



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства
та природокористування

Н.М.Буденкова
К.Ю.Вербецька

ХІМІЯ

Інтерактивний комплекс
навчально-методичного забезпечення



Кредитно-модульна система організації
навчального процесу

Для студентів за напрямом підготовки
“Енергетика”

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Рівне – 2006



Затверджено вченою радою Національного університету водного господарства та природокористування. Протокол № від 2006 р.

Буденкова Н.М., Вербецька К.Ю.

Б90 Хімія: Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення – Рівне: НУВГП, 2006. – 63с.

Рецензенти:

А.М.Маковський, декан факультету ГТБ і ГЕ НУВГП,
кандидат технічних наук, доцент;

Б.С.Колупаєв, академік МАПСН, заслужений працівник
народної освіти України, доктор хімічних наук, професор
Рівненського державного гуманітарного університету.

Навчально-методичний комплекс “Хімія” містить типову програму, вказівки щодо вивчення окремих тем, плани лабораторних занять, тематики самостійної та індивідуальної роботи, тренінгову тестову програму, список рекомендованої літератури, які можуть бути корисними при самостійному вивченні дисципліни в умовах кредитно-модульної організації навчального процесу студентами спеціальності “Гідроенергетика”, “Теплоенергетика” вищих навчальних закладів.

УДК 54 : 577.1

ББК 24 : 53

© Буденкова Н.М., Вербецька К.Ю.

© НУВГП, 2006



ПЕРЕДМОВА

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає реформування школи шляхом впровадження кредитно-модульної системи організації навчального процесу.

Інноваційна організація навчального процесу за європейськими зразками передбачає навчання студента за індивідуальним планом, розрахованим на його здібності та можливості. Така система включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення з кожної навчальної дисципліни.

Головною метою навчальної дисципліни «Хімія» є засвоєння студентами теоретичних основ хімії, складу, будови, властивостей речовин, зокрема природних вод; питань захисту металевих конструкцій від корозії, ролі хімії у вирішенні проблем захисту навколишнього середовища та раціонального природокористування.

Основними завданнями навчальної дисципліни є:

- вивчення основних понять, методів, алгоритмів рішення задач;
- набуття практичних навичок роботи в хімічній лабораторії, проведення експериментальних дослідів по вивченню хімічних властивостей речовин;
- формування вмінь за допомогою набутих теоретичних та експериментальних знань вирішувати виробничі проблеми..

В результаті вивчення дисципліни студенти повинні:

- **знати** місце дисципліни в структурі інших природничих наук;
- **вміти** аналізувати зразки природних об'єктів: води, ґрунту, відходів виробництва на вміст основних компонентів..

Головною передумовою входження України до єдиного європейського освітянського простору є впровадження кредитно-модульної організації навчального процесу, яка передбачає посилення ролі самостійної роботи студентів, використання тестового контролю знань. Методичні рекомендації мають допомогти їм у цьому.

Навчальна дисципліна «Хімія» пов'язана з іншими дисциплінами, такими як «Фізика», «Матеріалознавство», «Загальна екологія».

Методичні рекомендації розраховані на студентів вищих навчальних закладів бакалаврського рівня підготовки, які будуть вивчати дисципліну «Хімія» в умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу.



ТИПОВА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

Тематичний план та розподіл навчального часу

Відповідно до «Освітньо-професійної програми підготовки бакалавра, спеціаліста і магістра напряму 0905 «Енергетика», «Теплоенергетика» чинної від 23.11.1993 р. на вивчення навчальної дисципліни «Хімія» передбачено 135 годин (3,75 кредити). Приймаючи до уваги зменшення аудиторного навантаження студентів і збільшення обсягу самостійної роботи під керівництвом викладача тематичний план має такий вигляд (табл. 1.1).

Таблиця 1.1

Опис предмета навчальної дисципліни „Хімія”

Курс: підготовка бакалаврів	Напрямок, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни
Кількість кредитів, відповідних ECTS – 3,75; Модулів – 2; Змістовних модулів -3 Загальна кількість годин – 108 Тижневих: аудиторних – 4; самостійна робота студентів (СРС) – 3.	Напрямок 0905 “Енергетика” Спеціальність 6.095500 “Гідроенергетика”, 6.090500 “Теплоенергетика” Освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр	Обов’язкова нормативна Рік підготовки: 1-ий; Семестр: 1-ий; <u>Денна форма:</u> Лекцій: 30 години; Лаборат. робіт – 30 год.; Самостійна робота – 48 год. Види контролю: 1. Модульні контрольні завдання (письмові); 2. Звіти по лабораторним роботам; 3. Іспит. <u>Заочна форма:</u> Лекцій: 8 години; Лаборат. робіт – 8 год.; Самостійна робота – 92 год. Види контролю: 1. Контрольна робота – 1 ; 2. Іспит.



Тематичний план та розподіл навчального часу

Змістові модулі (теми)	Обсяг, годин							
	Денна форма				Заочна форма			
	Всього	Лекцій	Лаб. робіт	Сам. роб.	Всього	Лекцій	Лаб. робіт	Сам. роб.
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1								
1. Основні поняття та закони хімії	10	4	4	2	10	2	-	8
2. Будова атомів та ПСЕ Д.І.Менделєєва	7	3	2	2	8	-	-	8
3. Хімічний зв'язок, будова та властивості речовин	7	3	2	2	8	-	-	8
4. Класи неорганічних сполук	8	2	4	2	16	2	2	12
5. Закономірності перебігу хімічних реакцій	8	3	2	3	14	-	-	14
ВСЬОГО	40	15	14	11	56	4	2	70



ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2								
6. Розчини неелектролітів	10	2	2	6	4	-	-	4
7. Розчини електролітів	14	4	4	6	8	2	2	4
8. Вода	12	2	4	6	10	-	2	8
ВСЬОГО	36	8	10	18	22	2	4	16
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3								
9. Окисно-відновні реакції	11	2	2	14	6	2	2	2
10. Основи електрохімії	21	5	4	32	4	-	-	4
ВСЬОГО	32	7	6	46	10	2	2	6
ВСЬОГО НА ДИСЦИПЛІНУ	135	30	30	75	108	8	8	92

Для студентів заочної форми навчання передбачено написання одна контрольна робота по темах змістових модулів.

1.2. Програмний матеріал блоків змістових модулів

Блок 1. "Теоретичні основи хімії"

Тема 1. Основні поняття та закони хімії

Атом, молекула, хімічний елемент, проста та складна речовина, валентність, моль. Відносні атомні та молекулярні маси, молярна маса. Закон збереження маси речовин. Закон Авогадро, молярний об'єм газів, відносна густина газів. Методи визначення молекулярних мас газоподібних речовин. Еквівалент речовини, молярна маса еквівалентів речовини, молярний об'єм еквівалентів газів. Закон еквівалентів.

Тема 2. Будова атомів та періодична система Д.І.Менделєєва

Розвиток уявлень про будову атомів. Склад атомних ядер, масове число атома. Ізотопи.



Корпускулярно-хвильова двоїстість електрона. Стан електронів в атомах, квантові числа, атомна орбіталь (АО), енергетичні рівні та правила заповнення їх електронами в багатоелектронних атомах. Електронні формули атомів елементів.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва та структура періодичної системи елементів. Властивості елементів (розміри атомів, енергія йонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність) та причини періодичності їх зміни з ростом атомних чисел елементів. s-, p-, d- та f-Елементи.

Тема 3. Хімічний зв'язок, будова та властивості речовин

Основні характеристики хімічного зв'язку. Типи хімічних зв'язків: ковалентний зв'язок, методи його утворення. σ - і π -зв'язки. Напрявленість ковалентних зв'язків, гібридизація АО та будова молекул. Полярність та поляризованість зв'язків та молекул. Металічний зв'язок. Йонні зв'язки та сполуки.

Міжмолекулярна взаємодія, сили Ван дер Ваальса. Водневі зв'язки як причина аномальних властивостей HF, H₂O. Залежність властивостей речовин від характеру хімічних зв'язків.

Тема 4. Класи неорганічних сполук

Оксиди, гідроксиди (основи, кислоти, амфотерні гідроксиди), солі, їх номенклатура, добування, властивості. Зв'язок між класами неорганічних сполук. Поняття про комплексні сполуки.

Тема 5. Закономірності перебігу хімічних реакцій

Енергетика хімічних реакцій. Функції стану системи: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса та їх зміни в хімічних реакціях. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Напрямок самовільного перебігу хімічних реакцій.

Швидкість реакцій та її залежність від різних факторів. Закон діючих мас, правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Каталіз. Хімічна рівновага, принцип Ле Шательє.



Блок 2. “Розчини”

Тема 1. Розчини неелектролітів

Загальна характеристика розчинів. Фізичні та хімічні процеси при розчиненні: теплові ефекти, гідратація, утворення кристалогідратів. Способи вираження концентрації розчиненої речовини. Осмос, осмотичний тиск, тиск насиченої пари над розчинами. Закони Вант-Гоффа та Рауля.

Тема 2. Розчини електролітів

Теорія електролітичної дисоціації С. Арреніуса. Ступінь дисоціації електролітів, його залежність від різних факторів. Сильні та слабкі електроліти. Добуток розчинності малорозчинних твердих електролітів. Стан сильних електролітів в розчинах, активність йонів. Константа дисоціації слабких електролітів, закон розведення Оствальда.

Напрямок перебігу реакцій обміну між електролітами в розчинах, йонно-молекулярні рівняння. Гідроліз солей, ступінь та константа гідролізу.

Електролітична дисоціація води, йонний добуток води, водневий та гідроксидний показники водних середовищ. Кислотно-основні індикатори, визначення та обчислення рН розчинів кислот та основ.

Тема 3. Вода

Будова води. Аномальні властивості води. Хімічні властивості води. Склад природних вод. Твердість води та методи її усунення. Фізична активація води.

Блок 3. “Електрохімічні процеси”

Тема 1. Окисно-відновні реакції

Поняття про ступінь окиснення (с.о.) елементів, визначення с.о. елементів в сполуках.

Поняття про окиснення, відновлення. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій (ОВР). Визначення молярних мас еквівалентів



Тема 2. Основи електрохімії

Поняття про електроди та електродні потенціали. Механізм утворення різниці потенціалів на поверхні металу в електроліті (воді). Стандартний водневий електрод, ряд стандартних електродних потенціалів та його застосування для визначення напрямку перебігу ОВР. Рівняння Нернста, розрахунок електродних потенціалів. Гальванічні елементи та визначення їх напруги.

Електроліз розплавів та водних розчинів електролітів з інертними електродами. Електроліз з розчинними анодами, рафінування металів. Закон Фарадея. Акумулятори. Використання електролізу в промисловості і техніці.

Корозія металів, класифікація видів корозії за характером руйнувань та за механізмом перебігу. Корозія виробів з чорних металів в кислому середовищі, вологій атмосфері, ґрунті. Активатори корозії. Методи захисту металів від корозії. Інгібітори корозії.

2. МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИВЧЕННЯ ОКРЕМИХ МОДУЛІВ ТА ТЕМ ДИСЦИПЛІНИ

Змістовий модуль 1. “Теоретичні основи хімії”

Тема 1. Основні поняття та закони хімії

Хімія – наука про склад, будову, властивості та перетворення речовин.

Дослідження хімічної науки та промисловості лежать в основі виробництва металів і пластмас, синтетичних каучуків, смол і волокон, барвників, ліків, мінеральних добрив, засобів захисту рослин.

Мінеральні добрива вносяться у ґрунт для підвищення урожайності сільськогосподарських культур.

(P, N, K) – ці елементи вносять у ґрунт у вигляді органічних (гній, торф та ін.) і мінеральних (продукти хімічної переробки мінеральної сировини) добрив. Кожний четвертий житель планети може харчуватися лише внаслідок використання мінеральних добрив (KNO_3



—калійна селітра, NH_4NO_3 – амонійна селітра, K_2CO_3 – поташ, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – подвійний суперфосфат). Досягнення хімії: розробка технологій очищення стічних вод, створення безвідходних технологій, утилізація відходів, захист лісів шляхом заміни деревини синтетичними мінералами – сприяють захисту навколишнього середовища.

Молекула – найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості.

Атом – найменша частинка хімічного елемента.

Хімічний елемент – вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Явище існування елемента у вигляді двох чи більше простих речовин називається **алотропією** O_2 – кисень і O_3 – алотропічні модифікації Оксигену.

Атомна (A_r) чи молекулярна (M_r) маса - маса атома чи молекули, виражена в а.о.м.

За 1 а.о.м. прийняти 1/12 маси 1 атома ізотопа Карбону з масовим числом 12.

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

$$M_{r\text{H}_2\text{O}} = 2A_{r\text{H}} + A_{r\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Моль (n) – це одиниця кількості речовини, яка містить число Авогадро структурних одиниць (атомів, йонів, молекул, ін.).

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

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Молекулярна маса (μ) – це маса одного моль речовини.

$$\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ г/моль}$$

$$n = \frac{m}{\mu}$$

Молярний об'єм (V_μ) – це об'єм одного моль газоподібної речовини.

Молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов (273К; 101,3 кПа) складає 22,4 л/моль (V_μ^0):

$$n = \frac{V}{V_\mu^0}$$



Методи визначення молекулярних мас газоподібних речовин

1. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона

$$\mu = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}.$$

Якщо $R=8,314$ Дж/моль \cdot К, то $V - \text{м}^3$, $T = (t^0 + 273)$, $p - \text{Па}$.

2. За відносною густиною (D) одного газу (1) за іншим (2):

$$D_{H_2} = \frac{M_X}{M_{H_2}} = \frac{M_X}{2};$$

$$D_{\text{ПОВІТРЯ}} = \frac{M_X}{29};$$

$$D_1 = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

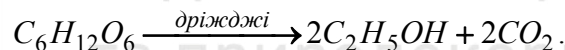
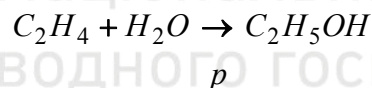
3. Через молярний об'єм ($V_{\mu}^0=22,4$ л/моль).

Закон збереження маси речовин (М.В.Ломоносов, 1748).

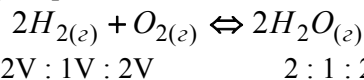
При хімічних реакціях маса вихідних речовин дорівнює масі продуктів реакції.

Закон сталості складу (Пруст, 1803 р.). Кожна хімічно чиста речовина з молекулярною структурою має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її одержання

t, K



Закон об'ємних відношень (Гей-Люсак, 1808 р.). За однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газів, що утворилися, як невеликі цілі числа.



Закон Авогадро (1811 р.). В рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Закон еквівалентів (Ріхтер, 1793 р.). В хімічних реакціях речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях:



$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mu_{E_1}}{\mu_{E_2}}.$$

Еквівалентом речовини (E) називається частка (доля) формульної одиниці (ФО) цієї речовини, яка в даній реакції відповідає одному атому Гідрогена.

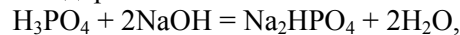
Всі речовини складаються із структурних одиниць, які можуть бути реальними (молекули, атоми, йони, радикали) або умовними формульними одиницями (ФО) у випадку йонних (NaCl) або атомних (SiO₂) кристалів.

$$E = \frac{\Phi O}{Z},$$

де $Z \geq 1$ - еквівалентне число.

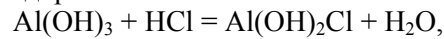
Значення Z визначають за рівнянням хімічної реакції, в якій приймає участь дана речовина:

1. Для кислот Z дорівнює основності кислоти:



$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{\Phi O}{2}.$$

2. Для основ Z дорівнює кислотності основи:



$$E_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{\Phi O}{1}.$$

3. Для солей Z дорівнює добутку валентності основного та кислотного залишків:

$$E_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{\Phi O}{2 \cdot 3} = \frac{\Phi O}{6}$$

$$E_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = E_{\text{Ca}^{2+}} + E_{\text{PO}_4^{3-}}.$$

4. Для елемента Z дорівнює його валентності

$$E_{\text{Mg}} = \frac{\Phi O}{2}.$$

5. Для основних і амфотерних оксидів Z дорівнює добутку валентності Оксигену на валентність, зв'язаного з ним металу:

$$E_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{\Phi O}{2 \cdot 3} = \frac{\Phi O}{6}$$



$$E_{\text{оксиду металу}} = E_{\text{мет.}} + E_0.$$

Молярна маса еквівалентів (μ_E) - маса одного моль еквівалентів речовини (г/моль · еkv).

Молярний об'єм еквівалентів (V_E) - об'єм одного моль еквівалентів газоподібної речовини.

Для простих газів, молекули яких двоатомні (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2):

$$V_E = \frac{\mu_E}{2 \cdot Z},$$

де Z – валентність елемента.

$$V_E^o(H_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 1} = 11,2 \text{ (л/моль)}.$$

Якщо одним з учасників реакції є газ, закон еквівалентів можна записати:

$$\frac{m_1}{V_1} = \frac{\mu_{E_1}}{V_{E_2}}.$$

Завдання для самоконтролю

1. Основні поняття хімії: атом, молекула, елемент, проста, складна речовина, моль, молярна маса, хімічний еквівалент, молярна маса еквіваленту.

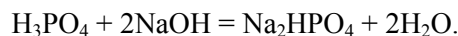
2. Після вибуху 0,02л суміші водню з киснем залишилось 0,0032 л кисню. Виразити в відсотках по об'єму початковий склад суміші.

3. Чому дорівнює маса однієї молекули вуглекислого газу?

4. При $7^{\circ}C$ тиск газу в закритій склянці дорівнює 96,0 кПа. Чому буде дорівнювати тиск, якщо охолодити склянку до $-33^{\circ}C$?

5. Скільки моль кисню знаходиться в 1л повітря, якщо вміст його складає 21% (н.у.)?

6. Еквівалент. Закон еквівалентів. Розрахувати $\mu_{EH_3PO_4}$ в реакції:



7. На відновлення 1,8г оксиду металу витрачено 883 мл H_2 (н.у.).

Обчислити μ_E оксиду та μ_E металу.

8. Основні закони хімії.

9. Чому дорівнює атмосферний тиск на вершині Казбеку, якщо при $0^{\circ}C$ маса 1л взятого там повітря дорівнює 700 мг.



10. На нейтралізацію 2,45г кислоти йде 2,00г натрій гідроксиду.
Визначити еквівалентну масу кислоти.

Алгоритм рішення

Де міститься більше атомів: у 3,2 г кисню O_2 або 3,2г силану SiH_4 ?

Дано: $m(O_2) = 3,2$ г; $m(SiH_4) = 3,2$ г.

Знайти: $N(O_2)/N(SiH_4)$.

Кількісний склад речовини виражають за допомогою таких величин:

Зразок речовини	Один моль речовини
маса m , г	молярна маса μ , г/моль
кількість речовини n , моль	1 моль
число частинок речовини N	Стала Авогадро N_A , моль ⁻¹
об'єм (для газів) v , л	молярний об'єм газу v_μ , л/моль

$$\mu_{(O_2)} = 32 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{(SiH_4)} = 32 \text{ г/моль}$$

$$n_{(O_2)} = \frac{m}{\mu} = \frac{3,2 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$n_{(SiH_4)} = \frac{3,2 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(O_2) = n(SiH_4)$$

Кількість речовини молекул кисню і силану однакові. Проте у молекулі силану SiH_4 міститься 5 атомів, а в молекулі кисню O_2 – 2. Таким чином, атомів у силані більше, ніж у кисні.

Тема 2. Будова атомів та ПСЕ Д.Менделєєва

До кінця XIX ст. в хімії панувало уявлення про неподільний атом. Завдяки дослідженням цілого ряду вчених було встановлено, що атом подільний і є складною системою – це відкриття:

- катодних променів (В.Крукс, 1879 р.);
- радіоактивності (А.Бекерель, 1896 р.);
- протону (Е.Резерфорд, 1919 р.);
- нейтрону (Д.Чедвік, 1932 р.).



Характеристики фундаментальних елементарних частинок

Частинка, символ	Маса	Заряд	
	а.о.м.	Кл	о.з.
електрон, e^-	0,0005	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1
нейтрон, n	1,0086	0	0
протон, p	1,0074	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1

В 1911 р. Е.Резерфорд запропонував **ядерну модель** будови атома, згідно якої в центрі атома знаходиться масивне, позитивно заряджене ядро, навколо якого обертаються електрони. Сумарний негативний заряд електронів ($-Z$) дорівнює позитивному заряду ядра ($+Z$), тому атом в цілому електронейтральний.

Сума числа протонів (Z) та нейтронів (N) в ядрі атома називається його **масовим числом (A)**:

$$A = Z + N,$$

де Z – атомний номер, заряд ядра атома.

Експериментально рівність порядкового номера елемента величині заряду ядер його атомів встановив Г.Мозлі (1913 р.).

У 20-х роках ХХ ст. завдяки роботам де Бройля, Е.Шредінгера, В.Гейзенберга та ін. були розроблені основи хвильової теорії про двоїсту корпускулярно-хвильову природу світлового випромінювання, а також мікрочастинок: e^- , p, n і тощо.

Рівняння де Бройля: $\lambda = \frac{h}{mV}$.

Кожній частинці з масою m , що рухається зі швидкістю V , властиве електромагнітне коливання з довжиною хвилі λ (1925 р.).

Атомна орбіталь (АО) – область простору навколо ядра, ймовірність перебування електрона в якій становить 90%.

Стан електрона в атомі характеризується значеннями **4-х квантових чисел**:

1. **n** – **головне квантове число** визначає розміри АО та енергію електрона, що на ній знаходиться. Воно набуває значень цілих чисел від 1 до ∞ . Кожному з його значень 1, 2, 3 ...n відповідає певний рівень енергії, або енергетичний рівень K, L, M, N, O, P, Q.

Максимальна кількість e^- на певному енергетичному рівні $N=2n^2$.



2. **l – орбітальне (побічне) квантове число** характеризує енергію \bar{e} на підрівні, форму АО; може мати значення від 0 до $(n-1)$.

Підрівень – 1 або декілька орбіталей з однаковими значеннями n і l .

Максимальна кількість \bar{e} на підрівні $N=2(2l+1)$.

3. **m – магнітне квантове число** визначає напрямленість (орієнтацію) АО в просторі, набуває значень цілих чисел від $+l \dots 0 \dots -l$. Певному значенню l відповідає $(2l+1)$ магнітних квантових чисел.

Таким чином, набір трьох квантових чисел n, l, m визначає енергію \bar{e} та розміри, форму і орієнтацію АО, на якій він знаходиться.

Кожну орбіталь іноді зображають як енергетичну комірку (“квантову комірку”) у вигляді квадрата “ف”.

4. **s – спінове квантове число** характеризує власний магнітний момент, має значення $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$.

Спін зображають протилежно напрямленими стрілками $\downarrow\uparrow$.

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох \bar{e} з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Електронною будовою (електронною формулою) називають розподіл електронів по енергетичних рівнях, підрівнях та АО в незбудженому атомі. Цей розподіл підкоряється ряду правил:

1. **Принцип мінімальної енергії:** в основному стані атома його електрони перебувають на АО з мінімальною енергією.

2. **Правило Гунда:** основному стану атома відповідає такий розподіл \bar{e} по АО, при якому абсолютне значення їх сумарного спіна максимальне: ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ – в кожній p -комірці розташовано по 1 \bar{e} .

3. **Два правила Клечковського:**

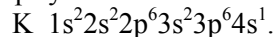
а) послідовне заповнення АО електронами відбувається від АО з меншою сумою $(n+l)$ до АО з більшою сумою цих чисел

$$1s < 2s < 2p;$$

б) заповнення електронами АО з однаковою сумою $(n+l)$ відбувається від АО з меншим значенням n до АО з більшим значенням цього числа

$$2p < 3s; \quad 4s < 3d.$$

Отже, електронна формула атома Калію





Періодичний закон (Д. Менделєєв, 1869 р.): властивості хімічних елементів та їх сполук знаходяться в періодичній залежності від заряду атомних ядер.

Періодична система – графічний вираз періодичного закону.

Період – горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їх атомних номерів.

Перші три періоди називають **короткими**, елементи коротких періодів називають **типовими**.

Четвертий, п'ятий і шостий періоди – **довгі**, вони розміщені в два ряди, сьомий період – **незакінчений**.

Вертикальні колонки елементів створені внаслідок розміщення періодів один під другим, називають **групами**. Типові елементи та їх аналоги з довгих періодів утворюють головні (А) **підгрупи**, а елементи, які не мають аналогів в коротких періодах утворюють побічні (Б) **підгрупи**.

В залежності від того, який підрівень в атомах елемента заповнюється електронами останнім, його відносність до s-, p-, d-, f- елементів.

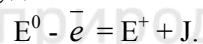
Ефективним атомним радіусом елемента вважають повну відстань між ядрами його атомів у простій речовині.

Li ($r = 0,155$ нм) – F ($r = 0,075$ нм) – по періоду із збільшенням порядкового номеру радіус атома зменшується.

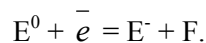
Li ($r = 0,155$ нм) – Cs ($r = 0,268$ нм) – по підгрупі із збільшенням порядкового номеру радіус атома збільшується.

Хімічні властивості елемента характеризуються здатністю його атомів віддавати чи притягувати електрони. Кількісно це виражається наступними величинами:

1. **Енергія іонізації елемента (J)** - це енергія, необхідна для відриву електрона від незбудженого атома цього елемента



Спорідненість елемента до електрона (F) – енергія, що виділяється внаслідок приєднання електрона незбудженим ізольованим атомом цього елемента.



Електронегативністю елемента (ЕН) називається здатність його атомів притягувати електронну густину при утворенні хімічних зв'язків.



$$EH = \frac{1}{2}(J + F).$$

J , F , EH – по періоду із збільшенням порядкового номеру (із зменшенням радіуса атома) збільшується.

J , F , EH – по підгрупі із збільшенням порядкового номеру (із збільшенням радіуса атома) зменшуються.

Завдання для самоконтролю

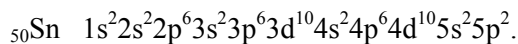
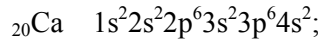
1. Розвиток уявлень про будову атома.
2. Характеристики елементарних частинок, які входять до складу атома.
3. Сучасні уявлення про будову атома.
4. Який елемент четвертого періоду ПСЕ є найактивнішим металом? Чому? Написати електронну формулу атома цього елемента.
5. Електронегативність, спорідненість до електрону та їх зміни із збільшенням порядкового номеру елемента по періоду, по підгрупі.
6. Будова ядра атома. Вказати склад ядер атомів P , Ti , Co .
7. Квантові числа. Поняття про атомну орбіталь.
8. Написати електронну формулу елемента №16. Визначити хімічні властивості його вищого оксиду і гідроксиду за місцем елемента в ПСЕ, підтвердити рівняннями реакцій.
9. У якого з елементів яскравіше виражені металічні властивості: у Рубідію чи Цезію? Відповідь обґрунтуйте.
10. Скласти електронну формулу йону F^- , порівняти з електронною конфігурацією його атома.

Алгоритм рішення

Написати електронні формули атомів елементів з атомними номерами: а) $z=20$; б) $z=50$. Вказати період, групу та електронну родину, до якої належить кожен з них.

Розв'язок. Елементи які мають атомні номери 20 50 – Кальцій і Станум.

Електронні формули -



Ca належить до IV , Sn – V періодів, Ca знаходиться в II групі головної підгрупи, останній електрон поступає на $4s$ -підрівень, тому



він належить до s-елементів. Sn знаходиться в 1V групі головної підгрупи, останній електрон поступає на 5p-підрівень, тому він належить до p-елементів.

Тема 3. Хімічний зв'язок, будова та властивості речовин

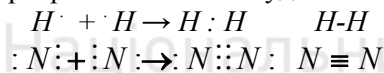
Всі елементи за винятком інертних газів, знаходяться в природі у вигляді простих або складних речовин, в яких їх атоми зв'язані між собою хімічними зв'язками. **Основні параметри хімічного зв'язку** – енергія, довжина, кут між зв'язками та полярність.

Хімічні зв'язки утворюються за рахунок електричної (кулонівської) взаємодії між ядрами атомів та електронами. В залежності від природи зв'язаних атомів розрізняють: ковалентний, йонний та металічні зв'язки.

Ковалентним називається зв'язок, що здійснюється спільними для атомів парами електронів. Такими зв'язками сполучаються однакові або близькі за величиною електронегативності атоми. Ковалентний зв'язок орієнтований в напрямі, що забезпечує максимальний ступінь взаємного перекривання АО, а отже мінімальну внутрішню енергію системи.

Способи утворення ковалентних зв'язків

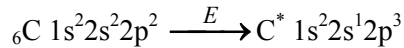
1. За рахунок перекривання АО незбуджених атомів



Між атомами Нітрогену утворюється потрійний ковалентний зв'язок. Одна електронна пара утворюється внаслідок лінійного перекривання (σ -зв'язок), дві інших – в результаті бокового взаємного перекривання 2p-орбіталей у взаємно перпендикулярних площинах (π -зв'язки).

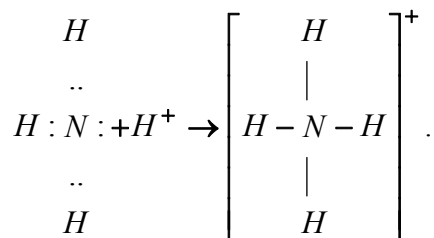
Число спільних електронних пар, якими даний атом зв'язаний з іншими називається **валентністю елемента** в даній речовині.

2. За рахунок АО збуджених атомів



При переході в збуджений стан атом Карбону може приймати участь в утворенні чотирьох спільних пар.

3. За донорно-акцепторним механізмом



Ковалентний зв'язок, утворений за рахунок неподіленої електронної пари одного атома (донора \bar{e} - атом N у NH_3) і вакантної АО іншого атома (акцептора \bar{e} - H^+) називається **донорно-акцепторним**. Сполуки, в яких є такі зв'язки називаються **комплексними сполуками**.

Ковалентним зв'язкам властива **насичуваність**, тобто атоми здатні брати участь в утворенні обмеженого числа ковалентних зв'язків.

Згідно теорії гібридизації АО (Л.Полінг, 1932 р.) в процесі утворення зв'язків електронна густина різних за формою та енергією АО перерозподіляється так, що утворюється таке ж число однакових за формою та енергією **гібридних** АО (sp , sp^2 , sp^3 - гібридизація).

Молекула	CH_4	H_2O	NH_3
Валентний кут	$109^{\circ}28'$	$104,5^{\circ}$	$107,5^{\circ}$

В простих речовинах (H:H) електронна густина рівномірно розподілена між однаковими атомами, тому такий зв'язок **ковалентний неполярний**.

Між атомами різних елементів ($H^{\delta+} : F^{\delta-}$) електронна густина зміщена в бік атома з більшою електронегативністю. Такий зв'язок називається **ковалентним полярним**. Полярні молекули є диполями.

Полярність молекули (або зв'язку) кількісно характеризується дипольним моментом μ , який в разі двоатомної молекули дорівнює добутку довжини диполя (l) на величину заряду \bar{e} : $\mu = l \cdot \bar{e}(D)$.

Поляризованість є мірою здатності зв'язку до поляризації (тобто здатності зв'язку ставати полярним або збільшувати свою полярність під дією зовнішнього електричного поля. Поляризованість молекул зростає при збільшенні їх розмірів і зменшенні зарядів ядер атомів.



Йонним зв'язком називають взаємне електростатичне притягання між протилежно зарядженими йонами (Na^+Cl^-). Створене йонами електричне поле має сферичну симетрію, тому:

а) кожний йон притягує протилежно заряджені йони однаково з усіх напрямків, тобто йонний зв'язок **немає певної напрямленості**;

б) кожний із двох взаємодіючих йонів зберігає здатність притягувати протилежно заряджені йони з інших напрямків, тобто на відміну від ковалентного йонному зв'язку **невластива насичуваність**.

Йони об'єднуються в йонні кристали. Йонні сполуки тверді (але крихкі) кристали з високими $t_{\text{пл}}$, розчинні у воді та полярних розчинниках: практично нерозчинні в неполярних. При плавленні і розчиненні у воді йонні сполуки розпадаються на йони, тому їх розплави та розчини проводять електричний струм.

Валентні e^- , які здійснюють **металічний зв'язок**, належать не двом, або кільком певним атомам, а всьому кристалу металу.

Сили **міжмолекулярної взаємодії**, які не приводять до передачі атомами e^- , називаються силами Ван-дер-Ваальса. В основі лежить електростатична взаємодія диполів: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна. Сили Ван-дер-Ваальса набагато слабкіші від енергії внутрішньомолекулярних хімічних зв'язків, чим пояснюються низькі $t_{\text{кип}}$ та $t_{\text{пл}}$ молекулярних речовин, а також низька твердість їх кристалів.

Водневим називається зв'язок між атомом Гідрогену однієї молекули та електронегативним (F, O, N) іншої молекули. Внаслідок утворення водневих зв'язків молекули HF , H_2O асоційовані, це призводить до аномально високих $t_{\text{кип}}$ та $t_{\text{пл}}$.

Завдання для самоконтролю

1. Написати електронну формулу атома Карбону. Пояснити, чому Карбон в більшості сполук чотирьохвалентний?
2. Типи хімічних зв'язків (приклади).
3. Написати електронні формули молекул: H_2 , Cl_2 , HCl . Вказати тип хімічного зв'язку.
4. Чому N має валентність – 3, а P – 3,5. Пояснити з точки зору будови атомів.
5. Дипольний момент HCN дорівнює $2,9D$. Розрахувати довжину диполя ($1D=3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл · м).
6. Яка природа сил Ван-дер-Ваальса?



7. Чому за звичайних умов H_2S -газ, а H_2O – рідина?
8. Складіть рівняння реакцій між простими речовинами, утвореними елементами з порядковими номерами 1 і 9. Який тип хімічного зв'язку має утворена сполука?
9. Вкажіть тип хімічного зв'язку в сполуках: CaCl_2 ; NO_2 , N_2 .
Відповідь обґрунтуйте.
10. Елемент утворює найвищий оксид складу EO_3 . З Гідрогеном цей сам елемент утворює летку сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 5,88%. Обчисліть відносну атомну масу елемента і назвіть цей елемент.

Алгоритм рішення

Пояснити просторову будову молекули BeCl_2 .

Розв'язок. Електронна конфігурація Берилію $4\text{Be } 1s^2 2s^2$.

При збудженні один з s-електронів переходить на 2p-підрівень $\text{Be}^* 1s^2 2s^1 2p^1$. При утворенні хімічного зв'язку відбувається sp-гібридизація. Обидві гібридні орбіталі спрямовані одна до одної під кутом 180° . Тобто молекула BeCl_2 є лінійною.

Тема 4. Класи неорганічних сполук

До найбільш важливих класів неорганічних сполук належить оксиди, гідроксиди, кислоти, солі.

1. **Оксиди** – бінарні сполуки елементів з Оксигеном.

Назви оксидів можна побудувати двома способами: за допомогою числових префіксів і вказуючи ступінь окиснення елемента у формі катіона. Спочатку називають катіон, а потім подають назву аніона – оксид:

Sb_2O_3 – дистибій триоксид (стибій сесквіоксид) (сескві = півтора), стибій (III) оксид; N_2O_5 – динітроген пентаоксид (нітроген геміпентаоксид) (гемі = пів), нітроген (V) оксид.

Якщо елемент утворює лише один оксид, то назва його може складатися лише з назви елемента та слова “оксид”: BaO – барій оксид, B_2O_3 – бор оксид, K_2O – калій оксид. BaO_2 – барій пероксид; K_2O_2 – калій пероксид.

За хімічним характером оксиди поділяються на **солетворні** (більшість) і **несолетворні** (CO , SiO , NO , N_2O).

Солетворні оксиди поділяються на:

а) основні : Na_2O , Ag_2O , FeO ;



б) кислотні: P_2O_5 , CO_2 , Mn_2O_7 ;

в) амфотерні: Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 .

а) **основними** називаються оксиди металів, гідрати яких є основами: $Na_2O - NaOH$, $FeO - Fe(OH)_2$.

Більшість основних оксидів безпосередньо з водою не взаємодіє. Тільки оксиди найактивніших металів (лужних та лужноземельних) безпосередньо сполучаються з водою, утворюючи розчинні у воді основи – луги:



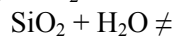
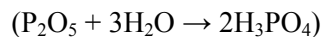
Основні оксиди взаємодіють з кислотами, кислотними та амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами з утворенням солей.

До основних оксидів відносяться оксиди металів в невеликих ступенях окислення (с.о.) +1, +2.

б) **кислотними** є такі оксиди, яким відповідають кислоти. До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів із ступенем окиснення +5, +6, +7 (**ангідриди кислот**).



Багато кислотних оксидів безпосередньо сполучається з водою, утворюючи відповідні кислоти

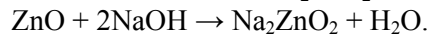
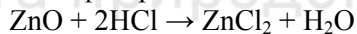


Пісок

Кислотні оксиди взаємодіють з основами, основними й амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, утворюючи відповідні солі.

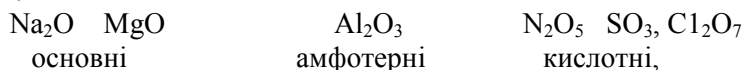
в) **амфотерними** називають оксиди, які мають слабо виражені і основні і кислотні властивості, тобто здатні реагувати і з кислотами, і з лугами.

Продукти гідратації амфотерних оксидів – амфотерні гідроксиди:

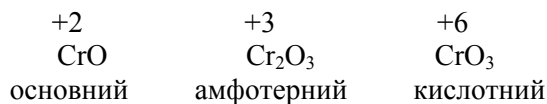


З водою безпосередньо амфотерні оксиди не взаємодіють.

Хімічний характер оксидів залежить від положення елемента в ПСЕ:



а також від ступеня окиснення елемента в оксиді:



II. **Основи** – сполуки, які дисоціюють на гідроксид-аніони OH⁻, та катіони основних залишків.

Назви основ та амфотерних гідроксидів утворюють з назви катіона і слова “гідроксид”, вказуючи ступінь окиснення або додаючи відповідні числові префікси:

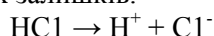
Fe(OH)₂ – ферум (II) гідроксид; Al(OH)₃ – алюміній три-гідроксид; Cr(OH)₃ – хром (III) гідроксид.

Натрій гідроксид NaOH → Na⁺ + OH⁻ однокислотна основа (луг).

Fe(OH)₃ – трьохкислотна основа, майже нерозчинна у воді.

Основи взаємодіють з кислотами (реакція нейтралізації), кислотними й амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, солями.

III. **Кислотами** називають речовини, які дисоціюють на катіони водню та аніони кислотних залишків.



одноосновна кислота

Називають кислоти за назвою елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь його окиснення:

Формула	Систематична назва кислоти	Традиційна назва кислоти	Назва кислотного залишку
HF	Фторидна	Фтороводнева	Фторид
HCl	Хлоридна	Хлороводнева, соляна	Хлорид
HBr	Бромідна	Бромоводнева	Бромід
HI	Йодидна	Йодоводнева	Йодид
H ₂ S	Сульфідна	Сірководнева	Сульфід
H ₃ BO ₃	Боратна	Борна	Борат
H ₂ CO ₃	Карбонатна	Вугільна	Карбонат
H ₂ SiO ₃	Силікатна	Кремнієва	Силікат
H ₃ PO ₄	Фосфатна	Фосфорна	Фосфат
HNO ₃	Нітратна	Азотна	Нітрат
HNO ₂	Нітритна	Азотиста	Нітрит
H ₂ SO ₄	Сульфатна	Сірчана	Сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	Сірчиста	Сульфит



Кислоти взаємодіють з основами, з основними та амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, деякими металами, солями.

1У. **Солі** – складні речовини, які дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків.

Назви солей утворюються з назв катіонів аніонів з відповідними множними префіксами:

CrSO_4 – хром (II) сульфат; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – ферум (III) нітрат; $\text{NaSb}(\text{OH})_6$ – натрій гексагідроксостибат (V); $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ – димеркурій динітрат; $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – діамоній дихромат.

Кислі солі називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона слова “гідроген”, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат; $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ – барій гідрогенсульфат; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – амоній дигідрогеносфат.

Подвійні солі за електролітною природою не відрізняються від простих солей, з яких вони побудовані. Тому в назві подвійних солей катіони і аніони перелічуються в алфавітному порядку, причому порядок назви солі може відрізнитися від порядку запису формули:

KMgCl_3 – калій магній трихлорид; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюміній калій дисульфат – вода (1/12); $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ – амоній натрій гідрогенфосфат.

Основні солі можна назвати як подвійні:

CaOHC1 – кальцій гідроксид хлорид; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – дикупрум (II) дигідроксид карбонат.

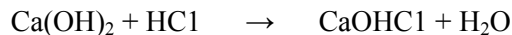
За своїми хімічними властивостями та складом солі поділяються на середні, кислі, основні.

а) **середні солі** – продукти повної взаємної нейтралізації кислот та основ: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.

б) при частковій нейтралізації багатоосновних кислот утворюються **кислі солі**: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{KHS} + \text{H}_2\text{O}$.

калій гідрогенсульфід

в) **основні солі** – продукти неповної нейтралізації багато кислотних основ:

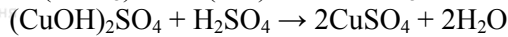
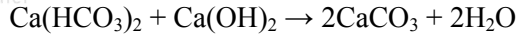


кальцій гідроксид

хлорид

Взаємні перетворення :





Солі, які при розчиненні в воді одноступінчасто дисоціюють на один кислотний і два основних залишки називаються **подвійними**:



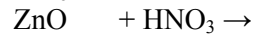
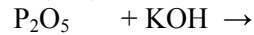
алюміній калій дисульфат

Завдання для самоконтролю

1. Написати формули оксидів, які відповідають гідроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , H_2WO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

2. Назвати солі: а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; б) NaH_2PO_4 ; в) K_2HPO_4 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; д) CaCO_3 ; е) NaHS ; ж) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$; з) $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$; і) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$.

2. Закінчити рівняння реакцій: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$



4. Властивості амфотерних оксидів, гідроксидів на прикладі хром (Ш) оксиду та хром (Ш) гідроксиду.

5. Підтвердити рівняннями реакцій амфотерний характер Al_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

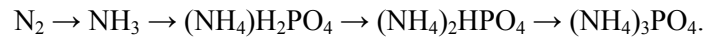
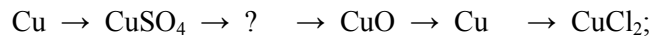
6. Склад та властивості кислотних оксидів на прикладі сульфур (У1) оксиду.

7. Які з вказаних газів вступають в хімічну взаємодію з натрій гідроксидом: HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , Cl_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ? Написати рівняння реакції

8. Хімічні властивості основних оксидів (на прикладі натрій оксиду).

9. Солі, класифікація, взаємні перетворення. Написати і назвати всі солі, які можуть утворити між собою хром (Ш) гідроксид і сульфатна кислота.

10. Запропонуйте рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити ланцюги перетворень:

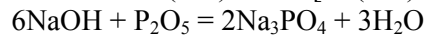
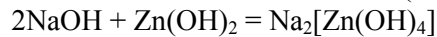
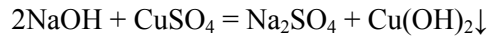
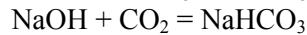
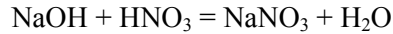


Алгоритм рішення

Які з вказаних речовин реагують з натрій гідроксидом: HNO_3 , CaO , CO_2 , CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, P_2O_5 . Скласти рівняння реакцій.



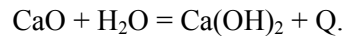
З NaOH реагують кислоти, кислотні та амфотерні оксиди, амфотерні гідроксиди, деякі солі. Тобто відбуваються наступні реакції.



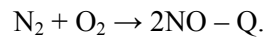
Тема 5. Закономірності перебігу хімічних реакцій

Енергетичні ефекти реакцій вивчає розділ хімії, що має назву **термохімії**.

Реакції, які супроводяться виділенням теплоти, називаються **екзотермічними**:



Реакції, які супроводяться поглинанням теплоти, називаються **ендотермічними**:



Тепловий ефект реакції завжди відносять до певного числа моль реагуючих речовин, відповідаючих стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Хімічні реакції можуть відбуватись при сталому тиску, наприклад, у відкритій колбі (**ізобарний процес $\Delta P = 0$**), або при сталому об'ємі – в автоклаві (**ізохорний процес $\Delta V = 0$**).

Системою у хімії прийнято називати речовину або сукупність речовин, фізично відокремлену від середовища – речовин, що оточують систему.

Стан системи характеризується наступними функціями:

U – внутрішня енергія;

H – ентальпія;

S – ентропія;

G – енергія Гіббса.

Під час ізохорного процесу, коли система не виконує зовнішньої роботи, пов'язаної із зміною об'єму, вся теплота, що виділяється, або поглинається, призводить до зміни внутрішньої енергії:

$$Q_V = U_2 - U_1 = \Delta U - \text{тепловий ефект ізохорного процесу.}$$

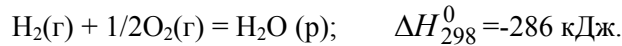


Під час ізобарного процесу крім зміни внутрішньої енергії ΔU в системі за рахунок зміни об'єму виконується певна робота, яка дорівнює добутку тиску P на зміну об'єму системи ΔV .

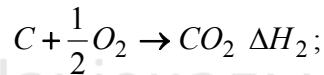
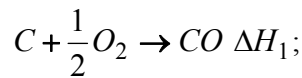
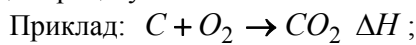
$Q_P = \Delta U + P\Delta V = \Delta H$ - тепловий ефект ізобарного процесу (у термодинаміці для екзотермічних процесів $\Delta H < 0$, для ендотермічних процесів $\Delta H > 0$).

Для порівняння теплових ефектів різних процесів їх відносять до одного моль речовини і користуються стандартним тепловим ефектом ΔH_{298}^0 ($P=101,3$ кПа, $T = 298$ К).

Термохімічними рівняннями називають таку форму запису реакції, в якій одночасно з хімічними символами зазначений також тепловий ефект реакції, наприклад:



Закон Гесса (1840 р.): тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового і кінцевого стану речовин і не залежить від проміжних стадій процесу.



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H_{p-ції}^0 = \sum \Delta H_{утв.}^0(\text{прод.}) - \sum \Delta H_{утв.}^0(\text{вих. речовин})$$

Для кількісної оцінки ступеня неупорядкованості системи введено функцію **ентропію S**.

Ентропія пов'язана з термодинамічною ймовірністю реалізації даного стану системи рівнянням:

$$S = K \cdot \ln W,$$

де K – константа Больцмана, W – термодинамічна ймовірність, або число можливих мікростанів, які можуть реалізуватись для даного макростану системи

	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{р})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{л})$	
$\Delta S_{утв.}^0$	188,7	69,9	39,9	Дж/моль · К



При будь-яких самовільних змінах в ізольованій системі ентропія завжди зростає.

Реакції сприяють $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$, тобто ентальпійний і ентропійний фактори мають протилежний характер. Взагалі, можливість перебігу хімічного процесу визначається **енергією Гіббса**:

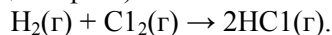
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Умовою принципової можливості перебігу реакції є від'ємне значення ΔG ($\Delta G < 0$).

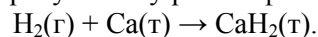
Якщо $\Delta G > 0$, то перебіг реакції неможливий. При $\Delta G = 0$ система перебуває в стані хімічної рівноваги.

Розділ хімії, який вивчає перебіг хімічних процесів за певний час, має назву **хімічної кінетики**.

Хімічні реакції, які відбуваються в гомогенній системі (складається лише з однієї фази) називаються **гомогенними**:



Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі між речовинами, які перебувають у різних фазах:



Для гомогенних процесів **швидкість хімічної реакції** визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу:

$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t} = -\frac{dc}{dt}.$$

$V = f$ (природи реагуючих речовин, концентрації, t^0 , наявності K).

Закон діючих мас (К.Гульберг і П.Вааге): швидкість хімічної гомогенної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам, що стоять перед формулами речовин у відповідному рівнянні реакції



K – **константа швидкості реакції**, вона чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрація відповідних речовин дорівнює одиниці (не залежить від концентрації речовин, а залежить лише від природи реагуючих речовин).

Не кожне зіткнення частинок реагуючих речовин може спричинити хімічну взаємодію. Внаслідок перерозподілу енергії частина молекул у системі завжди має певний надлишок енергії порівняно з середньою енергією молекул. Такі реакційно здатні молекули дістали назву **активних молекул**.



Різниця між середньою енергією системи і енергією, необхідною для перебігу реакції називається **енергією активації реакції**.

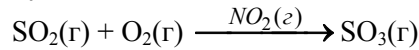
Правило Вант-Гоффа: підвищення температури на кожні 10 градусів збільшує швидкість реакції приблизно в 2-4 рази

$$V_{T_2} = V_T \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

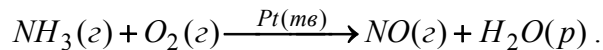
де γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Каталізатор – речовина, що збільшує швидкість реакції, кількісно і якісно при цьому не змінюючись.

При **гомогенному каталізі** всі реагуючі речовини і каталізатор утворюють одну фазу:

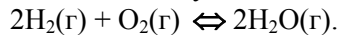


При **гетерогенному каталізі** каталізатор утворює самостійну, як правило, тверду фазу, на поверхні якої відбуваються каталітичні процеси



Речовини, які уповільнюють швидкість хімічних процесів називаються **інгібіторами**.

Оборотними називаються реакції, які відбуваються в прямому і зворотному напрямках за однакових умов:



Стан системи, в якому швидкості прямої та зворотної реакції однакові, називають **хімічною рівновагою**.

Константа рівноваги – відношення констант швидкості прямої та зворотної реакцій. Константа рівноваги залежить від температури та природи реагентів і не залежить від їх вихідних концентрацій.

Процес переходу системи із одного стану рівноваги в інший називається **зміщенням рівноваги**, напрям зміщення рівноваги визначається **принципом Ле Шатальє** (1884 р.): при зміні умов, за яких система перебуває в рівновазі, рівновага зміщується в напрямку перебігу процесів, що протидіють цій зміні.

При збільшенні концентрації вихідних речовин рівновага зміщується в бік продуктів реакції, та навпаки.

При підвищенні температури рівновага системи зміщується у напрямку ендотермічної реакції, а при зниженні – у напрямку екзотермічної реакції.



Підвищення тиску призводить до зміщення рівноваги, в бік утворення тих речовин, які займають менший об'єм. Якщо об'єм системи при реакції не змінюється, то тиск не впливатиме на стан рівноваги.

Завдання для самоконтролю

1. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє (на прикладі реакції синтезу амоніаку з вихідних речовин).
2. Записати вираз константи рівноваги $C(\text{графіт}) + CO_2(\text{г}) = 2CO(\text{г})$; $\Delta H = 172,5$ кДж. В якому напрямі зміститься рівновага при збільшенні температури?
3. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні температури від 20 до 70°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.
4. Швидкість хімічних реакцій. Як зміниться швидкість реакції $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при зменшенні тиску у 2 рази.
5. Теплові ефекти хімічних реакцій. Ентальпія. Закон Гесса.
6. Закон діючих мас. Константа швидкості.
7. Функція стану системи: внутрішня енергія, ентальпія. Фізичний зміст.
8. Не проводячи розрахунків, вказати для яких з перелічених процесів зміна ентропії позитивна:
 - а) $MgO(\text{к}) + H_2(\text{г}) = Mg(\text{к}) + H_2O(\text{р})$;
 - б) $C(\text{графіт}) + CO_2(\text{г}) = 2CO(\text{г})$;
 - в) $CH_2COOH(\text{водн.}) = CH_3COO^-(\text{водн.}) + H^+(\text{водн.})$;
 - г) $4HCl(\text{г}) + O_2(\text{г}) = 2Cl_2(\text{г}) + 2H_2O(\text{г})$;
 - д) $NH_4NO_3(\text{к}) = N_2O(\text{г}) + 2H_2O(\text{г})$.
9. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,8. Як зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 20 до 75°C?
10. Через деякий час після початку реакції $3A + B \rightarrow 2C + D$ концентрації речовин склали: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Які вихідні концентрації речовин А і В?

Алгоритм рішення

1. Екзо- чи ендотермічною є реакція термічного розкладу амонію хлориду?
Розв'язок. Реакція розкладу $NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl$.



За законом Гесса

$$\Delta H_{298}^0 \text{ реакції} = \Delta H_{298}^0(\text{NH}_3) + \Delta H_{298}^0(\text{HCl}) - \Delta H_{298}^0(\text{NH}_4\text{Cl}) =$$
$$= (-46,2 - 92,2) - (314,2) = +175,8 \text{ (кДж / моль)}.$$

Таким чином, термічний розклад NH_4Cl є реакцією ендотермічною.

2. Як можна змістити рівновагу в системі?

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ - ΔH в бік більшого виходу SO_3 при заданій концентрації SO_2 ?

Розв'язок. Згідно правила Ле Шательє це досягається:

а) підвищенням концентрації O_2 ; б) зменшенням концентрації SO_3 (усунення зі сфери реакції); в) підвищення тиску; г) зниження температури до такого її значення, при якій швидкість реакції ще достатня для відносно швидкого досягнення рівноваги.

Змістовий модуль 2. “Розчини”

Тема 1. Розчини неелектролітів

Гомогенна система, що складається з двох чи більше компонентів, називається **розчином**. Один з компонентів, агрегатний стан якого співпадає з агрегатним станом розчину, називається розчинником.

При розчиненні рідких та твердих речовин в воді одночасно відбуваються два процеси:

1. розрив зв'язків між структурними одиницями рідин та кристалів (**ендотермічний процес**, $\Delta H_1 > 0$);
2. гідратація молекул, та йонів, тобто утворення зв'язків (**екзотермічний процес**, $\Delta H_2 < 0$).

Знак теплового ефекту розчинення $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ залежить від співвідношення абсолютних значень ΔH_1 і ΔH_2 . Якщо $|\Delta H_1| > |\Delta H_2|$ розчинення супроводжується поглинанням тепла (розчинення NH_4NO_3 у воді). Якщо $|\Delta H_1| < |\Delta H_2|$ розчинення супроводжується виділенням тепла (розчинення H_2SO_4 конц. у воді).

Система в якій частинки розчиненої речовини (молекули або йони) перебувають в рівновазі з її нерозчинним надлишком, називається **насиченим розчином**. Розчин, в якому концентрація



розчиненої речовини нижча, ніж в насиченому, називається ненасиченим. В спеціальних умовах (при повільному та обережному охолодженні) можна одержати **перенасичений розчин**, в якому концентрація розчиненої речовини вища, ніж в насиченому розчині.

При розчиненні в воді газів стадія розриву міжмолекулярних зв'язків відсутня, тому розчинення газів – екзотермічний процес і при нагріванні розчинність газів зменшується. Розчинність газів зростає з ростом їх парціального тиску над розчином.

Закон Генрі: при сталій температурі маса газу, що розчиняється в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу над рідиною.

Взаємодія між частинками розчиненої речовини та молекулами розчинника називається **сольватацією** (у водних розчинах – **гідратацією**). Часто молекули води настільки міцно зв'язані з гідратованими частинками, що утворюються кристалогідрати ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос).

Концентрація речовини в розчині – це кількість речовини в одиниці маси або об'єму розчину чи розчинника.

1. **Масова частка речовини** в розчині (w) дорівнює відношенню маси речовини до маси розчину:

$$w = \frac{m(\text{реч.})}{m(\text{р-ну})}$$
$$m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V.$$

2. **Молярна концентрація речовини** (C_M) або **молярність** – відношення кількості розчиненої речовини $n(\text{реч.})$ до об'єму розчину V :

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{\mu \cdot V}.$$

3. **Молярна концентрація еквівалентів речовини** (C_H) – **нормальність** відношення кількості n_E речовини до об'єму розчину

$$C_H = \frac{n_E}{V} = \frac{m}{V \cdot \mu_E}, \text{ (моль-екв/л).}$$



4. **Моляльність** – відношення кількості розчиненої речовини $n(\text{реч.})$ до маси розчинника:

$$C_m = \frac{n(\text{реч.})}{m(\text{роз} - \text{ка})} = \frac{m(\text{реч.}) \cdot 1000}{\mu \cdot m(\text{роз} - \text{ка})}, \text{ (моль/кг)}.$$

5. **Молярна частка речовини** в розчині (N) дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини $n(\text{реч.})$ до загальної кількості речовини всіх компонентів розчину

$$N = \frac{n(\text{реч.})}{n(\text{реч.}) + n(\text{роз} - \text{ка})}.$$

Закон еквівалентів для розчинів:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H(2)}}{C_{H(1)}}.$$

Об'єми реагуючих між собою розчинів обернено пропорційні їх нормальностям.

В розведених розчинах неелектролітів немає помітної взаємодії між молекулами розчиненої речовини і тому їхні властивості залежать лише від відносного числа часточок речовини у розчині і не залежать від природи розчиненої речовини – такі властивості називаються **колігативними**.

Дифузією називають процес самовільного вирівнювання концентрації розчину речовини (двосторонній процес – руху розчиненої речовини у воду і молекул води – в концентрований розчин речовини внаслідок теплового руху: $\Delta G < 0; \Delta S > 0$).

Процес односторонньої дифузії крізь напівпроникну перегородку називається **осмосом**. Тиск, що виникає в розчині внаслідок осмосу називається **осмотичним тиском**. За **законом Вант-Гоффа**

$\pi(\text{осм.}) = C_M RT$ - при сталій температурі осмотичний тиск розведених розчинів неелектролітів прямо порційний молярній концентрації речовини.

При сталій t^0 тиск пари над розчином нелеткої речовини (P) завжди нижчий, ніж тиск пари над чистим розчинником (P_0).

1 закон Рауля (1887 р.) – відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розведеними розчинами нелетких неелектролітів дорівнює молярній частці розчиненої речовини:



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

Наслідком зниження тиску пари розчинника над розчинами є підвищення температур кипіння та зниження температур замерзання розчинів порівняно з чистим розчинником.

II закон Рауля – підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип.}}$):
зниження температури замерзання ($\Delta t_{\text{зам}}$) розведених розчинів неелектролітів прямо пропорційні моляльній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_{m(\text{реч.})}; \quad \Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_{m(\text{реч.})}.$$

Де E – **ебуліоскопічна**, а K – **кріоскопічна сталі**, величина яких залежить тільки від природи розчинника:

$$E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52^\circ \text{C}; \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ \text{C}.$$

Завдання для самоконтролю

1. Знайти масову долю глюкози в розчині, який містить 280г води і 40г глюкози.
2. Явище осмосу. Обернений осмос. Застосування.
3. Яка масова частка розчиненої речовини, який містить 280г води та 0,25 моль купрум (II) сульфату.
4. Розрахувати при якій температурі повинен кристалізуватись розчин, який містить у 250 мл води 54г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
5. Водно-спиртовий розчин, який містить 15% спирту ($\rho = 0,97$ г/мл), кристалізується при $-10,26^\circ \text{C}$. Зйти молекулярну масу спирту.
6. Скільки грамів сульфатної кислоти міститься у 400 мл 0,2н розчину?
7. Розчинність NaCl дорівнює 36,0г в 100г води. Знайти масову частку солі в цьому розчині.
8. В 33,2 л води розчинено 6,8г KNO_3 . Визначити масову частку солі в розчині.
9. Яка нормальність розчину NaOH , якщо в 100 мл розчину міститься 2г NaOH .
10. В якому об'ємі 0,1н розчину міститься 5,3г натрій карбонату.



Алгоритм рішення

1. Яку масу кристалогідрату $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти для приготування розчину об'ємом 0,5л з масовою часткою BaCl_2 -0,1 (10%-ий розчин)?

Розв'язок.

а) якщо $w(\text{BaCl}_2) = 0,1$, або 10%, густина розчину $\rho = 1,090$ г/мл (з довідкових даних), тоді маса розчину BaCl_2 заданого об'єму дорівнює $500 \cdot 1,090 = 545,0$ г.

Маса BaCl_2 в цьому розчині знаходимо з пропорції:

$$m(\text{BaCl}_2) - m(\rho\text{-ну BaCl}_2)$$

$$10 \text{ г} - 100 \text{ г}$$

$$x \text{ г} - 545 \text{ г}$$

$$x = 54,5 \text{ г}$$

Маса кристалогідрату:

$$m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) - m(\text{BaCl}_2)$$

$$244,2 \text{ г} - 208,42 \text{ г}$$

$$x \text{ г} - 54,5 \text{ г}$$

$$x = 64,02 \text{ г}$$

2. Для визначення відносної молекулярної маси неелектроліту його навашка масою 1,764 г була розчинена у воді, об'ємом розчину доведений до 100 мл. Осмотичний тиск такого розчину при 20°C дорівнює $2,38 \cdot 10^5$ Па.

Розв'язок. У розчині об'ємом 1 л маса неелектроліту складає 17,64 г. З рівняння Вант-Гоффа

$$\mu = \frac{m \cdot R \cdot T}{\rho \cdot V} = \frac{17,64 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,31 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К} \cdot 293 \text{ К}}{2,38 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 1 \cdot 10^{-3} \cdot \text{м}^3} =$$

$$= 180,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль},$$

$$\text{або } \mu = 180,3 \text{ г/моль}; M_r = 180,3 \text{ а.о.м.}$$

Тема 2. Розчини електролітів

Для електролітів $\pi_{осм.} = i \cdot C_M \cdot RT$, де i – ізотонічний коефіцієнт (для NaCl $i \approx 2$. Чому?).

Електроліти – речовини, розчини чи розплави яких проводять електричний струм.

Електролітичної дисоціацією називається розпад електролітів на йони.



Здатність електроліту дисоціювати на йони кількісно оцінюють за допомогою **ступеня (α)** та **константи дисоціації (K_D)**.

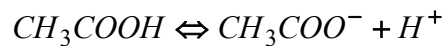
α дорівнює відношенню кількості йонізованої речовини до загальної кількості цієї речовини в розчині:

$$\alpha = \frac{n}{n_0} \cdot 100\%.$$

α залежить від температури, концентрації, природи розчинника та розчиненої речовини.

Електроліти, які у водних розчинах повністю йонізовані, називають **сильними**: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Електроліти, які у водних розчинах лише частково розпадаються на йони, називаються **слабкими**:



$$K_D = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

K_D залежить від t , природи електроліту та розчинника, але не залежить від концентрації електроліту, тому служить мірою відносної сили електролітів.

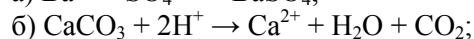
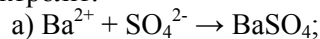
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C}}.$$

З розведенням розчинів ступінь дисоціації електролітів зростає.

В насиченому розчині малорозчинного твердого електроліту при сталій t добуток молярних концентрацій його йонів, взятих в степенях, рівних коефіцієнтам в рівнянні його йонізації, є величина стала і називається його добутком розчинності ДР.:

$$\text{ДР}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Реакції між йонами відбуваються лише тоді, коли внаслідок їх взаємодії утворюється малорозчинна або летка сполука, або слабкий електроліт:



Для характеристики властивостей йонів у розчині сильних електролітів користуються величиною, яка називається **активністю**

$$a = \gamma \cdot c,$$



де γ - коефіцієнт активності йона $\gamma \leq 1$.

Для кількісної оцінки властивостей розчинів сильних електролітів необхідно врахувати електростатичну взаємодію між йонами і можливість утворення асоціатів.

$$\text{При } 25^{\circ}\text{C } K_{\text{Д}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Йонний добуток води $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

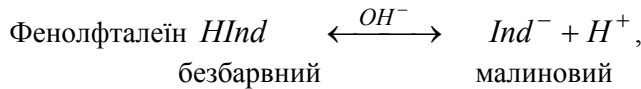
Водневий показник води $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Гідроксидний показник $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.

В нейтральному середовищі $\text{pH}=7$, в кислому $\text{pH}<7$, в лужному $\text{pH}>7$.

Кисотно-основний характер водних середовищ можна приблизно визначити за допомогою кислотно-основних індикаторів.

Індикатори – складні органічні речовини, які за хімічним характером є слабкими кислотами, або слабкими основами.



Інтервал pH , в межах якого змінюється колір індикатора, називається його **інтервалом переходу**.

Спеціально підібрана суміш індикаторів (**універсальний індикатор**) дозволяє встановити pH з точністю до 1. З більшою точністю pH вимірюють за допомогою спеціальних приладів – pH -метрів.

Обчислення pH розчинів кислот та основ

1. Одноосновні сильні кислоти у водних розчинах повністю йонізовані, тому в їх розчинах $[\text{H}^+] = C_{\text{М к-ти}}$ і $\text{pH} = -\lg C_{\text{М к-ти}}$, так в 0,1М HCl $\text{pH} = -\lg 10^{-1} = 1$.

2. Аналогічно для розчинів лугів $[\text{OH}^-] = C_{\text{М ос-ви}}$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg C_{\text{М ос-ви}}$, так для 0,1М р-ну NaOH
 $\text{pH} = 14 + \lg 10^{-1} = 13$.

3. При розрахунках pH розчинів слабких кислот необхідно врахувати величину констант їх йонізації:

$$\text{pH} = -\lg \sqrt{K_{\text{Д}} \cdot C_{\text{М к-ти}}}.$$



Так, для 0,1M розчину CH_3COOH
$$pH = -\lg \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}} = 2,88.$$

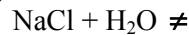
4. Аналогічно для розчинів слабких однокислотних основ

$$pH = 14 + \lg \sqrt{K_D \cdot C_{\text{МОСНОВИ}}}.$$

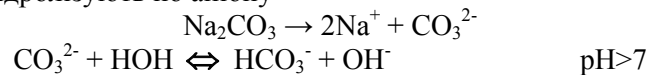
Так для 0,1M розчину NH_4OH $pH = 14 + \lg \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}} = 14 - 2,88 = 11,12.$

Гідроліз солей – обмінна реакція солей з водою, в результаті якої утворюються слабкі електроліти, і, як правило, змінюється pH розчинів.

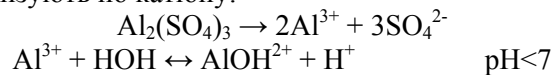
1. Солі, до складу яких входять залишки сильних основ та сильних кислот не гідролізуються



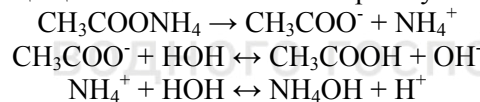
2. Солі, до складу яких входять залишки сильних основ та слабких кислот, гідролізують по аніону



3. Солі, до складу яких входять залишки слабких основ та сильних кислот гідролізують по катіону:



4. Солі, до яких входять залишки слабких основ та слабких кислот гідролізують досить повно. Значення pH таких розчинів визначається константою дисоціації менш слабого електроліту.



$$pH \approx 7 \text{ (оскільки } K_D(\text{NH}_4\text{OH}) = K_D(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{)}$$

Кількісно гідроліз солей характеризується величинами ступеня та константи гідролізу.

Ступенем гідролізу α_2 солі називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі $C(\text{гідр.})$ до загальної молярної концентрації солі C в розчині

$$\alpha_2 = \frac{C_{\text{гідр.}}}{C},$$

α_2 тим більший, чим:



- а) менша концентрація розчину солі;
б) більша температура розчину (K_{H_2O} зростає);
в) чим слабкішим є електроліт, який утворює сіль.
Константа гідролізу солі дорівнює відношенню йонного добутку води до константи дисоціації слабого електроліту

$$K_{z(CH_3COONa)} = \frac{K_{H_2O}}{K_{D(CH_3COOH)}}.$$

Спільний гідроліз солей можливий, якщо одна сіль гідролізується по катіону, а інша – по аніону.

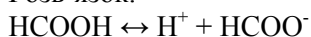
Завдання для самоконтролю

1. Добуток розчинності малорозчинних твердих електролітів.
2. Написати йонно-молекулярні рівняння, які підтверджують амфотерний характер хром (III) гідроксиду.
3. Сильні електроліти. Коефіцієнт активності.
4. Властивості кислот з погляду теорії електролітичної дисоціації.
5. Які з наведених солей гідролізуються: натрій ціанід, калій нітрат, кальцій хлорид, алюміній сульфат? Написати відповідні йонно-молекулярні рівняння.
6. Які з солей гідролізуються: $ZnSO_4$, K_2S , $NaNO_3$? Написати рівняння гідролізу відповідних солей.
7. Обчисліть рН в розчинах кислот і основ. Індикатори. Розрахувати рН 0,01М розчину хлоридної кислоти і 0,01н розчину калій гідроксиду.
8. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий, гідроксидний показники.
9. Чому під час приготування розчинів солей: алюміній хлориду, цинк сульфату для зменшення гідролізу додають кислоту?
10. Визначити рН розчину, в 1л якого міститься 5,6г КОН.

Алгоритм рішення

Для мурашиної кислоти $K_D = 1,8 \cdot 10^{-4}$ при $20^\circ C$. Які значення мають ступінь дисоціації та концентрація йонів водню у розчині кислоти, якщо $C_M = 0,1$ моль/л? Як зміняться ці величини після додавання натрію формиату $HCOONa$ до концентрації 0.1 моль/л, якщо експериментально знайдене значення α для солі дорівнює 50%.

Розв'язок.





$$X = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} / 10^{-1}} = 4,2 \cdot 10^{-2} = 4,2\%$$

$$[H^+] = [HCOO^-] = C_M \alpha = 0,1 \cdot 4,2 \cdot 10^{-2} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л.}$$

При додаванні солі в розчин збільшується концентрація однойменних іонів $HCOO^-$ до $0,1 \cdot 0,9 = 9 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Загальна концентрація іонів $HCOO^-$ у розчин дорівнює $9 \cdot 10^{-2} + 0,42 \cdot 10^{-2} = 9,42 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

$$[H^+] = \frac{K_D [HCOOH]}{[HCOO^-]} = \frac{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-1}}{9,42 \cdot 10^{-2}} = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_M} = \frac{1,9 \cdot 10^{-4}}{10^{-1}} = 1,9 \cdot 10^{-3} = 0,19\%$$

Таким чином, додавання солі зменшило концентрацію іонів H^+ та ступінь дисоціації у 22 рази.

Тема 3. Вода

Хімічна формула води H_2O досить проста, але вода – це особлива речовина. Для води характерні такі аномалії:

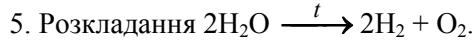
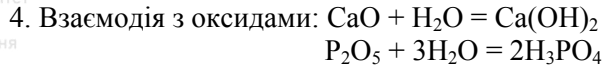
1. надзвичайно високі $t_{\text{кип}}$ та $t_{\text{зам}}$;
2. вода – єдина з відомих речовин, яка розширюється при затвердінні $\rho_{\text{льоду}} < \rho_{\text{рід.}} \cdot H_2O$;
3. високі теплота випаровування та теплоємність (повільно охолоджується та повільно нагрівається);
4. високе поверхневе натягнення (максимальне після Hg);
5. висока діелектрична проникність (81 порівняно з 10 для інших рідин), тому вода – один з найкращих розчинників.

Хімічні властивості

1. Гідратація $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$.
2. Гідроліз $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
 $Al^{3+} + HOH \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$

В процесі очищення води як коагулянт застосовують $Al_2(SO_4)_3$.

3. Метали, які мають $\varphi^0 < -0,41V$ витісняють водень із води
 $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$.



По ізотопному складу існують такі різновидності води: H_2O^{16} , H_2O^{17} , D_2O , T_2O тощо.

Молекула води має кутову будову, полярна з довжиною диполя 0,039 нм та високим дипольним моментом ($\mu=1,84\text{D}$). У 30-ті роки ХХ ст. Дж.Бернал, Р.Фаулер встановили, що молекули води асоційовані $n\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{H}_2\text{O})_n$ ($\Delta H < 0$).

У водяній парі ступінь асоціації наближається до нуля. У кристалах льоду водневі зв'язки напрямлені симетрично так, що кожний атом Оксигену оточений чотирма атомами Гідрогену, утворюється тетраедр. У рідкому стані вода втрачає частину водневих зв'язків, але тетраедрична структура зберігається.

Природні води – складні системи, які містять в розчиненому або диспергованому (у вигляді суспензій, емульсій, гідрозолів) стані неорганічні та органічні речовини.

Загальний вміст солей в природній воді називають її **мінералізацією**.

Всі речовини, що містяться в природних водах, умовно ділять на 5 груп:

1. Розчинені гази: CO_2 , O_2 , N_2 , H_2S , CH_4 .

2. Найголовніші йони:

а) катіони – Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+});

б) аніони – HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} .

3. Органічні речовини – мікроорганізми та продукти їх взаємодії з навколишнім середовищем.

4. Мікроелементи ($<10^{-3}\%$) – Br^- , J , F^- , Li^+ , Ba^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} .

3. Біогенні речовини – продукти життєдіяльності організмів: різні форми Нітрогену (NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^-), Фосфору (HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-), Силіцію, Феруму.

За видом переважаючого аніона природні води діляться на три класи: карбонатні, сульфатні і хлоридні.

Твердість води – це технологічний показник, який зумовлений вмістом розчинених в ній солей кальцію і магнію.

Загальний вміст йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} визначає загальну твердість води. Частина цих йонів, еквівалента присутнім в воді йонам HCO_3^- - зумовлює **карбонатну** (тимчасову), а решта йонів твердості, еквівалентна іншим аніонам (SO_4^{2-} , Cl^-) – **некарбонатну**.



Кількісно твердість води виражається в мілімольеквівалентах Ca^{2+} та Mg^{2+} в 1л води (ммольекв/л).

Твердість води до 1,5 ммольекв/л – дуже м'яка вода
1,5 – 3,0 – м'яка
3,0 – 5,4 – середньої твердості
5,4 – 10,7 – тверда
> 10,7 – дуже тверда.

Методи усунення твердості води

1. Термічний $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Реагентний: а) вапняний
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) фосфатний
 $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{NaCl}$;
в) содовий
 $\text{H}_2\text{O} + \text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$;
3. Йонітний.

Тверді нерозчинні речовини, здатні обмінюватись йонами з навколишнім розчином, називаються **йонітами**. Йони, що утворюються в процесі йонізації визначають тип йоніту: Na^+ -катіоніт – Na_2R ; H^+ – катіоніт H_2R , аніоніт – $\text{R}(\text{OH})_2$.

Пом'якшення води: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{R} \rightarrow \text{CaR} + 2\text{NaCl}$

Знесолення води: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{R} \rightarrow \text{CaR} + 2\text{HCl}$
 $2\text{HCl} + \text{R}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{RCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Регенерація іонітів: $\text{CaR} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{R} + \text{CaSO}_4$
 $\text{CaR} + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{R} + \text{CaCl}_2$
 $\text{RCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{R}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$

Завдання для самоконтролю

1. При прожарюванні 30г кристалогідрату кальцій сульфату виділяється 6,28 г води. Яка формула кристалогідрату.
2. Присутність яких солей в природній воді обумовлює її твердість? Які хімічні реакції відбуваються при додаванні до твердої води: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
3. Скільки грамів $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необхідно додати до 1000л води, щоб усунути її тимчасову твердість, яка дорівнює 2,86 ммольекв/л?
4. В 1л води міститься 38 мг іонів Mg^{2+} і 108 мг іонів Ca^{2+} . Розрахувати загальну твердість води.



5. В чому полягає йонообмінний метод усунення твердості води?
6. Які з перелічених солей гідролізують: $ZnBr_2$, K_2S , $Fe_2(SO_4)_3$, $NaCl$, $Cr(NO_3)_3$? Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу та вказати рН середовища.
7. Визначити тимчасову твердість води знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 100 мл цієї води затрачено 5 мл 0,1 н. розчину HCl .
8. При кип'ятінні 200 мл води, що містить кальцію гідрогенкарбонат, випав осад масою 7,0 мг. Чому дорівнює твердість води?
9. Скільки г кальцію сульфату міститься в 1 м^3 води, якщо твердість води дорівнює 4 мекв/л?
10. При кип'ятінні 200 мл води в осад випадає 30 мг $CaCO_3$. Чому дорівнює твердість води?

Алгоритм рішення

$$T_{H_2O} = \frac{m}{\mu_E \cdot V} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де m – маса речовини, що обумовлює твердість води, або речовини, яка використовується для усунення твердості води (мг);

μ_E – молярна маса еквівалентів солі (г/моль);

V – об'єм води (л).

Наприклад, в 500 л води міститься 202,5 г $Ca(HCO_3)_2$,

$$\text{то } T_{H_2O} = \frac{202,5 \cdot 1000}{81 \cdot 500} = 5 \text{ (ммольекв/л)}$$

$$\mu_E Ca(HCO_3)_2 = \frac{M}{2} = \frac{162}{2} = 81 \text{ (г/моль)}.$$

Змістовий модуль 3. “Електрохімічні процеси”

Тема 1. Окисно-відновні реакції

Ступінь окиснення (С.О.) – це умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.



Величину та знак С.О. атомів у сполуках визначають, виходячи з таких положень:

1. В простих речовинах (H_2 , O_2 , Zn) С.О. елементів дорівнює нулю.
2. С.О. Оксигену становить “-2” (H_2O^{-2} , SO_2^{-2}), за винятком ($O^{+2}F_2$, $H_2O_2^{-1}$).
3. С.О. Гідрогену в усіх сполуках з неметалами дорівнює “+1” (H_2^+O , H^+Cl), у гідридах металів “-1” (NaH).
4. С.О. Флюору в усіх сполуках дорівнює “-1” (HF^- , SiF_4^-).
5. С.О. металів в сполуках з неметалами позитивний, С.О. металів головних підгруп I та II груп ПСЕ в усіх сполуках дорівнює номеру групи (Na^+Cl , $Ca^{+2}F_2$).
6. Найбільш електронегативний атом у сполуці має негативний С.О., а атом з меншою електронегативністю – позитивний С.О. ($Si^{+4}Cl_4^-$).

7. Сума С.О. атомів, що входять до складу ФО речовини, дорівнює “0”.

$$H_2^+S^xO_4^{-2} \quad 2 \cdot (-1) + x + (-2) \cdot 4 = 0 \quad x = +6$$

8. В йонах алгебраїчна сума С.О. атомів дорівнює заряду йона

$$N^xH_4^+ \quad x + (+1) \cdot 4 = +1 \quad x = -3$$

Для Карбона $C^{\overset{-4}{H}_4}$ - найнижчий С.О.; $C^{\overset{+4}{O}_2}$ - найвищий С.О.;

$C^{\overset{-3}{H}_6}$, $C^{\overset{-1}{H}_2}$, $H^{\overset{0}{C}OH}$, $C^{\overset{+2}{O}}$ - проміжні С.О.

Втрата \bar{e} атомом чи йоном веде до збільшення його С.О. і називається **окисненням**: $Al^0 - 3\bar{e} = Al^{3+}$.

Приєднання \bar{e} атомом чи йоном веде до зниження С.О. елемента і називається **відновленням**: $S^0 + 2\bar{e} = S^{-2}$.

Речовина, до складу якої входить елемент, що окиснюється, називається **відновником**, а речовина, що містить елемент, який відновлюється – **окисником**.

До окисників належать фтор, кисень, інші галогени (Cl_2 , Br_2 , I_2) та сполуки, до складу яких входять атоми елементів, що перебувають

у вищих С.О. - $K^{\overset{+7}{Mn}O_4}$, $H^{\overset{+5}{N}O_3}$, $H_2^{\overset{+6}{S}O_4}$, $K_2^{\overset{+6}{Cr}_2O_7}$.



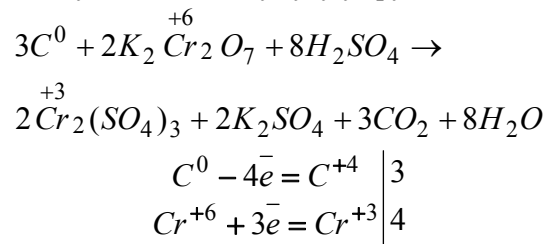
До **відновників** належать речовини, здатні втратити \bar{e} - лужні та лужноземельні метали, водень, вуглець та сполуки неметалів в низьких С.О. - $H_2\overset{-2}{S}, N\overset{-3}{H}_3, C\overset{-4}{H}_4, C\overset{+2}{O}, HCl^-$.

Як прості, так складні речовини, до складу яких входять атоми елементів в **проміжних С.О.** можуть бути і окисниками, і відновниками.

Окисно-відновними (ОВР) називаються реакції, в яких змінюється ступінь окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Складання рівнянь ОВР ґрунтується на тому, що число \bar{e} , які втрачаються відновником, дорівнює числу \bar{e} , які приєднуються окисником.

В основі методу визначення гумусу у ґрунті лежить реакція:



$$\mu_{E \text{ окисника}} = \frac{\mu_{K_2Cr_2O_7}}{3 \cdot 2}; \quad \mu_{E \text{ відновника}} = \frac{\mu_C}{4}$$

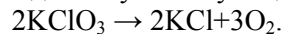
При визначенні еквівалентів речовини-окисника або речовини-відновника еквівалентне число Z дорівнює числу \bar{e} , приєднаних одною ФО речовини-окисника чи втрачених ФО речовини-відновника в даній реакції.

Типи ОВР:

а) міжмолекулярного окиснення-відновлення, в яких С.О. змінюють атоми, що входять до складу різних речовин



б) внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення, де і окисник і відновник знаходяться у молекулі однієї речовини





в) самоокиснення-самовідновлення – атоми елемента відновлюються за рахунок окиснення інших атомів цього ж елемента, який перебуває у проміжному С.О.

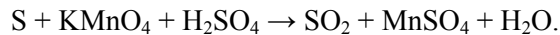


Система $\text{Ox} + Z\bar{e} \leftrightarrow \text{Red}$, в якій окиснена та відновлена речовини перебувають в рівновазі, називається **окисно-відновною системою** або **електродом**.

ОВР $\text{Red}(A) + \text{Ox}(B) \leftrightarrow \text{Ox}(A) + \text{Red}(B)$ можлива тільки у випадку, якщо алгебраїчне значення електродного потенціалу речовини В більше, ніж речовини А, тобто $\varphi(B) > \varphi(A)$.

Завдання для самоконтролю

1. За допомогою схем електронного балансу підберіть коефіцієнти в ОВР:



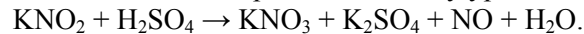
2. Урівняти ОВР:



Розрахувати μ_E відновника.

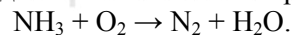
3. Напрямок перебігу ОВР.

4. За допомогою схем електронного балансу урівняти ОВР:



Визначити μ_E окисника.

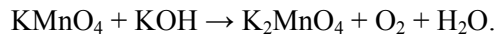
5. Урівняти ОВР за допомогою схем електронного балансу:



Розрахувати μ_E відновника.

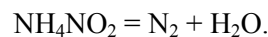
6. Окиснення і відновлення. Ступінь окиснення елементів. Найважливіші окисники і відновники.

7. Урівняти ОВР:



Визначити μ_E окисника.

8. Типи ОВР. Урівняти ОВР та вказати до якого типу вона належить:



9. Урівняти за допомогою схем електронного балансу ОВР:





Визначити μ_E окисника.

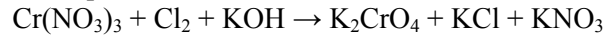
10. Урівняти ОВР:



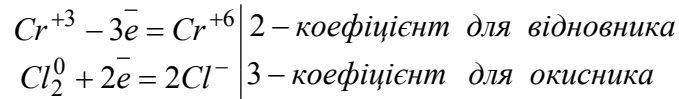
Визначити μ_E відновника.

Алгоритм рішення

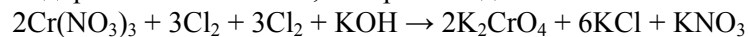
Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



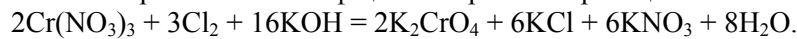
Запишемо рівняння лк тронного балансу:



В окисно-відновних реакціях кількість електронів, які приймає окисник дорівнює кількості \bar{e} , які втрачає відновник:



Повністю розставимо коефіцієнти в рівнянні реакції



Тема 2. Основи електрохімії

Система $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \leftrightarrow \text{Me}^0$ називається **електродом**. Різниця потенціалів між поверхнею металу і прилягаючим до неї шаром катіонів металу називається **електродним потенціалом металу** φ (Me^{2+}/Me). Значення і знак електродного потенціалу залежать від природи учасників електродного процесу та їх концентрації. Кількісно ця залежність виражається **рівнянням Нернста**:

$$\varphi_{\text{Me}^{2+}/\text{Me}^0} = \varphi_{\text{Me}^{2+}/\text{Me}^0}^0 + \frac{RT}{z \cdot F} \ln C_M,$$

де φ^0 - стандартний електродний потенціал металу, z - число \bar{e} , що беруть участь в даному електродному процесі, C_M - молярна концентрація електроліту.

$$\text{При } 25^\circ\text{C } \varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{Z} \lg C_M.$$



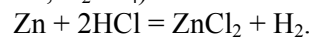
Стандартні електродні потенціали металів визначають відносно **стандартного водневого електрода**, потенціал якого прийнято вважати рівним нулю. Стандартний водневий електрод представляє собою платинову пластину, покритую пористою платиною, занурену в 1М розчин сульфатної кислоти, через яку за стандартних умов ($P_{(H_2)}^0 = 101,3\text{кПа}$, $T^0=298,15\text{К}$) пропускається водень.

$$\varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0; \text{ для } H_2O \quad \varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0 + 0,059 \lg 10^{-7} = -0,41\text{В}.$$

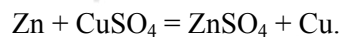
Для визначення $\varphi_{Me^{z+}/Me}^0$ стандартний водневий електрод провідником і електролітичним ключем сполучається з металевим електродом. При цьому в системі утворюється напрямлений потік \bar{e} , тобто електричний струм. Напряга цього струму дорівнює абсолютному значенню φ^0 металевого електрода.

Метали, розташовані в ряд у порядку зростання φ^0 , утворюють **ряд стандартних електродних потенціалів металів** (електрохімічний ряд напруг металів).

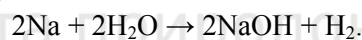
1. Метали, розташовані в ряду напруг до H_2 витісняють його з розв.розчинів кислот (HCl , H_2SO_4)



2. Метали, які мають більш негативне значення φ^0 , витісняють з розчину солі менш активний метал

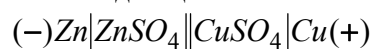


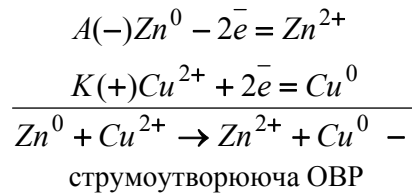
3. Метали, значення φ^0 яких більш негативні, ніж $-0,41\text{В}$ взаємодіють з водою



Система з двох електродів, сполучених провідником та електролітичним ключем, в якій хімічна енергія ОВР перетворюється в електрохімічну, називається **гальванічним елементом (ГЕ)**. Електрод, в якому відбувається напівреакція окиснення, називається **анодом**, а електрод, в якому відбувається напівреакція відновлення, називається **катодом**.

Хімічними символами мідно-цинковий ГЕ можна записати:



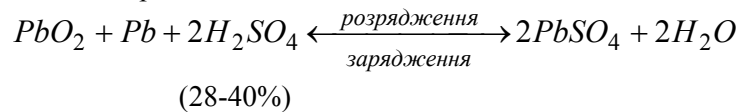


Максимальна різниця електродних потенціалів ГЕ, яка відповідає перебігу струмоутворюючої ОВР, називається **напругою (е.р.с.) ГЕ**.

$$E = \varphi(\text{катода}) - \varphi(\text{анода}).$$

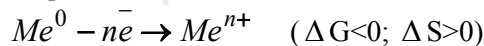
Акумуляторами називаються хімічні джерела струму багатократної дії. Ними можуть бути ГЕ, в яких відбувається оборотна струмоутворююча ОВР, яка залежно від умов, може багатократно повторюватись в двох протилежних напрямках: режимах **зарядження і розрядження**.

Найбільш поширені свинцеві (кислотні) акумулятори, в яких відбувається оборотна ОВР:



Ця ОВР забезпечує напругу від 1,85 до 2,01В і витримує від 100 до 300 циклів зарядження-розрядження.

Корозія - руйнування металів внаслідок окиснення при взаємодії їх з навколишнім середовищем



Види корозії за характером руйнувань: суцільна, місцева, підповерхнева, міжкристалічна, транскристалічна, селективна.

За механізмом перебігу корозія може бути хімічною або електрохімічною.

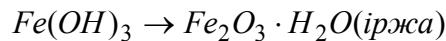
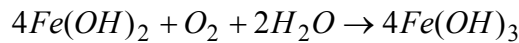
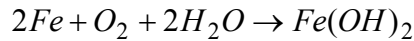
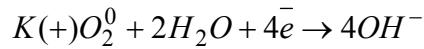
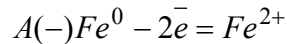
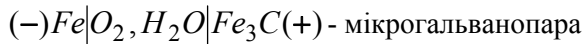
Хімічна корозія – окиснення металу компонентами навколишнього середовища без виникнення в системі електричного струму. Найчастіше це окиснення металів сухими газами – окисниками (O₂, Cl₂, SO₂, NO₂ тощо), тому таку корозію ще називають **газовою**.

Електрохімічною корозією називають окиснення металів в електрохімічному середовищі з виникненням електричного струму:

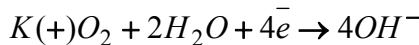
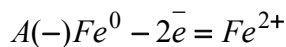
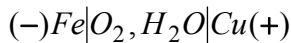


а) **атмосферна корозія** – окиснення металів киснем, розчиненим в водяній плівці, яка утворюється внаслідок конденсації води на поверхні металу.

Схема атмосферної корозії чавуну і сталі:

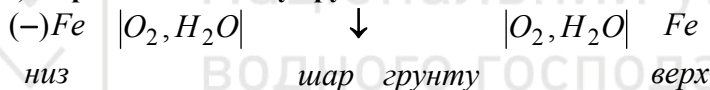


б) **Контактна корозія** відбувається, коли в електролітичному середовищі перебувають в контакті різні метали:



Швидкість контактної корозії тим більша, чим більша різниця потенціалів контактуючих металів.

в) **Корозія в вологому ґрунті.**



Незахищені металічні конструкції, заглиблені в вологий ґрунт (опори, труби, деталі фундаментів), швидко руйнуються. Причиною електрохімічної корозії є нерівномірна аерація заглибленої частини конструкції. Близьче до поверхні концентрація кисню в ґрунтовій воді вища, отже утворюється концентраційна гальванічна пара.

Речовини, які прискорюють корозію металів, називають **активаторами корозії** (Cl^- , O_2 , H^+ , OH^-).

Методи захисту металів від корозії :

1. Застосування хімічно стійких сплавів, наприклад, нержавіючої сталі (до 18% Cr, до 10% Ni).

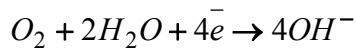
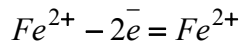
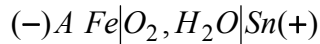


2. Ізоляція поверхні металів від агресивного середовища шляхом нанесення неметалічних та металічних покриттів:

а) неметалічні – покриття емалями, лаками, фарбами, смолами, полімерними плівками;

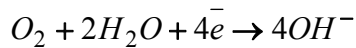
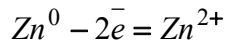
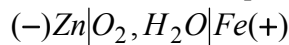
б) металічні покриття можуть бути анодними і катодними.

Катодним називається покриття металу захисним шаром менш активного металу, наприклад, покриття залізного виробу оловом (лудження заліза):



Захищає тільки при відсутності механічного порушення цілісності покриття.

Анодним називається покриття металічного виробу більш активним металом, наприклад, покриття заліза шаром Zn або Cr.



Дія таких покриттів не припиняється навіть після порушення цілісності покриття.

3. Зміна складу агресивного середовища (при обмежених його об'ємах), застосування інгібіторів корозії.

Інгібіторами корозії називаються речовини, невеликі добавки яких до корозійного середовища сповільнюють корозію металів. Найчастіше це органічні речовини – аміни, уротропін, формалін тощо. Дія інгібіторів полягає в тому, що на поверхні металу вони утворюють адсорбційну плівку, яка ізолює метал від середовища.

4. Електрохімічні методи – протекторний та катодний захист.

Суть **протекторного захисту** полягає в тому, що до об'єкта захисту провідником приєднують протектор-лист із активнішого металу (Mg, Al). В результаті утворюється гальванічна пара, в якій металева конструкція буде катодом, а повільно буде окиснюватись



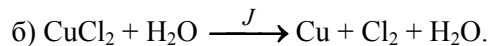
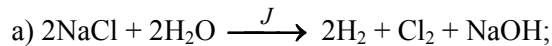
протектор. Протектором захищають об'єкти від корозії на відстанях до 50 м.

При **катодному захисті** об'єкт сполучають провідником з негативним полюсом джерела постійного струму невеликої напруги, а позитивний полюс заземлюють або сполучають зі шматком металобрухту. Радіус дії катодного захисту досягає 2000 м.

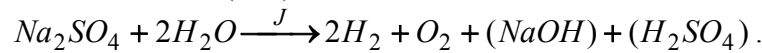
Електролізом називають сукупність фізико-хімічних процесів, які відбуваються при проходженні постійного електричного струму крізь розчини або розплави електролітів.

Потенціалом розкладу речовини називається мінімальна напруга постійного струму, необхідна для початку електролізу цієї речовини.

Через високу перенапругу водню електролізом водних розчинів не можна одержати метали, активніші від титану ($\varphi^0 = -1,63\text{В}$):

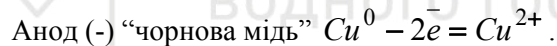
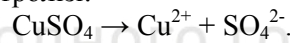


Послідовність електрохімічного окиснення аніонів на інертному аноді залежить від їх концентрації і наближено відповідає місцю в ряді: S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , $\text{H}_2\text{O}(\text{OH}^-)$, NO_3^- , SO_4^{2-} , MnO_4^- , F^- .



Інертним називається анод, матеріал якого не окиснюється під час електролізу.

Розчинним анодом називається анод, матеріал якого здатний окиснюватись при електролізі:



Електроліз застосовується:

1. Для виробництва активних металів та неметалів електролізом розплавів їх сполук. Серед них найважливіше виробництво алюмінію, а також речовин, які не можна одержати іншими способами, наприклад фтору.

2. Для виробництва простих та складних речовин електролізом розчинів (Cl_2 , NaOH).

3. **Гальванопластика** – відтворення точних копій рельєфних предметів електроосадженням на них металів.



4. **Гальваностегія** – нанесення захисних та декоративних металічних покриттів на різні поверхні електроосадженням.

5. Електрохімічне перетворення поверхні металічних виробів для підвищення їх міцності, термостійкості та захисту від корозії.

6. Зарядження акумуляторів.

Закон Фарадея: маси речовин, що перетворюються в процесі електролізу, прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів та кількості електричного струму, пропущеного крізь електроліт:

$$m_{\text{реч.}} = \frac{\mu_E \cdot I \cdot \tau}{F},$$

де I – сила струму (а), τ - час (с), F – стала Фарадея.

$$\text{Для газів } V = \frac{V_E \cdot I \cdot \tau}{F}.$$

Завдання для самоконтролю

1. Робота свинцевого акумулятора.
2. Нормальний водневий електрод. Застосування.
3. Електродні потенціали. Рівняння Нернста.
4. Типи корозійних руйнувань.
5. Явище поляризації електродів. Як це вплине на е.р.с. гальванічного елемента?
6. Електроліз. Закон Фарадея.
7. Яка кількість електрики потрібна для виділення з розчину: а) 2г водню; б) 2г кисню?
8. Написати рівняння реакцій, що відбуваються, якщо в хлоридну кислоту занурити цинкову та нікелеву пластинки. Що відбудеться, якщо ці пластинки сполучити провідником.
9. Скільки часу потрібно для повного розкладу 2 моль води струмом силою 2А?
10. Знайти е.р.с. гальванічного елемента, що складається з магнієвої пластинки, зануреної в 0,1н розчин магній сульфату і мідної пластинки, зануреної в 0,01М розчин купрум (II) хлориду.

Алгоритм рішення

Розрахувати масу міді, яка утворюється на катоді, якщо сила струму, який проходить крізь розчин дорівнює 5А, час електролізу складає 1 год.

Розв'язок. За законом Фарадея



$$m = \frac{\mu_E \cdot J \cdot t}{96500} = \frac{3275 \cdot 3600}{96500} = 5,97(z)$$

$$\mu_{E_{Cu}} = \frac{64}{2} = 32 (z / \text{моль})$$

$$t = 1 \text{ год.} = 3600 \text{ С}$$

4. ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

№ лаб. роботи	Назва	Обсяг, год.
1	Правила роботи в хімічній лабораторії, „вхідний контроль” знань за СШ	2
2	Визначення молярної маси CO ₂	2
3	Визначення молярної маси еквівалента Mg	2
4	Добування та властивості оксидів та гідроксидів металів	2
5	Добування та властивості кислот та солей	2
6	Залежність властивостей елементів від будови їх атомів	2
7	Залежність властивостей речовин від будови та типу хімічних зв'язків	2
8	Приготування розчинів заданої концентрації	2
9	Визначення концентрації кислоти титруванням	2
10	Реакції обміну між електролітами в розчинах	2
11	Визначення рН розчинів кислот та основ	2
12	Гідроліз солей	2
13	Окисно-відновні реакції	2
14	Ряд напруг металів. Гальванічні елементи	2
15	Корозія металів та методи захисту металів від корозії	2
В С Ь О Г О		30

5. ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. Основні поняття хімії: атом, молекула, елемент, проста, складна речовина, моль, молярна маса, хімічний еквівалент, молярна маса еквіваленту.



2. Склад та властивості оксидів і гідроксидів з точки зору теорії електролітичної дисоціації.
3. Склад та властивості кислот і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.
4. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції між ферум (III) гідроксидом і нітратною кислотою.
5. Будова атома.
6. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.
7. Написати електронну формулу Силіцію. Вказати склад ядер ізотопів Силіцію ^{28}Si і ^{30}Si .
8. Написати електронну формулу атома елемента із зарядом ядра +15. Скласти графічну схему заповнення електронами валентних орбіталей цього елемента. Яку він може мати валентність?
9. Написати електронну формулу атома Карбону. Пояснити, чому Карбон в більшості своїх сполук чотирьохвалентний?
10. Типи хімічних зв'язків (приклади).
11. Окисно-відновні реакції.
12. Скласти електронні рівняння і вказати, який процес – окиснення чи відновлення – відбувається при наступних перетвореннях:
$$\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+2}; \quad \text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3};$$
$$\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}; \quad \text{K}^0 \rightarrow \text{K}^{+}.$$
13. Скласти електронні рівняння, розставити коефіцієнти для реакції:
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
Вказати окисник і відновник.
14. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в схемі окисно-відновної реакції. Вказати окисник і відновник:
$$\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$$
15. Написати молекулярне і йонно-молекулярне рівняння реакції взаємодії ферум (III) гідроксиду з хлороводневою кислотою.
16. Підібрати молекулярне рівняння для реакції, яка виражається скороченим йонно-молекулярним рівнянням:
$$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow .$$
17. Підібрати молекулярне рівняння для реакції, яка виражається скороченим йонно-молекулярним рівнянням: $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow .$



18. Скласти молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння для реакції між натрій сульфідом і хлоридною кислотою.

19. Швидкість хімічних реакцій.

20. Способи визначення складу розчинів.

6. ІНДИВІДУАЛЬНО-ДОСЛІДНІ ЗАВДАННЯ

1. Робота акумулятора. Запропонуйте схему власного джерела електричної енергії.

2. Йонітне зм'якшення та знесолення води.

3. Як захищають металеві конструкції від корозії в Вашому регіоні. Запропонуйте більш ефективні методи захисту металів від корозії.

4. Запропонуйте схему очищення стічних вод конкретного підприємства Вашого міста.

5. Оцініть твердість води (водопровідної, річки, дощової, дистильованої). Запропонуйте методи пом'якшення води.

6. Оцініть рН вод (річки, колодязя, ґрунту), зробіть висновки про екологічну ситуацію в регіоні.

7. Опишіть природні руди Вашого регіону, з яких можна одержати метали, та запропонуйте шляхи їх використання.

8. Нетрадиційні джерела енергії. Запропонуйте власні.

9. Безреагентні методи усунення твердості води.

10. Перспективи гідроенергетичної промисловості.

7. КОНТРОЛЬНА ТЕСТОВА ПРОГРАМА

Змістовий модуль 1. "Теоретичні основи хімії"

1. Як слід змінити умови, щоб збільшення маси даного газу не призвело до збільшення його об'єму:

а) зниження t^0 ; б) збільшення тиску; в) не можна підібрати умови.

2. Змішали рівні об'єми H_2 і Cl_2 . Як зміниться об'єм суміші після протікання реакції:

а) не зміниться;

б) збільшиться в два рази;

в) зменшиться в два рази.

3. Чому дорівнює густина хлору за повітрям:

а) 2,44; б) 3,0; в) можна визначити тільки дослідним шляхом.



4. Визначити реакцію середовища в розчині після взаємодії 90г NaOH з 73г HCl:
- а) нейтральна; б) кисла; в) лужна.
5. Яка сіль утворюється при взаємодії 1 моля цинк гідроксиду і 2-х моль фосфатної кислоти:
- а) цинк фосфат; б) цинк гідрогенфосфат; в) цинк гідроксид фосфат.
6. Які з наведених пар частинок є ізотопами:
- а) 2_1H і 1_1H ; б) 4_2He і 4_3Li ; в) ${}^{16}_8O$ і ${}^{16}_8O^{2-}$.
7. Для якого зв'язку полярність найбільша:
- а) H - S; б) H - Se; в) H - O.
8. Для яких підрівнів сума $(n+l)$ дорівнює 4:
- а) 3d; б) 4s; в) 4p.
9. Для якого процесу ентропія зростає:
- а) $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$;
б) $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$;
в) $2NH_3(g) = N_2(g) + 3H_2(g)$.
10. Як зміниться швидкість реакції $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$, якщо об'єм посудини збільшиться в 2 рази:
- а) зросте в 8 разів;
б) зменшиться в 8 разів;
в) збільшиться в 4 рази.

Змістовий модуль 2. "Розчини"

1. Чому дорівнює при 273К осмотичний тиск розчину, який містить одночасно 0,25 моль етанолу і 0,25 моль глюкози в 2л води:
- а) 760 мм рт.ст.; б) 380 мм рт.ст.; в) 425,6 мм рт.ст.
2. При якій температурі кристалізується водний розчин, який містить $3 \cdot 10^{23}$ молекул неелектроліту в 250г води:
- а) 273 К; б) 269,28К; в) 271,14К?
3. Вказати правильне співвідношення між температурами замерзання розчинів амоній цианіду NH_4CN (t_1) та оцтового альдегіду CH_3CHO (t_2), кожний з яких містить 5г розчиненої речовини в 100г води:
- а) $t_1 = t_2$; б) $t_1 > t_2$; в) $t_1 < t_2$.
4. Скільки йонів водню міститься в 1мл розчину, рН якого дорівнює 13:
- а) $6,02 \cdot 10^{13}$; б) $6,02 \cdot 10^7$; в) $6,02 \cdot 10^{10}$.
5. Як зміниться рН води, якщо до 10л її додати 10^{-2} моль NaOH:



- а) зросте на 2; б) зросте на 4; в) зменшиться на 4.
6. Розчин кислоти і розчин основи змішують в еквівалентних співвідношеннях. Для яких пар (кислота + основа) розчин буде мати нейтральну реакцію:
а) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$; б) $\text{NaOH} + \text{HCl}$; в) $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$.
7. Яка з перелічених солей частково гідролізується, утворюючи основні солі:
а) Na_2CO_3 ; б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; в) AgNO_3 .
8. Додавання якого з перелічених нижче реагентів до розчину FeCl_3 посилює гідроліз солі:
а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 .
9. Яка реакція середовища в розчині калій карбонату:
а) кисла; б) нейтральна; в) лужна.
10. Лакмус змінює забарвлення в інтервалі рН від 5 до 8,3. Яке буде забарвлення лакмусу в 0,001М розчині натрій ацетату ($K_2 = 5,6 \cdot 10^{-9}$):
а) червоне; б) фіолетове; в) синє.

Змістовий модуль 3. «Електрохімічні процеси»

1. Вказати яка реакція відноситься до ОВР:
а) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $2\text{CuJ}_2 = 2\text{CuJ} + \text{J}_2$;
в) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{RbOH} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{Rb}_2\text{SO}_4$.
2. В якому з вказаних перетворень Окисген виконує функцію відновника:
а) $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{O}_2$;
б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{KNO}_3 + \text{O}_2$.
3. Чому дорівнює потенціал водневого електрода при рН = 10:
а) -0,59 В; б) 0,59 В; в) -0,30 В.
4. Пластини з нікеля знурені в водні розчини перелічених нижче солей. З якою сіллю піде реакція:
а) MgSO_4 ; б) NaCl ; в) CuSO_4 .
5. Який процес відбувається при електролізі водного розчину станум (II) хлориду на олов'яному аноді:
а) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
б) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$;
в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$.



6. При електролізі водного розчину NaOH на аноді виділилось 2,8л кисню (н.у.). Скільки водню виділиться на катоді:
а) 2,8 л; б) 5,6 л; в) 22,4 л.
7. В гальванічному елементі самовільно відбувається реакція $Fe + Cd^{2+} \rightarrow Cd + Fe^{2+}$. Який з електродів служить анодом:
а) інертний; б) залізний; в) кадмієвий.
8. Який з процесів відбувається на олов'яному аноді при електролізі водного розчину станум (II) хлориду:
а) $Sn = Sn^{2+} + 2e^-$; $\varphi^0 = -0,14B$;
б) $2Cl^- = Cl_2 + 2e^-$; $\varphi^0 = 1,36B$;
в) $2H_2O = O_2 + 4H^+ + 4e^-$; $\varphi^0 = 1,23B$.
9. Яка реакція відноситься до міжмолекулярних окисно-відновних:
а) $2Ca + O_2 = 2CaO$;
б) $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$;
в) $Cl_2 + 2 KOH = KCl + KClO + H_2O$.
10. Вказати яка реакція відноситься до реакцій самоокиснення-самовідновлення:
а) $Au_2O_3 \rightarrow Au + O_2$;
б) $S + KOH \rightarrow K_2SO_3 + K_2S + H_2O$;
в) $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2 + O_2$.

8. РОЗПОДІЛ БАЛІВ, ЩО ПРИСВОЮЮТЬСЯ СТУДЕНТАМ

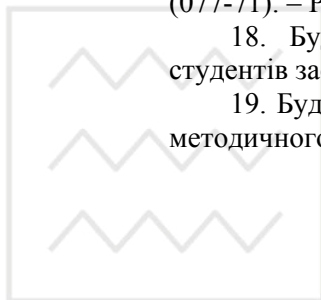
Блок 1	Блок 2	Блок 3 підсумковий	Сума
29	30	41	100

9. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

- Хомченко Г.П., Цитович И. К., Неорганическая химия: Учеб. для с.-х. вузов.– 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1987, 464 с.
- Ахметов Н.С., Общая и неорганическая химия: Учеб. для химико-технол. вузов. – 2 изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 640 с.
- Глинка Н. Л., Общая химия: – Л., Химия, 1988.



4. Глинка Н. Л., Задачи и упражнения по общей химии: – Л., Химия, 1988.
5. Хомченко Г.П., Посібник з хімії для вступників до вузів: Пер. з рос. – К.: А.С.К., 2000. – 480с.
6. Наумук А.П. Навчальний посібник з курсу “Загальна хімія” для студентів механічного факультету. – Рівне, РДТУ, 2000.
7. Романова Н.М. Загальна та неорганічна хімія. – 1998.
8. Рейтер Л.Г. та ін. Теоретичні розділи загальної хімії. К., 2003 р.
9. Учай Я.А. Общая і неорганическая химия. – 2001.
10. Лабій Ю.І. Задачі і вправи з хімії. –2001.
11. Кожухов М.Г. Неорганічна хімія. – 2001.
12. Коровин М.В. Лабораторные работы по химии. – 2001.
13. Методичні вказівки з хімії до виконання контрольної роботи для студентів заочної форми навчання (077-44). - Рівне, УПВГ, 1994.
14. Методичні вказівки для виконання лабораторних робіт з курсу “Загальна хімія” для студентів МФ (077-59). – Рівне, 1977.
15. Методичні вказівки до виконання лабораторного практикуму з дисципліни “Хімія” (077-89). – Рівне, УДУВГП. – 2002.
16. Методичні вказівки до виконання практичних завдань з дисципліни “Хімія” (077-84). – Рівне, РДГУ. – 2001.
17. Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з навчальної дисципліни “Хімія” для студентів заочної форми навчання (077-71). – Рівне, РДТУ. – 1999.
18. Буденкова Н.М. Конспект лекцій з курсу “Хімія” для студентів заочної форми навчання. Рівне, РДТУ, 1999 (077-70).
19. Буденкова Н.М. “Хімія”. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення, Рівне, НУВГП, 2006.





З М І С Т

Стор.

ПЕРЕДМОВА.....	3
1. Типова програма навчальної дисципліни “Хімія”.....	4
1.1. Тематичний план та розподіл навчального часу.....	4
1.2. Програмний матеріал блоків змістових модулів.....	6
Блок 1. “Теоретичні основи хімії”.....	6
Блок 2. “Розчини”.....	8
Блок 3. “Електрохімічні процеси”.....	8
2. Методичні рекомендації до вивчення окремих модулів та тем дисципліни.....	9
Змістовий модуль 1. “Теоретичні основи хімії”.....	9
Тема 1. Основні поняття та закони хімії.....	9
Тема 2. Будова атомів та ПСЕ Д. Менделєєва.....	14
Тема 3. Хімічний зв’язок, будова та властивості речовин.....	19
Тема 4. Класи неорганічних сполук.....	22
Тема 5. Закономірності перебігу хімічних реакцій.....	27
Змістовий модуль 2. “Розчини”.....	32
Тема 1. Розчини неелектролітів.....	32
Тема 2. Розчини електролітів.....	36
Тема 3. Вода.....	41
Змістовий модуль 3. “Електрохімічні процеси”.....	44
Тема 1. Окисно-відновні реакції.....	44
Тема 2. Основи електрохімії.....	48
3. Теми лабораторних робіт.....	55
4. Завдання для самостійної роботи.....	55
5. Індивідуально-дослідні завдання.....	57
6. Контрольна тестова програма.....	57
Змістовий модуль 1. “Теоретичні основи хімії”.....	57
Змістовий модуль 2. “Розчини”.....	58
Змістовий модуль 3. “Електрохімічні процеси”.....	59
7. Розподіл балів, при присвоюються студентам.....	60
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	60



*Надія Марківна Буденкова
Катерина Юріївна Вербецька*

**ХІМІЯ: ІНТЕРАКТИВНИЙ КОМПЛЕКС
НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНОГО ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ**



Комп'ютерний набір і верстка

Данилюк Т.Й.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Підписано до друку Формат 60x84 1/16
Папір друкарський №1. Гарнітура Times. Друк трафаретний
Ум.- друк.арк. Тираж прим. Зам. №

*Редакційно-видавничий центр
Національного університету
водного господарства та природокористування
33000, Рівне, вул.Соборна,11.*



Національний університет
водного господарства
та природокористування



Національний університет
водного господарства
та природокористування