ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Державного університету
«Житомирська політехніка»

протокол від 22.02. 2022 р.
№ 08

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до проведення практичних занять
з навчальної дисципліни
«Хімія і біогеохімія довкілля»

для здобувачів вищої освіти освітнього ступеня « молодший бакалавр»
спеціальності 101 «Екологія»
освітньо-професійна програма «Екологія»,
факультет _гірничо-екологічний_____
(назва факультету)
кафедра ____екології_____
(назва кафедри)

Рекомендовано на засіданні кафедри __екології___
(назва кафедри)
08 січня 2022р.,
протокол № 1

Розробник: _____к. т. н., доцент, СКИБА Галина_____
(науковий ступінь, посада, ПРІЗВИЩЕ, власне ім’я)

Житомир
2022

ЗМІСТ

Вступ…… 3
Основні теми курсу……. 4
Тема 1. Основні класи неорганічних сполук …….. 9
Тема 2. Еквівалент……. 13
Тема 3. Періодичний закон і періодична система елементів……..... 16
Тема 4. Термохімічні розрахунки ……. 23
Тема 5. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага…… 27
Тема 6.
Розчини…… 30
Тема 7. Електролітична дисоціація. Розчини
електролітів…….. 34
Тема 8. Окисно-відновні реакції…… 37
Тема 9. Електрохімічні процеси. Електроліз……...……. 40
Тема 10. Органічна біогеохімія…….. 45
Тема 11. Властивості біогенних елементів. Комплексні сполуки…….. 56
Перелік питань для підсумкового контролю…… 63
Література……
. 81

Вступ

Хімія одна з природничих фундаментальних наук, знання основ якої необхідне для плідної діяльності сучасного інженера-еколога, пов'язаної з одержанням, переробкою та застосуванням речовин і виробів з них, розробкою технологій по охороні навколишнього середовища.

Сучасна хімічна наука ґрунтується на досягненнях, набутих зусиллями багатьох поколінь і має суттєві здобутки в теоретичній та практичній галузях. Це дає змогу використати ці здобутки для вирішення різноманітних технологічних задач. Даний курс є комплексним і включає основи загальної, неорганічної, органічної та біогеохімії. Все це направлено на цільову фундаментальну підготовку з хімії спеціалістів-екологів.

Метою навчальної дисципліни є формування теоретичного та практичного рівня студентів, необхідного для освоєння спеціальних предметів, де використовується хімічний аналіз природних та штучних об’єктів.

Завданнями вивчення навчальної дисципліни є:

- формування теоретичних та практичних уявлень для організації та проведення лабораторного хімічного експерименту;
- вивчити основні методи ідентифікації речовин, кількісного визначення речовин;
- оволодіти основами метрології.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

знати: . - основні закони і концепції хімії;

- сучасне представлення про будову речовини;
- основні термодинамічні і кінетичні закономірності хімічних процесів;
- властивості хімічних елементів, сполук і їх взаємоперетворення;
- геохімічні властивості основних хімічних елементів.

вміти: - виконувати підготовчі і основні операції при проведенні хімічного експерименту;

- користуватися сучасним хімічним обладнанням для досліджень якісного і кількісного складу гірських порід та мінералів;
- встановлювати взаємозв’язок складу, будови, властивостей і застосування неорганічних сполук;
- вміти проводити генетичний зв’язок між неорганічними речовинами;
- проводити розрахунки, статистичну і графічну обробку результатів досліджень.

Основні теми курсу

Тема 1. Основні поняття і закони хімії. Будова атомів. Періодичний закон і система елементів. Хімічний зв'язок.

Речовини – конкретні форми матерії, хімічний процес, як перетворення речовин. Одиниці вимірювання в хімії. Визначення атомних та молекулярних мас. Еквівалент простих і складних речовин.

Стехіометричні закони. Закон збереження маси речовин при хімічних перетвореннях. Закон сталості складу речовин. Закон кратних відношень. Закон еквівалентів. Закон Авогадро і наслідки з нього. Закон об’ємних відношень Гей-Люссака.

Ядерна модель атома. Основні принципи квантової механіки. Електронна хмара, атомна орбіталь. Структура електронної оболонки атома, квантові числа. Принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського. Послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів атомів.

Періодичний закон і система елементів. Періодичні властивості атомів елементів: електронна будова атомів, енергія іонізації, спорідненість до електрона, радіуси атомів, іонів, електронегативність, ступінь окиснення.

Періодичні властивості складних неорганічних речовин. Оксиди, нітриди, карбіди, гідроксиди, солі, їх хімічні властивості, періодичність зміни, властивостей.

Природа, види зв‘язку, його параметри. **Ковалентний зв‘язок ,** властивості, метод валентних зв‘язків. Способи утворення зв‘язку, його насиченість. Направленість ковалентного зв‘язку, гібридизація атомних орбіталей, геометрична форма молекул. Полярність ковалентного зв‘язку, дипольний момент зв‘язку, полярні і неполярні молекули. Водневий зв‘язок. Міжмолекулярна взаємодія, її види – дисперсійна, орієнтаційна, індукційна. Іонний зв‘язок. Металічний зв'язок. Властивості, енергія кристалічної решітки, координаційне число.

Тема 2. Термодинаміка хімічних процесів.

Основні поняття хімічних термодинаміки. Робота. Внутрішня енергія та ентальпія. Термодинамічні функції. Перший закон термодинаміки. Закон Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки. Теплоємність. Визначення теплових ефектів. Другий закон термодинаміки. Ентропія, як міра незворотності процесу. Вільна енергія Гіббса. Зміна ентропії та вільної енергії Гіббса. Направленість хімічного процесу.

Швидкість гомогенних хімічних реакцій та фактори від яких вона

залежать. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас. Особливості гетерогенних процесів. Механізм реакції. Порядок реакції. Правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Зворотні реакції. Хімічна рівновага в гомогенних та гетерогенних системах. Принцип Ле-Шательє.

Тема 3. Колігативні властивості розчинів. Способи вираження концентрації речовини

Розчини, їх класифікація. Вода, як розчинник. Поняття про колоїдні системи, їх різновиди. Властивості колоїдних розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Теплові процеси при розчиненні. Осмос, закон Вант-Гоффа. Тиск насиченої пари розчинника над розчином. Закони Рауля. Температура кипіння та замерзання розчинів. Ебуліоскопічна та кріоскопічна константи. Антифризи.

Тема 4. Властивості розчинів електролітів.

Теорія електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації та константа дисоціації. Добуток розчинності. Дисоціація води . Йонний добуток поди. Водневий показник (pH). Гідроліз солей.

Тема 5. Окиснювально-відновні реакції.

Поняття про процеси окиснення-відновлення. Ступінь окиснення. Методи складання рівнянь окиснювально-відновних реакцій. Метод електронного балансу. Типи реакцій окиснення-відновлення. Фактори, які впливають на перебіг окиснювально-відновних реакцій **Електрохімічні процеси. Електроліз.** Поняття про електрод, електродний потенціал. Подвійний електричний шар. Вимірювання електродних потенціалів**.** Стандартний водневий електрод. Стандартні електродні потенціали та ряд активності металів. Фактори від яких залежить величина електродного потенціалу. Рівняння Нернста. Гальванічні елементи. Обчислення ЕРС. Акумулятори.

Електроліз розплавів та розчинів. Закони Фарадея. Послідовність розряду йонів та молекул на електродах. Використання електролізу. Електролітичне добування металів та сплавів.

Корозія металів та сплавів. Поняття та особливості корозії металів. Класифікація корозійних процесів. Хімічна та електрохімічна корозія. Методи захисту металів від корозії, їх класифікація.

Тема 6. Основи теорії та розкладу координаційних сполук.

Визначення поняття *комплексна сполука*: за Грінбергом, Яцимирським,

Бабком. Властивості і застосування комплексних сполук в хімічному аналізі. Стійкість комлексних сполук. Ступінчаста дисоціація, ступінчасте утворення комплексів. Застосування в аналізі окремих груп комплексних сполук з неорганічними лігандами - аміакати, галогеніди, тіоціанати та ціанідні комплекси, фосфатні комплекси тощо. Кількісна характеристика стійкості комплексів за допомогою констант стійкості (ступінчасті та загальні константи). Принцип методів визначення стійкості комплексних сполук у розчинах. Закомплексованість, функція утворення Б`єрума (середнє лігандне число). Метод Ледена. Вплив властивостей центральних іонів - комплексоутворювачів на стійкість комплексних сполук. Класифікація катіонів металів залежно від будови їх електронних оболонок. Характер зміни стійкості комплексів у межах кожної групи.

Тема 7. Поняття про біосферу. Закономірності поширення хімічних елементів в біосфері.

Задача, місце в системі природничих наук, зв'язок з геохімією, біологією, екологією; завдання науки. Основні закони (біогенної міграції, біологічного кругообігу, вектора розвитку, єдності організму та середовища, загального розсіювання хімічних елементів тощо). Головні закономірності (Гаркінса, усереднення, еволюційного розвитку переважання в літосфері елементів, атомні маси яких кратні чотирьом тощо). Об’єкт дослідження біогеохімії. Принципи та правила біогеохімії. Значення біогеохімічної науки для пізнання біосфери. Роль В.І. Вернадського в її становленні та розвитку.

Концепції біосфери, живої речовини, біокосних систем, біогеохімічних циклів як теоретичної основи науки. Енергетика біосфери. структура біосфери, її компоненти. Особливості та властивості біосфери. Еволюція біосфери.

Кларк. Класифікація видів міграції. Геохімічні класифікації елементів за міграційними особливостями.

Концепція кругообігу. Походження життя і еволюція біогеохімічних циклів біогенних елементів. Техногенні фактори порушення їх кругообігу. Техногенні геохімічні аномалії в біосфері, проблеми і шляхи їх розв’язання.

Тема 8. Хімія *s*- та *p*-елементів та їх біологічна роль.

Вступ до хімії елементів. Розповсюдження в космосі та в земній корі. Структура та властивості простих речовин, принципи їх отримання.

Положення Гідрогену в періодичній системі, специфічність його властивостей. Фізичні та хімічні властивості водню. Сполуки Гідрогену. Елементи VII-А групи, їх характеристик та властивості. ццЕлементи VI-А

групи, їх характеристик та властивості. Озон. Роль озонового шару. Склад атмосферного повітря Землі.Біологічна роль та токсична дія сполук Сульфуру. «Кислотні дощі».

Елементи V-А групи, їх характеристик та властивості. Поширення азоту в природі, добування властивості та застосування. Сполуки Нітрогену. Біологічна роль Нітрогену, токсичність його сполук.Фосфор у природи, його добування властивості та застосування. Сполуки Фосфору. Біологічна функція Фосфору, токсичність його сполук.

Елементи IV-А групи, їх характеристик та властивості. Вуглець та його алотропні видозміни в природі, їх коротка характеристика. Сполуки Карбону. Біологічна функція та токсичність сполук Карбону. Парниковий ефект та шляхи його подолання.Силіцій в природі. Його добування та властивості. Природні та штучні силікати, скло, кераміка, цемент. Біологічна функцій та токсична дія сполук Силіцію.

Хімія металів. Загальна характеристика металів. Знаходження металів в природі. Основні методи їх добування. Причини подібності та відмінності фізичних властивостей металів. Утворення металічного зв’язку методом молекулярних орбіталей. Хімічна властивості металів. Комплексоутворення. Фізіологічна активність йонів металів.

s- і p-метали та їх сполуки. Лужна та лужноземельні метали їх електронна структура, знаходження в природі, властивості. Фізіологічна активність та токсична дія сполук цих металів. Метали підгрупи Германію.

Тема 9. Основи хімії та біогеохімії d- та f-елементів. d-метали та їх сполуки. Ферум, Кобальт, Нікол.

Залізо. Залізна руда. Металургія заліза. Екологічні проблеми металургії. Сполуки Феруму, Кобальту та Ніколю. Платинові метали, їх електронні структури та ступені окиснення. Роль хімічних лементів, їх розподіл в земній корі. Якісні реакції на катіони біогенних важких металів (Ag^{+}, Cd^{2+}, Zn^{2+}, Pb^{2+}, Cu^{2+}, Co^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Ni^{2+}, Mn^{2+}, Cr^{3+}, Hg^{2+}).

Тема 10. Органічна геохімія. Теорія будови органічних сполук. Вуглеводні. Альдегіди і кетони. Карбонові кислоти та їх похідні.

Унікальність карбону в біосфері. Органічна речовина як геохімічний акумулятор. Класифікація органічних речовин. Класифікація вуглеводнів. Біогеохімічні фактори формування нафти та відкладень керогену. Склад нафти, природного газу. Номенклатура органічних сполук за правилами IUPAC 1993 р. і рекомендацій УНКоХіТерН. Огляд природних джерел, фізичні та хімічні

властивості вуглеводнів, оксигеновмісних та гетероциклічних сполук, їх екологічна небезпека як потенційних полютантів довкілля. Якісні реакції на органічні сполуки (алкени, алкіни, арени, спирти, феноли). Фізичні і хімічні властивості альдегідів, кетонів, карбонових кислот. Якісні реакції на органічні сполуки (альдегіди, кетони, карбонові кислоти, амінокислоти,вуглеводи). Природні біологічно-активні речовини, біополімери: гумін, гумусові фульвокислоти грунту, амінокислоти, пептиди, протеїни, ліпіди, лігнін, амінокислоти, вуглеводи. Особливості кругообігу органічних речовин.

Тема 11. Методи вивчення біогеохімії. Вплив забруднюючих речовин на біосферу.

Характеристика забруднювачів біосфери ті наслідки їх дії: важкі метали, нафта, поліциклічні ароматичні вуглеводні, діоксин, хлоро- та флуоровуглеводні, феноли, альдегіди, пестициди.

Склад поверхневих вод та фактори, які його визначають. Гідросфера. Будова і склад. Способи класифікації ПВ. Визначення та способи оцінки вмісту органічних речовин у ПВ. Біогенні елементи. Мікроелементи у складі ПВ.

Фізико-хімічні процеси в гідросфері. Вуглекислотна рівновага у ПВ. Води Світового океану та походження солей в них. ПВ суші та льодовики. Підземні води. Походження води на Землі. Геохімічна роль води в земній корі. Твердість води, її види. Класифікація вод за твердістю.

Фізико-хімічні процеси в атмосфері. Атмосфера. Склад, будова і походження. Головні, другорядні компоненти мікрокомпоненти атмосфери. Антропогенні забруднювачі атмосфери. Геохімічна роль атмосфери в сучасному геохімічному середовищі. Хімічні перетворення органічних сполук в атмосфері.

Ґрунти та їх геохімічна роль. Земна кора. Сучасні уявлення про «земну кору». Склад і будова. Поняття про «навколишнє середовище», «геохімічні системи», «геохімічний фон», «геохімічні природні та антропогенні аномалії». Форми знаходження хімічних елементів в земній корі.

Чинники ґрунтоутворення. Складові частини грунту, їх роль у функціонуванні ґрунту, зміна їх хімічного складу. Геохімічні аномалії в ґрунтах.

Тема 1. «Основні класи неорганічних сполук»

Приклади розв'язання

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

Розв'язок. Основному оксиду MgO відповідає основа – магній гідроксид $Mg(OH)_2$.

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

$$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

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

$$H_2SiO_3 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O.$$

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

$$Al(OH)_3 = H_3AlO_3 \text{ або } H_3AlO_3 - H_2O = HAlO_2.$$

Амфотерні гідроксиди реагують з кислотами і лугами, утворюючи солі:

$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O;$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \rightleftarrows [HAlO_2] + NaOH = NaAlO_2 + H_2O.$$

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

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

1) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;
2) $H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$.

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

3) $H_2SO_4 + Zn(OH)_2 = ZnSO_4 + 2H_2O$;
4) $H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$.

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

5) $H_2SO_4 + 2ZnOHCl = ZnSO_4 + ZnCl_2 + 2H_2O$.

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

6) $H_2SO_4 + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3 + Na_2SO_4$.

Приклад 3. Скласти рівняння ряду послідовних перетворень:

$$Fe \xrightarrow{1} Fe_2O_3 \xrightarrow{2} Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{3}$$

$$Fe(OH)_3 \xrightarrow{4} FeOHCl_2 \xrightarrow{5} FeCl_3$$

Розв'язок.

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

$$4Fe + 3O_2 \xrightarrow{t} 2\,Fe_2O_3$$

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

$$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O.$$

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

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Fe(OH)_3 + 3Na_2SO_4.$$

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

$$2Fe(OH)_3 + 2HCl = FeOHCl_2 + 2H_2O.$$

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

$$FeOHCl_2 + HCl = FeCl_3 + H_2O.$$

Завдання для розв'язків

1. Напишіть формули сполук: алюміній дигідроксонітрат; калій карбонат; натрій гідрогенсульфід; барій нітрит; купрум (I) сульфат; амоній сульфід; цинк гідроксохлорид; ферум (III) бромід; магній нітрат; аргентум йодид; сульфур (VI) оксид; аргентум нітрат; сульфатна кислота; калій гідроксид; ферум (III) оксид; манган (II) гідроксид; калій гідрогенкарбонат; плюмбум сульфід; барій хлорид; калій оксид; кальцій фосфат, амоній нітрит; карбонатна кислота; алюміній гідроксид; хром (III) оксид; барій гідрогенфосфат; кальцій гідроксохлорид; амоній карбонат; станум (II) сульфід; амоній бромід; ферум (II) гідрогенфосфат; натрій карбонат; магній сульфіт; цинк гідроксонітрат; алюміній гідроксонітрат; калій карбонат; натрій гідрогенсульфіт; барій нітрит; купрум (I) сульфіт.

2. Назвіть сполуки: $Ca(OH)_2$, SO_2, Na_2HPO_4, HCl; $AgNO_3$, KI; $BaOH(NO_3)$; NaH_2PO_4; $SnSO_4$; NH_4NO_3, $Ba(NO_3)_2$; SnS_2; $CaCO_3$; $KHSO_3$; MgOHBr, $SnSO_4$; Cu_2SO_3; $Mg(OH)_2$; $Fe_3(PO_4)_2$; PbS; MgOHI; $FePO_4$; H_2SO_4; $Pb(NO_3)_2$; Cr_2O_3. CaOHCl, SO_3, Na_3PO_4, $HClO_4$; $Ca(NO_3)_2$; $Ni(NO_3)_2$; $Co(NO_3)_2$; $KHCO_3$; Na_2SO_3; $KHSO_4$; Ag_2S; $CrCl_3$; $Al(NO_3)_3$; $ZnSO_3$; BaOHI.

3. Здійсніть перетворення, назвіть продукти реакції:

$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2$

$CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$

$Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2S \rightarrow H_2S \rightarrow K_2S$

$Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgSO_4$

$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4) \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow NaAlO_2$

$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3$

$N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$

$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaSO_4$

4. Густина деякого газу з гідрогеном дорівнює 29. Чому дорівнює густина того ж газу за оксисеном?
5. Скільки молекул вуглекислого газу міститься у 112 л (н.у.)?
6. Визначте об’єм, який займе амоніак масою 60 г за нормальних умов?
7. Маса 1200 мл газу (н.у.) становить 1,5 г. Обчисліть масу 1 моль цього газу.
8. Визначте, де міститься більше молекул: а) у 10 г N_2 чи 10 г CO_2; б) у 2,5 л CH_4 чи 2,5 л CO (н.у.).
9. Відносна густина газу за воднем становить 17. Знайдіть масу 1 л (н.у.) цього газу. Ка його відносна густина за повітрям?
10. Вкажіть чи однакова кількість молекул міститься в 1 л O_2 та 1 CO_2. Відповідь поясніть.
11. Окремо одержано 11,2 г N_2 та 11,2 г CO. Чи однаковий об’єм займатимуть дані гази при н.у.
12. Оксид нітрогену має склад 30,43% N; 69,57% O. Відносна густина його за воднем 23. знайдіть формулу оксиду.
13. Масові части натрію, сульфуру та оксисену в сполуці становлять 36, 5; 25,4; 38,1% відповідно. Виведіть формулу речовини
14. Обчисліть масову частку (%) кожного елемента в калій дигідрогенфосфаті.
15. Оксид нітрогену має склад 30,43% N; 69,57% O. Відносна густина його за воднем 46. знайдіть формулу оксиду.
16. Обчисліть масову частку (%) нітрогену в сполуках KNO_3 та NH_4NO_3

Тема 2. «Еквівалент»

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

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

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

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{екв1}}{M_{екв2}}$$

де m_1, m_2 – маси речовин (г); $M_{екв1}$, $M_{екв2}$ – відповідно їх молярні маси еквівалентів (г/моль).

Обчислення молярних мас еквівалентів простих і складних речовин.

1. Молярну масу еквівалента елемента можна обчислити за відношенням:

$$M_{екв} = \frac{M}{B},$$

де $M_{екв}$ – молярна маса еквівалента елемента (г/моль); М – молярна маса атома елемента (г/моль); В – валентність цього елементу.

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

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

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

де $M_{екв.окс.}$ – молярна маса еквівалента оксиду; $M_{окс}$ – молярна маса оксиду; B – валентність елементу; n – кількість атомів елементу в оксиді.

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

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

де $M_{екв.\ кисл.}$ – молярна маса еквівалента кислоти; $M_{кисл.}$ – молярна маса кислоти; n – основність кислоти (кількість атомів гідрогену в кислоті, що здатні заміщуватись на метал).

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

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

де $M_{екв.\ основ.}$ – молярна маса еквівалента основи; $M_{основ.}$ – молярна маса основи; n – число гідроксильних груп.

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

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

де $M_{екв.\ с.солі}$ – молярна маса еквівалента середньої солі; $M_{с.\ солі}$ – молярна маса середньої солі; n – кількість атомів металу в солі; B – валентність цього металу в солі.

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

7. Еквівалентний об’єм газу чи пари. Об’єм, що займає еквівалент газу чи пари при нормальних умовах називається еквівалентним об’ємом і позначається $V_{екв.}$. $V_{екв}(H) = 11{,}2$ л/моль; $V_{екв.}(O) = 5{,}6$ л/моль.

Приклади розв’язання

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

Розв’язування. Молярна маса HNO_3 дорівнює 63 г/моль. Знаходимо кількість молей, що міститься в 40 г кислоти, а саме:

$n(HNO_3 = m(HNO_3) / M(HNO_3) = 40/63 = 0,63$ моль.

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

$N(HNO_3) = n(HNO_3) \cdot N_A = 0,63 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,79 \cdot 10^{23}$ молекул.

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

Розв'язування. Молярна маса Карбону M(C) = 12 г/моль, тоді

n(C) = m(C) / M(C) = 60 / 12м= 5 моль.

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

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

n(S) = m(S) / M(S) = 3,2 / 32 = 0,1 моль.

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

1 моль Fe – 56 г

0,1моль Fe – m (Fe). m (Fe) = 5,6 г.

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

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

$n(Na_2CO_3) = N(Na_2CO_3) / N_A = 3,5\ 10^{24} / 6,02\ 10^{23} = 5,81$ моль. Далі розраховуємо молярну масу натрій карбонату, тобто

$M\ (Na_2CO_3) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106$ г/моль. Масу натрій карбонату обчислюємо таким чином:

$m\ (Na_2CO_3) = n\ (Na_2CO_3) \cdot M\ (Na_2CO_3) = 5,81 \cdot 106 = 615,86$ г.

Завдання для розв'язання

1. Обчисліть молярні маси еквівалентів таких сполук: CO_2, CH_4, NH_3, V_2O_5, Al_2O_3, P_2O_5, CrO_3, $Co(OH)_2$, $Al(OH)_3$, H_2SO_3, H_2SiO_3, H_3BO_3, H_2SeO_3, KNO_3, Na_3PO_4, $CrCl_3$, $Fe_3(PO_4)_2$, SnS_2.
2. Масова частка Оксигену в оксиді невідомого елемента становить 31,58%. Визначте молярну масу еквівалента елемента.

3. При взаємодії 1,2 г оксиду невідомого металу з воднем утворилося 0,27 г води. Визначте формулу оксиду.
4. При спалюванні 12 г металу у надлишку кисню одержали 22,67 г його оксиду. Визначте молярну масу еквівалента металу та його оксиду.
5. Масова частка невідомого елемента в його сполуці з Оксигеном становить 50%. Визначте молярну масу еквівалента елемента.
6. Обчислити атомну масу двохвалентного металу та визначити, який це за метал, якщо 8,34 г металу окислюються 0, 680 л кисню (н. у.).
7. На відновлення 1,8 г оксиду металу використали 883 мл водню (н.у.). Обчислити молярні маси еквівалентів оксиду та металу.
8. 1г деякого металу сполучається з 8,89 г брому та 1,78 г сірки. Обчислити молярні маси еквівалентів брому та металу знаючи, що молярна маса еквіваленту сірки 16 г/моль.
9. Визначте молярну масу еквівалента металу, для відновлення 17 г оксиду якого потрібно використати стільки водню, скільки його виділяється при повній взаємодії цинку масою 32,5 г з хлоридною кислотою.
10. При розчиненні у воді 0,2 кг невідомого металу одержали 0,112м^3 водню (н.у.). Визначте формулу одержаного гідроксиду.
11. При розчиненні 16,25 г металу в хлорид ній кислоті виділилось 5,6 л газу (н.у.). Який це за метал, якщо в сполуках він двовалентний?
12. Визначте молярні маси еквівалентів нітратної кислоти в реакціях, рівняння яких наведено нижче:
    $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 4NO_2 + 2H_2O$
    $Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$
13. Поставте коефіцієнти та визначте молярну масу еквівалентів сульфатної кислоти в кожній реакції, рівняння яких наведено нижче:
    $H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + H_2O$
    $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
    $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + H_2O$
    $Na + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2S + H_2O$

Тема 3. «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Будова атома. Хімічний зв'язок»

Короткі теоретичні відомості

1. Структура періодичної системи в світлі теорії будови атома.

Кожний період, крім першого, починається з лужного металу. Ці елементи легко віддають один електрон, набуваючи заряду + 1. Можна припустити, що у лужних металів починається забудова нового енергетичного рівня, на якому з'являється один електрон. Отже, період починається заповненням нового енергетичного рівня, а елементи одного й того самого періоду мають однакове число енергетичних рівнів. Таким чином, номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів або значенню головного квантового числа для електронів зовнішнього енергетичного рівня.

Була наведена послідовність заповнення підрівнів електронами, яка визначається сумою квантових чисел п і l. Оскільки забудова енергетичного рівня починається з відповідного s - підрівня, то першим у кожному періоді є елемент, у якого починає заповнюватися ns - підрівень (n - номер періоду). Відповідно до цього з послідовності, можна виділити підрівні, що.є валентними для елементів кожного періоду. Кожний період починається заповненням ns - підрівня й закінчується заповненням пр. – підрівня (крім першого, оскільки 1р-підрівень не існує).

Підрівні, що містяться між ns - і пр. -, визначаються за правилом Клечковського. Наприклад, треба визначити, які підрівні заповнюються у елементів шостого періоду. Цей період починається з заповнення 6s -, а закінчується заповненням 6р - підрівня. Для 6р - підрівня п = 6, l = 1. Сумі п +1, яка дорівнює 7, відповідають ще три комбінації (п + l): п = 4. l = 3 (4f - підрівень); п = 5, l = 2 (5f - підрівень); п = 7, l = 0 (7s - підрівень). Підрівні 4f та 5d відповідно до правила Клечковського за енергією розміщені між підрівнями 6s та 6р, отже у атомів елементів шостого періоду електронами заповнюються підрівні 6s 4f 5d 6р.

Число елементів у періоді відповідне числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді. Наприклад, в першому періоді забудовується електронами 1s - підрівень,тому тут можуть бути тільки два елементи: у одного з яких – один електрон ($1s^1$), у другого – два електрони ($1s^2$). Аналогічно визначається число елементів і в інших періодах. Залежно від того, який підрівень у атома забудовується електронами), розрізняють s-, p-, d- і f - елементи. На початку кожного періоду містяться два s - елементи, в кінці шість р - елементів. Між ними у великих періодах розташовуються d- і f -елементи.

Схожість хімічних властивостей елементів пов'язана з періодичним повторенням будови валентних підрівнів (на останньому та передостанньому

рівнях). У типових елементів (елементи другого і третього періодів) заповнюються електронами s - і p - підрівні зовнішнього енергетичного рівня. Таку ж електронну будову, а отже і властивості, мають ті елементи великих періодів, у яких також заповнюються ns - і np. - підрівні. Усі ці елементи s - і p -) належать до головних підгруп. Побічні підгрупи складають d- і f - елементи. Вони не мають аналогів серед типових, оскільки у них іде забудова d - або f - підрівня.

Номер групи у світлі вчення про будову атома, як правило, відповідає числу електронів на валентних підрівнях. У елементів головних підгруп – це сума електронів на s - і p - підрівнях зовнішнього енергетичного рівня. Так, атоми, в яких будова зовнішнього рівня виражається формулами $ns^1пр^0$, $ns^2 пр^0$, $ns^2пр^1$, … , $ns^2пр^6$, належать відповідно до I, II, III, ... ,VШ груп.

У елементів побічних підгруп валентними є d - підрівень передостаннього рівня і s - підрівень зовнішнього енергетичного рівня, тобто (n-1)- d і ns - підрівні. У першого d - елемента (скандію) на валентних підрівнях ($3d^14s^2$) перебувають три електрони і він належить до III групи. Титан ($3d^24s^2$) і Ванадій ($3d^34s^2$) належать відповідно до IV і V груп. Розміщеному далі Хрому повинна відповідати електронна конфігурація ($3d^44s^2$) але один електрон з енергетично вигіднішого 4s - підрівня (п + l = 4 + 0) переходить на 3d - підрівень (п + l = 3+ 2). Такий перехід електрона називають "провалом" або "проскоком". В результаті виникає електронна конфігурація $3d^54s^1$. Провал електрона для Хрому пояснюється тим, що наполовину заповнені підрівні енергетично більш стійкі. Оскільки провал електрона не змінює загального числа валентних електронів, хром належить до VI групи. За Хромом ідуть Манган ($3d^54s^2$), і Ферум ($3d^64s^2$), які відповідно до числа валентних електронів перебувають у VII і VIII групах. У Кобальту ($3d^7\ 4s^2$) та Ніколю ($3d^8\ 4s^2$), число валентних електронів сягає дев'яти і десяти. Але ці елементи за властивостями досить близькі до Феруму, тому їх недоцільно відносити до IX і X груп, Co і Ni умовно розміщені у восьмій групі. У наступного елемента – Купруму – внаслідок провалу електрона виникає електронна конфігурація ($3d^{10}4s^1$). Тут провал пояснюється тим, що повністю заповнений підрівень (в даному разі $3d^{10}$) має підвищену стійкість. Купрум відносять до I групи, оскільки електрони завершеного d - підрівня при визначенні номера групи не враховують. Останній d - елемент четвертого періоду – Цинк ($3d^{10}\ 4s^2$) – належить до II групи.

Аналогічно визначається номер групи у d - елементів п'ятого і шостого періодів. Отже, валентні підрівні d - елементів можна виразити загальною формулою $(п - 1)d^b\ ns^a$, де a – найчастіше дорівнює 2 (рідше 1 або 0). Якщо (a + b) < 8, сума a + b відповідає номеру групи. Коли (a + b) дорівнює 9 або 10, елементи умовно відносяться до восьмої групи. Це Co, Rh, Ir, Ni, Pd, Pt. Якщо b = 10, елементи відносять до першої $[(n - 1)d^{10}\ ns^1]$ або другої $[(n - 1)d^{10}ns^2]$

групи підгрупи міді і цинку). Усі d - елементи містяться в побічних підгрупах.

Особливе місце в періодичній системі належить f - елементам. Вони з'являються в шостому (4f - елементи) і сьомому (5f - елементи) періодах. Коли заповнюється 4f-підрівень, добудовується електронами четвертий енергетичний рівень, який ззовні є третім. Зовнішній рівень, на якому містяться два 5s-електрони, і передостанній, що має вісім ($5s^15p^65d^1$) електронів, залишаються незмінними. Внаслідок цього хімічні властивості 4f - елементів дуже близькі між собою. У елементів Ce, Gd, Lu на 5d-підрівні з'являється один електрон, і на передостанньому енергетичному рівні знаходиться дев'ять електронів ($5s^25p^65d^1$), але за хімічними властивостями вони мало чим відрізняються від інших 4f - елементів. Тому всі ці елементи об'єднують у сімейство лантаноїдів (оїд – з латинської перекладається як брат). У коротко періодному варіанті періодичної системи вони займають одну клітинку з Лантаном, на який вони всі схожі за властивостями (тобто період VI, група III, підгрупа побічна). Ці елементи винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд під нею. 5f - елементи об'єднані в сімейство актиноїдів (брати Актинію) і займають одне місце з актинієм: період VII, група III, підгрупа побічна. Як і лантаноїди, вони винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд під лантаноїдами.

2. Ступінь окиснення.

Заряди, що виникли б на атомах за умови утворення 100%-го іонного зв 'язку (тобто повного зміщення спільних електронних пар до атомів з більшою електронегативністю), називаються ступенем окиснення.

Це поняття є умовним, але ним широко користуються в хімії при складанні формул речовин та рівнянь окисно- відновних реакцій, систематизації сполук елементів тощо. Ступінь окиснення обчислюють математично. Тому важливо знати правила визначення ступенів окиснення елементів за формулами, а також вміти передбачити їх значення за положенням елемента у періодичній системі.

Якщо відомий склад (формула) речовини, то ступінь окиснення можна визначити, користуючись певними правилами:

1. Для простих речовин (наприклад, O_2, O_3, S_8, Na, Fe і т.д.) ступені окиснення всіх атомів можна вважати рівними нулю.
2. В складних речовинах ступінь окиснення даного елемента можна визначити, якщо відомі ступені окиснення інших елементів, виходячи з того, що алгебраїчна сума зарядів усіх атомів у сполуці дорівнює нулю, а у складному іонів – його заряду. Наприклад, при визначенні ступеня окиснення Сульфуру в сполуці K_2S0_4 можна вважати, що ступінь окиснення атома Калію, як і всіх лужних металів, дорівнює +1, атома Оксигену – -2 (це -найстійкіший ступінь окиснення Оксигену). Тоді, позначивши ступінь окиснення S за x, складемо рівняння: $(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$, звідки $x = +6$.

3. Для речовин, які мають складну молекулярну будову, треба записати структурну формулу і, користуючись значеннями відносних електронегативностей атомів, визначити кількість та напрямок зміщення спільних електронних пар. Так, розглядаючи структурну формулу оцтової кислоти можна помітити, що до атома Карбону в групі CH_3 зміщуються три електронні пари від трьох атомів Гідрогену, зв'язок С – С можна вважати неполярним: тоді ступінь окиснення цього атома Карбону дорівнює -3 (атомів Гідрогену + 1). В групі СООН три електронні пари, навпаки, зміщені від атома Карбону до атомів Оксигену, і тому для цього атома Карбону ступінь окиснення +3 (у атомів Оксигену -2).

Ступені окиснення атомів у сполуках можна передбачити, виходячи з положення елемента в періодичній системі та його електронної будови в нормальному та збудженому станах.

Так, у атомів s - елементів на валентних підрівнях міститься, відповідно, один або два електрони, які вони досить легко віддають атомам більш електронегативних елементів. Тому для цих елементів у сполуках характерні позитивні ступені окиснення, які відповідають номеру групи. Винятки – атоми Гідрогену та Гелію. Атом Гідрогену може мати також негативний ступінь окиснення -1, тому що після того, як цей атом приймає один додатковий електрон, його перший енергетичний рівень стає завершеним. Гелій – інертний елемент, його ступінь окиснення завжди дорівнює 0.

Для р - елементів характерними є такі позитивні ступені окиснення, які відповідають кількості неспарених електронів у нормальному та збудженому станах. Так, для Хлору можливі позитивні ступені окиснення +1, +3, +5 та +7. З елементами, які мають меншу електронегативність (металами, Гідрогеном), р - елементи утворюють сполуки, в яких вони мають негативні ступені окиснення. Відомо, що атоми р - елементів містять на зовнішньому рівні таку кількість електронів, яка відповідає номеру групи. Приймаючи додаткові електрони, вони найчастіше добудовують зовнішній енергетичний рівень до конфігурації найближчого інертного газу (ns^2np^6). Тому максимальне значення негативного ступеня окиснення відповідає числу цих додаткових електронів.

Завдання для розв’язання

1. Встановіть період, групу, порядковий номер елемента, електронна формула якого закінчується так: 1) …$3s^23p^6$; 2) …$4s^23d^5$; 3) …$4s^24p^3$; 4) …$5s^14d^5$; 5) …$5s^14d^{10}$; 6) …$3s^23p^5$.
2. Десять металічних елементів (Натрій, Калій, Магній, Кальцій, Манган, Ферум, Кобальт, Купрум, Цинк, Молібден) називають біометалічними тому, що вони відіграють важливу роль у життєвих процесах. Охарактеризуйте електронну будову атомів цих елементів.

3. В атомі якого елемента (Калію чи Цезію) зв'язок валентних електронів з ядром сильніший? Поясніть чому.
4. Визначте кількість протонів та нейтронів у ядрі атомів нукліду Аргентуму з масовим числом 107.
5. Визначте склад атомів таких нуклідів:

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

6. Атому якого елемента відповідає кожна з наведених електронних формул:
   а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
   в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
7. Елемент має таку електронну будову атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Вкажіть:
   а) номер періоду, в якому він міститься;
   б) максимальна валентність;
   в) до якої групи періодичної системи належить даний елемент.
8. Скільки протонів містить ядро елемента, електронна формула якого закінчується так: $3s^2 3p^4$?
9. Обчисліть число протонів та нейтронів у ядрі атома Бісмуту з масовим числом 209.
10. Напишіть електронні формули таких йонів: Fe^{2+}, Se^{2-}, Al^{3+}, Cl^-.
11. Напишіть електронні формули йонів: Fe^{3+}, Br^-, Br^{5+}, I^{3+}, Sn^{2+}, Na^+. Укажіть: а) загальне число електронів для кожного йону; б) скільки електронів мають зазначені йони на їхньому зовнішньому енергетичному рівні.
12. Атом елемента має таку електронну конфігурацію: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
    Установіть:

а) порядковий номер елемента;
б) максимально можливу ступінь окиснення елемента;
   в) валентність елемента в його сполуці з Гідрогеном.

13. Атоми яких елементів другого періоду не виявляють валентності, що дорівнює номеру групи? Поясніть цей факт, виходячи з електронної теорії будови атома.
14. Наведіть приклади йонів ізоелектронних атому Аргону.
15. Розташуйте наведені нижче хімічні елементи в порядку зростання неметалічних властивостей їхніх атомів:
16. а) F, Sn, O, Te; б) Pb, Br, I, F, Cl.
17. Укажіть найнижчі можливі ступені окиснення для атомів Сульфуру, Нітрогену, Силіцію, Йоду в їх сполуках з атомами інших елементів.
18. Розмістіть наведені йони в порядку зменшення їх відновних

властивостей: Cl^-, Br^-, At^-, I^-, F^-.

19. Розмістіть наведені формули оксидів порядку зростання їх кислотних властивостей: BeO, SO_3, SO_2, SiO_2.
20. Виходячи з розміщення елементів у періодичній системі, формули бінарних сполук: а) елемента А (IV група) та елемента В (I група); б) елемента А (I група) та елемента В (V група); в) елемента А (III група) та елемента В (V група).
21. Розмістіть елементи в порядку зростання відносної електронегативності елементів у кожній із груп: а) Cl, At, Br, F, I; б) S, O, F, Mg; в) P, N, As, Bi.
22. Складіть електронні формули речовин, формули яких: H_2S, LiCl, MgO, H_2O, CS_2.
23. Який тип хімічного зв'язку в речовинах, формули яких: N_2, CO_2, NH_3?
24. До якого з атомів і чому будуть зміщені електронні пари в молекулі складу OF_2?
25. Визначте молекулярну формулу гідроксиду. Якщо відомо, що відносна молекулярна маса цієї сполуки становить 121, а елемент, що входить до його складу, належить до III групи періодичної системи елементів.
26. Вищий оксид елемента, який належить до V групи періодичної системи елементів, має відносну молекулярну масу 142. Визначте невідомий елемент, зобразіть його електронно-графічну формулу, вкажіть можливі валентні стани, складіть формули оксидів та гідроксидів і вкажіть їх характер.
27. Укажіть тип хімічного зв'язку в кожній із наведених сполук: CaO, SiO_2, Na_3N, CCl_4.
28. Скільки електронів бере участь в утворенні зв'язків у молекулах складу: Cl_2O_7, CO_2, NH_3, SiF_4, OF_2, B_2O_3.
29. До якого з елементів зміщені спільні електронні пари в кожній з наведених сполук: XeO_4, Mg_2Si, CF_4, H_2S, MgH_2.
30. Поясніть механізм утворення: а) алюміній хлориду; б) силіцій тетрахлориду; в) калій фториду; г) цезій хлориду. Укажіть тип хімічного зв'язку в кожній з молекул.
31. У якій з наведених сполук зв'язок елемент-Хлор має йонну природу: CCl_4, Cl_2O, $MgCl_2$, HCl, CsCl? Відповідь обґрунтуйте.
32. Напишіть електронні схеми утворення молекул фтору, азоту, кисню, карбон діоксину, гідроген хлориду.
33. Поясніть механізм утворення молекул: а) бор трифториду; б) дигідрогенсульфіду; в) кальцій хлориду; г) сульфур тетрафториду; д) гідразину (N_2H_4); е) оксиген дифториду.
34. Поясніть механізм утворення таких молекул та йонів: а) йона гідроксонію (H_3O^+); б) алюміній хлориду; в) йона фосфонію (PH_4^+); г) силану (SiH_4); д) SO_3; е) K_2O.

35. Укажіть, яка з наведених сполук Сульфуру найбільш характеризується йонним зв'язком: K_2S, BaS, CS_2, Li_2S, H_2S, SO_2, SO_2Cl_2.
36. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в таких сполуках: а) алюміній нітрид; б) ксенон тетрафторид; в) кальцій фосфід; г) залізна окалина.
37. Напишіть графічну формулу кальцій гідрогенкарбонату та вкажіть сумарне число електронів, що утворюють зв'язки в цій речовині.
38. Напишіть графічну формулу фосфор (V) оксиду та вкажіть кількість зв'язків між атомами Фосфору та Оксигену.
39. На кожні 20 атомів нуклідів ^{25}Mg припадає 158 атомів нукліду ^{24}Mg та 22 атоми нукліду ^{26}Mg. Яка відносна атомна маса Магнію?
40. Природний Неон складається з двох нуклідів: ^{20}Ne та ^{22}Ne. Відносна атомна маса Неону дорівнює 20,2. Визначте масові частки нуклідів ^{20}Ne та ^{22}Ne в природному Неоні.
41. Відносна атомна маса Хлору становить 35,453. У природі трапляються два нукліди цього елемента: ^{35}Cl та ^{37}Cl. Визначте: а) масову частку нуклідів ^{35}Cl у природному Хлорі; б) масову частку нукліду ^{37}Cl у хлорид ній кислоті.
42. Вищий оксид невідомого елемента має формулу E_2O_5. Масова частка Гідрогену в сполуці цього елемента з Гідрогеном становить 17,65%. Складіть формули сполук елемента з Магнієм та Силіцієм та назвіть їх. Чи реагують вони з водою? Відповідь мотивуйте написанням рівнянь реакції.

Тема 4. «Термохімічні розрахунки»

Приклади розв'язання

Приклад 1. Обчисліть, чи може магній горіти в атмосфері вуглекислого газу:

$$2Mg_{тв.} + CO_{2\,г.} = 2MgO_{тв.} + C_{тв.}.$$

а) при Т = 298 К; б) при Т = 800 К. Стандартні енергії Гіббса утворення речовин, $\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль: CO_2 = -394,4; MgO = -596,6; $C_{тв.}$ = 0. Зміна стандартної ентальпії реакції: ΔH°_{298} = -810,1 кДж/моль. Зміна стандартної ентропії реакції:

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

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

Енергія Гіббса утворення складних речовин при Р = 1 атм. і Т = 298 К називається стандартною енергією Гіббса утворення, позначається $\Delta_r G^0$ (298 К), її розмірність – [кДж/моль].

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

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

При Т = 298 К зміна стандартної енергії Гібсса реакції горіння магнію дорівнює:

$$\Delta G^\circ_{298} = 2\Delta_f G^0_{298}(MgO) - \sum \Delta_f G^0_{298}(CO_2) =$$
$$= -2\cdot 569{,}6 - (-394{,}4) = -744.8 \text{ кДж/моль}$$

ΔG < 0, реакція принципово можлива.

б) При Т ≠ 298 К зміну стандартної енергії Гіббса реакції можна обчислити за рівнянням Гіббса-Гельмгольца:

$$\Delta G^\circ_T = \Delta_r H^\circ_{298} - T \cdot \Delta_r S^\circ_{298};$$

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

При *Т* = 800 К:

$$\Delta G^\circ_T = \Delta_r H^\circ_{298} - T \cdot \Delta_r S^\circ_{298} =$$
$$= -810{,}1 - 800 \cdot (-159{,}9/1000) = 682{,}2 \text{ кДж}$$

Δ*G* < 0, реакція принципово можлива.

Завдання для розв'язання

1. Скласти термохімічне рівняння та та обчислити ентальпію утворення $SO_{2(Г)}$, якщо при згоранні 8 г сірки виділилось 74,25 кДж тепла.
2. Обчислити скільки тепла виділиться при згоранні 1 $м^3$ угарного газу за реакцією:
$CO_{(Г)} + 1/2O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}$, якщо ΔH^0_{298}, кДж/моль: $CO_{2(Г)} = –393,5$, $CO_{(Г)} = –110,5$.
3. Скласти термохімічне рівняння та обчислити, скільки спалено графіту, якщо виділилось 9837,5 кДж тепла. Стандартна ентальпія утворення $\Delta H^0_{298}(CO_2) = –393,5$ кДж/моль.
4. Скласти термохімічне рівняння горіння рідкого гексану C_6H_{14} з утворенням продуктів в газовому стані та обчислити масу гексану, при згоранні якого виділилось $3,8548 \cdot 10^4$ кДж тепла.
5. Тепловий ефект якої реакції одночасно є ентальпією утворення CO_2?
   1. $CO_{(Г)} + 1/2O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}$; 2) $C_{(Графіт)} + O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}$;
   3) $C_{(Алмаз)} + O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}$; 4) $CaCO_{3(Т)} = CaO_{(Т)} + CO_{2(Г)}$.
6. Скласти термохімічне рівняння реакції горіння ацетилену C_2H_2 та обчислити кількість тепла, яка виділиться при спалюванні 22,4 л ацетилену (у. н.). Стандпртні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $C_2H_{2(Г)} = 226,8$, $CO_{2(Г)} = –393,5$, $H_2O_{(Г)} = –241,8$
7. Трьоххлористий фосфор можна одержати за реакцією $P_{(Т)} + 1,5Cl_{2(Г)} = PCl_{3(Г)}$, $\Delta H^0_{298} = –306$ кДж; п'ятихлористий за реакцією $PCl_{3(Г)} + Cl_{2(Г)} = PCl_{5(Г)}$, $\Delta H^0_{298} = –93$ кДж. Обчислити стандартну ентальпію утворення $PCl_{5(Г)}$.
8. Скласти термохімічне рівняння реакції та обчислити, скільки тепла виділиться при згоранні 1 л CO, взятого при н. у. Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $CO_{(Г)} = –110,5$, $CO_{2(Г)} = –393,5$.
9. Обчислити стандартну ентальпію утворення $CuO_{(Т)}$, якщо при одержанні міді із 8 г оксиду купруму (II) по реакції $CuO_{(Т)} + C_{(Т)} = Cu_{(Р)} + CO_{(Г)}$ поглинулось 5,2 кДж тепла.
10. Стандартна ентальпія утворення ΔH^0_{298} $(CO_{(Г)}) = – 110,1$ кДж/моль.
При сполученні 2,1 г заліза з сіркою виділилось 3,77 кДж тепла. Обчислити теплоту утворення сульфіда феруму (FeS).
11. Скласти термохімічне рівняння реакції одержання $P_2O_{5(Т)}$ з простих речовин та обчислити стандартну енергію утворення оксиду, якщо при згоранні 6,2 г червоного фосфору виділилось 149,2 кДж тепла.
12. Алюмотермічне відновлення оксиду феруму (III) відбувається за рівнянням $Fe_2O_{3(Т)} + 2Al_{(Р)} = 2Fe_{(Т)} + Al_2O_{3(Т)}$. Обчислити, скільки виділиться тепла при взаємодії 27 г алюмінію з 180 г оксиду феруму (III). Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $Fe_2O_{3(Т)} = – 822$, $Al_2O_{3(Т)} = – 1676$.
13. Для розкладу певної кількості карбонату кальцію за реакцією $CaCO_{3(Т)} = CaO_{(Т)} + CO_{2(Г)}$ потрібно 3,56 кДж тепла. Обчислити масу взятого карбонату кальцію , якщо стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $CaCO_{3(Т)} = –1207$, $CO_{2(Г)} = – 393,5$, $CaO_{(Т)} = –635,5$.

14. Скласти термохімічне рівняння горіння водяного газу (сума рівних об'ємів угарного газу та водню) та обчислити, скільки тепла виділиться при згоранні 5,6 л водяного газу (при н. у.).Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $CO_{(Г)} = -110,5$, $CO_{2(Г)} = -393,5$, $H_2O_{(Р)} = -241,8$.

15. Визначити тепловий ефект горіння магнію за реакцією $Mg_{(Т)} + 1/2O_{2(Г)} = MgO_{(Т)}$, якщо при згоранні 1 г магнію виділилось 25,08 кДж тепла.

16. Скласти термохімічне рівняння одержання $HCl_{(Г)}$ в газовому стані з простих речовин та визначити стандартну ентальпію утворення $HCl_{(Г)}$, якщо при взаємодії 1 л $Cl_{2(Г)}$ з воднем виділилось 8,24 кДж тепла.

17. Обчислити стандартну ентальпію утворення сірководню виходячи із теплового ефекту реакції його горіння: $H_2S_{(Г)} + 1/2O_{2(Г)} = SO_{2(Г)} + H_2O_{(Г)} - 519$ кДж. Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298}, кДж/моль: $SO_{2(Г)} = -297$, $H_2O_{(Г)} = -242$.

18. Чому дорівнює теплота згорання 1 моля метану CH_4, якщо при згоранні 1 г метану виділилось 55,8 кДж тепла? Скласти термохімічне рівняння реакції горіння метану.

19. Не проводячи обчислень вкажіть, для яких процесів зміна ентропії величина позитивна: 1) $H_2SO_{4(Р)} = 2H^+_{(Р)} + SO_4^{-2}{}_{(Р)}$; 2) $NaCl_{(Т)} = Na^+_{(Р)} + Cl^-_{(Р)}$
3) Возгонка йоду: $I_{2(Т)} = I_{2(Г)}$; 4) кристалізація рідкої сталі.

20. Обчислити, чи можливо одержати металічне залізо відновленням його оксиду воднем за рівнянням реакції: $Fe_2O_{3(Т)} + 3H_{2(Г)} = 2Fe_{(Т)} + 3H_2O_{(Г)}$. Стандартні енергії Гіббса утворення: ΔG^0_{298}, кДж/моль: $Fe_2O_{3(Т)} = -740$, $H_2O_{(Г)} = -229$.

21. Для яких процесів зміна ентропії більше нуля?
1) $NaCl_{(Т)} = Na^+_{(Р)} + Cl^-_{(Р)}$; 2) $nCH_2 = CH_2 \rightarrow [- CH_2 - CH_2 -]_n$
$2Fe_2O_{3(Т)} + 3C_{(Т)} = 4Fe_{(Р)} + 3CO_{2(Г)}$; 4) $CO_{2(Т)} \rightarrow CO_{2(Г)}$.

22. Обчислити зміну ентропії в реакції: $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} = 2NO_{2(Г)}$. Стандартні ентропії ΔS^0_{298} кДж/(моль· К): $NO_{(Г)} = 210,6$; $O_{2(Г)} = 205,0$; $NO_{2(Г)}$. = 240,2.

23. В яких процесах ентропія зменшується?
1) $CuSO_{4(Р)} + 2NaOH_{(Р)} = Cu(OH)_{2(Т)} + Na_2SO_{4(Р)}$; 2) $Fe_{(Т)} + H_2SO_{4(Р)} = FeSO_{4(Р)} + H_{2(Г)}$;
3) Фільтрація мутного розчину; 4) Танення льоду.

24. В яких процесах зміна ентропії менше нуля?
1) $S_{(Т)} + O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$ 2) $SO_{2(Г)} + O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$
3) $H_2O_{(Р)} = H_2O_{(Лід)}$ 4) $H_2O_{(Р)} \rightarrow$електроліз$\rightarrow 2H_{2(Г)} + O_{2(Г)}$.

25. Для яких процесів ентропія збільшується?
1) $CO_{(Г)} + Cl_{2(Г)} = COCl_{2(Г)}$, 2) $C_{(Т)} + O_{2(Г)} = 2CO_{(Г)}$;
3) Розчинення сахару у воді; 4) Розплавлення парафіну.

26. Не проводячи обчислень знайти знак ентропії для таких перетворень:
1) $NaCl_{(Р)} + H_2O_{(Р)} \rightarrow$електроліз$\rightarrow NaOH_{(Р)} + 1/2Cl_{2(Г)} + 1/2H_{2(Г)}$;
2) $Zn_{(Т)} + HCl_{(Р)} + ZnCl_{2(Р)} + H_{2(Г)}$;

3) $2NO_{2(Г)} + H_2O_{(Р)} = HNO_{2(Р)} + HNO_{3(Р)}$.

27. Для яких процесів зміна ентропії реакції величина позитивна?

1) $WO_{3(Т)} + 3H_{2(Г)} = W_{(Т)} + 3H_2O_{(Г)}$; 2) $H_2SO_{4(Р)} = SO_{3(Г)} + H_2O_{(Г)}$;

3) кристалізація солі при випаровуванні розчину;

4) переплавка металолому в мартенівській печі.

28. Які з тверджень вірні для екзотермічної реакції

$Na_2SO_{3(Р)} + H_2SO_{4(Р)} = Na_2SO_{4(Р)} + SO_{2(Г)} + H_2O_{(Р)}$?

1(а) – $\Delta H < 0$; 1(б) – $\Delta H > 0$; 2(а) – $\Delta S < 0$; 2(б) – $\Delta S > 0$; 3(а) – $\Delta G < 0$; 3(б)– $\Delta G > 0$.

29. Кристалічний роданіт амонію NH_4SCN, розчиняючись у воді, дисоціює на катіон амонію та роданіт аніон, а розчин охолоджується. Скласти термохімічне рівняння цього перетворення та вказати знаки ΔH, ΔS, ΔG.

30. Обчислити чи можлива реакція горіння магнію у вуглекислому газі $2Mg_{(Т)} + CO_{2(Г)} = 2MgO_{(Т)} + C_{(Т)}$. Стандартні енергії Гіббса утворення ΔG^0_{298}, кДж/моль: $MgO_{(Т)} = –569,6$; $CO_{2(Г)} = –394,4$.

31. Виходячи з рівняння Гіббса-Гемгольца $\Delta G = \Delta H – T\Delta S$. Вказати в якому випадку реакція неможлива ні при яких температурах.

32. Обчислити, чи можна одержати магній алюмотермічним відновленням його оксиду за реакцією $3MgO_{(Т)} + 2Al_{(Р)} = 3Mg_{(Т)} + Al_2O_{3(Т)}$. Стандартні енергії Гіббса ΔG^0_{298}, кДж/моль: $MgO_{(Т)} = – 569,6$, $Al_2O_{3(Т)} = – 1582$.

33. Які твердження правильні для ендотермічної реакції: $C_{(Т)} + H_2O_{(Г)} = CO_{(Г)} + H_{2(Г)}$

1 – $\Delta H > 0$; 2) – $\Delta S > 0$; 3 – $\Delta G > 0$, при низьких температурах; 4) – $\Delta G < 0$, при високих температурах.

34. Для реакції одержання металічного цинку $ZnO_{(Т)} + C_{(Т)} = Zn_{(Т)} + CO_{(Г)}$. $\Delta H^0_{298} = 240,1$ кДж,

$\Delta S^0_{298} = 187,1$ Дж/(моль·К). обчислити температуру початку реакції.

35. Обчислити чи можливо одержати хром алюмотермічним відновленням оксиду хрому (III) за рівнянням реакції: $Cr_2O_{3(Т)} + 2Al_{(Р)} = Al_2O_{3(Т)} + 2Cr_{(Т)}$. Стандартні енергії Гіббса ΔG^0_{298}, кДж/моль: $Al_2O_{3(Т)} = – 1582$, $Cr_2O_{3(Т)} = – 1050$.

36. Обчислити чи можна одержати пероксид гідрогену H_2O_2 за реакцією: $H_2O_{(Р)} + O_{2(Г)} = 2H_2O_{2(Р)}$. Стандартні енергії Гіббса ΔG^0_{298}, кДж/моль: $H_2O_{(Р)} = – 286$, $H_2O_{2(Р)} = – 219$.

Тема 5. «Швидкість хімічної реакції. Хімічна рівновага»

Приклади розв'язання

***Приклад 1*.** Для гомогенної реакції:

$$2HI_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + I_{2(г)},$$

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

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

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

$$\boldsymbol{K = \frac{[H_2]\cdot[I_2]}{[HI]^2} = 0{,}25.}$$

Згідно рівняння реакцій, з 2 моль *HI* повинна утворюватись половинна кількість, по 1 моль H_2 і I_2. Якщо на момент рівноваги прореагувало *x* моль HI, то утворилось *x*/2 моль I_2, а залишилось 2 – *x* моль HI.

	$HI_{(г)}$	$H_{2(г)}$	$I_{2(г)}$
Початкові концентрації, моль/л	2	0	0
Рівноважні концентрації, моль/л	2 – *x*	*x*/2	*x*/2

Підставляємо рівноважні концентрації у вираз константи рівноваги:

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

Добуваючи квадратний корінь з обох частин рівняння, одержимо:

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

Рівноважні концентрації:

$$[H_2]_{\text{рівн.}} = [I_2]_{\text{рівн.}} = \frac{x}{2} = \frac{1}{2} = 0{,}5 \text{ моль/л.}$$
$$[HI]_{\text{рівн.}} = 2 - 1 = 1 \text{ моль/л.}$$

***Приклад 2*.** Для реакції:

$$2NO_{(г)} + Cl_{2\,(г)} \rightleftarrows 2NOCl_{(г)} + 73{,}6 \text{ кДж}$$

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

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

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

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

2. Підвищення або пониження тиску для газових реакцій рівноцінно підвищенню або пониженню концентрацій.
3. При підвищені температури рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції, а при пониженні – в сторону екзотермічної.

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

Приклад 3. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури від 20 до 85 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції γ = 2,5?

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

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

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

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

Завдання для розв'язання

1. Що називають гомогенними та гетерогенними реакціями? Привести приклади.
2. Від чого залежить швидкість реакції? Як залежить швидкість реакції від концентрації реагуючих речовин?
3. Що називають енергією активації? Чому каталізатори підвищують швидкість реакції? Пояснити механізм протікання реакції в присутності каталізатора.
4. Що таке оборотні і необоротні реакції? Привести приклади. Що називають станом динамічної рівноваги?
5. Що називають константою рівноваги? Записати вираз константи рівноваги для хімічної реакції: $CaC_{2(T)} + 2H_2O_{(P)} = Ca(OH)_{2(T)} + C_2H_{2(Г)}$.

6. Як читається принцип Ле Шател'є. Як зміщується рівновага в системі при зменшенні концентрацій речовин? Відповідь обгрунтувати на прикладах.
7. Як зміниться швидкість реакції: $CO_{(Г)} + 3H_{2(Г)} = CH_{4(Г)} + H_2O_{(Г)}$, якщо концентрацію СО зменшити в три рази, а водню збільшити в три рази?
8. У скільки разів потрібно збільшити концентрацію кисню, щоб швидкість реакції горіння вугілля $C_{(Т)} + O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}$ збільшилась в чотири рази? Привести розрахунок згідно закону діючих мас.
9. У скільки разів збільшиться швидкість протікання реакції при підвищенні температури на 40ºС, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3? Привести розрахунок.
10. Як потрібно змінити температуру і тиск, щоб у рівноважній системі переважно протікала пряма реакція: $2NO_{(Г)} + H_{2(Г)} = N_2O_{(Г)} + H_2O_{(Г)}$; $\Delta H^0_р = -340{,}4$ кДж. Зміни пояснити.
11. Як зміниться швидкість реакції: $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} = 2NO_{2(Г)}$, якщо об'єм реакційної посудини зменшити в 4 рази. Привести розрахунок згідно закону дії мас.
12. У скільки разів зміниться швидкість реакції: $C_{(Т)} + 2H_{2(Г)} = CH_{4(Г)}$, якщо концентрацію водню збільшити втроє? Привести розрахунок.
13. На скільки градусів збільшилась температура в системі, якщо швидкість реакції збільшилась в 128 разів? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2. Привести розрахунок.
14. Швидкість хімічної реакції зросла в 124 рази, температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2,8. На скільки градусів була підвищена температура? Привести розрахунок.
15. Як зміниться швидкість реакції горіння пропану C_3H_8, якщо тиск в системі збільшити в 2 рази. Привести розрахунок.
16. До якого значення потрібно підвищити температуру в системі (початкова температура дрівнює 10ºС), щоб швидкість реакції зросла в 256 разів, $\gamma = 2$. Привести розрахунок.
17. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температуру понизити з 120ºС до 90º ($\gamma = 3$). Привести розрахунок.
18. При підвищенні температури на 60ºС швидкість реакції збільшилась у 4096 разів. Обчислити температурний коефіцієнт реакції.

Тема 6. «Розчини»

Приклади розв'язання

***Приклад 1*.** Обчисліть нормальну і молярну концентрацію 16 % розчину NaOH з густиною ρ = 1,18 г/мл.

***Розв'язок*.** Маса 1 л 16 % розчину NaOH:

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

Маса NaOH в 1 л розчину (1180 г):

в 100 г розчину – 16 г NaOH,

в 1180 г – m(NaOH).

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

Молярна маса Mr(NaOH) = 40 г/моль, еквівалентна маса дорівнює:

$$\text{Mr}_{\text{екв.}} = {}^{\text{Mr}}/_{1} = 40 \text{ г/моль.}$$

Молярна концентрація розчину:

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

Нормальна концентрація розчину:

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

***Приклад 2*.** Обчисліть масову відсоткову концентрацію 2 Н розчину H_2SO_4 густиною ρ = 1,07 г/мл.

***Розв'язок*.** Еквівалентна маса H_2SO_4:

$$\text{Mr}_{\text{екв.}}(H_2SO_4) = \frac{\text{Mr}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

1 л розчину містить 2 · 49 = 98 г H_2SO_4.

Маса 1 л розчину:

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

Масова відсоткова концентрація:

в 1070 г розчину – 98 г H_2SO_4

в 100 г розчину – $w(H_2SO_4)$

$$w(H_2SO_4) = \frac{98 \cdot 100}{1070} = 9{,}15 \text{ %.}$$

Приклад 3. Обчисліть пониження температури замерзання розчину, який містить 9 л води і 4 л етиленгліколю $C_2H_6O_2$. Густина етиленгліколю дорівнює 1,11 г/см^3.

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

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

де К – кріоскопічна стала розчинника; вона дорівнює пониженню

температури замерзання одномоляльного розчину; для води К = 1,86.

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

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

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

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

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

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

в 9000 г води – C_m

Моляльна концентрація розчину:

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

Пониження температури замерзання:

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

Оскільки вода замерзає при 0 °С, то розчин замерзне при t = -14,8 °С.

Завдання для розв'язання

1. До 220 г розчину сульфату натрію з масовою часткою солі 10% долили 80 мл води. Визначити масову частку солі в новому розчині.
2. На нейтралізацію 31 мл 0,16 н розчину лугу використали 217 мл розчину H_2SO_4. Обчислити нормальність розчину кислоти.
3. Обчислити нормальність 30% розчину NaOH, густина якого 1,328 г/см^3
4. Визначте масову частку гідроксиду натрію в розчині, добутому при змішуванні 200 г розчину гідроксиду натрію з масовою часткою лугу 20% з 200 мл води.
5. Обчисліть моляльну концентрацію 20,8% розчину HNO_3, густина якого 1,12 г/см^3.
6. Яку кількість речовини нітратної кислоти та який об'єм води треба взяти для приготування 400 г розчину з масовою часткою кислоти 12,6%.
7. Обчислити нормальну концентрацію 16% розчину хлориду алюмінію, густина якого 1,149 г/см^3.
8. Обчислити молярну концентрацію 16% розчину хлориду алюмінію, густина якого 1,149 г/см^3.
9. Обчислити молярну концентрацію 16% розчину хлориду алюмінію, густина якого 1,149 г/см^3.
10. На нейтралізацію 40 мл розчину лугу необхідно 24мл розчину сульфатної кислоти обчислити нормальність лугу.

11. Обчислити скільки грамів соди необхідно для приготування 250 мл 0,1Н розчину?
12. Обчислити масову частку 1М розчину сульфатної кислоти густиною ρ= 1,061 г/см^3?
13. Обчислити нормальність розчину хлориду кальцію в 200 мл якоо міститься 0,2 моля $CaCl_2$.
14. В якому об'ємі 0,1 М розчину сульфату натрію міститься 7,1 г цієї солі?
15. Обчислити, який об'єм води потрібно долити до 0,2 л 1Н розчину соляної кислоти, щоб одержати 0,05Н розчин.
16. Обчислити молярну концентрацію 25%-го розчину сульфатної кислоти густиною ρ = 1,18 г/см^3.
17. Обчислити скільки грамів хлориду феруму(III) необхідно для приготування 0,5 л 0,5Н розчину.
18. Обчислити скільки мілілітрів 49%-го розчину сульфатної кислоти з густиною ρ = 0,385 г/см^3 необхідно для приготування 1 л 0,5М розчину?
19. Обчислити скільки грамів нітратної кислоти міститься в 200 мл 48%-го розчину з густиною ρ = 1,3 г/см^3?
20. Для нейтралізації 20 мл 0,1 Н розчину соляної кислоти потрібно 8 мл розчину гідроксиду натрію. Скільки грамів гідроксиду натрію міститься в 1 л розчину?
21. Змішали 300 г 15%-го розчину і 200 г 25%-го розчину гідроксиду калію. Обчисліть масову частку одержаного розчину.
22. Обчислити моляльність 15,15 % розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$.
23. В якому об'ємі 0,1 Н розчину сульфату купруму(II) міститься 8 г солі?
24. На нейтралізацію 40 мл розчину лугу витрачено 25 мл 0,5 Н розчину сульфатної кислоти. Яка нормальність розчину лугу?
25. Обчислити нормальну концентрацію розчину, який містить в 5 л 43,55 г сульфату калію.
26. Обчислити молярність 40%-го розчину гідроксиду калію з густиною 1,402 г/см^3?
27. Скільки води і хлористого калію потрібно взяти, щоб приготувати 500 мл 20%-го розчину з густиною 1,133 г/см^3?
28. Обчислити нормальну концентрацію 20%-го розчину хлориду барію з густиною 1,140 г/см^3.
29. Скільки грамів їдкого натру міститься в 400 мл 0,12 Н розчину?
30. Скільки води потрібно додати до 100 мл 48%-го розчину нітратної кислоти густиною 1,303 г/мл, щоб добути 20 % розчин?
31. Скільки грам сахарози потрібно розчинити в100 г води, щоб температура кипіння розчину підвищилась на 1°C.
32. Визначити осмотичний тиск розчину що містить 180 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 4л розчину при температурі 0°C.

33. Обчисліть молекулярну масу речовини, якщо при 27°С розчин 6 г цієї солі в 1л води має осмотичний тиск 0, 82 атм.
34. Чи однаковий тиск пари над розчинами, один з яких містить 92 г гліцирину в 1000 г води ($М_{гліцирину}$=92 г/моль), а а інший 171 г цукру в тій самій масі води ($М_{цукру}$ = 342 г/моль).
35. Розчин містить 27 г розчиненої речовини в 1000 г води і кипить при температурі 100,078ºС. Обчислити молекулярну масу розчиненої речовини.
36. Осмотичний тиск розчину пірогаллолу при 15ºС складає 0,59 атм. Яка молярна концентрація цього розчину?
37. Водні розчини деяких кількостей глюкози $C_6H_{12}O_6$ та формаліну HCOH в однакових кількостях води мають однаковий осмотичний тиск. Чому дорівнює відношення мас глюкози та формаліну ($m_{глюкози}/m_{формаліну}$), які містяться в цих розчинах?
38. Чи при однаковій температурі кипітимуть розчини, один із яких містить в 100 г 8,2 г гліцирину ($М_{гліцирину}$ = 98 г/моль) а інший в тій самій кількості води 18 г глюкози ($М_{глюкози}$ = 180 г/ моль)? Відповідь обгрунтуйте.
39. Розчин в 100 мл якого міститься 2,30 г речовини, має при 298 К осмотичний тиск, що дорівнює 618,5 кПа. Визначити молекулярну масу речовини.
40. 10,2 кг водного розчину містить 6,2 кг антифризу – елиленгліколю ($М_{етиленгліколю}$ = 62 г/моль) залили в радіатор автомобіля. При якій температурі замерзне розчин?
41. При розчиненні 5 г речовини в 200 г води одержали розчин, який замерзає при температурі – 1,55ºС. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
42. При розчиненні 15 г хлороформу в 400 г ефіру, ебуліоскопічна константа якого дорівнює 2,12, температура кипіння піднялась на 0,665ºС. визначити молекулярну масу хлороформу.

Тема 7. «Розчини електролітів. Електролітична дисоціація»

Приклади розв'язання

Приклад 1. Що таке константа дисоціації? Напишіть вираз константи дисоціації CH_3COOH і обчисліть ступінь дисоціації 0,2 М розчину CH_3COOH, якщо $К_д = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок. Оскільки електролітична дисоціація – оборотний процес, то вона підлягає закону діючих мас.

Константа дисоціації $К_д$ – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в степенях, що рівні коефіцієнтам у рівнянні дисоціації, до вихідної молярної концентрації електроліту.

Оцтова кислота – слабка кислота, дисоціює оборотно:

$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+.$$

$$K_д = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = 1{,}74 \cdot 10^{-5}.$$

Константа дисоціації $К_д$, ступінь дисоціації α і молярна концентрація $С_М$ зв'язані співвідношенням, яке називається законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{К_д}{С_М}};$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1{,}74 \cdot 10^{-5}}{0{,}2}} = 9{,}34 \cdot 10^{-3} \text{ або } 0{,}93\ \%.$$

Приклад 2. Обчислити ступінь дисоціації оцтової кислоти у розчині з молярною концентрацією речовини CH_3COOH 0,1 моль/дм^3.

Розв'язок. Для розв'язування задачі необхідно взяти з таблиці 13, додатку Б значення константи дисоціації оцтової кислоти:

$$К_д(CH_3COOH) = 1{,}74 \cdot 10^{-5}.$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{К_д}{С_М}};$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1{,}74 \cdot 10^{-5}}{0{,}1}} \cong 1{,}33\ \%.$$

Приклад 3. Обчисліть молярну концентрацію іонів гідрогену і pH 0,01 М розчину NaOH.

Розв'язок. Гідроксид натрію – сильна основа, в розведеному розчині якої α = 1:

$$\underbrace{NaOH}_{\text{1 моль}} \rightarrow Na^+ + \underbrace{OH^-}_{\text{1 моль}}.$$

При повній дисоціації з 1 моль NaOH утворюються 1 моль іонів OH^-, а з

0,01 моль NaOH – 0,01 моль OH^-.

Молярна концентрація $[OH^-] = 10^{-2}$ моль/л, концентрація іонів гідрогену обчислюють виходячи з іонного добутку води:

$$[H^+]\,[OH^-] = 10^{-14},$$

звідси:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}\text{моль/л},$$

$$pH = -lg\ (10^{-12}) = 12.$$

Задачі для розв'язання

1. Напишіть вираз константи дисоціації HNO_2. Обчисліть ступінь її дисоціації в 0,05 М розчині, $К_д = 5\cdot10^{-4}$

2. Напишіть вираз константи дисоціації CH_3COOH. Обчисліть ступінь її дисоціації в 0,05 М розчині, $К_д = 1{,}74\cdot10^{-5}$

3. Напишіть вираз константи дисоціації CH_3COOH. Обчисліть ступінь її дисоціації та концентрацію іонів $[H^+]$ в 0,005М розчині, $К_д = 1{,}74\cdot10^{-5}$.

4. Фактори, що впливають на ступінь дисоціації. Напишіть вираз константи дисоціації H_2SO_3. Обчисліть ступінь її дисоціації та концентрацію іонів $[H^+]$ в 0,005 М розчині.

5. Напишіть вираз константи дисоціації $HCOOH$. Обчисліть ступінь її дисоціації в 0,0003 М розчині, $К_д = 1{,}8\cdot10^{-4}$.

6. Напишіть вираз константи дисоціації NH_4OH. Обчисліть ступінь її дисоціації та концентрацію іонів $[OH^-]$ в 0,05 М розчині.

7. Які реакції називають іонообмінними. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння:

$$BaCl_2 + MgSO_4 \rightarrow$$
$$ZnCl_2 + NaOH \rightarrow$$
$$AgNO_3 + MgCl_2 \rightarrow$$
$$K_2CO_3 + HNO_3 \rightarrow$$
$$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow$$

8. В яких випадках іонообмінні реакції необоротні. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння: $Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$

9. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння:

$$K_2SO_3 + HNO_3 \rightarrow$$
$$Ca(NO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$$
$$Na_2S + HNO_3 \rightarrow$$
$$K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$$

10. Обчисліть концентрацію іонів H^+ і pH розчину, в якому молярна концентрація іонів OH^- дорівнює: 1) $3\cdot10^{-4}$ моль/л; 2) $4\cdot10^{-7}$ моль/л; 3) $5\cdot10^{-7}$ моль/л; 4) $2\cdot10^{-7}$ моль/л; 5) $2\cdot10^{-10}$ моль/л.
11. Що таке водневий показник? Обчисліть концентрацію іонів H^+ в розчині з pH = 5,3.
12. Що називають іонним добутком води? Обчисліть концентрацію іонів H^+ в розчині з pH = 10,5.
13. Обчисліть концентрацію іонів H^+ в розчині з pH = 3,6.
14. Обчисліть концентрацію іонів H^+ і pH 0,03 М розчину *HCl*
15. Обчисліть концентрацію іонів H^+ і pH 0,05 М розчину *KOH*
16.Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння гідролізу $ZnCl_2$, NH_4NO_3, NH_4Br, Na_2S, $BaCO_3$, $Al(NO_3)_3$, K_2CO_3
17. Які фактори впливають на протікання гідролізу? Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння гідролізу $NaNO_2$.
18.Вкажіть фактори, що послаблюють гідроліз. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння гідролізу $Al_2(CO_3)_3$.
19. Вкажіть фактори, що посилюють гідроліз солей. Складіть молекулярне, повне та коротке іонне рівняння гідролізу $AlBr_3$

Тема 8. «Окисно-відновні реакції»

Приклади для розв'язання

Приклад 1. Складіть рівняння окисно-відновної реакції:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + \cdots,$$

і урівняйте методом електроного балансу.

Розв'язок.

1. Визначаємо ступені окиснення елементів:

$$\underbrace{KMnO_4}_{+1+x-2\cdot4=0} + \underbrace{Na_2SO_3}_{+1\cdot2+x-2\cdot3=0} + H_2SO_4 \rightarrow \underbrace{MnSO_4}_{+x-2=0} + \underbrace{Na_2SO_4}_{+1\cdot2+x-2\cdot4=0} + \cdots$$

2. Визначаємо окисник, відновник, складаємо електронні рівняння процесів окиснення і відновлення.

Mn^{+7} знаходиться в вищому ступені окислення +7, він – окисник; S^{+4} знаходиться в проміжному ступені окислення +4, вона – відновник.

Окисник $Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$ відновлення.

Відновник $S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$ окиснення.

3. За методом електронного балансу підбираємо коефіцієнти перед окисником і відновником: число електронів, прийнятих окисником, повинно дорівнювати числу електронів, відданих відновником.

$$\begin{array}{rcl} Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow & 1 & 2 \\ Mn^{+2} & & \\ S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6} & 0 & 5 \end{array}$$

4. Записуємо коефіцієнт 2 перед сполуками, що містять Mn^{+7} і Mn^{+2}, коефіцієнт 5 перед сполуками, що містять S^{+4} і S^{+6} в обох частинах рівняння:

$$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + \cdots$$

5. Дописуємо в правій частині формули речовин, яких невистачає. Якщо в правій частині невистачає атомів Н або О, то пишуть формулу води. Балансуємо кількість атомів всіх елементів в обох частинах рівняння:

$$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

Ця реакція належить до міжмолекулярних окисно-відновних реакцій, тому що окисник і відновник – різні речовини.

Завдання для розв'язання

1. Визначте ступінь окиснення атома Хлору в кожній з наведених сполук: $CaCl_2$, $KClO_3$, $KClO_2$, $Ca(ClO_4)_2$, $HClO$, Cl_2O, Cl_2O_7.

2. Визначте ступінь окиснення атома Мангану в кожній з наведених сполук:
$MnSO_4$, $MnCl_2$, $Ca(MnO_4)_2$, Na_2MnO_4, MnS, MnO_2.
3. Визначте ступінь окиснення атома Хрому в кожній з наведених сполук:
$CrCl_2$, K_2CrO_4, $CrCl_3$, $Na_2Cr_2O_7$, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, $KCrO_2$?
4. Визначте ступінь окиснення атомів всіх елементів в кожній з наведених сполук:
$KHSO_4$, $Mg(HCO_3)_2$, $Ca_3(AsO_4)_2$, $Fe(HCO_3)_3$, $Fe(NO_3)_3$, KH_2PO_4, H_3PO_3, H_3PO_2.
5. Вкажіть, які з наведених процесів є процесами окиснення, а які – відновлення:
$S \rightarrow S_4^{2-}$; $S \rightarrow S^{2-}$; $Sn \rightarrow Sn^{4+}$; $K \rightarrow K^+$; $Br_2 \rightarrow 2Br^-$; $2H^+ \rightarrow H_2$; $H_2 \rightarrow 2H^-$; $V \rightarrow VO_3^-$; $Cl \rightarrow ClO_3^-$; $IO_3^- \rightarrow I_2$;
$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$.
6. Вкажіть, в якому з наведених процесів відбувається окиснення нітрогену, а в якому відновлення та як змінюються ступені окиснення нітрогену: $NH_4^- \rightarrow N_2$; $NO_3^- \rightarrow NO$; $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$; $NO_2 \rightarrow NO_2^-$.
7. Які з наведених реакцій відносяться до окисно-відновних?
1) $H_2 + Br_2 = 2HBr$
2) $NH_4Cl = NH_3 + HCl$
3) $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$
4) $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$
5) $H_3BO_3 + 4HF = HBF_4 + 3H_2O$
6) $Fe + S = FeS$
8. Як з наведених реакцій відносяться до міжмолекулярних, які до внутрішньомолекулярних , а які є реакціями диспропорціювання?
1) $4KMnO_4 + 4KOH = 4\ K_2MnO_4 + O_2 + 2H_2O$
2) $H_2SO_3 + 2H_2S = 3S + 3H_2O$
3) $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$
4) $4P + 3KOH + 3H_2O = PH_3 + 3KH_2PO_2$
5) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$
6) $2KMnO_4 + 3MnSO_4 + 4H_2O = 5MnO_2 + K_2SO_4 + 2H_2SO_4$
9. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу та визначте, до якого типу окисно-відновних реакцій належить кожна з реакцій, схеми яких наведені нижче:
1) $H_2S + HNO_3 = H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
2) $H_2S + H_2SO_3 = S + H_2O$
3) $Pb(NO_3)_2 = PbO + NO_2 + O_2$
4) $P + Cl_2 = PCl_3$
5) $FeCl_2 + Cl_2 = FeCl_3$
6) $KClO_3 = KCl + O_2$
7) $NH_3 + O_2 = N_2 + H_2O + O_2$
8) $H_2S + O_2 = SO_2 + H_2O$

9) $Cl_2 + KOH = KCl + KClO_3 + H_2O$
10) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O = Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$

10. Підберіть коефіцієнти методом електронного балансу, вкажіть окисник та відновник, а також процеси окиснення та відновлення для реакцій, схеми яких наведені нижче:

1) $MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
2) $H_2S + Cl_2 + H_2O = H_2SO_4 + HCl$
3) $K_2Cr_2O_7 + HCl = Cl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$
4) $KMnO_4 + HCl = Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$
5) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
6) $KNO_2 + KMnO_4 + HCl = KNO_3 + MnCl_2 + KCl +$

11. Закінчіть схеми реакцій:

1) $KI + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow I_2 + \ldots$
2) $KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + \ldots$
3) $Na_2SO_3 + KIO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + \ldots$
4) $K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4) + \ldots$
5) $Ni(OH)_2 + NaClO + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3 + \ldots$
6) $Zn + H_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow AsH_3 + \ldots$

Тема 9. «Електрохімічні процеси. Електроліз»

Приклади розв'язання

Приклад 1. Скільки часу потрібно, щоб повністю виділити електролізом хлор, який міститься в 1 л 1 М розчину NaCl, при силі струму 10 А?

Розв'язок. Рівняння реакції на електродах:

$$\begin{array}{lll} NaCl & \rightarrow & \boxed{Na^+} + \boxed{Cl^-} \\ HOH & \rightleftarrows & \boxed{H^+} + \boxed{OH^-} \end{array}$$

катод (-) (+) анод

$$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow \qquad Cl^- - \bar{e} \rightarrow Cl^0$$
$$Na^+ + OH^- \rightarrow NaOH \qquad 2Cl^0 \rightarrow Cl_2$$

Сумарне рівняння електролізу:

$$NaCl + H_2O \xrightarrow{\text{ел.струм}} 0{,}5H_2 + NaOH + 0{,}5Cl_2.$$

В одному літрі одномолярного розчину NaCl міститься 1 моль солі масою Mr(NaCl) = 58,4 г.

Еквівалентна маса хлору $Mr_{екв.}(Cl)$ = 35,5 г/моль.

1 моль NaCl містить 1 моль Cl^-.

Згідно II-го закона Фарадея, для виділення еквівалента хлору потрібно Q = 96500 Кл електрики.

Кількість електрики:

$$Q = I \cdot \tau,$$

звідки час, необхідний для виділення хлору, дорівнює:

$$\tau = \frac{Q}{I} = \frac{96500}{10} = 9650 \text{ с.}$$

Приклад 2. Обчисліть товщину хромового покриття на сталі, якщо після хромування маса стальної пластинки площею 100 $см^2$ зросла на 3,5 г. Густина хрому ρ =7,19 $г/см^3$.

Розв'язок. Маса покриття m зв'язана з площею S, товщиною і густиною хрому співвідношенням:

$$m = S \cdot h \cdot \rho,$$

Звідки товщина покриття дорівнює:

$$h = \frac{m}{S \cdot \rho} = \frac{3{,}5}{100 \cdot 7{,}19} = 0{,}0049 \text{ см.}$$

Приклад 3. Обчисліть масу речовин, які виділяються на електродах при електролізі водного розчину $NiSO_4$ силою струму 10 А протягом 2,5 год. і при

виході по струму 98%.

Розв'язок. Рівняння реакцій на електродах:

$$NiSO_4 \rightarrow \boxed{Ni^{2+}} + \boxed{SO_4^{2-}}$$

$$HOH \rightleftarrows \boxed{H^+} + \boxed{OH^-}$$

катод(-) (+)анод

$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0$

$2OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H^+$

$2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow H_2SO_4$

Сумарне рівняння електролізу :

$$NiSO_4 + H_2O \xrightarrow{\text{елструм}} Ni + 0{,}5O_2 + H_2SO_4.$$

Згідно 1-го закону Фарадея, маса речовини m, яка виділяється на електроді, пропорційна кількості електрики:

$$m = K \cdot Q = K \cdot I \cdot \tau = \frac{Mr_{екв.} \cdot I \cdot \tau}{F};$$

де I – сила струму, А;

τ – час, сек;

$Mr_{екв.}$ – молярна еквівалентна маса речовини, яка виділяється на електроді;

F – число Фарадея, F = 96500 Кл;

К – електрохімічний еквівалент:

$$K = \frac{Mr_{екв.}}{F}, [г/Кл]$$

Молярна маса еквівалентна Нікелю:

$$M(Ni) = \frac{Mr(Ni)}{2} = \frac{58{,}7}{2} = 29{,}35 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалента Оксигену:

$$Mr_{екв.}(O_2) = 8 \text{ г/моль.}$$

Маси речовин, які можна теоретично одержати на електродах:

$$m(Ni) = \frac{Mr_{екв.} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{29{,}35 \cdot 10 \cdot 2{,}5 \cdot 3600}{96500} = 27{,}4 \text{ г},$$

$$m(O_2) = \frac{8 \cdot 10 \cdot 2{,}5 \cdot 3600}{96500} = 7{,}5 \text{ г}.$$

Вихід по струму (В) – це відношення практично одержаної маси речовини до теоретично можливої:

$$B = \frac{m_{пр.}}{m_{теор.}} \cdot 100 \ \%.$$

Практично на електродах одержано:

$$m_{пр.}(Ni) = m(Ni) \cdot B = 27{,}4 \cdot 0{,}98 = 26{,}9г$$

$$m\,(O_2) = m\,(O_2) \cdot B = 7{,}5 \cdot 0{,}98 = 7{,}35г$$

Приклад 4. При електролізі водного розчину $SnCl_2$ на аноді виділилось 1,12 л Cl_2 (н.у.). Яку масу олова одержали на катоді?

Розв'язок. Рівняння реакцій на електродах:

$SnCl_2$ | Sn^{2+} + $2Cl^-$

$\rightarrow$

HOH | H^+ + OH^-.

$\rightleftarrows$

катод(-) (+)анод

$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn^0$ $\quad$ $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$

Згідно II-го закона Фарадея, однакова кількість електрики виділяє на електродах еквівалентні кількості речовин.

Молярна маса еквівалента Cl^-:

$$Mr_{екв.}(Cl) = \frac{Mr(Cl)}{1} = \frac{35,5}{1} = 35,5г/моль.$$

Еквівалентний об'єм Cl_2:

$$V_{екв.}(Cl_2) = \frac{22,4}{2} = 11,2л.$$

Кількість еквівалентів хлору:

$$n_{екв.}(Cl_2) = \frac{V}{V_{екв.}} = \frac{1,12}{11,2} = 0,1 \text{ моль}$$

За II законом Фарадея стільки ж еквівалентів олова виділяється на катоді:

$$n_{екв.}(Sn) = 0,1 \text{ моль}$$

Молярна маса еквівалента олова:

$$M_{екв.}(Sn) = \frac{Mr(Sn)}{2} = \frac{118,7}{2} = 59,35г/моль.$$

Маса одержаного олова:

$$m(Sn) = Mr_{екв.}(Sn) \cdot n_{екв.}(Sn) = 59,31 \cdot 0,1 = 5,93\ г.$$

Завдання для розв'язання

1. Зобразіть схематично гальванічний елемент, запишіть напівреакції анодного та катодного процесів, обчисліть його ЕРС, якщо він складений:
а) з мідного та цинкового електродів, занурених в 1М розчини їхніх сульфатів;
б) зі срібного та залізного (III) електродів, занурених в 1М розчини їхніх нітратів;
в) з кадмієвого та мідного електродів, занурених в 1М розчини їхніх хлоридів;
г) із золотого та кадмієвого електродів, занурених в 1М розчини їхніх нітратів;
г) з магнієвого та цинкового електродів, занурених в 1М розчини їхніх сульфатів;
д) з алюмінієвого та олов'яного електродів, занурених в 1М розчини їхніх хлоридів.
2. Запишіть напівреакції анодного та катодного процесів, обчисліть ЕРС таких

гальванічних елементів:

а) Pt | $Pt(NO_3)_2$ || $Au(NO_3)_3$ | Au; г) H_2(Pt) | H_2SO_4 || $Pt(NO_3)_2$ | Pt;

б) Ag | $AgNO_3$ || $Pt(NO_3)_2$ | Pt; ґ) Sn | $Sn(NO_3)_2$ || $Pb(NO_3)_2$ | Pb;

в) Ni| $NiCl_2$ || $FeCl_3$ | Fe; д) Al | $Al(NO_3)_2$ || $AgNO_3$ | Ag.

3. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу, складеного з таких електродів:

а) мідний електрод занурений в 0,01 н розчин $Cu(NO_3)_2$, а цинковий – в 0,02М розчин $Zn(NO_3)_2$;

б) срібний електрод занурений в 0,05М розчин $AgNO_3$, а залізний в 0,03 н розчин $Fe(NO_3)_3$;

в) кадмієвий електрод занурений в 0,15 н розчин $CdCl_2$, а алюмінієвий – в 0,3 М розчин $AlCl_3$;

г) золотий електрод занурений в 0,25 н розчин $AuCl_3$, а кадмієвий – в 0,25 М розчин $Cd(NO_3)_2$;

ґ) магнієвий електрод занурений в 0,05М розчин $Mg(NO_3)_2$, а цинковий – в 0,025 н розчин $ZnSO_4$;

д) один олов'яний електрод занурений в 2М розчин $Sn(NO_3)_2$, а другий олов'яний – в 0,5 н розчин $Sn(NO_3)_2$.

4. Запишіть напівреакції анодного та катодного процесів, обчисліть ЕРС таких гальванічних елементів:

а) Pt | $Pt(NO_3)_2$ (1 н) || $AuCl_3$ (1,5н)| Au;

б) Ag | $AgNO_3$ (0,25 н) || $Pt(NO_3)_2$ (0,04 н)| Pt;

в) Ni| $Ni(NO_3)_2$ (0,05 н) || $FeCl_3$ (0,125 н)| Fe;

г) H_2(Pt) | H_2SO_4(0,02 н) || $PtCl_2$ (0,02 н) | Pt;

ґ) Sn | $SnCl_2$ (1 н) || $Pb(NO_3)_2$ (1,5 н) | Pb;

д) Al | $Al(NO_3)_2$ (0,15 н) || $AgNO_3$ (1,4 н) | Ag.

5. Вкажіть в якому напрямку можуть протікати наведені реакції:

а) $H_2O_2 + HClO = HCl + O_2 + H_2O$

б) $2HIO_3 + 5H_2O_2 = I_2 + 5O_2 + 6H_2O$

в) $I_2 + 5H_2O_2 = 2HIO_3 + 4H_2O$

6.Чи можна у водному розчині відновити сіль Феруму (III) до солі Феруму (II): а) калій бромідом; б) калій йодидом? Відповідь підтвердіть розрахунком окисно-відновного потенціалу.

7. Скласти схему електролізу водного розчину купрум сульфату, якщо: а) анод вугільний; б) анод мідний?

8. Напишіть схеми електродних процесів при електролізі водних розчинів: $CuCl_2$, $FeCl_3$, $Ca(NO_3)_2$, $Ni(NO_3)_2$, $AgNO_3$, K_2SO_4 з інертними електродами.

9. За який час на катоді виділиться 1,2 г металу при проходженні крізь розчин купрум (II) хлориду електричного струму силою 0,8 А?

10. Визначте силу струму, при якій за 600с із розчину аргентум нітрату виділилось 40 г срібла?

11. За 5 годин електролізу при струмі 25 А виділилось125 г міді. Який вихід

міді (%) за струмом?

12. Електричний струм силою 500 мА протягом 1 години пропускали через електролізер з нерозчинним анодом, у якому міститься розчин купрум (II) сульфату. Вважаючи, що вихід за струмом дорівнює 85%, обчисліть: а) масу міді, яка виділиться на катоді; б) масу кислоти, що утвориться в одержаному розчині.

13. При електролізі розплаву хлориду лужного металу виділилось 5,6 л хлору та 19,5 г металу. Визначте метал та молярну масу еквіваленту металу.

14. При електролізі водного розчину сульфату невідомого металу на катоді одержали 16,25 г металу, а на аноді – 2,8 $дм^3$ кисню (н.у.). Визначте молярну масу еквівалента металу.

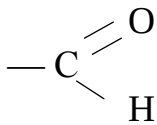
15. Яку масу алюмінію можна одержати при електролізі розплаву алюміній оксиду в кріоліті, якщо протягом двох годин пропускати електричний струм силою 30000 А? Відомо, що вихід алюмінію за струмом становить 90%.

Тема 10. «Органічна геохімія. Теорія будови органічних сполук»

Органічні речовини, що містять функціональну карбоксильну групу –COOH, називаються карбоновими або органічними кислотами. В залежності від числа карбоксильних груп карбонові кислоти поділяють на:

одноосновні	двохосновні
HCOOH форміатна, метанова	COOH | COOH
CH_3COOH ацетатна, етанова	оксалатна, етандіова
CH_3CH_2COOH пропіонова, пропанова	COOH | CH_2 |
$CH_3 — CH_2 — CH_2 — COOH$ масляна, бутанова	COOH
$C_{15}H_{31}COOH$ пальмітинова	малонова, пропандіова
$C_{17}H_{35}COOH$ стеаринова	

Карбоксильна група – складна функціональна група.



Вона складається із карбонільної групи (– C = O) і гідроксильної (— OH). Електронна взаємодія карбонільної і гідроксильної груп в карбоксильній приводить до взаємної зміни їх хімічних властивостей в порівнянні з

алканолами і оксосполуками, в яких ці групи самостійні. Зокрема, атом Оксигену карбонільної групи відтягує електронну густину з атома Оксигену гідроксильної групи і приводить до поляризації — О — Н зв'язку. Тому карбоксиловмісні сполуки володіють сильнішими кислотними властивостями в порівнянні зі спиртами. Так у водних розчинах органічні кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену і забарвлюють індикатори у відповідні кольори:

$R — COOH \Leftrightarrow H^+ + R — COO^-$.

Більшість карбонових кислот є слабкими кислотами.

Практичне значення альдегідів

Формальдегід (форміатний альдегід) – використовується в шкіряній промисловості для дублення шкіри; в медицині – для дезинфекції; в сільському господарстві – для протравлювання насіння перед посівом (знищує паразитичні спори). Формальдегід міститься у димі вугілля, деревини: на цьому базується консервуюча дія диму при приготуванні м'ясних і рибних копченостей. 33–40%-ий водний розчин формальдегіду називається формаліном. Він використовується для консервування анатомічного та патологоанатомічного матеріалу.

Ацетатний альдегід – використовується для різних промислових синтезів. Особливо важливе його окиснення в ацетатну кислоту та відновлення в етиловий спирт.

Гексаметилентетрамін (уротропін) – лікувальний препарат, який володіє здатністю знижувати бар'єрну активність клітинних мембран. Завдяки цьому при загальних токсичних процесах уротропін сприяє легкому проникненню отруйних речовин із тканин в кров і видаленню їх із організму.

Цитраль (3,7-диметил-2,6-октандієналь) – вищий ненасичений альдегід із запахом лимона. Входить до складу духмяних масел, які застосовуються в кондитерському виробництві та парфюмерії. Цитраль використовується як вихідна речовина при синтетичному одержанні вітамінів А і Є, а також як лікувальний засіб.

Практичне значення кетонів

Ацетон – цінний розчинник, який широко використовується у виробництві лаків, штучного шовку, вибухових речовин.

Діацетил (дікетон) $CH_3 — CO — CO — CH_3$ – міститься у вершковому маслі і є однією із важливих сполук, що надають маслу характерного приємного запаху. Разом із іншими ароматичними речовинами обумовлює також запах кави, меду, карамелі, ірису.

Циклогексанон – кетон, який є вихідною речовиною для одержання адипінової кислоти і капролактаму. Їх використовують у виробництві аніду і капрону – цінних синтетичних волокон.

Практичне значення одноосновних карбонових кислот

Ацетатна кислота – широко використовується в харчовій і хімічній

промисловостях, у виробництві лікувальних засобів. У медицині і ветеринарії застосовується як протипаразитичний засіб при вошивості; антисептик і протизапальний засіб (ацетатні компреси); як протибродильний, протигнильний та регулюючий перистальтику препарат, а також як антидот при отруєнні їдкими лугами.

Сорбінова кислота – цінний консервуючий засіб багатьох харчових продуктів, який відвертає скисання плодово-ягідних соків, сиропів і вин, консервує м'ясні, рибні продукти, сир та готові кулінарні вироби.

Вищі жирні кислоти – складова частина твердих і рідких жирів, масел.

Залишок пальмітинової кислоти входить до складу бджолиного воску, а в суміші із стеариновою кислотою використовується для виготовлення свічок.

Поліненасичені вищі жирні кислоти – лінолева, ліноленова, арахідонова (вітамін F) – є незамінними для організму. З них синтезуються біологічно активні речовини – простагландини, які регулюють багато процесів в організмі: скорочення гладеньких м'язів, кровообіг (кров'яний тиск), водний та електролітний баланс, скипання крові. Надмірне утворення простогландинів є причиною розвитку запальних процесів в тканинах при механічних, хімічних, термічних пошкодженнях та вторгненні хвороботворних агентів – вірусів, мікробів та ін. Ефективним протизапальним засобом є аспірин (ацетилсаліцилова кислота), який блокує утворення простагландинів.

Практичне значення двохосновних карбонових кислот

Оксалатна кислота – кальцієва сіль Са-оксалат появляється в сечі людини при сечокам'яній хворобі.

Адіпинова кислота – застосовується для отримання цінного синтетичного волокна – нейлону.

Ненасичені двохосновні кислоти – малеїнова та фумарова, мають значення у розвитку захворювання – псоріаз (лусковий лишай). Це захворювання є результатом зміни в обміні речовин, коли порушена ізомеризація малеїнової кислоти в фумарову. Естери фумарової кислоти дуже корисні при цьому захворюванні.

Діетиловий ефір малеїнової кислоти – застосовується в ряді синтезів лікувальних засобів, наприклад, при отриманні барбіталу (володіє довгою заспокійливою та снотворною дією).

Практичне значення оксо- та гідроксикислот

Молочна кислота – застосовується в текстильному виробництві, шкіряній промисловості. Всередину – як антисептичний, протибродильний засіб і послаблюючий сфінктери при гострому розширенні шлунку у коней, метеоризмі, хронічному запаленні шлунку, для дезинфекції повітря в пташниках та інкубаторах. Як припалюючий засіб для знищення новоутворень, виразкових уражень шкіри, при норицях (фістунах) копитного хряща. Зовні –

діє дезинфікуюче (1–2%-й розчин) і кератолітично (10%) і припалююче (30–50%). Молочна кислота міститься в усіх тканинах тварин, крові і сечі. Вона міститься в кислому молоці.

Утворюється в організмі при розпаді глікогену і глюкози.

Рицинолева кислота – входить до складу тригліцеридів нафтового масла, яке застосовується в медицині як послаблюючий засіб і в техніці для виготовлення мастил авіаційних моторів.

Винна кислота – застосовується в медицині як послаблюючий засіб, як смаковий засіб (лимонади), як антидот при отруєнні лугами, сіль винної кислоти (сегнетова) використовується для виготовлення реактиву Фелінга, що застосовується як реактив для відновлення і кількісного визначення відновлюючих речовин – альдегідів, цукрів і т.д. Кристали сегнетової солі застосовуються в радіотехніці.

Цитратна кислота – застосовується в кондитерському виробництві і при фарбуванні тканин. В медицині для приготування кров'яної плазми при переливанні крові ("цитратна плазма"), як антидот при отруєнні лугами і у вигляді солі Феруму як препарат при недокрів'ї.

Піровиноградна кислота – має важливе біологічне значення – це проміжний продукт при перетворюваннях вуглеводів і білків у тваринних організмах, утворюється при бродінні.

Практичне значення ароматичних кислот

Бензойна кислота – основа для приготування ряду активних лікувальних засобів. Легко всмоктується; виділяється залозами організму (бронхіальними, потовими, молочними), діє при цьому подразнююче і протимікробно.

Саліцилова кислота – застосовується всередину при хворобах травного каналу, в т.ч. при інфекційних проносах телят. У вигляді мазей і паст застосовується при екзематозних процесах шкіри і мокнучих виразок. У вигляді порошку застосовується як засіб, що поліпшує грануляцію і зупиняє розвиток мікробів у рані. При дії на саліцилову кислоту концентрованою ацетатною кислотою отримують ацетилсаліцилову кислоту.

Ацетилсаліцилова кислота (аспірин) є хорошим жарознижувальним, протиревматичним і анальгетичним засобом.

Сахарин – в 550 разів солодший за цукор. Застосовується як смаковий засіб замість цукру хворим на діабет. Із організму виділяється нирками у незмінному вигляді.

n – амінобензойна кислота – вихідна речовина для синтезу ряду анестезуючих (знеболюючих) препаратів для місцевої анестезії. Її похідною є новокаїн.

Завдання для розв'язання

Варіант 1

1. Які особливості номенклатури альдегідів.
2. Назвіть сполуки:

а) $CH_3 — CH_2 — CO — CH_3$

б) $C_6H_5 — CO — C_5H_5$

3. Напишіть формули сполук:

а) 2-пентанон; б) пропаналь; в) діетилкетон; г) метаналь; д) бензофенон.

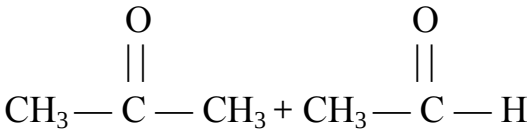
4. Яким чином можна одержати бензальдегід:

а) окиснення толуену;

б) нітрування толуену;

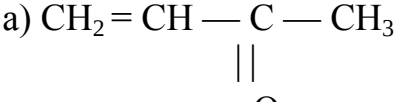
в) галогенування толуену.

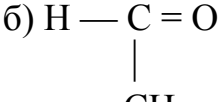
5. Складіть рівняння реакції:

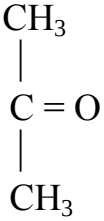


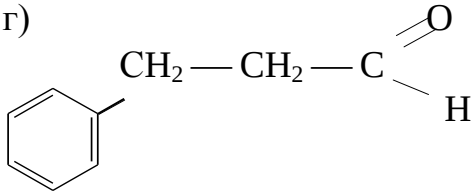
Варіант 2

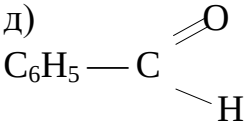
1. Які Ви знаєте номенклатури кетонів?
2. Назвіть сполуки:

а) 

б) 

в) 

г) 

д) 

3. Напишіть формули сполук:

а) метилетилкетон; б) 4-метил-4-пентен-2-он; в) акролеїн; г) масляний альдегід; д) 3-окси-2-метилпентаналь.

4. Яке з рівнянь реакції відображає одержання ацетатного альдегіду за реакцією М.Г. Кучерова:

а) $CH_3 — CH_2 — OH + O \longrightarrow$

б) $CH_3 — CH_2 — OH \longrightarrow$

в) $C_2H_2 + H_2O \longrightarrow$

г) $C_2H_4 + O \longrightarrow$

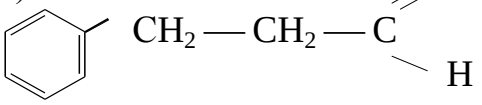
Варіант 3

1. Ізомерія альдегідів.
2. Назвіть сполуки:

а) $CH_3 — \underset{\underset{O}{\|}}{C} — CH_2 — CH_3$

б) $CH_3 — \underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}} — \underset{\underset{O}{\|}}{C} — H$

в) $CH_3 — CH = CH — \underset{\underset{O}{\|}}{C} — H$

г) 

д) $CH_2 = CH — \underset{\underset{O}{\|}}{C} — CH_3$

3. Напишіть формули сполук:

а) диметилкетон; б) ацетатний альдегід ; в) пропіоновий альдегід; г) ацетофенон; д) бензойний альдегід.

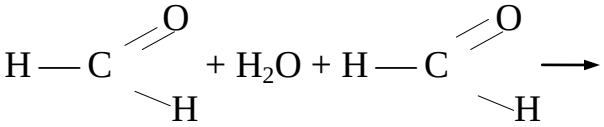
4. За якою реакцією можна одержати альдегіди:

а) окиснення первинних алканолів;

б) окиснення вторинних алканолів;

в) окиснення третинних алканолів.

5. Складіть рівняння реакції:



Варіант 4

1. Ізомерія кетонів.
2. Назвіть сполуки:

а) $CH_3 — CH_2 — \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH_2} — \underset{\underset{H}{|}}{CH} — C = O$

б) $C_2H_5 — \underset{\underset{O}{\|}}{C} — C_2H_5$

в) $C_2H_5 — CH_2 — CH = \underset{\underset{C}{|}}{C} — \underset{O}{C_2H_5}$

д) $C_2H_5 — CH_2 — CH = \underset{\underset{\underset{H}{|}}{C = O}}{C} — C_2H_5$

г) $CH_2 = CH — CH_2 — \underset{\underset{H}{|}}{C} = \overset{H}{\cancel{O}}$

3. Напишіть формули сполук:

а) 2-метил-2-гексеналь; б) пропанон; в) 2-метил-2-бутеналь; г) 2-метилпропаналь; д) стеариновий альдегід.

4. За якою реакцією можна одержати альдегід:

а) окиснення вторинних спиртів;

б) суха перегонка кальцієвих та барієвих солей карбонових кислот;

в) окиснення вуглеводнів.

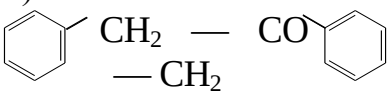
5. Складіть рівняння реакції:

$CH_3 — \underset{\underset{O}{||}}{C} — CH_3 + Br_2 \longrightarrow$

Варіант 5

1. Правила найменування кетонів за номенклатурою ІЮПАК.

2. Назвіть сполуки:

а) 

б) $C_{17}H_{35}\underset{\underset{H}{|}}{C} = O$

в) $C_9H_{19} — \underset{\underset{O}{||}}{C} — C_9H_{19}$

г) $CH_3 — \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH} — \underset{\underset{C_2H_5}{|}}{CH} — \underset{\underset{H}{|}}{C} = O$

д) $CH \equiv C — CH_2 — \underset{\underset{H}{|}}{C} = O$

3. Напишіть формули сполук:

а) кротоновий альдегід; б) формальдегід; в) метилвінілкетон; г) етаналь; д) пропаналь.

4. За якою реакцією можна одержати валеріановий альдегід:

а) окиснення етилового спирту;

б) відновлення масляної кислоти;

в) окиснення амілового спирту.

5.Складіть рівняння реакції

$CH_3 — \underset{\underset{H}{|}}{C} = O + CH_3CH_2OH \longrightarrow$

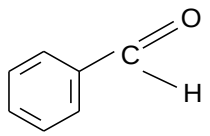
Варіант 6

1. Які сполуки віднесено до ароматичних кетонів.
2. Назвіть сполуки:

а) $C_6H_5 — C(O) — C_6H_5$ г) $CH_3 — C(O) — CH_3$

б) $C_6H_5COCH_3$

в) $CH_2 = CH — \underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}} = O$

д) 

3. Напишіть формули сполук:

а) триметилацетатний альдегід; б) масляний альдегід; в) ацетофенон; г) бензофенон; д) метилвінілкетон.

4. За якою реакцією можна одержати акролеїн:

а) каталітичне окиснення пропілену;

б) окиснення пропанолу.

5.Складіть рівняння реакції:

$$CH_3 — \underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}} = O + HCN \longrightarrow$$

Варіант 7

1. Гомологічний ряд карбонових кислот.
2. Назвіть сполуки:

а) $CH_3 — \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} — \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}} = O$ г) $\underset{\displaystyle COOH}{\underset{|}{COOH}}$

б) $CH_3\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}} = O$ д) $CH_3 — \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} — \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} — \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}} = O$

в) $HOOC — CH_2 — COOH$

3. Напишіть формули сполук:

а) α-метилмасляна кислота; б) пропанова кислота; в) ізомасляна кислота; г) валеріанова кислота; д) бензойна кислота.

4. За якою реакцією можна одержати етандіову кислоту:

а) окиснення етіленгліколю;

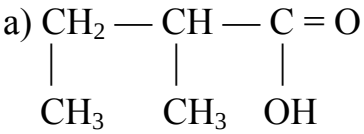
б) окиснення етаналю.

5. Складіть рівняння реакції:

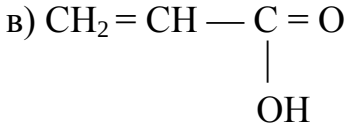
$CH_3C = O + NaOH \longrightarrow$

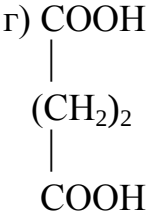
Варіант 8

1. Які сполуки віднесено до одноосновних насичених карбонових кислот?
2. Назвіть сполуки:

а) 

б) $HCOOH$

в) 

г) 

д) $C_6H_5 — COOH$

3. Напишіть формули сполук:

а) фталева кислота; б) етилендикарбонова кислота; в) 2-метил-бутанова кислота; г) форміатна кислота; д) оксалатна кислота.

4. За якою реакцією можна одержати метанову кислоту:

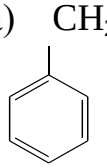
а) нагрівання оксалатної кислоти при наявності гліцерину;

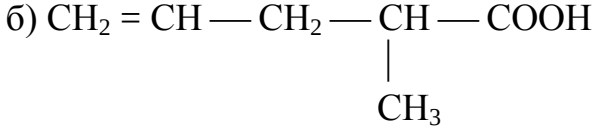
б) взаємодія метанолу з карбон(II) оксидом

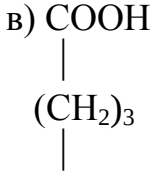
5. Складіть рівняння реакції:

Варіант 9

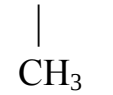
1. Які сполуки віднесено до двохосновних насичених карбонових кислот.
2. Назвіть сполуки:

а) 

б) 

в) 

г)



д) C_2H_5COOH

3. Напишіть формули сполук:

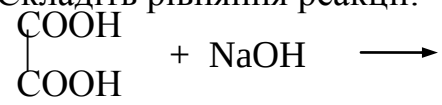
а) вінілацетатна кислота; б) капронова кислота; в) малеїнова кислота; г) фенілацетатна кислота; д) 4-метилбензойна кислота.

4. За якою реакцією можна одержати акрилову кислоту:

а) з ацетилену, через акрилонітрил та його гідроліз;

б) окиснення етилену.

5. Складіть рівняння реакції:

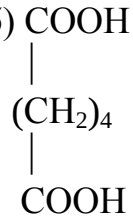


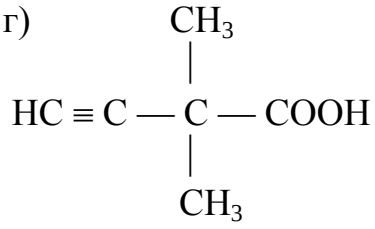
Варіант 10

1. Які сполуки віднесено до ароматичних карбонових кислот.

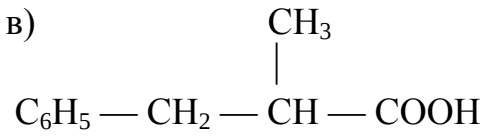
2. Назвіть сполуки:

а) CH_3COOH





д) $C_{17}H_{35}COOH$



3. Напишіть формули сполук:

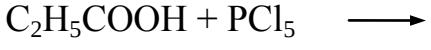
а) кротонова кислота; б) триметилацетатна кислота; в) 5-метилгексанова кислота; г) корична кислота; д) яблучна кислота.

4. За якою реакцією можна одержати бензойну кислоту:

а) окиснення толуену;

б) окисненням бензену.

5. Складіть рівняння реакції:



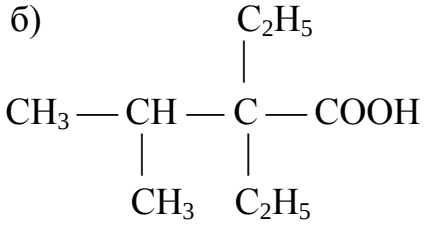
Варіант 11

1. Фізичні властивості насичених карбонових кислот.
2. Назвіть сполуки:

а) $C_{15}H_{31}COOH$

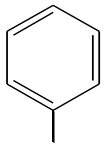
в) $C_6H_5 — CH_2 — CH_2 — COOH$

б)



г) $CH_3 — CH = CH — COOH$

д)



$CH_2 — CH(CH_3) — COOH$

3. Напишіть формули сполук:

а) фталева кислота; б) фумарова кислота; в) адипінова кислота; г) олеїнова кислота; д) метанова кислота.

4. За якою реакцією можна одержати форміатну кислоту:

а) дія сульфатної кислоти на натрій форміат;

б) відновлення ацетатної кислоти.

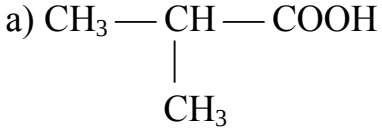
5. Складіть рівняння реакції:

$HOOC — COOH \xrightarrow{t^\circ}$

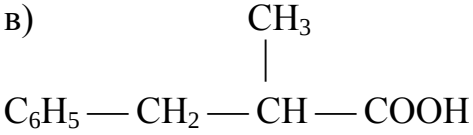
Варіант 12

1. Які типи номенклатур карбонових кислот Вам відомі?
2. Назвіть сполуки:

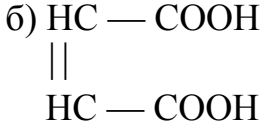
а)



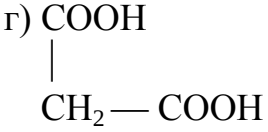
в)



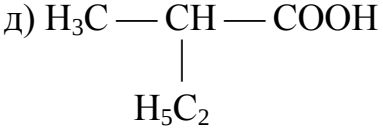
б)



г)



д)



3. Напишіть формули сполук:

а) етанова кислота; б) 2-бутенова кислота; в) 5-метилгептанова кислота; г) дивінілацетатна кислота; д) малонова кислота.

4. За якою реакцією можна одержати бензойну кислоту:

а) окиснення бензену;

б) окиснення метилфенілкетону натрій гіпохлоритом.

5. Складіть рівняння реакції:

$CH_2 = CH — COOH + HCl \longrightarrow$

Тема 11. «Властивості біогенних елементів. Комплексні сполуки»

Короткі теоретичні відомості

Елементи IA-групи — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, елементи IIA-групи – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra а також водень та гелій належать до блоку s-елементів. Електронна формула зовнішньої оболонки елементів IA-групи та водню — ns^1, а елементів IIA-групи та гелію - ns^2, де n - номер періоду.

Хімічні властивості s- елементів IA - і IIA- груп подібні. s- Елементи легко віддають валентні s- електрони, тобто вони - сильні відновники. При втраті s-електронів виходять стабільні іони із зовнішньою електронною оболонкою інертного газу.

Радіуси іонів збільшуються в групах із зростанням порядкового номера елементу і зменшуються при переході від IA - до IIA- групи. Близькість іонних радіусів Li, до, Ba2 відіграє важливу роль у біохімії цих металів.

s- Елементи характеризуються маленькими значеннями енергії іонізації при великих радіусах атомів і іонів. В основному s- елементи утворюють з'єднання з іонним типом зв'язку, за винятком водню, для якого в з'єднаннях навіть з елементами з найбільшою електро-негативністю характерний ковалентний зв'язок.

До p-елементів відносять 30 елементів IIIA-VIIIA груп періодичної системи, p-елементи входять до II та III малих періодів, а також до четвертої - шостої великих періодів. У елементів IIIA групи з'являється перший електрон на p- орбіталі. У інших групах IVA - VIIIA відбувається послідовне заповнення p-підрівня до 6 електронів.

Серед p-елементів є такі, які можуть бути як катіонами, так і аніонами (A1, Ca, TI, Ce, Pb, РЬ, Sb, Bi) або лише аніонами (B, C, Si, N, P, As, O, Te, P, CI, Bг I, At). Всі катіони, за винятком $A1^{3+}$, мають будову зовнішньої електронної оболонки $(n-1)d^{10}$, де n - номер періоду.

Підвищеною стійкістю характеризується зовнішня електронна оболонка елементів VI періоду, оскільки $6S^2$ електронам передують $ns^2 4f^{l4} 5d^{10}$, які екранують ядро.

У періодах зліва направо атомні радіуси p- елементів зі збільшенням заряду ядра зменшуються, енергія іонізації (E_I) і спорідненості до електрона (Есп) в цілому збільшується, електронегативність (ЕН) зростає, окислювальна активність простих речовин і неметалічні властивості посилюються.

У групах із зростанням порядкового номера елементу радіуси атомів і однотипних іонів в цілому збільшуються.

Енергія іонізації при переході від 2p-елементів до 6p-елементам зменшується, оскільки у міру зростання числа електронних оболонок посилюється екранування ядер електронами, які передують зовнішнім. Зі

збільшенням порядкового номера р-елемента в групі неметалічні властивості слабшають, а металеві - посилюються.

На властивості р- елементів і їх з'єднань впливає поява нових підрівнів на зовнішній електронній оболонці, так і заповнення підрівнів внутрішніх електронних оболонок.

Властивості р- елементів другого періоду B, C, N, O, P різко відрізняються від властивостей елементів інших періодів. Так, починаючи з р-елементів третього періоду, з'являється вільний р- підрівень, на який можуть переходити електрони з 5s-підрівня при збудженні атомів. Повністю заповнений 3р-підрівень р- елементів четвертого періоду обумовлює їх відмінність від елементів третього періоду.

У періоді зліва направо у р- елементів зменшується здатність до утворення позитивно заряджених іонів із зарядом, який відповідає номеру групи, і збільшується здатність до утворення негативно заряджених іонів із зарядом, який дорівнює різниці (8 - номер групи).

Деякі р- елементи утворюють двохатомні молекули E_2 різної стійкості.

Найбільш стійкі двохатомні молекули елементів другого періоду. При переході від IIIA до IVA і VA – груп міцність зв'язку E - E зменшується. Р-елементи II періоду - азот, кисень і фтор - проявляють яскраво виражену здатність брати участь в утворенні водневих зв'язків.

Елементи II і подальших періодів цю властивість втрачають. Схожість р-елементів III періоду і р- елементів наступних періодів полягає, в основному, тільки у будові зовнішніх оболонок і тих валентних станів, які виникають за рахунок неспарених електронів в не збуджених атомах.

Бор, карбон і особливо азот дуже відрізняються від інших елементів своїх підгруп.

При переході від р- елементів II періоду до р- елементів III і подальших періодів зберігаються усі типи зв'язків, характерні для елементів II періоду і з'являються різноманітніші типи хімічних зв'язків. У цьому напрямку зростає здатність елементів утворювати комплексні сполуки, та ростуть координаційні числа. Так, якщо р-елементи другого періоду мають в сполуках координаційні числа 2, 3, 4, то р-елементи наступних періодів можуть мати координаційні числа 5, 6, 7, 8 навіть 12.

У групі зверху вниз стійкість максимально позитивного ступіня окислення для р-елементів зменшується, а зростає стійкість нижчих мір окислення. Так, наприклад, для вуглецю стійка міра окислення +4, для свинцю +2, для алюмінію +3, а для талію - 1.

Фізичні властивості простих речовин р-елементів значно відрізняються, в групах і періодах змінюються не монотонно. Характер таких змін не завжди легко зв'язати з будовою електронних оболонок атомів, типом хімічного зв'язку, координаційним числом.

І так, у р-елементів відмінності у властивостях сусідніх елементів як усередині групи, так і в періоді виражені значно яскравіше, ніж у s- елементів.

Усі р- елементи і особливо р- елементи II і III періодів утворюють численні з'єднання між собою з s -, d - і f- елементами. Більшість відомих на землі з'єднань - це з'єднання р- елементів.

D-елементи належать до мікроелементів. Метали-мікроелементи мають певні загальні властивості:

1) вони досить поширені, тобто доступні для засвоєння з грунту; 2) мають високу комплексоутворюючу здатність по відношенню до різних донорних атомів, мають різні стійкі міри окислення і легко переходять з однієї міри окислення в іншу.

Ці властивості мікроелементів забезпечують активну участь в найважливіших процесах, що проходять в клітинах :

1) ферментативний каталіз реакцій синтезу і реакцій клітинної енергетики; 2) перенесення електронів, іонів, молекул і молекулярних ферментів; 3) регулювання активності механізмів і систем клітини.

Вільних іонів d- металів в організмі не існує, найчастіше у біохімічних реакціях d- елементи беруть участь у вигляді біонеорганічних комплексів металів. Життєво необхідні елементи Zn, Cu, Fe, Mn, Co, Mo називають металами життя.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Під час прожарювання кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ масою 10,0 г відбулося часткове видалення води. Визначте формулу добутого кристалогідрату, якщо його маса дорівнює 7,84 г.

Розв'язання. Складаємо рівняння реакції:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O = CuSO_4 \cdot xH_2O + (5 - x)H_2O$,

де x — кількість молів води, що містяться в 1 моль добутого кристалогідрату.

Розраховуємо кількість речовини $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, взятого для прожарювання:

$$n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{10}{250} = 0{,}04 \text{ (моль)}.$$

Кількість речовини добутого кристалогідрату також дорівнює 0,04 моль, тобто $n(CuSO_4 \cdot xH_2O) = 0{,}04$ моль, що випливає з рівняння реакції процесу.

Кількість речовини води у вихідному кристалогідраті становить:

$n(H_2O) = 5n(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$;

$n(H_2O) = 5 \cdot 0{,}04 = 0{,}2$ (моль).

Обчислюємо масу і кількість речовини води, видаленої з кристалогідрату і тієї, що залишилася в ньому:

$m_{вид}(H_2O) = m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) - m(CuSO_4 \cdot xH_2O)$;

$m_{вид}(н_2\ O) = 10{,}0 - 7{,}84 = 2{,}16$ (г);

$$n_{вид}(H_2O) = \frac{m_{вид}(H_2O)}{M(H_2O)};\ n_{вид} = \frac{2,16}{18} = 0,12\ (моль);$$

$n_{зал}(H_2O) = n(H_2O) – n_{вид}(H_2O)$;
$n_{зал}(H_2O) = 0,2 – 0,12 = 0,08$ (моль).
Розраховуємо коефіцієнт *x* :
$x = n_{зал}(H_2O) / n(CuSO_4 \cdot xH_2O)$
$x = 0,08 / 0,04 = 2$
Таким чином, формула кристалогідрату — $CuSO_4 \cdot 2H_2O$.

Задача 2. У процесі виробництва хлоридної кислоти хлороводень одержали, використовуючи хлор об'ємом 560 л (н.у.) і надлишок водню. Добутий газ розчинили у воді масою 4,175 кг. Визначте масову частку хлороводню в хлоридній кислоті.

Розв'язання. Визначаємо кількість речовини хлору, взятої для синтезу хлороводню:
$n(Cl_2) = V(Cl_2) / V_m$
$n(Cl_2) = 560 / 22,4 = 25$ моль
де $V(Cl_2)$ — об'єм хлору за нормальних умов;
V_m — молярний об'єм газів за нормальних умов.
Із рівняння реакції синтезу хлороводню з простих речовин
$H_2 + Cl_2 = 2HCl$
виходить, що $n(HCl) = 2n(Cl_2)$;
$n(HCl) = 2 \cdot 25 = 50$ (моль),
де n(HCl) — кількість речовини добутого хлороводню. Розраховуємо масу хлороводню, що утворився: $m(HCl) = n(HCl) \cdot M(HCl)$;
$m(HCl) = 50\ 36,5 = 1825$ (г) = 1,825 (кг).
Обчислюємо масу добутого розчину:
$m = m(HCl) + m(H_2O)$; $m = 1,825 + 4,175 = 6$ (кг). Визначаємо масову частку хлороводню в хлоридній кислоті:
$w(HCl) = m(HCl) / m$;
$w(HCl) = 1,825 / 6 = 0,304$, або 30,4 %.

Задача 3. Наведіть приклади хімічних процесів, в яких:
а) кислота реагує з кислотою; б) слабка кислота витісняє сильну з розчину її солі.

Розв'язання: а) Кислота може реагувати з кислотою, якщо одна з кислот є окисником, а інша — відновником. Наприклад, йодоводнева кислота HI (відновник) взаємодіятиме із сульфатною кислотою (окисник):

$$\overset{-1}{2H}\overset{+6}{I} + H_2\overset{+6}{S}O_4 = \overset{0}{I_2} + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O;$$

Сульфідна кислота H_2S (відновник) окиснюватиметься нітратною кислотою HNO_3:
$H_2S + 2HNO_3 = S + 2NO_2 + 2H_2O$;

б) Слабка кислота може витісняти сильну з розчину солі сильної кислоти, якщо один з продуктів реакції дуже мало розчинний у воді та кислотах. Наприклад, сульфідна кислота витіснить сульфатну з розчину сульфату купруму(II):

$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$;

$Cu^{2+} + H_2S = CuS + 2H^+$.

Ортофосфатна кислота витіснить сильнішу нітратну кислоту з розчину нітрату кальцію:

$3Ca(NO_3)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6HNO_3$;

$3Ca^{2+} + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6H^+$.

Завдання для розв'язання

1. Загальна характеристика s- елементів (особливості будови атомів, закономірності зміни радіусу атома, енергії іонізації);
2. Загальні закономірності зміна характеру оксидів і гідроксидів s-елементів I і II груп (кислотно-основних властивостей).
3. Положення s-елементів в періодичній системі, особливості будови їх атомів.
4. Біологічна роль s- елементів (Na, K, Ca, Mg) і застосування їх сполук в медицині.
5. Положення p-елементів в періодичній системі, особливості будови їх атомів.
6. Закономірності зміни окислювально-відновних властивостей p-елементів залежно від ступеня окислення.
7. Зміна кислотно-основних властивостей оксидів і гідроксидів p-елементів по групах.
8. Біологічна роль p- елементів (O, N, P, галогенів) і застосування їх з'єднань в медицині.
9. Загальна характеристика d- елементів (O, N, P, галогенів), їх біологічна роль і застосування з'єднань в медицині.
10. Напишіть рівняння реакції взаємодії пероксиду натрію з оксидом вуглецю (IV). Складіть електронний баланс і вкажіть, для яких практичних цілей використовується ця реакція.
11. Напишіть рівняння реакції взаємодії гідриду калію з водою. Складіть електронний баланс і вкажіть окисник і відновник.
12. Розрахуйте масову долю лугу в розчині, отриманому при взаємодії натрію масою 20 г і води об'ємом 100 мл.
13. Кальцій якої маси необхідно розчинити в 150 мл води, щоб отримати розчин з масовою долею 10%?
14. Обчислити скільки грамів хлориду феруму(III) необхідно для приготування 0,5 л 0,5Н розчину.

15. Обчислити скільки мілілітрів 49%-го розчину сульфатної кислоти з густиною ρ = 0,385 г/см^3 необхідно для приготування 1 л 0,5М розчину?

16. Водні розчини деяких кількостей глюкози $C_6H_{12}O_6$ та формаліну HCOH в однакових кількостях води мають однаковий осмотичний тиск. Чому дорівнює відношення мас глюкози та формаліну ($m_{глюкози}/m_{формаліну}$), які містяться в цих розчинах?

17. Обчислити скільки грамів нітратної кислоти міститься в 200 мл 48%-го розчину з густиною ρ = 1,3 г/см^3?

18. Для нейтралізації 20 мл 0,1 Н розчину соляної кислоти потрібно 8 мл розчину гідроксиду натрію. Скільки грамів гідроксиду натрію міститься в 1 л розчину?

19. Чи при однаковій температурі кипітимуть розчини, один із яких містить в 100 г 8,2 г гліцирину ($M_{гліцирину}$ = 98 г/моль) а інший в тій самій кількості води 18 г глюкози ($M_{глюкози}$ = 180 г/ моль)? Відповідь обгрунтуйте.

20. Який об'єм водню (н.у.) необхідно для відновлення кальцію і цинку із суміші їх оксидів масою 36 г, де вони знаходяться в молекулярному співвідношенні 1 : 3?

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

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

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

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

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

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

27. Обчислити масову частку кристалізаційної води в складі кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

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

29. До розчину, що містить магній сульфат масою 10 г, долити розчин, що містить калій гідроксид масою 11,2. Обчисліть масу осаду, добутого в результаті реакції. Напишіть рівняння реакції.

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

31. Карбід кальцію (CaC_2) отримують за схемою $CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$. Обчислити масу CaO, необхідну для приготування 6,4 т карбіду. Який об'єм CO при цьому утворюється (н.у.)?

32. Назвіть комплексні сполуки за міжнародною номенклатурою, вкажіть координаційне число:
    1) $K_3[Fe(CN)_6]$;
    2) $K_4[Fe(CN)_6]$;
    3) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
    4) $[Ca(H_2O)_6]Cl_2$;
    5) $[Cr(NH_3)_6](NO_3)_2$;
    6) $Na[Al(OH)_4(H_2O]_2$;
    7) $[Cu(NH_3)_4][PtCl_4]$;
    8) $[Cu(SCN)_2(NO_3)_2]$;
    9) $[RhI_3(NH_3)_3]$;
    10) $Ca[Al_2Si_2O_8]$;
    11) $Na_2FeTi[Si_4O_{12}]$;
    12) $[PtCl(NH_3)_3]Cl$.

33. Напишіть формули таких комплексних сполук:
    1) тетраамінкарбонатокобальт (III) нітрат;
    2) гексааміннікель (II) хлорид;
    3) діакватетрааміннікель (II) нітрат;
    4) пентаамінтіоціанатокобальт (III) нітрат;
    5) аквапентаамініридій (III) іодид;
    6) барій діамінтетратіоціанатохромат (III);
    7) амоній дигідроксотетрахлороплатинат (IV);
    8) натрій гексаціанохромат (III);
    9) магній гідроксотрифлуороберилат;
    10) калій бромопентанітроплатинат (IV);
    11) тетрааміндигідроксоплатина (IV) тетрахлороплатинат (II);

34. Визначте тип гібридизації орбіт центрального атома і геометричну структуру комплексу $[Ag(CN)_2]^-$.

35. Координаційне число комплексоутворювача платини (II) дорівнює 4. Напишіть координаційні формули сполук:
    1) $PtCl_2 \cdot KCl \cdot H_2O$;
    2) $PtCl_2 \cdot 4NH_3$;
    3) $PtCl_2 \cdot 2KCl$;
    4) $PtI_2 \cdot 3NH_3$;
    5) $PtCl_2 \cdot 2NH_3$.

36. Як класифікують комплексні сполуки за знаком заряду комплексу? Навести приклади.
37. Поясніть природу хімічного зв’язку в комплексних сполуках: $Na_2[Cu(CN)_4]$; $[Ca(H_2O)_6]Cl_2$.
38. Поясніть хімічний зв’язок в тетракарбонілінікелю. Напишіть рівняння реакцій його одержання і розкладу.

Перелік питань для підсумкового контролю

Основні класи неорганічних сполук
1. Вказати можливі рівняння реакцій за участю амфотерного оксиду – Al_2O_3:
а) $Al_2O_3 + HCl = …$
б) $Al_2O_3 + NaOH = …$
в) $Al_2O_3 + H_2O = …$
1) а;
2) а і б;
3) а, б, в;
4) жодна;
5) в.
2. Скільки із зазначених нижче речовин можуть реагувати з хлоридною кислотою (HCl): а) CuO; б) CaO; в) Na_2CO_3; г) H_2SO_4?
1) одна;
2) дві;
3) три;
4) чотири;
5) жодна.
3. Яка кислота утворюється при взаємодії нітроген (V) оксиду (N_2O_5) з водою?
1) HNO_2;
2) HCl;
3) HNO_3;
4) H_2CO_3;
5) H_3PO_4.
4. Скільки із зазначених нижче речовин можуть реагувати з розчином $FeSO_4$: а) KOH; б) $Ca(OH)_2$; в) Cu; г) H_2SO_4?
1) жодна;
2) одна;
3) дві;
4) три;
5) чотири.
5. Яка кислота утворюється при взаємодії фосфор (V) оксиду (P_2O_5) з водою?
1) H_3PO_3;
2) H_2CO_3;
3) H_3PO_4;
4) HPO_2;
5) HNO_3.
6. Яка із зазначених нижче речовин буде реагувати з барій оксидом (BaO)?

1) CuO;
2) KOH;
3) SO_2;
4) $NaOH$;
5) Na_2O.
7. Які речовини утворюються при термічному розкладі купрум(II) гідроксиду $Cu(OH)_2$?
1) Cu і H_2O;
2) CuO і H_2;
3) CuO і H_2O;
4) Cu, H_2 і O_2;
5) $Cu(OH)_2$ і H_2O.
8. Яка із зазначених нижче речовин буде реагувати з розчином натрій гідроксиду ($NaOH$)?
1) Ca;
2) $NaCl$;
3) H_2SO_4;
4) MgO;
5) $Ca(OH)_2$.
9. Які речовини утворюються при взаємодії хлориду барію з сульфатом натрію?
1) Na_2O і SO_2;
2) $NaOH$ і H_2SO_4;
3) $NaCl$ і $BaSO_4$;
4) HCl і $BaSO_4$;
5) $BaCl_2$ і Na_2SO_4.
10. Вкажіть можливі рівняння реакції за участю основного оксиду:
а) $CaO + CO_2 = \ldots$
б) $CaO + NaOH = \ldots$
в) $CaO + Na_2O = \ldots$
1) а і б;
2) б;
3) а;
4) жодне;
5) в.
11. Які речовини утворюються при термічному розкладі кальцій карбонату ($CaCO_3$):
1) CaO і H_2O;
2) H_2O і CO_2;
3) CaO і CO_2;

4) Ca і H_2CO_3;
5) CaO і H_2O.
12. Вказати можливі рівняння реакції за участю кислотного оксиду:
а) $SO_3 + NaOH = …$
б) $SO_3 + HCl = …$
в) $SO_3 + CO_2 = …$
1) а і б;
2) б;
3) а;
4) жодне;
5) в.
13. Яка із зазначених нижче речовин може реагувати з кальцій оксидом (CaO)?
1) K_2O;
2) KOH;
3) CO_2;
4) Cu;
5) $BaCO_3$.
14. Вказати можливі рівняння реакції за участю хлоридної кислоти (HCl):
а) $HCl + H_2CO_3 = …$
б) $HCl + NaOH = …$
в) $HCl + CO_2 = …$
1) а і б;
2) а;
3) б;
4) жодне;
5) в.
15. Яка із зазначених нижче речовин може реагувати із магній оксидом (MgO)?
1) K_2O;
2) O_2;
3) NaOH;
4) Fe;
5) H_2SO_4.
16. Вказати можливі рівняння реакцій за участю натрій гідроксиду:
а) $NaOH + H_2SO_4 = …$
б) $NaOH + FeO = …$
в) $NaOH + Ca(OH)_2 = …$
1) а і б;
2) б;

3) а;
4) жодне;
5) в.
17. Яка із зазначених нижче речовин може реагувати з розчином H_2SO_4?
1) HCl;
2) CO_2;
3) $BaCl_2$;
4) SO_3;
5) NO_2.
18. Яка із зазначених нижче речовин взаємодіє з водою з утворенням кислоти?
1) CaO;
2) CO;
3) P_2O_5;
4) Na_2O;
5) жодна.
19. Які з речовин реагують між собою?
1) $CuO + NaOH = …$;
2) $HBr + SiO_2 = …$;
3) $ZnO + H_2SO_4 = …$;
4) $CO_2 + HCl = …$;
5) $CuO + Na_2O = … .$
20. Яка із зазначених нижче речовин розкладається при нагріванні?
1) NaOH;
2) SO_2;
3) $CaCO_3$;
4) CuO;
5) жодна.
21. Які речовини реагують між собою?
1) $CaO + KOH = …$;
2) $SO_2 + HCl = …$;
3) $Ca(OH)_2 + CO_2 = …$;
4) $N_2O_5 + HCl = …$;
5) $Na_2O + FeO = … .$
22. Яка із зазначених нижче речовин взаємодіє з водою з утворенням лугу і виділенням водню?
1) CaO;
2) N_2O_5;
3) Na;

4) Fe;
5) жодна.
23. Яка із зазначених нижче речовин взаємодіє з водою з утворенням розчинної основи?
1) Mn_2O_7;
2) SiO_2;
3) BaO;
4) Fe_2O_3;
5) жодна.
24. Реакція нейтралізації – це реакція між
1) основами і кислотами;
2) кислотним оксидом і лугом;
3) кислотою і основним оксидом;
4) основним оксидом і лугом;
5) різними кислотами.
25. Вказати можливі рівняння реакцій за участю амфотерного оксиду (Fe_2O_3):
а) $Fe_2O_3 + HCl = …$
б) $Fe_2O_3 + NaOH = …$
в) $Fe_2O_3 + Pb = …$
1) а;
2) б;
3) а, б, в;
4) жодна;
5) а, б;
26. Скільки із зазначених нижче речовин можуть реагувати із нітратною кислотою (HNO_3):
а) HCl; б) CaO; в) Na_2CO_3; г) H_2SO_4?
1) одна;
2) дві;
3) три;
4) чотири;
5) жодна.
27. Яка кислота утворюється при взаємодії карбон(IV) оксиду (CO_2) з водою?
1) HNO_2;
2) HCl;
3) HNO_3;
4) H_2CO_3;
5) H_3PO_4.

28. Скільки із зазначених нижче речовин можуть реагувати з розчином $CuSO_4$:
а) KOH; б) CuO; в) Fe; г) H_2SO_4?
1) жодна;
2) одна;
3) дві;
4) три;
5) чотири.
29. Яка кислота утворюється при взаємодії нітроген(III) оксиду (N_2O_3) з водою?
1) H_3PO_3;
2) H_2CO_3;
3) H_3PO_4;
4) HPO_2;
5) HNO_2.
30. Яка із зазначених нижче речовин буде реагувати з натрій оксидом (Na_2O)?
1) CuO;
2) KOH;
3) CO_2;
4) $Ca(OH)_2$;
5) MgO.
31. Які речовини утворюються при термічному розкладі натрій карбонату (Na_2CO_3)?
1) Na і H_2O;
2) Na_2O і H_2;
3) Na_2O і CO_2;
4) Na, H_2 і O_2;
5) Na_2CO_3і H_2O.
32. Яка із зазначених нижче речовин буде реагувати з розчином натрій гідроксиду (NaOH)?
1) Ba;
2) KCl;
3) HCl;
4) BaO;
5) $Ca(OH)_2$.
33. Які речовини утворюються при взаємодії алюміній хлориду ($AlCl_3$) з натрій гідроксидом
1) Al_2O_3 і H_2O;
2) $Al(OH)_3$ і NaCl;
3) NaCl і Al_2O_3;
4) HCl і $Al(OH)_3$;
5) $Al(OH)_3$ і Na_2O.

34. Вкажіть можливі рівняння реакції за участю основного оксиду:
а) $CaO+CO_2$ = …
б) $CaO+H_2SO_4$ = …
в) $CaO + Na_2O$ = …
1) а і б;
2) б;
3) а;
4) жодне;
5) в.
35. Які речовини утворюються при взаємодії кальцій карбонату($CaCO_3$) з хлоридною кислотою (HCl):
1) CaO , H_2O, HCl;
2) H_2O, CO_2, $CaCl_2$;
3) CaO, CO_2, Cl_2;
4) Ca, H_2CO_3, HCl;
5) CaO, H_2O, Cl_2.
36. Вказати можливі рівняння реакції за участю кислотного оксиду:
а) $CO_2 + NaOH$ = …
б) $CO_2 + CaO$ =…
в) $HCl + CO_2$ = …
1) а і б;
2) б;
3) а;
4) жодне;
5) в.
37. Яка із зазначених нижче речовин може реагувати з купрум(II) оксидом (CuO)?
1) H_2O;
2) NaOH;
3) CO_2;
4) CaO;
5) $CaCO_3$.
38. Вказати можливі рівняння реакції за участю хлоридної кислоти (HCl):
а) $HCl + CaCO_3$ = …
б) HCl + NaOH = …
в) HCl + Zn = …

1) а і б;
2) а;
3) б;
4) жодне;
5) а , б, в.
39. Яка із зазначених нижче речовин може реагувати з кислотним оксидом – CrO_3?
1) N_2O_5;
2) O_2;
3) NaOH;
4) HCl;
5) H_2SO_4.
40. Вказати можливі рівняння реакцій:
а) $NaOH + H_2SO_4 = …$
б) $CO_2 + SO_2 = …$
в) $CaO + CO_2 = …$
1) а і б;
2) б;
3) а;
4) жодне;
5) а і в.
Розчини
1. Яка масова частка води в 20%-му розчині KCl?
2. Яку масу води треба долити до 200 г 10%-го розчину, щоб одержати 5% розчин:
3. Яка маса Na2CO3 міститься в 500 г 30% розчину:
4. Як відносяться маси розчиненої речовини і води в 20%-му розчині:
5. За якої температури замерзатиме водний розчин речовини:
6. Маси розчиненої речовини і води відносяться як 1:4. Яка масова частка розчиненої речовини?
7. В 1,5 кг розчину знаходиться 1,5 г розчиненої речовини. Яка масова процентна концентрація розчину:
8. До 300 г 30% розчину долили 300 г води. Яка масова %-на концентрація одержаного розчину:
9. В 100 см3 розчину міститься 0,025 моль HCl. Яка молярна концентрація розчину:
10. 20 г речовини розчинили в 180 г води. Яка масова частка розчиненої речовини:
11. Які маси солі і води потрібно взяти для приготування 200 г 20%-го розчину?

12. Яка маса NaOH потрібна для приготування 500 мл 0,1-молярного розчину?
13. Виберіть твердження, що характеризує розчин:
14. Обчисліть масову частку розчиненої речовини у 200 г розчину, утвореному при розчиненні 40 г речовини у воді:
15. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині, якщо при нагріванні із 100 г водного розчину з масоваю часткою солі 0,2 випарили 20 г води:
16. Визначте співвідношення мас солі і води для утворення розчину із масовою часткою розчиненої речовини 0,1:
17. Визначте масу солі, яку розчинили в 75 г води для приготування розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,25:
18. Визначте масу солі, яка потрібна для приготування 100 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,2:
19. Обчисліть кількість речовини (моль) в 1 л рідкої води, густину води прийняти за 1 г/мл:
20. Що показує молярна концентрація?
21. Виберіть твердження щодо розчинення 0,02 моль калій сульфату (K_2SO_4) і доведення об’єму розчину водою до 100 мл:
22. Скільки грам соди (Na_2CO_3) міститься в 100 мл 0,2 М розчину соди?
23. Яка масова частка солі NaCl у розчині одержаному розчиненням 120 г солі у 280 г води:
24. Яка масова частка солі у розчині, одержану розчиненням 15 г солі у 135 г води?
25. Знайти масу $CaCl_2$ яка міститься в 400 г 2 % розчину?
26. Знайти масу 40 % розчину солі в якому знаходиться 20 г розчиненої речовини:
27. Обчисліть масу барій хлориду ($BaCl_2$) в 25 % розчині масою 820 г:
28. Обчисліть масу барій броміду ($BaBr_2$) в 4 % розчині масою 250 г:
29. Який неорганічний розчинник є найпоширенішим:
30. Як називається процес взаємодії частинок розчиненої речовини і молекул води?
31.Чому дорівнює масова відсоткова концентрація води в розчині з масовою часткою солі 0,2:
32. Скільки води потрібно взяти, щоб приготувати 100 г розчину з масовою часткою цукру 0,1?
33. Скільки грам натрій карбонату (Na_2CO_3) міститься в 0,2 М розчині:
34. Скільки води міститься в 200 г 10 % розчину солі?
35. Чому дорівнює молярна концентрація розчину купрум (II) сульфату ($CuSO_4$), якщо для приготування 500 мл розчину взяли 0.05 моль солі:
36. Як називаються сполуки, молекули яких містять кристалізаційну воду?

37. Обчисліть масову частку солі у розчині, одержаному розчиненням 5 г солі і 120 г води:
38. Знайти молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4), для приготування 200 мл якого взято 0,05 моль кислоти:
39. Скільки грам ферум (II) сульфату ($FeSO_4$) міститься в 0,01 М розчині солі?
40. Що показує масова частка?
41. Виберіть твердження, що характеризує розчин.
42. Що показує відношення маси розчиненої речовини до маси розчину визначає?
43. Виберіть твердження що характеризує процес розчинення сульфатної кислоти у воді.
44. Виберіть характеристику стану речовини, яка відповідає формулі $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.
45. Вкажіть характеристику складу розчину.
46. Вкажіть розчин, який називають столовим оцтом.
47. Виберіть твердження щодо розчинення 10,6 г соди у 60 г води.
48. Яку концентрацію визначає відношення маси розчиненої речовини до об’єму розчину ?
49. Виберіть твердження щодо зміни розчинності твердих речовин у рідинах.
50. Обчисліть масову частку розчиненої речовини у розчині при розчиненні 40 г речовини у 160 г води:
Електролітична дисоціація
51. Яка із реакцій відбувається в розчині за такою схемою: $Cu(OH)_2 + 2H+ = Cu^{2+} + 2H_2O$
а) між купрум (II) гідроксидом і калій гідроксидом;
б) між купрум (II) гідроксидом і хлоридною кислотою;
в) між купрум (II) гідроксидом і водою.
52. Яка з речовин у водному розчині дисоціює з утворенням іону Ba^{2+} (надається перелік речовин).
53. Яка із реакцій відбувається в розчині за такою схемою: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$:
а) між оксидом бору і водою;
б) між барій хлоридом і натрій сульфатом;
в) між сульфатною кислотою і калій хлоридом.
54. Вкажіть який іон утворюється при дисоціації кислот?
55. Яка із реакцій відбувається в розчині за такою схемою: $2H^+ + SO_3^{2-} = H_2O + SO_3$
а) між водою і натрій сульфітом;
б) між нітратною кислотою і калій сульфітом;
в) між калій сульфатом і натрій гідроксидом.

56. В якій із зазначених груп іонів знаходяться лише катіони:
а) $NO^{3-,}$ $Cu^{2+,}$ OH^{-}, $Fe^{2+;}$
б) Na^{+}, $Ba^{2+,}$ $Al^{3+,}$ NH^{4+};
в) Cl-, SO42-, NO3-, Br-.
57. Яка із реакцій відбувається в розчині за такою схемою: $2H+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2$
а) між водою і натрій карбонатом;
б) між хлоридною кислотою і натрій карбонатом;
в) між калій нітратом і натрій карбонатом.
58. В якій із зазначених груп іонів знаходяться лише аніони:
а) K+, Cl-, Mg2+, H+;
б) OH-, SO4-, Cl-, PO43-;
в) Na+, Ca2+, K+, Ba2+.
59. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) Pb(NO3)2 + Na2S = …;
б) ZnCl2 + CuSO4 = …;
в) ZnCl2 + NaNO3 = ….
60. В результаті дисоціації сульфатної кислоти утворюються іони:
61. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) FeSO4 + NaCl = …;
б) FeSO4 + NaOH = …;
в) KNO3 + NaCl = ….
62. В результаті дисоціації нітратної кислоти утворюються іони:
63. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) CuCl2 + NaNO3 = …;
б) CuCl2 + NaOH = …;
в) CuCl2 + NaCl = ….
64. В результаті дисоціації калій гідроксиду утворюються іони:
65. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) NaCl + KNO3 = …;
б) NaCl + AgNO3 = …;
в) Na2SO4 +KCl = ….
66. В результаті дисоціації натрій сульфату утворюються іони:
67. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) NaNO3 + BaCl2 = …;

б) AgNO3 + KBr = …;
в) KNO3 + NaBr = ….
68. Яка речовина у водному розчині дисоціює з утворенням іону Zn2+?
69. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду:
а) Na2SO4 + K2CO3 = …;
б) Na2SO4 + BaCl2 = …;
в) NaCl + KNO3 = ….
70. Вкажіть формулу електроліту:
71. В результаті дисоціації алюміній нітрату утворюються іони:
72. Вкажіть, який іон утворюється при дисоціації лугу натрій гідроксиду:
73. Яка з речовин у водному розчині дисоціює з утворенням ОН- іону?
74. Яка з речовин дисоціює у водному розчині з утворенням іонів Н+?
75. Що таке дисоціація?
76. До якого складу сполук належить вуглекислий газ?
77. Вкажіть формулу електроліту, дисоціація якого відбувається у дві стадії.
78. Які йони утворюються внаслідок повної дисоціації алюміній хлориду?
79. Вкажіть формулу електроліту, дисоціація якого відбувається за одну стадію:
80. Сульфат іон (SO_4^{2-}) утвориться при повній дисоціації якої речовини?
81. З утворенням яких йонів Барій хлорид дисоціюватиме?
82. При повній дисоціації 1 моля якої речовиниутворюються однакова кількість позитивно і негативно заряджених іонів?
84. Газ виділятиметься в результаті реакції, що описується наступним рівням (вибрати рівняння).
85. Яка із скорочених іонних форм описує реакцію розчинення купрум (II) гідроксиду ($Cu(OH)_2$) у хлоридній кислоті?
86.Які іони утворюються в результаті дисоціації цинк сульфату?
87. Які іони утворюються в результаті дисоціації калій нітрату ?
88. Які іони утворюються в результаті дисоціації купрум (II) сульфату?
89. Яка з реакцій іонного обміну відбувається практично до кінця з утворенням осаду? Надається ряд реакцій, вибрати серед них.
90. Які іони утворюються в результаті дисоціації плюмбум (II) нітрату?
91. Умови при яких Реакція йонного обміну відбувається повністю і до кінця.
92. Які речовини відносяться до неелектролітів?
93. Які іони утворюються в результаті повної дисоціації натрій сульфату?
94. Який розчин містить найбільшу кількість іонів, якщо об’єм і концентрація іонів однакові?
95. Який розчин містить найменшу кількість іонів, якщо об’єм і концентрація іонів однакові?
96. При повній дисоціації 1 моль якого електроліту утворюється 3 моль іонів

(наведено перелік електролітів).
97. Виберіть твердження щодо дисоціації натрій гідроксиду (NaOH).
98. Вкажіть речовину при дисоціації якої утворюються гідроксид-іони.
99. Вкажіть речовину при дисоціації якої утворюються гідроген-катіон.
100. Які іони утворюються в результаті повної дисоціації електроліту алюміній сульфату ($(Al_2(SO_4)_3$) ?
Окисно-відновні реакції
101. Складіть електронні рівняння напівреакції, вкажіть коефіцієнт перед відновником в реакції: $Cr + Cl_2 \rightarrow CrCl_3$.
102. Складіть електронні рівняння напівреакцій, вкажіть коефіцієнт перед відновником в схемі: $Al + Br_2 \rightarrow AlBr_3$.
103. Скільки електронів віддає атом відновник в реакції: $Mn + O_2 \rightarrow MnO_2$.*(Реакції в тестах будуть інші)*.
104. Яка з простих речовин є відновником в окисно-відновних реакціях: а) O_2; б) Ar; в) Fe.
105. Складіть електронні рівняння напівреакцій і вкажіть, скільки електронів приєднує окисник в реакції: $Al + I_2 \rightarrow AlI_3$.
106. В якій сполуці ступінь окиснення Mn складає +4? а) H_2MnO_3; б) MnO_3; в) $MnSO_4$.
107. Яка з реакцій є окисно-відновною? а) $MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$ б) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
108. Яка з реакцій є окисно-відновною:
а) HCl + NaOH = NaCl + H2O
б) 2H2O + O2 = 2H2O
109. Скільки електронів втрачає атом відновник в окисно-відновній реакції: $Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$. .*(Реакції в тестах будуть інші).*
110. Яка реакція є окисно-відновною: а) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$;
б) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$.
111. Вкажіть ступінь окиснення C і N в сполуках Na_2CO_3 і HNO_3.
112. В якій сполуці ступінь окиснення Mn дорівнює +7? а) $MnCl_2$; б) $KMnO_4$; в) MnO_2.
113. В якій із схем атом N є окисником:
а) $HNO_3 \rightarrow NO$;
б) $N_2 \rightarrow NH_3$;
в) $NO_2 \rightarrow N_2O_4$;
114. Яка з простих речовин: а) Zn; б) O2; в) Al; є окисником в окисно-відновних реакціях? Наведено приклади реакцій з яких потрібно вибрати.

115. В якій із схем атом сірки S є окисником?
а) $S \rightarrow SO_2$;
б) $H_2SO_4 \rightarrow S$;
в) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4$.
116. Складіть електронні рівняння напівреакцій. Вкажіть коефіцієнт перед окисником в схемі: $NO + O_2 \rightarrow NO_2$.
117. Скільки електронів приєднує окисник в окисно-відновній реакції: $CO + O_2 \rightarrow CO_2$.
118. Складіть електронні рівняння напівреакцій. Вкажіть коефіцієнт перед окисником в схемі: $Fe + O_2 \rightarrow FeO$.
119. В якій сполуці ступінь окиснення Cr дорівнює +6?
а) $CrCl_2$;
б) K_2CrO_4;
в) Cr_2O_3.
120. Яка з реакцій є окисно-відновною?
а) $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$;
б) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$.
121. Складіть електронні рівняння напівреакцій, вкажіть коефіцієнт перед окисником в реакції: $C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow C2H_4Cl_2$.
122. Вкажіть число електронів, відданих відновником в окисно-відновній реакції, що проходить за схемою: $Cu + FeCl_3 \rightarrow CuCl_2 + FeCl_2$.
123. Яка з реакцій є окисно-відновною?
а) $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$;
б) $FeO + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2O$.
124. Скільки електронів приєднує молекула окисника в окисно-відновній реакції: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.
125. Вкажіть визначення відновника.
126. Вкажіть визначення окисника.
127. Вкажіть визначення окисно-відновної реакції.
128. Виберіть формулу речовини, в якій Сульфур має вищий ступінь окиснення.
129. Виберіть формулу речовини, в якій Нітроген має нижчий ступінь окиснення.
130. Виберіть твердження щодо реакції $Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$.
131. Виберіть твердження щодо реакції $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.
132. Виберіть формулу речовини, яка є окисником у реакції $HCl + HNO_3(к) \rightarrow NOCl + Cl_2 + H_2O$.
133. Виберіть формулу речовини, яка є окисником у реакції $HI + K_2Cr_2O_7 \rightarrow CrI_3 + I_2 + KI + H_2O$.
134. Виберіть твердження щодо перебігу окисно-відновних процесів.

135. Яка з простих речовин є відновником в окисно-відновних реакціях: а) Ca; б) He; в) Ar.
136. Складіть електронні рівняння напівреакцій і вкажіть, скільки електронів віддає відновник в реакції: $S + O_2 \rightarrow SO_2$.
137. В якій сполуці ступінь окиснення S складає -2: а) H_2S; б) H_2SO_3; в) H_2SO_4.
138. Яка з реакцій є окисно-відновною? а) $S + O_2 \rightarrow SO_2$; б) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$.
139. Скільки електронів втрачає атом відновник в окисно-відновній реакції:
$Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$.
140. В якій сполуці ступінь окиснення Нітрогену складає -3: а) NaNO3; б) NO2; в) NH3.
141. Який ступінь окислення Сірки у даній сполуці: H2SO4
142. Вкажіть ступінь окиснення Мангану у сполуці K2MnO4:
143. Визначте відновник: 5KNO2+2KMnO4+3H2SO4 = 5KNO3+2MnSO4+K2SO4+3H2O:
144. Визначте окисник: 5KI + 3H2SO4 + KIO3 = $3I_2$ + 3K2SO4 + 3H2O:
145. Вкажіть тип окисно-відновної реакції: 2KClO3 → 2KCl + 3O2
146. Вкажіть процес окиснення:
147. Визначте окисник: $KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 = 2MnSO_4$ + K2SO4 + 5Na2SO4 +3H2O
148. Вкажіть процес відновлення:
149. Вкажіть ступінь окиснення Нітрогену у сполуці $(NH_4)_2Cr_2O_7$:
150. Вкажіть процес відновлення:
Біогенні елементи. Комплексні сполуки
151. Який ступінь окиснення комплексоутворювача у сполуці : $[Pt(NH_3)_2Cl_2]Cl_2$.
152. Який ступінь окиснення комплексоутворювача у сполуці : $K_4[Fe(CN)_6]$
153. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці: $K_2[Fe(CN)_5NO]$
154. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці: $K_2[Fe(SO_4)Cl_2]$
155. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці $[Rh(NH)_3(NO_2)_3]$
156. Константа нестійкості комплексної сполуки це:
157. Яку назву за міжнародною номенклатурою має комплексна сполука:$H_2[SiF_6]$.
158. Який заряд має комплекс:$[Fe(SCN)_3(H_2O)_3]$
159. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці $Na[Cr(H_2O)_2Cl_4]$?
160. До якого класу комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери відноситься комплекс: $K_4[Fe(CN)_6]$

161. Який ступінь окиснення центрального атому в сполуці $H[AuCl_4]$?
162. Вкажіть комплексну сполуку, яка є катіонним комплексом:
163.Координаційне число Феруму в комплексній сполуці (II) $K_4[Fe(CN)_6]$, дорівнює:
164. Що називають координаційним числом?
165. Яка із сполук відноситься до ацідокомплексів?
166. Чому дорівнює заряд центрального іону-комплексоутворювача в червоній кров'яній солі $K_3[Fe(CN)_6]$?
167. Вкажіть, який з лігандів є бідентатним (перелік лігандів).
168. У косметологічній практиці використовують кальцій гідрогенсульфід гексагідрат. Вкажіть формулу цієї солі.
169. Вкажіть ступінь окиснення комплексоутворювача у комплексній сполуці $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$:
170. Для приведеної комплексної сполуки $K_2[HgI_4]$ вкажіть комплексоутворювач.
171. Вкажіть, чим визначається геометрична структура комплексної сполуки.
172. Реалізація якого механізму утворення хімічного зв'язку обов'язкова в комплексних сполуках?
173. Яка координаційна формула сполуки з сумарним складом $PtCl_4 \cdot 6NH_3$, якщо координаційне число Pt (IV) дорівнює 6?
174. Виберіть з переліку комлексний іон, який утвориться при взаємодії з надлишком водного розчину амоніаку $CuSO_4$?
175. Який ступінь окиснення має центральний іон у цій сполуці $Na_2[Fe(CN)_5NO]$.?
176. Яка з наведених комплексних сполук є катіонним комплексом (наведено перелік сполук).
177. Який ступінь окиснення має центральний йон у сполуці $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$?
178. Визначити комплексну сполуку, заряд в якій центрального атома-комплексоутворювача якої дорівнює +3 (наведено перелік сполук)
179. До якого класу комплексних сполук відноситься комплекс: $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$?
180. Який з лігандів є бідентатним?
181. На підставі величин констант нестійкості визначити найбільш стійкий комплексний йон (константи нестійкості надаються).
182. Комплексна сіль має склад $PtCl_4 \cdot 4NH_3$. $AgNO_3$ осаджує з розчину цього комплексу половину йонів хлору. Яка з наведених формул відповідає даному комплексу?
183. Вказати комплексну сполуку, в якій комплексоутворювачем є Pt(IV) (наведено перелік сполук).
184. Хлорофіл – зелений пігмент рослин є комплексною сполукою. Вкажіть йон–комплексоутворювач в хлорофілі.

185. Гем (складова частина гемоглобіну) є комплексною сполукою. Вкажіть йон–комплексоутворювач в гемі.
186. Яку ступінь окиснення має центральний йон в сполуці $H_2[PtCl_6]$?
187. Від чого залежить константа нестійкості комплексної сполуки?
188. З яким координаційним числом катіон Ферум(III) з ціанід-йонами утворює комплексну сполуку ?
189. Для нижчеприведеної комплексної сполуки $K_3[Al(OH)_2Cl_4]$ вкажіть комплексоутворювач.
190. Вкажіть ступінь окиснення комплексоутворювача у сполуці $K[BF_4]$.
191. Що називають комплексоутворювачем? Виберіть правильну відповідь.
193. Яка величина характеризує загальну кількість координаційних зв’язків комплексоутворювача?
194. Вкажіть тип комплексної сполуки $Na_3[Al(OH)_6]$ за природою лігандів.
195. Вкажіть тип комплексної сполуки $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ за природою лігандів.
196. Вкажіть тип комплексної сполуки $K[Ag(CN)_2]$ за природою лігандів.
197. Вкажіть тип комплексної сполуки $Na_3[Fe(CN)_6]$ за зарядом комплексного іона.
198. Вкажіть тип комплексної сполуки $[Cr(H_2O)_3Cl_3]$ за зарядом комплексного іона.
199. Вкажіть тип комплексної сполуки $[Pt(NH_3)_2Cl]Cl$ за зарядом комплексного іона.
200. Зазначте комплексоутворювач та його заряд у комплексній сполуці складу $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl_3$;
201. Предмет органічної хімії. Роль органічної хімії в народному господарстві. Екологічні аспекти органічної хімії.
Органічна біогеохімія
202. Органічні сполуки в природі. Основні сировинні джерела отримання органічних сполук.
203. Короткі відомості про розвиток теоретичних уявлень в органічній хімії. Теорія О.М. Бутлерова про будову органічних сполук.
204 Природа зв’язків в органічних сполуках. Ковалентний зв’язок. Октетні формули. Взаємний вплив атомів в молекулі і його природа. Поняття про sp^3-, sp^2-, sp-гібридизації Карбону.
205. Механізм реакцій органічних сполук. Поняття про найпростіші методи дослідження органічних речовин.
206 Принцип якісного і кількісного аналізу органічних сполук. Значення фізичних методів дослідження органічних речовин.
207. Класифікація органічних сполук. Явище гомології. Функціональні групи.

208. Насичені вуглеводні (парафіни, алкани). Ізомерія. Первинний, вторинний і третинний атоми Карбону. Поняття про алкіли, їх назви.
209. Номенклатура насичених вуглеводнів. sp^3-Гібридизація, σ-зв'язок. Конформація. Знаходження парафінів у природі. Методи добування парафінів.
210. Фізичні та хімічні властивості насичених вуглеводнів. Вуглеводні як моторне паливо. Поняття про склад нафти і шляхи її переробки. Забруднення навколишнього середовища нафтою і продуктами її переробки.
211. Етиленові вуглеводні (олефіни, алкени). Гомологічний ряд етиленових вуглеводнів. Номенклатура. sp^2-Гібридизація. Методи добування етиленових вуглеводнів.
212. Фізичні властивості олефінів. Хімічні властивості. Правило Марковникова.
213. Етилен, пропілен, бутилени. Їх промислові джерела і основні шляхи хімічної переробки в промисловості.
214. Поліетилен, поліпропілен. Загальне поняття про високомолекулярні сполуки.
215. Стереорегулярні полімери. Вплив полімерів ті їх відходів на довкілля.
216. Полімеризація дієнів. Поняття про натуральний і синтетичний каучук. Сополімери.
217. Ацетиленові вуглеводні (алкіни). Ізомерія і номенклатура. sp-Гібридизація. Промислові методи добування ацетилену.
218. Фізичні властивості ацетиленових вуглеводнів. Хімічні властивості. Ізомеризація ацетиленових вуглеводнів. Ацетилен. Вінілацетилен.
219. Ізомерія і номенклатура карбонових кислот. Ацильні радикали.
220. Природа карбоксильної групи. Промислові методи добування карбонових кислот окисненням парафінових вуглеводнів, оксосинтезом.
221. Фізичні властивості одноосновних карбонових кислот. Хімічні властивості. Особливості похідних кислот та їх використання.
222. Вищі жирні кислоти. Мила.

Література

1. Загальна та неорганічна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закладів у 2-х ч.: Ч. 1, Ч. 2 / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2002. – 520с.
2. Скиба Г.В. Курс загальної хімії: навч. посібник. - Житомир: Державний університет «Житомирська політехніка», 2019. 120 с.
3. Б.Т. Камінський Д.Б., Камінський Б.Т. Типові задачі по курсу «Хімія», Ж.итомир, ЖІТІ, 1998. – 130 с.(436 шт).
4. Б.М. Федишин, Г.В. Скиба. Хімія. Частина 1. Загальна, неорганічна та аналітична хімія. Лабораторний практикум. – Житомир: ЖІТІ, 2000. – 159 с.(98 шт).
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. / Н.В.Романова – К.: Перун, 2002. – 458 с. (287 шт).
6. Гога С.Т. Хімія / С.Т.Гога, Ю.В.Ісаєнко. – Х.: ФОП Співак В.Л., 2013. – 320 с. – (Серія «Схеми і таблиці»).
7. Шмандій В.М. Основи біогеохімії: навчальний посібник / В.М.Шмандій, Л.А.Бездєнєжних. – Херсон: ОЛДІ-ПЛЮС, 2014. – 176 с.
8. В. І. Дорохов, З. М. Шелест, Г. В. Скиба, О.М. Барабаш. Біогеохімія: Навчальний посібник. – Житомир: ЖДТУ, 2004. – 272 с.(150 шт.)
9. О. В. Березан. Органічна хімія: Навчальний посібник. – К.: Абрис, 2000. – 304 с.(50 шт).
10. Б. М. Федишин, Г. В. Скиба. Хімія. Частина ІІ. Органічна хімія. Практикум. – Житомир: ЖІТІ, 2001. – 254 с.(94 шт.)
11. Збірник задач. Органічна хімія. Під ред. Романішиної В.Т. – Тернопіль, 1999. (50 шт).