах:



Сумарне рівняння електролізу:



Згідно 1-го закону Фарадея, маса речовини m , яка виділяється на електроді, пропорційна кількості електрики:

$$m = K \cdot Q = K \cdot I \cdot \tau = \frac{Mr_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F};$$

де I – сила струму, А;

τ – час, с;

$Mr_{\text{екв.}}$ – молярна еквівалентна маса речовини, яка виділяється на електроді;

F – число Фарадея, $F = 96500$ Кл;

K – електрохімічний еквівалент:

$$K = \frac{Mr_{\text{екв.}}}{F}, \text{ [г/Кл]}$$

Молярна маса еквівалентна Нікелю:

$$M(Ni) = \frac{Mr(Ni)}{2} = \frac{58,7}{2} = 29,35 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалента Оксигену:

$$Mr_{\text{екв.}}(O_2) = 8 \text{ г/моль.}$$

Маси речовин, які можна теоретично одержати на електродах:

$$m(Ni) = \frac{Mr_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{29,35 \cdot 10 \cdot 2,5 \cdot 3600}{96500} = 27,4 \text{ г,}$$

$$m(O_2) = \frac{8 \cdot 10 \cdot 2,5 \cdot 3600}{96500} = 7,5 \text{ г.}$$

Вихід по струму (B) – це відношення практично одержаної маси речовини до теоретично можливої:

$$B = \frac{m_{\text{пр.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Практично на електродах одержано:

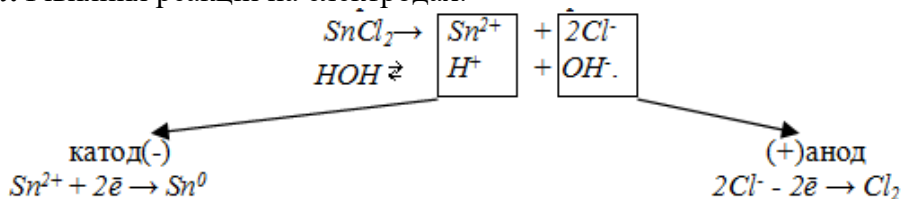
$$m_{\text{пр.}}(Ni) = m(Ni) \cdot B = 27,4 \cdot 0,98 = 26,9 \text{ г,}$$

$$m(O_2) = m(O_2) \cdot B = 7,5 \cdot 0,98 = 7,35 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(Ni) = 26,9$ г; $m(O_2) = 7,35$ г.

Задача 3. При електролізі водного розчину SnCl_2 на аноді виділилось 1,12 л Cl_2 (н.у.). Яку масу олова одержали на катоді?

Розв'язання. Рівняння реакцій на електродах:



Згідно II-го закону Фарадея, однакова кількість електрики виділяє на електродах еквівалентні кількості речовин.

Молярна маса еквівалента Cl^- :

$$M_{\text{екв.}}(\text{Cl}) = \frac{M_r(\text{Cl})}{1} = \frac{35,5}{1} = 35,5 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентний об'єм Cl_2 :

$$V_{\text{екв.}}(\text{Cl}_2) = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л.}$$

Кількість еквівалентів хлору:

$$n_{\text{екв.}}(\text{Cl}_2) = \frac{V}{V_{\text{екв.}}} = \frac{1,12}{11,2} = 0,1 \text{ моль.}$$

За II законом Фарадея стільки ж еквівалентів олова виділяється на катоді:

$$n_{\text{екв.}}(\text{Sn}) = 0,1 \text{ моль.}$$

Молярна маса $n_{\text{екв. Sn}} = 0,1$ еквівалента олова:

$$M_{\text{екв.}}(\text{Sn}) = \frac{M_r(\text{Sn})}{2} = \frac{118,7}{2} = 59,35 \text{ г/моль.}$$

Маса одержаного олова:

$$m(\text{Sn}) = M_{\text{екв.}}(\text{Sn}) \cdot n_{\text{екв.}}(\text{Sn}) = 59,35 \cdot 0,1 = 5,93 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{Sn}) = 5,93 \text{ г.}$

Задача 4. Обчисліть товщину хромового покриття на сталі, якщо після хромування маса сталльної пластинки площею 100 см^2 зросла на $3,5 \text{ г}$. Густина хрому $\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання. Маса покриття m зв'язана з площею S , товщиною h і густиною хрому співвідношенням:

$$m = S \cdot h \cdot \rho,$$

Звідки товщина покриття дорівнює:

$$h = \frac{m}{S \cdot \rho} = \frac{3,5}{100 \cdot 7,19} = 0,0049 \text{ мм}$$

Відповідь: $h(\text{Cr}) = 0,0049 \text{ мм.}$

Завдання для розв'язання

407. При електролізі розчину CuCl_2 на аноді виділилось 560 мл газу. Знайти масу міді, що виділилась на катоді.

Відповідь: 1,60 г.

408. Обчислити масу срібла, що виділилось на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин аргентум нітрату за 30 хв.

Відповідь: 12 г.

409. Скільки часу потрібно для повного розкладу 2 молей води силою струму 2 А?

Відповідь: 53,6 год.

410. Як електролітично отримати літій гідроксид (LiOH) із солі літію? Яка кількість струму необхідна для отримання 1 т LiOH ? Складіть схеми електродних процесів.

Відповідь: $4 \cdot 10^9$ Кл.

411. Знайти об'єм кисню (н.у.), який виділиться при пропусканні струму силою 6 А протягом 30 хв. через водний розчин КОН.

Відповідь: 627 мл.

412. Знайти об'єм водню (н.у.), який виділиться при пропусканні струму силою в 3 А протягом 1 год. через водний розчин H_2SO_4 . *Відповідь:* 1,25 л.

413. Яка кількість струму необхідна для виділення із розчину:

1) 2 г водню;

2) 2 г кисню?

Відповідь: 1) $1,93 \cdot 10^5$ Кл; 2) $2,41 \cdot 10^4$ Кл.

414. При електролізі водного розчину $Cr_2(SO_4)_3$ струмом силою в 2 А маса катоду збільшилась на 8 г. Скільки часу проводився електроліз?

Відповідь: 6,19 год.

415. При електролізі водного розчину $SnCl_2$ на аноді виділилось 4,48 л хлору (н.у.). Знайти масу виділеного на катоді олова.

Відповідь: 23,7 г.

416. За 10 хв із розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г Pt. Визначити молярну масу еквівалента платини.

Відповідь: 48,8 г/моль.

417. Чому дорівнює молярна маса еквівалента кадмію, якщо для виділення 1 г кадмію з розчину його солі потрібно пропустити через розчин 1717 Кл електрики?

Відповідь: 56,2 г/моль.

418. При проходженні через розчин солі трьох валентного металу струму силою 1,5 А протягом 30 хв. на катоді виділилось 1,071 г металу. Обчислити атомну масу металу.

Відповідь: 114,8.

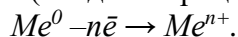
9.4. Корозія металів. Способи захисту металів від корозії

Корозія – це процес руйнування металів внаслідок їх фізико-хімічної взаємодії з навколишнім середовищем. Метали при цьому окиснюються і утворюють продукти корозії, склад яких залежить від умов перебігу процесу. Корозія призводить до суттєвих матеріальних втрат внаслідок руйнування металічних частин машин та металічних конструкцій, корпусів суден, морських споруд, цистерн тощо. Щорічні втрати металів внаслідок корозії складають близько 10% від об'ємів їх добування. При цьому вартість самого зруйнованого металу може складати лише невелику частку загальних збитків, зумовлених витратами на ремонт обладнання, ліквідацію наслідків можливих аварій та ін. Тому вивчення даного явища та розробка методів захисту металів від корозії має велике теоретичне і практичне значення. За механізмом процесів руйнування металів корозію розрізняють – хімічну та електрохімічну.

Хімічна корозія – це процес взаємодії металу з агресивним середовищем, яке не призводить до виникнення електричного струму.

Електрохімічна корозія відбувається на межі поділу метал – розчин електроліту. Процеси, що відбуваються під час електрохімічної корозії, дуже подібні тим, які спостерігаються в гальванічних елементах. Корозійні гальванічні пари виникають, коли два різних метали контактують між собою та з розчином електроліту; контактними парами можуть бути метал та домішки, яким властива металічна провідність, наприклад карбіди, нітриди, силіциди d- елементів. Головною відміною звичайних гальванічних елементів та корозійних гальванічних пар є відсутність в останньому випадку зовнішнього електричного ланцюга, тобто корозійні гальванічні елементи є короткозамкненими. Електролітами в гальванічних елементах під час корозії в природному оточуючому середовищі є солі, що містяться в ґрунтових водах та в морській воді, деякі основи – $Ca(OH)_2$ та кислоти: H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S (ці кислоти в невеликих кількостях присутні навіть у дощовій воді). У всіх

випадках метал, що кородує, окиснюється (анодний процес):



Окисниками можуть бути кисень повітря, гідроген-іони H^+ , рідше – інші реагенти. Корозія за участю кисню:



за участю гідроген-іонів:



Катодні процеси (відновлення) можуть перебігати з достатньою швидкістю, коли домішки, що містяться на катодних ділянках металу, не тільки мають металічну електричну провідність, але й каталітичні властивості.

Поряд з електрохімічними процесами під час корозії відбуваються вторинні хімічні реакції, наприклад, взаємодія іонів металу з гідроксильними іонами:



Найхарактернішим випадком є корозія у водному середовищі. Роль електроліту у водних розчинах виконує звичайна природна вода, яка містить різні домішки. Взагалі, у водних середовищах, що не містять інших окисників, окрім іонів Гідрогену і молекул розчиненого у воді кисню, на катоді відновлюються тільки ці часточки.

Електрохімічна корозія значно посилюється при контакті двох металів. При такому контакті металів першим розчиняється метал, який розташований ближче до початку ряду стандартних електродних потенціалів та має більш негативне (або менш позитивне) значення електродного потенціалу, при цьому він виконує роль аноду. Наприклад, для Fe, Zn і Sn значення стандартних електродних потенціалів відповідно дорівнюють: - 0,44; - 0,76 і - 0,14 В. Виходячи з цього, при контакті заліза з оловом розчиняється залізо, а при контакті заліза з цинком розчиняється буде цинк.

Від характеру корозії і умов її протікання застосовують різні методи захисту. Вибір того чи іншого способу визначають його ефективність в кожному конкретному випадку, а також економічною доцільністю. Будь-який метод захисту змінює хід корозійного процесу, зменшуючи його швидкість або припиняючи його повністю. Для захисту металів від корозії існує багато методів. Найпоширенішими з них є: 1) покриття різними матеріалами (бітумами, фарбами, полімерами, мастилами, емаліями, іншими металами, тощо); 2) обробка поверхні металів різними способами для утворення стійких плівок – оксидних (оксидування), фосфатних (фосфатування), тощо; 3) введення до рідкого середовища уповільнювачів (інгібіторів) корозії; 4) електрохімічний захист металів (протекторний метод, метод катодного захисту).

Приклади розв'язання

Задача 1. Вказати, який різновид корозії (хімічна чи електрохімічна) спостерігається при контакті таких фаз: а) Zn – сухе повітря; б) Fe – вологе повітря; в) Ni – розчин сульфатної кислоти.

Розв'язання. Залежно від механізму корозійного процесу, який визначається типом корозійного середовища, розрізняють хімічну та електрохімічну корозію. Хімічна корозія відбувається при контакті металу з неелектролітами (неводними органічними середовищами, наприклад, нафтою і нафтопродуктами) або з сухими газами та їх сумішами. Електрохімічна корозія виникає при контакті металу з розчинами електролітів.

В умовах природного середовища найпоширенішим типом корозії є електрохімічна корозія, оскільки в реальних умовах метали значно частіше контактують саме з електропровідними середовищами (розчинами солей, кислот, лугів, розчинами газів у воді, зокрема, морською та ґрунтовою водою, повітряною вологою, сконденсованою на поверхні металу). Сухе повітря є неелектролітом.

При контакті металу з вологим повітрям на його поверхні конденсується вода, в якій розчиняються гази, що містяться у повітрі – утворюється розчин електроліту. Електролітом

також є розчин сульфатної кислоти. Таким чином, а) при контакті цинку з сухим повітрям корозія протікає за хімічним механізмом, за якого електрони безпосередньо переходять від металу до окисника; б) при контакті заліза з вологим повітрям спостерігається електрохімічна корозія; в) при контакті нікелю з розчином кислоти корозія також відбувається електрохімічна корозія, за якої метал та окисник безпосередньо не контактують, процеси окиснення та відновлення просторово розділені – на поверхні металу функціонують мікрогальванічні елементи.

Задача 2. Який метал кородує, якщо контактують: залізо з алюмінієм в розчині хлоридної кислоти.? Скласти схеми корозійних мікрогальванічних елементів, що при цьому утворюються, визначити продукти корозії.

Розв'язання. При контакті металів з різними електродними потенціалами в електропровідному середовищі протікає електрохімічна корозія – виникають мікрогальванічні елементи, причому, чим більша різниця між стандартними електродними потенціалами контактуючих металів, тим інтенсивніше кородує більш активний метал, який є анодом такого елемента. Схематично мікрогальванічні елементи, які утворюються під час електрохімічної корозії, зображають так:

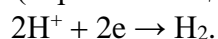


Під час електрохімічної корозії одночасно відбуваються два процеси:

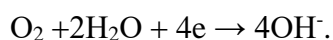
– анодний процес: $-n \text{ Me}^+ + ne \rightarrow \text{Me}^0$ (окиснення металу);

– катодний процес: відновлення окисників (компонентів середовища).

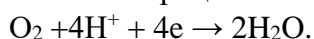
Найчастіше окисниками у природних умовах є кисень O_2 (нейтральне, лужне середовище) або іони водню H^+ (кисле середовище). Корозія з участю іонів H^+ називається корозією з виділенням водню (корозією з водневою деполяризацією):



Корозія з участю кисню називається корозією з поглинанням кисню (корозією з кисневою деполяризацією):



В кислому середовищі за наявності кисню процес також протікає з поглинанням кисню:



Таким чином, сутність електрохімічної корозії полягає у анодному розчиненні металу на тих ділянках, яким відповідає більш від'ємне значення електродного потенціалу, і катодному відновленні окисника із навколишнього середовища на тих ділянках, де електродний потенціал більш додатній, завдяки чому самі катодні ділянки зберігають свою цілісність.

З додатків виписуємо значення стандартних електродних потенціалів металів заліза і алюмінію. Оскільки, електродний потенціал алюмінію має менше значення ніж у заліза, то анодом мікрогальванічного елемента, що утворюється, є алюміній. Записуємо схему мікрогальванічного елемента та рівняння анодного і катодного процесів:



анодний процес: $\text{Al}^0 - 3e \rightarrow \text{Al}^{3+}$

катодний процес: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2^0$

Таким чином, при контакті алюмінію і заліза кородує алюміній. Продукт корозії – сіль AlCl_3 .

Завдання для розв'язання

419. Який метал (цинк чи мідь) використовують для катодного покриття з метою захисту від корозії сталюого виробу? Який метал буде кородувати у розчині сульфатної кислоти у разі пошкодження такого покриття? Скласти схему корозійного мікрогальванічного елемента, що при цьому утворюються, визначити продукт корозії.

420. Який метал (літій, цинк, кобальт чи магній) можна використовувати для протекторного захисту від корозії сталюого виробу?

421. Які два процеси одночасно протікають під час електрохімічної корозії? Назвіть найбільш поширені окисники та наведіть реакції, що відбуваються за їх участю під час корозії.

422. Яке корозійне середовище (кисле, нейтральне в присутності кисню чи кисле в присутності кисню) є найбільш агресивним і чому?

423. Поясніть, чи буде протікати корозія при контакті мідного і срібного дротів у розчині хлоридної кислоти? Який з металів буде кородувати, якщо розчин хлоридної кислоти наситити киснем? Відповідь підтвердіть схемою мікрогальванічного елементу, рівняннями анодної та катодної реакцій.

424. Чому залізо досить швидко кородує на повітрі, тоді як більш активний алюміній – значно повільніше? Відповідь обґрунтуйте.

425. Запишіть схему корозійного мікрогальванічного елемента, що утворюється при контакті мідного і алюмінієвого дротів у розчині сульфатної кислоти, та рівняння анодної та катодної реакцій, що при цьому протікають.

426. Деталь виготовлена зі сплаву, до складу якого входить магній і манган. Який із компонентів сплаву буде руйнуватися при електрохімічній корозії? Відповідь підтвердіть схемами мікрогальванічних елементів, рівняннями анодних та катодних реакцій: а) в розчині хлоридної кислоти; б) в розчині хлоридної кислоти, насиченому киснем.

427. У контакті з яким металом – алюмінієм чи кобальтом – залізо не буде кородувати у розчині сульфатної кислоти? Відповідь підтвердіть схемами мікрогальванічних елементів, які утворюються в обох випадках, та рівняннями анодних та катодних реакцій, що при цьому протікають.

428. З якою метою консервні банки покривають шаром олова, а відра – шаром цинку? Складіть рівняння катодних і анодних процесів, які будуть відбуватися в нейтральному середовищі при порушенні цілісності покриття.

429. Для захисту заліза від корозії використовують покриття його тонким шаром хрому. Запишіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при пошкодженні даного покриття у розчині сульфатної кислоти, рівняння анодної та катодної реакцій, що при цьому протікають.

430. Залізний виріб покрили кадмієм. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Запишіть схеми мікрогальванічних корозійних елементів, що утворюються при пошкодженні покриття а) у вологому повітрі; б) у розчині хлоридної кислоти, в) у розчині хлоридної кислоти, насиченому киснем. Наведіть рівняння анодних та катодних реакцій, що при цьому протікають, та продукти корозії.

431. Як відбувається атмосферна корозія луженого заліза (білої бляхи) та луженої міді при пошкодженні покриття? Запишіть схеми мікрогальванічних елементів та рівняння анодних і катодних процесів для обох випадків, вкажіть продукти корозії.

РОЗДІЛ 10. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

10.1. Номенклатура комплексних сполук. Хімічний зв'язок в комплексах

Будову комплексних сполук було пояснено А. Вернером (1866-1919), який у 1894 р. висунув сміливу гіпотезу, згідно з якою валентність центрального атома, або, як його ще називають, комплексоутворювача, в процесі утворення комплексних сполук підвищується. Цей атом приєднує (координує) більше число інших атомів, молекул чи іонів, ніж це дозволяє його «звичайна» валентність. Теорію будови комплексних сполук, яка була названа координаційною теорією, Вернер обґрунтував, використовуючи дані щодо фізико-хімічних властивостей та ізомерії комплексних сполук. Усі висновки з координаційної теорії були згодом підтверджені рядом інших методів, у тому числі прямими рентгеноструктурними дослідженнями. В основу координаційної теорії покладені такі положення:

1. **Комплексоутворювач** (найчастіше іон металу) координує більшу кількість іонів протилежного знаку або нейтральних молекул, ніж це дозволяє його "звичайна" валентність (ступінь окиснення). Найбільшу схильність до утворення комплексів виявляють катіони d-металів, наприклад Ti^{4+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Cu^{2+} та ін. Але комплексоутворювачами можуть бути й атоми металів (наприклад, Fe, Co, Ni), а також деякі неметали з високими ступенями окиснення (Si, B, P та ін.).

2. Приєднані до комплексоутворювача частки (молекули, аніони) називаються **лігандами**. Ліганд може утворювати з комплексоутворювачем один або кілька хімічних зв'язків. Число хімічних зв'язків, що утворює ліганд з комплексоутворювачем, називається його дентантністю. Так, монодентантними є такі ліганди: F^- , Cl^- , H_2O , OH^- , NH_3 , CN^- . Полідентантними найчастіше є органічні молекули або йони, що містять кілька функціональних груп: $NH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$, $(-OOC - COO^-)_2$ – (бідентантні ліганди).

3. Загальне число атомів усіх лігандів або груп атомів, що утворюють зв'язки з комплексоутворювачем, називають **координаційним числом** комплексоутворювача. Найчастіше зустрічаються комплекси з координаційним числом 4 і 6.

4. Комплексоутворювачі і ліганди сукупно складають **внутрішню координаційну сферу** комплексу, яку, як правило, записують у квадратних дужках, її заряд дорівнює сумі зарядів комплексоутворювача і лігандів. У зовнішній сфері містяться іони, заряд яких дорівнює (але протилежний за знаком) заряду внутрішньої сфери. За зарядом внутрішньої сфери комплексні сполуки поділяють на нейтральні, катіонні, аніонні.

5. У **назвах комплексів** зазначають число лігандів грецькими числівниками (ді-, три-, тетра-, пента-, гекса-), потім назви лігандів. В назвах лігандів переважно застосовують суфікс «о» (Cl^- – хлоро, CN^- – ціано, NO_2^- – нітро, NH_3 – амін, але H_2O – аква). Якщо у внутрішній сфері є кілька різних лігандів, спочатку вказують аніони, потім нейтральні молекули. Далі подають назву комплексоутворювача для катіонних комплексів або корінь латинської назви комплексоутворювача з суфіксом «ат» для аніонних комплексів, у дужках – ступінь окиснення комплексоутворювача латинськими цифрами. Крім того, називають йони зовнішньої сфери. Наприклад: $K_3[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціаноферат(III) (аніонна), $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ – дихлородіаміноплатина(II) (нейтральна); $[Be(H_2O)_4]SO_4$ – тетраакваберилій(II) сульфат (катіонна).

Згідно з положенням координаційної теорії внутрішня координаційна і зовнішня сфери являють собою протилежно заряджені іони, між якими здійснюється електростатичне притягання (іонний зв'язок). Складнішим є питання про природу зв'язку між комплексоутворювачем і лігандами. Незважаючи на те, що комплексоутворювач має незвично високу валентність, для пояснення природи хімічного зв'язку придатні ті самі методи, про які йшлося при розгляді звичайних ковалентних молекул та іонних сполук (див. розділ 4). Розглянемо хімічний зв'язок у комплексних сполуках з позицій методу валентних зв'язків. Згідно з цим методом між комплексоутворювачем і лігандами здійснюються донорно-акцепторні зв'язки. Ліганди є, як правило, донорами, а комплексоутворювач –

акцептором електронних пар, причому комплексоутворювач використовує для утворення зв'язків не одну, а кілька вільних орбіталей.

Приклади розв'язання

Задача 1. В комплексному іоні $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ визначити іон-комплексоутворювач, ліганди, координаційне число та ступінь окиснення центрального атома.

Розв'язання. Комплексоутворювачем в комплексному іоні є Cu^{2+} , лігандами – NH_3 . Оскільки ліганди монодентантні, кожна утворює по одному зв'язку з центральним атомом, те координаційне число дорівнює 4.

Ступінь окиснення центрального атома визначаємо, виходячи з того, що ліганди електронейтральні (в даному випадку), тобто загальний заряд молекули аміаку дорівнює нулю, а звідси міра окиснення центрального атома рівна +2.

Задача 2. Записати у вигляді комплексної сполуки заліза емпіричну формулу складу $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$. Координаційне число феруму(III) дорівнює шести. Назвіть сполуку.

Розв'язання. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферат(III) калію.

Задача 3. При дії нітрату на розчин комплексної солі $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ осідає 1/4 хлорид-іонів. Написати координаційну формулу комплексної солі.

Розв'язання. Оскільки AgNO_3 може осаджувати тільки хлорид-іони зовнішньої сфери, то в зовнішню сферу входить тільки 1/4 хлорид-іонів. Комплексна сполука має формулу – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$.

Завдання для розв'язання

432. Назвіть такі комплексні сполуки за міжнародною номенклатурою:

- 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- 4) $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$;
- 5) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;
- 6) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$;
- 7) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$;
- 8) $[\text{Cu}(\text{SCN})_2(\text{NO}_3)_2]$;
- 9) $[\text{RhI}_3(\text{NH}_3)_3]$;
- 10) $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$.

433. Напишіть формули таких комплексних сполук:

- 1) Тетраамінкарбонатокобальт(III) нітрат;
- 2) гексаамінікель(II) хлорид;
- 3) діакватетраамінікель(II) нітрат;
- 4) пентаамінтіоціанатокобальт(III) нітрат;
- 5) аквапентаамініридій(III) йодид;
- 6) барій діамінтетратіоціанатохромат(III);
- 7) амоній дигідроксотетрахлороплатинат(IV);
- 8) натрій гексаціанохромат(III);
- 9) магній гідроксотрифлуороберилат;
- 10) калій бромопентанітроплатинат(IV);
- 11) тетрааміндигідроксоплатина(IV) тетрахлороплатинат(II).

434. Визначте тип гібридизації орбіт центрального атома і геометричну структуру комплексу $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$.

435. Координаційне число комплексоутворювача платини(II) дорівнює чотири. Напишіть координаційні формули сполук:

- 1) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$;

- 2) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$;
- 3) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$;
- 4) $\text{PtI}_2 \cdot 3\text{NH}_3$;
- 5) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$.

436. Як класифікують комплексні сполуки за знаком заряду комплексу? Навести приклади.

437. Поясніть природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках: $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$.

438. Поясніть хімічний зв'язок в тетракарбонілнікелю. Напишіть рівняння реакцій його одержання і розкладу.

439. В комплексних іонах $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]^-$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]^{3+}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$, визначити іон- комплексоутворювач, ліганди, координаційне число і міру окислення центрального атома.

440. Записати у вигляді комплексних сполук кобальту емпіричні формули складу: 1) $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; 2) $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$; 3) $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$; 4) $\text{KCN} \cdot \text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; 5) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Координаційне число кобальту(III) рівне шести. Скласти рівняння дисоціації цих з'єднань.

441. Визначити ступінь окислення комплексного іона в сполуках: $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$, $\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_2$.

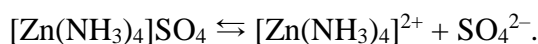
442. Написати вираження констант нестійкості для комплексних сполук: $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$, $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$, $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{NO}_3$.

443. При дії нітрату на розчин комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ осідають усі хлорид-іони, а при дії на розчин $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ тільки $\frac{2}{3}$ хлорид-іони. Написати координаційні формули обох солей, рівняння їх дисоціації і вираження констант нестійкості комплексних іонів.

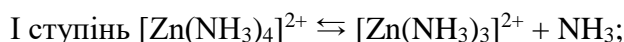
444. Скласти формули комплексних сполук: дитіосульфатоаргентат(I) натрію, нітрит тиоцианатопентаамінкобальт(II), хлорид гексааквахром(III), дигідроксотетрахлороплатинат(IV) калію, триоксалатоманганат(III) калію, бромід трибromoамінпаладій(IV), бромопентанитроферат(III) калію.

10.2. Електролітична дисоціація комплексних іонів. Одержання комплексних сполук

Різний характер хімічного зв'язку між внутрішньою і зовнішньою сферами, з одного боку, і між комплексоутворювачем і лігандами, з другого, проявляється у процесах дисоціації комплексних сполук у розчинах. Спочатку відбувається повний розпад на йони внутрішньої і зовнішньої сфер. Цей процес називають **первинною дисоціацією** комплексу:

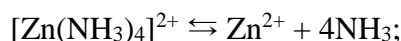


Далі оборотно і ступінчасто йде розпад внутрішньої сфери комплексу, **вторинна дисоціація**:



$$K_{H_1} = \frac{[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}.$$

Кожній стадії дисоціації відповідає ступінчаста константа дисоціації ($K_{H_1} > K_{H_2} > K_{H_3}$ і т. д.). Найкраще дисоціація внутрішньої сфери відбувається за I ступенем. Сумарному процесу вторинної дисоціації відповідає загальна константа дисоціації:



$$K_H = \frac{[Zn^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[Zn(NH_3)_4]^{2+}}$$

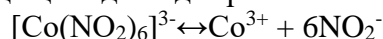
Чим нестійкіший комплексний іон у розчині, тим інтенсивніше проходить процес вторинної дисоціації і тим більші значення мають константи дисоціації. Тому їх ще називають константами нестійкості.

Константи нестійкості або обернені їм значення, які називають константами утворення (стійкості), як такі, що характеризують стійкість комплексних іонів у розчинах, наведені у відповідних довідкових таблицях.

Приклади розв'язання

Задача 1. Написати вираз константи нестійкості для сполуки $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

Розв'язання. Вторинній дисоціації відповідає рівняння:

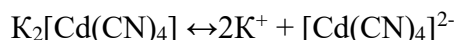


Константа нестійкості описує вторинну дисоціацію і має вираз:

$$K_{нест} = \frac{[Co^{3+}][NO_2^-]^6}{[[Co(NO_2)_6]^{3-}]}$$

Задача 2. Обчислити концентрацію іонів Cd^{2+} в 1 л 0,01 М розчину $K_2[Cd(CN)_4]$, що містить в надлишку 1 моль калій ціаніду ($K_{нест} = 1,4 \cdot 10^{-9}$).

Розв'язання. Як сильний електроліт $K_2[Cd(CN)_4]$ дисоціює по першому ступеню таким чином:



Тому концентрація іонів $[Cd(CN)_4]^{2-}$ у розчині дорівнює концентрації самої солі (0,01 моль).

Вторинна дисоціація характеризується константою нестійкості і протікає повільно, тому концентрацію іонів CN^- в розчині можна прийняти рівній концентрації ціанід-іонів, обумовленою присутністю в розчині солі KCN, тобто 1 моль.

Тоді:

$$K_{нест} = \frac{[Cd^{2+}][CN^-]^4}{[[Cd(CN)_4]^{2-}]}$$

$$1,4 \cdot 10^{-19} = \frac{[Cd^{2+}] \cdot 1^4}{0,01},$$

звідки $[Cd^{2+}] = 1,4 \cdot 10^{-21}$ моль/л.

Відповідь: $1,4 \cdot 10^{-21}$ моль/л.

Завдання для розв'язання

445. Який комплексний іон більш стійкий: $[Ag(CN)_2]^-$ чи $[Cu(CN)_2]^-$? Приведіть значення відповідних констант.

446. Знайти концентрацію іонів Cu^{2+} в 0,2 М розчині $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$.

Відповідь: $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

447. Який комплексний іон більш стійкий: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ чи $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$? Приведіть значення відповідних констант.

448. Знайти концентрацію іонів Fe^{3+} в 0,2 М розчині $K_3[FeF_6]$ у присутності 0,01 М KF.

449. Який комплексний іон більш стійкий: $[Ag(NO_2)_2]^-$ чи $[Ag(CN)_2]^-$? Приведіть значення відповідних констант.

450. Знайти масу іонів Sn^{2+} в 70 л 0,4 М розчині $K_4[SnCl_6]$?

451. Обчисліть концентрацію іонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $K_2[Hg(SCN)_4]$ у присутності 0,5 М KSCN.

452. Обчисліть концентрацію іонів Cu^{2+} в 0,8 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ у присутності 0,1 М NH_3OH .

453. Обчисліть концентрацію Ag^+ в 0,6 М розчині $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ у присутності 0,4 М KCN .

454. Які речовини називаються ізомерами? Які види ізомерії характерні для комплексних сполук? Наведіть приклади ізомерів для кожного типу.

455. Скласти координаційну формулу комплексної сполуки, що містить частинки Co^{3+} , NH_3 , Cl^- та назвати її. Записати рівняння первинної та вторинної дисоціації, а також вираз константи нестійкості цієї сполуки.

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

Варіант	Комплексні сполуки	
1	а) $\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$	б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
2	а) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
3	а) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$	б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
4	а) $\text{Li}_2[\text{CdI}_4]$	б) $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]$
5	а) $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
6	а) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$	б) $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$
7	а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	б) $\text{H}_2[\text{PtCl}_4]$
8	а) $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$	б) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
9	а) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	б) $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$
10	а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	б) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

РОЗДІЛ 11. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

11.1. Загальні закономірності

Періодична система елементів є фундаментальною основою сучасної хімії. Вона відображає закономірності у властивостях хімічних елементів та їх сполук, що дозволяє передбачати поведінку невідомих або рідкісних елементів, а також розуміти взаємозв'язок між структурою атомів та їх хімічними властивостями.

Періодичний закон формулюється так: *властивості елементів і їх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядра їх атомів*. Це означає, що при розташуванні елементів у порядку зростання їх атомних номерів (зарядів ядер), їхні хімічні та фізичні властивості змінюються циклічно, повторюючись через певні інтервали, що називаються періодами.

Переважає більшість властивостей є періодичними.

1. Атомний радіус:

– у періодах зменшується зліва направо через збільшення ефективного заряду ядра, що сильніше притягує електрони до ядра;

– у групах збільшується згори донизу через збільшення кількості енергетичних рівнів (оболонок).

2. Енергія іонізації:

– у періодах збільшується зліва направо через зростання заряду ядра, що ускладнює видалення електронів;

– у групах зменшується згори донизу через зростання атомного радіуса та зменшення ефективного заряду ядра на зовнішні електрони.

3. Електронегативність:

– у періодах збільшується зліва направо, оскільки атоми з більшим зарядом ядра сильніше притягують електрони;

– у групах: зменшується згори донизу, оскільки зовнішні електрони знаходяться далі від ядра.

4. Металічні та неметалічні властивості

– у періодах металічні властивості зменшуються зліва направо, тоді як неметалічні властивості збільшуються;

– у групах металічні властивості збільшуються згори донизу, а неметалічні властивості зменшуються.

5. Хімічні властивості.

Кожний період починається з активних металів (I група) і закінчується активними неметалами (VII група).

Лужні метали (група I): висока реактивність, утворюють луги (гідроксиди) при взаємодії з водою, характерне утворення позитивних іонів (катіонів).

Галогени (група VII): висока реактивність, утворюють кислоти при взаємодії з водою, характерне утворення негативних іонів (аніонів).

Благородні гази (група VIII): низька реактивність, заповнені зовнішні енергетичні рівні, використання у виготовленні інертних середовищ.

6. Сполуки елементів.

Оксиди:

– метали утворюють основні оксиди;

– неметали утворюють кислотні оксиди;

– деякі метали утворюють амфотерні оксиди, які можуть реагувати і з кислотами, і з основами.

Гідриди:

- метали утворюють іонні гідриди;
- неметали утворюють ковалентні гідриди.

Гідроксиди:

- лужні метали та лужноземельні метали утворюють сильні основи;
- деякі перехідні метали та металоїди утворюють амфотерні гідроксиди.

Таким чином, періодична система не лише класифікує хімічні елементи, але й дозволяє прогнозувати їхні властивості та поведінку в різних хімічних реакціях. Розуміння періодичних закономірностей є ключем до вивчення та застосування хімії в наукових дослідженнях та промисловості.

Завдання для розв'язання

457. За яким принципом елементи об'єднуються в групи та підгрупи?

458. Чому в елемента VII групи _мангану – переважають металічні властивості, тоді як галогени, що знаходяться також в цій групі є типовими неметалами? Надати відповідь виходячи із будови атома цих елементів?

459. Як змінюються валентні можливості та координаційні числа елементів головних підгруп із зростанням заряду ядра їх атомів? Пояснити на прикладі елементів VI групи. Написати хімічні формули сульфатної, селенатної та телуратної кислот.

460. Як змінюється стійкість вищих оксидів і гідроксидів в головних і побічних підгрупах із зростанням заряду ядер атомів елементів? Відповідь обґрунтуйте прикладами.

461. Чим пояснюється відмінність властивостей елементів 2-го періоду від властивостей їх електронних аналогів в наступних періодах?

462. Які загальні закономірності зміни фізичних та хімічних властивостей простих речовин, що утворюють елементи головних підгруп періодичної системи елементів: а) в періоді; б) в групі?

463. Як змінюються кислотно-основні та окисно-відновні властивості вищих оксидів і гідроксидів елементів із зростанням зарядів їх ядер: а) в межах періоду; б) в межах групи?

464. Чим пояснити подібність хімічних властивостей лантаноїдів?

465. З яким елементом більш подібний молібден за властивостями – з селеном чи хромом? Чим це пояснюється?

466. Які хімічні властивості має штучно отриманий хімічний елемент за номером 87? З яким із елементів періодичної системи він найбільш схожий?

11.2. Гідроген будова та властивості

Гідроген (водень) – найпоширеніший елемент у Всесвіті, який складає приблизно 75% його маси. Він є найпростішим і найлегшим хімічним елементом, атом якого складається з одного протона і одного електрона. У природі гідроген зустрічається у вигляді молекули H_2 , а також у складі багатьох хімічних сполук.

Атом гідрогену складається з одного протона в ядрі та одного електрона, що обертається навколо ядра. Існують три ізотопи гідрогену:

Протій (1H) – ядро складається з одного протона.

Дейтерій (2H або D) – ядро складається з одного протона і одного нейтрона.

Тритій (3H або T) – ядро складається з одного протона і двох нейтронів.

За нормальних умов (температура $0^\circ C$ і тиск 1 атм) гідроген є газом. Не має смаку і запаху.

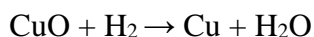
Густина гідрогену становить 0,08988 г/л при нормальних умовах, що робить його найлегшим газом. Температура кипіння становить $-252,87^\circ C$, а температура плавлення - $259,16^\circ C$.

У природі гідроген існує у вигляді двохатомної молекули H_2 - водень.

Гідроген є досить реактивним елементом, особливо при високих температурах або за наявності каталізаторів.

Гідроген легко горить у повітрі, утворюючи воду за реакцією $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. Це екзотермічна реакція, яка супроводжується виділенням великої кількості тепла.

Гідроген є сильним відновником. Він здатний відновлювати метали з їх оксидів, наприклад:



Гідроген утворює сполуки з багатьма неметалами, такими як галогени (HF, HCl, HBr, HI) та нітроген (NH_3).

З деякими металами, особливо з лужними та лужноземельними, гідроген утворює гідриди металів (наприклад, NaH , CaH_2).

Основне джерело гідрогену на Землі – це вода (H_2O). Гідроген у природі зустрічається у вільному стані в атмосфері (у дуже малих кількостях), а також у складі органічних сполук.

Гідроген використовується як паливо в ракетних двигунах і паливних елементах.

Використовується в процесі Габера для синтезу аміаку (NH_3).

У хімічній промисловості для гідрування органічних сполук, таких як виробництво маргарину з рідких рослинних олій.

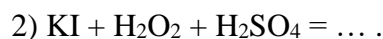
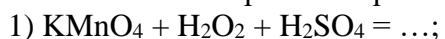
В металургії використовується як відновник у металургії для відновлення металів з їхніх руд.

Гідроген, завдяки своїм унікальним фізичним і хімічним властивостям, є важливим елементом як у природі, так і в промисловості. Його здатність до утворення різноманітних сполук і активна участь у багатьох хімічних процесах роблять його незамінним у багатьох галузях людської діяльності.

Завдання для розв'язання

467. Чому між молекулами водню та кисню не утворюються водневі зв'язки?
468. У вигляді яких іонів гідроген може входити до складу хімічних сполук?
469. Чому в періодичній системі гідроген відноситься як до I та і до VII групи?
470. Як одержують водень в промисловості та в лабораторії? Привести рівняння реакцій.
471. Чи можливо для електролітичного одержання водню використовувати в якості електроліту водні розчини H_2SO_4 , K_2SO_4 , KCl , CuSO_4 , NaOH ? Відповідь обґрунтуйте.
472. Чи можливо висушити водень концентрованою сульфатною кислотою?
473. Як відрізнити водень від кисню, вуглекислого газу, азоту?
474. Як перевірити отриманий в лабораторії водень на чистоту?
475. Охарактеризувати окисно-відновні властивості молекул та іонів гідрогену. Навести приклади хімічних реакцій.
476. Як одержують гідриди металів? Скласти рівняння реакцій: а) одержання гідриду кальцію; б) взаємодії його з водою.
477. Вказати способи одержання пероксиду водню, навести рівняння реакцій.
478. Описати будову молекули пероксиду водню методом валентних зв'язків. Чому ця молекула полярна?
479. Написати рівняння реакції розкладу пероксиду водню. До якого типу окисно-відновних реакцій вона відноситься?
480. До 150 г розчину пероксиду водню додали трохи манган(IV) оксиду. Кисень, що при цьому виділився зайняв об'єм 10^{-3} м^3 за н. у. Знайти масову частку пероксиду водню у вихідному розчині?
Відповідь: 2,02 %.
481. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакції гідролізу Na_2O_2 . Чи збереже це розчин свої відбілюючі властивості, якщо його прокип'ятити?

482. Закінчити рівняння реакції:



11.3. Metali I групи періодичної системи

Перша група періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій, і В-підгрупи – Купрум, Аргентум, Аурум. Елементи I А групи називаються лужними металами. Елементи В-підгрупи I групи є металами. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

Загальна електронна формула s-металів IA-підгрупи ns^1 , де n – номер періоду і, одночасно, номер зовнішнього енергетичного рівня атома.

При переході від Li до Fr послідовно зменшуються такі властивості:

а) температури плавлення і теплоти сублімації;
б) енергії утворення кристалічних решіток усіх солей (за винятком солей з аніонами, що мають дуже невеликі радіуси);

в) легкість термічного розкладання нітратів і карбонатів (збільшується їх міцність);

г) ефективні радіуси гідратованих іонів і енергії гідратації;

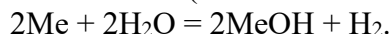
д) міцність ковалентних зв'язків у молекулах типу M_2 ;

е) теплоти утворення флуоридів, гідридів, оксидів і карбідів – внаслідок великих енергій кристалічних решіток сполук, утворених невеликими за розміром аніонами. *Розповсюдженість у природі.* Вміст літію у земній корі становить усього $5 \cdot 10^{-3}\%$ (мас.). Літій утворює власні рідкі мінерали: сподумен $\text{LiAl}(\text{Si}_2\text{O}_6)$, амблігоніт LiFeAlPO_4 , але найчастіше він зустрічається у природі як домішка до сполук натрію та калію. Натрій становить 2,6 % від маси земної кори і знаходиться у вигляді NaCl у твердому мінералі – кам'яній солі – і в морській воді, а також у мінералах: тенардит Na_2SO_4 , глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; глауберит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$; чилійська селітра NaNO_3 ; сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Калій, кількість якого у земній корі дорівнює 2,4 %, утворює мінерали: сильвін KCl, карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4$, селітра KNO_3 . Рубідій і цезій у невеликих кількостях знаходяться, як правило, разом із натрієм і калієм в їх сполуках.

Фізичні властивості. Усі лужні метали при кімнатній температурі є твердими речовинами, проте м'які і можуть бути легко нарізані ножом. Вони мають металічний блиск, але швидко тьмяніють на повітрі через утворення оксидної плівки. Літій, натрій та калій.

Хімічні властивості. Хімічні властивості лужних металів визначаються будовою їх атомів і енергетичними характеристиками. Низькі значення перших потенціалів іонізації, великі ефективні радіуси атомів, які різко зменшуються при утворенні з нейтральних атомів позитивно заряджених іонів, – все це сприяє зростанню хімічної активності у міру збільшення порядкового номера. У хімічних реакціях атоми лужних металів виявляють сильні відновні властивості, вони легко втрачають валентні електрони, перетворюючись на позитивно заряджені іони – катіони: $\text{Me}^0 - e^- \rightarrow \text{Me}^+$.

Відношення до води. Літій з водою взаємодіє досить повільно, натрій – вже енергійно, цезій – з вибухом відповідно до загальної схеми (символом Me позначений лужний метал):

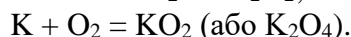
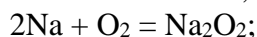
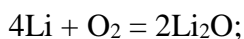


Внаслідок реакції виділяється водень і утворюються сильні основи – луги.

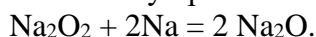
Взаємодія з елементарними окисниками. Завдяки великій відновній активності лужні метали взаємодіють із більшістю елементів, утворюючи бінарні сполуки, в яких неметали виявляють негативні ступені окиснення, найчастіше – мінімальні. Відносно до лужних металів всі елементи з високими електронегативностями є окисниками, в тому числі й водень. Реакції лужних металів з елементарними окисниками можуть проходити при нагріванні чи за звичайних умов – залежно від активності як металу, так і окисника.

– З киснем тільки літій окиснюється до оксиду, решта лужних металів дає пероксида (в яких ступінь окиснення кисню дорівнює –1) чи супероксида (в старій номенклатурі –

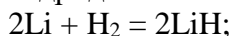
надперокси, в яких $O^{-1/2}$):



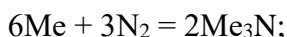
Доречно згадати, що оксиди калію та натрію можуть бути одержані тільки при нагріванні суміші пероксиду з надлишком металу при повній відсутності кисню:



– з воднем лужні метали утворюють гідриди:



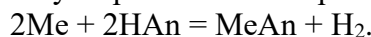
– з азотом – нітриди; при кімнатній температурі у реакцію вступає літій, решта лужних металів – при нагріванні:



– з галогенами – галогеніди:



Відношення до кислот. Взаємодія всіх лужних металів з кислотами супроводжується вибухом, тому спеціально такі реакції не проводять. Однак корисно знати, які продукти утворюються внаслідок таких реакцій, якщо за якихось причин їх все ж таки необхідно буде здійснити. Взаємодія з кислотами-неокисниками (розведена сульфатна H_2SO_4 , галогеноводневі HF , HCl , HBr , HI , ортофосфатна H_3PO_4 , оцтова CH_3COOH та інші слабкі кислоти), в яких окисником завжди є іон Гідрогену H^+ (чи гідроксоній-катіон H_3O^+) супроводжується виділенням водню та утворенням солі і проходить за загальною схемою:



Застосування. Металевий натрій – найширше застосований метал. Він використовується у металургії як відновник, для абсолютування органічних розчинників, як теплоносій в ядерних реакторах сумісно з калієм, для добування Na_2O_2 , який, у свою чергу, застосовується для очищення та регенерації повітря в апаратах штучного дихання. Сполуки натрію використовуються у медицині і багатьох галузях промисловості. Пероксиди застосовують для вибілювання тканин, гідроксид натрію – при виробництві целюлози, виготовленні мила і миючих засобів, штучного волокна, очищення мастил, виробництві барвників тощо. Натрій фторид використовують для просочення деревини і як флюс. Металевий калій застосовують рідше, ніж натрій. Його використовують у металотермії та органічних синтезах для одержання сплавів з натрієм та іншими металами, а також для вимірювання поглинання рентгенівського випромінювання за допомогою калієвої пластинки. Сполуки калію застосовують у сільському господарстві як добрива, в скляній промисловості, при виробництві рідкого мила та ін. Рубідій та цезій застосовують для виготовлення фотоелементів. Інтерметалічні сполуки рубідію та цезію Rb_3Sb і Cs_3Sb використовують як напівпровідниковий матеріал при виготовленні фотокатодів. Багато комплексних сполук, що містять Rb і Cs , використовують в аналітичній хімії.

Сполуки калію застосовують у сільському господарстві як добрива, в скляній промисловості, при виробництві рідкого мила та ін. Рубідій та цезій застосовують для виготовлення фотоелементів. Інтерметалічні сполуки рубідію та цезію Rb_3Sb і Cs_3Sb використовують як напівпровідниковий матеріал при виготовленні фотокатодів. Багато комплексних сполук, що містять Rb і Cs , використовують в аналітичній хімії.

Метали I групи побічної підгрупи (Мідна підгрупа). До побічної підгрупи I В періодичної системи належать метали мідної групи: Мідь (Cu), Срібло (Ag), Золото (Au).

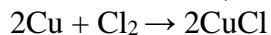
Фізичні властивості. Усі ці метали є твердими при кімнатній температурі. Ці метали мають високу міцність і твердість у порівнянні з лужними металами. Мідь має червонуватий колір, срібло – сріблястий блиск, золото – жовтий блиск. Вони мають високу електропровідність, особливо срібло.

Хімічні властивості. Мідь, срібло та золото стійкі до корозії, хоча мідь може окислюватися на повітрі з утворенням патини.

У нормальних умовах не реагують з киснем (золото), але мідь і срібло можуть

утворювати оксиди при нагріванні.

При взаємодії з галогенами утворюють галогеніди, наприклад:



Застосування. Мідь: електропроводка, монети, будівельні матеріали. Срібло: ювелірні вироби, електроніка, фотографія. Золото: ювелірні вироби, інвестиції, електроніка.

Метали I групи головної та побічної підгруп періодичної системи мають різні фізичні та хімічні властивості, що визначають їх широке застосування в різних галузях. Лужні метали, через свою високу активність, використовуються у виробництві хімічних сполук та як відновники, тоді як метали мідної підгрупи завдяки своїй стійкості до корозії та високій електропровідності широко застосовуються в електроніці, ювелірній справі та інших промислових сферах.

Завдання для розв'язання

483. Сполуки якого складу утворюються при згорянні лужних металів на повітрі або в кисні? Від чого залежить їх склад?

484. Вкажіть положення лужних елементів в періодичній системі елементів, будова і розмір їх атомів і ступені окислення, які вони проявляють. Як змінюються: а) енергія іонізації атомів; б) відновні властивості простих речовин із зростанням порядкового номера елемента? Підтвердіть вашу відповідь прикладами.

485. Порівняйте хімічну активність лужних металів на прикладі їх взаємодії: а) з киснем повітря, б) з водою. Порівняйте взаємодію з водою натрію і амальгами натрію (умовного складу NaHg₂).

486. Чому лужні метали зберігають під шаром гасу або вазелінового масла? Чи можна зберігати лужні метали під шаром: а) ацетону, б) етанолу, в) тетрахлориду вуглецю? Поясніть відповідь рівняннями реакцій.

487. Які кисневі сполуки утворюються при горінні лужних металів на повітрі? Який з лужних металів при згорянні на повітрі утворює не тільки оксид, але і нітрид?

488. Який характер (кислотний, основний, амфотерний) мають кисневі сполуки лужних металів?

489. У чому полягають особливості хімії літію в порівнянні з властивостями інших металів IA групи таблиці хімічних елементів?

490. Написати рівняння реакцій одержання з натрій карбонату: а) натрій силікату; б) натрій ацетату; в) натрій нітрату; г) натрій гідрогенфосфату; д) натрій сульфату.

491. При розкладі KClO₃ одержали 3,36 л кисню за н. у. яка кількість теплоти при цьому виділилась?

Відповідь: 4,47 кДж.

492. Назвати найважливіші сплави міді, вказавши їх приблизний склад.

493. Як взаємодіють солі міді з розчинами лугів та амоній гідроксидом?

494. Які процеси відбуваються при електролізі розчину купрум(II) сульфату з мідними електродами?

495. В чому суть процесу рафінування міді? Що відбувається при цьому з домішками більш активних металів (Zn, Ni) і менш активних металів (Ag, Hg), що знаходяться в складі чорної міді?

496. Написати рівняння реакції розчинення купрум(II) гідроксиду в кислоті та в розчині амоніаку.

497. Чому аргентум аміакат нестійкий в кислому середовищі?

498. В якій сполуці KCl чи AgCl хімічний зв'язок має більш ковалентний характер? Чим це можна пояснити?

499. З наважки латуні масою 1,6645 г при аналізі одержали 1,3466 г Cu(SCN)₂ і 0,0840 г SnO₂. Обчислити масову частку міді, олова і цинку в досліджуваній пробі.

Відповідь: 28,77% міді, 3,98% олова, 67,25% цинку.

500. При взаємодії 10 г амальгами натрію з водою одержали розчин лугу. Для нейтралізації цього розчину використали 50 мл 0,5 н розчину кислоти. Визначити відсотковий вміст натрію (по масі) в амальгамі.

Відповідь: 5,75 %.

11.4. Метали II групи періодичної системи

Друга група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій, і В-підгрупи – Цинк, Кадмій, Меркурій. Елементи ІА групи називаються лужноземельними металами. Елементи В підгрупи II групи є металами. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

Головна підгрупа II групи періодичної системи елементів містить берилій Be, магній Mg і лужноземельні метали: кальцій Ca, стронцій Sr, барій Ba. Шостий елемент – радій Ra – є штучним радіоактивним елементом, одержаним під час ядерних реакцій. Берилій та магній не належать до лужноземельних металів, оскільки за своїми властивостями вони помітно відрізняються від лужноземельних металів: берилій за реакційною здатністю більше походить на алюміній, а магній окремими властивостями нагадує літій, а деякими іншими – цинк. Електронна структура s-металів II групи – ns^2 . Найбільш характерний ступінь окиснення дорівнює +2. Перший потенціал іонізації II вищий, ніж у s-металів IA підгрупи, що є наслідком зростання заряду ядра і зменшення атомних радіусів порівняно з лужними металами, а також підвищеної стійкості повністю заповненої електронами ns^2 - конфігурації на відміну від ns^1 .

У межах ІА-підгрупи хімічна активність металів зростає згори вниз, причому, за багатьма своїми показниками різко виділяється берилій. Вони виявляють певну схильність до утворення ковалентних зв'язків, особливо Be, сполуки якого у розчинах і в твердому стані мають переважно ковалентні зв'язки. У магнію теж спостерігається тенденція до утворення ковалентних зв'язків, а Ca, Sr і Ba, навпаки, утворюють частіше іонні зв'язки. У розчинах ці метали знаходяться, в основному, у вигляді іонів Me^{2+} .

До побічної підгрупи II групи належать елементи цинк Zn, Кадмій Cd і Меркурій Hg. Кожен з них у своєму періоді є останнім d-елементом. В атомах цих елементів повністю стабілізований d 10 -підрівень передостаннього енергетичного рівня. Порівняно з атомами розташованих у першій групі купруму, аргентуму і ауруму, ядра атомів Zn, Cd і Hg мають на одиницю вищий заряд, а отже сильніше втримують валентні s-електрони. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий, ніж +2. Активність елементів підгрупи Цинку зростає знизу вгору. Так, цинк витісняє кадмій і меркурій з розчинів їх солей, а кадмій витісняє меркурій. Амфотерність оксидів та гідроксидів цих елементів зменшується від цинку до меркурію: гідроксид цинку добре розчиняється у лугах, гідроксид кадмію – значно важче, а гідроксид меркурію у лугах не розчиняється взагалі.

Застосування. Берилій використовується в аерокосмічній промисловості та у виготовленні легких, але міцних сплавів. Магній використовується в легких сплавах, піротехніці, а також у виробництві металургії. Кальцій застосовується у виробництві цементу, сталі та в медицині. Стронцій використовується у феєрверках, кераміці та в електроніці. Барій використовується у бурових розчинах, виробництві скла і кераміки. Радій використовується в медицині для лікування раку, хоча зараз його використання обмежене через радіоактивність. Цинк використовується для гальванізації сталі, у виробництві сплавів, та в медицині. Кадмій застосовується в акумуляторах (нікель-кадмієві батареї), пігментах, покриттях та ядерних реакторах. Ртуть використовується в термометрах, барометрах, амальгамі для стоматології, а також в електричних приладах.

Фізичні властивості. Цинк і кадмій є твердими при кімнатній температурі, тоді як ртуть є рідким металом. Цинк і кадмій є м'якими металами, а ртуть має низьку твердість у рідкому стані. Метали мають сріблястий блиск. Всі три метали мають відносно високу густину. Цинк

і кадмій мають відносно низькі точки плавлення та кипіння, тоді як ртуть плавиться при $-38,83^{\circ}\text{C}$ і кипить при $356,73^{\circ}\text{C}$.

Цинк має добру стійкість до корозії і часто використовується для гальванізації. Кадмій також стійкий до корозії.

Метали II групи головної і побічної підгруп періодичної системи мають різні фізичні та хімічні властивості, що визначають їх широке застосування в різних галузях. Лужноземельні метали використовуються в металургії, хімічній промисловості та медицині, тоді як метали цинкової підгрупи завдяки своїй стійкості до корозії та унікальним фізичним властивостям застосовуються в гальванізації, акумуляторах та різних приладах.

Завдання для розв'язання

501. Чим можна пояснити суттєву відмінність властивостей берилію від властивостей інших елементів 2A групи?

502. Яку роль відіграють іони магнію й особливо кальцію в процесах життєдіяльності людини і тварин?

503. Як змінюються в ряду $\text{Be} - \text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$: а) радіуси атомів; б) перші іонізаційні потенціали?

504. У вигляді яких сполук зустрічаються Be , Mg , Ca , в природі? Як отримують ці метали в промисловості? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

505. У яких кислотах можна розчинити Be , Mg , Ca , Sr , Ba ? Які з цих металів розчиняються в розчинах лугів? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

506. Властивості гідроксидів $\text{E}(\text{OH})_2$ в ряду $\text{Be} - \text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$ змінюються від амфотерних до основних. Для підтвердження запропонованої закономірності, приведіть приклади реакцій.

507. Наведіть приклади малорозчинних сполук елементів 2A групи. Які з них розчиняються в кислотах?

508. Написати формули калій тетрагідроксоберилату та натрій тетрафлуороберилату. Як можна одержати ці сполуки?

509. Чи можна одержати кальцій відновленням його оксиду алюмінієм? Відповідь обґрунтувати розрахунком енергії Гіббса реакції.

510. Обчислити енергію Гіббса реакції горіння магнію у вуглекислому газі. Чи можливе самочинне протікання цієї реакції?

511. Користуючись додатками, обчислити скільки теплоти виділяється при гашенні 1 кг вапна.

Відповідь: 1164 кДж.

512. При прожарюванні 30 г кристалогідрату кальцій сульфату виділяється 6,28 г води. Яка формула кристалогідрату?

Відповідь: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

513. Написати рівняння реакцій, що характеризують амфотерні властивості гідроксидів берилію і цинку.

514. Чому дорівнює тимчасова твердість води, в 1 л якої міститься 0,146 г магній гідрогенкарбонату?

Відповідь: 2 мекв /л.

515. В чому суть іонообмінного способу усунення твердості води?

516. Що відбувається при дії на гідроксиди цинку та кадмію розчинів: а) лугу; б) амоніаку?

11.5. Метали III групи періодичної системи. Алюміній

Загальна характеристика металів III групи Метали III групи періодичної системи включають: Бор (B) - не є металом, це металоїд. Алюміній (Al) - найпоширеніший метал у III

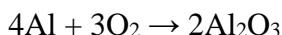
групі. Галій (Ga), Індій (In), Талій (Tl).

Усі ці метали мають три валентні електрони і схильні утворювати сполуки з окисним станом +3, хоча галій, індій та талій можуть також утворювати сполуки зі ступенем окиснення +1.

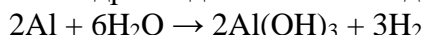
Фізичні властивості алюмінію. Алюміній (Al) є найважливішим металом III групи..

Алюміній є твердим металом при кімнатній температурі, сріблястий з металічним блиском. Відносно низька густина (2,70 г/см³), що робить його легким металом. Температура плавлення 660,3°C, температура кипіння 2519°C. Алюміній має висок електропровідність, поступається лише міді серед поширених металів. Завдяки утворенню щільної оксидної плівки на поверхні, стійкий до корозії.

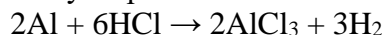
Хімічні властивості. При нормальних умовах покривається тонкою оксидною плівкою Al₂O₃), що захищає метал від подальшого окислення:



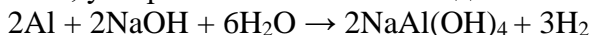
У звичайних умовах не реагує з водою завдяки оксидній плівці, але при нагріванні в присутності водяної пари утворюється гідроксид алюмінію і виділяється водень:



Реагує з розведеними кислотами з утворенням солей алюмінію та водню:



Вступає в реакцію з лугами, утворюючи алюмінати і виділяється водень:



Застосування. У промисловості використовується для виготовлення легких і міцних конструкцій (автомобілебудування, авіабудування, будівництво).

В електротехніці використовується в проводах і кабелях через високу електропровідність.

В пакувальній промисловості у виробництві алюмінієвої фольги і банок для напоїв.

В металургії використовується як відновник для видобування інших металів з їхніх оксидів (термітна реакція).

Видобування алюмінію. Алюміній видобувається з бокситів методом електролізу. Основні етапи видобування включають:

- Підготовка бокситів: подрібнення і обробка гідроксидом натрію для виділення алюмінату натрію.

- Електроліз: алюміній виділяється в електролізерах при високій температурі в розплавленому кріоліті (Na₃AlF₆) який знижує температуру плавлення глинозему (Al₂O₃)

Таким чином, алюміній, як представник III групи періодичної системи, є важливим металом з широким спектром застосувань у промисловості та техніці. Його легкість, висока електропровідність та стійкість до корозії роблять його незамінним матеріалом у багатьох галузях.

Завдання для розв'язання

517. В чому проявляється подібність хімічних властивостей бору та силіцію? Чим пояснюється ця подібність?

518. Описати електронну будову диборану, Чи однакові властивості всіх атомів гідрогену, що входять до складу молекули B₂H₄? Відповідь обґрунтуйте.

519. Написати формули: натрій тетраборат, натрій метаборат, натрій борид.

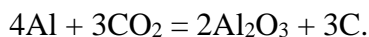
520. Чому алюміній витісняє водень з води тільки в присутності лугу? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

521. Написати рівняння реакцій взаємодії натрій сульфату з розчинами: 1) (NH₄)₂S; 2) Na₂CO₃; 3) KOH (в надлишку).

522. Яка маса алюміній нітриду необхідна для одержання 3 л амоніаку (н. у.)?

Відповідь: 5,49 г.

523. Користуючись таблицями додатку, встановити, чи можливе самочинне протікання реакції:



524. Порівняти маси кальцій гідриду та металічного алюмінію, які необхідні для одержання 50 л водню.

525. Як із алюмоамонійних галунів одержати: 1) алюміній гідроксид; 2) барій сульфат; 3) калій алюмінат? Написати рівняння відповідних реакцій.

526. Які ступені окиснення характерні для підгрупи галію? В якому ступені окиснення більш стійкі сполуки галію та індію і в якому – сполуки талію?

527. Закінчити рівняння реакції:

- 1) $\text{B} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \dots;$
- 2) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots;$
- 3) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH} = \dots;$
- 4) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

11.6. Metali pobіchnih pidgrup chetvertoї, p'ятої, шостої і сьомої груп періодичної системи

Майже всі елементи головних підгруп IV – VII груп періодичної системи є неметали, в той час як елементи побічних підгруп метали. Metали, які відносяться до побічних підгруп четвертої, п'ятої, шостої, сьомої груп періодичної системи називають перехідними металами. Перехідні метали визначаються як ті елементи, які мають (або легко утворюють) частково заповнені d орбіталі. Різноманітність властивостей, що проявляються перехідними металами, обумовлено їх складними валентними оболонками. На відміну від більшості металів основної групи, де зазвичай спостерігається одна ступінь окиснення, структура валентної оболонки перехідних металів означає, що вони зазвичай відбуваються в декількох різних стабільних станах окиснення. Крім того, електронні переходи в цих елементах можуть відповідати поглинанню фотонів у видимому електромагнітному спектрі, приводячи до кольорових з'єднань.

Реакційна здатність перехідних елементів варіюється в широких межах від дуже активних металів, таких як скандій і залізо, до майже інертних елементів, таких як платинові метали. Тип хімії, що використовується при виділенні елементів з їх руд, залежить від концентрації елемента в його руді і складності відновлення іонів елементів до металів.

Ці елементи можуть утворювати координаційні сполуки, або комплекси, в яких центральний атом металу або іон пов'язаний з одним або декількома лігандами ковалентними зв'язками.

Елементи f - блоку, також називають *внутрішніми перехідними металами* (лантаноїди та актиноїди). В них орбіталь d частково зайнята перед орбіталями f .

Перехідні елементи мають багато спільних властивостей з іншими металами. Вони майже всі тверді, високо плавкі речовини, які добре проводять тепло і електрику. Вони легко утворюють сплави і втрачають електрони, утворюючи стабільні катіони. Крім того, перехідні метали утворюють найрізноманітніші стабільні координаційні сполуки.

Перехідні метали демонструють широкий спектр хімічної поведінки. Деякі перехідні метали є сильними відновниками, тоді як інші мають дуже низьку реакційну здатність. Наприклад, всі лантаноїди утворюють стабільні $3+$ водні катіони.

Іони легших d - елементів, таких як Cr^{3+} , Fe^{3+} та Co^{2+} , утворюють забарвлені гідратовані іони, стійкі у воді. Однак, іони Mo^{3+} , Ru^{3+} та Ir^{2+} нестабільні і легко реагують з киснем повітря. Більшість простих, стійких до води іонів, утворених важкими d - , є аніонами окисниками: MoO_4^{2-} , ReO_4^- , MnO_4^- .

І d – і f - блокові елементи вступають в реакцію з неметалами з утворенням бінарних сполук, часто потрібно нагрівання. Ці елементи реагують з галогенами, утворюючи різноманітні галогеніди, що знаходяться в стані окислення від $1+$ до $6+$.

В межах однієї декади перехідних елементів (наприклад від скандію до цинку) максимально стійка ступінь окиснення елемента спочатку зростає (завдяки зростанню кількості d – електронів, які здатні брати участь в утворенні хімічних зв'язків) а потім зменшується (внаслідок збільшення взаємодії електронів з ядром по мірі зростання заряду ядра). В межах кожної побічної підгрупи спостерігається значна подібність у властивостях елементів п'ятого та шостого періодів. Це пов'язано з явищем лантанового зжимання

Однак між металами головних та побічних підгруп є значна відмінність. Вона пов'язана з особливостями електронної будови.

Завдання для розв'язання

528. Описати відношення свинцю до повітря, води та кислот. Чому свинець не розчиняється в розбавлених хлоридній та сульфатній кислотах, хоча і розташований в електрохімічному ряді напруг до водню?

529. Назвати оксиди германію, стануму та плюмбуму. Як змінюються кислотно-основні властивості в рядах: $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_4 - \text{Pb}(\text{OH})_4$?

530. Як змінюються кислотно-основні властивості сполук в рядах: $\text{Ge}(\text{II}) - \text{Pb}(\text{II})$, $\text{Ge}(\text{IV}) - \text{Pb}(\text{IV})$?

531. Чому при приготуванні станум(II) хлориду воду підкислюють хлоридною кислотою?

532. Як виходячи з металічного олова одержати натрій тіостанат?

533. Написати наступні формули: натрій тетрагідрокостанат(II), натрій гексагідрокостанат(IV), натрій гексагідроксоплюмбат(IV), натрій гексагідроксоплюмбат(II), натрій тіостанат.

534. Написати рівняння реакцій, що відбуваються на електродах свинцевого акумулятора при його зарядці та розрядці.

535. Порівняти властивості елементів підгрупи ванадію із властивостями елементів: 1) головної підгрупи п'ятої групи; 2) підгрупи титану; 3) підгрупи хрому.

536. Для яких сполук хрому характерні окиснювальні властивості? Навести приклади реакцій, в яких проявляються ці властивості.

537. Що відбувається при додаванні розчину натрій сульфід до розчинів: 1) хром(II) хлориду; 2) хром(III) хлориду? Написати рівняння реакцій.

538. Скласти рівняння реакцій взаємодії в лужному середовищі хром(III) хлориду: 1) з бромом; 2) з пероксидом водню.

539. Як приготувати хромокалієві галуни, якщо в якості вихідної речовини взяти калій дихромат? Знайти масу калій дихромату необхідну для одержання 1 кг галунів.

Відповідь: 294,7 г.

540. Чому при взаємодії солей барію з калій хроматом та калій дихроматом випадають осади однакового складу?

541. Вказати різницю в будові атомів елементів підгрупи мангану і галогенів. В якому ступені окиснення ці елементи проявляють найбільшу схожість у властивостях?

542. Яка маса калій перманганату потрібна для окиснення 7,60 г FeSO_4 в нейтральному та кислому розчинах?

Відповідь: 2,63 г; 1,58 г.

543. Напишіть рівняння реакцій, в яких сполуки мангану проявляють властивості: 1) окисника; 2) відновник; 3) окисника та відновника одночасно.

544. Напишіть рівняння реакції термічного розкладу калій перманганату. До якого типу окисно-відновних перетворень відноситься ця реакція?

РОЗДІЛ 12. ПОБІЧНА ПІДГРУПА ВОСЬМОЇ ГРУПИ. СІМЕЙСТВО ЗАЛІЗА

12.1. Загальна характеристика побічної підгрупи. Властивості елементів сімейства заліза

Побічна підгрупа восьмої групи періодичної системи складається з трьох триад d-елементів. Перша – це елементи ферум, кобальт і нікель, друга – рутеній, родій та паладій третя – осмій, іридій, платина. Більшість елементів цієї групи мають на зовнішньому електронному рівні два електрони. Всі ці елементи є метали. Крім зовнішніх шарів електронів, в утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони із передостаннього недобудованого шару. Для цих елементів характерні ступені окиснення 2, 3, 4. Вищі ступені окиснення проявляються рідше.

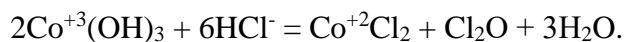
Ферум (Fe), Кобальт (Co) і Нікель (Ni) відносяться до перехідних металів VIII групи 4 періоду. Атоми на зовнішніх електронних рівнях мають по два s-електрони ($4s^2$) та на 3d-підрівнях передостаннього рівня – відповідно 6, 7, 8 електронів.

При переході від Феруму до Кобальту і Нікелю добавляється лише по одному електрону на 3d – підрівнях. Тому всі три метали за властивостями схожі один з одним. Це досить тверді, тугоплавкі речовини. В ряді активності вони стоять лівіше за Гідроген і реагують з кислотами із виділенням водню. На повітрі Кобальт і Нікель стійкі в наслідок покриття поверхні щільними оксидами, а залізо ржавіє, оскільки його оксиди рихлі.

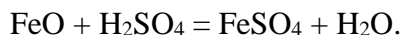
В хімічних сполуках Ферум проявляє ступені окиснення +2, +3, +6. Кобальт і Нікель – +2 і +3.

Найбільш характерною для Феруму є ступінь +3, тому сполуки Fe^{+2} є відновниками, а Fe^{+6} – дуже сильними окисниками.

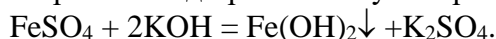
У Кобальту і Нікелю характерною є ступінь +2. Тому сполуки Co^{+3} і Ni^{+3} є сильними окисниками:



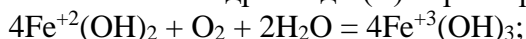
Ферум, Кобальт і Нікель утворюють оксиди (FeO , CoO , NiO) і гідроксиди ($Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$, $Ni(OH)_2$), які мають слабкі основні властивості:



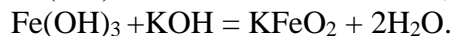
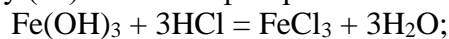
Майже всі солі сильних кислот і гідроксидів даних елементів зі ступенем +2 розчинні у воді і забарвлені в зеленуватий (Fe^{2+}), рожевий (Co^{2+}) і зелений (Ni^{2+}) кольори. Гідроксиди нерозчинні у воді і утворюються при взаємодії розчинів лугів з розчинами солей:



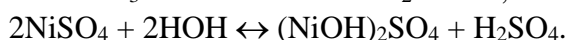
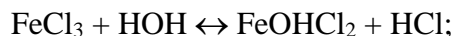
Кисень повітря, а також інші окисники гідроксиди (II) перетворюють в гідроксиди (III):



Оксиди і гідроксиди Феруму (III) мають амфотерні властивості:



Солі Феруму, Кобальту, Нікелю в водних розчинах гідролізують і змінюють рН середовища:

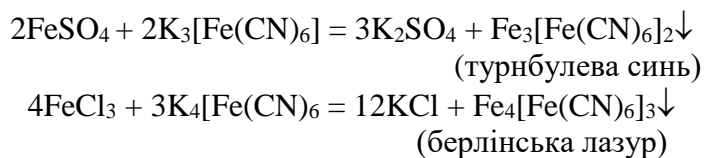


Солі, особливо з аніонами слабких кислот, можуть піддаватися повному гідролізу.

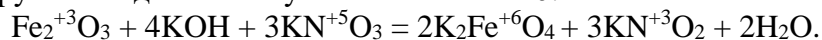
Катіони Fe, Co, Ni, як іони перехідних металів – комплексоутворювачі. Координаційні числа в комплексах рівні 6:



Комплексні сполуки мають забарвлення, тому їх використовують для відкриття катіонів:



При взаємодії оксиду феруму (III) з лугами в присутності окисників утворюються солі феррати, в яких Ферум знаходиться в ступені окиснення +6:



Проте фератна кислота (H_2FeO_4) і ферратний ангідрид (FeO_3) невідомі.

Поширеність в природі. Ферум – це четвертий елемент за поширеністю на Землі. В природі знаходиться у зв'язаному вигляді: входить до складу гірських порід, а також міститься в живих організмах. До складу мінеральних джерел входять феруму(II) сульфат FeSO_4 і феруму(II) гідрогенкарбонат $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. Найбільш поширені мінерали: магнетит (магнітний залізняк) $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$, гематит (червоний залізняк) Fe_2O_3 , лимоніт (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; сидерит (залізний шпат) FeCO_3 ; пірит (залізний колчедан, сірчаний колчедан) FeS_2 , піротин (магнітний колчедан) $\text{Fe}_{0,877}\text{S}$; олівін $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$.

Кобальт. Зустрічається лише у зв'язаному вигляді разом із Нікелем. Найбільш поширені мінерали: смалтин CoAs_2 , кобальтин (кобальтовий блиск) CoAsS , лінеїт (кобальто-нікелевий колчедан) $(\text{Co}, \text{Ni})_3\text{S}_4$.

Нікол в земній корі зустрічається тільки в зв'язаному вигляді (його супутники: Co, As, Sb). Найбільш поширені мінерали: нікелін (червоний нікелевий колчедан, купфернікель) NiAs ; хлоантит (білий нікелевий колчедан) $(\text{Ni}, \text{Co}, \text{Fe})\text{As}_2$; магнітний колчедан $(\text{Fe}, \text{Ni}, \text{Cu})\text{S}$.

Завдання для розв'язання

545. Написати електронні формули катіонів Fe^{2+} , Fe^{3+} .
546. Написати рівняння реакцій розчинення феруму в соляній, розбавленій і концентрованої сульфатній кислотах, розбавленій нітратній кислоті.
547. Написати рівняння реакцій взаємодії гідроксидів Fe(III), Co(III), Ni(III) з соляною кислотою із врахуванням окиснювальних властивостей катіонів металів (III).
548. Написати формули кінцевих продуктів і розставити коефіцієнти в наступних рівняннях на основі електронного балансу:

$$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots; \quad \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$$
549. Написати рівняння гідролізу солі $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в молекулярній та іонній формах, вказати рН середовища.
550. Охарактеризувати відношення заліза, кобальту, ніколя до кислот.
551. Які залізовуглецеві сплави називаються сталлями а які чавунами?
552. Перерахувати відомі вам способи переробки чавуну в сталь. Які хімічні процеси при цьому відбуваються?
553. У водному розчині ферум(II) сульфат окиснюється розчиненим у воді киснем з утворенням основної солі. Написати рівняння реакції, що відбувається.
554. Які сполуки називаються ферритами і які ферратами. Навести приклади.
555. Ферум, що міститься в 10 мл досліджуваного розчину ферум(II) сульфату, окиснений до феруму(III) і переведений в осад у вигляді гідроксиду. Маса прожареного осаду становить 0,4132 г. Знайти молярну концентрацію FeSO_4 у вихідному розчині.
Відповідь: 0,5127 моль/л.
556. Описати електронну будову карбонільних сполук феруму і ніколю. Для чого застосовують ці сполуки?
557. Користуючись значеннями стандартних термодинамічних величин (додатки), встановити які з перерахованих відновників можуть відновлювати Fe_2O_3 до вільного металу: 1) Zn; 2) Ni; 3) H_2S .

РОЗДІЛ 13. ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНІ РЕЧОВИНИ

13.1. Класифікація полімерів та їх властивості

До високомолекулярних речовин (ВМР) відносять сполуки з молекулярною масою 104–106 і вище. Високомолекулярні речовини мають важливе значення у різних галузях науки і техніки. Особливо велика їх роль у процесах життєдіяльності. До високомолекулярних речовин належать білки (казеїн, желатин, крохмаль та ін.), які складають основу харчування, нуклеїнові кислоти і інші біополімери. У техніці і побуті знаходять широке застосування такі ВМР, як целюлоза та її похідні, шерсть, натуральний шовк, бавовна, різноманітні синтетичні смоли, пластмаси, натуральні і синтетичні каучуки, плівкоутворюючі матеріали, синтетичні волокна (капрон, нітрон, поліестр) та ін. Певне використання знайшли ВМР у медицині і фармації. З полімерів виготовляють інструментарій, предмети догляду за хворими, протези для заміни втрачених органів. У фармації полімери використовують для виготовлення оболонки капсул, у які поміщують лікарські речовини, як покриття і складові частини таблеток, як допоміжні речовини для створення мазей і пластрів. З модифікованої целюлози, наприклад, виготовляють бинти і вату з кровозупиняючими властивостями. І це далеко не повний перелік застосування ВМР.

Полімери класифікують за різними ознаками. За походженням вони розділяються на природні і синтетичні. До природних належать білки (протеїни), вищі полісахариди (крохмаль, целюлоза), натуральний каучук. Синтетичні ВМР отримують у процесах полімеризації і поліконденсації. До них належать синтетичні каучуки (полібутадиєн, поліхлоропрен та ін.) і різні синтетичні полімери (поліетилен, полівінілхлорид, поліаміди і т. д.). Органічні ВМР за складом головного ланцюга макромолекул розділяють на такі три групи:

1. *Карболоанцюгові* ВМР, основні полімерні ланцюги яких побудовані виключно з атомів карбону. Наприклад, поліетилен:

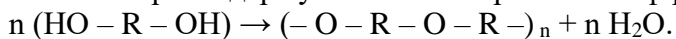
2. *Гетеролоанцюгові* ВМР, полімерні ланцюги їх окрім атомів карбону містять також гетероатоми (кисисген, нітисген, фосфор, сульфур та ін.). Наприклад, полігліколі: ...– С – С – О – С – С – О –.... Елементорганічні ВМР, містять у головних ланцюгах макромолекул атоми елементів, що не входять до складу природних органічних сполук - силіцію, алюмінію, титану, плумбуму, стибію та ін. Наприклад, силіційорганічні полісиланові сполуки: [– SiR₁R₂–] Крім органічних існують також і неорганічні ВМР. До них можна віднести одну з модифікацій сірки (пластична сірка).

Важливе значення має структура полімерного ланцюга. *За структурою полімерного ланцюга* ВМР розділяють на *лінійні, розгалужені і просторові* (сітчасті або тривимірні). У лінійних ВМР макромолекули – це довгі ланцюги. Макромолекули розгалужених полімерів мають довгий ланцюг (головний) з боковими розгалуженнями. Просторовими, або сітчастими, називаються ВМР, побудовані з довгих ланцюгів, з'єднаних у тривимірну сітку поперечним хімічним зв'язком.

За формою макромолекул розрізняють *глобулярні і фібрилярні* ВМР. У глобулярних макромолекулах є звернуті кульовидні утворення – глобули. Представники таких ВМР – рослинний білок, білки крові. Під впливом зовнішніх дій глобулярні ВМР можуть розвертатися і переходити у фібрилярну форму. Фібрилярні ВМР складаються з випрямлених лінійних або слабозгалужених макромолекул, що агрегуються за рахунок міжмолекулярної взаємодії з утворенням пачок молекул – фібрил. Прикладами таких ВМР є целюлозні волокна, поліакрилат натрію та ін.

Природні ВМР містяться в різних рослинних і тваринних організмах і можуть бути виділені з них за допомогою екстракції, фракційного осадження та інших методів. Синтетичні ВМР одержують з низькомолекулярних речовин методами полімеризації та поліконденсації. *Полімеризація* – це реакція сполучення великого числа молекул низькомолекулярних речовин (*мономерів*), які мають кратні зв'язки. Реакція не

супроводжується виділенням побічних продуктів. Цим методом отримують поліетилен, полівінілхлорид, поліізобутилен та інші ВМР. *Поліконденсацією* називається процес сполучення молекул однакової або різної будови, який супроводжується, як правило, виділенням низькомолекулярних речовин. Вихідні мономерні повинні містити у молекулі не менше двох функціональних груп ($-OH$, $-COOH$, $-NH_2$ та ін.). При поліконденсації дифункціональних сполук отримують лінійні або циклічні ВМР, а при поліконденсації три- і тетрафункціональних сполук – ВМР просторової будови. Наприклад, поліконденсацією двоатомних спиртів одержують лінійні прості полієфіри:



ВМР можна отримати також *методом хімічних перетворень*. Метод ґрунтується на хімічних реакціях, коли у готові високомолекулярні речовини вводять нові функціональні групи, або старі групи заміщують новими, або відбувається зшивання макромолекул чи їх деструкція. В залежності від характеру реакцій вони розділяються на два види: 1) *полімер аналогічні перетворення*; 2) *макромолекулярні реакції*. До першого виду належить реакція взаємодії целюлози з нітратною кислотою, в результаті якої утворюється тринітрат целюлози. Прикладом макромолекулярної реакції є зшивання макромолекул поліакрилової кислоти етиленгліколем, при цьому утворюється просторовий полімер з новими фізичними властивостями.

На відміну від низькомолекулярних речовин полімери володіють цілим рядом специфічних властивостей. Властивості ці обумовлені ланцюговою будовою молекул полімеру. Ланцюгова будова забезпечує макромолекулі велику гнучкість з наступних причин:

- із-за високої асиметрії молекул. Матеріал будь-якої твердості при такому співвідношенні довжини до поперечних розмірів володів би високою гнучкістю;
- у результаті вільного внутрішнього обертання окремих ділянок молекул навколо одинарних $C - C$ зв'язків.

Оскільки, довжина ланцюга полімеру велика, а ланцюг гнучкий, у результаті теплового руху окремі віддалені ділянки ланцюга полімеру можуть рухатися поступово як незалежні малі. Із-за великої гнучкості під впливом теплового руху макромолекула легко закручується у клубок тим сильніше, чим більш гнучка макромолекула. Гнучкі молекули завжди скручені у клубок, жорсткі – витягнуті.

Жорсткість молекули оцінюється довжиною сегменту: чим сегмент коротший, тим більш гнучкий ланцюг, чим він більш довгий, тим більш жорстка макромолекула. Довжина сегменту визначає фізико-хімічні властивості полімерів: розчинність, тип деформації, діелектричні властивості та ін. Гнучкість молекули полімеру залежить від наступних факторів хімічної будови:

- від характеру ланцюга.

Аліфатичний ланцюг гнучкий: у поліетилену $[-CH_2 - CH_2 -]_n$, у політетрафлуоретилену $[-CF_2 - CF_2 -]_n$. Ароматичний ланцюг жорсткий: у поліфенілена. Введення гетероатому у ланцюг полімеру збільшує його гнучкість в ряду $O > N > S > C$;

- від розміру замісників.

У полістиролу $[-CH_2 - CH(C_6H_5) -]_n$ ланцюг жорсткий, так як замісник $-C_6H_5$ має великі розміри, а у політетрафлуоретилену ланцюг гнучкий, так як атоми флуору мають малі розміри, як і атоми гідрогену;

- від полярності груп, що входять до молекули.

Чим більше полярний полімер, інакше кажучи, чим більше дипольний момент його ланки, тим більш жорсткий ланцюг.

У політетрафлуоретилену елементарна ланка симетрична, її дипольний момент $\mu = 0$, тому ланцюг гнучкий. Полівінілхлорид $[-CH_2 - CHCl -]_n$ ($\mu = 1,470 D$) має жорсткий ланцюг із-за наявності полярних груп ($CCl -$). Жорсткість зростає, якщо між ланцюгами можливе утворення водневих зв'язків, наприклад, між групами $-OH$ у полівінілового спирту $[-CH_2 - CH - OH]_n$ та між групами $-NHCO -$ у поліамідів. Гнучкість ланцюгів зростає при

підвищенні температури внаслідок підсилення теплового руху сегментів.

Виходячи з властивостей і будови макромолекули, у полімері можуть спостерігатися два види теплових поступових рухів: рух сегментів як окремих малих часток та рух макромолекули у цілому. Полімери можуть знаходитися у рідкому та твердому агрегатному станах. Залежно від характеру розташування (орієнтації) макромолекул одна відносно одної існують аморфні та кристалічні полімери. У кристалічних полімерів є кристалічні ґратки, спостерігається дальній порядок, тому вони знаходяться у кристалічному фазовому стані. Коли полімер плавиться, у нього зникає кристалічна ґратка. Відбувається фазовий перехід з кристалічної фази у рідку. У аморфних полімерів кристалічна ґратка відсутня, в наявності є тільки ближній порядок – порядок на відстані, що співпадає по розміру з розмірами малих молекул (як у рідини). При усіх температурах вони знаходяться у рідкому стані. Тому у них немає температури плавлення і немає фазового переходу. При підвищенні температури властивості їх міняються поступово, у інтервалі температур.

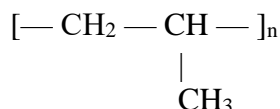
Для полімерів існує поняття надмолекулярні структури – це будь-які структури, що утворюються у результаті різної укладки макромолекул одна відносно іншої, утворюючи первинні елементи надмолекулярних структур: глобули і пачки. Найбільше число надмолекулярних структур спостерігається у кристалічних полімерів. Кристалізуються тільки стереорегулярні полімери. Кристалізація починається в середині пачки. Різні види надмолекулярних структур можуть співіснувати у одному полімері і переходити один в одного під впливом механічних впливів.

Враховуючи особливості структури і властивостей аморфних полімерів, розрізняють три їх фізичних стани: склоподібне, високо еластичне та в'язко-текуче. Вони різняться між собою по видам теплового поступового руху: по енергії молекулярної взаємодії і по типам деформації полімерів. Один і той же полімер може переходити з одного фізичного стану в інший при змінненні температури.

Приклади розв'язання

Задача 1. Обчислити коефіцієнт полімеризації поліпропілену з середньою молекулярною масою 59640.

Розв'язання. Коефіцієнт або ступінь полімеризації n – це число елементарних ланок в макромолекулі полімера:



Молекулярна маса елементарної ланки $M_r = 42$ тоді при молекулярній масі полімера $M_r = 59640$ коефіцієнт полімеризації дорівнює:

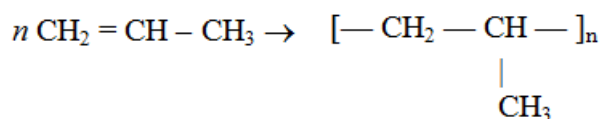
$$n = 59640 / 42 = 1420.$$

Відповідь: $n = 1420$.

Задача 2. Обчисліть об'єм пропілену $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ за н. у., який потрібний для одержання 10 кг поліпропілену.

Розв'язання. Полімеризація – це реакція приєднання одна до одної відносно невеликих молекул мономерів з утворенням макро молекули полімера.

Склад молекули мономера і елементарної ланки полімера, одержаного реакцією полімеризації, однакові. В реакцію полімеризації вступають мономери з подвійними зв'язками.



З рівняння реакції видно, що з 1 моля газу пропілену можна одержати 1 моль твердого полімеру

22,4 л C_3H_6 – 42 г поліпропілена

$V = 1000$ г

Об'єм пропілену дорівнює 533,3 л.

Відповідь: $V = 533,3$ л пропілену.

Завдання для розв'язання

558. Що означають поняття: полімер, елементарна ланка полімеру, ступінь полімеризації, молекулярна маса полімеру?

559. Що таке гомополімер, сополімер, блоксополімер, прищеплений сополімер? Як відрізняються властивості кожного з вказаних типів сополімерів від властивостей гомополімерів?

560. Які функціональні групи входять до складу полімерів? Як відрізняється елементарна ланка полімера від молекули мономера?

561. Які фізичні стани спостерігаються у аморфних полімерів? У чому їх особливості?

562. Що таке термомеханічна крива і як вона дозволяє досліджувати властивості полімерів?

563. Які типи полімерів існують в залежності від їх фізичного стану при кімнатній температурі?

564. Напишіть формули фторопласта – 4, полібутадієна, поліформальдегіда, гуми одержаної вулканізацією – нагріванням з сіркою полібутадієна, мономерів цих полімерів. Проведіть класифікацію названих полімерів.

565. Напишіть рівняння реакції одержання поліетилену. Яку масу полімера можна одержати з 1000 л етилену (н. у.)?

Відповідь: 1250 г.

566. Напишіть рівняння реакції поліконденсації ω -амінокапронової кислоти. Яка маса полімера утвориться з 1 кг кислоти?

Відповідь: 923 г.

567. Напишіть рівняння послідовних реакцій одержання полівінілхлориду, використовуючи кальці карбонат, кокс, воду і хлороводень.

568. Хімічна структура полімеру «Кевлар», який застосовується для виготовлення бронезилетів, являє собою чергування залишків двох низькомолекулярних сполук-мономерів: парафенілендіаміну та терефталевої кислоти. Напишіть реакції утворення: 1) полімеру на основі етил 2-ціаноакрилату; 2) «Кевлару».

569. Напишіть рівняння реакції утворення природного каучуку. Визначте середній ступінь полімеризації природного каучуку, якщо його середня молекулярна маса дорівнює 250000.

570. Найбільш розповсюдженими полімерами, як не дивно, є неорганічні полімери. У вигляді чого такі полімери зустрічаються в природі? Наведіть приклади.

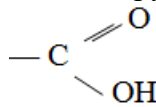
РОЗДІЛ 14. ОРГАНІЧНА ГЕОХІМІЯ. КАРБОКСИЛЬНІ СПОЛУКИ

14.1. Будова, практичне значення та властивості карбоксильних органічних сполук

Органічні речовини, що містять функціональну карбоксильну групу – COOH, називаються карбоновими або органічними кислотами. В залежності від числа карбоксильних груп карбонові кислоти поділяють на:

одноосновні	двохосновні
HCOOH форміатна, метанова	COOH COOH
CH ₃ COOH ацетатна, етанова	оксалатна, етандіонова
CH ₃ CH ₂ COOH пропіонова, пропанова	COOH CH ₂ COOH
CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — COOH масляна, бутанова	малонова, пропандіонова
C ₁₅ H ₃₁ COOH пальмітинова	
C ₁₇ H ₃₅ COOH стеаринова	

Карбоксильна група – складна функціональна група.



Вона складається із карбонільної групи (– C = O) і гідроксильної (– OH). Електронна взаємодія карбонільної і гідроксильної груп в карбоксильній приводить до взаємної зміни їх хімічних властивостей в порівнянні з алканолами і оксосолюками, в яких ці групи самостійні. Зокрема, атом оксигену карбонільної групи відтягує електронну густину з атома оксигену гідроксильної групи і приводить до поляризації – O–H зв'язку. Тому карбоксилвмісні сполуки володіють сильнішими кислотними властивостями в порівнянні зі спиртами. Так у водних розчинах органічні кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену і забарвлюють індикатори у відповідні кольори:



Більшість карбонових кислот є слабкими кислотами.

Практичне значення альдегідів

Формальдегід (форміатний альдегід) – використовується в шкіряній промисловості для дублення шкіри; в медицині – для дезінфекції; в сільському господарстві – для протравлювання насіння перед посівом (знищує паразитичні спори). Формальдегід міститься у димі вугілля, деревини: на цьому базується консервуюча дія диму при приготуванні м'ясних і рибних копченостей. 33–40 %-ий водний розчин формальдегіду називається формаліном. Він використовується для консервування анатомічного та патологоанатомічного матеріалу.

Ацетатний альдегід – використовується для різних промислових синтезів. Особливо важливе його окиснення в ацетатну кислоту та відновлення в етиловий спирт.

Гексаметилентетрамін (уротропін) – лікувальний препарат, який володіє здатністю знижувати бар'єрну активність клітинних мембран. Завдяки цьому при загальних токсичних

процесах уротропін сприяє легкому проникненню отруйних речовин із тканин в кров і видаленню їх із організму.

Цитраль (3,7-диметил-2,6-октандієналь) – вищий ненасичений альдегід із запахом лимона. Входить до складу духмяних масел, які застосовуються в кондитерському виробництві та парфумерії. Цитраль використовується як вихідна речовина при синтетичному одержанні вітамінів А і Є, а також як лікувальний засіб.

Практичне значення кетонів

Ацетон – цінний розчинник, який широко використовується у виробництві лаків, штучного шовку, вибухових речовин.

Діацетил (дікетон) $\text{CH}_3\text{—CO—CO—CH}_3$ – міститься у вершковому маслі і є однією із важливих сполук, що надають маслу характерного приємного запаху. Разом із іншими ароматичними речовинами обумовлює також запах кави, меду, карамелі, ірису.

Циклогексанон – кетон, який є вихідною речовиною для одержання адипінової кислоти і капролактаму. Їх використовують у виробництві аніду і капрону – цінних синтетичних волокон.

Практичне значення одноосновних карбонових кислот.

Ацетатна кислота – широко використовується в харчовій і хімічній промисловості, у виробництві лікувальних засобів. У медицині і ветеринарії застосовується як протипаразитичний засіб при вошивості; антисептик і протизапальний засіб (ацетатні компреси); як протибродильний, протигнильний та регулюючий перистальтику препарат, а також як антидот при отруєнні їдкими лугами.

Сорбінова кислота – цінний консервуючий засіб багатьох харчових продуктів, який відвертає скисання плодово-ягідних соків, сиропів і вин, консервує м'ясні, рибні продукти, сир та готові кулінарні вироби.

Вищі жирні кислоти – складова частина твердих і рідких жирів, масел.

Залишок пальмітинової кислоти входить до складу бджолиного воску, а в суміші із стеариноювою кислотою використовується для виготовлення свічок.

Поліненасичені вищі жирні кислоти – лінолева, ліноленова, арахідонова (вітамін F) – є незамінними для організму. З них синтезуються біологічно активні речовини – простагландини, які регулюють багато процесів в організмі: скорочення гладеньких м'язів, кровообіг (кров'яний тиск), водний та електролітний баланс, скипання крові. Надмірне утворення простагландинів є причиною розвитку запальних процесів в тканинах при механічних, хімічних, термічних пошкодженнях та вторгненні хвороботворних агентів – вірусів, мікробів та ін. Ефективним протизапальним засобом є аспірин (ацетилсаліцилова кислота), який блокує утворення простагландинів.

Практичне значення двохосновних карбонових кислот

Оксалатна кислота – кальцієва сіль Са-оксалат появляється в сечі людини при сечокам'яній хворобі.

Адипінова кислота – застосовується для отримання цінного синтетичного волокна – нейлону.

Ненасичені двохосновні кислоти – малеїнова та фумарова, мають значення у розвитку захворювання – *псоріаз* (лусковий лишай). Це захворювання є результатом зміни в обміні речовин, коли порушена ізомеризація малеїнової кислоти в фумарову. Естери фумарової кислоти дуже корисні при цьому захворюванні.

Діетиловий ефір малеїнової кислоти – застосовується в ряді синтезів лікувальних засобів, наприклад, при отриманні барбіталу (володіє довгою заспокійливою та снотворною дією).

Практичне значення оксо- та гідроксикислот.

Молочна кислота – застосовується в текстильному виробництві, шкіряній промисловості. Всередину – як антисептичний, протибродильний засіб і послаблюючий сфінктери при гострому розширенні шлунку у коней, метеоризмі, хронічному запаленні

шлунку, для дезінфекції повітря в пташниках та інкубаторах. Як припалюючий засіб для знищення новоутворень, виразкових уражень шкіри, при норицях (фістунах) копитного хряща. Зовні – діє дезінфікуюче (1–2%-й розчин) і кератолітично (10%) і припалююче (30–50%). Молочна кислота міститься в усіх тканинах тварин, крові і сечі. Вона міститься в кислому молоці.

Утворюється в організмі при розпаді глікогену і глюкози.

Рицинолева кислота – входить до складу тригліцеридів нафтового масла, яке застосовується в медицині як послаблюючий засіб і в техніці для виготовлення мастил авіаційних моторів.

Винна кислота – застосовується в медицині як послаблюючий засіб, як смаковий засіб (лимонади), як антидот при отруєнні лугами, сіль винної кислоти (сегнетова) використовується для виготовлення реактиву Фелінга, що застосовується як реактив для відновлення і кількісного визначення відновлюючих речовин – альдегідів, цукрів і т.д. Кристали сегнетової солі застосовуються в радіотехніці.

Цитратна кислота – застосовується в кондитерському виробництві і при фарбуванні тканин. В медицині для приготування кров'яної плазми при переливанні крові («цитратна плазма»), як антидот при отруєнні лугами і у вигляді солі Феруму як препарат при неокрів'ї.

Піровиноградна кислота – має важливе біологічне значення – це проміжний продукт при перетворюваннях вуглеводів і білків у тваринних організмах, утворюється при бродінні.

Практичне значення ароматичних кислот.

Бензойна кислота – основа для приготування ряду активних лікувальних засобів. Легко всмоктується; виділяється залозами організму (бронхіальними, потовими, молочними), діє при цьому подразнююче і протимікробне.

Саліцилова кислота – застосовується всередину при хворобах травного каналу, в т.ч. при інфекційних проносах телят. У вигляді мазей і паст застосовується при екзематозних процесах шкіри і мокнучих виразок. У вигляді порошку застосовується як засіб, що поліпшує грануляцію і зупиняє розвиток мікробів у рані. При дії на саліцилову кислоту концентрованою ацетатною кислотою отримують ацетилсаліцилову кислоту.

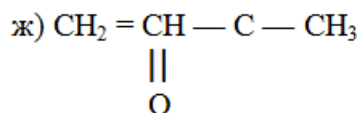
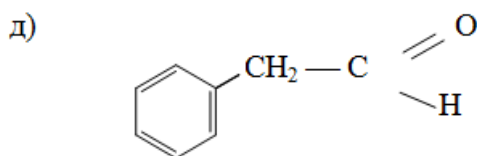
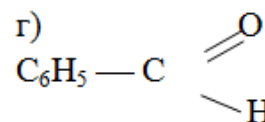
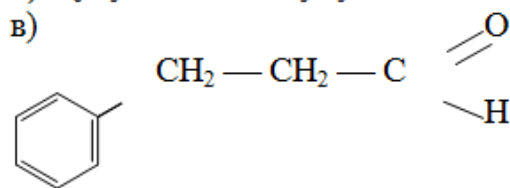
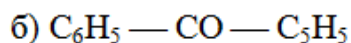
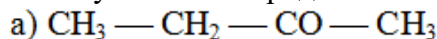
Ацетилсаліцилова кислота (аспірін) є хорошим жарознижувальним, протиревматичним і анальгетичним засобом.

Сахарин – в 550 разів солодший за цукор. Застосовується як смаковий засіб замість цукру хворим на діабет. Із організму виділяється нирками у незмінному вигляді.

n – *амінобензойна кислота* – вихідна речовина для синтезу ряду анестезуючих (знеболюючих) препаратів для місцевої анестезії. Її похідною є новокаїн.

Завдання для розв'язання

571. Назвіть сполуки за міжнародною номенклатурою:



572. Напишіть формули таких сполук:

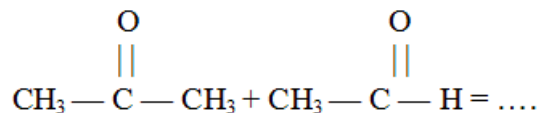
1) 2-пентанон; пропаналь; діетилкетон; метаналь; бензофенон;

2) метилетилкетон; 4-метил-4-пентен-2-он; акролеїн; масляний альдегід; 3-окси-2-метилпентаналь

3) диметилкетон; ацетатний альдегід; пропіоновий альдегід; ацетофенон; бензойний альдегід.

573. Яким чином можна одержати бензальдегід. Напишіть відповідну реакції:

574. Закінчіть рівняння реакції:



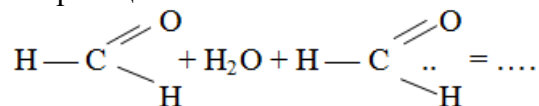
575. Як називають кетони за раціональною номенклатурою. Привести приклади.

576. Написати рівняння реакції одержання ацетатного альдегіду за реакцією М.Г. Кучерова:

577. Які види ізомерії характерні для альдегідів.

578. Напишіть рівняння одержання альдегіду із спирту.

579. Складіть рівняння реакції:



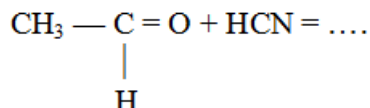
580. Привести реакцію одержання валеріанового альдегіду.

581. Які сполуки називаються ароматичними кетонами. Привести формули і назви.

582. Напишіть формули сполук:

583. а) триметилацетатний альдегід; б) масляний альдегід; в) ацетофенон; г) бензофенон; д) метилвінілкетон.

584. Складіть рівняння реакції:



585. Які сполуки віднесено до двохосновних насичених карбонових кислот? Привести формули і назви.

586. За якою реакцією можна одержати бензойну кислоту? Написати схему реакції

587. Напишіть реакцію одержання акрилової кислоти. Опишіть властивості цієї кислоти.

588. Опишіть фізичні властивості насичених карбонових кислот.

589. Напишіть структурні формули таких хімічних сполук: а) фталева кислота; б) фумарова кислота; в) адипінова кислота; г) олеїнова кислота; д) метанова кислота.

590. За якою реакцією можна одержати форміатну кислоту? Напишіть схему цієї реакції

ДОДАТКИ

Таблиця 1

Стандартна ентальпія утворення $\Delta H^\circ(298)$, ентропія $S^\circ(298)$ і енергія Гиббса утворення $\Delta G^\circ(298)$ деяких речовин

Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/моль·К	ΔG°_{298} , кДж/моль
1	2	3	4
Прості речовини			
Ag _(z)	0	42,55	0
Al _(m)	0	28,33	0
Br _(z)	0	152,21	0
C _(графіт)	0	5,74	0
Cl _(z)	0	222,95	0
Cu _(m)	0	33,14	0
Fe _(m)	0	27,15	0
H _{2(z)}	0	130,52	0
Hg _(р)	0	75,90	0
Mg _(m)	0	32,68	0
N _{2(z)}	0	191,50	0
O _{2(z)}	0	205,04	0
S _(м ромб.)	0	32,9	0
Хімічні сполуки			
Ag ₂ O _(m)	-31,1	121,0	-11,3
AgNO _{3(m)}	-124,5	140,9	-33,6
Al ₂ O _{3(m)}	-1676	49,9	-1582
Al ₂ (SO ₄) _{3(m)}	-3442	239,2	-3101
B ₂ H _{6(z)}	38,5	232,0	+89,6
BaCO _{3(m)}	-1202	112,1	-1164,8
BaO _(m)	-553,54	70,29	-525,84
Ba(OH) _{2(p)}	-943,49	100,83	-855,42
CO _(z)	-110,53	197,55	-137,15
CO _{2(z)}	-393,51	213,66	-394,37
CaO _(m)	-635,09	38,07	-603,46
CaCO _{3(m)}	-1206,83	91,71	-1128,35
Ca(OH) _{2(m)}	-985,12	83,39	-897,52
CH _{4(z)}	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H _{2(z)}	+226,75	200,82	+209,20
C ₂ H _{4(z)}	52,3	219,4	68,1
CrCl _{3(m)}	-556,47	123,01	-486,37
FeO _(m)	-264,8	60,75	-244,3
Fe ₂ O _{3(m)}	-822,16	87,45	-740,34
Fe ₃ O _{4(m)}	-1117,1	146,2	-1014,2
Fe(OH) _{2(m)}	-561,7	88,0	-479,7
Fe(OH) _{3(m)}	-826,6	105,0	-699,6

Продовження таблиці 1

1	2	3	4
HCl _(г)	-92,31	186,79	-95,30
H ₂ O _(м)	-291,85	(39,33)	-
H ₂ O _(р)	-285,83	69,95	-237,23
H ₂ O _(г)	-241,81	188,72	-228,61
H ₂ O _{2(р)}	-187,8	109,5	-120,4
HCN _(г)	135,0	113,1	125,5
H ₂ SO _{4(р)}	-813,99	156,9	-690,14
HNO _{3(р)}	-173,00	156,16	-79,90
HgCl _{2(м)}	-229,00	242,3	-197,4
HgO _(м)	-90,9	70,29	-58,6
HgS _(м)	-59,0	82,4	-51,4
KCl _(м)	-436,68	82,55	-408,93
K ₂ Cr ₂ O _{7(м)}	-2067,27	291,21	-1887,85
KMnO _{4(м)}	-828,89	+171,54	-729,14
KNO _{3(м)}	-493,2	132,93	-393,1
K ₂ SO _{4(м)}	-1433,69	175,56	-1316,04
MnO _{2(м)}	-521,49	53,14	-466,68
MgC _(м)	-601,49	27,07	-569,27
MgSO _{4(м)}	-3089,50	348,1	-2635,1
NH _{3(г)}	-46,2	192,5	-16,1
NH ₄ Cl _(м)	-314,2	94,5	-203,2
N ₂ H _{4(г)}	-50,50	12,1	149,2
NaBr _(м)	-151,86	62,1	-
NO _(г)	91,26	210,64	87,58
NO _{2(г)}	33	240,2	51,5
NaOH _(р)	-426,35	64,43	-380,29
Na ₂ SO _{3(м)}	-1089,43	146,02	-1001,21
Na ₂ SO _{4(м)}	-4324,75	591,87	-3644,09
Pb ₃ O _{4(м)}	-723,41	211,29	-606,17
PbCl _{2(м)}	-359,82	135,98	-314,56
PbO _{2(м)}	-276,56	71,92	-217,55
Pb(NO ₃) _{2(м)}	-451,7	217,9	-256,9
SO _{2(г)}	-296,90	249,1	-300,21
SO _{3(р)}	-439,0	122	-368,4
TiO _{2(м)}	-938,6	49,92	883,3
ZnO _(м)	-350,6	43,64	-320,7
Zn(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O _(м)	-2306,8	426,3	-1174,9
Zn(NO ₃) _{2(м)}	-483,7	-	-

Таблиця 2

Середні величини коефіцієнтів активності іонів

Іонна сила	Заряди іонів		
	±1	±2	±3
0,0001	0,99	0,95	0,90
0,0002	0,98	0,94	0,87
0,0005	0,97	0,90	0,80
0,001	0,96	0,86	0,73
0,002	0,95	0,81	0,64
0,005	0,92	0,72	0,51
0,01	0,89	0,63	0,39
0,02	0,87	0,57	0,28
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,5	0,84	0,50	0,21

Таблиця 3

Густина води при різних температурах

$t, ^\circ\text{C}$	$\rho_{\text{H}_2\text{O}}, \text{г/л}$	$t, ^\circ\text{C}$	$\rho_{\text{H}_2\text{O}}, \text{г/л}$	$t, ^\circ\text{C}$	$\rho_{\text{H}_2\text{O}}, \text{г/л}$
0	999,841	24	997,296	48	988,93
1	999,900	25	997,044	50	988,04
2	999,941	26	996,783	52	987,12
4	999,973	28	996,232	55	985,70
6	999,941	30	995,646	60	983,21
8	999,849	32	995,02	65	980,56
10	999,700	34	994,37	70	977,78
12	999,498	36	993,68	75	974,86
14	999,244	38	992,96	80	971,80
16	998,943	40	992,21	85	968,62
18	998,595	42	991,44	90	965,31
20	998,203	44	990,63	95	961,89
22	997,770	46	989,79	100	958,35

Константи дисоціації деяких слабких електролітів

Назва		Формула	K	pK
Нітритна кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Мурашина кислота		HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Сульфитна кислота	K_1	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Дигідрогенсульфідна кислота	K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Карбонатна кислота	K_1	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Хроматна кислота	K_1	H_2CrO_4	$1,1 \cdot 10$	-1
	K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,5
Фосфатна кислота	K_1	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	K_3		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Гідрогенфторидна кислота		HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Ціанідна кислота		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Оксалатна кислота	K_1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
	K_2		$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27
Амоній гідроксид		$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Алюміній гідроксид	K_3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,4 \cdot 10^{-9}$	8,85
Ферум(III) гідроксид	K_2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,8 \cdot 10^{-11}$	10,74
	K_3		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Купрум(II) гідроксид	K_2	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	6,00
Плюмбум(II) гідроксид	K_1	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	3,02
	K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Хром(III) гідроксид	K_3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
Цинк гідроксид	K_2	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-6}$	5,70

Таблиця 5

Добуток розчинності малорозчинних речовин у воді

Формула речовини	ДР	Формула речовини	ДР
1	2	3	4
Ag_3AsO_3	$1 \cdot 10^{-17}$	Ag_3AsO_4	$1 \cdot 10^{-22}$
AgBO_2	$4 \cdot 10^{-3}$	Ag_2SO_4	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	AgSeCN	$4,0 \cdot 10^{-16}$
AgBrO_3	$5,5 \cdot 10^{-5}$	Ag_2SeO_3	$9,8 \cdot 10^{-16}$
$\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$4 \cdot 10^{-3}$	Ag_2SeO_4	$5,6 \cdot 10^{-8}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	AgVO_3	$5 \cdot 10^{-7}$
Ag_2CO_3	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Ag_2WO_4	$5,5 \cdot 10^{-12}$
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$3,5 \cdot 10^{-11}$	AlAsO_4	$1,6 \cdot 10^{-16}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Al(OH)_3	$3,2 \cdot 10^{-34}$
AgClO_2	$2 \cdot 10^{-4}$	AlPO_4	$5,75 \cdot 10^{-19}$
AgClO_3	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$\text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$	$7,8 \cdot 10^{-51}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$\text{Ba(BrO}_3)_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$
$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$1 \cdot 10^{-10}$	BaCO_3	$4,0 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ag}_3\text{Fe(CN)}_6$	$1 \cdot 10^{-22}$	BaC_2O_4	$1,1 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ag}_4\text{Fe(CN)}_6$	$8,5 \cdot 10^{-45}$	BaCrO_4	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Ag_2HVO_4	$2 \cdot 10^{-14}$	BaF_2	$1,1 \cdot 10^{-6}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	$\text{Ba}_2\text{Fe(CN)}_6$	$3 \cdot 10^{-8}$
AgIO_3	$3,0 \cdot 10^{-8}$	$\text{Ba(IO}_3)_2$	$1,5 \cdot 10^{-9}$
AgMnO_4	$1,6 \cdot 10^{-3}$	BaMnO_4	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag_2MoO_4	$2,8 \cdot 10^{-9}$	BaMoO_4	$4 \cdot 10^{-8}$
AgN_3	$2,9 \cdot 10^{-9}$	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	$6 \cdot 10^{-39}$
AgNO_2	$6,0 \cdot 10^{-4}$	$\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$	$3 \cdot 10^{-11}$
$\text{Ag}_2\text{O (Ag}^+, \text{OH}^-)$	$1,95 \cdot 10^{-8}$	BaSO_3	$8 \cdot 10^{-7}$
AgOCN	$2,3 \cdot 10^{-7}$	BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ag_3PO_4	$1,3 \cdot 10^{-20}$	BaS_2O_3	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AgReO_4	$7,95 \cdot 10^{-5}$	BaSeO_4	$5 \cdot 10^{-8}$
Ag_2S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	BeCO_3	$1 \cdot 10^{-3}$

1	2	3	4
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	BeMoO ₄	$3,2 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ SO ₃	$1,5 \cdot 10^{-14}$	Be(OH) ₂	$4,9 \cdot 10^{-22}$
AgSO ₃ NH ₂	$1 \cdot 10^{-1}$	BiAsO ₄	$2,8 \cdot 10^{-10}$
BiI ₃	$8,1 \cdot 10^{-19}$	Ce(OH) ₃	$1,5 \cdot 10^{-20}$
Bi(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-32}$	CoCO ₃	$1,05 \cdot 10^{-10}$
BiPO ₄	$1,3 \cdot 10^{-23}$	CoC ₂ O ₄	$6,3 \cdot 10^{-8}$
Bi ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-97}$	Co ₂ Fe(CN) ₆	$4,8 \cdot 10^{-38}$
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$6,8 \cdot 10^{-19}$	Co(IO ₃) ₂	$1,0 \cdot 10^{-4}$
CaC ₄ H ₄ O ₆ (тартрат)	$7,7 \cdot 10^{-7}$	Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	Co(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-45}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	CoS α	$4,0 \cdot 10^{-21}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	CoS β	$2,0 \cdot 10^{-25}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	CoSeO ₃	$1,6 \cdot 10^{-7}$
Ca(NH ₄) ₂ Fe(CN) ₆	$4 \cdot 10^{-8}$	CrAsO ₄	$7,8 \cdot 10^{-21}$
Ca(IO ₃) ₂	$7,0 \cdot 10^{-7}$	Cr(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Ca(OH) ₂	$6,5 \cdot 10^{-6}$	Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	CrPO ₄	$2,4 \cdot 10^{-23}$
CaPO ₃ F (Ca ²⁺ , PO ₃ F ²⁻)	$4 \cdot 10^{-3}$	CsClO ₄	$4 \cdot 10^{-3}$
CaSO ₃	$3,2 \cdot 10^{-7}$	Cu ₃ (AsO ₄) ₂	$7,6 \cdot 10^{-36}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	CuBr	$5,25 \cdot 10^{-9}$
CaSeO ₃	$4,7 \cdot 10^{-6}$	CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$
CaSiF ₆	$8,1 \cdot 10^{-4}$	CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$
CaWO ₄	$9,0 \cdot 10^{-9}$	CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-9}$
Cd ₃ (AsO ₄) ₂	$2,2 \cdot 10^{-33}$	CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$
Cd(CN) ₂	$1,0 \cdot 10^{-8}$	CuCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-6}$
CdCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Cu ₂ Fe(CN) ₆	$1,3 \cdot 10^{-16}$
CdC ₂ O ₄	$1,5 \cdot 10^{-8}$	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Cd ₂ Fe(CN) ₆	$4,2 \cdot 10^{-18}$	Cu(IO ₃) ₂	$7,4 \cdot 10^{-8}$
Cd(OH) ₂	$5,9 \cdot 10^{-15}$	CuN ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$

1	2	3	4
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	Cu ₂ O (2Cu ⁺ , OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-14}$
CdSeO ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$	Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$
Ce(IO ₃) ₄	$5 \cdot 10^{-17}$	Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃	$1,7 \cdot 10^{-34}$
Cu ₂ P ₂ O ₇	$8,3 \cdot 10^{-16}$	CuSe	$1 \cdot 10^{-49}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	CuSeO ₃	$1,7 \cdot 10^{-8}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	FeAsO ₄	$5,8 \cdot 10^{-21}$
CuSCN	$4,8 \cdot 10^{-15}$	FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$
FeC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃	$3,0 \cdot 10^{-41}$	Mn(OH) ₃	$1 \cdot 10^{-36}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	MnSeO ₃	$5,4 \cdot 10^{-8}$
FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$	(NH ₄) ₃ AlF ₆	$1,6 \cdot 10^{-3}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	(NH ₄) ₃ Co(NO ₂) ₆	$7,6 \cdot 10^{-6}$
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	(NH ₄) ₂ IrCl ₆	$3 \cdot 10^{-5}$
In(OH) ₃	$1,2 \cdot 10^{-37}$	(NH ₄) ₂ PtCl ₆	$9 \cdot 10^{-6}$
In ₂ S ₃	$5,75 \cdot 10^{-74}$	Na ₃ AlF ₆	$4,1 \cdot 10^{-10}$
K ₃ AlF ₆	$1,6 \cdot 10^{-9}$	NaSb(OH) ₆	$4 \cdot 10^{-8}$
K(C ₆ H ₅) ₄ B	$2,25 \cdot 10^{-8}$	Na ₂ SiF ₆	$2,8 \cdot 10^{-4}$
K ₃ Co(NO ₂) ₆	$4,3 \cdot 10^{-10}$	Ni ₃ (AsO ₄) ₂	$3,1 \cdot 10^{-26}$
K ₂ PdCl ₆	$6,0 \cdot 10^{-6}$	Ni(CN) ₂	$3 \cdot 10^{-23}$
K ₂ PtCl ₆	$1,1 \cdot 10^{-5}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
La ₂ S ₃	$2,0 \cdot 10^{-13}$	NiC ₂ O ₄	$4 \cdot 10^{-10}$
Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$	Ni(ClO ₃) ₂	$1 \cdot 10^{-4}$
Mg(NH ₄) ₂ Fe(CN) ₆	$4 \cdot 10^{-8}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
MgNH ₄ PO ₄	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Pb(BrO ₃) ₂	$8,0 \cdot 10^{-6}$
Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	$4,1 \cdot 10^{-36}$
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
MgSO ₃	$3 \cdot 10^{-3}$	PbC ₂ O ₄	$4,8 \cdot 10^{-10}$
MgSeO ₃	$4,4 \cdot 10^{-6}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Mn ₃ (AsO ₄) ₂	$1,9 \cdot 10^{-29}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$

1	2	3	4
MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$	PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
MnC ₂ O ₄	$5 \cdot 10^{-6}$	Pb ₂ Fe(CN) ₆	$9,55 \cdot 10^{-19}$
Mn ₂ Fe(CN) ₆	$7,9 \cdot 10^{-13}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
MnNH ₄ PO ₄	$1 \cdot 10^{-12}$	Pb(IO ₃) ₂	$2,6 \cdot 10^{-13}$
PbMoO ₄	$4,0 \cdot 10^{-6}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Pb(N ₃) ₂	$2,6 \cdot 10^{-9}$	SrF ₂	$2,5 \cdot 10^{-9}$
Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$	Sr(IO ₃) ₂	$3,3 \cdot 10^{-7}$
Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-43}$	SrMoO ₄	$2 \cdot 10^{-7}$
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	Sr(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$
Pb(SCN) ₂	$2,0 \cdot 10^{-5}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-31}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	SrSO ₃	$4 \cdot 10^{-8}$
PbS ₂ O ₃	$4,0 \cdot 10^{-7}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
PbSe	$1 \cdot 10^{-38}$	SrSeO ₃	$4,4 \cdot 10^{-6}$
PbSeO ₃	$3 \cdot 10^{-12}$	Y(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-25}$
PbWO ₄	$4,5 \cdot 10^{-7}$	Zn(CN) ₂	$2,6 \cdot 10^{-13}$
Pb(OH) ₄	$3,0 \cdot 10^{-66}$	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$
Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$	Zn(IO ₃) ₂	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Sn(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-57}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$
SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$	ZnSe	$1 \cdot 10^{-31}$

Таблиця 6

Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	Електродна реакція	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045
K^+/K	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925
Rb^+/Rb	$\text{Rb}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,925
Cs^+/Cs	$\text{Cs}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,923
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,662
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,179
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	$\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{H}_2$	$\pm 0,000$
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
$\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,788
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,498

Таблиця 7

Стандартні електродні потенціали окисно-відновних систем (25 °С)

Елемент	Рівняння напівреакції	E°, V
Al	$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al^0$	-1,66
Bi	$Bi^{3+} + 3e \rightleftharpoons Bi^0$	+0,22
	$NaBiO_3 \downarrow + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons BiO^+ + Na^+ + 2H_2O$	+1,8
Br	$Br_2^0 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,09
Cl	$Cl_2^0 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1,36
Cr	$Cr^{3+} + e \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0,41
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftharpoons Cr(OH)_3 \downarrow + 5OH^-$	-0,13
Fe	$Fe^{3+} + 1e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0,77
	$Fe^{3+} + 3e \rightleftharpoons Fe^0$	-0,04
	$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe^0$	-0,44
	$Fe(OH)_3 + 1e \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,56
I	$I_2 \downarrow + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	+0,54
Mn	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	+0,59
	$MnO_4^- + 1e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	+0,56
	$MnO_2 + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
N	$NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$	+0,94
	$NO_3^- + 2H^+ + e \rightleftharpoons NO_2 \uparrow + H_2O$	+0,80
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO \uparrow + 2H_2O$	+0,96
	$NO_3^- + 10H^+ + 8e \rightleftharpoons NH_4^+ + 3H_2O$	+0,87
	$HNO_2 + H^+ + 1e \rightleftharpoons NO + H_2O$	+0,99
O	$O_2 \uparrow + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	+1,23
	$O_2 \uparrow + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2O_2$	+0,68
	$O_2 \uparrow + H_2O + 2e \rightleftharpoons HO_2^- + OH^-$	-0,08
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2H_2O$	+1,77
	$HO_2^- + H_2O + 2e \rightleftharpoons 3OH^-$	+0,88
S	$S \downarrow + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,46
	$S \downarrow + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2S \uparrow$	+0,14
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2SO_3 + H_2O$	+0,17
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
Sn	$Sn^{4+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{2+}$	+0,15

**Константи нестійкості комплексних іонів
у водних розчинах (25 °C)**

Схема дисоціації комплексного іона	$K_{\text{нестійкості}}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$5,7 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$7,8 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 4\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-30}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,3 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{FeCl}_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	$7,4 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,4 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,5 \cdot 10^{-44}$
$[\text{FeF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{F}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^-$	$2,9 \cdot 10^{-5}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$3,4 \cdot 10^{-8}$
$[\text{PdCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$3,2 \cdot 10^{-16}$
$[\text{PtCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{SnCl}_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 6\text{Cl}^-$	$5,1 \cdot 10^{-11}$
$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 3\text{OH}^-$	$4,0 \cdot 10^{-26}$
$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 6\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-63}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$2,4 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,0 \cdot 10^{-18}$

Фізико – хімічні сталі

Назва	Значення	
Гравітаційна стала,	$G = 6,6720 \cdot 10^{-11}$	$\text{Н} \cdot \text{м}/\text{кг}^2$
Швидкість поширення електромагнітних хвиль в вакуумі,	$c = 2,99792458 \cdot 10^8$	$\text{м}/\text{с}$
Магнітна проникливість вакууму,	$\mu_0 = 1,256637061 \cdot 10^{-6}$	$\text{Гн}/\text{м}$
Електрична проникливість вакууму,	$\epsilon_0 = 8,85418782 \cdot 10^{-12}$	$\text{Ф}/\text{м}$
Стала Планка,	$h = 6,626176 \cdot 10^{-34}$	$\text{Дж}/\text{Гц}$
Атомна одиниця маси,	$\text{а.о.м.} = 1,6605655 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса електрона,	$m_e = 9,109584 \cdot 10^{-31}$	кг
Маса протону,	$m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса нейтрона,	$m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$	кг
Елементарний електричний заряд,	$e = 1,6021892 \cdot 10^{19}$	Кл
Класичний радіус електрона,	$r_e = 2,817938 \cdot 10^{-15}$	м
Стала Авогадро,	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$	моль^{-1}
Стала Фарадея,	$F = 9,648456 \cdot 10^4$	$\text{Кл}/\text{моль}$
Стала Лошмідта,	$N_L = 2,686754 \cdot 10^{25}$	м^{-3}
Універсальна газова стала,	$R = 8,31441$	$\text{Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$
Нормальні умови:		
–тиск,	$T = 1,01325 \cdot 10^5$	Па
–температура,	$p = 273,15$	$^{\circ}\text{К}$
Молярний об'єм газу,	$V_M = 2,241383 \cdot 10^{-2}$	$\text{м}^3/\text{моль}$
Стала Больцмана,	$k = 1,380662 \cdot 10^{-23}$	$\text{Дж}/\text{К}$
Магнітний момент електрона	$\mu_e = 9,284832 \cdot 10^{-24}$	$\text{А} \cdot \text{м}^2$

Таблиця 10

Приставки для утворення кратних і ділених одиниць

Приставка	Множник	Приставка	Множник
Тера, Т	10^{12}	Деци, д	10^{-1}
Гіга, Г	10^9	Сантис, с	10^{-2}
Мега, М	10^6	Мілі, м	10^{-3}
Кіло, к	10^3	Мікро, мк	10^{-6}
Гекто, г	10^2	Нано, н	10^{-9}
Дека, да	10^1	Піко, п	10^{-12}

Фізико-хімічні величини і одиниці Міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниці СІ
Внутрішня енергія, U	джоуль, Дж
Час, t	секунда, с
Тиск, p	паскаль, Па
Дипольний момент, μ	кулон-метр, Кл· м
Довжина, l	метр, м
Кількість речовини, ν	моль, моль
Кількість тепла, Q	джоуль, Дж
Кількість електрики, q	кулон, Кл
Маса, m	кілограм, кг
Молярна маса, M	кілограм на моль, кг/моль
Молярний об'єм, V_M	куб. метр на моль, м ³ /моль
Молярна концентрація, C_m	моль на кілограм, моль/кг
Молярна концентрація, C_m	моль на куб. метр, моль/м ³
Потужність, P	ват, Вт
Об'єм, V	кубічний метр, м ³
Густина, ρ	кілограм на куб. метр, кг/м ³
Площа, S	квадратний метр, м ²
Поверхневий натяг, σ	джоуль на квадр. метр, Дж/м ²
Робота, W	джоуль, Дж
Різниця потенціалів, ΔU	вольт, В
Сила, F	ньютон, Н
Сила струму, I	ампер, А
Швидкість реакції, ν	моль в секунду, моль/с
Температура термодинамічна, T	кельвін, К
Температура Цельсія, °С	градус Цельсія, °С
Теплоємність, C	джоуль на кельвін, Дж/К
Енергія, E	джоуль, Дж
Енергія Гіббса, ΔG	джоуль на моль, Дж/моль
Ентальпія, ΔH	джоуль на моль, Дж/моль
Ентропія, S	джоуль на кельвін-моль, Дж/(К· моль)

Таблиця 12

Відносні атомні маси хімічних елементів

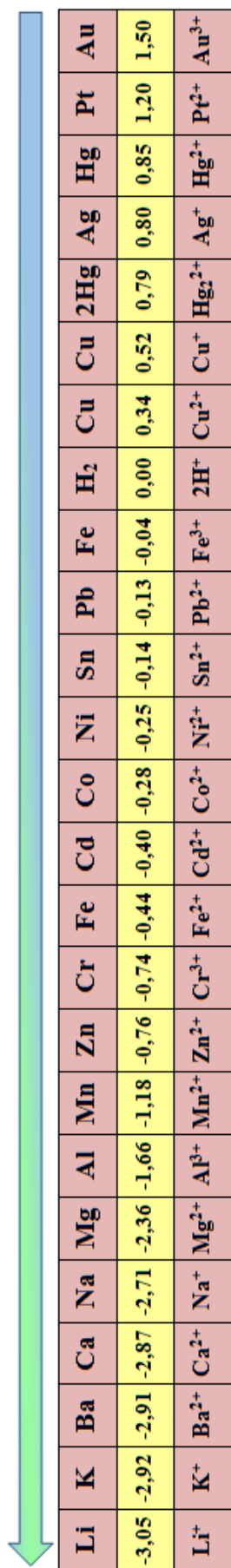
Елемент	A_r	Елемент	A_r	Елемент	A_r
⁸⁹ *Ac	227,0278	⁸⁷ *Fr	223,0197	⁸ O	15,9994±3
⁴⁷ Ag	107,8682±3	³¹ Ga	69,723±4	⁷⁶ Os	190,2±1
¹³ Al	26,98154±1	⁶⁴ Gd	157,25±3	¹⁵ P	30,97376±1
⁹⁵ *Am	243,0614	³² Ge	72,59±3	⁹¹ *Pa	231,0359
¹⁸ Ar	39,948±1	¹ H	1,00794±7	⁸² Pb	207,2±1
³³ As	74,9216±1	² He	4,002602±2	⁴⁶ Pd	106,42±1
⁸⁵ *At	209,9871	⁷² Hf	178,49±3	⁶¹ *Pm	144,9128
⁷⁹ Au	196,9665±1	⁸⁰ Hg	200,59±3	⁸⁴ *Po	208,9824
⁵ B	10,811±5	⁶⁷ Ho	164,9304±1	⁵⁹ Pr	140,9077±1
⁵⁶ Ba	137,33±1	⁵³ I	126,9045±1	⁷⁸ Pt	195,08±3
⁴ Be	9,01218±1	⁴⁹ In	114,82±1	⁹⁴ *Pu	244,0642
⁸³ Bi	208,9804±1	⁷⁷ Ir	192,22±3	⁸⁸ *Ra	226,0254
⁹⁷ *Bk	247,0703	¹⁹ K	39,0983±1	³⁷ Rb	85,4678±3
³⁵ Br	79,904±1	³⁶ Kr	83,80±1	⁷⁵ Re	186,207±1
⁶ C	12,011±1	¹⁰⁴ *Ku	[261]	⁴⁵ Rh	102,9055±1
²⁰ Ca	40,078±4	⁵⁷ La	138,9055±3	⁸⁶ *Rn	222,0176
⁴⁸ Cd	112,41±1	³ Li	6,941±2	⁴⁴ Ru	101,07±2
⁵⁸ Ce	140,12±1	¹⁰³ *(Lr)	260,1054	¹⁶ S	32,066±6
⁹⁸ *Cf	251,0796	⁷¹ Lu	174,967±1	⁵¹ Sb	121,75±3
¹⁷ Cl	35,453±1	¹⁰¹ *Md	258,0986	²¹ Sc	44,95591±1
⁹⁶ *Cm	247,0703	¹² Mg	24,305±1	³⁴ Se	78,96±3
²⁷ Co	58,9332±1	²⁵ Mn	54,9380±1	¹⁴ Si	28,0855±3
²⁴ Cr	51,9961±6	⁴² Mo	95,94±1	⁶² Sm	150,36±3
⁵⁵ Cs	132,9054±1	⁷ N	14,0067±1	⁵⁰ Sn	118,710±7
²⁹ Cu	63,546±3	¹¹ Na	22,98977±1	³⁸ Sr	87,62±1
⁶⁶ Dy	162,50±3	⁴¹ Nb	92,9064±1	⁷³ Ta	180,9479±1
⁶⁸ Er	167,26±3	⁶⁰ Nd	144,24±3	⁶⁵ Tb	158,9254±1
⁹⁹ *Es	252,0828	¹⁰ Ne	20,179±1	⁴³ *Tc	97,9072
⁶³ Eu	151,96±1	²⁸ Ni	58,69±1	⁵² Te	127,60±3
⁹ F	18,998403±1	¹⁰² *(No)	259,1009	⁹⁰ Th	232,0381
²⁶ Fe	55,847±3	⁹³ *Np	237,0482	²² Ti	47,88±3
¹⁰⁰ *Fm	257,0951	¹⁰⁵ *Ns	[262]	⁸¹ Tl	204,383±1
⁶⁹ Tm	168,9342±1	⁵⁴ Xe	131,29±3	⁴⁰ Zr	91,224±2
⁹² U	238,0289	³⁹ Y	88,9059±1	* ₁₀₆	[263]
²³ V	50,9415±1	⁷⁰ Yb	173,04±3	* ₁₀₇	[262]
⁷⁴ W	183,85±3	³⁰ Zn	65,39±2		

ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ СОЛЕЙ, КИСЛОТ І ОСНОВ ПО ХІМІЇ

Катіони	Аніони										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg ²⁺	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК
Ba ²⁺	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	НК	Р	Р	РК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Н	Н	Р	РК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Р	розчинна у воді (більше 1 грама речовини на 100 грам води)	РК	не розчиняється у воді, але розчинна в сильних неорганічних кислотах
М	мало розчиняється у воді (від 0,001 грама до 1 грама речовини в 100 грамах води)	НК	хімічна речовина не розчиняється ні у воді, ні в будь-яких кислотах
Н	не розчиняється у воді, але добре розчиняється в слабких кислотах (менше 0,001 грама до 1 грама речовини в 100 грамах води)	Г	хімічна речовина піддається гідролізу
		-	дані про розчинність хімічної речовини відсутні

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ
Відновлювальна здатність чистих металів



Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	Fe	H ₂	Cu	Cu	2Hg	Ag	Hg	Pt	Au
-3,05	-2,92	-2,91	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	-0,04	0,00	0,34	0,52	0,79	0,80	0,85	1,20	1,50
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Cu ⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺

Окиснювальна здатність катіонів металів

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ

Катіони Реактиви	I група			II група			III група			IV група			V група				VI група		
	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Hg ₂ ²⁺	Pb ²⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Bi ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Mn ²⁺	Mg ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺
HCl	-	-	-	↓	↓	↓	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
H ₂ SO ₄	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	-	-	-	-	-	-	-
NaOH _{нагріт}	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NaOH _{холод}	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NH ₄ OH _{нагріт}	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NH ₄ OH _{холод}	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NH ₄ OH - NH ₄ Cl	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Na ₂ CO ₃	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
(NH ₄) ₂ CO ₃ - NH ₄ OH	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NH ₄ Cl - Na ₂ HPO ₄	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Na ₂ HPO ₄ - NH ₄ OH - NH ₄ Cl	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Реактив Чугасва	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
K ₄ [Fe(CN) ₆]	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
K ₃ [Fe(CN) ₆]	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
K ₂ CrO ₄	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
KI	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
(NH ₄) ₂ C ₂ O ₃	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
KH ₂ SbO ₄	↓	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Окиснювачі	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
SnCl ₂	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
KSCN	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Алізарин (на папері)	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Метали (Al, Zn, Fe)	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Метали (Cu)	-	-	-	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Забарвлення полум'я	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Скиба Г.В. Курс загальної хімії: навч. посібник. Житомир: Державний університет «Житомирська політехніка». 2019. 120 с.
2. Загальна та неорганічна хімія: підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків: НФаУ: Золоті сторінки. 2017. 512 с.
3. Хімія з основами біогеохімії: навч. посібник / Л.В. Войтенко. Київ: Наукова столиця. 2019. 400 с.
4. Хімія неметалів з основами біогеохімії. Навчальний посібник для студентів вищих навчальних закладів екологічного та агрономічного профілю /Укл. Мартиненко В.Г., Мартиненко А.П., Медведєва О.В. Кропивницький: ЦНТУ, 2018. 330 с
5. Загальна хімія: навч. посібник для студентів технічних спеціальностей / Назарко І.С., Вічко О.І. Тернопіль: Тернопіль. 192 с.
6. Цветкова Л.Б. Збірник задач з хімії: навч. посібник. для студентів вищ. навч. закл. Київ: Каравела. 2023. 320 с.
7. Піскач Л.В., Петрусь І.І. Хімія неорганічна. Завдання для підготовки до контрольних опитувань. Луцьк. 2020. 89 с.
8. Костік В.В. Збірник задач із загальної хімії: навч. посібник, ОДЕКУ. Одеса: ТЕС. 2018. 262 с.
9. Сафранов Т.А., Колісник А.В. Системний аналіз якості навколишнього середовища: конспект лекцій, ОДЕКУ. Одеса: ТЕС. 2021. 205 с.
10. Корбут М.Б., Мальований М.С., Давидова І.В., Скиба Г.В. Оцінювання звалищ твердих побутових відходів на гідрохімічний режим прилеглих територій (на прикладі полігону Житомирської територіальної громади). Науковий вісник НЛТУ України. 2023. Т. 23. №3. С. 40-45.
11. Наукова бібліотека Державного університету «Житомирська політехніка» (адреса: м. Житомир, вул. Чуднівська 103, режим доступу: <https://lib.ztu.edu.ua/>)
12. Електронна бібліотека літератури із загальної хімії: веб-сайт. URL: <https://techemy.com> (дата звернення: 25.05.2022).

Навчальне видання

**Скиба Галина Віталіївна, Шевчук Лариса Миколаївна, Сікач Тетяна Іванівна,
Демчук Людмила Іванівна**

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ
ТЕОРІЯ ТА ЗАДАЧІ**

Навчальний посібник для практичних робіт та самостійної роботи студентів

Електронне видання

Редактор: Давидова І.В.
Технічний редактор: Войналович І.
Комп'ютерний дизайн та верстка: Івашкіна О.

Формат 60/90 1/16 Гарнітура Times New Roman.
Ум. друк. арк. 8,75