

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ЧЕРКАСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ БОГДАНА ХМЕЛЬНИЦЬКОГО**

Навчально-науковий інститут природничих наук



РОБОЧИЙ ЗОШИТ
З КУРСУ „ ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА ”

Прізвище, ім'я, по-батькові

**Навчально-методичний посібник для студентів I курсу
за напрямком підготовки 6.040102 – біологія
денної форми навчання**

Частина 1

Черкаси 2013

Навчально–методичний посібник для студентів I курсу за напрямком підготовки 6.040102 – біологія денної форми навчання підготували: доц. О.А. Лут, доц. О.П.Шевченко, доц. Бойко В.І.

Навчально–методичний посібник затверджено методичною радою ННІ природничих наук (протокол № 1 від 28.08.2013 р.)

Рецензенти:

О.В.Білий, к.х.н., професор кафедри хімії Черкаського національного університету імені Богдана Хмельницького;

Л.Б. Ящук, к.х.н., доцент кафедри екології Черкаського державного технологічного університету.

В даний навчально-методичний комплекс включено програму теоретичного курсу з хімії неорганічної, вказівки з самостійного вивчення програмового матеріалу, визначено обсяг годин, що відводяться для його опрацювання. Подані плани практичних занять та номери задач і вправ для домашнього самостійного розв'язування. В посібник включені методрозробки всіх лабораторних робіт, які виконуються студентами в лабораторіях з неорганічної хімії кафедри та основні правила техніки безпеки роботи, методичні вказівки до виконання домашніх завдань, питання до модульних контрольних робіт, перелік екзаменаційних питань, додатки, що повинні полегшувати студентам здійснювати пошук необхідних довідкових даних, список літератури, який повинен забезпечити глибоке самостійне вивчення курсу.

Програма

з хімії неорганічної для студентів I курсу за напрямком підготовки
6.040102 – Біологія денної форми навчання ННІ природничих наук ЧНУ

Пояснювальна записка

Хімія неорганічна - одна із фундаментальних дисциплін у системі вищої освіти, яка починає хімічну підготовку студентів хімічних та біологічних спеціальностей. Знання теоретичних основ неорганічної хімії необхідні для більш глибокого вивчення аналітичної, фізичної, колоїдної та біологічної хімії.

Хімія неорганічна вивчає взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують, встановлює закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями, встановлює ймовірність проходження і направленість хімічних реакцій, визначає функцію речовин, фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

Знання з хімії неорганічної дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найбільш суттєвими навичками якісного і кількісного прогнозування проходження хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, з різними біологічними об'єктами так і клітинами безпосередньо, а також їх біотрансформація в організмі людини.

Вступ.

Предмет, завдання та методи хімії. Місце неорганічної хімії в системі природничих наук та фармацевтичної освіти. Значення хімії для розвитку біології та генетики. Основні етапи розвитку хімії.

Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Поняття про молекули, їхня структура і властивості. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

Основні стехіометричні закони: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. *Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона.*

Хімічні формули, їхні типи, складання формул за рівняннями хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що впливає з хімічних формул та рівнянь.

Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Молярна маса еквівалента речовини. Розрахунки молярних мас еквівалентів простих і складних сполук. Застосування хімічного еквівалента для вираження концентрації розчинів.

Хімічні рівняння. Складання молекулярних та іонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Будова речовини та хімічний зв'язок. Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма *s*-, *p*- і *d*-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа, їхній фізичний зміст. Принцип Паулі, принцип найменшої енергії. Стандартний, збуджений та іонний стан атома. Електронні формули та електронно-структурні схеми атомів. Висновки з них.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики.

Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, сімейства. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів в газоподібному стані: радіус, енергія йонізації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні

властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, оксидів, гідроксидів.

Перебіг і механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку і фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, іонним і металевим зв'язком. Еспериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість, насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Полярні і неполярні молекули. Іонний зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Водневий зв'язок.

Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, гідроксиди, кислоти, солі.

Кожний клас необхідно висвітлювати за наступним планом:

1. Визначення класу. Номенклатура. **2.** Знаходження в природі. **3.** Одержання: а) в промисловості, б) в лабораторії. **4.** Властивості: а) фізичні, б) хімічні. **5.** Застосування сполук даного класу.

Елементи хімічної термодинаміки. Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Внутрішня енергія і ентальпія речовин та багатокомпонентних систем. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їхні особливості та розрахунки на їх основі.

Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, дисоціації кислот та основ) на підставі закону Гесса.

Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристик термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса.

Основи поняття та закони хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій. Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакції. Прості і складні реакції. Фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій в гомогенних та гетерогенних системах. Закон діючих мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Вант-Гоффа). Енергія активації. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментативний каталіз у біологічних системах.

Термодинаміка хімічної рівноваги. Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Якісна характеристика стану хімічної рівноваги. Закон діючих мас (закон хімічної рівноваги). Константа хімічної рівноваги та її зв'язок із стандартною зміною енергії Гіббса. Залежність енергії Гіббса процесу і константи рівноваги від температури. Принцип Ле-Шательє. Вплив каталізаторів на хімічну рівновагу.

Загальна характеристика розчинів. Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газоподібних, рідких та твердих речовин. Вода як один з найбільш поширених розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини.

Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Термодинаміка процесу розчинення.

Способи вираження концентрації розчинів. Розчини твердих речовин у рідинах. Осмос і осмотичний тиск. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах.

Загальна характеристика розчинів електролітів. Основні положення ТЕД, праці Ареніуса, Каблукова. Механізм процесу дисоціації речовин з різним типом зв'язку. Формулювання понять кислота, основа та солі з позиції теорії електролітичної дисоціації.

Механізм перебігу реакцій у водних розчинах електролітів. Правило Бертолле-Михайленка.

Ступінь дисоціації і сила електролітів. Закон діючих мас для слабких електролітів, константа іонізації. Константа іонізації. Ступінчастий характер іонізації. Ступінь іонізації і його залежність від концентрації (закон розведення Оствальда).

Вода як слабкий електроліт. Іонізація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів слабких та сильних кислот і основ. Індикатори. Буферні розчини, їх біологічне значення.

Гідроліз солей. Типи гідролізу, кількісна характеристика гідролізу. Фактори, які впливають на швидкість гідролізу.

Рівновага між розчином і осадом важкорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови осадження і розчинення електролітів.

Реакції з переносом електронів. Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їхніх сполук в залежності від положення в періодичній системі елементів. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в окисно-відновних реакціях. Спряжені пари окисно-відновних реакцій. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив середовища (рН) на характер продуктів та напрямлення ОВР. Окисно-відновні потенціали. Правила розстановки коефіцієнтів, методом електронного балансу та електронно-іонним. Роль ОВР у метаболізмі живих організмів.

Визначення напрямку протікання ОВР. Електродні потенціали. Гальванічний елемент. Електрохімічний ряд напруг.

Електроліз, практичне значення. Закони Фарадея. Правила запису електрохімічних процесів, які проходять в розчинах електролітів на інертних електродах.

ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ З КУРСУ „ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА”

Обмежений час, який за навчальним планом відводиться на вивчення великого за обсягом університетського курсу хімії неорганічної, вимагає від студентів значну частину матеріалу опрацювати самостійно.

Вказаний обсяг сторінок навчальних посібників є тим мінімумом, що рекомендується опрацювати студентам. При бажанні більш глибокого вивчення тих чи інших питань курсу необхідно користуватись додатковими джерелами.

Для самостійного вивчення дисципліни рекомендується опрацювати теоретичний матеріал за розділами робочої програми, причому бажано дотримуватись такої послідовності:

а) спочатку ознайомитись з навчальною програмою курсу та вибрати необхідну літературу;

б) в процесі роботи з підручником слід робити короткий конспект, в якому записувати основні положення теми, закони їх математичний та графічний вирази, хімічні формули і рівняння;

в) після опрацювання теоретичного матеріалу кожного розділу потрібно виконати відповідні питання (задачі) контрольної роботи, скориставшись методичними вказівками кафедри;

г) контрольні роботи оформити в учнівському зошиті, переписавши спочатку повністю питання чи умову задачі, а потім дати чітку відповідь на нього; при розв'язуванні задачі потрібно коротко пояснити методику її розв'язування;

д) під час захисту контрольної роботи (співбесіди з викладачем), студент повинен самостійно пояснити всі розв'язки задач і дати відповіді на теоретичні питання, що стосуються роботи.

Студенти, які успішно здали контрольні роботи і виконали лабораторний практикум, одержують залік і допускаються до екзамену, який відбувається вкінці 1-го курсу.

ПОЛОЖЕННЯ ПРО МОДУЛЬНО-РЕЙТИНГОВУ СИСТЕМУ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ З ДИСЦИПЛІНИ " ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА "

Серед сучасних новітніх технологій навчання та оцінювання знань студентів заслугове уваги модульно-рейтингова. У ній наголос переноситься на самостійне добування знань тими, хто навчається. Проте така пізнавальна діяльність планується викладачем, ним же забезпечується організаційно, науково та методично.

В основі побудови рейтингової технології навчання лежать два чинники: перший – визначення кількісного показника якості навчання особи і другий – поділ навчальної дисципліни на порівняно самостійні частини – модулі.

Поділ навчального матеріалу на модулі, звітування за кожен частину окремо полегшує студентам набуття знань, відкриває можливість протягом семестру свідомо регулювати та контролювати свою успішність, планувати та домагатись тих чи інших навчальних результатів, виключає можливі випадковості при проведенні підсумкового контролю у вигляді екзамену.

Таким чином, об'єктом у рейтинговій системі оцінювання знань є навчальний модуль як сукупність навчальної і практичної діяльності студента. Модульне навчання розуміється як самостійне досягнення студентами конкретних навчальних цілей у процесі роботи з модулем під час лекцій, лабораторних занять чи в позааудиторний час.

Кожний навчальний модуль завершується поточним контролем знань (контрольна робота, допускова робота тощо) і одержуванням рейтингової оцінки за різні види занять за модулем.

РОЗПОДІЛ БАЛІВ, ОТРИМАНИХ СТУДЕНТАМИ ЗА ВИДАМИ РОБІТ

№	Вид роботи	Кіл. годин	Сам. роб.	Усна відпо відь	Кон. роб.	Заг. сума
	МОДУЛЬ 1	2	10	10	10	30
1	Атомно-молекулярне вчення. Основні стехіометричні закони та поняття хімії. Хімічний еквівалент.	2	10	10	10	30
2	ПЗ як основа хімічної систематики.	2	10	10	10	30
3	Багато електронні атоми.	2	10	10	10	30
4	Основні класи неорганічних сполук. Оксиди. Гідроксиди. Кислоти.	2	10	10	10	30
5	Основні класи неорганічних сполук. Солі. Гідроліз солей.	2	10	10	10	30

6	Хімічний зв'язок. Механізм утворення.	2	10	10	10	30
7	Елементи хімічної термодинаміки. Вчення про напрям хімічних процесів.	2	10	10	10	30
8	Основні поняття та закони хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій.	2	10	10	10	30
	МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА № 1: <i>пит. 1</i> <i>пит. 2</i> <i>пит. 3</i> <i>пит. 4</i> <i>пит. 5</i> всього			10 10 10 10 10		50
9	МОДУЛЬ 2 Загальна характеристика розчинів.	2	10	10	10	30
10	Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації.	2	10	10	10	30
11	Водневий показник. Добуток розчинності.	2	10	10	10	30
12	Реакції із переносом електронів.	2	10	10	10	30
13	Електрохімічні процеси.	2	10	10	10	30
	МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА № 2 <i>пит. 1</i> <i>пит. 2</i> <i>пит. 3</i> <i>пит. 4</i> <i>пит. 5</i> всього				10 10 10 10 10	50
РАЗОМ ЗА І СЕМЕСТР						490

ШКАЛА ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ

Рейтинговий показник	Оцінка за національною шкалою		Оцінка ECTS
90 – 100	Зараховано	5 (відмінно)	A (відмінно)
82 – 89		4 (добре)	B (добре)
75 – 81			C (добре)
68 – 74		3 (задовільно)	D (задовільно)
60 – 67			E (задовільно)
35 – 59	Незараховано	2 (незадовільно)	FX (незадовільно) з можливістю повторного складання
1 – 34		-	F (незадовільно) з обов'язковим повторним вивченням

ПРИМІТКА

Оцінювання знань, умінь та навичок студентів з дисципліни “Хімія неорганічна ” здійснюється за багатобальною шкалою: кожний вид навчальної роботи (у залежності від її складності) оцінюється певною кількістю балів. По закінченню вивчення дисципліни визначається сума одержаних студентом балів, яка переводиться у 100-ну шкалу. (Див. наведені приклади переходу набраної кількості балів за поточну успішність у 100-ну шкалу.)

Приклад 1. При сумлінному ставленні студента до навчання з дисципліни “Хімія неорганічна” студент може набрати впродовж семестру (поточна успішність) максимально 490 балів за всі види навчальних робіт. Реально він набрав A балів. Тоді:

$$\begin{array}{l} 490 \text{ балів} - 100 \\ A \text{ балів} - x \end{array} \rightarrow x = \frac{A \cdot 100}{490} = A \cdot 0,204 \quad (A - \text{набрана кількість балів})$$

Рейтинговий показник виставляється відповідно до набраної кількості балів (в перерахунку на 100-ну шкалу).

Правила роботи та техніка безпеки в лабораторії неорганічної хімії

В хімічній лабораторії дозволяється працювати лише після проведення інструктажу з техніки безпеки та наявності білого халата. Кожний студент має постійне місце роботи, яке повинен тримати в чистоті, не захаращувати його сторонніми предметами, що не мають відношення до роботи.

Приступати до виконання лабораторної роботи дозволяється лише після засвоєння теоретичного матеріалу за підручником, методичними посібниками та конспектами лекцій, техніки виконання лабораторної роботи, запису відповідних рівнянь реакцій в робочому зошиті.

1. Всі досліди з небезпечними і токсичними речовинами (бромом, йодом, оксидами нітрогену тощо), сильнопахнучими, леткими речовинами, концентрованими кислотами та лугами, а також нагрівання та прожарювання необхідно проводити *лише* у витяжній шафі.

2. При нагріванні та кип'ятінні розчинів у пробірці треба користуватися пробіркотримачем і тримати пробірку так, щоб її отвір був направлений у протилежний бік від тих, хто працює поруч.

3. Досліди з вогнебезпечними речовинами (наприклад, ефіром, ацетоном, бенzenом тощо) виконувати якомога далі від вогню та увімкнених електроплиток, нагрівати легкозаймисті речовини можна лише у спеціальному посуді на попередньо нагрітій водяній бані. Всі роботи з необхідно проводити лише у витяжній шафі.

4. Категорично забороняється брати речовини руками і пробувати їх на смак. Нюхати речовини можна лише обережно направляючи на себе гази чи пару легкими рухами рук. Не нахилятися над посудом і не вдихати на повні груди!

5. Під час роботи необхідно слідкувати за тим, щоб речовини не потрапляли на руки та обличчя, тому що деякі з них (кислоти, луги тощо) викликають пошкодження шкіри та слизових оболонок.

6. Лузні метали та кристалічні луги необхідно брати *тільки* пінцетом або спеціальними щипцями.

7. При розведенні концентрованих кислот треба *вливати воду в кислоту (а не навпаки!!!)* невеликими порціями по скляній паличці, безперервно перемішуючи розчин.

8. Банки, склянки та інший посуд для зберігання реактивів повинен мати етикетки з назвою речовини.

9. У лабораторії повинні бути засоби протипожежного захисту: ящик із просіяним піском, совок для нього, протипожежна ковдра, заряджений вогнегасник. Кожний працівник повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка, яка містить все необхідне для надання першої допомоги (калій перманганат, борна кислота, питна сода, спиртовий розчин йоду, вата, бинт, пластир, мазь від опіків).

10. Категорично забороняється в лабораторії їсти, пити воду.

11. Після виконання дослідів відходи виливають у банки для зливання, а реактиви, що дорого коштують, – у спеціально призначений посуд. Після закінчення роботи необхідно вимити пробірки, здати їх черговому, прибрати своє робоче місце, вимкнути електроприлади, електроосвітлення, закрити крани з водою і вимити руки.

Перша допомога при нещасних випадках

При всіх нещасних випадках слід негайно викликати лікаря. Все описане нижче треба розглядати тільки як надання першої допомоги.

1. **Опіки (термічні):** першого ступеня – почервоніння шкіри. На обпечену ділянку покласти вату, змочену 90–96%-ним етиловим спиртом, продовжувати зволожувати вату спиртом. Опіки другого ступеня – пухирі. Шкіру обробляють спиртом, як вказано вище,

або 3–5%-ним розчином калій перманганату, або 5%-ним свіжо приготовленим розчином таніна, поки шкіра не стане коричневою. Опіки третього ступеня – руйнування тканин. Рану покривають стерильною пов'язкою і викликають лікаря.

2. **Великі порізи.** Не промивати водою! Кров сама очищує рану. Інородні тіла, що знаходяться глибоко в рані, наприклад, скло, не можна видаляти без лікаря. На рану накласти стерильну пов'язку. Не використовувати вату! При сильній кровотечі накласти жгут вище рани.

3. **Опіки шкіри кислотами, лугами, бромом, фосфором.** Промивають обпечену ділянку шкіри сильним потоком води з водопроводу. Після цього промивають 1%-ним розчином ацетатної (оцтової кислоти) при опіках лугом або 1%-ним розчином натрій гідрогенкарбонату при опіках кислотою. При опіках бромом шкіру ретельно промивають бенzenом. При опіках фосфором багаторазово занурюють обпечене місце у ванночку з 1%-ним розчином купрум(II) сульфату або ж накладають марлю, змочену розчином купрум(II) сульфату, і багато разів змінюють її.

4. **Опіки очей.** Очі промивають великою кількістю води з водопроводу, намагаючись тримати очі весь час відкритими. Негайно викликати лікаря. У випадку опіку очей лугом необхідно промити 2%-ним розчином борної кислоти, а при опіку кислотою – 3%-ним розчином натрій гідрогенкарбонату.

5. **Опіки рота і губ лугом, кислотою та розчинами важких металів.** Прийняти протиотруту, наприклад, молоко, білок, вівсяний відвар. При опіках кислотами полоскати порожнину рота водними суспензіями крейди або магній оксиду, а при опіках лугами полоскати 1%-ним розчином ацетатної кислоти або водним розчином лимонного соку.

6. **Отруєння газами, які подразнюють дихальні шляхи (хлором, бромом, гідроген хлоридом, оксидами нітрогену).** Повний спокій і свіже повітря! При сильному отруєнні потерпілого виносять на свіже повітря. Необхідні інгаляції водними парами або розчином натрій гідрогенкарбонату. Бажано вдихати повітря де вміст з карбон (IV) оксиду не вищий 6%. Під час зупинки дихання зробити потерпілому штучне дихання.

7. **Отруєння амоніаком.** Дати випити велику кількість води з додаванням оцту чи лимонного соку. Викликати блювання. Випити рослинної олії, молока чи яєчного білка. При отруєнні парами амоніаку винести потерпілого на свіже повітря і надати йому спокій.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1

Тема: Атомно-молекулярне вчення. Основні стехіометричні закони та поняття хімії. Хімічний еквівалент.

Мета: Розглянути основні стехіометричні закони та поняття хімії, навчитися застосовувати їх на при розв'язуванні задач і вправ. Ознайомитись з правилами роботи та технікою безпеки в лабораторії неорганічної хімії.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади розрахунків із застосуванням законів хімії та понять (кількість речовини, хімічний еквівалент і т.д.) [1];
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв.) контрольної роботи «Атомно-молекулярне вчення. Основні стехіометричні закони та поняття хімії. Хімічний еквівалент»;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.
- **розв'язати** задачі свого варіанту (варіанти індивідуального завдання розміщені в кінці Робочого зошита).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу

1. Які факти, закономірності, закони послужили експериментальною базою для розвитку уявлень про дискретну будову речовин?
2. Як формулюються закони: сталості складу, кратних відношень, еквівалентів, об'ємних відношень, Авогадро. Форма запису.
3. Фізичний зміст понять: відносна атомна і молекулярна маси, моль, молярна маса та об'єм, число Авогадро?
4. Хімічна формула речовини. Розрахунки за хімічними формулами.
5. Рівняння хімічних реакцій. Розрахунки за хімічними рівняннями.
6. Фізичний зміст понять: хімічний еквівалент, молярна маса речовини еквівалента.
7. Хімічний еквівалент в реакціях обміну та окисно-відновних реакціях. Форма запису.
8. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона. Об'єднаний газовий закон.

II. Практична робота

1. Фронтальне розв'язування задач з [1].
2. Індивідуальне розв'язування задач:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Визначити хімічний еквівалент та розрахувати молярну масу речовини еквівалента Хрому в сполуках: CrCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Завдання 2. Розрахувати молярну масу речовини еквівалента:

а) $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в реакції $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + 3 \text{NH}_4\text{OH} = 2 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

б) HI в реакції $\text{HI} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + 6\text{HCl}$

Завдання 3. Щорічно за рахунок фотосинтезу на Землі утворюється приблизно 250 млрд тонн кисню. Обчислити кількість речовини O_2 та об'єм, який займе ця кількість O_2 за (н.у.).

Завдання 4. На нейтралізацію основи масою 1 г витрачено хлоридну кислоту масою 2,14 г. Розрахувати молярну масу речовини еквівалента основи.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2-3

Тема: *Періодичний закон як основа хімічної систематики. Багатоелектронні атоми.*

Мета: *засвоїти основи сучасної теорії електронної будови атома, квантово-механічну модель атома, фізичний зміст квантових чисел, атомні орбіталі (АО), основні принципи та правила заповнення АО; формулювання періодичного закону і його фізичний зміст, закономірності у зміні властивостей атомів, простих речовин і найважливіших хімічних сполук за положенням хімічних елементів у періодичній таблиці*

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** *а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; [4]. в) приклади розв'язування тестів [1] с.103–110; г) приклади розв'язування контрольних завдань [4];*
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи «Будова речовини» з [4];
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу:

Лабораторне заняття №2

1. Менделєєвське формулювання Періодичного закону.
2. Докази складності будови атома.
3. Планетарна модель будови атома Резерфорда.
4. Сучасне формулювання Періодичного закону.
5. Постулати Нільса Бора.

Лабораторне заняття №3

6. Квантові числа електронів та їх фізичний зміст. Числові значення квантових чисел.
7. Атомні орбіталі (АО) та їх види.
8. Принципи заповнення АО.
9. Основні енергетичні характеристики атома, їх фізичний зміст.
10. Зв'язок між будовою атома елемента і номером періоду, групою періодичної системи.

II. Практична робота:

- а) Робота з тестами [1];*
- б) Розгляд зразків контрольних завдань.*
- в) Контрольна робота*

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Записати символічні (ідеальну та реальну) та графічну електронні формули атомів елементів в основному та збудженому станах:

Ca

Ca*

S S*

Sr

Sr*

Mn

Mn*

Завдання 2. Запишіть електронні формули атомів елементів у вказаному ступені окиснення: P^{+1} , S^{-2} , V^{+1} , Cr^{+6} , Mn^{+4} , Mn^{+7} , Mn^{+2} , C^{+2} , C^{+4} , O^{+2} , Br^- , Br^{+5} , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Fe^{+6} .

Завдання 3. Вкажіть символи хімічних елементів, нейтральним атомам яких відповідають електронні формули:

$[Ar] 3d^3 4s^2$ _____ $[He] 2s^2 2p^4$ _____

$[Ar] 3d^5 4s^2$ _____ $[He] 2s^2 2p^3$ _____

$[Ne] 3s^2 3p^3$ _____ $[Ne] 3s^2 3p^5$ _____

Завдання 4. Вкажіть символи хімічних елементів, іонам яких відповідають електронні формули:

$E^{2-} - [He] 2s^2 2p^6$, _____

$E^{2-} - [Ne] 3s^2 3p^6$ _____

$E^{2+} - [He] 2s^2 2p^6$ _____

$E^{3+} - [Ne] 2s^2 2p^6$ _____

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4-5

Тема: Основні класи неорганічних сполук (ОКНС). Гідроліз солей.

Мета: Засвоїти визначення основних класів неорганічних сполук, графічного зображення, номенклатури згідно з ІЮПАК; знаходження в природі; одержання в промисловості та лабораторії; фізичні та хімічні властивості; застосування сполук даного класу. Засвоїти суть явища гідролізу, хімічної рівноваги при гідролізі та її зміщення, типи гідролізу солей, механізм реакції гідролізу солей, фактори, які впливають на гідроліз солей, повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння, визначення середовища розчинів солей; навчитися пояснювати суть явища гідролізу з позицій уявлень про будову речовини.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) розв'язування тестів [1]; г) приклади розв'язування контрольних завдань [4];
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу:

Лабораторне заняття № 4

1. Визначення та класифікація основних класів неорганічних сполук (ОКНС).
2. Номенклатура (ОКНС).
3. Графічне зображення емпіричних формул (ОКНС).
4. Основні способи добування. (ОКНС).
5. Хімічні властивості (ОКНС).
5. Застосування сполук даного класу.

Лабораторне заняття № 5

6. Гідроліз солей. Механізм гідролізу солей.
7. Типи гідролізу.
8. Визначення характеру середовища в розчині солі за допомогою індикаторів (лакмусу, фенолфталеїну, метилоранжу та універсального індикаторного паперу).
9. Оборотної і необоротної гідроліз солей.
10. Ступінь і константа гідролізу солі як кількісна характеристика реакцій гідролізу.
11. Фактори, які впливають на швидкість гідролізу.
12. Роль гідролізу в біологічних процесах.

II. Практична робота:

- а) Робота з тестами [1];
- б) Розгляд зразків контрольних завдань;
- в) Контрольна робота 1.
- г) Контрольна робота 2.

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Написати характеристику хімічного елемента Са за положенням в періодичній системі та будовою атома за планом:

1. Назва елемента, його символ _____
2. Положення в періодичній системі:
 - ▲ порядковий номер _____
 - ▲ номер періоду _____
 - ▲ номер групи, підгрупа _____
3. Будова атома:

▲
ядра _____

▲ кількість протонів, електронів, нейтронів _____

▲ електронна формула, структура зовнішнього енергетичного рівня _____

▲ кількість енергетичних рівнів _____

▲ кількість електронів на зовнішньому рівні; кількість електронів, що не вистачає до завершення зовнішнього рівня _____

4. *Метал чи неметал:*

▲ властивості простої речовини _____

5. *Вищий оксид та гідроксид:*

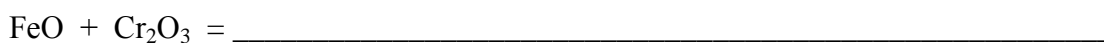
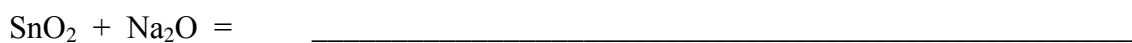
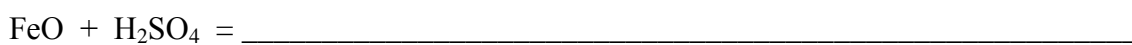
▲ формула, хімічний характер, властивості _____

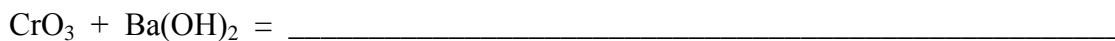
Завдання 2. Вибрати із наведеного нижче переліку речовин формули основних, кислотних та амфотерних оксидів і заповнити таблицю:

CaO, SO₃, Al₂O₃, CuO, CO₂, Fe₂O₃, FeO, Na₂O, MnO, MnO₂, Mn₂O₇, CO, NO, NO₂, N₂O₅, P₂O₅, BaO, MgO, SiO₂.

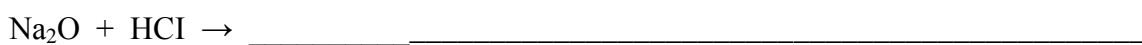
<i>Основні оксиди</i>	<i>Кислотні оксиди</i>	<i>Амфотерні оксиди</i>

Завдання 3. Закінчити рівняння хімічних реакцій:





Завдання 4. Закінчити рівняння можливих хімічних реакцій:

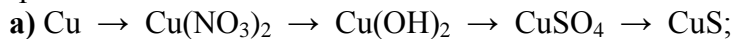


Завдання 5. Записати рівняння реакцій нейтралізації, в результаті яких можна одержати такі солі: BaSO_4 , CuCl_2 , Na_2S , K_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 .

Завдання 6. Заповнити таблицю:

<i>Речовина</i>	<i>Емпірична формула</i>	<i>Графічна формула</i>
Манган(II) гідроксобромід		
Купрум(II) гідроксокарбонат		
Кальцій дигідрогенфосфат		
Амоній Гідрогенфосфат		
Тригідроген тетраоксофосфат		
Тригідроген триоксоарсенат		
Ферум(III) сульфат		

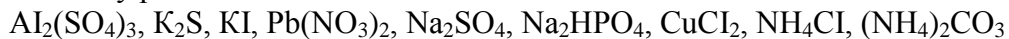
Завдання 7. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:





Завдання 8. Розрахувати масу міді, необхідну для відновлення всієї маси меркурій(II)-іонів, які містяться у розчині меркурій (II) нітрату масою 200 г з масовою часткою $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ рівною 3,24%.

Завдання 9. Серед наведених нижче формул солей вказати ті, які гідролізують, записати іонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу, вказати реакцію середовища в кожному розчині:



Завдання 12. Записати іонне та молекулярне рівняння першої стадії гідролізу:

а) натрій фосфату _____

б) цинк нітрату _____

в) літій карбонату _____

г) ферум (II) сульфату _____

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6

Тема: Хімічний зв'язок. Механізми утворення хімічного зв'язку.

Мета: засвоїти сучасну теорію утворення хімічного зв'язку, механізм утворення хімічних зв'язків, характеристики, властивості.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади розв'язування вправ [1];
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи «Типи хімічного зв'язку»;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу

1. Ковалентний хімічний зв'язок.
2. Йонний хімічний зв'язок.
3. Металічний хімічний зв'язок.
4. Водневий хімічний зв'язок.
5. Механізми утворення хімічного зв'язку.

II. Практична робота:

- 1) Розгляд вправ з [1].
- 2) Контрольна робота.

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Зобразити схеми утворення молекул Br_2 та PH_3 ; визначити тип хімічного зв'язку в молекулах.

Завдання 2. Дано елементи Cl, H, K, Fe, N, O, Ca, F, C, S, P, Na, Br. Скласти з них формули сполук з ковалентним полярним, неполярним та йонним зв'язком.

Хімічний зв'язок	Формули сполук
Ковалентний полярний зв'язок	
Ковалентний неполярний зв'язок	
Йонний зв'язок	

Завдання 3. Як змінюється міцність зв'язку в ряду $\text{HF} — \text{HCl} — \text{HBr} — \text{HI}$? Вкажіть причини цих змін. Як це проявляється на властивостях водних розчинів цих речовин?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 7

Тема: Елементи хімічної термодинаміки. Вчення про напрям хімічних процесів.

Мета: Засвоїти основні поняття термохімії і хімічної термодинаміки, закон Гесса і наслідки з нього, зв'язок між ентальпією, ентропією та енергією Гіббса; навчитися використовувати термодинамічні величини для встановлення напрямку проходження хімічних процесів.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади розрахунків із застосуванням основних термодинамічних величин [1];
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи «Елементи хімічної термодинаміки»;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.
- **розв'язати** задачі свого варіанту (варіанти індивідуального завдання розміщені в кінці Робочого зошита).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу

1. Види систем та їх визначення.
2. Тепловий ефект реакції. Екзо- та ендотермічні процеси.
3. Теплота утворення, розчинення та згорання речовин.
4. Закон Гесса та наслідки з нього.
5. Розрахунок теплового ефекту реакції за законом Гесса.
6. Визначення ентальпії, ентропії, внутрішньої енергії, як термодинамічних величин.
8. Енергія Гіббса. Обчислення стандартної зміни енергії Гіббса хімічних реакцій.
9. Роль ентальпійного та ентропійного факторів у напрямі процесів за різних умов.

II. Практична робота

1. Фронтальне розв'язування задач з [1].
2. Індивідуальне розв'язування задач: визначення стандартної зміни енергії Гіббса з [1].

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

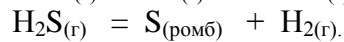
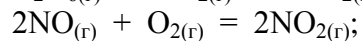
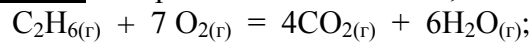
Завдання 1. Тепловий ефект реакції взаємодії газоподібних сірководню та сульфур (IV) оксиду з утворенням ромбічної сірки та води дорівнює 234,50 кДж. Записати термохімічне рівняння реакції.

Завдання 2. При взаємодії нітроген(I) оксиду з амоніаком продуктами реакції є азот та водяна пара. Обчислити ентальпію реакції та записати термохімічне рівняння реакції, якщо стандартні ентальпії утворення вихідних речовин та продуктів реакції дорівнюють (кДж/моль):

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{N}_2\text{O}_{(г)}) = + 81,55; \quad \Delta H_{298}^{\circ}(\text{NH}_3_{(г)}) = - 46,19; \quad \Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = - 241,82.$$

Завдання 3. На основі розрахунку енергії Гіббса реакції (ΔG) зробіть висновок про можливість самочинного протікання реакції $\text{SiO}_{2(\text{к})} + 2\text{NaOH}_{(\text{к})} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$ за стандартних умов, якщо ΔG утворення вихідних речовин та продуктів реакції дорівнюють (кДж/моль): $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{SiO}_{2(\text{к})}) = -856,7$; $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{NaOH}_{(\text{к})}) = -380,7$; $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})}) = -1427,7$; $\Delta G_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}) = -237,24$.

Завдання 4. Не проводячи обчислення, вкажіть знак ΔS для процесів



Завдання 5. При згоранні алюмінію масою 4 г виділяється 123,84 кДж теплоти. Обчислити тепловий ефект реакції.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

Тема: Основні поняття та закони хімічної кінетики. Термодинаміка хімічної рівноваги.

Мета: Вивчити зміст основних понять теми: хімічна реакція, швидкість хімічної реакції, час хімічної реакції, фактори впливу на хімічну реакцію, константа швидкості хімічної реакції, температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції, енергія активації хімічної реакції, механізм хімічної реакції, застосування закон дії мас до гомогенних та гетерогенних хімічних процесів; засвоїти суть динамічної хімічної рівноваги, оборотні та необоротні хімічні процеси, застосування закону дії мас для оборотних реакцій, константа рівноваги та її зв'язок з енергією Гіббса. Принцип Ле-Шательє. Вплив каталізаторів на хімічну рівновагу.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади розв'язування задач [1];
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи «Основні поняття та закони хімічної кінетики. Хімічна рівновага»;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу

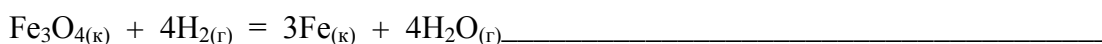
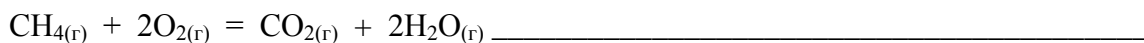
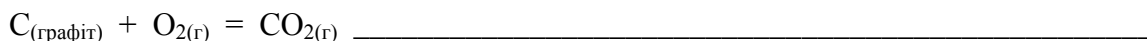
1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Закон дії мас. Вплив концентрація реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції в гомогенних та гетерогенних хімічних процесах.
4. Фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції?
5. Вплив температури та часу на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа.
6. Фізичний зміст температурного коефіцієнта хімічної реакції?
7. Що таке енергія активації хімічної реакції?
8. Вплив каталізаторів на швидкість хімічної реакції. Інгібітори та промотори.
9. Які реакції називають оборотними і необоротними?
10. Які ознаки необоротних хімічних реакцій?
11. Хімічна рівновага.
12. Виведення константи рівноваги (K_p) із закону дії мас.
13. Константа рівноваги та її зв'язок з енергією Гіббса.
14. Яка суть принципу Ле-Шательє?
15. Вплив на зміщення хімічної рівноваги зміна: а) концентрацій вихідних речовин і продуктів реакції; б) температури; в) тиску?
16. Вплив каталізаторів на хімічну рівновагу?

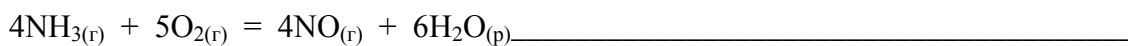
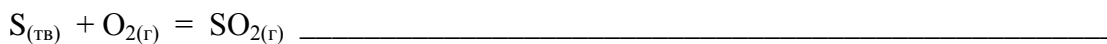
II. Практична робота:

- 1) Розгляд вправ з [1].
- 2) Контрольна робота.

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Запишіть вираз закону дії мас для таких гомогенних та гетерогенних реакцій:





Завдання 2. Швидкість деякої хімічної реакції за температури 30°C рівна 4,5 моль/дм³·с. Обчислити швидкість даної реакції при 70°C, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2.

Завдання 3. Як зміниться швидкість хімічної реакції $2A + B \rightarrow C + D$, якщо молярну концентрацію речовини А збільшити в 4 рази, а концентрацію речовини В зменшити у 2 рази. Відповідь підтвердити записом виразу закону дії мас.

Завдання 4. Як зміниться швидкість хімічної реакції, якщо реагуючу суміш нагріти від 25 до 55°C? Температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

Завдання 5. Реакція між речовинами А і В описується кінетичним рівнянням $V = k[A][B]^2$. Початкові концентрації $[A]_{поч} = [B]_{поч} = 0,3$ моль/дм³. Розрахувати як зміниться концентрацію речовини В, якщо концентрація речовини А зменшилась на 0,05 моль/дм³.

Завдання 6. В системі $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, $\Delta H^\circ < 0$ встановилася рівновага. Як вплине на стан хімічної рівноваги:

- а) збільшення концентрації O_2 ; б) зменшення концентрації SO_3 ;
в) підвищення температури; г) підвищення тиску; д) зниження температури.

Завдання 7. В системі $4\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(\text{г})} + 2\text{D}_{(\text{г})}$; $\Delta H^\circ < 0$ встановилася рівновага. Зміною яких умов можна досягти зміщення рівноваги в бік утворення речовини D:

- а) підвищенням температури; б) збільшенням концентрації A;
в) зниженням тиску; г) зменшенням маси B; д) присутністю каталізатора?

Завдання 8. Як потрібно змінити температуру, тиск і концентрації речовин, щоб хімічна рівновага в системі $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{Q}$ змістилась в бік утворення карбон(IV) оксиду?

Завдання 9. Розрахувати початкові молярні концентрації амоніаку та кисню, якщо рівновага в системі $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ встановилась при концентраціях речовин рівних $[\text{NH}_3] = 0,5$ моль/дм³, $[\text{O}_2] = 0,7$ моль/дм³, $[\text{NO}] = 0,2$ моль/дм³, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,6$ моль/дм³.

Завдання 10. Вихідні концентрації метану та карбон(IV) оксиду в системі $\text{CH}_4(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{r}) + 2\text{H}_2(\text{r})$ відповідно дорівнюють $0,4$ моль/дм³ та $0,6$ моль/дм³. Розрахувати константу рівноваги, якщо до моменту встановлення рівноваги прореагувало 25% метану.

Завдання 11. Обчислити константу рівноваги в системі $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{r})$, якщо на момент досягнення рівноваги концентрація кисню дорівнювала $0,3$ моль/дм³. Вихідна концентрація SO_2 $2,0$ моль/дм³ і до моменту рівноваги прореагувало SO_2 на 80% .

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 9

Тема: Загальна характеристика розчинів.

Мета: Засвоїти поняття розчинник, розчинена речовина, розчин, вода – універсальний розчинник, механізм розчинення твердих, газуватих і рідких речовин у воді та фактори, які впливають на розчинність речовини, способи вираження кількісного складу розчинів.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади обчислень [1]; г) приклади розв'язування контрольних завдань [1].
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу:

1. Поняття про розчинник, розчинена речовина, розчин.
2. Теплові ефекти, які мають місце при розчиненні. Процес сольватації.
3. Розчини насичені, ненасичені, пересичені.
4. Масова частка розчиненої речовини у розчині. Форма її запису.
5. Концентрація кількості речовини у розчині: а) молярна концентрація речовини у розчині; б) молярна концентрація речовини еквівалента у розчині. Форма їх запису.
6. Зв'язок між масовою часткою розчиненої речовини у розчині та молярною концентрацією речовини у розчині або молярною концентрацією речовини еквівалента у розчині.

II. Практична робота:

1) Розгляд вправ на приготування розчинів:

- а) з масовою часткою (у %) розчиненої речовини (безводна речовина, кристалогідрат);
 - б) з молярною концентрацією речовини (безводна речовина, кристалогідрат);
 - в) з молярною концентрацією речовини еквівалента.
- 2) а) Розгляд вправ [1];
 б) Розгляд задач [1];
 в) Контрольна робота.

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Розчинність стронцій гідроксиду у воді масою 100 г за температури 18°C дорівнює 1,77 г. Обчислити масову частку $\text{Sr}(\text{OH})_2$ у насиченому його розчині.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 10

Тема: Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації.

Мета: Засвоїти основні положення ТЕД, кількісні характеристики процесу дисоціації та фактори, які впливають на них; засвоїти формулювання понять кислота, основа і сіль з позиції теорії електролітичної дисоціації (ТЕД), навчитись записувати рівняння реакцій дисоціації слабких і сильних електролітів; формулювання закону Оствальда, константи дисоціації та її зв'язок зі ступенем дисоціації.

Обладнання: прилад для вимірювання електропровідності, два хімічні стакани (100–200 см³), промивалка, фільтрувальний папір.

Реактиви: тверді речовини (цукор, натрій хлорид), водні розчини цукру, гліцерину, натрій хлориду, натрій гідроксиду, амоніаку, хлоридної, ацетатної та сульфатної кислот.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) вивчити методику дослідів лабораторної роботи „Визначення електропровідності хімічних сполук”;
- **підготуватись** до короткотривалої (≈ 10 хв) контрольної роботи
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу:

1. Електроліти і неелектроліти. Визначення катіонів (катод) та аніонів (анод).
2. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Суть явища електролітичної дисоціації.
3. Сильні та слабкі електроліти.
4. Кількісні характеристики процесу дисоціації. Використання закону дії мас (ЗДМ) до процесу дисоціації слабких електролітів.
6. Ступінь дисоціації. Фактори, які впливають на ступінь дисоціації.
7. Закон Оствальда. Константа дисоціації та її зв'язок зі ступенем дисоціації.
8. Електролітична дисоціації гідроксидів, кислот, основ, солей з позиції ТЕД.
9. Запис повних та скорочених рівнянь реакцій дисоціації електролітів.

II. Практична робота:

- 1) демонстрування дослідів з електропровідності твердих речовин та їх розчинів;
- 2) розгляд тестів „Розчини слабких і сильних електролітів“:
 - а) тести 1 „Електролітична дисоціація“ [1] ;
 - б) тести 2 „Електролітична дисоціація“ [1] ;
 - в) контрольна робота.

Лабораторна робота

Визначення електропровідності хімічних сполук та їх розчинів

Робота 1. Електропровідність твердих хімічних сполук та їх розчинів.

Скласти прилад для вимірювання електропровідності: в панель з клемми вставити електроди так, щоб загнутий кінець електрода знаходився вгорі. У хімічний стакан послідовно помістити по 3–5 г твердих цукру і натрій хлориду. Замкнути електричне коло і простежити за електричною лампочкою. Аналогічні досліди проробити, занурюючи електроди в стакан з розчином гліцерину, сульфатної кислоти. Після кожного дослідів

електроди (*При заміні речовини електроди слід промити дистильованою водою або витерти сухою серветкою чи фільтрувальним папером*).

Зробити висновок про електропровідність твердих хімічних сполук.

Спостереження:

Висновок:

Робота 2. Електропровідність сильних та слабких електролітів

В панель з клемми вставляють електроди загнутими кінцями догори. Для порівняння електропровідності беруть розчини однакової концентрації: 2н розчини натрій гідроксиду та амоніаку і хлоридної та ацетатної кислот. Занурюють електроди приладу в стакан з розчином амоніаку і замикають коло. Промивши електроди в дистильованій воді, опускають їх в стакан з розчином натрій гідроксиду. Порівняйте результати дослідів. Провести аналогічні порівняльні досліди з розчинами хлоридної та ацетатної кислот.

Рівняння реакцій:

Спостереження:

Висновок:

Робота 3. Електропровідність розчину солі

Спочатку занурюють електроди приладу в стакан з 2н розчином амоніаку, а потім, промивши електроди – в 2н розчин ацетатної кислоти, і на кінець – змішують рівні об'єми цих розчинів.

Рівняння реакцій:

Спостереження:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Записати рівняння електролітичної дисоціації у водних розчинах вказаних нижче речовин:

Натрій сульфат _____

Ферум(III) хлорид _____

Барій гідроксид _____

Натрій карбонат _____

Нітратна(III) кислота _____

Сульфідна кислота _____

Алюміній сульфат _____

Завдання 2. Заповнити таблицю, вказавши іони, які утворюються при дисоціації речовини, або речовину, яка при дисоціації утворює дані іони.

Формула речовини	Катіони	Аніони		Формула речовини	Катіони	Аніони
Na ₂ SO ₄				NaOH		
	K ⁺	NO ₃ ⁻			H ⁺	PO ₄ ³⁻
Ba(OH) ₂					Ag ⁺	NO ₃ ⁻
H ₂ SO ₄				Na ₂ CO ₃		
	Fe ³⁺	SO ₄ ²⁻			H ¹⁺	NO ₂ ⁻
FeCl ₃				CuCl ₂		
	Pb ²⁺	NO ₃ ⁻			Na ⁺	SiO ₃ ²⁻
Na ₂ S					Cu ⁺	SO ₄ ²⁻
Ca(HCO ₃) ₂				CaI ₂		

Завдання 3. Розрахувати ступінь дисоціації броматної(I) кислоти в розчині з молярною концентрацією HBrO рівною $0,01$ моль/дм³; $K_{\text{дис}}(\text{HBrO}) = 2,1 \cdot 10^{-9}$.

Завдання 4. Розрахувати константу дисоціації нітратної(III) кислоти та значення рК в розчині з молярною концентрацією HNO_2 $0,01$ моль/дм³, якщо ступінь дисоціації кислоти дорівнює 18%.

Завдання 5. Розрахувати концентрацію гідроген-іонів та гідроксид-іонів у розчині форміатної кислоти з молярною концентрацією HCOOH $0,002$ моль/дм³.
 $K_{\text{дис}}(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Завдання 6. Записати молекулярні, повні та скорочені іонні рівняння реакцій взаємодії розчинів:

а) амоній гідроксиду з ацетатною кислотою

б) купрум(II) сульфату з натрій сульфідом

в) натрій карбонату з сульфатною кислотою

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12-13

Тема: Реакції з переносом електронів. Електрохімічні процеси.

Мета: Засвоїти поняття ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в окисно-відновних реакціях (ОВР). Поняття про вплив середовища (рН) на характер продуктів та напрямлення ОВР. Окисно-відновні потенціали. Правила розстановки коефіцієнтів, методом електронного балансу та електронно-іонним. Визначення напрямку протікання ОВР.

Електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг. Електроліз, практичне значення. Закони Фарадея. Правила запису електрохімічних процесів, які проходять в розчинах електролітів на інертних електродах.

Завдання самостійної роботи:

- **вивчити:** а) матеріал лекції з даної теми; б) матеріал посібника [1]; в) приклади з [1];
- **підготуватись** до контрольної роботи – розв'язування вправ;
- **виконати** завдання позааудиторної самостійної роботи.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу:

Лабораторне заняття №12

1. Реакції окиснення- відновлення. Окисник, відновник.
2. Класифікація окисно-відновних реакцій.
3. Роль середовища в окисно-відновних реакціях.
4. Методи складання окисно-відновних реакцій.
5. Окисники і відновники, які найчастіше використовуються в неорганічній хімії.

Лабораторне заняття №13

6. Поняття катод, анод, процеси окиснення та відновлення.
7. Ряд стандартних електродних потенціалів
8. Закони електролізу.
9. Фактори, які впливають на електроліз.
10. Правила запису електрохімічних процесів, які проходять в розчинах електролітів на інертних електродах
11. Практичне значення електролізу

II. Практична робота:

- а) розв'язування вправ;
- б) виконання контрольної роботи – розв'язування вправ.

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Визначити ступінь окиснення:

а) **хлору** в сполуках: KCl, Cl₂, KClO₂, KClO₃, KClO₄;

б) **сульфуру** в сполуках: S, H₂S, SO₂, SO₃, H₂SO₃, FeS, Na₂SO₄, Na₂S₂O₃;

в) **мангану** в сполуках: MnO, Mn, MnO₂, Mn₂O₇, KMnO₄, K₂MnO₄.

Розподілити вище зазначені речовини в таблиці:

Речовини, які можуть бути лише відновниками	Речовини, які можуть бути лише окисниками	Речовини, які можуть бути як окисниками, так і відновниками

Завдання 5. Записати схему електродних процесів в гальванічній парі, утвореній а) Zn-Fe; б) Sn-Fe.

Завдання 6. Через розчин магній хлориду пропускали на протязі 2 годин електричний струму силою 3,2 А. Які процеси протікають при цьому на електродах? Які продукти і в якій кількості виділились?

Завдання 7. Струм силою 2,2 А проходить через розчин CuSO_4 на протязі двох годин. Яка маса міді виділилась?

Задачі для самостійного розв'язування

Варіант	Тема: Основні хімічні поняття. Хімічний елемент. Хімічна речовина	Тема: Хімічний еквівалент.. Молярна маса речовини еквівалента	Тема: Основні закони атомно-молекулярного вчення. Рівняння хімічних реакцій. Обчислення за рівняннями хімічних реакцій.			
	№ задач	№ задач	№ задач			
1	1, 11, 21	1а, 2а	1, 11	21, 31	41, 51	61, 71
2	2, 12, 22	1б, 2б	2, 12	22, 32	42, 52	62, 22
3	3, 13, 23	1в, 2в	3, 13	23, 33	43, 53	63, 73
4	4, 14, 24	1г, 2г	4, 14	24, 34	44, 54	64, 74
5	5, 15, 25	1д, 2д	5, 15	25, 35	45, 55	65, 75
6	6, 16, 26	1є, 2є	6, 16	26, 36	46, 56	66, 76
7	7, 17, 27	1з, 2з	7, 17	27, 37	47, 57	67, 77
8	8, 18, 28	1ж, 2ж	8, 18	28, 38	48, 68	68, 78
9	9, 19, 29	1к, 2к	9, 19	29, 39	49, 59	69, 79
10	10, 20, 30	1л, 2л	10, 20	30, 40	50, 60	70, 80

Варіанти задач

Тема: Основні хімічні поняття. Хімічний елемент. Хімічна речовина.

1. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин $Pb(NO_3)_2$ та N_2O_5 .
 б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Феруму, Хрому і Оксигену у сполуках $Fe(CrO_2)_2$ і Fe_2O_3 .
 в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Аргентуму та Броду у сполуці $AgBr$. Назвати всі сполуки.
2. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин $Fe(CrO_2)_2$ і Fe_2O_3 .
 б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Натрію, Карбону і Оксигену у сполуках Na_2CO_3 і CO_2 .
 в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Цинку та Оксигену у сполуці ZnO . Назвати всі сполуки.
3. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин Na_2CO_3 і CO_2 .
 б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Силіцію, Оксигену, Кальцію і Фосфору у сполуках SiO_2 і $Ca_3(PO_4)_2$.
 в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Літію та Оксигену у сполуці Li_2O . Назвати всі сполуки.
4. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин SiO_2 і $Ca_3(PO_4)_2$.
 б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Кобальту, Оксигену, Калію і Нітрогену у сполуках Co_2O_3 і KNO_3 .
 в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Церію та Оксигену у сполуці CeO_2 . Назвати всі сполуки.
5. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин Co_2O_3 і KNO_3 .
 б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Калію, Оксигену, Гідрогену і Літію у сполуках KOH і Li_2O .
 в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Церію та Оксигену у сполуці Ce_2O_3 . Назвати всі сполуки.
6. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин KOH і Li_2O .

- б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Натрію, Нітрогену і Оксигену у сполуках NaNO_3 і NO_2 .
- в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Гідрогену, Карбону та Оксигену у сполуці H_2CO_3 . Назвати всі сполуки.
7. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин NaNO_3 і NO_2 .
- б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Барію, Оксигену, Феруму і Гідрогену у сполуках BaO і $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
- в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Гідрогену, Бору та Оксигену у сполуці H_3BO_3 . Назвати всі сполуки.
8. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин BaO і $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
- б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Калію, Сульфур, Оксигену і Скандію у сполуках $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ і Sc_2O_3 .
- в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Гідрогену, Сульфур та Оксигену у сполуці H_2SO_3 . Назвати всі сполуки.
9. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ і Sc_2O_3 .
- б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Мангану, Оксигену, Гідрогену і Селену у сполуках MnO_2 і H_2SeO_4 .
- в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Гідрогену, Фосфору та Оксигену у сполуці $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Назвати всі сполуки.
10. а) Обчислити відносні молекулярні маси речовин MnO_2 і H_2SeO_4 .
- б) Знайти масові частки (у %), які припадають на атоми Натрію, Сульфур і Оксигену у сполуках Na_2SO_3 і SO_2 .
- в) Знайти відношення мас, які припадають на атоми Ауруму та Оксигену у сполуці Au_2O . Назвати всі сполуки.
11. Обчислити кількість речовини ацетилену (C_2H_2) в об'ємі, в якому міститься число молекул: а) $6,02 \cdot 10^{22}$; б) $1,2 \cdot 10^{23}$; в) $1,2 \cdot 10^{20}$.
12. Обчислити число молекул і атомів хімічного елемента Фосфору, які містить речовина фосфор (P_4) масою 155г.
13. Обчислити кількість речовини нітроген(I) оксиду (N_2O) в об'ємі, в якому міститься число молекул: а) $6,02 \cdot 10^{22}$; б) $1,2 \cdot 10^{23}$; в) $1,2 \cdot 10^{20}$.
14. У яких об'ємах динітрогену і води за н.у. міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул речовини?
15. Обчислити число атомів хімічного елемента Оксигену, яке містить тригідроген тетраоксофосфат (H_3PO_4) масою 49г.
16. Обчислити число атомів хімічного елемента Кальцію, яке містить кальцій карбонат (CaCO_3) масою 1г.
17. Обчислити число молекул і атомів Хлору, яке містить речовина хлор за н.у. об'ємом 1 м^3 .
18. Визначити число натрій-йонів, яке вводить людина в організм, якщо споживає натрій хлорид масою 0,585г.
19. Порівняти число атомів хімічного елемента Гідрогену, яке містить метан об'ємом 2 дм^3 і дигідроген об'ємом 2 дм^3 .
20. Обчислити кількість речовини озону (O_3) в об'ємі, в якому міститься число молекул: а) $6,02 \cdot 10^{22}$; б) $1,2 \cdot 10^{23}$; в) $1,2 \cdot 10^{20}$.
21. Який об'єм (н.у.) карбон диоксиду утворюється в результаті хімічної реакції $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2\uparrow$, якщо прореагував кальцій гідрогенкарбонат кількістю речовини 2 моль.
22. Одним із ефективних способів знешкодження гідроген сульфідом є хімічна реакція $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.
Який об'єм сульфур діоксиду (н.у.) можна знешкодити гідроген сульфідом об'ємом $22,4 \text{ дм}^3$?
23. Амоній карбонат – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ при довготривалому зберіганні повністю розкладається і звірюється: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
Який об'єм амоніаку (н.у.) утворюється при розкладі амоній карбонату кількістю речовини 1 моль?

24. Чому для того, щоб прореагував хлор об'ємом $22,4 \text{ дм}^3$ (н.у.), необхідно залізо кількістю речовини $\frac{2}{3}$ моль, або мідь кількістю речовини 1 моль, або натрій кількістю речовини 2 моль?

25. Колба об'ємом 250 см^3 наповнена диоксигеном, інша колба такого ж об'єму заповнена дигідрогеном. Обчислити число молекул у кожній колбі, якщо об'єми обох газів виміряні за н.у.

26. Яка кількість речовини магній оксиду і об'єм карбон диоксиду (н.у.) утворяться при термічному розкладі магнезиту (MgCO_3) масою 42 кг $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$?

27. Сурик (свинцеву фарбу, Pb_3O_4) добувають прожарюванням на повітрі плюмбум (II) оксиду. Який об'єм (н.у.) диоксигену витратиться при утворенні сурику кількістю речовини 1 моль?

28. В результаті дії на цинк хлоридною кислотою добуто дигідроген об'ємом (н.у.) $8,96 \text{ дм}^3$. Яка кількість речовини цинку прореагувала?

29. Нітроген(I) оксид, який одержується під час грозових розрядів у атмосфері, окиснюється киснем повітря до більш стійкого нітроген диоксиду. Який об'єм (н.у.) диоксигену необхідно для окиснення нітроген(I) оксиду кількістю речовини 4 моль?

30. Балон містить стиснутий диоксиген масою $0,5 \text{ кг}$. Який об'єм займе ця маса диоксигену за н.у.

Тема: Хімічний еквівалент. Молярна маса речовини еквівалента.

1. Розрахувати молярні маси речовини еквівалента вихідних речовин в таких реакціях обміну:

- а) $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- б) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;
- в) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{SbO}_4 = \text{Na}_3\text{SbO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;
- г) $2\text{NaOH} + \text{H}_3\text{AsO}_4 = \text{Na}_2\text{AsO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$;
- є) $\text{Th}(\text{OH})_4 + 4\text{HCl} = \text{ThCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$;
- ж) $\text{Sc}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sc}(\text{OH})\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- з) $2\text{Sc}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$;
- к) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Th}(\text{OH})_4 = \text{Th}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$;
- л) $\text{CrCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$

2. Визначити молярні маси речовин еквівалентів відновників та окисників у таких окисно-відновних реакціях:

- а) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{SO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^-$;
- в) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^{1-} + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^{1-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^{1+}$;
- д) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- є) $\text{Mg} + \text{NO}_3^{1-} \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;
- ж) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^{1-} + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- з) $\text{Al} + \text{MnO}_4^{1-} + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$;
- к) $\text{NO}_2^{1-} + \text{I}^- + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{NO}\uparrow + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- л) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^{1-} + \text{H}^{1+} \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.

Тема: Основні закони атомно-молекулярного вчення. Рівняння хімічних реакцій. Обчислення за рівняннями хімічних реакцій.

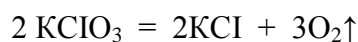
1. Обчислити масу речовини диоксигену, який за температури $8,7 \text{ }^\circ\text{C}$ та тиску 122 кПа займає об'єм 900 см^3 .

2. Маса газу об'ємом 900 см^3 за температури $8,7 \text{ }^\circ\text{C}$ та тиску 122 кПа дорівнює $1,5 \text{ г}$. Обчислити молярну масу речовини газу.

3. Яка кількість речовини диоксигену за температури $8,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 122 кПа займає об'єм, рівний 900 см^3 ?
4. Обчислити значення універсальної газової сталої, якщо відомо, що диоксиген масою $1,5\text{ г}$ за температури $8,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 122 кПа займає об'єм, рівний 900 см^3 .
5. Який об'єм за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 95 кПа займе сульфур(IV) оксид кількістю речовини $0,6\text{ моль}$?
6. За якої температури сульфур(IV) оксид кількістю речовини $0,6\text{ моль}$ має тиск 95 кПа і займає об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$?
7. При якому тиску сульфур(IV) оксид кількістю речовини $0,6\text{ моль}$ за температури 20°C займає об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$?
8. Яка кількість речовини диоксигену за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 95 кПа займає об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$?
9. Визначити масу речовини сульфур(IV) оксиду, який за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 95 кПа займає об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$.
10. Деякий газ масою $38,4\text{ г}$ за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 95 кПа має об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$. Обчислити молярну масу речовини газу.
11. Обчислити значення універсальної газової сталої, якщо відомо, що сульфур(IV) оксид кількістю речовини $0,6\text{ моль}$ за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 95 кПа має об'єм, рівний $15,38\text{ дм}^3$.
12. Обчислити молярну масу газу, якщо відомо, що за температури $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску 760 мм рт.ст. він займає об'єм 480 см^3 і має масу $0,6\text{ г}$.
13. Обчислити молярну масу речовини газу, якщо відомо, що 500 см^3 його за температури $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску $101,3\text{ кПа}$ мають масу $0,5\text{ г}$.
14. Знайти масу карбон(IV) оксиду об'ємом 300 дм^3 за температури $-9\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску $1,64\text{ атмосфери}$.
15. Визначити молярну масу газу, якщо відомо, що цей газ за температури -9°C та тиску $1,64\text{ атмосфери}$ має масу 1 кг .
16. Визначити тиск, якщо відомо, що дигідроген масою $0,1576\text{ г}$ за температури $17\text{ }^{\circ}\text{C}$ займає об'єм, рівний 2 дм^3 .
17. За якої температури газ дигідроген масою $0,1576\text{ г}$ за тиску 95 кПа займає об'єм, рівний 2 дм^3 ?
18. Визначити тиск, якщо відомо, що дигідроген масою $0,1576\text{ г}$ за температури $17\text{ }^{\circ}\text{C}$ займає об'єм, рівний 4 дм^3 .
19. За якої температури газ дигідроген масою $0,3152\text{ г}$ займає об'єм, рівний 2 дм^3 , якщо, тиск газу дорівнює 95 кПа ?
20. Визначити молярну масу газу, якщо відомо, що газ масою 1 г за температури $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску $98,6\text{ кПа}$ займає об'єм, рівний $982,2\text{ см}^3$.
21. Визначити масу речовини кальцій карбонату, яку необхідно розкласти, щоб утворився кальцій оксид масою 112 г і карбон(IV) оксид масою 88 г .
22. Які об'єми (н.у.) дигідрогену і диоксигену утворюються при розкладі води електричним струмом масою 72 г ?
23. Яку масу речовини дикупрум дигідроксид карбонату $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ необхідно розкласти, щоб одержати карбон(IV) оксид об'ємом $4,48\text{ дм}^3$ (н.у.).
24. Яку масу води необхідно розкласти електричним струмом, щоб одержати диоксиген об'ємом $2,24\text{ дм}^3$ (н.у.).
25. Який об'єм (н.у.) диоксигену за тиску $101,3\text{ кПа}$ і температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ для реакції з алюмінієм масою $10,8\text{ г}$?
26. Які об'єми (н.у.) дигідрогену і диоксигену необхідно взяти для реакції, щоб одержати воду масою 72 г ?
27. Який об'єм (н.у.) диоксигену повинен прореагувати з вугіллям, щоб одержати карбон(IV) оксид масою 88 г ?
28. Яку масу калій гідроксиду необхідно для повного осадження купрум (2+)-іонів з розчину, що містить купрум(II) сульфат масою 16 г ?

29. Яка маса і кількість речовини солі одержиться при взаємодії надлишку дигідроген тетраоксосульфату у розчині з натрій гідроксидом масою 8 г?
30. Яку масу води необхідно розкласти електричним струмом, щоб одержати диоксиген масою 2 г?
31. Під час нагрівання меркурій(II) оксиду з вугіллям утворюється газ, що не підтримує дихання. У ньому гасне запалена скіпка, від нього мутніє вапняна вода. Яка ще речовина при цьому утворюється? Які маси кожної з вихідних речовин треба взяти, щоб добути цей газ масою 11г?
32. Які маси дигідрогену і диоксигену необхідно взяти для реакції, щоб одержати воду масою 72 г?
33. Яку масу калій гідроксиду необхідно для повної нейтралізації розчину ортофосфатної кислоти, що містить H_3PO_4 масою 98 г?
34. Для нейтралізації розчину нітратної кислоти витрачено кальцій гідроксид масою 11 г. Знайти масу HNO_3 в розчині.
35. Яку масу сірки і заліза необхідно взяти, щоб одержати ферум(II) сульфід масою 17,6 г?
36. Яку масу ферум(III) оксиду треба взяти, щоб відновленням його вугіллям одержати залізо масою 224 г?
37. Яку масу станум(II) оксиду щоб відновленням його вугіллям одержати олово масою 100 г?
38. Які маси кожної речовини утворюються при термічному розкладі дикупрум дигідроксид карбонату $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ масою 111 г?
39. Розрахувати масу води та солі, які утворюються в реакції натрій гідроксиду масою 80 г з надлишком гідроген хлориду.
40. Яка маса солі утвориться при взаємодії калій гідроксиду масою 112 г з надлишком гідроген хлориду?
41. Який об'єм (н.у.) диоксигену необхідно для спалювання силану (SiH_4) масою 66 г, якщо масова частка домішок у силані 6,00%?
42. Яку масу сульфатної кислоти з масовою часткою домішок 2,00% необхідно додати до натрій карбонату масою 10,6 г, щоб повністю відбулась кислотно-основна реакція?
43. Яку масу калій гідроксиду з масовою часткою домішок 3,00% необхідно для взаємодії з нітратною кислотою масою 18,9 г?
44. Яку масу речовини кальцій оксиду з масовою часткою домішок 1,00% необхідно взяти для взаємодії з розчином хлоридної кислоти, що містить HCl масою 14,6 г?
45. Яку масу речовини магній оксиду з масовою часткою домішок 5,00% необхідно взяти для взаємодії з розчином хлоридної кислоти, що містить HCl масою 29,2 г?
46. Яку масу речовини кальцій карбонату, масова частка домішок у якому 5,00%, необхідно взяти для взаємодії з розчином хлоридної кислоти, що містить HCl масою 14,6 г?
47. Яку масу порошку заліза можна розчинити в сульфатній кислоті масою 100 г, якщо масова частка домішок в ній становить 2,00%?
48. Яку масу речовини магнію можна окиснити диоксигеном масою 100 г, якщо масова частка домішок в диоксигені становить 2,00%?
49. Яку масу вугілля можна спалити до карбон монооксиду в диоксигені масою 50 г, якщо відомо, що масова частка домішок в диоксигені дорівнює 3,00%?
50. Яку масу речовини калій гідроксиду у розчині можна нейтралізувати гідроген хлоридом масою 56 г, якщо масова частка домішок в гідроген хлориді становить 6,00%?
51. Яку масу вугілля можна спалити до карбон монооксиду в диоксигені масою 100г, якщо відомо, що масова частка домішок в диоксигені дорівнює 10,00%?
52. Яку масу речовини алюмінію можна окиснити диоксигеном масою 50 г, якщо масова частка домішок в диоксигені становить 10,00%?

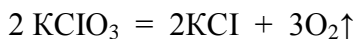
- 53.** Яку масу речовини кальцій оксиду можна одержати окисненням кальцію діоксигеном масою 64 г, якщо масова частка домішок в діоксигені становить 10,00%?
- 54.** Яка маса солі утвориться, якщо через розчин натрій гідроксиду пропустити гідроген хлорид масою 40 г, якщо відомо, що масова частка домішок в гідроген хлориді дорівнює 7,00%?
- 55.** Який об'єм (н.у.) метану можна спалити в діоксигені масою 330 г, якщо масова частка домішок в діоксигені дорівнює 12,00%?
- 56.** Яку масу речовини ферум(II) оксиду можна одержати при термічному розкладі без доступу повітря сидериту (FeCO_3) масою 120 г, якщо масова частка домішок в сидериті становить 2,00%?
- 57.** Яку масу речовини заліза можна спалити у хлорі масою 100 г, якщо масова частка домішок у ньому становить 2 %, а продуктом реакції є ферум(III) хлорид?
- 58.** Яку масу речовини фосфору можна спалити у хлорі масою 100 г, якщо масова частка домішок у хлорі становить 10%, а продуктом реакції є фосфор трихлорид?
- 59.** Яку масу магнію можна окиснити карбон(IV) оксидом масою 100 г, якщо масова частка домішок в карбон (IV) оксиді становить 10%?
- 60.** Яку масу речовини фосфору можна спалити у хлорі масою 100 г, якщо масова частка домішок у хлорі становить 10 %, а продуктом реакції є фосфор пентахлорид?
- 61.** При відновленні молібден триоксиду масою 14,4 г дигідрогеном одержано чистий метал молібден масою 9,4 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистого металу від теоретичного.
- 62.** При відновленні вольфрам триоксиду масою 46,4 г дигідрогеном одержано порошок вольфраму масою 30 г. Знайти масову частку (у %) виходу порошку металу від теоретичного.
- 63.** Яку масу чистого металу молібдену одержано при відновленні молібден триоксиду масою 14,4 г дигідрогеном, якщо масова частка виходу чистого металу становить 97,92%?
- 64.** Яку масу чистого порошку металу вольфраму одержано при відновленні вольфрам триоксиду масою 46,4 г дигідрогеном, якщо масова частка виходу порошку чистого металу становить 97,83%?
- 65.** При відновленні молібден триоксиду масою 28,8г дигідрогеном одержано чистий метал молібден масою 18,4 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистого металу від теоретичного.
- 66.** При відновленні ферум (III) оксиду масою 160 г дигідрогеном одержано чистий метал залізо масою 110 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистого металу від теоретичного.
- 67.** Яку масу чистого металу молібдену одержано при відновленні молібден триоксиду масою 28,8 г дигідрогеном, якщо масова частка виходу чистого металу становить 97,92%?
- 68.** При термічному окисно-відновному розкладі меркурій(II) оксиду масою 43,2 г, одержано чистий кисень об'ємом 21 дм^3 . Знайти об'ємну частку (у %) виходу кисню.
- 69.** Який об'єм чистого кисню одержано при термічному окисно-відновному розкладі меркурій(II) оксиду масою 43,2 г, якщо об'ємна частка (у %) виходу кисню становить 93,75% від теоретичного?
- 70.** Який об'єм чистого кисню одержано при термічному окисно-відновному розкладі меркурій(II) оксиду масою 21,6 г, якщо об'ємна частка (у %) виходу чистого діоксигену становить 93,75% від теоретичного?
- 71.** При термічному окисно-відновному розкладі калій хлорату(V) масою 24,5 г за рівнянням хімічної реакції



добуто чистий кисень масою 9 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистої речовини кисню.

72. При відновленні хром(III) оксиду масою 15,2 г алюмінієм за рівнянням реакції $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ одержано хром масою 10 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистої речовини хрому від теоретичного.

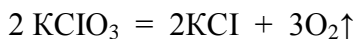
73. При термічному окисно-відновному розкладі калій хлорату(V) масою 24,5 г за рівнянням хімічної реакції



добуто чистий кисень об'ємом 6,3 дм³ (н.у.). Знайти об'ємну частку (у %) виходу кисню.

74. Яку масу хром(III) оксиду треба відновити алюмінієм за рівнянням хімічної реакції $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$, щоб добути чистий хром масою 10 г, якщо масова частка виходу чистого металу становить 96,15%?

75. При термічному окисно-відновному розкладі калій хлорату(V) масою 24,5 г за рівнянням хімічної реакції



добуто чистий калій хлорид масою 14,0 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистої речовини калій хлориду.

76. При відновленні хром(III) оксиду масою 30,4 г алюмінієм за рівнянням реакції $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ одержано хром масою 20 г. Знайти масову частку (у %) виходу чистої речовини хрому від теоретичного.

77. Яку масу калій хлорату(V) термічно окисно-відновно розклали



якщо одержано чистий кисень масою 9 г, а масова частка виходу чистого диоксигену становить 93,75% від теоретичного?

78. Яку масу хром(III) оксиду треба відновити алюмінієм за рівнянням хімічної реакції $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$, щоб добути чистий хром масою 20 г, якщо масова частка виходу чистого металу становить 96,15%?

79. Яку масу калій хлорату(V) термічно окисно-відновно розклали



якщо одержано чистий кисень об'ємом 6,3 дм³, якщо об'ємна частка (у %) виходу диоксигену становить 93,97% від теоретичного?

80. При спалюванні сірки масою 3,2 г на повітрі одержано сульфур(IV) оксид масою 6,0 г. Знайти масову частку (у %) виходу продукту реакції.

Теоретичні питання підсумкового контролю з Хімії неорганічної за напрямком підготовки 6.040102 – Біологія

1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії.
2. Хімічний еквівалент речовини (визначення хімічного еквівалента речовини для обмінних реакцій; форми запису для хімічного еквівалента та фактору еквівалентності речовини; обмінні реакції: визначення хімічного еквівалента речовини на прикладі конкретної реакції; форма запису). Закон еквівалентів. Молярна маса еквівалента окисників і відновників в реакціях обміну.
3. Хімічний еквівалент речовини (визначення хімічного еквівалента речовини для окисно-відновних реакцій; форми запису для хімічного еквівалента та фактору еквівалентності речовини; окисно-відновні реакції: визначення хімічного еквівалента речовини на прикладі конкретної реакції; форма запису). Закон еквівалентів. Молярна маса еквівалента окисників і відновників в ОВР.
4. Молярний об'єм газів. Поняття про нормальні умови (н.у.).
5. Закон Авогадро і висновки з нього. Відносна густина газів.
6. Газові закони хімії. Рівняння Менделєєва-Клапейрона
7. Енергетика і напрямок перебігу хімічних реакцій.
8. Внутрішня енергія і ентальпія індивідуальних речовин, їх зміна при екзо- і ендотермічних процесах.
9. Термохімічні рівняння. Закон Гесса.
10. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних та біохімічних процесів.
11. Вчення про розчини. Основні визначення: розчин, розчинник, розчинена речовина. Розчинність і фактори, від яких вона залежить. Способи вираження складу розчинів.
12. Поняття про швидкість хімічних реакцій. Константа швидкості реакцій.
13. Фактори, що впливають на швидкість реакції у гомогенних та гетерогенних системах.
14. Залежність швидкості реакції від концентрації (закон дії мас) і температури (правило Вант-Гоффа).
15. Енергія активації реакцій.
16. Оборотні і необоротні реакції. Хімічна рівновага. Зміщення хімічної рівноваги при зміні умов відповідно до принципу Ле- Шательє.
17. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.
18. Ступінь електролітичної дисоціації, зв'язок з константою дисоціації. Сильні і слабкі електроліти.
19. Рівновага в розчинах електролітів. Константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда.

20. Йонізація води. Йонний добуток води. Водневий та гідроксильний показники: рН і рОН.
21. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Добуток розчинності. Умови утворення і розчинення осадів.
22. Гідроліз солей. Поведінка солей у водних розчинах. Випадки гідролізу, ступінь та константа гідролізу, рН середовища різних типів солей.
Зміщення рівноваги у процесах гідролізу. Вплив розведення і нагрівання розчину.
23. Окисно-відновні процеси. Поняття про окисник, відновник, процеси окиснення і відновлення. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках.
24. Ряд стандартних електродних потенціалів і хімічна активність металів.
Типи реакцій окиснення-відновлення (міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні, диспропорціювання).
25. Прості речовини (визначення та класифікація; номенклатура; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
26. Основні оксиди (визначення; номенклатури за допомогою числа Штока та за допомогою числа Еванса-Басета; графічна формула; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
27. Амфотерні оксиди (визначення; номенклатури за допомогою числа Штока та за допомогою числа Еванса-Басета; графічна формула; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
28. Нерозчинні основні гідроксиди. Амфотерні гідроксиди (визначення; номенклатури за допомогою числа Штока та за допомогою числа Еванса-Басета; графічна формула; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
29. Луги (визначення; номенклатури за допомогою числа Штока та за допомогою числа Еванса-Басета; графічна формула; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
30. Кислотні гідроксиди (визначення; номенклатури за допомогою числа Штока та за допомогою числа Еванса-Басета; графічна формула; хімічні рівняння до найдоступніших способів добування в лабораторії; хімічні рівняння до реакцій загальних хімічних властивостей).
31. Періодичний закон та будова атома. Квантові числа електрону та їх фізичний зміст.

32. Ковалентний зв'язок. Механізми утворення ковалентного зв'язку.
33. Металічний зв'язок. Механізм утворення,
34. Йонний зв'язок. Механізм утворення.
35. Водневий хімічний зв'язок. Механізм утворення.
33. Закони Фарадея.
34. Пояснення схем електролізу водних розчинів з застосуванням інертних електродів для: 1) солі оксигеновмісної кислоти і металу, що розташований в ряді напруг за воднем; 2) лугу; 3) кислоти.

Зразок завдань модульних контрольних робіт

Модульна контрольна робота № 1

1. Ковалентний хімічний зв'язок. Механізм його утворення. **(10 балів)**
2. Визначити молярну масу речовин еквівалента основного гідроксиду в реакції кислотно-основної взаємодії:
 $3 \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O};$ **(10 балів)**
3. Записати рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 кальцій хлорид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій нітрат \rightarrow кальцій фосфат **(10 балів)**
4. Обчислити стандартну зміну енергії Гіббса реакції та обґрунтувати її напрям (вказати напрямом стрілки):
 $\text{Sn}^{4+}(\text{p}) + 2\text{SO}_4^{2-}(\text{p}) - \text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{к}),$ якщо
 $\Delta G^\circ_{298} f(\text{Sn}^{4+}(\text{p})) = -2,40 \text{ кДж/моль},$
 $\Delta G^\circ_{298} f(\text{SO}_4^{2-}(\text{p})) = -744,93 \text{ кДж/моль},$
 $\Delta G^\circ_{298} f(\text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{к})) = -1451,00 \text{ кДж/моль}$ **(10 балів).**
5. Записати схеми гідролізу солей манган сульфат, натрій сульфід; визначити як змінюють забарвлення індикатори в розчинах цих солей. **(10 балів)**

Модульна контрольна робота № 2

1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. **(10 балів)**
2. Записати схему електролізу на інертних електродах розчину купрум (II) нітрату. **(10 балів)**
3. Врівняти рівняння методом напівреакції:
 $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ **(10 балів)**
4. Розрахувати константу гідролізу солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ за першим ступенем, якщо
 $K_2(\text{Pb}(\text{OH})_2) = 3,0 \cdot 10^{-8}.$ **(10 балів)**
5. Розрахувати масу натрій хлориду та об'єм води, необхідні для приготування розчину масою 350 г з масовою часткою NaCl рівною 6,30%. **(10 балів)**

Список використаних джерел

Основна література

1. Сегеда А.С. Загальна та неорганічна хімія в тестах, задачах і вправах. Навчальний посібник / А.С. Сегеда– К.: ЦУЛ, 2003.– 591 с.
2. Сегеда А.С. Неорганічна хімія. Пропедевтичний курс. Навчальний посібник. Видання третє, доповнене, змінене. / А.С. Сегеда– К.: Кондор, 2008. – 308 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – Л.: Химия, 1985. – 264 с.
4. Сегеда А.С. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. / А.С. Сегеда, В.І.Унрод, А.Ф. Стоєцький – Черкаси: Промінь, 1998. – 144 с.

Додаткова література

1. Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія / О.М.Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов.- Частина I, Київ, “Педагогічна преса”, 2002.- 520с.
2. Романова М.В. Загальна та неорганічна хімія / М.В. Романова. – К.: Вища шк., 1988. – 431 с.

Таблиця 1

ПЕРИОДИ		ГРУПИ																																																																																																																							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																																																																																																																
1	1 ¹	1 ¹	2 ²	3 ³	4 ⁴	5 ⁵	6 ⁶	7 ⁷	8 ⁸	9 ⁹	10 ¹⁰	11 ¹¹	12 ¹²	13 ¹³	14 ¹⁴	15 ¹⁵	16 ¹⁶	17 ¹⁷	18 ¹⁸	19 ¹⁹	20 ²⁰	21 ²¹	22 ²²	23 ²³	24 ²⁴	25 ²⁵	26 ²⁶	27 ²⁷	28 ²⁸	29 ²⁹	30 ³⁰	31 ³¹	32 ³²	33 ³³	34 ³⁴	35 ³⁵	36 ³⁶	37 ³⁷	38 ³⁸	39 ³⁹	40 ⁴⁰	41 ⁴¹	42 ⁴²	43 ⁴³	44 ⁴⁴	45 ⁴⁵	46 ⁴⁶	47 ⁴⁷	48 ⁴⁸	49 ⁴⁹	50 ⁵⁰	51 ⁵¹	52 ⁵²	53 ⁵³	54 ⁵⁴	55 ⁵⁵	56 ⁵⁶	57 ⁵⁷	58 ⁵⁸	59 ⁵⁹	60 ⁶⁰	61 ⁶¹	62 ⁶²	63 ⁶³	64 ⁶⁴	65 ⁶⁵	66 ⁶⁶	67 ⁶⁷	68 ⁶⁸	69 ⁶⁹	70 ⁷⁰	71 ⁷¹	72 ⁷²	73 ⁷³	74 ⁷⁴	75 ⁷⁵	76 ⁷⁶	77 ⁷⁷	78 ⁷⁸	79 ⁷⁹	80 ⁸⁰	81 ⁸¹	82 ⁸²	83 ⁸³	84 ⁸⁴	85 ⁸⁵	86 ⁸⁶	87 ⁸⁷	88 ⁸⁸	89 ⁸⁹	90 ⁹⁰	91 ⁹¹	92 ⁹²	93 ⁹³	94 ⁹⁴	95 ⁹⁵	96 ⁹⁶	97 ⁹⁷	98 ⁹⁸	99 ⁹⁹	100 ¹⁰⁰	101 ¹⁰¹	102 ¹⁰²	103 ¹⁰³	104 ¹⁰⁴	105 ¹⁰⁵	106 ¹⁰⁶	107 ¹⁰⁷	108 ¹⁰⁸	109 ¹⁰⁹	110 ¹¹⁰	111 ¹¹¹	112 ¹¹²	113 ¹¹³	114 ¹¹⁴	115 ¹¹⁵	116 ¹¹⁶	117 ¹¹⁷	118 ¹¹⁸	119 ¹¹⁹	120 ¹²⁰

* Лантаноїди

** Актиноїди

58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu	72	U	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	----	-----	----	-----	----	-----	----

У правій верхній частині таблиці на прикладі елемента Fe наведено константи, що подаються до кожного елемента періодичної системи. У квадратних дужках подано масове число найстабільнішого ізотопу. Рожевим кольором позначено s-елементи, жовтим — p-елементи, блакитним — d-елементи, не забарвлено — f-елементи.

Таблиця 2

ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ

Катіони	Аніони										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg ²⁺	Н	ПК	Р	Р	Р	М	Р	Н	ПК	Р	ПК
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	ПК	М	ПК
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	ПК	ПК	ПК
Ba ²⁺	Р	ПК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	ПК	НК	ПК
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	ПК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	ПК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	ПК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	ПК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	ПК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Умовні позначення:

Р речовина добре розчиняється у воді

М малорозчинна

Н практично нерозчинні у воді, але легко розчиняються в слабких або розведених кислотах

ПК нерозчинна у воді і розчиняється тільки в сильних неорганічних кислотах

НК нерозчинна ні у воді, ні в кислотах

Г повністю гідролізується при розчиненні і не існує в контакт з водою

- речовина взагалі не існує

Таблиця 3

Молярні маси деяких речовин

<i>Речовина</i>	<i>Молярна маса М, г/моль</i>	<i>Речовина</i>	<i>Молярна маса М, г/моль</i>	<i>Речовина</i>	<i>Молярна маса М, г/моль</i>
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>2</i>
Ag	108	CO	28	Na ₂ B ₄ O ₇	201
AgBr	188	CO ₂	44	Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O	381
AgSCN	166	CaCO ₃	100	NaBr	103
AgCl	143,5	CaC ₂ O ₄	128	Na ₂ CO ₃	106
Ag ₂ CrO ₄	332	CaC ₂ O ₄ ·H ₂ O	146	NaHCOO	68
Ag ₂ CO ₃	276	CaF ₂	78	Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	286
AgI	235	CaCl ₂	111	Na ₂ C ₂ O ₄	134
AgNO ₃	170	CaCl ₂ ·6H ₂ O	219	Na ₃ AlF ₆	210
Ag ₂ O	232	Ca ₃ (PO ₄) ₂	310	NaCH ₃ COO	82
Ag ₂ S	248	Ca(H ₂ PO ₄) ₂	234	Na ₂ Cr ₂ O ₇	262
Al ₂ O ₃	102	CaO	56	NaCl	58
Al(OH) ₃	78	Ca(OH) ₂	74	Na ₂ CrO ₄	162
Al ₂ (SO ₄) ₃	342	Ca(NO ₃) ₂	164	NaHCO ₃	84
Al ₂ (SO ₄) ₃ ·18H ₂ O	666	Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ·H ₂ O	252	Na ₂ HPO ₄ ·12H ₂ O	358
As ₂ O ₃	198	CaSO ₄	136	NaPO ₃	102
As ₂ S ₃	246	CaSO ₄ ·2H ₂ O	172	NaI	150
As ₂ O ₅	230	Cd ₂ P ₂ O ₇	398	NaNO ₂	69
BaBr ₂	297	C ₆ H ₅ OH	94	NaNO ₃	85
BaCO ₃	197	Cr ₂ O ₃	152	Na ₂ O	62
BaCl ₂	208	CrO ₃	100	Na ₂ O ₂	78
BaCl ₂ ·2H ₂ O	244	Cr(OH) ₃	103	NaOH	40
BaCrO ₄	253	CuSCN	122	Na ₂ S	78
Ba(OH) ₂	171	Cu ₂ O	143	Na ₂ S ₂ O ₃	158
BaSO ₄	233	CuO	80	Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O	248
BaSO ₃	217	CuSO ₄	160	Na ₂ SO ₃	126
B ₂ O ₃	70	CuSO ₄ ·5H ₂ O	250	Na ₂ SO ₃ ·7H ₂ O	252
FeCO ₃	116	Hg ₂ Cl ₂	472	Na ₂ SO ₄	142
FeCl ₂	127	HgCl ₂	272	Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	322

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>2</i>
FeCl ₃	162	HgO	217	Pb ₃ O ₄	686
FeO	72	KAl(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O	474	PbO ₂	239
Fe ₂ O ₃	160	KBr	119	PbS	239
Fe(OH) ₃	107	KBrO ₃	167	PbSO ₄	303
Fe ₃ O ₄	232	KHCO ₃	100	SO ₂	64
FeS	88	K ₂ CO ₃	138	SO ₃	80
FeSO ₄	152	KCl	75	SO ₄ ²⁻	96
FeSO ₄ ·7H ₂ O	278	KClO ₃	123	Sb ₂ O ₃	292
Fe ₂ (SO ₄) ₃	400	K ₂ CrO ₄	194	SiF ₄	104
H ₂ O ₂	34	K ₂ Cr ₂ O ₇	294	SiO ₂	60
H ₃ BO ₃	62	K ₃ [Fe(CN) ₆]	329	SnCl ₂	190
HCOOH	46	K ₄ Fe(CN) ₆]	368	SnCl ₂ ·2H ₂ O	226
CH ₃ COOH	60	KI	166	SnO	135
H ₂ C ₂ O ₄	90	KIO ₃	214	SnO ₂	151
H ₂ C ₂ O ₄ ·2H ₂ O	126	KMnO ₄	158	SrCO ₃	148
HCl	36,5	K ₂ O	94	Sr(OH) ₂ ·8H ₂ O	266
HNO ₃	63	K ₂ PtCl ₆	486	Sr(NO ₃) ₂	212
H ₃ PO ₄	98	KOH	56	SrSO ₄	184
H ₂ S	34	K ₂ SO ₄	174	PbBr ₂	368
H ₂ SO ₄	98	MgCO ₃	84	Pb(CH ₃ COO) ₂ ·3H ₂ O	379
MnCO ₃	115	Mg(NH ₄)PO ₄ ·6H ₂ O	245	PbCO ₃	267
MnO ₂	87	Mg(OH) ₂	58	PbCl ₂	278
(NH ₄) ₃ PO ₄ ·12MoO ₃	1876	MgC ₂ O ₄	112	PbCrO ₄	323
NH ₄ Br	98	MgCl ₂ ·KCl·6H ₂ O	278	PbI ₂	461
NH ₄ SCN	76	Mg ₂ P ₂ O ₇	223	PbO	223
(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ ·H ₂ O	142	MgSO ₄	120	ZnCO ₃	125
NH ₄ Cl	53,5	MgSO ₄ ·7H ₂ O	246	ZnCl ₂	136
NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O	482	NiSO ₄ ·7H ₂ O	281	ZnNH ₄ PO ₄	178
(NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂ ·6H ₂ O	392	P ₂ O ₅	142	Zn(OH) ₂	99
NH ₄ H ₂ PO ₄	115	NH ₄ NO ₃	80	Zn ₂ P ₂ O ₇	305
(NH ₄) ₂ HPO ₄	132	NH ₄ OH	35	ZnSO ₄ ·7H ₂ O	286
NH ₄ I	145	(NH ₄) ₂ SO ₄	132	ZnS	97

Добутки розчинності (ДР) деяких малорозчинних у воді сполук
(за температури 25 °С)

Сполука	Назва сполуки	ДР
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
AgBr	Аргентум бромід	$5,3 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	Аргентум карбонат	$1,2 \cdot 10^{-12}$
AgCl	Аргентум хлорид	$1,78 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ CrO ₄	Діаргентум хромат(VI)	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	Діаргентум дихромат(VI)	$1,0 \cdot 10^{-10}$
AgI	Аргентум йодид	$8,3 \cdot 10^{-17}$
Ag ₃ PO ₄	Аргентум фосфат(V)	$1,3 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ S	Діаргентум сульфід	$6,3 \cdot 10^{-50}$
AgSCN	Аргентум тіоціанат	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ SO ₄	Аргентум сульфат(VI)	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃ (Al ³⁺ , 3OH ¹⁻)	Алюміній тригідроксид	$3,2 \cdot 10^{-34}$
AlPO ₄	Алюміній фосфат(V)	$5,75 \cdot 10^{-19}$
Ba(OH) ₂	Барій гідроксид	$5,0 \cdot 10^{-3}$
BaCO ₃	Барій карбонат	$4,0 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	Барій хромат(VI)	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	Трибарій дифосфат(V)	$6,0 \cdot 10^{-39}$
BaSO ₄	Барій сульфат(VI)	$1,1 \cdot 10^{-10}$
BiI ₃	Бісмут(III) йодид	$8,1 \cdot 10^{-19}$
CaCO ₃	Кальцій карбонат	$3,8 \cdot 10^{-9}$
CaC ₂ O ₄	Кальцій оксалат	$2,3 \cdot 10^{-9}$
CaCrO ₄	Кальцій хромат(VI)	$7,1 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	Кальцій дифлуорид	$4,0 \cdot 10^{-11}$
CaHPO ₄	Кальцій гідрогенфосфат(V)	$2,7 \cdot 10^{-7}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	Кальцій дигідрогенфосфат(V)	$1,0 \cdot 10^{-3}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Трикальцій дифосфат(V)	$2,0 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	Кальцій сульфат(VI)	$2,5 \cdot 10^{-5}$
CdS	Кадмій сульфід	$1,6 \cdot 10^{-28}$
Co(OH) ₃	Кобальт(III) гідроксид	$4,0 \cdot 10^{-45}$
Cr(OH) ₃ (Cr ³⁺ , 3OH ¹⁻)	Хром(III) гідроксид	$6,3 \cdot 10^{-31}$
CuCO ₃	Купрум(II) карбонат	$2,5 \cdot 10^{-10}$
CuCrO ₄	Купрум(II) хромат(VI)	$3,6 \cdot 10^{-6}$
CuI	Купрум(I) йодид	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Cu(OH) ₂ (Cu ²⁺ , 2OH ¹⁻)	Купрум(II) гідроксид	$8,3 \cdot 10^{-20}$
Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ (малахіт)	Дикупрум дигідроксид карбонат	$1,7 \cdot 10^{-34}$
Cu ₂ S	Купрум(I) сульфід	$2,5 \cdot 10^{-48}$
CuSCN	Купрум(I) тіоціанат	$4,8 \cdot 10^{-15}$
CuS	Купрум(II) сульфід	$6,3 \cdot 10^{-36}$
FeCO ₃	Ферум(II) карбонат	$3,5 \cdot 10^{-11}$
Fe(OH) ₂ (Fe ²⁺ , 2OH ¹⁻)	Ферум(II) гідроксид	$7,2 \cdot 10^{-16}$
Fe(OH) ₃	Ферум(III) гідроксид	$6,8 \cdot 10^{-18}$
FePO ₄	Ферум(III) фосфат	$1,3 \cdot 10^{-22}$
FeS	Ферум(II) сульфід	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Mg ₃ (PO ₄) ₂	Магній фосфат	$1,0 \cdot 10^{-13}$

MgCO ₃	Магній карбонат	2,1·10 ⁻⁵
MnCO ₃	Манган карбонат	1,8·10 ⁻¹¹
Mn(OH) ₂	Манган(II) гідроксид	1,9·10 ⁻¹³
MnS (тілесного кольору)	Манган(II) сульфід	2,5·10 ⁻¹⁰
NiCO ₃	Нікель(II) карбонат	1,3·10 ⁻⁷
Ni(OH) ₂ (свіжоодержаний)	Нікель дигідроксид	2,0·10 ⁻¹⁵
PbCO ₃	Плюмбум(II) карбонат	7,5·10 ⁻¹⁵
PbCl ₂	Плюмбум дихлорид	1,6·10 ⁻⁵
PbCrO ₄	Плюмбум(II) хромат(VI)	1,8·10 ⁻¹⁴
PbI ₂	Плюмбум дийодид	1,1·10 ⁻⁹
Pb(OH) ₂	Плюмбум дигідроксид	7,9·10 ⁻¹⁶
Pb ₃ (PO ₄) ₂	Триплюмбум дифосфат(V)	7,9·10 ⁻⁴³
PbS	Плюмбум(II) сульфід	2,5·10 ⁻²⁷
PbSO ₄	Плюмбум(II) сульфат(VI)	1,6·10 ⁻⁸
Sn(OH) ₂	Станум дигідроксид	6,3·10 ⁻²⁷
Sn(OH) ₄	Станум тетрагідроксид	1,0·10 ⁻⁵⁷
SnS	Станум(II) сульфід	2,5·10 ⁻²⁷
SrCO ₃	Стронцій карбонат	1,1·10 ⁻¹⁰
SrC ₂ O ₄	Стронцій оксалат	1,6·10 ⁻⁷
SrCrO ₄	Стронцій хромат(VI)	3,6·10 ⁻⁵
Sr(OH) ₂	Стронцій дигідроксид	3,2·10 ⁻⁴
Sr ₃ (PO ₄) ₂	Тристронцій дифосфат(V)	1,0·10 ⁻³¹
SrSO ₄	Стронцій сульфат(VI)	3,2·10 ⁻⁷
ZnCO ₃	Цинк карбонат	1,45·10 ⁻¹¹
Zn(OH) ₂	Цинк дигідроксид	1,4·10 ⁻¹⁷
Zn ₃ (PO ₄) ₂	Трицинк дифосфат	9,1·10 ⁻³³

Класифікація хімічних елементів

Хімічні елементи за знаком ступеня окиснення їх атомів та здатністю бути катіоноутворювачем у молекулі або входити до нього, чи бути аніоноутворювачем або входити до нього можна поділити на **металічні, напівметалічні та неметалічні**.

Атоми **металічних** елементів мають **тільки позитивні ступені окиснення**, елементи є **катіоноутворювачами** або входять до них. Вони належать до головних підгруп першої та другої груп в Періодичній таблиці хімічних елементів, крім Гідрогену та Берилію.

Наприклад: Na₂⁺¹O, Ca⁺²(OH)₂, Ba⁺²SO₄,

Атоми **напівметалічних** елементів мають теж **тільки позитивні ступені окиснення**, але елементи **можуть бути і катіон-, і аніоноутворювачами** або входити до них. Це переважна більшість елементів, зокрема, всі елементи побічних підгруп, родини Галію, Германію, Стибій, Вісмут, Берилій, Алюміній.

Наприклад: Al⁺³₂O₃, NaAl⁺³O₂, Cr⁺³(OH)₃, Na₂Cr⁺⁶O₄.

Атоми **неметалічних** елементів мають як **позитивні**, так і **негативні ступені окиснення**, елементи **можуть бути як катіон-, так і аніоноутворювачами** або входити до їх складу. Це Гідроген, Бор, Карбон, Силіцій, Нітроген, Фосфор, Арсен, Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, підгрупи галогенів та інертних елементів.

Наприклад: P⁺³Cl₃, Ca₃P⁻³, H₂S⁻², S⁺⁴O₂.

Максимальний ступінь окиснення атома відповідає номеру групи в Періодичній системі, де розміщений елемент. **Мінімальний** ступінь окиснення розраховується за формулою (N – 8), де N – номер групи, а 8 – стійка восьмиелектронна оболонка.

Алгоритм запису рівнянь гідролізу солей

- ▲ Визначити розчинність солі за таблицею розчинності.
- ▲ Зробити висновок про можливість гідролізу, вказавши силу основи та кислоти, які утворюють сіль.
- ▲ Записати рівняння дисоціації солі; визначити йон солі, який буде реагувати з водою.
- ▲ Записати йонне та молекулярне рівняння реакції гідролізу (у випадку багатозарядних йонів лише для першої стадії)
- ▲ Визначити реакцію середовища розчину солі:
 - а) *кисле*, якщо сіль утворена сильною кислотою та слабкою основою;
 - б) *лужне*, якщо сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою;
 - в) *нейтральне* (або близьке до нейтрального – *слабокисле, слабколужне*), якщо сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою.

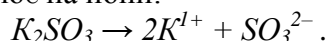
Зразки запису рівнянь гідролізу

Завдання 1. Записати рівняння гідролізу калій сульфату(IV), вказати реакцію середовища.

Розв'язок:

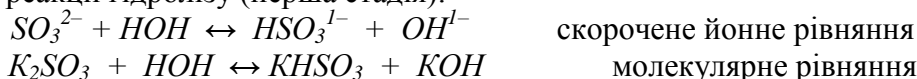
K_2SO_3 – розчинна у воді сіль, утворена сильною основою KOH та слабкою кислотою H_2SO_3 ; сіль гідролізує за аніоном.

У водному розчині сіль дисоціює на йони:



З водою буде реагувати аніон SO_3^{2-} , оскільки він є залишком слабого електроліту.

Рівняння реакції гідролізу (перша стадія):



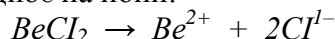
Отже, середовище розчину калій сульфату(IV) *лужне*, оскільки в результаті гідролізу солі в розчині утворюється надлишок йонів OH^{1-} , які й зумовлюють лужне середовище.

Завдання 2. Записати рівняння гідролізу берилій хлориду, вказати реакцію середовища.

Розв'язок:

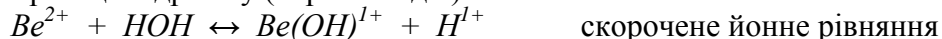
$BeCl_2$ – розчинна у воді сіль, утворена слабкою основою $Be(OH)_2$ та сильною кислотою HCl , сіль гідролізує за катіоном.

У водному розчині сіль дисоціює на йони:



З водою буде реагувати катіон Be^{2+} , оскільки він є залишком слабого електроліту.

Рівняння реакції гідролізу (перша стадія):



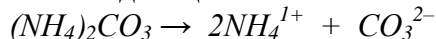
Отже, середовище розчину берилій хлориду *кисле*, оскільки в результаті гідролізу солі в розчині утворюється надлишок йонів H^{1+} , які й зумовлюють кисле середовище.

Завдання 3. Записати рівняння гідролізу амоній карбонату, вказати реакцію середовища.

Розв'язок:

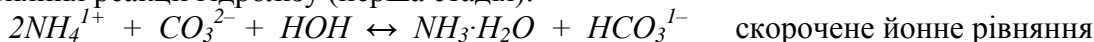
$(NH_4)_2CO_3$ – розчинна у воді сіль, утворена слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$ та слабкою кислотою H_2CO_3 , сіль гідролізує.

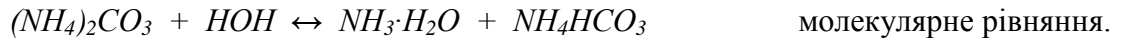
У водному розчині сіль дисоціює на йони:



З водою будуть реагувати обидва йони.

Рівняння реакції гідролізу (перша стадія):





Отже, середовище розчину амоній карбонату близьке до *нейтрального*, оскільки в результаті гідролізу солі в розчині утворюються два слабких електроліти; для більш точного визначення реакції середовища розчину слід кількісно порівняти сили продуктів реакції (в даному випадку слід порівняти $K_D(NH_3 \cdot H_2O)$ та $K_D(HCO_3^{1-})$).

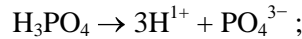
Зразок запису схеми електролізу водних розчинів солей

Завдання. Записати схему електролізу водних розчинів за участю інертних електродів:

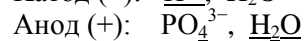
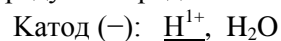
а) фосфатної кислоти; б) калій гідроксиду; в) натрій хлориду.

а) Схема електролізу розчину фосфатної кислоти:

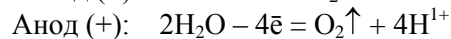
1. При розчиненні у воді фосфатна кислота дисоціює:



2. При проходженні через розчин постійного електричного струму до катоду мігрують гідроген-іони, до аноду – фосфат-іони; молекули води в приелектродному шарі орієнтуються протилежними до заряду електрода полюсами:



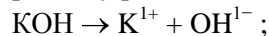
3. При накладанні на електроди належної напруги на катоді має місце процес відновлення, на аноді – окиснення:



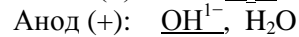
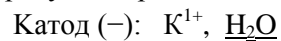
Отже, у результаті електролізу водного розчину фосфатної кислоти на катоді виділяється водень, на аноді – кисень.

б) Схема електролізу розчину калій гідроксиду

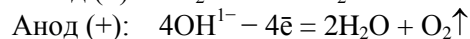
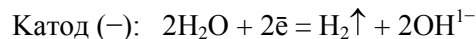
1. При розчиненні у воді калій гідроксиду речовина дисоціює:



2. При проходженні через розчин постійного електричного струму до катоду мігрують калій-іони, до аноду – гідроксид-іони; молекули води в приелектродному шарі орієнтуються протилежними до заряду електрода полюсами



3. При накладанні на електроди належної напруги на катоді має місце процес відновлення, на аноді – окиснення:



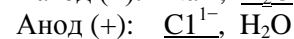
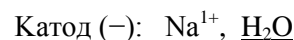
Отже, в результаті електролізу водного розчину калій гідроксиду на катоді виділяється водень, на аноді – кисень.

в) Схема електролізу розчину натрій хлориду

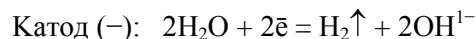
1. При розчиненні у воді натрій хлориду речовина дисоціює:



2. При проходженні через розчин постійного електричного струму до катоду мігрують натрій-іони, до аноду – хлорид-іони; молекули води в приелектродному шарі орієнтуються протилежними до заряду електрода полюсами



3. При накладанні на електроди належної напруги на катоді має місце процес відновлення, на аноді – окиснення



Отже, в результаті електролізу водного розчину натрій хлориду на катоді виділяється водень, біля катоду накоплюється луг (NaOH); на аноді виділяється хлор.

ДЛЯ ЗАМІТОК