НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ
Факультет оперативно-рятувальних сил

Кафедра спеціальної хімії та хімічної технології

ХІМІЯ

Методичні вказівки для самостійної роботи

Для здобувачів вищої освіти,
які навчаються на першому (бакалаврському) рівні
за заочною (дистанційною) формою навчання

Харків 2021

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ
Факультет оперативно-рятувальних сил

Кафедра спеціальної хімії та хімічної технології

ХІМІЯ

Методичні вказівки для самостійної роботи

Для здобувачів вищої освіти,
які навчаються на першому (бакалаврському) рівні
за заочною (дистанційною) формою навчання

Харків 2021

Рекомендовано до друку кафедрою
спеціальної хімії та хімічної технології
факультету оперативно-рятувальних
сил НУЦЗ України
(протокол від 20.09.2021 № 2)

Укладачі: О. О. Кірєєв, Ю. К. Гапон, М. А. Чиркіна, О. В. Христич

Рецензент: доктор технічних наук, доцент **А. М. Корогодська**, доцент кафедри загальної та неорганічної хімії Національного технічного університету «Харківський політехнічний інститут»;
кандидат технічних наук, доцент **С. Р. Артем'єв**, завідувач кафедри охорони праці та техногенно-екологічної безпеки факультету техногенно-екологічної безпеки НУЦЗ України.

Хімія: методичні вказівки для самостійної роботи. Для здобувачів вищої освіти, які навчаються на першому (бакалаврському) рівні за заочною (дистанційною) формою навчання / Укладачі: О. О. Кірєєв, Ю. К. Гапон, М. А. Чиркіна, О. В. Христич. – Х.: НУЦЗУ, 2021. – 74 с.

Методичні вказівки з дисципліни “Хімія” для самостійної роботи здобувачів вищої освіти заочної (дистанційної) форми навчання призначені для здобувачів, що навчаються за першим (бакалаврським) рівнем за освітньо-професійними програмами: «Пожежна безпека», «Пожежогасіння та аварійно-рятувальні роботи», «Цивільний захист», «Екологічна безпека», «Охорона праці», «Радіаційний та хімічний захист». Методичні вказівки містять програму курсу, теоретичні положення, приклади розв’язання типових задач, варіанти контрольних завдань, запитання для самоконтролю, а також довідниковий матеріал, який потрібен під час розв’язання контрольних індивідуальних завдань.

ВСТУП

Мета цього видання - надати допомогу у самостійному оволодінні навчальної дисципліни «Хімія» здобувачам вищої освіти заочної (дистанційної) форми навчання, що навчаються за першим (бакалаврським) рівнем за освітньо-професійними програмами: «Пожежна безпека», «Пожежогасіння та аварійно-рятувальні роботи», «Цивільний захист», «Екологічна безпека», «Охорона праці», «Радіаційний та хімічний захист».

Методичні вказівки містять: програму курсу, теоретичні положення, приклади розв'язання типових задач, варіанти контрольних завдань, запитання для самоконтролю, а також довідниковий матеріал, який потрібен під час розв'язання контрольних індивідуальних завдань.

Письмове індивідуальне контрольне завдання виконується здобувачами самостійно і надсилається до НУЦЗ України в строки, визначені навчальним графіком. Виконання роботи слід робити відповідно до свого варіанту, в іншому випадку робота не перевіряється і не зараховується. Номер варіанта дорівнює числу, яке складається з двох останніх цифр залікової книжки, якщо це число менше, ніж 40. В іншому випадку номер варіанта дорівнює залишку від поділення націло двох останніх цифр залікової книжки на 40.

Задачі необхідно розв'язувати у порядку зростання номерів варіанта. Умови завдань записують повністю, після чого наводиться розв'язання з поясненнями. Одержавши, перевірену роботу, необхідно провести виправлення згідно зі зробленими викладачем зауваженнями. Після чого слід пройти співбесіду з викладачем за результатами якого, здобувач допускається до складання диференційованого заліку або екзамену.

НАВЧАЛЬНА ПРОГРАМА З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

РОЗДІЛ 1. БУДОВА РЕЧОВИНИ

Тема 1. Основні поняття і закони хімії

Предмет хімії та її зв'язок з іншими науками. Хімія як розділ природознавства. Значення хімії в дослідженні природи, розвитку техніки та охороні навколишнього середовища. Основні поняття і закони хімії. Хімічний елемент, атом, молекула. Закони збереження маси, сталості складу. Застосування системи СІ в хімії. Моль - одиниця кількості речовини. Молярна маса. Хімія і цивільний захист. Основні хімічні небезпеки. Горіння як фізико-хімічний процес.

Тема 2. Будова атома

Квантово-механічна модель атома. Будова атомного ядра. Ізотопи. Радіоактивність. Атомні орбіталі. Квантові числа. Принцип Паулі, правила Клечковського і Гунда. Порядок заповнення атомних орбіталей. Будова багатоелектронних атомів. Електронні та електронографічні формули.

Тема 3. Періодичний закон

Періодичний закон та періодична система елементів Д.І.Менделєєва та їх зв'язок з будовою атома. Зміна властивостей елементів у групах і періодах. Енергія іонізації, спорідненість до електрона та електронегативність елементів. Зміна кислотно-основних властивостей оксидів і гідроксидів за положенням в періодичній системі.

Тема 4. Хімічний зв'язок

Основні типи і характеристики хімічного зв'язку. Ковалентний, іонний, металічний та водневий зв'язки. Метод валентних зв'язків. Утворення ковалентного зв’язку за донорно-акцепторним механізмом. Поняття про комплексні сполуки. "Сигма" і "пі" зв'язок. Полярність зв'язку. Гібридизація орбіталей. Поняття про метод молекулярних орбіталей.

Міжмолекулярні взаємодії. Водневий зв'язок. Хімічна будова твердого тіла. Аморфний і кристалічний стани речовини. Кристалічні гратки. Залежність властивостей речовин від типу хімічного зв'язку.

РОЗДІЛ 2. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Тема 5. Основи хімічної термодинаміки

Енергетика хімічних процесів. Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімія. Закон Гесса. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій. Теплоти згоряння та теплоти утворення. Теплоти хімічних зв'язків. Теплотворна спроможність горючого матеріалу. Вища та нижча теплоти згоряння. Термохімічні газоаналізатори.

Ентропія та її зміна при хімічних процесах. Енергія Гіббса. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій та хімічної рівноваги.

Тема 6. Хімічна кінетика

Швидкість гомогенної хімічної реакції та її залежність від концентрації, температури і наявності каталізатора. Закон діючих мас, константа швидкості реакції. Поняття при концентраційні межи поширення полум'я. Молекулярність і порядок реакції.

Правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса, енергія активації. Поняття про механізми реакцій. Ланцюгові реакції. Горіння та вибух. Поняття про основні теорії горіння: пероксидна та теплова теорії. Температури самозаймання. Кінетичне і дифузійне горіння.

Швидкість гетерогенних хімічних реакцій. Вплив площі поверхні розділу фаз на швидкість реакцій. Гетерогенне горіння. Горіння рідких та твердих речовин.

Гомогенний і гетерогенний каталіз. Інгібітори горіння.

Тема 7. Хімічна рівновага

Константа хімічної рівноваги та її зв'язок з термодинамічними функціями. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Хімічна рівновага в гетерогенних системах. Фазова рівновага. Випарування рідин. Залежність тиску насиченої пари від температури. Температура спалаху і займання рідин.

РОЗДІЛ 3. РОЗЧИНИ ТА КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

Тема 8. Розчини

Типи розчинів. Способи вираження складу розчинів. Молярна концентрація. Розчинність речовин. Розчини електролітів та неелектролітів. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь і константа дисоціації. Закони Рауля. Тиск насиченої пари. Замерзання та кипіння розчинів. Скипання і викид речовин при горінні. Осмотичний тиск. Вода, її властивості як розчинника. Електролітична дисоціація води. Водневий показник середовища. Значення води у пожежогасінні. Іонні реакції в розчинах. Добуток розчинності. Гідроліз солей. Теорії кислот та основ.

Тема 9. Колоїдні системи

Колоїдні системи. Добування колоїдних систем, їх класифікація. Стійкість колоїдних систем. Поверхнева енергія. Адсорбція. Поверхневоактивні речовини. Аерозолі, пили, їх екологічна та пожежна небезпечність. Піни, їх утворення та стійкість. Значення пін у пожежогасінні. Емульсії та суспензії. Порошкові засоби пожежогасіння. Піротехнічні генератори вогнегасних аерозолів.

РОЗДІЛ 4. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Тема 10. Окисно-відновні процеси

Ступінь окиснення. Класифікація окисно-відновних процесів. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу. Основні відновники і окисники. Реакція горіння як окисно-відновний процес. Токсичність і пожежна небезпека окисників та відновників.

Тема 11. Електрохімічні процеси

Електродні потенціали та ЕРС. Рівняння Нернста. Стандартний водневий електрод і воднева шкала потенціалів. Ряд стандартних електродних потенціалів. Гальванічні елементи, акумулятори та паливні елементи, їх застосування. Автономні джерела живлення в техніці, що використовується в цивільному захисті.

Електроліз. Послідовність електродних процесів. Закони Фарадея. Практичне застосування електролізу. Електрична дуга та іскра як джерела запалювання. Основні небезпеки електрохімічних виробництв.

Тема 12. Корозія та захист металів та сплавів

Основні типи корозії. Хімічна корозія. Вплив високих температур на корозію металів та стійкість металевих конструкцій. Захисні властивості поверхневих плівок. Електрохімічна корозія, утворення гальванопар. Методи захисту від корозії: легування, електрохімічний захист, захисні покриття. Застосування захисних покриттів для підвищення вогнестійкості металевих конструкцій. Інгібітори корозії. Вплив вогнегасних речовин на корозію металів. Корозія металів як фактор техногених аварій.

РОЗДІЛ 5. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Тема 13. Хімія металів та їх сполук

Класифікація і номенклатура основних класів неорганічних речовин.

Основні методи одержання металів. Залежність властивостей металів від їх положення у періодичній системі. Лужні та лужноземельні метали, їх пожежна небезпечність. Сполукі каліцію в будивніцтві. Калійні добрива.

Легкі конструкційні метали (магній, алюміній, берилій, титан). Застосування алюмінію в будівництві.

Залізо — основний конструкційний метал, його хімічні властивості та застосування. Метали в сучасній техніці та будівництві. Вогнеміцність та вогнестійкість металічних конструкцій. Горіння металів. Особливості гасіння металів. Токсичність сполук металів.

Тема 14. Хімія неметалічних елементів та їх сполук

Залежність властивостей неметалів від їх положення у періодичній системі.

Повітря, його склад, участь у горінні. Хімічні властивості кисню та сполук оксигену. Роль кисню у процесах горіння. Газові засоби пожежегасіння.

Гідроген. Хімічні властивості. Гідриди металів, їх взаємодія з водою. Вода, її хімічні властивості та застосування у пожежогасінні. Самозаймання речовин при контакті з водою.

Флуор і хлор. Горіння речовин у хлорі та флуорі. Основні небезпеки газоподібних флуору та хлору.

Сульфур, сполуки сульфуру з оксигеном і гідрогеном. Сульфатна кислота та її солі. Гіпсові в'яжучі матеріали. Пожежонебезпека сполук сульфуру. Небезпечні властивості сполук сульфуру.

Нітроген, його властивості. Сполуки нітрогену з гідрогеном і оксигеном. Нітратна кислота та її солі. Азотні добрива. Пожежо – та вибухонебезпека сполук нітрогену. Небезпечність сполук нітрогену.

Фосфор, його горіння. Сполуки фосфору. Фосфатна кислота та фосфати. Фосфорні добрива. Поняття про антипірени. Небезпечність сполук фосфору.

Силіцій та його сполуки: оксид, силікатна кислота, силікати, силани.

Скло. Цемент і бетон. Кераміка. Вплив підвищених температур на будівельні конструкції на основі силікатів.

Карбон та його алотропні форми. Горіння вуглецю. Оксиди карбону, карбонатна кислота, карбонати та гідрокарбонати, їх застосування у пожежній справі. Карбіди металів, їх взаємодія з водою. Токсичність монооксиду карбону.

РОЗДІЛ 6. ХІМІЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Тема 15. Теорія хімічної будови

Основні положення теорії хімічної будови О.М. Бутлерова. Класифікація та номенклатура органічних сполук. Ізомери. Електронна природа хімічних зв'язків у молекулах органічних сполук. Механізми хімічних реакцій, способи розриву зв'язків, поняття про вільні радикали. Токсичність і пожежна небезпечність органічних речовин.

Тема 16. Вуглеводні

Гомологічний ряд насичених вуглеводнів (алканів), їх фізичні та хімічні властивості. Горіння алканів. Насичені вуглеводні в природі, застосування в техніці. Вуглеводні як палива. Детонація палив. Залежність температури самоспалахування від будови та довжини вуглецевого ланцюга.

Ненасичені вуглеводні етиленового та ацетиленового ряду, їх будова та властивості. Добування та застосування ненасичених вуглеводнів.

Ароматичні вуглеводні, особливості їх електронної будови та їх властивості. Бензол, толуол, їх токсичність.

Природні джерела вуглеводнів: нафта, природний та попутний гази, вугілля. Перегонка нафти. Крекінг нафтопродуктів. Пожежо- та вибухонебезпека вуглеводнів.

Галогенпохідні вуглеводнів. Їх фізичні та хімічні властивості. Хладони, їх застосування у пожежній справі. Екологічна небезпечність хладонів.

Тема 17. Оксигенвмісні органічні сполуки

Спирти, їх будова, номенклатура. Хімічні властивості одноатомних та багатоатомних спиртів. Застосування спиртів як палив. Токсичність спиртів.

Альдегіди та кетони, їх будова, хімічні властивості та застосування. Пожежонебезпечність і токсичність альдегідів і кетонів.

Карбонові кислоти: будова, фізичні та хімічні властивості. Метанова та етанова кислоти, стеаринова, пальмітинова, олеїнова кислоти та їх солі. Мило.

Складні та прості ефіри. Жири як представники складних ефірів, їх здатність до окислення, полімеризації та самозаймання. Пожежо та вибухонебезпечність ефірів.

Вуглеводи. Глюкоза, фруктоза та сахароза. Полісахариди: крохмаль, целюлоза. Термічний розклад і горіння целюлози та деревини, токсичність продуктів термодеструкції.

Тема18. Нітрогенвмісні та елементоорганічні сполуки

Нітрогенвмісні органічні сполуки. Нітросполуки та аміни, їх пожежо та вибухонебезпечність. Амінокислоти та білки — основа життя.

Елементоорганічні сполуки – їх фізичні та хімічні властивості: силіційорганічні, металоорганічні, фосфорорганічні речовини, їх пожежонебезпечність і токсичність. Поняття про отруйні речовини.

Тема 19. Полімерні матеріали

Поняття про полімери. Неорганічні полімери. Органічні полімери. Біополімери. Природні та штучні полімери. Реакції полімеризації та поліконденсації. Методи одержання полімерів.

Пластичні маси, синтетичні волокна, композиційні матеріали. Основні представники полімерів. Поліетилен, поліпропілен, полівінілхлорид, полістирол, поліметилметакрилат. Синтетичний та природний каучуки. Гума. Зв'язок складу та будови з властивостями полімерів. Термодеструкція та горіння полімерів і пластичних мас. Методи зниження горючості полімерних матеріалів. Токсичність продуктів піролізу та горіння полімерних матеріалів.

РОЗДІЛ 7. ОСНОВИ БІОГЕОХІМІЇ

Основні хімічні небезпеки. Роль хімії в розв'язанні екологічних проблем. Роль хімічних елементів у живих організмах. Склад і властивості

палив. Тверді, рідкі та газоподібні палива. Продукти горіння та захист повітряного басейну від забруднень. Токсичність продуктів горіння. Проблема фреонів. Екологічні наслідки пожеж. Захист водного басейну від забруднення. Літосфера та її забруднення. Токсичність вогнегасних речовин. Проблема радіоактивних відходів.

ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ РОЗДІЛІВ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

РОЗДІЛ 1. БУДОВА РЕЧОВИНИ

Хімія – це наука про склад, будову, властивості та перетворення речовин. Хімічні перетворення називаються *хімічними реакціями*.

Основні закони хімії.

Закон збереження маси: загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Закон сталості складу: кожна чиста речовина молекулярної будови має сталий склад, що не залежить від місця та способу її добування. (Для речовин немолекулярної будови може не виконуватися).

Закон простих об'ємних співвідношень: співвідношення об'ємів газів, що вступають у реакцію або утворюються внаслідок неї, є співвідношенням простих цілих чисел.

Закон Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Наслідок з закону Авогадро: однакови число молекул різних газів за однакових умов займає один і той самий об'єм.

До основних понять хімії відносяться: хімічний елемент, атом, молекула, проста речовина, складна речовина, алотропія, валентність, ступінь окиснення.

Хімічний елемент - це вид (набір) атомів, що характеризуються визначеною величиною заряду ядра (при цьому маса атомів може бути різною).

Атом - це найменша частинка хімічного елемента, яка є носієм його властивостей. З точки зору структури, атом - електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Молекула - це найменша частинка речовини, що є носієм її хімічних властивостей. До складу молекули можуть входити атоми одного чи кількох хімічних елементів, з'єднанних між собою хімічними зв'язками.

Валентність – здатність атомів вступати в хімічний зв'язок з певною кількістю інших атомів.

Ступінь окислення – умовний заряд атома в молекулі, який розраховано в припущені, що сполука складається з йонів.

Прості речовини – складаються з атомів одного хімічного елемента (наприклад, O_2 - кисень, H_2 - водень, Ar - аргон, Cl_2 - хлор, P - фосфор тощо).

Алотропія – явище існування хімічного елемента у вигляді декількох простих речовин (наприклад, O_2 - кисень, O_3 - озон; вуглець – алмаз і графіт).

Складні речовини - складаються з атомів різних хімічних елементів (H_2O, CO_2, NH_3, C_2H_5OH).

Відносною молекулярною M_r (або атомною A_r) масою речовини називають відношення маси молекули (або атома) m_0 даної речовини до 1/12 маси атома Карбону-12 m_0(C);

Моль - це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012 кг нукліда Карбону ^{12}C.

Число структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають ***числом Авогадро*** . Число Авогадро становить $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$.

Кількість речовини можна розрахувати за формулами*:*

$$\upsilon = \frac{m}{V} = \frac{V}{V_M} = \frac{N}{N_A}.$$

Крім відносної молекулярної маси M_r, у хімії та фізиці широко застосовують поняття "молярна маса**".**

Молярною масою (М) називають масу речовини, взятої в кількості один моль.

$$M = m/\nu$$

Моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм ***22,4 л***. Цей об'єм називається ***молярним об 'ємом газу***.

Рівняння Клапейрона – Менделєєва*:*

$$PV = (m/M)RT.$$

де **P** – тиск, Па; **V** – обєм, $м^3$; **m** – маса, г; **M** – молярна маса, г/моль; **T** – температура, К; **R** – універсальна газова стала, що дорівнює ***8,314 Дж/(моль К).***

В деяких випадках зручно користуватися ***об'єднаним газовим законом*:**

$$PV/T = const \quad ,або\ P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2, \quad або\ PV/T= P_0V_0/T_0$$

де P_0 = 101,3 кПа; T_0 = 273 К.

Для фахівців з пожежної безпеки важливими є питання пов’язані зі знанням характеристик процесу горіння.

Горіння - це фізико-хімічний процес, для якого характерні три ознаки: хімічне перетворення, виділення тепла та випромінювання світла. Дві з них - це предмет вивчення хімії.

Так само, велику увагу слід звернути на сучасну квантово-механічну модель будови атома. Особливе значення при розгляді цього питання має уява про корпускулярно-хвильові властивості електронів. Обов'язковою вимогою є вміння записувати електронні формули атомів і вміти робити з них висновки про властивості елементу.

Основою систематики в хімії є періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Тому потрібно знати, як змінюються властивості елементів і їх сполук в групах і періодах періодичної системи.

При розгляданні питань хімічного зв'язку можна обмежитися його описанням за допомогою методу валентних зв'язків, який дозволяє визначати форму молекул (гібридизовані або негібридизовані орбіталі), а також кратність зв'язків (одинарні, подвійні та потрійні зв'язки). Іонний зв'язок є граничним випадком ковалентного полярного зв'язку, коли електрони менш електронегативного атома повністю переходять до більш електронегативного атому, внаслідок чого утворюються іони. Властивості іонного звязку можна пояснити на основі уявлень про електростатичну взаємодію іонів. Складність у розумінні природи металічного зв'язку полягає у тому, що цей тип зв'язку є богатоцентровим, тобто валентні електрони належать не якомусь одному атому, а усьому кристалу (узагальнені електрони).

РОЗДІЛ 2. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Після вивчення основ хімічної термодинаміки потрібно мати уявлення про чотири термодинамічні функції: внутрішню енергію, ентальпію, ентропію та енергію Гіббса. Змінення перших двох функцій - це теплові ефекти процесу (при постійному об’ємі та постійному тиску)

$$\Delta U^\circ = -Q_v; \quad \Delta H^o = -Q_p$$

За допомогою двох останніх функцій можна відповісти на запитання: можливий чи ні самочинний перебіг реакції. В ізольованій системі можливі реакції, в яких ентропія збільшується. В замкненій системі при постійній температурі та тиску можливі реакції, в яких зменшується енергія Гіббса.

Особливе значення має вміння проводити розрахунки теплових ефектів реакцій. Для цього потрібно використовувати наслідок з закону Гесса: тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплот утворення продуктів реакції за вирахуванням суми теплот утворення початкових речовин.

$$\Delta_r H^O = \Sigma(\nu \Delta_f H^o)_{прод} - \Sigma(\nu \Delta_f H^o)_{почат}$$

де $\Delta_f H^o$ - теплоти утворення, ν - стехіометричні коефіцієнти.

Тема "Хімічна кінетика" важлива при розгляданні питань, пов'язаних з вибухонебезпечністю речовин та розвитком пожеж. Тому необхідно знати, що основними факторами, які впливають на швидкість реакції, є: природа речовин, температура, концентрація, а також наявність або відсутність каталізатора. Вплив температури описується правилом Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 К швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази.

$$V_{T+10}/V_T = \gamma = 2-4.$$

Якщо температура змінюється не на 10 К, то користуються рівнянням:

$$V_{T_2} / V_{T_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Залежність швидкості від концентрації реагуючих речовин описується законом діючих мас: швидкість простіших реакцій прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам. Так для реакції:

$$aA + bB = продукти$$

можна записати:

$$V = C^a_A \times C^в_B$$

При вивченні теми "Хімічна рівновага" необхідно уявити, що хімічна рівновага - це динамічна рівновага, тобто у стані рівноваги швидкість прямої реакції дорівнює швидкості оборотньої реакції. Для реакції

$$aA + bB = cC + dD$$

константа рівноваги запишеться:

$$K = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

де [ ] позначують рівноважну концентрацію

Зміщення рівноваги описується принципом Ле-Шательє: якщо умови, за яких система знаходиться в рівновазі, змінити, рівновага зміщується в напрямку процесів, які протидіють цій зміні.

РОЗДІЛ 3. РОЗЧИНИ ТА КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

Розчинами називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більшого числа компонентів.

Способи вираження складу розчинів.

Масова частка – це відношення маси розчиненої (речовини (m_1) до маси розчину (Σm_i) :

$$\omega_1 = \frac{m_1}{\sum m_i}.$$

Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5 або 50 %) і позначають літерою ω - омега.

Мольна частка (N_1) – це відношення кількості розчиненої речовини (n_1) до суми кількостей всіх речовин у розчині (Σn_i).

$$N_1 = \frac{n_1}{\sum n_i}.$$

Молярна концентрація (C) — це відношення кількості розчиненої речовини (n_1) до об'єму розчину (V). Молярність виражають у молях на літр (скорочено М).

$$C_1 = \frac{n_1}{V}.$$

Молярна концентрація еквівалента ($C_{екв}$) — це відношення кількості молей еквівалента розчиненої речовини ($n_{екв}$) до об'єму розчину.

$$C_1(екв) = \frac{n_1(екв)}{V}.$$

Моляльність (C_m) – число молей розчиненої речовини (n_1), що міститься в 1000 г розчинника.

$$C_m(1) = \frac{n_1}{m(розчинника)}.$$

На відміну від дійсних розчинів колоїдні розчини у більшості випадків являють собою термодинамічно нестійкі системи. Але багато з них є кінетично стійкими, тобто можуть існувати необмежено довго. Під деяким впливом колоїдні частки можуть з'єднуватись. Це явище називається ***коагуляцією***. Зворотній процес називається ***пептизацією***. Існують два методи утворення колоїдних систем: диспергування та конденсація. Особливістю колоїдних систем є висока поверхнева енергія. Для її зниження добавляють поверхнево-активні речовини (ПАР).

У пожежогасінні широко застосовуються піни - дисперсні системи з рідким або твердим дисперсним середовищем, в якому розподілені бульки газу. Кількісною характеристикою пін є кратність піни - відношення об'єма піни до об'єма дисперсного середовища. Піни звичайно утворюються з розчинів поверхнево-активних речовин. Для утворення стійких пін додають речовини, які підвищують міцність їх плівок.

РОЗДІЛ 4. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Реакції горіння - це окислювально-відновні процеси, в яких горюча речовина окислюється киснем повітря. Тому важливо вміти складати рівняння окислювально-відновних реакцій. Для цього використовується метод електронного балансу, який слід засвоїти і вміти застосовувати. Треба мати уявлення про властивості основних окислювачів та відновлювачів, особливо тих, які являють потенційну загрозу виникнення пожежі.

Окисно-відновними реакціями називаються реакції, що протікають із зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, розрахований виходячи з припущення, що молекула складається з йонів.

Правило для розрахунків ступеня окиснення – ***алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю.***

Під час складання рівнянь окисно–відновних реакцій методом електронного балансу слід дотримуватись такої ***послідовності дій:***

– скласти схему рівняння реакції і зазначити вихідні речовини і продукти реакції;

– визначити ступені окиснення всіх елементів, виділити елементи, ступені окиснення яких змінюються;

– скласти електронні рівняння;

– підібрати найменші коефіцієнти, на які треба помножити електронні рівняння, щоб кількість електронів, що віддана, дорівнювала кількості електронів, що приєднана (електронний баланс):

– підібрані коефіцієнти поставити в молекулярному рівнянні попереду формул відповідних сполук;

– підібрати коефіцієнти біля формул сполук, які не змінюють своїх ступенів окиснення.

Для розрахунків ЕРС необхідно навчитися користуватися рівнянням Нернста, яке дозволяє визначити електродний потенціал. Необхідно вміти визначати катодні та анодні процеси, що мають місце при електролізі розчинів та розплавів.

Рівняння Нернста:

$$\varphi_{Me} = \varphi^{o}_{Me} + \frac{RT}{nF} \ln C_{Me^{n+}},$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал; R – газова стала (8.314 Дж/моль×К); T – температура, К; n – заряд йона; F –число Фарадея (96500 Кл/моль); C – молярна концентрація (моль/л).

Питання, що пов'язані з корозією, важливі для усіх інженерно-технічних спеціальностей. Більшість техніки зроблена з заліза та його сплавів. В будівництві також широко застосовуються металеві конструкції, які уражаються корозією. Корозійне руйнування різноманітних конструкцій може стати причиною винекнення надзвичайних ситуацій.

Наприклад, корозія резервуарів з пальним може викликати його витікання, корозія балонів зі стислими газами може викликати вибух цих балонів, корозія будівельних конструкцій може викликати повне або часткове руйнування цих споруд. В звичайних умовах, особливо у вологому повітрі, має місце електрохімічна корозія.

Для її виникнення потрібний контакт металу з електропровідним середовищем - вологою, яка адсорбується на поверхні металу при підвищеній вологості повітря. В такому випадку виникають гальванопари, в яких залізо виступає як анод, а інші ділянки металу (за звичай включення) виступають як катод. Наприклад, якщо залізо має включення вуглецю (чавун), виникає гальванопара:

А (–) Fe\розчин\С (+) К

(А) $Fe - 2e = Fe^{2+}$

(К) $O_2 + 2H_2O + 4e = 4\,OH^-$

або за присутністю в розчині іонів (H^+) :

(К) $2\,H^+ + 2e = H_2$

При підвищених температурах (наприклад, в умовах пожежі) має місце хімічна корозія - гетерогенна реакція металу з окислювачем на по-

верхні металу. Стійкість металів до хімічної корозії визначається стійкістю поверхневих оксидних плівок.

РОЗДІЛ 5. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Хімічна номенклатура – це система назв індивідуальних речовин, груп і класів хімічних сполук, а також правила, за якими складаються ці назви і правила їх письмового запису (формул). В основі міжнародної номенклатури неорганічних речовин лежить їх склад. Кожна речовина має назву відповідно до її формули. В Україні питаннями номенклатури займається Українська національна комісія з хімічної термінології та номенклатури. Згідно з рішенням цієї комісії впроваджено держстандарт (ДСТУ–2439–94), який вимагає застосовувати в навчальному процесі систематичні назви хімічних елементів та їх сполук. Назви хімічних елементів приведено в періодичній системі елеметів Д.І. Менделєєва.

Речовини за складом поділяються на **прості** та **складні.** Серед простих речовин розрізняють **метали та неметали**. Складні речовини поділяються на **органічні** та **неорганічні**. До органічних сполук відносять сполуки карбону, крім оксидів карбону, карбонатної (вугільної) кислоти, солей карбонатної кислоти та сполук карбону з металами (карбідів). До неорганічних сполук відносять сполуки всіх інших елементів. Вони поділяються на такі основні класи: *оксиди, основи, кислоти та солі.*

Оксидами називаються речовини, що складаються з двох елементів, одним з яких є оксиген зі ступенем окиснення –2. Назва оксиду складається зі слова «оксид» та назви елементу. Після назви елементу, який має змінну ступінь окиснення, вказується його ступінь окиснення. Наприклад, NO – оксид нітрогену(II), N_2O – оксид нітрогену(I). Оксиди поділяються на солетворні та несолетворні**.** Оксиди, які не утворюють солей, називаются, несолетворними (NO, N_2O, CO). Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотнітаамфотерні.

Основні оксиди – це оксиди, яким відповідають їх гідрати – основи.

До основних оксидів відносяться оксиди лужних, лужно-земельних, а також інших металів у нижчих ступенях окиснення. Вони реагують з кислотними оксидами, кислотами та амфотерними основами і оксидами з утворенням солей:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3; \qquad K_2O + 2HCl = 2KCl + H_2O$$

$$BaO + ZnO = BaZnO_2; \qquad Na_2O + Al_2O_3 = 2NaAlO_2$$

Оксиди лужних і лужно-земельних металів утворюють з водою основи (луги):

$$K_2O + H_2O = 2KOH; \qquad CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Кислотніоксиди –цеоксиди, якимвідповідаютьїхгідрати – кислоти. Більшістькислотнихоксидіввзаємодіютьзводоюзутвореннямкислот:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4; \qquad 2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3.$$

З лугами кислотні оксиди утворюють сіль і воду:

$$SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O.$$

З основними та амфотерними оксидами кислотні оксиди утворюють солі:

$$P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2; \qquad P_2O_5 + Fe_2O_3 = 2FePO_4.$$

Амфотерними називаються оксиди, які, залежно від умов, виявляють властивості основних або кислотних оксидів. До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (Be, Al), а також оксиди багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окиснення (MnO_2, Fe_2O_3, ZnO).

Якщо в сполуках з іншими елементами оксиген має ступінь окиснення –1, то такі сполуки називаються пероксидами, а якщо –1/2, то – супероксидами. Найбільш відомий пероксид – пероксид гідрогену H_2O_2.

Основами називають сполуки, які складаються з атома металу та гідроксигруп OH^-.Носієм основних властивостей є гідроксигрупа. Основи також називають**гідроксидами**. Назви гідроксидів складаються зі слова «гідроксид» і назви елементу з указанням ступені окиснення елементу (якщо елемент може мати різні ступені окиснення). Наприклад, $Cu(OH)_2$ – гідроксид купруму (II), $Fe(OH)_3$ - гідроксид феруму (III). Основи реагують зі своєю хімічною протилежністю – кислотами – з утворенням солі та води. Такі реакції називаються реакціями нейтралізації**:**

$$KOH + HCl = KCl + H_2O.$$

Основи також реагують з кислотними та амфотерними оксидами:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O, \quad 2KOH + Cr_2O_3 = 2KCrO_2 + H_2O.$$

Сильні основи (луги) реагують з амфотерними гідроксидами:

$$NaOH + Al(OH)_3 = Na[Al(OH)_4].$$

Кислотаминазиваються сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватися атомами металів. Носієм кислотних властивостей є іон водню H^+. Хімічною протилежністю кислот є основи, з якими вони реагують, утворюючи сіль і воду:

$$2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + 2H_2O.$$

Кислоти взаємодіють з основними та амфотерними оксидами:

$2HNO_3 + CaO = Ca(NO_3)_2 + H_2O$, $ZnO + 2HCl+ = ZnCl_2 + H_2O$.

Характерною особливістю кислот є здатність їх реагувати з металами:

$Fe +2HBr = FeBr_2 + H_2$,, $Cu + 4HNO_{3(конц)} = Cu(NO_3)_2 +2NO_2 + 2H_2O$.

В таблиці 1 наведені формули і систематичні назви деяких кислот та їх солей (кислотних залишків).

Таблиця 1 – Систематичні назви кислот та їх солей

Формула	**Назва кислоти**	**Назва солі**	**Формула**	**Назва кислоти**	**Назва солі**
H_2SO_4	сульфатна	сульфат	H_2SO_3	сульфітна	сульфіт
HNO_3	нітратна	нітрат	HNO_2	нітритна	нітрит
H_3PO_4	ортофосфатна	ортофосфат	HPO_3	метафосфатна	метафосфат
H_3PO_3	фосфітна	фосфіт	H_2SiO_3	метасилікатна	метасилікат
H_4SiO_4	ортосилікатна	ортосилікат	H_2CO_3	карбонатна	карбонат
CH_3COOH	ацетатна	ацетат	HF	фторидна	фторид
HCl	хлоридна	хлорид	HBr	бромідна	бромід
HI	іодідна	іодід	H_2S	сульфідна	сульфід

Інколи використовують тривіальні (неноменклатурні) назви кислот. Наприклад, H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, HC1 – соляна кислота.

Проміжними за властивостями між кислотами та основами є амфотерні гідроксиди. Їх властивості залежать від умов, тобто від природи другого компонента, який бере участь у кислотно-основній взаємодії:

$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$, $Al(OH)_3 + KOH = K[Al(OH)_4]$.

Солі – це продукти повного або часткового заміщення водню кислоти металом, або продукти обміну гідроксигрупи гідроксидів металів на кислотні залишки кислот. Солі бувають середні, кислі та основні. Кислі солі мають у складі атоми гідрогену, а основні – гідроксигрупи ($KHCO_3$, $Al(OH)_2Cl$). Солі утворюються за реакцією кислот і основ. В залежності від співвідношення реагентів можуть, утворюватися усі три різновиди солей:

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

$$H_2SO_4 + Al(OH)_3 = Al(OH)SO_4 + 2H_2O,$$

$$3H_2SO_4 + Al(OH)_3 = Al(HSO_4)_3 + 3H_2O,$$

Назви солей складаються з назви кислотного залишку (табл. 1) та назви металу з указанням ступені окиснення (якщо метал має змінні ступені окиснення).

РОЗДІЛ 6. ХІМІЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Органічна хімія - наука, що вивчає сполуки карбону (вуглецю) з іншими елементами. Найчастіше вуглець утворює сполуки з такими елементами, як гідроген, оксиген, нітроген, сульфур, фосфор. На сьогоднішній день синтезовано сполуки вуглецю майже з усіма елементами періодичної системи Д.І.Менделєєва (крім благородних газів).

Сучасна класифікація органічних сполук ґрунтується на теорії хімічної будови. За основу класифікації прийнято особливості будови вуглецевого ланцюга, тому класифікація органічних сполук за будовою може виглядати таким чином (рис.1).

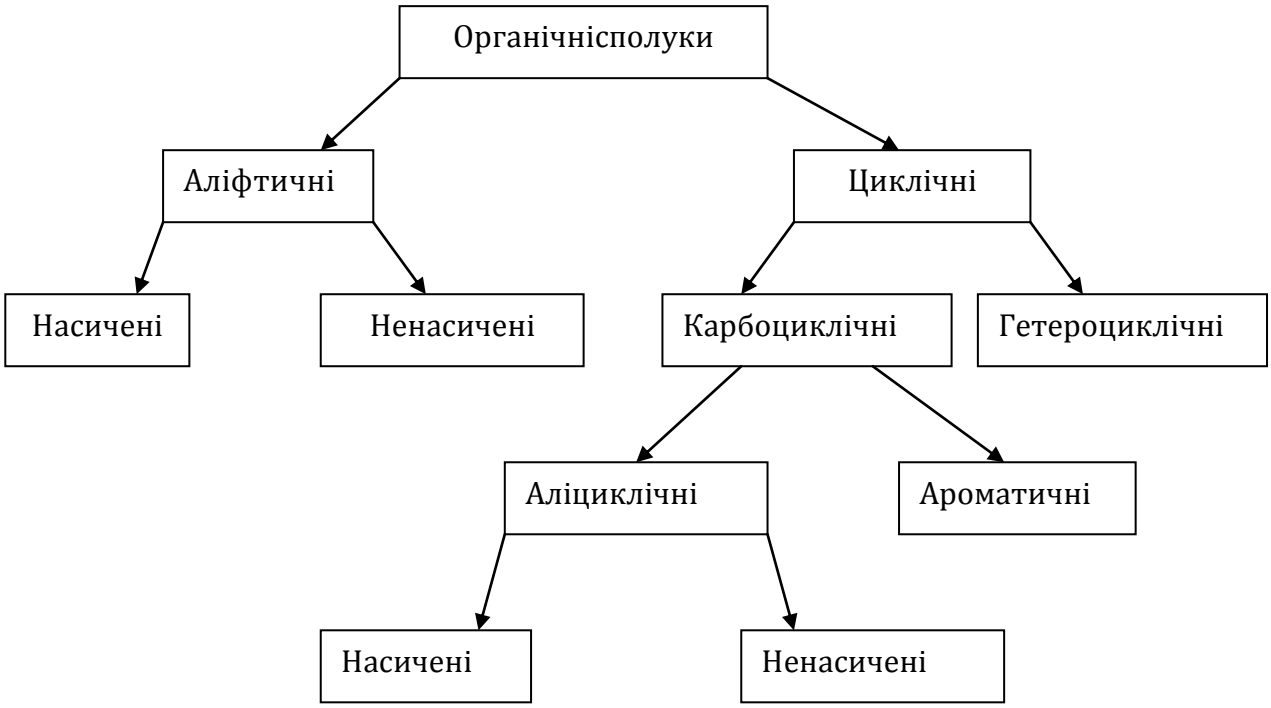


Рисунок 1 – Класифікація органічних сполук

Органічні сполуки розподілено на класи, залежно від складу і будови. Ознакою класу є так звана **функціональна група**, яка визначає типо-

ві хімічні властивості сполук цього класу. Найважливіші класи органічних сполук наведено в таблиці 2.

Таблиця 2 –Класи органічних сполук

Функціональна група	**Клас сполук**	**Загальна формула**
галогени	галогенпохідні	R–Hal
гідроксильна – OH	спирти, феноли	R–OH
карбонільна – C=O	альдегіди та кетони	$\overline{R-\underset{\underset{H}{\vert}}{C}=O,\ R-\underset{\underset{R}{\vert}}{C}=O}$
карбоксильна – COOH	карбонові кислоти	R–COOH
нітрогрупа – NO_2	нітропохідні	R–NO_2
аміногрупа – NH_2	аміни	R–NH_2
сульфогрупа – SO_3H	сульфонові кислоти	R–SO_3H
меркаптогрупа - SH	тіоспирти (меркаптани)	R–SH

*R – аліфатичний, ароматичний або гетероциклічний рад

РОЗДІЛ 7. ОСНОВИ БІОГЕОХІМІЇ

Біогеохімія – один із наукових напрямів, який представляє природознавство на початку III тисячоліття н.е. Біогеохімія – наука, яка вивчає життєдіяльність організмів як провідний фактор міграції та поширення хімічних елементів на Землі. Основоположник біогеохімії В.Вернадський створенням науки відкрив новий і важливий аспект пізнання складного феномену життя. Предметом вивчення біогеохімії є процеси міграції та масообміну хімічних елементів між живими організмами та навколишнім середовищем. Теоретичною основою біогеохімії є вчення про живу речовину та біосферу, розроблене В.Вернадським.

Для фахівців цивільного захисту та екологічної безпеки важливе значення має вміння визначати продукти горіння, їх токсикологічні властивості та вплив на навколишнє середовище. Особливо шкідливі є такі продукти горіння: (CO, HCN, NH_3, HCl, SO_2, NO_2, альдегіди, діоксин).

ЗАПИТАННЯ ДО САМОКОНТРОЛЮ

РОЗДІЛ 1

1. Що таке наука хімія ? Що вивчає хімія ? Як підрозділяється ?
2. Що таке горіння ?
3. Сформулюйте основні історичні періоди розвитку хімії.
4. Сформулюйте основні поняття хімії – атом, молекула.
5. Розкрийте суть одного з основних законів хімії – закон збереження маси. Хто і коли сформулював та практично підтвердив?
6. Сформулюйте основні закони хімії.
7. Яке рівняння використовують для розрахунків молярних мас газоподібних речовин ?
8. Що таке об'єднаний газовий закон ?
9. Сформулюйте, що таке кількість речовини, яка одиниця вимірювання кількості речовини?
10. Що називають числом Авогадро ?
11. Сформулюйте поняття “молярної маси речовини”.
12. В чому суть копрускулярно-хвильової природи електрона?
13. З яких частинок складається атом?
14. Які розміри мають ядра атомів та самі атоми?
15. Які елементарні частинки Ви знаєте?
16. Що таке ізотопи?
17. Яки види радіоактивності Ви знаєте?
18. За допомогою яких квантових чисел описують поведінку електронів в атомі?
19. Як складаються електронні формули. Сформулюйте принцип Паулі. Сформулюйте правило Гунда.
20. Теорія кварків. Які види та властивості мають кварків?
21. За властивостями елементарні частинки поділяють на які групи?
22. Чому виникла необхідність в уточненні формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва?
23. Як пояснити залежність властивостей хімічних елементів від їх положення в періодичній системі?
24. Що таке енергія іонізації?
25. Що таке спорідненість до електрону?
26. Як розрахувати електронегативність елемента?
27. Яку будову має періодична система елементів Д.І. Менделєєва?
28. Що таке період, група в періодичній системі елементів ?
29. Як розподіляються металеві властивості по таблиці елементів ?
30. Як розподіляються неметаличні властивості по таблиці елементів ?

31. Яке значення має відкриття періодичного закону і періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва ?

32. Яка природа хімічного зв'язку ?

33. В якому випадку утворюється іонний зв'язок?

34. В якому випадку утворюється металевий зв'язок ?

35. Що таке валентність і ступінь окиснення?

36. Які основні характеристики й властивості ковалентного зв'язку?

37. Чим визначається полярність ковалентного зв'язку?

38. Для чого введено поняття гібридизації орбіталей?

39. Механізм утворення водневого зв'язку ?

40. Чим відрізняються аморфні і кристалічні речовини?

41. Що таке кристалічні гратки?

РОЗДІЛ 2

1. Що таке внутрішня енергія та ентальпія?

2. Які є види теплових ефектів?

3. Сформулюйте наслідок з закону Гесса, за допомогою якого розраховують теплові ефекти хімічних реакцій.

4. Що таке теплота утворення та теплота згоряння?

5. Що таке ентропія ?

6. За допомогою яких термодинамічних функцій можна визначити можливість перебігу хімічної реакції?

7. Якими приймаються теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов ?

8. Сформулюйте другий закон термодинаміки.

9. За допомогою якої термодинамічної функції можна зробити оцінку пожежонебезпечності речовин ?

10. Що таке швидкість хімічної реакції?

11. Від яких факторів залежить швидкість реакції?

12. Що таке константа швидкості?

13. Сформулюйте закон діючих мас для швидкості хімічної реакції.

14. Що таке температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції?

15. Який механізм хімічної реакції називають ланцюговим?

16. Що таке інгібітори горіння? Навести приклади.

17. Що таке хімічна рівновага?

18. Запишіть закон діючих мас для реакції синтезу аміаку.

19. Які основні принципи зміщення хімічної рівноваги?

РОЗДІЛ 3.

1. Що таке розчини?
2. Що таке розчинність?
3. Що таке молярна концентрація, моляльність і мольна доля?

4. Як залежить тиск насиченої пари над розчином від його концентрації?

5. Що таке електроліти та неелектроліти?

6. Що таке константа та ступінь дисоціації?

7. Які властивості води дозволяють використовувати її в пожежогасінні?

8. Що таке водневий показник середовища?

9. Чому дорівнює іонний добуток води?

10. В яких випадках можуть перебігати іонообмінні реакції?

11. Що таке гідроліз солей?

12. Чим відрізняються поняття розчин і колоїдний розчин?

13. Що таке адсорбція?

14. Які речовини звуться поверхнево - активними?

15. В яких випадках аерозолі та пили складають пожежну небезпеку?

16. Що таке піни? Як вони утворюються? Що впливає на стійкість пін?

17. Чому піни набули великого значення у пожежогасінні? В яких випадках застосовують піни з цією метою?

18. Що таке кратність пін? Як отримують піни? Де вони застосовуються?

19. Що таке суспензії ?

20. Яка дисперсна система називається емульсією ?

РОЗДІЛ 4

1. Охарактеризуйте процеси окиснення і відновлення.

2. Що називається окисником, а що – відновником? Які сполуки належать до типових окисників і до типових відновників.

3. В якому випадку атоми елементів можуть виявляти окисно-відновну двоїстість? У чому вона полягає? Наведіть приклади.

4. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елементів у вищих, нижчих і проміжних ступенях окиснення?

5. У чому полягає сутність метода електронного балансу?

6. На які типи поділяються окисно-відновні реакції? Охарактеризуйте кожний тип, наведіть приклади.

7. До якого типу належить окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу різних сполук?

8. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу різних сполук?

9. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу однієї сполуки?

10. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника

елемента-відновника мають різні ступені окиснення, але входять до складу

однієї сполуки?

11. Що таке корозія та окиснення? Яка між ними різниця?

12. Які відомі основні типи корозії за механізмом процесу?

13. Сформулювати умови суцільності оксидних плівок на поверхні металів.

14. Який тип корозії виникає під час пожежі?

15. Які умови протікання корозії за електрохімічним механізмом?

16. За якими правилами записують гальванопари, що утворюються при контакті металу з електропровідним середовищем?

17. Якийз двох металів гальванопари буде анодом, а який – катодом?

18. Які методи захисту від корозії вам відомі?

19. Сформулюйте правила, за якими обираються метали для протекторного захисту.

20. Пояснити зв'язок корозії з виникненням надзвичайних ситуацій.

РОЗДІЛ 5.

1. Як змінюються металеві властивості в групах та періодах періодичної системи елементів?

2. Який елемент проявляє найбільш металеві властивості?

3. Які метали належать до лужних, лужно-земельних, легких та важких конструкційних?

4. Які сполуки називають гідридами?

5. Які існують методи отримання металів?

6. Які метали найбільш розповсюдженні в земній корі?

7. Сформулюйте правила, які визначають можливість реакції металів з водою, кислотами та лугами?

8. Для припинення горіння яких металів неможна використовувати воду? Чому?

9. Які фактори впливають на характер горіння металів?

10. Що таке гідриди металів? Чи можна для припинення їх горіння використовувати воду?

11. Які неметали найбільш розповсюдженні в земній корі?

12. Яке значення має озон для життя на землі?

13. Які елементи не можуть проявляти позитивні ступені окиснення?

14. Який склад має повітря? Яка складова частина повітря підтримує горіння?

15. Яка кислота легко реагує зі склом?

16. В чому різниця в дії концентрованої та розбавленої сірчаної кислоти на метали?

17. Які сполуки утворює азот з воднем та киснем? Чи можуть вони бути причиною пожежі?

18. Що таке нітриди?

19. Які вам відомі будівельні матеріали на основі сполук кремнію?

20. Які продукти горіння утворюються: а) при надлишку кисню, б) при нестачі кисню.

РОЗДІЛ 6

1. Сформулюйте основні положення теорії хімічної будовиорганічних сполук.
2. Що таке хімічна будова?
3. Що таке ізомерія?
4. Яку валентність проявляє карбон в органічних сполуках?
5. Які групи атомів називають функціональними групами?
6. Які типи гібридизації може мати карбон в органічних сполуках?
7. Що таке гомологічний ряд?
8. Сформулюйте основні положення міжнародної номенклатури дляорганічних сполук?
9. Які типи хімічного зв’язку існують в органічних сполуках?
10. Що таке вільні радикали?
11. Які є класи органічних сполук?
12. Які загальні формули відображають склад алканів, алкенів, алкинів?
13. Які атоми карбону називаються первинними, вторинними, третинними та четвертинними?
14. Які функціональні закінчення прийняті для алканів, алкенів і алкінів?
15. Які продукти утворюються під час горіння вуглеводнів?
16. Які реакції характерні: а) для насичених вуглеводнів, б) ненасичених вуглеводнів?
17. Сформулюйте правило Марковнікова.
18. Що позначають префікси: орто-, мета- і пара-?
19. Що таке ароматичні вуглеводні? Які вони маютьособливості в будові та властивостях?
20. За допомогою яких реакцій можна подовжить вуглеводневий ланцюг?

21. Як галогенпохідні вуглеводнів можна перетворити наспирти?

22. Які природні джерела вуглеводнів вам відомі?

23. Яке застосування в пожежогасінні мають галогенпохідні вуглеводнів?

24. Які функціональні групи відповідають: а) спиртам, б) кетонам, в)карбоновим кислотам?

25. Размістити феноли, одноатомні, багатоатомні спирти та карбонові кислоти в порядку зростання кислотних властивостей.

26. Що таке прості та складні ефіри? Як називаються реакції їх одержання?

27. Що таке омилення ефірів?

28. Що таке жири? Які жири здатні до самозаймання?

29. Яка різниця між реакціями окиснення альдегідів і кетонів?

30. Яка різниця між реакціями окиснення первинних та вторинних спиртів?

31. Яку загальну формулу мають вуглеводи? Які функціональні групи вони можуть містить?

32. Як відбувається реакція горіння целюлози?

33. Що таке фотосинтез?

34. Що таке мила? Де вони застосовуються?

35. Що таке: а) полімери, б) мономери, в) олігомери?

36. У чому різниця між реакціями полімеризації та поліконденсації?

37. Що таке елементарна ланка полімера?

38. Які вам відомі стадії реакцій полімеризації?

39. Що таке: а) гума, б) каучук, в) ебоніт?

40. Який процес називається вулканізацією?

41. У чому особливості реакцій горіння полімерів?

42. Що таке термодеструкція полімерів?

43. За якими критеріями класифікують полімери? Поясніть на прикладах.

44. У чому принципова відмінність неорганічних полімерів від елементоорганічних?

45. Які біологічні полімери Вам відомі?

46. Якими способами формують пластмаси у промисловості?

РОЗДІЛ 7.

1. Що вивчає біогеохімія? В чому полягає практичне значення біогеохімії?

2. Охарактеризуйте основний хімічний склад живих організмів.

3. З чим пов’язана неоднорідність хімічного складу живих організмів?

4. Що таке міграція хімічних елементів?

5. Чим визначається біологічна роль хімічних елементів?

6. Які елементи відносять до абсолютних і спеціальних органогенів?

7. Які хімічні елементи відносять до макроелементів?

8. Охарактеризуйте суть поняття “коефіцієнт біологічного поглинання”.

9. Охарактеризуйте розподіл хімічних елементів за значенням КБП.

10. Охарактеризуйте фізіологічну роль вуглецю, кисню та водню.

11. Охарактеризуйте фізіологічну роль азоту та фосфору.

12. Охарактеризуйте фізіологічну роль алюмінію, заліза та кремнію.

13. Які елементи віднесені до мікроелементів?

14. У чому полягає суть принципу розподілу на мікро та макроелементи?

15. Охарактеризуйте фізіологічну роль основних мікроелементів.

ПРИКЛАДИ РОЗВ’ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Приклад 1.

Визначити простішу формулу оксиду сірки, якщо відомо, що масова частка сірки в цьому оксиді складає 40%.

Розв’язання.

1.Візьмемо 100 г оксиду сірки. Маса сірки та кисню буде складати:

$$m(S) = m(\text{оксиду}) \cdot \omega(S) = 100 \cdot 0{,}4 = 40 \text{ г}$$

$$m(O) = m(\text{оксиду}) \cdot \omega(O) = 100 \cdot 0{,}6 = 60 \text{ г}$$

2. Розрахуємо відповідні кількості молей сірки та кисню:

$$n(S) = m(S)/M(S) = 40/32 = 1{,}25 \text{ моль},$$

$$n(O) = m(O)/M(O) = 60/16 = 3{,}75 \text{ моль}.$$

3.Визначимо відношення кількості сірки та кисню.

$$n(S)/n(O) = 1{,}25/3{,}75; \text{ або в цілих числах:}$$

$$n(S)/n(O) = 1:3.$$

Тобто простіша формула оксиду сірки SO_3.

Приклад 2.

Обчислити молярну масу газу, якщо за нормальних умов маса 0,112 л цього газу дорівнює 0,22 г.

Розв'язання.

Згідно з рівнянням Клапейрона - Менделєєва:

$$P \times V = (m/M) \times R \times T; \quad M = m \times R \times T /(P \times V),$$

де M - молярна маса, г/моль; m - маса газу, г; V - об'єм газу, (м^3); P - тиск, Па; T - температура, К.

$$M = 0.22\times8.314\times298/(101.3\times10^3\times0.12\times10^{-3}) = 44.0 \text{ г/моль}.$$

Приклад 3.

Обчислити об'єм кисню, який потрібний для згоряння 1 кг бензолу, якщо температура 20° С, тиск 99992 Па.

Розв'язання.

1). Складаємо рівняння реакції горіння бензолу.

$$2C_6H_6 + 15O_2 = 12CO_2 + 6H_2O$$

або в розрахунку на 1 моль бензолу:

$$C_6H_6 + 7{,}5\ O_2 = 6CO_2 + 3\ H_2O$$

Згідно з рівнянням реакції, на один моль бензолу витрачається 7,5 молей кисню.

M(бензолу)=12×6+1×6=78 г/моль

78 г бензолу потребує 7,5 молей кисню

1000 г бензолу потребує n молей кисню

n = 1000 ×7,5/78 = 96,2 молей кисню

2). Об'єм кисню розрахуємо згідно з рівнянням Клапейрона - Менделєєва:

$$V = n\times R\times T/P = 96.2\times8.314\times293/99992 = 2{,}34 \text{ м}^3.$$

Приклад 4.

Природний магній складається з трьох нуклідів з нуклонними числами 24, 25 і 26, вміст яких складає 78,6%, 10,1% і 11,3% відповідно. Визначити відносну атомну масу магнію.

Розв’язання.

Відносна атомна маса – це середнє значення атомних мас природної суміші ізотопів.

Нехай загальна кількість атомів магнію – N.Тоді нуклідів магнію з нуклонними числами 24, 25 і 26 буде відповідно: 0,786·N, 0,101·N і 0,113·N. Їх маси будуть складати: 0,786·24·N, 0,101·25·N і 0,113·26·N. Середня маса дорівнює:

$$A_r = \frac{0{,}786\cdot24\cdot N + 0{,}101\cdot25\cdot N + 0{,}113\cdot26\cdot N}{N} = 24{,}327$$

Приклад 5.

Виразити масу молекули води в грамах.

Розв'язання.

Молярна маса води дорівнює 18 г/моль. Відомо, що один моль будь якої речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Тоді маса однієї молекули води буде дорівнювати:

$$m(\text{молекули}) = M(H_2O) / 6{,}02 \cdot 10^{23} = 18 / 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2{,}99 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

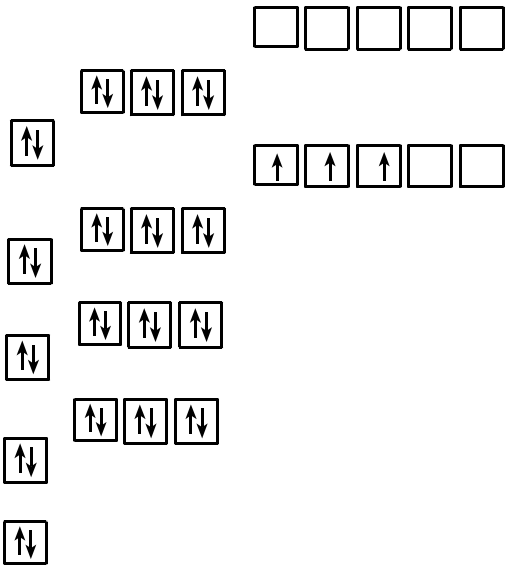
Приклад 6.

Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 41. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання.

$$Nb\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3.$$

Усі підрівні, крім *4d,* заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на 4*d* підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі *Nb 3* неспарених електрони (рис.3)



s p d

Рис.3. Електроно-графічна формула атома Ніобія.

Приклад 7.

Закінчити рівняння ядерного перетворення: ${}^{98}_{42}Mo + {}^{2}_{1}H = X + {}^{1}_{0}n$. Ізотоп якого елемента утворюється при цьому, скількі протонів та нейтронів міститься в його ядрі?

Розвязання.

Під час ядерних перетворень виконуються закони збереження заряду і маси. Заряди атомів приведені в лівому нижньому куті від символу елемента, а нуклонні (масові) числа – у верхньому лівому куті.

Нуклонне число невідомого елемента дорівнює: 98 +2 – 1= 99, а його заряд: 42 + 1 – 0 = 43.

Заряд ядра визначає елемент. Елемент з порядковим номером 43 – це Технецій:

$$^{98}_{42}Mo+^{2}_{1}H=^{99}_{43}Tc+^{1}_{0}n$$

Кількість протонів дорівнює заряду ядра – 43, кількість нейтронів – різниці між нуклонним числом і зарядом ядра: 99 – 43 = 56.

Приклад 8.

Який з кожної пари елементів виявляє більші неметалічні властивості? (*C - N; O - S; Cl - Ar*).

Розв'язання.

Неметалічні властивості в періодичній системі зростають у періодах зліва - вправо, в групах знизу - догори. Тому азот і кисень в перших парах елементів мають більші неметалічні властивості. В третьому випадку хлор виявляє більші неметалічні властивості, тому що аргон - інертний (благородний) газ, який не здатний до приймання електрона.

Приклад 9.

Визначити тип хімічного зв'язку в таких сполуках: (*O_2, H_2O, NaCl, CaO, NO_2, HF, N_2,, P_2O_5, H_2*). Для простих речовин визначити кратність зв'язку.

Розв'язання.

(*O_2*) — ковалентний неполярний (подвійний зв'язок.); (*H_2O*) — ковалентний полярний + водневий ; (*NaCl*) – йонний; (*CaO*) – йонний , (*NO_2*) – ковалентний полярний; (*HF*) — ковалентний полярний + водневий; (*N_2*) — ковалентний неполярний (потрійний зв'язок); (*P_2O_5*) — ковалентний полярний.; (*H_2*)— ковалентний неполярний (ординарний зв'язок).

Приклад 10.

Який тип гібридизації атомних орбіталей атома Карбону в молекулі $H_2C=CH_2$?

Розв'язання.

В молекулі $H_2C=CH_2$ кожен атом Карбону утворює три **σ–**зв’язки (один з іншим актомом Карбону, два інших – з двома атомами гідрогену) та один π–зв’язок (з атомом Карбону). Тому тип гібридизації атомних орбіталей Карбону sp^2.

Приклад 11.

Розрахувати вищу та нижчу теплоти згоряння метану.

Розв'язання.

Для розрахунку вищої теплоти згоряння $Q_в$ запишемо рівняння реакції

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O_{(P)}$$

Розрахунки проводимо згідно з наслідком з закону Гесса:

$$\Delta_r H°(в) = \Delta_f H°(CO_2) + 2\Delta_f H°(H_2O_{(P)}) - \Delta_f H°(CH_4) - 2\Delta_f H°(O_2) =$$

$$= -393.5+2\times(-285.8)-(-74.8)-0 = -890.3 \text{ кДж.}$$

Розрахунок виконано для 1 моля метану (22.4 л) . Зробимо перерахунок на 1 кубічний метр (1000 л).

$Q_в = -(-890.3\times1000/22.4) = 39745$ кДж

Для розрахунку $Q_н$ зробимо аналогічні розрахунки, тільки замість рідкої води візьмемо відповідне значення для водяної пари:

$$\Delta_r H°(н) = \Delta_f H°(CO_2) + 2\Delta_f H°(H_2O_{(г)}) - \Delta_f H°(CH_4) - 2\Delta_f H°(O_2) =$$

$$= -393.5+2\times(-241.8) - (-74.8) - 0 = -802.3 \text{ кДж.}$$

$$Q_н = -(-802.3 \times 1000/22.4) = 35804 \text{ кДж.}$$

Приклад 12.

Визначити, чи можливе самочинне розкладàння нітрату амонію згідно з реакціями:

а) $NH_4NO_3 = NH_3 + HNO_3$ *б)* $4\ NH_4NO_3 = 3N_2 + 2NO_2 + 8H_2O$

Розв'язання.

Можливість або неможливість самочинного перебігу хімічної реакції визначається знаком величини зміни енергії Гіббса. Якщо $\Delta G°_r < 0$, реакція принципово можлива, якщо $\Delta G°_r > 0$ - неможлива.

а) $\Delta_r G°(а) = \Delta_f G°(NH_3) + \Delta_f G°(HNO_3) - \Delta_f G°(NH_4NO_3) = -16,7 - 79,9 -$

$$- (-183,9) = 87,3 \text{ кДж.}$$

б) $\Delta_r G°(б) = 3\Delta_f G°(N_2) + 2\Delta_f G°(NO_2) + 8\Delta_f G°(H_2O_{(г)}) - 4\Delta_f G°(NH_4NO_3) =$

$$= 3\times0 + 2\times52,3 + 8\times(-228,6) - 4\times(-183,9) = -1068,6 \text{ кДж.}$$

Відповідь: можливий самочинний перебіг реакції (б).

Приклад 13.

Як зміниться швидкість реакції $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, якщо тиск в системі збільшити у два рази?

Розв'язання.

Для газів концентрація речовин прямо пропорційна до тиску. Згідно з законом діючих мас $V = k \times C(H_2)^2 \times C(O_2)$.

Позначимо початкові концентрації водню - a; кисню - b.

$$V_1 = k \times a^2 \times b.$$

Після збільшення тиску в два рази концентрація водню буде - $2a$; кисню - $2b$.

$$V_2 = k \times (2a)^2 \times (2b) = 8ka^2b. \qquad V_2/V_1 = 8ka^2b/ka^2b = 8,$$

тобто швидкість зросте у 8 разів.

Приклад 14.

Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції, що перебігає у газовій фазі, при підвищенні температури від 20 до 60 градусів за Цельсієм, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

Розв'язання.

Згідно з правилом Вант-Гоффа: $V(T_2)/V(T_1) = \gamma^{\Delta T/10} = 3^{40/10} = 81$.

Приклад 15.

Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 450К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 300 кДж/моль?

Розв'язання.

Запишемо рівняння Арреніуса для двох температур.

$$k_{400} = A \times e^{-E(акт)/(R \cdot 400)}, \qquad k_{450} = A \times e^{-E(акт)/(R \cdot 450)},$$

При однакових концентраціях відношення швидкостей реакцій буде дорівнювати відношенню констант швидкості:

$$V_{450}/V_{400} = k_{450} / k_{400} = e^{-E(акт)/R\,(1/450 - 1/400)}$$

Після логарифмування будемо мати:

$$\ln(k_{450} / k_{400}) = (-300000/8.314) \cdot (1/450 - 1/400) = 10,02$$

$$\boldsymbol{k_{450} / k_{400} = 22471}$$

Приклад 16.

Введення каталізатора при Т=300 К підвищило швидкість реакції в 100 разів. Як каталізатор змінив енергію активації?

Розв'язання.

Запишемо рівняння Арреніуса для випадку відсутності каталізатора (1) та його наявності (2)

$$k_1 = A \times e^{-E_1/(RT)}; \quad k_2 = A \times e^{-E_2/(RT)};$$

$$k_2 / k_1 = e^{E_1 - E_2/(RT)};$$

$$\ln(k_2 / k_1) = (E_1 - E_2)/(RT);$$

$$(E_1 - E_2) = RT \ln(k_2 / k_1) = 8{,}314 \cdot 300 \ln(100) = 11482 \text{Дж/моль} = 11{,}482 \text{ кДж/моль}.$$

Приклад 17.

Вихідні концентрації хлору та водню в реакції синтезу хлороводню складали 1 моль/л. Визначити рівноважну концентрацію хлороводню після досягнення стану рівноваги. Константа рівноваги для цієї реакції дорівнює 4.

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

Нехай до моменту встановлення рівноваги концентрація хлору зменшилась на X моль/л, тоді концентрація водню теж зменшиться на X моль/л (за рівнянням реакції хлор та водень реагують у співвідношенні 1:1) . Концентрація хлороводню буде складати 2X (з рівняння реакції бачимо, що з 1 моль Cl_2 утворюється 2 моль хлороводню)

Запишемо рівноважні концентрації всіх речовин, що беруть участь в реакції:

H_2 – $(1-X)$

Cl_2 – $(1-X)$

HCl – $(2X)$

Підставимо ці концентрації у вираз для константи рівноваги.

$$K = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]} = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} = 4,$$ звідси x = 0,5, 1–x = 0,5, 2x = 1.

Відповідь: концентрації водню та хлору будуть 0.5 моль/л, а концентрація хлороводню буде 1 моль/л.

Приклад 18.

В посудині об'ємом 0,5 л змішали 0.5 моля водню та 1.0 моль вуглекислого газу. Обчислити константу рівноваги реакції:

$$CO_2 + H_2 = CO + H_2O_{(г)},$$

якщо відомо, що до моменту встановлення рівноваги прореагувало 50% водню.

Розв'язання.

До моменту встановлення рівноваги прореагувало (0.5×50)/100=0,25 моль водню. Згідно з рівнянням реакції, прореагувало вуглекислого газу 0,25 моль і утворилось води та оксиду вуглецю (II) по 0,25 моль. Рівноважні кількості (CO_2, H_2, CO, H_2O) складуть 0.75; 0,25; 0,25;

0,25 моль. Концентрації цих речовин відповідно складуть: (*C=n/V):* 1,5; 0,5; 0,5; 0,5 моль/л.

$$K = \frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]} = \frac{0{,}5\cdot 0{,}5}{1{,}5\cdot 0{,}5} = 0{,}33$$

Приклад 19.

За допомогою таблиць стандартних термодинамічних величин визначити константу рівноваги реакції синтезу аміаку.

Розв'язання.

1. Запишемо рівняння реакції: $N_2 + 3H_2 = 2\ NH_3$

2. За допомогою таблиць стандартних термодинамічних величин розрахуємо зміну енергії Гіббса для цієї реакції:

$\Delta G^0_{x.p.} = 2\ \Delta G^0_f(NH_3) - \Delta G^0_f(N_2) - 3\Delta G^0_f(H_2) = 2\ (-16{,}7) = -33{,}4$ кДж/моль

3. Розрахуємо константу рівноваги.

$$\Delta G^0 = -RT\ln K, \quad \ln K = -\Delta G^0/RT = 33{,}4\cdot 10^3/(8.314\cdot 298) = 13{,}4;$$

$$K = e^{13{,}4} = 6.6\cdot 10^5.$$

Приклад 20.

Для хімічної реакції:

$$Ca_{(к)} + 2\ H_2O_{(г)} = Ca(OH)_{2\ (к)} + H_{2(г)};\ \Delta H^0_r = 147{,}8\ кДж,$$

записати вираз для константи рівноваги і вказати як треба змінити параметри системи, щоб змістити рівновагу в бік утворення продуктів реакції.

Розв’язання.

Наведена система гетерогенна, тому до виразу закону діючих мас не входить концентрація твердофазних компонентів:

$$K = \frac{[H_2]}{[H_2O]^2},$$

Приклад 21.

Визначте масову долю нітратної кислоти в розчині, 1 л якого містить 224 г HNO_3, густина розчину 1,12 г/мл.

Розв'язання.

Маса розчину: $m = \rho V$ = 1,12 г/мл 1000 мл = 1120 г.

Масова доля розчиненої речовини буде:

$$\omega = \frac{m(HNO_3)}{m(розчину)} = \frac{224г}{1120г} = 0{,}2 = 20\%.$$

Приклад 22.

Визначити молярну концентрацію фосфатної кислоти в розчині з масовою часткою її 47,7%, густина розчину дорівнює 1.315 г/мл.

Розв'язання.

В 100 г розчину знаходяться 47,7 г H_3PO_4 і 53,3 г H_2O.

Об'єм розчину дорівнює: $V = m/\rho$ = 100г / 1,315г/мл = 76 мл.

Молярна концентрація буде:

$$C(H_3PO_4) = \frac{m(H_3PO_4)}{M(H_3PO_4) \cdot V} = \frac{47{,}7г}{98г/моль \cdot 0{,}076л} = 6{,}4г/моль$$

Приклад 23.

Розрахуйте концентрацію іонів в розчині сульфату натрію, концентрація якого складає 1 моль/л.

Розв'язання.

Оскількі ця сіль є сильним електролітом, то вона дисоціює повністю:

$$Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}.$$

З рівняння дисоціації маємо:

$[Na^+]$ = 2 $C(Na_2SO_4)$ = 2·1= 2 моль/л. $[SO_4^{2-}]$ = $C(Na_2SO_4)$ = 1моль/л.

Приклад 24.

Концентрація ціанід–іонів в 1 М розчині синильної (ціанідної) кислоти дорівнює $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте ступінь і константу дисоціації кислоти.

Розв'язання.

Рівняння дисоціації має вигляд: $HCN = H^+ + CN^-$.

Ступінь дисоціації визначається за формулою:

$$\alpha = C_{іонів}/C_{загальне} = 2 \cdot 10^{-5}/\ 1 = 2 \cdot 10^{-5}.$$

Згідно з рівніння Освальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha} \approx \alpha^2 C = (2 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 1 = 4 \cdot 10^{-10}.$$

Приклад 25.

Визначити температуру замерзання 20% водного розчину гліцерину ($CH_2OH–CHOH–CH_2OH$), якщо кріоскопічна стала води 1,86.

Розв'язання.

Згідно з законом Рауля:

$$\Delta T_{зам} = K_{КР} \times m_1 \times 1000/(M \times m_2)$$

де $K_{КР}$ - кріоскопічна стала;

m_1 і M - маса розчиненої речовини та її молярна маса;

m_2 - маса розчинника.

Розглянемо 100 г розчину. Тоді m_1 = 20 г; m_2= 80 г;

$$M=12\times3+8\times1+16\times3=92 \text{ г/моль.}$$

$$\Delta T_{зам} = 1{,}86 \times 20 \times 100 / (92 \times 80) = 0{,}5 \text{ К.}$$

$T_{зам} = 0°C - \Delta T_{зам} = - 0{,}5 °C.$

Приклад 26.

Розрахуйте pH 0,1 М розчину КОН.

Розв'язання.

Гідроксид калію є сильним електролітом, тому концентрація іонів OH^- дорівнює 0,1 моль/л.

Запишем вираз для іонного добутку $K_i = [H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}$. Звідси:

$$[H^+] = K_i / [OH^-] = 10^{-14} / 0{,}1 = 10^{-13}.$$

$$pH = - \lg [H^+] = - \lg 10^{-13} = 13.$$

Приклад 27.

Розрахуйте pH 0,1 М розчину CH_3COOH , якщо відомо, що константа дисоціації CH_3COOH дорівнює $1{,}7\cdot10^{-5}$..

Розв'язання.

Ацетатна (оцтова) кислота є слабким електролітом. Для розрахунків концентрацій іонів використуємо рівняння Освальда:

$$K = \alpha^2 C, \quad \alpha = \sqrt{K / C} = \sqrt{1{,}7 \cdot 10^{-5} / 0{,}1} = 1{,}3 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація іонів гідрогену буде: $[H^+] = \alpha\cdot C = 1{,}3\cdot10^{-2} \cdot 0{,}1 = 1{,}3\cdot10^{-3}$.

$$pH = - \lg [H^+] = - \lg 1{,}3\cdot10^{-3} = 2.89.$$

Приклад 28.

Скласти молекулярні та іонні рівняння гідролізу ціаніду калію. Який характер буде мати розчин?

Розв’язання.

Ціанід калію – сіль, що утворена слабкою кислотою (HCN) і сильною основою (КОН), гідроліз буде відбуватися по аніону.

Рівняння в молекулярному вигляді:

$$KCN + H_2O = HCN + KOH.$$

Рівняння в іонному вигляді:

$$CN^- + H_2O = HCN + OH^-.$$

В звязку з утворенням іонів OH^- середовище буде лужним.

Приклад 29.

Випаде, чи ні осад при змішуванні 200 мл 0,001 М розчину $AgNO_3$ і 100 мл $2 \cdot 10^{-5}$ М розчину HCl. ($ДР_{AgCl} = 1{,}7 \cdot 10^{-10}$)

Розв'язання.

Випадіння осаду можливе при виконанні нерівності:

$$[Ag^+] \times [Cl^-] > ДР(AgCl)$$

Після змішування концентрації іонів змінюються завдяки розведенню:

$$[Ag^+] = \frac{C(AgNO_3) \cdot V(AgNO_3)}{V(AgNO_3) + V(HCl)} = \frac{10^{-3} \cdot 200}{100 + 200} = 6{,}7 \cdot 10^{-4}\ моль/л.$$

$$[Cl^-] = \frac{C(HCl) \cdot V(HCl)}{V(AgNO_3) + V(HCl)} = \frac{2 \cdot 10^{-5} \cdot 100}{100 + 200} = 6{,}7 \cdot 10^{-6}\ моль/л.$$

$$[Ag^+] \times [Cl^-] = 4{,}5 \cdot 10^{-9} > ДР(AgCl).$$

Тобто осад AgCl випаде.

Приклад 30.

Що таке пил? Які фактори впливають на пожежонебезпечність пилу? Чому дорівнює ступінь дисперсності пилу, якщо він складається з часток розміром 0,0002 см?

Розв'язання.

Пил - це дисперсна система, яка утворена з газоподібного середовища та твердої дисперсної фази. Пили відносять до аерозолів, в котрих дисперсійним середовищем є повітря. Пили можуть утворюватися при механічному здрібненні твердих речовин, а також методами кристалізації та сублімації. Пили можуть знаходитись в осаджуваному і завислому станах. Осаджений пил називається ***аерогелем***, завислий - ***аерозависсю***. Горіння аерозависей проходить подібно до горіння газоповітряних сумішей, тобто звичайно у вигляді вибуху.

Суттєвий вплив на властивості пилу чинить ступінь дисперсності – це величина зворотня до середнього розміру частки пилу *(n=1/a).* Чим більша ступінь дисперсності, тим пил є пожежо– та вибухонебезпечнішим. На горіння пилів також впливає хімічна активність речовини, з якої утворений пил, його адсорбційна здатність, схильність до електризації.

$$n = 1/a = 1/0.0002 = 5000\ (см^{-1})$$

Приклад 31.

Записати схему гідрозоля, що утворюється при змішуванні розчину $AgNO_3$ з надлишком розчину KCl.

Розв'язання.

При змішуванні розчинів утворюється осад AgCl в умовах надлишку іонів Cl^-

$$AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3.$$

Схему міцели, що утвориться, зображують так:

{ m [AgCl] n Cl^- (n-x) K^+ }$^{x-}$.

де m – кількість молекул AgCl в ядрі частки, n – кількість надлишкових іонів Cl^-, що адсорбовані на поверхні ядра, (n-x) – кількість протиіонів в колоїдній частці, x – кількість іонів в дифузійному шарі.

Приклад 32.

Що таке піни, як вони утворюються і де використовуються в пожежній справі?

Розв'язання.

Піною називається комірково–плівочна система, окремі бульбочки (комірки) якої зв'язані одна з одною у загальному каркасі розділяючими плівками. Для утворення стійкої піни необхідна наявність в системі стабілізатора (піноутворювача). В якості піноутворювачів застосовують поверхневоактивні речовини. Поверхнево активні речовини знижують поверхневий натяг і зміцнюють розділяючі плівки. Низькомолекулярні ПАР (спирти, кислоти, мила, феноли) утворюють піни з низькою структурно–механічною міцністю. Високомолекулярні ПАР здатні утворювати піни з високою структурно–механічною міцністю.

За способом утворення піни поділяють на хімічні та повітряно–механічні. Хімічна піна утврюється під час утворення газу за допомогою якоїсь хімічної реакції (газоутворюючий процес).

Піни широко застосовуються в якості засобу пожежогасіння. Вони мають більш високу ізолюючу дію порівняно з іншими засобами пожежогасіння. Особливо ефективні піни при гасінні нафтопродуктів.

Приклад 33.

Розрахувати ступінь окиснення хрому в сполуці $K_2Cr_2O_7$.

Розв'язання.

Ступені окиснення *K* та *O* дорівнюють відповідно +1 та –2. Враховуючи, що алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю, складемо рівняння: 2·(+1) + 2·x + 7·(–2) = 0; x = +6.

Приклад 34.

Встановити коефіцієнти в рівнянні:

$$KMnO_4 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Розв'зання.

По-перше, треба визначити ступені окиснення елементів:

$$\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4}+\overset{+1}{H_3}\overset{+3}{P}\overset{-2}{O_3}+\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}\rightarrow\overset{+2}{Mn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}+\overset{+1}{H_3}\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4}+\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}+\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Ступінь окиснення змінюється у атомів *Mn* і *P*. Ці зміни можна виразити електронними рівняннями:

$$\overset{+7}{Mn}+5e=\overset{+2}{Mn}-відновлення$$

$$\overset{+3}{P}-2e=\overset{+5}{P}-окиснення$$

Кількість відданих електронів повинна дорівнювати кількості прийнятих електронів. Для цього першу реакцію треба помножити на 2, другу - на 5 (+10 е та –10 е). Вносимо ці коефіцієнти в рівняння реакції. Коефіцієнти перед речовинами, атоми яких не змінюють ступінь окиснення, знаходимо шляхом підбору:

$$2\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4}+5\overset{+1}{H_3}\overset{+3}{P}\overset{-2}{O_3}+3\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}\rightarrow2\overset{+2}{Mn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}+5\overset{+1}{H_3}\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4}+\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}+3\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Приклад 35.

Розрахувати ЕРС гальванічного елемента:

$$A(-)Zn\,|ZnSO_4(C=0{,}01M)\,||\,CuSO_4(C=1{,}0M)\,|Cu(+)K$$

Напишіть рівняння реакції, що відбувається під час роботи гальванічного елемента.

Розв'язання.

Значення електродних потенціалів визначається за рівнянням Нернста:

$$\varphi(Zn/Zn^{2+})=\varphi^{\circ}(Zn/Zn^{2+})+(0{,}059/2)lg0{,}01 = -0{,}819\ В.$$

$$\varphi(Cu/Cu^{2+}) =\varphi^{\circ}(Cu/Cu^{2+}) + (0{,}059/2)\ lg1 = +0{,}337\ В.$$

ЕРС (*E*) визначається різницею електродних потенціалів катода та анода:

$$E = \varphi(K) - \varphi(A) = 0{,}337 - (-0{,}819) = 1{,}156\ В.$$

На аноді відбувається окислювальний процес: *(А) $Zn - 2e = Zn^{2+}$*

На катоді відбувається відновний процес: *(К) $Cu^{2+} + 2e = Cu$.*

Сумарне рівняння реакції буде мати вигляд: *$Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$.*

Приклад 36.

Скільки і яких речовин виділиться на електродах при електролізі розчину сульфату цинку з інертними електродами, якщо протягом 1 години пропущено струм силою 5 А? Вихід за струмом металу та водню на катоді складають по 50 %, вихід за струмом газу на аноді 100% .

Розв'язання.

1). На катоді перебігають такі реакції:

$$(К)\ Zn^{2+} + 2e = Zn, \qquad 2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-.$$

На аноді вилучиться кисень

$$(А)\ 2H_2O - 4e = 4H^+ + O_2.$$

Маса речовин, що утворюється при електролізі, визначається законом Фарадея: $m = m(e) \cdot I \cdot t \cdot \omega / F$,

$m(e)(Zn)=A(Zn)/2$=65,4/2=32,7г/моль; $m(e)(O)=A(O)/2$=16/2=8 г/моль;

$m(e)(H) = A(H)/1$=1 г/моль.

$m(Zn)$=32.7·5·3600·0,5/96500=3,05г; $m(H)$=1·5·3600·0,5/96500=0,093 г.;

$m(O)$=8·5·3600/96500= 1,49 г.

Приклад 37.

Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні барію? Густина барію та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м^3 відповідно.

Розв'язання.

1. Захисні властивості оксидної плівки визначаються за допомогою критерію Піллінга–Бедвордса. Захисними властивостями володіють плівки на поверхні таких металів, для яких відношення молярного об'єму оксиду до об'єму оксиду, з якого утворився оксид, знаходиться в межах 1–2,5.

2. $2Ba + O_2 = 2BaO$

3. V(оксиду)=m(оксиду)/ρ(оксиду)=0,153/2270 = $6{,}74 \times 10^{-5}$ м^3

4. V(металу)=m(металу)/ρ(металу) = 0,137/970 = $1{,}41 \times 10^{-4}$ м^3

5. V(оксиду)/V(металу)= $6{,}74 \times 10^{-5}/1{,}41 \times 10^{-4}$=0,478.

Плівка оксиду барію не володіє захисними властивостями.

Приклад 38.

Як відбувається корозія заліза, покритого міддю а) у вологому середовищі; б) в кислому середовищі, якщо це покриття пошкоджено?

Розв'язання.

При контакті двох металів, що знаходяться в електропровідному розчині, виникають гальванопари:

а) у вологому повітрі: $A(-)Fe\,|H_2O,\ O_2\,|Cu(+)K;$

б) у кислому середовищі: $A(-)Fe\,|H_2O,\ H^+\,|Cu(+)K.$

Більш активний метал - залізо буде в обох випадках окислюватися:

$$(A)\ Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$$

Менш активний метал — мідь буде грати роль катода, на якому проходитимуть такі процеси:

а) $(K)\ O_2 + H_2O + 4e = 4\ OH^-$, б) (К) $2H^+ + 2e = H_2$.

Таким чином, можна зробити висновок, що менш активний метал – мідь не захищає більш активний метал – залізо у разі пошкодження мідного покриття.

Приклад 39.

Дати назву таким сполукам: K_3PO_4, K_2HPO_4, $Al(OH)_2Cl$, SO_2, PCl_3, $Al(OH)_3$,. До якого класу сполук відносяться ці речовини.

Розв'язання.

K_3PO_4, – (орто)фосфат калію – сіль, K_2HPO_4 – гідрогенфосфат калію – кисла сіль, $Al(OH)_2Cl$ – дигідроксид хлорид алюмінію – основна сіль, SO_2 – оксид сульфуру (IV) – оксид, PCl_3 – хлорид фосфору (III), $Al(OH)_3$ – гідроксид алюмінію – основа.

Приклад 40.

Який об'єм газу (н.у.) вилучиться при реакції 10 г міді з надлишком концентрованого розчину азотної кислоти?

Розв'язання.

1. При реакції концентрованої азотної кислоти з неактивними металами вилучається оксид азоту (IV):

$$Cu + 4\ HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

З рівняння реакції видно, що при реакції 1 молю міді вилучається 2 моля, або 2×22.4=44.8 л диоксиду азоту.

2. Визначимо кількість міді: $n=m/A$=10/63.5=0,16 моль.

3. Визначимо об'єм диоксиду азоту: V=0,16×44.8=7.1 л.

Приклад 41.

Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow NaBr \rightarrow NaNO_3$.

Для кожної речовини дати назву, вказати до якого класу неорганічних речовин відноситься кожна сполука. Для окисно-відновних реакцій написати електроні рівняння, для іонообмінних – іонні рівняння.

Розв'язання.

1. $4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$,

$$Na - e = \overset{+1}{Na}, \times 4$$

$$2\overset{0}{O} + 4e = 2\overset{-2}{O}. \times 1$$

2. $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$,

3. $NaOH + HBr \rightarrow NaBr + H_2O$,

в іоному вигляді: $Na^+ + OH^- + H^+ + Br^- \rightarrow Na^+ + Br^- + H_2O$

в скороченому іоному вигляді: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

4. $NaBr + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgBr\downarrow$,

в іоному вигляді: $Na^+ + Br^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow Na^+ + NO_3^- + AgBr\downarrow$,

в скороченому іоному вигляді: $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$.

Назви і класи сполук: *Na* – натрій, проста речовина – метал; Na_2O – оксид натрію, клас – оксиди; *NaOH* – гідроксид натрію, клас – основи; *NaBr* – бромід натрію, клас – сіль; $NaNO_3$ – нітрат натрію, клас – сіль.

Приклад 42.

В замкненій посудині змішали 8 г водню і 128 г кисню. Суміш вибухнула. Скільки води утвориться?

Розв'язання.

1. Визначимо кількість водню і кисню в суміші:

n(водню)=m/M=8/2=4 моль; *n(кисню)=m/M*=128/32=4 моль.

2. Згідно з рівнянням реакції, $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, водень з киснем реагують у співвідношенні 2:1, тобто кисень знаходиться в надлишку. Тому розрахунки ведемо за воднем.

3. З двох молей водню утвориться 2 моля води, а з 4 відповідно 4 моля.

Відповідь: утвориться 4 моля води.

Приклад 43.

Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

$$HCl \rightarrow H_2 \rightarrow KH \rightarrow KOH \rightarrow KCl.$$

Для кожної речовини дати назву, вказати до якого класу неорганічних речовин відноситься кожна сполука.. Для окисно-відновних реакцій написати електроні рівняння, для іонообмінних – іонні рівняння.

Розв'язання.

1. $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$,

$$2\overset{+1}{H} + 2e = 2\overset{0}{H},$$

$$\overset{0}{Zn} - 2e = \overset{+2}{Zn}.$$

2. $H_2 + 2K = 2KH$,

$$2\overset{0}{H} + 2e = 2\overset{-1}{H}, \times 1$$

$$\overset{0}{K} - e = \overset{-1}{K}. \times 2$$

3. $KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$.

$$\overset{-1}{H} - e = \overset{0}{H},$$

$$\overset{+1}{H} + e = \overset{0}{H}.$$

4. $KOH + HCl = KCl + H_2O$,

$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = K^+ + Cl^- + H_2O$, $H^+ + OH^- = H_2O$.

Назви речовин та класи сполук: HCl – хлоридна кислота, H_2 – водень, неметал, KH – гідрид калію, KOH – гідроксид калію.

Приклад 44.

Запишіть структурні формули і надайте назви ізомерам вуглеводню, формула якого C_4H_8. До якого класу органічних сполук відноситься цей вуглеводень?

Розв'язання.

Цей вуглеводень відноситься або до гомологічного ряду етиленових вуглеводнів або до циклоалканів (загальні формули C_nH_{2n}). Можливі наступні ізомери з формулою C_4H_8.

$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ – бутен-1;

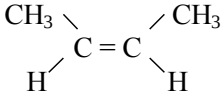
$$CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}}-CH_3$$ – 2-метил-пропен;

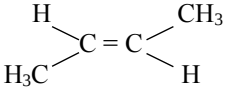
$CH_3-CH=CH-CH_3$ – бутен-2;

$CH_2–CH_2$ – циклобутан;
$|\quad|$
$CH_2–CH_2$

$CH_2–CH–CH_3$ – метил-циклопропан;
$|\quad/$
CH_2

Бутен-2 може існувати в двох просторових ізомерних формах:


– ціс-бутен-2


– транс-бутен-2

Приклад 45.

Напишіть приклади реакцій заміщення пропана які відбуваються при його взаємодії з Cl_2, Br_2 і HNO_3.

Розв‘язання.

Для алканів характерні реакції заміщення атомів карбону, які відбуваються за радикальним механізмом. Умови ініціювання таких реакцій є опромінювання світлом, великі температура і тиск.

а) хлорування:

$$CH_3–CH_2–CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[-HCl]{h\nu} CH_3–CH_2–CH_2Cl \xrightarrow[-HCl]{h\nu} \rightarrow$$

$$\rightarrow CH_3–CH_2–CHCl_2 \xrightarrow[-HCl]{h\nu} CH_3–CH_2–CCl_3,$$

б) бромування алканів відбувається при більш жорстких умовах, бром заміщує гідроген переважно у середині молекули:

$$CH_3–CH_2–CH_3 \xrightarrow[-HBr]{Br_2,h\nu,T} CH_3–CHBr–CH_3,$$

в) нітрування:

$$CH_3–CH_2–CH_3 + HNO_3 \xrightarrow[-H_2O]{P,T} CH_3–CH_2–CH_2–NO_2.$$

Приклад 46.

Напишіть рівняння реакцій взаємодії пропену з Cl_2, H_2 і HCl. Дати назву отриманим сполукам.

Розв’язання.

Реакції приєднання відбуваються за подвійним зв’язком:

$$а)\ CH_3–CH=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3–\underset{Cl}{CH} – \underset{Cl}{CH_2} – 1,1– дихлорпропан,$$

$$б)\ CH_3–CH=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3–CH_2 – CH_3\ – пропан,$$

$$в)\ CH_3–CH=CH_2 + \overset{+}{H}\overset{-}{Cl}\ + CH_3 – \underset{Cl}{CH}–CH_3\ –2\text{-}хлорпропан.$$

Реакція (*в*) відбувається за правилом Марковникова. Позитивно заряджена частина полярної молекули приєднується до найбільш гідрогенізованого атома карбону, а негативно заряджена – до найменш гідрогенізованого атома карбону, які утворили кратний зв'язок.

Приклад 47.

Запропонуйте спосіб отримання бутин-2 з н-бутана.

Розв'язання.

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 \xrightarrow[T,(-HBr)]{+Br_2,h\nu} CH_3–\underset{Br}{CH}–CH_2–CH_3 \xrightarrow[-HBr]{KOH(спирт)} \rightarrow$$

$$\rightarrow CH_3–CH=CH–CH_3 \xrightarrow[h\nu]{Br_2} CH_3–\underset{Br}{CH}–\underset{Br}{CH}–CH_3 \xrightarrow[-2HBr]{KOH(спирт)} \rightarrow$$

$$\rightarrow CH_3–C\equiv C–CH_3$$

Приклад 48.

Ароматична нітросполука має склад: *C*–37% ; *H*–2,2%; *N*–18,5%; *O*–42,3%. Встановити простішу формулу цієї сполуки.

Розв'язання.

1. 100 г речовини будуть вміщувати таку кількість молей атомів кожного елементу:

n(C)=m(C)/A(C)=37,0/12=3,08; *n(H)=m(H)/A(H)*=2,2/1=2,2;

n(N)=m(N)/A(N)=18,5/14=1,32; *n(O)=m(O)/A(O)*=42,3/16=2,64.

2. Розрахуємо співвідношення кількості молей атомів усіх елементів:

n(C) : n(H) : n(N) : n(O) = 3,08 : 2,20 : 1,32 : 2,64

Це співвідношення буде відповідати простішій формулі речовини, якщо воно буде виражене найменшими цілими числами.

n(C) : n(H) : n(N) : n(O) = 7 : 5 : 3 : 6,

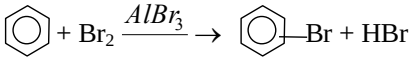
тобто простіша формула речовини $C_7H_5N_3O_6$.

Приклад 49.

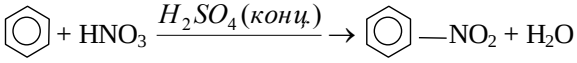
Запропонувати методи введення в бензенове кільце таких замісників: –Br, $–NO_2$, $–CH_3$.

Розв'язання.

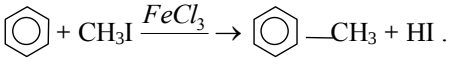
Для отримання моногалогенпохідних бензену, треба використовувати в якості каталізаторів "кислоти Льюіса" ($AlCl_3$, $AlBr_3$, $FeCl_3$):



Нітрогрупа в бензенове кільце вводиться при дії “нітруючуї суміші” (нітратна + концентрована сульфатна кислоти):



Для введення вуглеводневих радикалів використовуєтьс реакція Фріделя–Крафтса, яка відбувається в присутності кислот Льюіса:



Приклад 50.

Здійснити перетворення і дати назви всім продуктам:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_5C1 \rightarrow C_2H_5OH$$

Розв'язання.

$$C_2H_6 + C1_2 \xrightarrow{h\nu} C_2H_5C1 + HC1$$

хлоретан

$$C_2H_5C1 + H_2O \xrightarrow{NaOH} C_2H_5OH + HC1$$

етанол

Приклад 51.

Яку кількість етилацетату можна добути з 23 г етанолу і 12 г оцтової кислоти?

Розв'язання.

1. Етилацетат можна добути за реакцією:

$$CH_3{-}C{=}O \quad + \; C_2H_5OH \rightarrow \; CH_3{-}C{=}O \quad + H_2O.$$

$$\quad\quad\quad

3. З рівняння реакції бачимо, що з 1 моля кислоти утворюється 1 моль ефіру. Кислоти маємо 0,2 моль, тобто ефіру утвориться теж 0,2 моль.

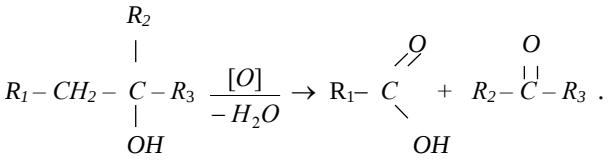
$$m(\text{ефіру}) = n(\text{ефіру}) \times M(\text{ефіру}) = 0{,}2 \times 88 = 17{,}6 \text{ г.}$$

Приклад 52.

В чому полягає особливість окиснення третинних спиртів?

Розв'язання.

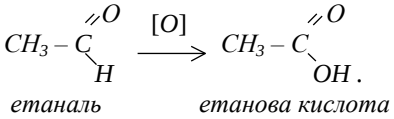
Первинні та вторинні спирти окиснюються без руйнування вулецевого ланцюга, при цьому утворюються відповідно альдегіди та кетони. Третинні спирти окиснюються значно важче з руйнуванням вулецевого ланцюга і утворенням суміші кислоти і кетону:



Приклад 53.

Яка маса і якої кислоти утвориться при окисненні 10 г етаналю?

Розв'язання.



Розрахуємо кількість молей етаналю:

$$n(\text{етаналю}) = \frac{m(\text{етаналю})}{M(\text{етаналю})} = \frac{10}{44} = 0{,}227 \text{ моль}$$

Кількість етанової кислоти така ж сама як і кількість етаналю (n(етанової кислоти) = n(етаналю)). Розрахуєм масу кислоти:

m (етанової кислоти) = n (етанової кислоти) · M(етанової кислоти) =

= 0,227 · 60 = 13,62 г.

Приклад 54.

Що таке бродіння сахарів? Чим воно викликається?

Розв'язання.

Бродінням спиртів називають розщеплення молекул сахарів з виділенням вуглекислоти. Бродіння відбувається під впливом ферментів (ензимів). Ферменти – це біологічні каталізатори, які виробляються організмами.

Відомо багато типив бродіння. Найбільш відомим є спиртове бродіння. Процес бродіння – багатостадійний складний процес, кінцевими продуктами якого є етанол і вуглекислий газ:

$$C_6H_{12}C_6 \rightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2\uparrow.$$

Крім спиртового бродіння відомо багато інших типів бродіння: лимонокисле, олійнокисле, ацетонобутанолове.

Приклад 55.

Які продукти утворюються під час хлорування карбонових кислот?

Розв'язання.

Під час хлорування карбонових кислот утворюються хлорпохідні карбонових кислот. Галогенування йде по вуглеводневому радикалу:

$$H_3C - COOH + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - COOH + HCl.$$

Приклад 56.

Записати рвіняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

$$CH_3 - CH_2 - CH_3 \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH_2 - NO_2 \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH_2,$$

Для кожної органічної речовини дати назву.

Розв'язання.

$$\underset{\text{пропан}}{1.\ CH_3 - CH_2 - CH_3} + HNO_{3(\text{розч.})} \xrightarrow{T^o,\ P} \underset{\text{1–нітропропан}}{CH_3 - CH_2 - CH_2 - NO_2} + H_2O$$

$$\underset{\text{1 – нітропропан}}{2.CH_3 - CH_2 - CH_2 - NO_2} + 6\ [H] \rightarrow \underset{\text{пропіламін}}{CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH_2} + 2H_2O,$$

Приклад 57.

Яку кількість бутадієнового каучуку можна добути з 5 кг етанолу за методом Лебедєва?

Розв'язання.

1. За методом Лебедєва з етанолу отримують бутадієн:

$2CH_3CH_2OH \rightarrow CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2O + H_2$,

а з бутадієну - каучук:

$n\ CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH{=}CH-CH_2-)_n$.

З рівняння бачимо, що з 2 молів спирту утворюється 1 моль бутадієну, а маса каучуку дорівнює масі бутадієну.

2. $n(C_2H_5OH) = m(C_2H_5OH)/M(C_2H_5OH)$ =5000/46 = 108,7 моль;

$n(C_4H_6) = n(C_2H_5OH)/2$= 108,7/2 = 54,35 моль.

3. $m(\text{каучуку})=m(C_4H_6)= n(C_4H_6)\times M(C_4H_6)$ = 54,35 × 54 = =2934,8г.

Приклад 58.

Запропонуйте методику очищення газів від сірководню. Наведіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язання.

Сірководень (H_2S) – токсичний газ. Ця речовина прявляє кислотні властивості, тому для її поглинання можна використовувати речовини основної природи. Наприклад для поглинання H_2S можна використати розчини лугів:

$$H_2S + 2KOH = K_2S + 2H_2O.$$

В разі наявності в газах інших кислих компонентів, сірководень можна окислити за реакцією:

$$2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O.$$

Сірку, що утворюється під час реакції, можна відділити за допомогою фільтрів.

Приклад 59.

Як очистити промислові стічні води від сполук ніколю? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язання.

Розчинені сполуки ніколю є токсичними речовинами тому їх викиди в воду або грунт неприйнятні з екологічних міркувань.

При великому вмісті сполук ніколю у воді їх можна виділяти електролізом:

$$(K) \quad Ni^{2+} + 2e = Ni, \qquad 2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^- \text{ (побічний процес).}$$

Ніколь також можна відновити за допомогою більш активного металу:

$$Ni^{2+} + Fe = Ni + Fe^{2+}$$

При цьому требу взяти до уваги, що розчин забруднюється іонами більш активного металу (Fe^{2+}).

Крім того, ніколь можна виділити в вигляді нерозчиненої речовини:

$$Ni^{2+} + 2OH^- = Ni(OH)_2\downarrow$$

Приклад 60.

Чому для очищення навколишнього середовища від радіоактивних відходів не можна використати відділення радіактивних ізотопів від нерадіоактивних хімічними методами.

Розв'язання.

Ізотопи як радіактивні, так і нерадіоактивні, мають практично одні і такі ж самі хімічні властивості. Це пояснюється тим, що будова електроних оболонок залежить тільки від заряду ядра і не залежить від атомної маси.

ВАРІАНТИ ТА КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

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

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

Вариант	**Номера завдань**														
1	121	131	141	151	161	171	181	191	201	211	221	231	241	251	261
2	122	132	142	152	162	172	182	192	202	212	222	232	242	252	262
3	123	133	143	153	163	173	183	193	203	213	223	233	243	253	263
4	124	134	144	154	164	174	184	194	204	214	224	234	244	254	264
5	125	135	145	155	165	175	185	195	205	215	225	235	245	255	265
6	126	136	146	156	166	176	186	196	206	216	226	236	246	256	266
7	127	137	147	157	167	177	187	197	207	217	227	237	247	257	267
8	128	138	148	158	168	178	188	198	208	218	228	238	248	258	268
9	129	139	149	159	169	179	189	199	209	219	229	239	249	259	269
10	130	140	150	160	170	180	190	200	210	220	230	240	250	260	270
11	121	132	143	154	165	176	187	198	209	220	221	232	243	254	265
12	122	133	144	155	166	177	188	199	210	211	222	233	244	255	266
13	123	134	145	156	167	178	189	200	201	212	223	234	245	256	267
14	124	135	146	157	168	179	190	191	202	213	224	235	246	257	268

15	125	136	147	158	169	180	181	192	203	214	225	236	247	258	269
16	126	137	148	159	170	171	182	193	204	215	226	237	248	259	270
17	127	138	149	160	161	172	183	194	205	216	227	238	249	260	261
18	128	139	150	151	162	173	184	195	206	217	228	239	250	251	262
19	129	140	141	152	163	174	185	196	207	218	229	240	241	252	263
20	130	131	142	153	164	175	186	197	208	219	230	231	242	253	264
21	122	134	146	158	161	173	185	197	209	211	223	235	247	259	263
22	123	135	147	159	162	174	186	198	210	212	224	236	248	260	264
23	124	136	148	160	163	175	187	199	201	213	225	237	249	251	265
24	125	137	149	151	164	176	188	200	202	214	226	238	250	252	266
25	126	138	150	152	165	177	189	191	203	215	227	239	241	253	267
26	127	139	141	153	166	178	190	192	204	216	228	240	242	254	268
27	128	140	142	154	167	179	181	193	205	217	229	231	243	255	269
28	129	131	143	155	168	180	182	194	206	218	230	232	244	256	270
29	130	132	144	156	169	171	183	195	207	219	221	233	245	257	261
30	121	133	145	157	170	172	184	196	208	220	222	234	246	258	262
31	130	139	148	157	166	175	184	193	202	211	230	239	248	257	266
32	129	138	147	156	165	174	183	192	201	220	229	238	247	256	265
33	128	137	146	155	164	173	182	191	210	219	228	237	246	255	264
34	127	136	145	154	163	172	181	200	209	218	227	236	245	254	263
35	126	135	144	153	162	171	190	199	208	217	226	235	244	253	262
36	125	134	143	152	161	180	189	198	207	216	225	234	243	252	261
37	124	133	142	151	170	179	188	197	206	215	224	233	242	251	270
38	123	132	141	160	169	178	187	196	205	214	223	232	241	250	269
39	122	131	150	159	168	177	186	195	204	213	222	231	250	259	268
40	121	130	149	158	167	176	185	194	203	212	221	240	249	258	267

1. Яка кількість молекул міститься в 3 $см^3$ повітря за нормальних умов (н.у.)?

2. За н.у. маса 0,28 $дм^3$ газу дорівнює 0.36 г. Обчисліть молярну масу і масу однієї молекули цього газу.

3. Молекула речовини має масу 2.66×10^{-25} кг. Чому дорівнює молярна маса речовини?

4. Який об'єм за н.у. займають 1.69×10^{22} молекул газу?

5. Обчисліть масу кисню, яка потрібна для згоряння 25 л метану (н.у.).

6. Який об'єм вуглекислого газу утворюється під час згоряння 1 $м^3$ бутану?

7. Який об'єм кисню (Р=110 кПа; Т=294 К) потрібний для повного згоряння 50 г алюмінієвого порошку?

8. Карбід кальцію масою 19 г розчинили у воді. Який об'єм газу виділиться за н.у.?

9. Визначити, який об'єм займатимуть 56 г пари води при 398 К і 100 кПа.

10. Маса 0,55 $м^3$ газу дорівнює 289,8 г за н.у. Визначте масу однієї молекули газу.

11. Визначити, ізотоп якого елемента (*E*) утворюється при ядерних перетвореннях:

а) $N^{14}+\alpha \rightarrow p + E$;

б) $Al^{27} + N^{14}. \rightarrow .\alpha + E$, в) $P^{31} + n \rightarrow p + E.$

12. Мідь у природі зустрічається у вигляді ізотопів з масовими числами 63 і 65, вміст яких становить 73 і 27 % відповідно. Обчисліть середню атомну масу міді.

13. Хлор в природі зустрічається у вигляді ізотопів з масовими числами 35 і 37. Встановіть вміст кожного ізотопу, якщо відомо, що атомна маса хлору становить 35, 45.

14. Складіть електронну формулу технецію. Який сумарний спін мають всі його електрони.

15. Визначити максимально можливу кількість електронів на *p-, d-, f-* орбіталях.

16. Атомомі якого елемента відповідає електронна формула $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^8$. Яку кількість неспарених електронів має цей елемент?

17. Яку кількість протонів і нейтронів містить ядро атома фтору? Запишіть його електронну формулу.

18. Складіть електронну і електронно-графічну формули атома елемента (*E*), що утворюється за ядерною реакцією $_{29}Cu^{63} + p = E + n$

19. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 55. До якого електронного сімейства належить цей елемент?

20. Визначте максимально можливу кількість електронів на 3, 4, 5 електронних рівнях.

21. У якого з перерахованих пар елементів менша енергія іонізації: а) *Be— Mg*; б) *K — Ca*; в) *H — He*?

22. У якого з перерахованих пар елементів більша спорідненість до електрону: а) N — F; б) O — S; в) Br — Kr?

23. У якого з перерахованих пар елементів більша електронегативність: а) *Mg — Si*; б) *Be — Sr*; в) *F — I*?

24. Дані елементи: *Sn, Li, Rb, Cs.* Розташуйте їх у послідовності зростання металічних властивостей.

25. Як змінюються радіуси атомів у групах і періодах періодичної системи елементів?

26. Який з елементів періодичної системи більш виявляє: а) металічні, б) неметалічні властивості?

27. Що таке електронні аналоги? Чи належать *Mg* і *Cl* до електронних аналогів?

28. Який взаємозв’язок між електронною структурою атомів та їх положенням у періодичній системі?

29. Розташуйте такі елементи у порядку зростання металічних властивостей: *Bi, Cs, Tl, Fr, Na*.

30. Розташуйте такі елементи у порядку зростання неметалічних властивостей: *Cl, P, I, Si, Ar, F.*

31. Вказати тип хімічного зв'язку в таких сполуках: N_2, *LiCl*, CO_2, H_2O, *NO*, H_2.

32. Розташуйте такі молекули у порядку зростання міцності хімічного зв'язку: F_2, N_2, O_2.

33. Чим відрізняються "сігма" і "пі" типи хімічного зв'язку? Скільки таких зв'язків існує в молекулі N_2?

34. Яким є просторове розташування електронних хмар відносно центрального атома при *sp*, sp^2, sp^3 - гібридизації.

35. Який хімічний зв'язок називається водневим? В яких випадках він утворюється?

36. Який хімічний зв'язок здійснюється в металах? В чому особливість цього типу зв'язку?

37. Вказати тип хімічного зв'язку в таких сполуках: *CO*, P_2O_5, O_2, *NaF*, Cl_2, *CaO, HBr.*

38. Назвіть молекулу, в якій частка іонного зв'язку є: а) найменшою, б) найбільшою: *LiCl, CsF, NaCL, KCl, LiI.*

39. Що таке алотропія? Наведіть приклади алотропних модифікацій вуглецю та кисню.

40. Які тіла називаються кристалічними та аморфними? Яка різниця в їх будові?

41. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння ацетилену за стандартних умов.

42. Чому дорівнює теплота згоряння водню: а) у кисні, б) у фторі?

43. У чому полягає відмінність фазових перетворень від хімічних процесів? Обчисліть зміну ентальпії при таких фазових перетвореннях: а) $H_2O_{(р)} = H_2O_{(г)}$, б) $H_2O_{(т)} = H_2O_{(р)}$..

44. В ракетних двигунах в якості палива використовують гідразин (N_2H_4), а в якості окислювача N_2O_4. При їх взаємодії відбувається реакція

$2N_2H_{4(Р)}+N_2O_{4(Р)}=3N_{2(Г)}+4H_2O_{(Г)}$; $\Delta H_r^0 = -1077{,}8 кДж/моль$

Яка кількість тепла виділиться при згорянні 1 кг гідразину?

45. Визначити теплотворну здатність оксиду вуглецю (II), якщо теплота згоряння CO складає –283 кДж/моль.

46. Визначити теплотворну здатність газоподібного палива, якщо теплота його згоряння складає –563 кДж/моль.

47. Визначити тепловий ефект реакції відновлення оксиду заліза (II) воднем виходячи з таких термохімічних рівнянь:

$FeO_{(К)}+CO_{(Г)}= Fe_{(К)}+CO_{2(Г)}$; $\Delta H_r^0 = -13{,}2 кДж/моль$

$CO_{(Г)}+0{,}5O_{2(Г)}= CO_{2(Г)}$; $\Delta H_r^0 = -283{,}0 кДж/моль$

$H_{2(Г)}+O_{2(Г)}=H_2O_{(Г)}$; $\Delta H_r^0 = -241{,}8 кДж/моль$

48. Визначити теплоту утворення фосфіну (PH_3), виходячи з термохімічного рівняння:

$2PH_{3(Г)}+4O_{2(Г)}= P_2O_{5(К)}+3H_2O_{(Р)}$; $\Delta H_r^0 = -2360, кДж/моль$

49. Спирти можна використовувати як палива. Який спирт метанол чи етанол є енергетично більш ефективним?

50. Яка кількість тепла вилучиться під час згоряння 1м^3 (н.у.) етену?

51. Визначить, чи можливе самочинне розкладання бертолетової солі за реакцією $2KClO_{3(т)} = 2KCl_{(т)} + 3O_2$ за ст. у.?

52. Чи можливий самочинний перебіг реакції $N_2 + O_2 = 2NO$ в замкненій системі?

53. Чи можливий самочинний перебіг реакції $CO + 0{,}5O_2 = CO_2$ в ізольованій системі за ст.у.?

54. Не виконуючи розрахунків, встановити знак ΔS таких процесів:

а) $2NH_{3(Г)}=N_{2(Г)} + 3H_{2(Г)}$; *б)* $H_2O_{(Р)}= H_2O_{(К)}$

54. Не виконуючи розрахунків, встановити знак ΔS таких процесів:

а) $2NO_{(Г)}+ O_{2(Г)}=2NO_{2(Г)}$; *б)* $2H_2S_{(Г)}+3O_{2(Г)}=2H_2O_{(Р)}+2SO_{2(Р)}$

55. Визначити можливість відновлення оксиду заліза (II) воднем в ізольованій системі за стандартних умов.

56. Визначити можливість самочинного протікання процесу:$2H_2S_{(Г)}+3O_{2(Г)}=2H_2O_{(Р)}+2SO_{2(Р)}$ в ізольованій системі за стандартних умов.

57. Визначити можливість самочинного протікання процесу:$FeO_{(К)}+CO_{(Г)}= Fe_{(К)}+CO_{2(Г)};$ в ізольованій системі за стандартних умов.

58. Визначити зміну енергії Гібсса реакції:$2NO_{(Г)}+ O_{2(Г)}=2NO_{2(Г)}.$

Зробити висновок про можливість протікання такої реакції.

59. Визначити зміну енергії Гібсса реакції: $2NH_{3(Г)}=N_{2(Г)} + 3H_{2(Г)}.$

Зробити висновок про можливість протікання такої реакції.

60. Визначить, чи можливе самочинне розкладання перманганату калію за реакцією: $2KMnO_{4(Т)} = K_2MnO_{4(Т)} + MnO_{2(Т)} + O_{2(Г)}$ за стандартних умов?

61. Як зміниться швидкість реакції $2H_2 + O_2 = 2H_2O,$ якщо концентрацію водню збільшити у два рази, а концентрацію кисню зменшити у три рази?

62. Як зміниться швидкість реакції $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, яка перебігає в замкненому просторі, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази?

63. Як зміниться швидкість реакції $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, якщо концентрацію водню збільшити в 3 рази, а концентрацію хлору зменшити удвічі?

64. Реакція відбувається за рівнянням: $2NO + O_2 = 2NO_2.$ Концентрації реагуючих речовин були С(NO)=0,6 моль/л; С(O_2)=0,4 моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо концентрацію кисню збільшити до 0,8, а концентрацію оксиду азоту до 1,2 моль/л.

65. Знайти значення константи швидкості реакції: $H_2 + F_2 = 2\ HF,$ якщо при концентраціях H_2 і F_2 рівних відповідно 0,25 і 0,5 моль/л, швидкість реакції складає 0,01 моль/(л·с).

66. В замкненому об'ємі відбувається реакція $N_2 + 2O_2 = 2NO_2$.

За 6 хвилин концентрація NO зменшилась з 1,5 до 0,75 моль/л. Визначте середню швидкість реакції?

67. Реакція відбувається за рівнянням:$CO + Cl_2 = COCl_2$. Концентрації CO і Cl_2 складають 0,75 моль/л; 0,25 моль/л відповідно. Константа швидкості реакції дорівнює 0,9 л/(моль·с). Визначити швидкість реакції.

68. Як зміниться швидкість реакції утворення N_2O: $2N_2 + O_2 = 2N_2O,$ якщо тиск в системі зменшити в 4 рази?

69. Як зміниться швидкість прямої і оборотної реакції: $4\ HCl + O_2 = 2\ H_2O + 2\ Cl_2,$ якщо об’єм газової суміші збільшити у два рази?

70. Як зміниться швидкість гетерогенної реакції: $FeO_{(Т)} + H_{2(Г)} \rightarrow Fe_{(Т)} + H_2O_{(Г)}$,якщо тиск газу зменшити в 4 рази?

71. Як зміниться швидкість реакції, якщо температуру підвищити з 0 до 60 градусів за Цельсієм? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

72. При підвищенні температури на 20 К швидкість реакції зростає у 9 разів. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температуру підвищити на 40 К?

73. Як зміниться швидкість реакції $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, яка перебігає в замкненому просторі, якщо об'єм системи збільшити в 3 рази, а температуру підвищити на 40 К? Температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2.

74. При підвищенні температури від 300 К до 600 К швидкість реакції зросла в 1200 разів. Визначте енергію активації цієї реакції.

75. Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 550 К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 50 кДж/моль?

76. Введення каталізатора при Т=500 К підвищило швидкість реакції в 150 разів. Як каталізатор змінив енергію активації?

77. Як треба змінити температуру, щоб швидкість хімічної реакції зросла в 91 раз? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

78. Температурний коефіцієнт швидкості реакції розкладення йодистого водню: $2\ HI = H_2 + I_2$, дорівнює 2. Визначити константу швидкості цієї реакції при 700 К, якщо при 650 К константа швидкості дорівнює $8{,}9 \cdot 10^{-5}$.

79. Визначити енергію активації реакції, якщо при збільшенні температури з 273 К до 298 К швидкість реакції збільшується в 5 разів.

80. Енергія активації реакції: $2\ HI = H_2 + I_2$, дорівнює 186,4 кДж/моль. Визначити константу швидкості цієї реакції при 700 К, якщо при 500 К вона дорівнює $0{,}89 \cdot 10^{-6}$.

81. У замкненій посудині об'ємом 2 дм^3 змішали 0,2 моль водню та 0,15 моль хлору. До моменту встановлення рівноваги прореагувало 50 % водню. Обчисліть константу рівноваги.

82. Рівновага в системі $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ досягнута при концентраціях $[SO_2]$= 2 моль/л; $[O_2]$ = 4 моль/л; $[SO_3]$ = 4 моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідні концентрації диоксиду сірки та кисню.

83. Реакція перебігає за рівнянням $H_2+Cl_2 = 2HCl$. Вихідні концентрації H_2 і Cl_2 становлять 2,0 і 1,0 моль/л відповідно. Якою буде концентрація HCl в стані рівноваги, якщо К = 2.

84. В якому напрямку зміститься рівновага в системі $N_2 + 3H_2 = = 2NH_3 + Q$, якщо: а) зменшити температуру, б) збільшити тиск?

85. Чому зміна тиску не зміщує рівновагу в системі $N_2 + O_2 = =2NO$ і зміщує для системи $2NO + O_2 = 2NO_2$?

86. В яких випадках не впливає на положення рівноваги: а) зміна температури, б) зміна тиску?

87. Виходячи з термодинамічних даних, обчисліть константу рівноваги реакції $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ за ст.у.?

88. Константа рівноваги реакції $H_2 + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$ при Т=800 К дорівнює 0,16. Обчисліть зміну енергії Гіббса цієї реакції.

89. Виходячи з термодинамічних даних, обчисліть константу рівноваги реакції $CO_2 + H_2 = CO + H_2O$ за (ст. ум).

90. Константа рівноваги реакції $FeO_{(т)}+CO_{(г)} = Fe_{(т)} + CO_{2(г)}$ при Т=1000 К дорівнює 10. Яка кількість СО залишиться при досягненні стану рівноваги, якщо початкові концентрації оксиду і диоксиду вуглецю складали 1,8 і 0,8 моль/л відповідно?

91. Обчисліть молярну концентрацію хлориду алюмінію з масовою часткою солі 16 %. Густина розчину 1,15 кг/л.

92. Обчислити pH розчину, що утворився при розчиненні 1 г натрію в 1 л води. Густину розчину прийняти 1,00 кг/л.

93. Який об'єм розчину HCl з масовою часткою кислоти 20 % і густиною 1,10 г/см^3 потрібний для виготовлення 1 л розчину з масовою часткою 10 % і густиною 1,05 г/см^3?

94. Розчин, що містить 5,0 г неелектроліту в 200 г води, кристалізується при t = –1,2^{0}C . Визначте молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна стала води дорівнює 1,86.

95. Визначте температуру кипіння 15 % розчину хлориду натрію. Відомо, що ізотонічний коефіцієнт розчину дорівнює 1,9 , ебуліоскопічна стала води 0,52.

96. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину глюкози з концентрацією 0,3 моль/л при Т=600 К?

97. Що таке піни? Як вони утворюються? Що впливає на стійкість пін?

98. Що таке кратність пін? Як отримують піни? Де вони застосовуються?

99. Розрахуйте концентрацію іонів водню у розчині оцтової кислоти з молярною концентрацією 0,03моль/л.($K_{CH3COOH}$ = 1,7x10^{-5})

100. Чи випаде осад при зливанні однакових об'ємів 0,02 М розчинів $SrCl_2$ і K_2SO_4? ($ДР(S_rSO_4)$ = 3,2·10^{-7}).

101. Розчинність карбонату кальцію в воді складає 5·10^{-5} моль/л. Визначити добуток розчинності цієї солі.

102. Визначити pH розчину, в 1 л якого міститься 0,2 г NaOH.

103. Визначити pH розчину, в 1 л якого міститься 0,7 г H_2SO_4.

104. Розрахувати добуток розчинності броміду свинцю (II), якщо розчинність цієї солі дорівнює 1,3·10^{-2}моль/л.

105. Розчин хлориду натрію починає кристалізуватися при –0,8^{o}C. При якій температурі починається кипіння цього розчину? Кріоскопічна та ебуліоскопічна сталі води відповідно дорівнюють 1,86 і 0,52 К·кг/моль.

106. Визначити константу дисоціації одноосновної кислоти, якщо відомо, що її розчин з концентрацією 0,2 моль/л має pH=2,8.

107. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину карбаміду ($CO(NH_2)_2$) з концентрацією 0,9 моль/л при Т=350 К?

108. Розчин, що вміщує 18,05 г нітрату барію в 700 г води, кипить при 122°C. Визначити ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

109. Розчин, що вміщує 2,1 г КОН в 250 г води, починає кристалізуватися при –0,519°С. Визначити ізотонічний коефіцієнт цього розчину. Кріоскопічна стала води дорівнює 1,86.

110. Яка різниця між колоїдними та істинними розчинами? Яку будову мають міцели?

111-120. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій, що відбуваються в розчині, між такими речовинами (а), а також молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу солей (б):

Номер завдання	а	б
111	$Pb(NO_3)_2$ і NaOH	Na_2CO_3
112	$Pb(NO_3)_2$ і H_2SO_4	K_2SiO_3
113	K_2CO_3 і $BaCl_2$	$SnCl_2$
114	$AgNO_3$ і NaCl	CH_3COONa
115	$FeCl_2$ і NaOH	$NaNO_2$
116	K_2SiO_3 і HCl	NH_4Cl
117	K_2S і HBr	Na_2SiO_3
118	CH_3COOH і NaOH	$CuCl_2$
119	NH_4OH і HCl	$FeCl_3$
120	Na_2S і HCl	K_2CO_3

121-130. На підставі електронних рівнянь підберіть коефіцієнти в рівняннях реакцій. Визначте, яка речовина є окислювачем, а яка відновлювачем?

121. $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$.

122. $KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$.

123. $KMnO_4+Na_2SO_3+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 +Na_2SO_4+K_2SO_4+H_2O$.

124. $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$.

125. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$.

126. $Na_2C_2O_4+KBrO_3+H_2O \rightarrow CO_2+KBr+NaOH$

127. $VSO_4+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4\rightarrow V_2(SO_4)_3+Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$

128. $H_2S+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4\rightarrow S+Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$

129. $P+HNO_3+ H_2O\rightarrow H_3PO_4+NO$

130. $Cr_2O_3+KClO_3+KOH\rightarrow K_2Cr_2O_7+KCl+H_2O$

131-140. Визначте ЕРС гальванічного елементу. Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються під час роботи гальванічного елементу.

131. $Zn \mid ZnSO_4$ (C=1,0M) $\mid\mid AgNO_3$ (C=0,1M) $\mid Ag$

132. $Pt(H_2) \mid HCl$(C=0,1M) $\mid\mid CuSO_4$ (C=0,01M) $\mid Cu$

133. $Mg \mid MgCl_2$ ($C=10^{-3}M$) $\mid\mid Zn(NO_3)_2$ ($C=10^{-4}M$) $\mid Zn$

134. $Pt(H_2) \mid H_2SO_4$(C=0,05M) $\mid\mid AgNO_3$ (C=0,01M) $\mid Ag$

135. $Cu \mid CuSO_4$ (C=1M) $\mid\mid CuSO_4$ (C=0,01M) $\mid Cu$

136. Fe | $FeSO_4$ (C=1,0M) | | $AgNO_3$ (C=0,1M) | Ag

137. Pt(H_2) | HCl(C=0,1M) | | $NiSO_4$ (C=0,01M) | Ni

138. Al | $AlCl_3$ ($C=10^{-3}M$) | | $Zn(NO_3)_2$ ($C=10^{-4}M$) | Zn

139. Pt(H_2) | H_2SO_4(C=0,05M) | | $Hg(NO_3)_2$(C=0,01M) | Hg

140. Ni | $NiSO_4$ (C=1M) | | $CuSO_4$ (C=0,01M) | Cu

141. При електролізі розчину мідного купоросу за 3 години на катоді вилучилось 3,36 г міді. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

142. Електричний струм силою 5,5 А проходить крізь розчин сірчаної кислоти. Розрахувати об'єми газів (н.у.), які вилучаться на електродах за 2 годину.

143. Які продукти утворюються при електролізі водного розчину сульфату заліза? Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються на графітових електродах.

144. Складіть схеми електролізу водного розчину сульфату цинку, якщо анод: а) цинковий, б) вугільний.

145. При електролізі розчину нітрату срібла на катоді вилучилось 15 г срібла. Яка кількість електрики пропущена крізь розчин?

146. При електролізі розчину $AgNO_3$ за 3 години на катоді вилучилось 10 г срібла. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

147. Електричний струм силою 4 А проходить крізь розчин соляної кислоти. Розрахувати об'єми газів (н.у.), які вилучаться на електродах за 2 години.

148. Які продукти утворюються при електролізі водного розчину хлориду нікелю? Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються на графітових електродах.

149. Складіть схеми електролізу водного розчину хлориду кадмію, якщо анод: а) кадмієвий, б) вугільний.

150. При електролізі розчину нітрату міді на катоді вилучилось 18 г міді. Яка кількість електрики пропущена крізь розчин?

151. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні натрію? Густина натрію та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м^3 відповідно.

152. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні кальцію? Густина кальцію та його оксиду складають 1540 і 3400 кг/м^3 відповідно.

153. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні магнію? Густина магнію та його оксиду складають 1740 і 3580 кг/м^3 відповідно.

154. Чи має захисні властивості оксидна плівка (FeO) на поверхні заліза? Густина заліза та його оксиду складають 7874 і 5700 кг/м^3 відповідно.

155. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні нікелю? Густина нікелю та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м^3 відповідно.

156. Як відбувається корозія заліза під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

157. Як відбувається корозія алюмінію під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

158. Як відбувається корозія магнію під час контакту з свинцем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

159. Як відбувається корозія цинку під час контакту з міддю: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

160. Як відбувається корозія міді під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

161-170. Запишить рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наведенні перетворення. Для кожної речовини дати назву, вказати до якого класу неорганічних речовин відноситься кожна сполука. Для окисно-відновних реакцій написати електроні рівняння, для іонообмінних – іонні рівняння.

161. $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaSO_4$.

162. $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe$.

163. $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2$.

164. $Na \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3$.

165. $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$.

166. $K \rightarrow KO_2 \rightarrow KOH \rightarrow KBr \rightarrow KNO_3$

167. $Li \rightarrow LiH \rightarrow LiOH \rightarrow LiCl \rightarrow LiNO_3$

168. $Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2$

169. $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$

170. $Cr \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 \rightarrow Cr$

171. Під час взаємодії 1 г заліза з киснем утворилось 1,43 г оксиду. Встановіть формулу цього оксиду.

172. Який об'єм газу (н.у.) виділиться під час взаємодії 1 г калію з надлишком води?

173. Які прості речовини самозаймаються під час дії на них: а) повітря, б) води? Складіть рівняння відповідних реакцій.

174. Суміш масою 0,85 г складається з гідридів літію і кальцію. Після взаємодії цієї суміші з надлишком води виділилось 1,2 л водню за н.у. Визначити кількісний склад суміші.

175. Залізну пластинку масою 100 г занурили в розчин сульфату міді (II). Розрахувати масу заліза, яка перейшла в розчин, якщо відомо, що маса пластинки збільшилась на 3 г.

176. Скільки хлороводню можна добути з 5 г водню і 10 г хлору?

177. Який об'єм кисню (н.у.) потрібний для повного спалювання 30 г сірки?

178. Рівняння реакції горіння чорного пороху має вигляд:

$2KNO_3 + S + 3C \rightarrow N_2 + 3CO_2 + K_2S$.

Обчисліть кількість тепла, що виділяється під час згоряння 1 кг чорного пороху.

179. Скільки тепла виділиться під час згоряння 1 м^3 аміаку за н.у.?

180. Яке з азотних добрив, нітрат амонію чи сечовина, містить більше азоту?

181-190. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наведені перетворення. Для кожної речовини дати назву, вказати до якого класу неорганічних речовин відноситься кожна сполука. Для окисно-відновних реакцій написати електроні рівняння, для іонообмінних – іонні рівняння.

181. $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2$.

182. $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$.

183. $C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2$.

184. $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow AgCl$.

185. $Si \rightarrow SiCl_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow CaSiO_3$.

186. $H_2 \rightarrow KH \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O \rightarrow H_2$.

187. $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4$.

188. $I_2 \rightarrow HI \rightarrow I_2 \rightarrow CaI_2 \rightarrow AgI$

189. $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO$.

190. $C \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$.

191. Після озонування при сталій температурі об'єм кисню зменшився на 500 мл. Який об'єм озону утворився?

192. Суміші хлорату калію($KClO_3$) з горючими речовинами здатні вибухати від удару: $KClO_3+S \rightarrow KCl+SO_2$. Скількі грамів $KClO_3$ повинно прореагувати, щоб утворився 1 м^3 SO_2 (н.у.)?

193. Скільки вуглекислого газу можна одержати з 10 л 5 % розчину $NaHCO_3$. Густина розчину складає 1050 кг/м^3.

194. Скільки оксиду фосфору (V) утворюється при повному згорянні 100 г фосфору?

195. При детонації нітрат амонію розкладається згідно з рівнянням:

$2NH_4NO_{3(КР)} \rightarrow 2N_{2(Г)}+4H_2O_{(Г)}+O_{2(Г)}$.

Визначити об'єм газів (н.у.) що утвориться при розкладанні 1 кг нітрату амонію.

196. Яку кількість оксиду міді (II) можна відновити за допомогою 12 л водню за нормальних умов?

197. Під час прожарювання 1 кг вапняку ($CaCO_3$) вилучилось 200 л вуглекислого газу. Визначити процентний вміст некарбонатних домішок в вапняку.

198. Яку кількість силікагелю можна отримати з 1 кг 10 % розчину силікату натрію?

199. Який об'єм газу (н.у.) утвориться при розчиненні 2,8 г натрію в воді?

200. Який об'єм газу (н.у.) утвориться при розчиненні 18 г гідриду кальцію в воді?

201. Зобразити структурні формули ізомерів алкану C_6H_{14} і назвати їх.

202. Напишіть структурну формулу 2,4,5,5-тетраметил-3-етилоктану. Зазначте всі первинні, вторинні, третинні та четвертинні вуглецеві атоми.

203. Скільки ізомерних дихлорпохідних може бути в н-бутані? Напишіть структурні формули цих похідних та назвіть їх.

204. Органічна речовина містить вуглець (масова частка 84,12%) та водень (15,79%). Густина пари речовини за повітрям складає 3,93. Визначте формулу речовини.

205. Алкан має густину пари за повітрям 4,414. Визначте формулу алкану.

206. Для згоряння деякого алкану потрібний об'єм кисню у 8 разів більший, ніж об'єм пари цього вуглеводню за таких самих умов. Визначте формулу алкану.

207. Яку масу бромної води з масовою часткою брому 1,6 % в може знебарвити пропілен об'ємом 1,12 л (н.у.)?

208. Складіть структурні формули ізомерів, що відповідають формулі C_8H_{10} і містять ароматичне кільце. Дайте їх назву.

209. Який об'єм повітря потрібний для спалювання газу, що містить 80 % (за об'ємом) метану і 20 % етану? Об'ємна частка кисню в повітрі 21 %.

210. Які речовини утворюються під час спалювання органічних сполук? Які органічні сполуки не здатні до горіння?

211. Напишіть структурні формули спиртів складу C_4H_9OH та назвіть їх.

212. Яку масу пропілату натрію можна добути під час взаємодії пропанолу масою 15 г з натрієм масою 9,2 г?

213. Під час взаємодії розчину фенолу у бензолі масою 200 г з надлишком бромної води добули бромпохідну сполуку масою 66,2 г. Визначте масову частку фенолу у розчині.

214. Напишіть структурні формули таких речовин: 2,3 - диметил- бутаналь, 2,3 - диметилгептанова кислота, 2 - метил-3 етилпентанол-1. До якого з класів органічних сполук відноситься кожна речовина.

215. Під час взаємодії етанолу масою 13,8 г з оксидом міді (II) масою 28 г добули альдегід, маса якого становила 9,24 г. Визначте вихід продукту реакції.

216. У трьох пробірках без написів знаходяться такі речовини: етанол, мурашина кислота, оцтова кислота. За допомогою яких хімічних методів можна розпізнати ці речовини?

217. Яку масу оцтової кислоти можна здобути з 20 г карбіду кальцію?

218. На нейтралізацію 200 г розчину оцтової кислоти у воді витратили 40 г розчину з масовою часткою гідроксиду натрію 10 %. Визначте масову частку кислоти в розчині.

219. Яку масу етилацетату можна добути у реакції етерифікації етанолу масою 1,61 г і оцтової кислоти масою 1,80 г, якщо вихід продуктів реакції дорівнює 75 %?

220. Під час нагрівання метанолу масою 2,4 г і оцтової кислоти масою 3,6 г добули метилацетат масою 3,7 г. Визначте вихід ефіру.

221. Який об'єм вуглекислого газу (н.у.) виділиться під час спиртового бродіння глюкози масою 270 г?

222. Який об'єм повітря (н.у.) потрібний для повного окислення глюкози масою 45 г?

223. За світловий день листок буряка площею 1 дм^2 може поглинути 44,8 мл вуглекислого газу (н.у.). Яка маса сахарози утвориться при цьому в результаті фотосинтезу?

224. Яку масу триацетату целюлози можна добути з деревини масою 1,62 т, якщо ефір добувають з виходом 75%? Масова частка целюлози в деревині становить 50%.

225. Скільки ізомерних амінів може відповідати формулі C_3H_9N? Напишіть структурні формули і дайте назву всіх ізомерів.

226. Який об'єм азоту (н.у.) утвориться при згорянні етиламіну масою 5,4 г?

227. При відновленні нітробензолу масою 73,8 г добули анілін масою 48,0 г. Визначте вихід продукту.

228. Яка кількість тепла виділиться під час вибуху 1кг нітрогліцерину? Відомо, що теплота утворення тринітрогліцерину дорівнює 1416 кДж/моль, а продуктами вибуху є вуглекислий газ, вода, азот і кисень.

229. Що таке тринітротолуол? Як його добувають і де використовують?

230. Яку масу стеаринової кислоти можна добути з мила, що містить стеарат натрію масою 96,6 г? Вихід кислоти становить 75%.

231-240. Для наведених органічних сполук записати структурні формули, вказати які типи гібридизації мають атоми карбону. Для кожної речовини вказати до якого класу органічних сполук вона відноситься та

записати максимально можливу кількість реакцій, які характеризують їх хімічні властивості:

231. 3,4 – диметилпентин –1; пропантріол –1,2,3; етилкалій.

232. 3 – етилгептан; метоксиметан; 2–нітропропан.

233. 2–метил–3–етилгептан; пентанон–3; 1,3,5 – тринітробензол.

234. 2–хлор–3–етилгептан; хлорбензол; триетиламін.

235. Пентен–2; пропанол–1; 1– нітробутан.

236. 2–метилгексан; 2–метилбутаналь; 2–метилфенол.

237. 2–метилбутан; етандіол–1,2; диметил–бутиламін.

238. 3–метилбутин–1; 3–метилбутанол–1; бутиламін.

239. 2–метилбутен–1; 2,2–диметилпропанол–1;

240. 3–метилбутен–1; 2–метилбутанол–1; етилмагній – йодид.

241–250. Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити наведені перетворення. Дати назви отриманим сполукам.

241. $C_2H_6 \xrightarrow{h\upsilon, Cl_2} A \xrightarrow{2Na} B \xrightarrow{h\upsilon, Br_2} C.$

242. $C_6H_5{-}Cl \xrightarrow{NaOH(8\%)} A \xrightarrow{3HNO_3} B \xrightarrow{[H]} C.$

243. $CaC_2 \xrightarrow{H_2O} A \xrightarrow{H_2O(Hg^{2+})} B \xrightarrow{[O]} C \xrightarrow{C_2H_5OH} D.$

244. $C_2H_5OH \xrightarrow{[O]} A \xrightarrow{[O]} B \xrightarrow{H_2SO_4(конц.)} C.$

245. $CH_2 = CH_2 \xrightarrow{H_2O} A \xrightarrow{[O]} B \xrightarrow{[O]} C.$

246. $CH_4 \xrightarrow{1500^0C} A \xrightarrow{H_2O(Hg^{2+})} B \xrightarrow{[O]} C.$

247. $CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow{h\upsilon, Cl_2} A \xrightarrow{NaOH(H_2O)} B \xrightarrow{[O]} C.$

248. $CH_4 \xrightarrow{h\upsilon, Cl_2} A \xrightarrow{2Na} B \xrightarrow{HNO_3(розв)} C.$

249. $CH_3 - CH = CH_2 \xrightarrow{HCl} A \xrightarrow{NaOH(H_2O)} B \xrightarrow{[O]} C.$

250. $CH_4 \xrightarrow{1500^0C} A \xrightarrow{KMnO_4} B \xrightarrow{[O]} C.$

251. Яку масу бутадієнового каучуку можна добути з 1 кг етанолу?

252. Які процеси мають місце під час вулканізації каучуку? Чим відрізняються каучук, гума та ебоніт?

253. В чому полягає різниця між реакціями полімеризації та поліконденсації? Складіть схему поліконденсації α– амінокапронової кислоти.

254. Чому полімери бувають тільки в конденсованому стані? Які процеси відбуваються під час нагрівання термопластичних полімерів?

255. Запропонуйте схему добування полімеру, що містить елементарні ланки (–CO–NH–).

256. Назвіть основні компоненти, що входять до складу пластмас, і визначте їх призначення.

257. Що являють собою склопластики? Як впливає на механічні властивості пластмас армування їх волокнами?

258. Що таке кополімери? Наведіть приклади. Зобразіть формулу бутадієн-стирольного каучуку.

259. Запишіть рівняння повного згоряння натурального каучуку. Зобразіть його елементарну ланку.

260. Яка будова полімерів називається стереорегулярною? Як будова полімерів впливає на їх властивості?

261. До складу багатьох рідких палив не входять сполуки азоту, проте в продуктах згоряння вони виявляються. Наведіть рівняння реакцій та поясніть утворення оксидів азоту.

262. Під час горіння сірковмісних різновидів палива утворюються оксиди сірки. Наведіть відповідні рівняння реакцій. Поясніть, що таке "кислотні дощі"?

263. Назвіть речовини, що утворюються під час горіння твердого палива. Як впливає брак кисню на склад продуктів горіння?

264. Що таке "озоновий щит" Землі? Які речовини впливають на вміст озону в атмосфері?

265. Запропонуйте і обгрунтуйте методику очищення промислових стічних вод від розчинених сполук міді.

266. Запропонуйте методику очищення димових газів від диоксиду сірки. Наведіть рівняння відповідних реакцій.

267. Як очистити промислові стічні води від сполук ртуті та свинцю? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

268. Яку роль відіграють ТЕС у виникненні "парникового ефекту"? В чому полягає його екологічна небезпека?

269. Що таке радіоактивні відходи? Як вони виникають?

270. За допомогою яких апаратів можна зменшити вміст пилу в газових викидах.

ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В. Конспект лекцій з хімії для курсантів 1 курсу АПБУ. Частина 1. Загальна хімія. Навчальний посібник. Харків, АПБУ, 2002.
2. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В. Конспект лекцій з хімії. Частина 2. Навчальний посібник. Харків, АПБУ, 2003.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ, ”Перун”, 1998.-480с.
4. Хомченко Г.П. Загальна хімія. - Київ: Вища шк., 1993.- 424 с.
5. Курс общей химии / Под. ред. Н.В. Коровина. -М.:Высш. школа, 1981.- 482 с.
6. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Высш. школа, 1980.- 720 с.
7. Домбровский А.В.,Найдан В.М. Органічна хімія.- Київ: Вища шк., 1992.- 503с.
8. Міхедькіна О.Й., Бикова А.С., Мельнік І.І., Преждо В.В. Основи органічної хімії.- Харків.: НТУ “ХПІ”, 2000.- 339с.
9. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В., Щербина О.М., Кукуєва В.В. Практикум з хімії.-Харків: АЦЗУ, 2004. -146с.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии.- Л.:Химия, 1980.- 280 с.
11. Лабораторный практикум по общей химии / Под. ред. А.А. Таперовой. - М: Высш. школа, 1979.- 336 с
12. Липатников В.Е., Скоробогатова В.А. Лабораторные работы по неорганической и органической химии.- М.: Высш. школа, 1981.-109 с.
13. Методичні вказівки з лабораторних робіт з хімії. Кірєєв О.О., Яковлева Т.П., Яковлева Р.А., Курова Т.І., Сухорукова Л.С., Снагощенко Л.П. Харків: ХІПБ. 1997.-48с.
14. Хімія у сфері цивільного захисту: підручник. Для здобувачів вищої освіти / О.О. Кірєєв, Ю. К. Гапон, М. А. Чиркіна, та інш. – Х.: НУЦЗУ, 2021. – 380 с.

Додаткова:

1. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. школа, 1981.- 654 с.
2. Фролов В.В. Химия.- М.: Высш. школа, 1984.- 487 с.
3. Органическая химия/ Под ред. А.А. Петрова. - М.: Высш.школа, 1983.- 623 с.
4. Курс общей химии / Под ред. Н.В. Коровина. - М.: Высш. школа, 1981.- 483 с.
5. Гофман К.Ф., Гусев А.А. Охрана окружающей среды. - М.: Природа, 1980.- 302 с.
6. Общая химия. / Под ред. Е.М. Соколовской.- М.:Высш. школа, 1980.- 386 с.

7. В.П. Басов. Хімія у вправах і задачах.- К., УМК ВО, 1990. -128 с.
8. Курс химии. ч.1/ Под ред. Г.А. Дмитриева.- М.: Высш.школа, 1971.- 417 с.
9. Воюцкий С.С. Коллоидная химия.- М.: Химия, 1986.- 527 с.
10. Гофман К.Ф., Гусев А.А. Охрана окружающей среды. - М.: Природа, 1980.- 238 с.
11. Методичні вказівкі та завдання до самостійної роботи з хімії. Частина 1. Кіреев О.О., Яковлева Т.П., Яковлева Р.А.. Курова Т.І. Харків ХІПБ, 1999.-28с.
12. Методичні вказівкі та завдання до самостійної роботи з хімії. Частина 2. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В., Яковлева Р.А.. Курова Т.І. Харків, АПБУ, 2002.-30с.
13. Яковлева Р.А. Пластмаси в будівництві та їх пожежна небезпека: Навч. посібник. Харків, “Каравела”, 2000.-156с.

ДОДАТОКИ

Таблиця 1

Значення деяких фізико-хімічних констант

№ п/п	Константа	позна-чення	значення
1	Швидкість світла	c	$3 \cdot 10^8$ м/с
2	Стала Планка	h	$6{,}62 \cdot 10^{-34}$ Дж с
3	Стала Авогадро	N_A	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$
4	Стала Фарадея	F	$9{,}65 \cdot 10^4$ Кл/моль
5	Газова стала	R	8,314 Дж/(моль К)
6	Атомна одиниця маси	а.о.м.	$1{,}66 \cdot 10^{-26}$
7	Молярний об'ем	V^0_M	22,4 л/моль
8	Елементарний заряд	e	$1{,}60 \cdot 10^{-19}$ Кл
9	Маса електрона	m_e	$9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг

Таблиця 2

Значення електронегативностей елементів за Полингом)

№ п/п	Елемент	ЭН	№ п/п	Елемент	ЭН
1.	**Li**	1.0	17.	**Cl**	3.0
2.	**Be**	1.5	18.	**K**	0.8
3.	**B**	2.0	19.	**Ca**	1.0
4.	**C**	2.5	20.	**Sc**	1.3
5.	**N**	3.0	21.	**Ti**	1.6
6.	**O**	3.5	22.	**Ge**	1.7
7.	**F**	4.0	23.	**As**	2.0
8.	**Na**	0.9	24.	**Se**	2.4
9.	**Mg**	1.2	25.	**Br**	2.8
10.	**Al**	1.8	26.	**Pb**	0.8
11.	**P**	2.1	27.	**Sr**	1.0
12.	**S**	2.5	28.	**Y**	1.3
13.	**Zr**	1.6	29.	**J**	2.6
14.	**Sn**	1.7	30.	**Cs**	0.7
15.	**Sb**	1.8	31.	**Ba**	0.9
16.	**Te**	2.1	32.	**H**	2.1

Таблиця 3

Термодинамічні властивості деяких речовин

№ п/п	Речовина	$\Delta H_{f\ 298}^{\circ}$ кДж/моль	S_{298}° кДж/моль	$\Delta G_{f\ 298}^{\circ}$ кДж/моль
1.	**Al(к)**	0	28.3	0
2.	**Al_2O_3(к)**	-1676.0	50.9	-1582.3
3.	**Au_2O_3(к)**	-13.0	134.3	78.7
4.	**Ba(к)**	0	67.0	0
5.	**$BaCO_3$(к)**	-1219.0	112.0	-1132.8
6.	**BaO(к)**	-558.1	70.3	-525.8
7.	**BaO_2(к)**	-629.7	65.7	-587.9
8.	**$Ba(OH)_2$(к)**	-950.0	124.0	-855.4
9.	**BeO(к)**	-598.2	14.1	-582.1
10.	**С алмаз**	1.8	2.4	2.83
11.	**С графит**	0	5.7	0
12.	**CO(г)**	-110.5	197.5	-137.2
13.	**CO_2(г)**	-393.5	213.7	-394.4
14.	**CH_4(г)**	-74.8	186.2	-50.8
15.	**C_2H_2(г)**	226,8	200,8	209,2
16.	**C_2H_4(г)**	52.3	219.4	68.1
17.	**C_3H_8(г)**	-103.8	269.9	-23.5
18.	**C_3H_6O(р) (ацетон)**	-248.3	200.0	-155.4
19.	**C_4H_{10}(г)**	-126.2	310.1	-17.2
20.	**C_5H_{12}(г)**	-146.4	349.0	-8.4
21.	**C_6H_{14}(г)**	-167.2	388.4	-0.3
22.	**C_6H_{14}(р)**	-198.8	295.9	-4.3
23.	**C_2H_5OH(р)**	-277.6	160.7	-174.8
24.	**C_6H_6(р) (бензен)**	49.0	173.3	124.4
25.	**$CaCO_3$(к)**	-1206.9	92.9	-1128.4
26.	**CaO(к)**	-635.5	39.7	-603.5
27.	**CaO_2(к)**	-651.7	43.1	-598.0
28.	**$Ca(OH)_2$(к)**	-986.6	76.1	-897.5
29.	**$CaSiO_3$(к)**	1636.0	81.9	-1550.8
30.	**Cd(к)**	0	51.8	0
31.	**CdO(к)**	-260.0	54.8	-229.3
32.	**Cl_2(г)**	0	222.9	0
33.	**Cr_2O_3(к)**	-1140.6	81.2	-1059.0
34.	**Cs_2O(к)**	-317.6	123.8	-274.5
35.	**CsOH(к)**	-406.7	93.3	-362.3
36.	**Cu_2O(к)**	-173.2	92.9	-150.5
37.	**F_2(г)**	0	202.9	0
38.	**Fe(к)**	0	27.2	0
39.	**FeO(к)**	-264.8	60.7	-244.3
40.	**Fe_2O_3(к)**	-822.2	87.4	-740.3
41.	**Fe_3O_4(к)**	-1117.1	146.2	-1014.2
37.	**H_2(г)**	0	130.6	0
38.	**HCl(г)**	-91.8	186.8	-94.8
39.	**HF(г)**	-270.9	173.7	-272.8
40.	**HBr(г)**	-36.0	198.4	-51.2
41.	**HJ(г)**	25.9	206.4	1.8
42.	**K(к)**	0	71.4	0
43.	**K_2O(к)**	363.2	94.1	-322.1
44.	**KOH(к)**	-425.8	79.3	-380.2
45.	**KCl(к)**	-435.9	82.6	-408.0

№ п/п	Речовина	$\Delta H_{f\ 298}^{\circ}$ кДж/моль	S_{298}° кДж/моль	$\Delta G_{f\ 298}^{\circ}$ кДж/моль
46.	**$KClO_3$(к)**	-391.2	142.9	-289.9
47.	**$KMnO_4$(к)**	828.9	171.5	729.1
48.	**K_2MnO_4(к)**	-198.3	165.2	-169.3
49.	**Li_2O(к)**	-595.8	37.9	-562.1
50.	**LiOH(к)**	-487.8	42.8	-442.2
51.	**MgO(к)**	-601.8	26.9	-569.6
52.	**$MgCO_3$(к)**	-1096.2	65.7	-1029.3
53.	**MnO(к)**	-385.1	61.5	-363.3
54.	**MnO_2 (к)**	-519.2	53.8	-467.1
55.	**N_2(г)**	0	199.9	0
56.	**N_2O(г)**	82.0	219.8	104.1
57.	**N_2H_4(р)**	28.6	62.3	42.6
58.	**NH_4ClO_4(к)**	-295.9	4.3	-88.8
59.	**NH_3(г)**	-46.2	192.6	-16.7
60.	**NH_4Cl(к)**	-314.2	95.8	-203.2
61.	**$(NH_4)NO_3$(к)**	-365,4	151,0	-183,9
62.	**$(NH_4)_2Cr_2O_7$(к)**	-1799.1	732.4	
63.	**Na_2O(к)**	-416.0	75.3	-377.1
64.	**NaOH(к)**	-470	48.1	-419.2
65.	**NO(г)**	90.4	210.6	86.6
66.	**NO_2(г)**	34,2	240	52.3
67.	**Na_2SiO_3(к)**	-1518	113.8	-1427.7
68.	**NaCl(к)**	-411.1	72.1	-384.0
69.	**O_2(г)**	0	205.0	0
70.	**O_3(г)**	142.3	238.8	162.7
71.	**H_2O(г)**	-241.8	188.7	-228.6
72.	**H_2O(р)**	-285.8	70.1	-237.2
73.	**H_2O(к)**	-291.8	39.3	-278.7
74.	**H_2O_2(р)**	-187.8	109.5	-120.4
75.	**Hg(р)**	0	75.9	0
76.	**P_4(г)**	58.9	279.9	24.5
77.	**PCl_3(г)**	-287.0	311.7	-260.5
78.	**PCl_5(г)**	-366.0	364.5	-305.4
79.	**H_3PO_4(к)**	-1279.0	110.5	-1119.1
80.	**PbO(к)**	-219.3	66.2	-189.1
81.	**PbO_2(к)**	-276.6	74.9	-218.3
82.	**PtO_2(к)**	-134	69.1	-84
77	**S(монокл.)**	0.38	32.6	0.19
78	**S(ромб)**	0	31.9	0
79.	**SO_2(г)**	-296.9	248.1	-300.2
80.	**SO_3(г)**	-396.1	256.4	-370.0
81.	**H_2S(г)**	-21	205.7	-33.8
82.	**H_2SO_4(р)**	-814.2	156.9	-690.3
83.	**SiO_2(к)**	-908.3	42.7	-854.2
84.	**Sn(к.,біле)**	0	51.6	0
85.	**Sn(к.,сіре)**	-21	44.2	-0.13
86.	**Ti(к)**	0	30.6	0
87.	**TiO_2(к)**	-943.9	50.3	-888.6
88.	**$TiCl_4$(г)**	-763.2	352.2	-726.1
89.	**$TiCl_4$(к)**	-804.2	252.4	-737.4
90.	**WO_2(к)**	-589.6	50.6	-533.9
91.	**WO_3(к)**	-842.7	75.9	-763.9
92.	**Zn(к)**	0	41.6	0

Таблиця 4

Класифікація електролітів за їх силою

(значення $K_{дис}$ першої ступені у водних розчинах при **298К)**

№ п/п	Сполука	K_I	Тип електроліту
1.	H_2O	$1.8*10^{-16}$	дуже слабки
2.	H_3BO_3	$5.8*10^{-9}$	— // —
3.	H_4SiO_4	$2.0*10^{-10}$	— // —
4.	HBrO	$2.1*10^{-9}$	— // —
5.	HClO	$3.2*10^{-8}$	— // —
6.	NH_4OH	$1.8*10^{-5}$	слабки
7.	CH_3COOH	$1.7*10^{-5}$	— // —
8.	$Pb(OH)_2$	$9.5*10^{-4}$	— // —
9.	HNO_2	$4.0*10^{-4}$	— // —
10.	H_2CO_3	$1.3*10^{-4}$	— // —
11.	AgOH	$5.0*10^{-3}$	— // —
12.	H_2SO_3	$1.3*10^{-2}$	— // —
13.	LiOH	$6.8*10^{-1}$	сильні
14.	$HBrO_3$	$2.0*10^{-1}$	— // —
15.	HJO_3	$1.7*10^{-1}$	— // —
16.	NaOH	5.9	дуже сильни
17.	HNO_3	$4.4*10^{1}$	— // —
18.	$HMnO_4$	$2.0*10^{2}$	— // —
19.	H_2SO_4	$1.0*10^{3}$	— // —
20.	$HClO_4$	$1.0*10^{10}$	— // —

Таблиця 5

Добутки розчинності деяких сполук у воді при 298К

№ п/п	Сполука	ДР	№ п/п	Сполука	ДР
1.	AgBr	$5.3*10^{-13}$	17.	CuCN	$3.2*10^{-20}$
2.	AgCl	$1.8*10^{-10}$	18.	CuCl	$1.2*10^{-6}$
3.	Ag_2CrO_4	$1.1*10^{-12}$	19.	CuJ	$1.1*10^{-12}$
4.	AgJ	$8.3*10^{-17}$	20.	$Cu(OH)_2$	$2.2*10^{-20}$
5.	Ag_3PO_4	$1.3*10^{-20}$	21.	CdS	$7.9*10^{-23}$
6.	Ag_2S	$2.0*10^{-50}$	22.	CaF_2	$4.0*10^{-10}$
7.	$AlPO_4$	$5.7*10^{-19}$	23.	$Fe(OH)_2$	$8.0*10^{-16}$
8.	$BaCO_3$	$4.0*10^{-10}$	24.	$Fe(OH)_3$	$6.3*10^{-38}$
9.	$BaSO_4$	$1.1*10^{-10}$	25.	FeS	$5.0*10^{-18}$
10.	Bi_2S_2	$1.0*10^{-97}$	26.	HgS	$1.6*10^{-52}$
11.	$CaCO_3$	$4.8*10^{-9}$	27.	$Mg(OH)_2$	$6.0*10^{-10}$
12.	$CaSO_4$	$2.5*10^{-5}$	28.	$Mg_3(PO_4)_2$	$1.0*10^{-13}$
13.	NiS	$1.1*10^{-24}$	29.	Sb_2S_3	$1.6*10^{-93}$
14.	$PbCO_3$	$7.5*10^{-14}$	30.	$SrSO_4$	$3.2*10^{-4}$
15.	$PbCl_2$	$1.6*10^{-5}$	31.	$Zn(CN)_2$	$2.6*10^{-13}$
16.	$PbCrO_4$	$1.8*10^{-14}$	32.	$Zn(OH)_2$	$1.2*10^{-17}$
17.	PbS	$2.5*10^{-27}$	33.	ZnS	$1.6*10^{-24}$
18.	$PbSO_4$	$1.6*10^{-8}$	34.	$CrPO_4$	$1.0*10^{-17}$

Таблиця 6

Стандартні електродні потенціали

№ п/п	Електрод	E^0,В	№ п/п	Електрод	E^0,В
1.	Eu^{2+}/Eu	-3.95	20.	Fe^{2+}/Fe	-0.44
2.	Li^{+}/Li	-3.04	21.	Cd^{2+}/Cd	-0.40
3.	K^{+}/K	-2.92	22.	Co^{2+}/Co	-0.28
4.	Cs^{+}/Cs	-2.92	23.	Ni^{2+}/Ni	-0.25
5.	Rb^{+}/Rb	-2.92	24.	Sn^{2+}/Sn	-0.14
6.	Ba^{2+}/Ba	-2.90	25.	Pb^{2+}/Pb	-0.13
7.	Sr^{2+}/Sr	-2.89	26.	Fe^{3+}/Fe	-0.04
8.	Ca^{2+}/Ca	-2.87	27.	$2H^{+}/H_2$	0.00
9.	Na^{+}/Na	-2.71	28.	Sn^{4+}/Sn	0.01
10.	La^{3+}/La	-2.46	29.	Cu^{2+}/Cu	0.34
11.	Mg^{2+}/Mg	-2.30	30.	Cu^{+}/Cu	0.52
12.	Al^{3+}/Al	-1.66	31.	Fe^{3+}/Fe^{2+}	0.77
13.	Ti^{2+}/Ti	-1.63	32.	$Hg_2^{2+}/2Hg$	0.78
14.	Ti^{3+}/Ti	-1.23	33.	Hg^{2+}/Hg	0.85
15.	Mn^{2+}/Mn	-1.18	34.	Ag^{+}/Ag	0.80
16.	V^{2+}/V	-1.18	35.	V^{3+}/V	1.17
17.	Mo^{3+}/Mo	-1.10	36.	Pt^{2+}/Pt	1.19
18.	Zn^{2+}/Zn	-0.76	37.	Au^{3+}/Au	1.50
19.	Cr^{3+}/Cr	-0.74	38.	Au^{+}/Au	1.69

Таблиця 7

Розчинність електролітів у воді

Аніони	Катіони																			
	Li^+	Na^+	K^+	NH^{4+}	Cu^{2+}	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Cr^{3+}	Mn^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р	Р
J^-	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	-	Р	Н	Р	-	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	-	-	Р	Р	-	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Р	Н	Н	-	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	-	-	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Н	-	Р	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	Н	-	Н
SiO_3^{2-}	Р	Р	Р	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М	М	Н	Н	-	-	Н	Н	Р	Н	Р	-	-
PO_4^{3-}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
OH^-	Р	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М	Р	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Р – розчинена речовина, М – малорозчинена речовина, Н - практично нерозчинена речовина, – речовина не існує або розкладається водою

Навчальне видання

ХІМІЯ

Методичні вказівки для самостійної роботи
Для здобувачів вищої освіти,
які навчаються на першому (бакалаврському) рівні
за заочною (дистанційною) формою навчання

Підписано до друку 01.10.2021. Формат 60х84 1/16.
Умовн.-друк. арк. 4,3.
Вид. № 50/21.

Сектор редакційно-видавничої діяльності
Національного університету цивільного захисту України
61023 м. Харків, вул. Чернишевська, 94.
www.nuczu.edu.ua