

МІНІСТЕРСТВО УКРАЇНИ З НАДЗВИЧАЙНИХ СИТУАЦІЙ

**УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ
ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БЕЗПЕКИ
ЖИТТЕДІЯЛЬНОСТІ
ЧЕРКАСЬКИЙ ІНСТИТУТ ПОЖЕЖНОЇ БЕЗПЕКИ**

**Кіреєв О.О., Тарасова Г.В.,
Щербина О.М., Кукуєва В.В.,**

ПРАКТИКУМ З ХІМІЇ

Харків - 2007

МІНІСТЕРСТВО УКРАЇНИ З НАДЗВИЧАЙНИХ СИТУАЦІЙ

**УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ
ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БЕЗПЕКИ
ЖИТТЕДІЯЛЬНОСТІ
ЧЕРКАСЬКИЙ ІНСТИТУТ ПОЖЕЖНОЇ БЕЗПЕКИ**

**Кіресв О.О., Тарасова Г.В.,
Щербина О.М., Кукуєва В.В.,**

**ПРАКТИКУМ
З ХІМІЇ**

Харків - 2007

УДК 546
ББК 24.1
К 28

Рекомендовано міністерством освіти і науки України як навчальний посібник для студентів вищих навчальних закладів № 14/18.2-1052 від 21.05.2004 р.

У книжці стисло викладені основні положення курсу хімії за програмою для пожежно-технічних закладів. Подаються методичні поради, алгоритми і приклади розв'язування типових задач. Наведено умови задач для практичних і контрольних робіт, питання для самоконтролю та довідковий матеріал.

Практикум розрахований на студентів, курсантів і слухачів вищих навчальних закладів.

Посібник з хімії. Укладачі: Кіреєв О.О., Тарасова Г.В., Щербина О.М. Кукуєва В.В. - Харків: УЦЗУ, 2007. 148с.

Рецензенти: – завідувач кафедри фізичної хімії Харківського національного університету проф., д.х.н. Мчедлов-Петросян М.О.,

– доцент оперативного-тактичної кафедри к.т.н., п-пк. вн.сл. Тарахно О.В.

ВСТУП

Мета даного практикуму – допомогти курсантам і студентам у самостійній роботі з оволодіння теоретичними та практичними знаннями з курсу хімії. Практикум вміщує: програму курсу, список рекомендованої літератури, стислий виклад основних положень курсу, приклади розв'язання задач, умови задач до практичних і контрольних робіт, питання для самоконтролю та довідкові матеріали.

Основну увагу приділено темам, які виносяться на самостійне вивчення та темам, з яких є практичні заняття. При підготовці до тем, з яких є лабораторні роботи, потрібно користуватися методичними вказівками до лабораторних робіт.

Практикум призначений для підготовки до тем, за якими є практичні заняття, але слід зауважити, що основою для самостійного вивчення курсу є підручник, в якому дано повне систематичне викладення матеріалу курсу хімії.

Також можна рекомендувати “Конспект лекцій з хімії” частини 1 и 2 [1,2], який був спеціально підготовлений для фаху "Пожежна безпека". Практикум з хімії орієнтовано на засвоєння і закріплення практичних навичок в розв'язанні задач. Він також може бути корисним при ознайомленні з основними положеннями курсу хімії, їх повторенні та підготовці до складання іспитів.

Програма курсу

ВСТУП

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 охорони 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 пожежна безпека. Горіння як фізико-хімічний процес.

РОЗДІЛ 1. БУДОВА РЕЧОВИНИ

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 електроннографічні 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, йонний, 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 ґратки. 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 про концентраційні межі 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 розподілу 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. Випаровування 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. Закипання 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. Поверхнево-активні речовини. Аерозолі, пили, їх 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. 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 пожежній техніці.

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

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.

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. Сполуки кальцію в будівництві. 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.

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 кисню. Роль кисню у процесах горіння. Газові засоби пожежогасіння.

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.

Сульфур, сполуки сульфуру з киснем і гідрогеном. Сульфатна кислота та її солі. Гіпсові в'яжучі матеріали. Пожежонебезпеки сполук сульфуру.

Нітроген, його властивості. Сполуки нітрогену з гідрогеном і киснем. Нітратна кислота та її солі. Азотні добрива. Пожежо- та вибухонебезпеки сполук нітрогену.

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

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.

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. 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.

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

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

Тема 17. Оксигеновмісні органічні сполуки

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

Альдегіди та кетони, їх будова, хімічні властивості та застосування. Пожежонебезпечність 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 окиснення, полімеризації та самозаймання. Пожежо- та вибухонебезпечність ефірів.

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

Тема 18. Нітрогеновмісні та елементоорганічні сполуки

Нітрогеновмісні 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.

Тема 20. Хімія та охорона навколишнього середовища

Роль хімії в розв'язанні екологічних проблем. 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.

ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Кіреєв О.О., Тарасова Г.В. Конспект лекцій з хімії для курсантів 1 курсу АПБУ. Частина 1. Загальна хімія. Навчальний посібник. Харків, АПБУ, 2002.
2. Кіреєв 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., Пржедо В.В. Основи органічної хімії.- Харків.: НТУ "ХП", 2000.- 339с.
9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии.- Л.:Химия, 1980.- 280 с.
10. Лабораторный практикум по общей химии / Под. ред. А.А. Таперовой. - М: Высш. школа, 1979.- 336 с
11. Липатников В.Е., Скоробогатова В.А. Лабораторные работы по неорганической и органической химии.- М.: Высш. школа, 1981.-109 с.
12. Методичні вказівки з лабораторних робіт з хімії. Кіреєв О.О., Яковлева Т.П., Яковлева Р.А., Курова Т.І., Сухорукова Л.С., Снагощенко Л.П. Харків: ХПБ. 1997.-48с.

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. Гофман К.Ф., Гусев А.А. Охрана окружающей среды. - М.: Природа, 1980.- 302 с.
5. Общая химия. / Под ред. Е.М. Соколовской.- М.:Высш. школа, 1980.- 386 с.
6. В.П. Басов. Хімія у вправах і задачах.- К., УМК ВО, 1990. -128 с.
7. Курс химии. ч.1/ Под ред. Г.А. Дмитриева.- М.: Высш.школа, 1971.- 417 с.
8. Воюцкий С.С. Коллоидная химия.- М.: Химия, 1986.- 527 с.

9. Гофман К.Ф., Гусев А.А. Охрана окружающей среды. - М.: Природа, 1980.- 238 с.

10. Методичні вказівки та завдання до самостійної роботи з хімії. Частина 1. Кіреєв О.О., Яковлева Т.П., Яковлева Р.А., Курова Т.І. Харків ХІПБ, 1999.-28с.

11. Методичні вказівки та завдання до самостійної роботи з хімії. Частина 2. Кіреєв О.О., Тарасова Г.В., Яковлева Р.А., Курова Т.І. Харків, АПБУ, 2002.-30с.

12. Яковлева Р.А. Пластмаси в будівництві та їх пожежна небезпека: Навч. посібник. Харків, "Каравела", 2000.-156с.

ВСТУП.

Тема 1. Основні поняття і закони хімії

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 немoleкулярної 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'єднаних між собою хімічними зв'язками.

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

Ступінь окиснення – умовний заряд атома в молекулі, який розраховано в припущенні, 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 $m_0(\text{C})$;

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 $6,02 \cdot 10^{23}$.

Кількість речовини можна розрахувати за формулами:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{N}{N_A}$$

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

Молярною масою (M) 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** – об'єм, 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**:

$$PV/T = \text{const}, \text{ або } P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2, \text{ або } PV/T = P_0V_0/T_0$$

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.

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:

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

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

2. Розрахуємо відповідні кількості молей сірки та кисню:

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

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

3. Визначимо відношення кількості сірки та кисню.

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

$$n(\text{S})/n(\text{O}) = 1:3.$$

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.

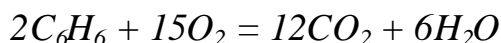
$$M = 0.22 \times 8.314 \times 298 / (101.3 \times 10^3 \times 0.12 \times 10^{-3}) = 44.0 \text{ г/моль.}$$

Приклад 3.

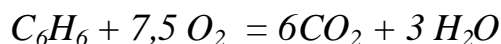
Обчислити об'єм кисню, який потрібний для згоряння 1 кг бензолу, якщо температура 20°C , тиск 99992 Па.

Розв'язання.

1). Складаємо рівняння реакції горіння бензолу.



або в розрахунку на 1 моль бензолу:



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

$$M(\text{бензолу}) = 12 \times 6 + 1 \times 6 = 78 \text{ г/моль}$$

78 г бензолу потребує

7,5 молей кисню

1000 г бензолу потребує

n молей кисню

$$n = 1000 \times 7,5/78 = 96,2 \text{ молей кисню}$$

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

$$V = n \times R \times T / P = 96.2 \times 8.314 \times 293 / 99992 = 2,34 \text{ м}^3.$$

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: $0,786 \cdot N$, $0,101 \cdot N$ і $0,113 \cdot N$. Їх маси будуть складати: $0,786 \cdot 24 \cdot N$, $0,101 \cdot 25 \cdot N$ і $0,113 \cdot 26 \cdot N$. Середня маса дорівнює:

$$A_r = \frac{0,786 \cdot 24 \cdot N + 0,101 \cdot 25 \cdot N + 0,113 \cdot 26 \cdot N}{N} = 24,327$$

Приклад 5.

Розрахуати 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:

$$m(\text{молекули}) = M(\text{H}_2\text{O}) / 6,02 \cdot 10^{23} = 18 / 6,02 \cdot 10^{23} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Запитання для самоконтролю

1. Що вивчає хімія? В чому суть хімічних перетворень?
2. Що таке атом, молекула, хімічний елемент?
3. Що таке молярна маса і молекулярна маса?
4. Що таке кількість речовини?
5. Що таке молярний об'єм? За яких умов він вимірюється?
6. Сформулюйте закон Авогадро. Які наслідки випливають з нього?
7. Для яких речовин справедливий закон сталості складу речовини?
8. Який процес називається процесом горіння?

РОЗДІЛ 1. БУДОВА РЕЧОВИНИ

Тема 2. Будова атома

Згідно з сучасними поглядами, **атоми** - частинки діаметром близько кількох ангстрем: $n \times 10^{-10}$ м ($1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10}$ м; $1 \text{ нм} = 1 \times 10^{-9}$ м)

Маса атомів коливається від $n \times 10^{-27}$ до $n \times 10^{-25}$ кг.

Атоми складаються з **ядра** і **електронів**, що рухаються на деяких відстанях від ядра. Діаметр ядра $\sim 10^{-15} - 10^{-14}$ м. Тобто ядро у $10^{-10}/10^{-15} = 10^5$ разів менше, ніж атом.

Ядро атома складається із **протонів** і **нейтронів** (загальна назва - **нуклони**).

Протон (p) - це елементарна частинка з масою $m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ кг, або 1,0073 а.о.м., і позитивним зарядом $q = 1,602 \times 10^{-19}$ Кл (який приймають за одну відносну одиницю заряду + 1).

Нейтрон (n) - незаряджена частинка з масою $m_n = 1,674 \times 10^{-27}$ кг, тобто 1,0087 а.о.м.

Сума числа протонів (Z) і числа нейтронів (N) називається **нуклонним числом** (масовим числом).

Найважливішою часткою в хімії є **електрон** (e). За допомогою **валентних електронів** утворюються хімічні зв'язки. А суттю хімічних реакцій є руйнування одних та утворення інших хімічних зв'язків. Електрон це частинка з масою спокою $9,110 \cdot 10^{-31}$ кг (що складає $1/1836$ маси протона) і негативним зарядом, абсолютне значення якого дорівнює $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл. Електрон має **двоїсту природу** – властивості частки та хвилі. Електрон в атомі спрощено уявляють як **хмару** з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра (**електронна орбіталь**).

Електрони в атомі характеризуються чотирма **квантовими числами**.

Головне квантове число (n)-характеризує енергію електрона на енергетичному рівні і приймає значення: $n = 1, 2, 3, \dots$.

Орбітальне квантове число (l) - визначає форму орбіталі, приймає значення: $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$ і енергію електрона на енергетичному підрівні.

Орбіталі можуть мати форму кулі (s-орбіталі, $l=0$), гантелі (p-орбіталі, $l=1$) (див. рисунок 1), або більш складної форми (d-, f- $l=2$ та 3 відповідно).

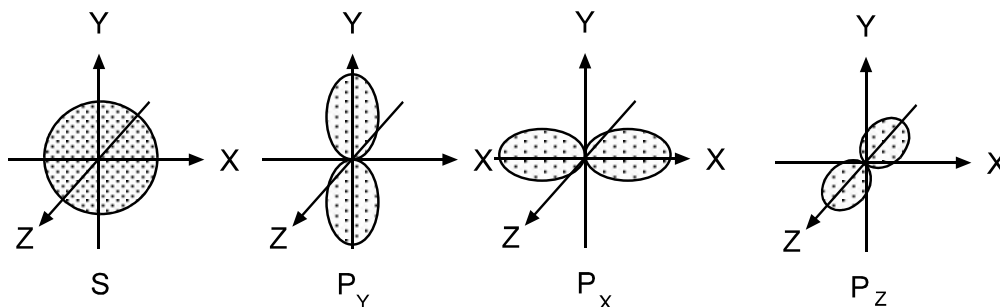


Рис.1. Форми s і p – електронних орбіталей.

Магнітне квантове число (m) - визначає орієнтацію орбіталі в просторі: $m = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, (l-1), l$.

Спінове квантове число (s) - характеризує власний магнітний момент електрона: $s = +1/2; -1/2$.

Для визначення електронних конфігурацій атомів слід використовувати такі правила.

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Правило Гунда сумарний спін електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним.

Правило Клечковського: електрони заповнюють енергетичні підрівні в порядку зростання енергії, яка характеризується сумою $(n+l)$, якщо ця сума однакова, спочатку заповнюється підрівень з меншим n .

Послідовність заповнення електронами підрівнів: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$.

Електронна конфігурація атома визначає хімічні властивості елементів.

Для з'ясування кількості неспарених електронів використовують електронно-графічні формули, які показують розміщення електронів на атомних орбіталях, що зображуються за допомогою комірок. Наприклад, електронно-графічна формула атома Оксигену:

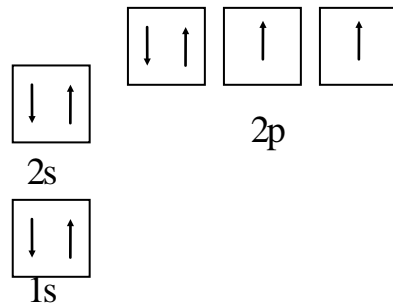
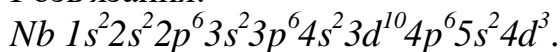


Рис.2. Електронно-графічна схема атома Оксигену.

Приклад 6.

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

Розв'язання.



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

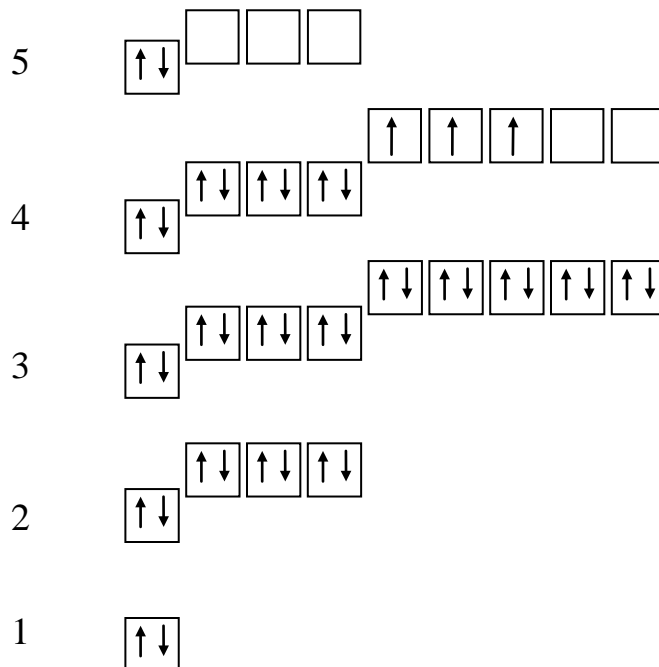


Рис.3. Електронно-графічна формула атома Ніобія.

Приклад 7.

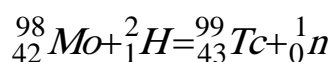
Закінчити рівняння ядерного перетворення: ${}_{42}^{98}\text{Mo} + {}_1^2\text{H} = X + {}_0^1\text{n}$. Ізотоп якого елемента утворюється при цьому, скільки протонів та нейтронів міститься в його ядрі?

Розв'язання.

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:



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

Запитання для самоконтролю

1. В чому суть корпускулярно-хвильової природи електрона?
2. З яких часток складається атом?
3. Які розміри мають ядра атомів та самі атоми?
4. Які елементарні частки ви знаєте?
5. Що таке ізотопи?
6. Які види радіоактивності ви знаєте?
7. За допомогою яких квантових чисел описують поведінку електронів?
8. Як складаються електронні формули?
9. Сформулюйте принцип Паулі.
10. Сформулюйте правило Гунда.

Тема 3. Періодичний закон

Сучасне формулювання *періодичного закону*: *властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від заряду ядра атома елемента.*

Періодична система – це графічне відображення періодичного закону.

Періодична система – віддзеркалює електронну будову атома. Періодична система складається з семи періодів і восьми груп. **Період** – це горизонтальний ряд, що починається лужним металом (крім першого) і закінчується інертним елементом. Кожен період відповідає заповненню енергетичного рівня. Новий період відповідає початку заповнення нового електронного рівня. **Група** – це вертикальний стовпчик, що містить елементи,

властивості яких подібні. Кожна група складається з двох **підгруп: головної та побічної**.

Для кількісного порівняння властивостей елементів використовують такі поняття: енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність.

Енергія іонізації – мінімальна енергія, що потрібна для відриву електрона від атома. Вона є кількісною характеристикою металічних властивостей елемента. Типові метали мають низкі енергії іонізації (легко віддають електрон). В періоді зліва на право, а в групі знизу до гори енергія іонізації збільшується (зменшуються металічні властивості).

Спорідненість до електрона – енергія, що виділяється або поглинається під час приєднання електрона до атома. Вона є кількісною характеристикою неметалічних властивостей елемента (неметали мають великі спорідненості до електрона). В періоді зліва на право, а в групі знизу догори спорідненість до електрона збільшується (збільшуються неметалічні властивості).

Електронегативність – визначається сумою енергії іонізації та спорідненості до електрона. Чим більша електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару. Неметали мають велику електронегативність, метали – малу. В періоді зліва на право, а в групі знизу догори електронегативність збільшується (збільшуються неметалічні властивості). Так найбільш електронегативним елементом є Флуор.

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 – на право, 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.

Запитання для самоконтролю

1. Чому виникла необхідність в уточненні формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва?
2. Яку будову має періодична система елементів Д.І. Менделєєва?
3. Як пояснити залежність властивостей хімічних елементів від їх положення в періодичній системі?
4. Що таке енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність елементів? Як вони змінюються в групах і періодах періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва?
5. Який зв'язок існує між будовою періодичної системи та будовою атома?

6. Який зв'язок існує між періодичним законом і періодичною системою?

Тема 4. Хімічний зв'язок

Хімічний зв'язок - взаємодія двох або кількох атомів, внаслідок якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула чи кристал).

Природа хімічного зв'язку полягає в притягуванні позитивно заряджених ядер до негативно зарядженої області перекривання електронних орбіталей, що приводить до загального зниження енергії системи.

Основні типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний, водневий.

Ковалентний зв'язок утворюється за допомогою спільних електронних пар. Механізми утворення: електронно-обмінний (звичайний) та донорно-акцепторний. За електронно-обмінним механізмом спільна електронна пара утворюється при перекриванні одноелектронних атомних орбіталей, що містять по одному електрону з антипаралельними спінами (рис.4).

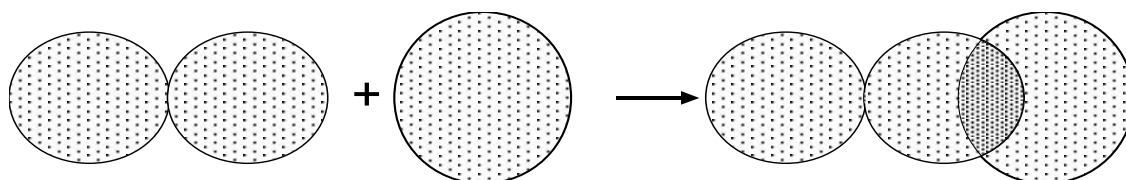


Рис.4. Утворення ковалентного зв'язку під час перекривання s і p-орбіталей.

За **донорно – акцепторним** механізмом спільна електронна пара утворюється при перекриванні електронної орбіталі, що містить неподільну електронну пару з вільною (вакантною) орбіталлю іншого атома.

При утворенні ковалентного зв'язку можуть приймати участь електрони різних орбіталей (s, p, d, f), що мають різноманітну форму та орієнтацію в просторі. В багатьох сполуках при перекриванні орбіталей різної форми утворюються рівноцінні зв'язки. Для пояснення цього явища запроваджено поняття «гібридизація». **Гібридизація** – це процес змішування та вирівнювання орбіталей за формою та енергією. Основні типи гібридизації – sp, sp² та sp³. Схеми їх утворення приведені на рис. 5–7.

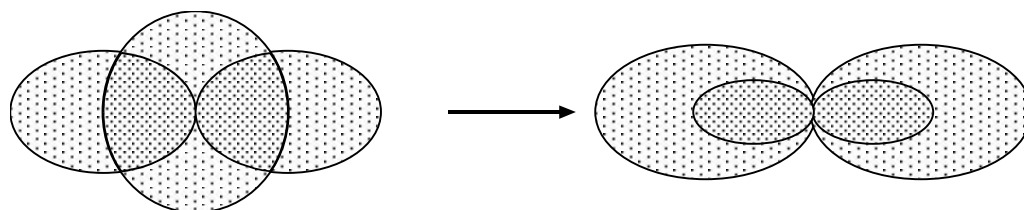


Рис.5. sp-гібридизація

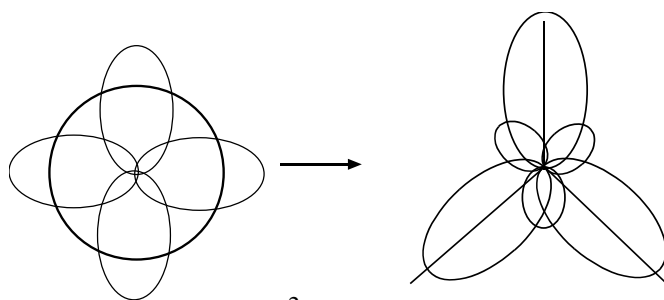


Рис.6. sp^2 -гібридизація.

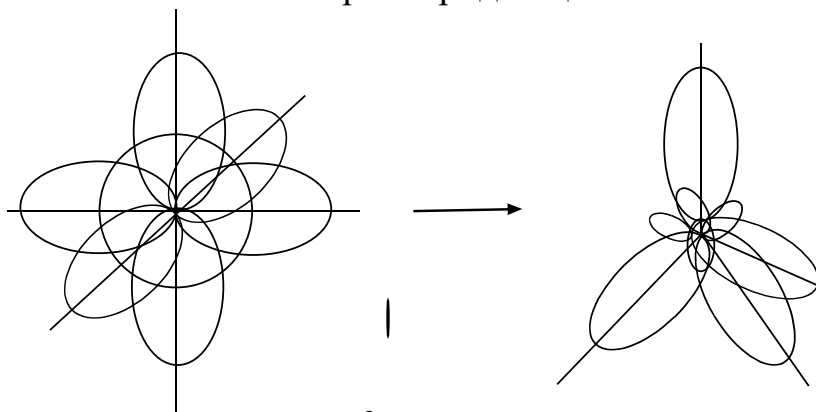


Рис.7. sp^3 -гібридизація.

Основні характеристики ковалентного зв'язку: напрямленість, кратність, насиченість, здатність до поляризації, довжина та енергія.

Напрямленість обумовлена тим, що атомні орбіталі мають свою форму та орієнтацію у просторі, а їх взаємодія відбувається в напрямку максимального перекривання. В залежності від напрямку перекривання розрізняють σ і π зв'язки. σ - **зв'язок** утворюється, коли атомні орбіталі перекриваються вздовж осі, що з'єднує ядра атомів (Рис.8):

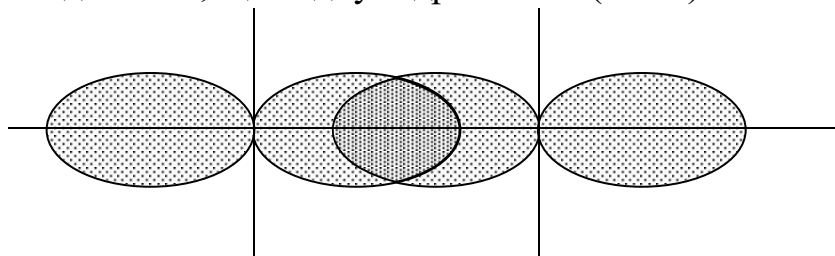


Рис. 8. Схема утворення σ - зв'язку.

π - **зв'язок** утворюється, коли області перекривання розташовані по різні сторони від осі, що з'єднує ядра атомів (рис.9).

Насиченість ковалентного зв'язку обумовлена тим, що кожний атом має визначену кількість атомних орбіталей, які можуть приймати участь в утворенні хімічного зв'язку.

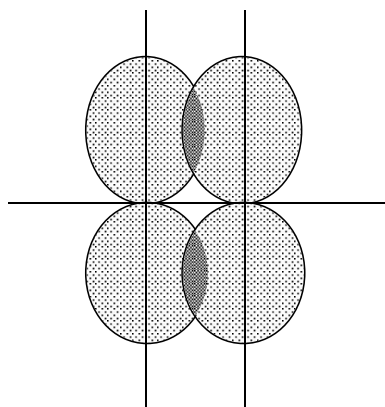


Рис.9. Схема утворення π - зв'язку.

Полярність зв'язку виникає, коли центри позитивного і негативного зарядів в молекулі не співпадають. При цьому виникає диполь. Полярний зв'язок утворюється тоді, коли молекулу утворюють різні атоми. В випадку однакових атомів утворюється ковалентний неполярний зв'язок

Енергія зв'язку це енергія, яка потрібна для розриву цього зв'язку.

Кратність зв'язку визначається кількістю хімічних зв'язків, що з'єднують два атома. Бувають ординарний, подвійний та потрійний зв'язки. В хімії широко застосовується поняття – валентність. Валентність атома – це його здатність утворювати певне число хімічних зв'язків з іншими атомами.

Йонний зв'язок - утворюється за рахунок електростатичного притягіння йонів. Його можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку, який утворюється в разі великої різниці в електронегативностях атомів, що утворюють зв'язок. Типовими йонними сполуками є галогеніди та оксиди лужних металів. Всі йонні сполуки у твердому стані є кристалічними речовинами – у вузлах кристалічних решіток (граток) знаходяться позитивно і негативно заряджені йони (рис.10):

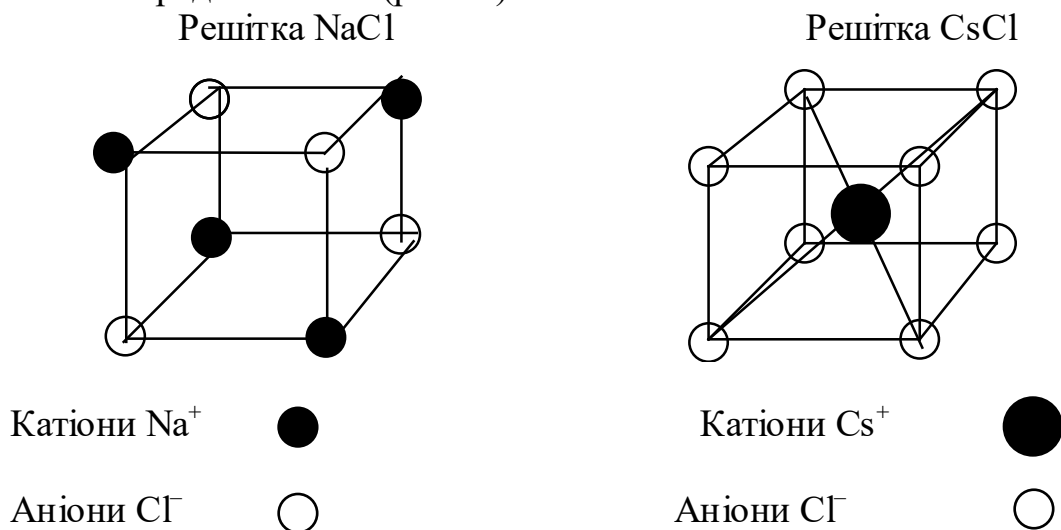


Рис. 10. Кристалічні решітки NaCl і CsCl.

Металічний зв'язок - утворюється за допомогою електронів, спільних для всіх позитивно заряджених йонів, що утворюють кристалічну ґратку. Валентні електрони в металах є усупільненими і належать всьому кристалу, тобто утворюють електронний газ. При накладанні електричного поля ці електрони дуже легко пересуваються. Це пояснює високу електропровідність більшості металів.

Міжмолекулярні зв'язки - це зв'язки між електронейтральними молекулами, які мають електричну природу. Енергія міжмолекулярної взаємодії значно менша ніж енергія звичайного хімічного зв'язку. Одним з різновидів міжмолекулярного зв'язку є **водневий зв'язок**. Водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять атоми водню та іншого елемента з високою електронегативністю (F, O, Cl, N). Найбільш сильний водневий зв'язок виникає між молекулами HF. Графічно він позначається (···). Наприклад: H–F···H–F.

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 атомом Карбону, два інших – з двома атомами гідрогену) та один π -зв'язок (з атомом Карбону). Тому тип гібридизації атомних орбіталей Карбону sp^2 .

Запитання для самоконтролю

1. Які є найважливіші типи хімічного зв'язку?
2. В якому випадку утворюється йонний зв'язок?
3. Що таке валентність і ступінь окиснення?
4. Які основні характеристики й властивості ковалентного зв'язку?
5. Чим визначається полярність ковалентного зв'язку?
6. Для чого введено поняття гібридизації орбіталей?
7. Чим відрізняються аморфні і кристалічні речовини?
8. Що таке кристалічні ґратки?
9. Наведить приклади багатоцентрового хімічного зв'язку?

РОЗДІЛ 2. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Тема 5. Основи хімічної термодинаміки

Хімічна термодинаміка – один з найважливіших розділів хімічної науки. Вона вивчає **енергетичні зміни**, які супроводжують хімічні процеси. Знання хімічної термодинаміки дозволяє з'ясувати **можливість самочинного протікання процесу**, а також визначити **теплоту процесу та роботу**, яку виконує система. Для зручності розглядання процесу Всесвіт поділяють на **систему** та **навколишнє середовище**. Термодинамічною системою називають частину світу, яка відокремлена від навколишнього середовища дійсними або умовними межами і в якій розглядається перебіг якогось процесу. Розрізняють такі системи:

- ізолювані** (нема обміну енергією та речовиною);
- замкнені** (нема обміну речовиною, є обмін енергією);
- відкриті** (є обмін речовиною та енергією).

У хімічній термодинаміці користуються **термодинамічними функціями** (характеристиками), які дають змогу охарактеризувати стан системи і зміни, що відбуваються в ній. Серед останніх важливе значення для хіміків мають **внутрішня енергія U , ентальпія H , ентропія S , енергія Гіббса G** тощо.

Важливим первинним поняттям хімічної термодинаміки є **внутрішня енергія (U)**. Під внутрішньою енергією системи U слід розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, крім кінетичної і потенціальної енергії системи вцілому. Формами передачі енергії є **теплота (Q) і робота (A)**. Під величиною A розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля, тощо).

Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають **екзотермічними**, а реакції, під час перебігу яких теплота поглинається,— **ендотермічними**. Один з фундаментальних законів природи – **закон збереження енергії (перший закон термодинаміки)**:

Енергія не зникає і не утворюється з нічого, вона переходить з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях

Для ізолюваної системи перший закон термодинаміки можна конкретизувати:

Внутрішня енергія ізолюваної системи – стала. ($U = \text{const}, \Delta U = 0$)

Для замкненої системи така конкретизація буде:

Теплота, що дістається системі, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.

Математичний запис цього положення має вигляд.:

$$Q = \Delta U + A,$$

де $\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{почат}}$.

В більшості випадків в якості роботи процесу ми будемо розглядати роботу розширення або стиснення, яка дорівнює: $A = p \Delta V$. В такому випадку рівняння запишеться: $Q = \Delta U + p \Delta V$

При $V = \text{const}$, $\Delta V = 0$, $p \Delta V = 0$,

$$Q_V = \Delta U.$$

Тепловий ефект за сталим об'ємом дорівнює зміні внутрішньої енергії.

При $p = \text{const}$; $Q = \Delta U + p \Delta V = \Delta U + \Delta (p V) = \Delta (U + p V)$.

Позначимо $U + p V = H$ та назвемо цю нову функцію – **ентальпія**.

$$Q_p = \Delta H.$$

Тепловий ефект за сталим тиском дорівнює зміні ентальпії.

Теплові ефекти хімічних процесів вивчає **термохімія**. Теплові ефекти, визначені за температури **25 °C (298,15 K)** і тиску **101 кПа (1 атм)**, називають **стандартними**.

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення одного моля хімічної сполуки з простих речовин, називається **теплотою (ентальпією) утворення**

Перший закон термохімії: теплота розкладання даної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак.

Закон Гесса (другий закон термохімії):

Тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу.

Перший наслідок з закону Гесса:

Стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції з відніманням суми стандартних теплот утворення вихідних речовин.

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{почат}}$$

де ΔH_r° – тепловий ефект реакції (індекс r позначає реакцію – reaction);

ΔH_f° – теплота утворення (індекс f позначає утворення – formation);

ν – стехіометричний коефіцієнт.

Другий наслідок з закону Гесса:

Стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних

теплот згоряння вихідних речовин з відніманням суми стандартних теплот згоряння продуктів реакції

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_{comb}^\circ)_{почат} - (\sum \nu \Delta H_{comb}^\circ)_{прод},$$

де ΔH_{comb}° – теплоти згоряння (combustion).

У випадку необхідності визначення ΔU розрахунок проводять за формулою:

$$\Delta U = \Delta H - p\Delta V,$$

де $p = 101,3$ кПа, $\Delta V = V_{кін} - V_{поч}$

В пожежній справі розрізняють **вищу** та **нижчу теплоти згоряння**. Вищою теплотою згоряння називають кількість тепла, що вилучається при повному згорянні 1 кг, або 1 м³ (для газів), горючої речовини за умови, що утворюється рідка вода. Нижчою теплотою згоряння називають кількість тепла, що вилучається при повному згорянні 1 кг, або 1 м³ (для газів), горючої речовини за умови, що утворюється водяна пара.

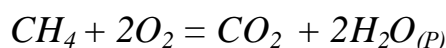
Дослід показує, що речовини, теплоти згоряння яких не перевищують 2000 кДж/кг, не здатні до горіння.

Приклад 11.

Розрахувати вищу та нижчу теплоти згоряння метану.

Розв'язання.

Для розрахунку вищої теплоти згоряння Q_v запишемо рівняння реакції



Розрахунки проводимо згідно з наслідком з закону Гесса:

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ(v) &= \Delta_f H^\circ(CO_2) + 2\Delta_f H^\circ(H_2O_{(p)}) - \Delta_f H^\circ(CH_4) - 2\Delta_f H^\circ(O_2) = \\ &= -393.5 + 2 \times (-285.8) - (-74.8) - 0 = -890.3 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

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

$$Q_v = -(-890.3 \times 1000 / 22.4) = 39745 \text{ кДж}$$

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

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ(n) &= \Delta_f H^\circ(CO_2) + 2\Delta_f H^\circ(H_2O_{(r)}) - \Delta_f H^\circ(CH_4) - 2\Delta_f H^\circ(O_2) = -393.5 + \\ &+ 2 \times (-241.8) - (-74.8) - 0 = -802.3 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

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

Другий закон (постулат) термодинаміки:

Неможливий самочинний перехід тепла від більш холодного тіла до більш теплого

В хімічній термодинаміці для врахування теплового руху молекул впроваджується нова термодинамічна функція S – **ентропія**. Ентропія є мірою невпорядкованості системи. Формально ентропія впроваджується за

формулою:

$$dS = \delta Q/T$$

де δQ – нескінченно маленька порція теплоти, T – температура.

Розрахунок ΔS аналогічний обчисленню ΔH за законом Гесса. Однак, слід мати на увазі, що для простих тіл $S \neq 0$ (на відміну від ΔH_f°).

$$\Delta S_r^\circ = (\sum \nu S^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu S^\circ)_{\text{почат}}$$

де S° – абсолютні стандартні ентропії речовин, ν – стехіометричний коефіцієнт.

В ізольованій системі фактор енергії штучно відділено ($\Delta U = 0$), тому напрямок процесу визначається лише ентропією.

В ізольованій системі самочинно можуть відбуватися тільки процеси зі збільшенням ентропії. Тобто умовою можливості протікання процесу в ізольованій системі є: $\Delta S \geq 0$

Іншими словами, в ізольованій системі процеси відбуваються в бік збільшення безладу.

В замкненій системі напрямок процесу визначається двома факторами: енергетичним (ΔU або ΔH) і ентропійним (ΔS). Для врахування обох факторів введено нову термодинамічну функцію – **енергію Гіббса (G)**:

$$G = H - T S$$

де H – ентальпія, T – температура, S – ентропія.

В замкненій системі самочинно можуть відбуватись процеси, для яких енергія Гіббса зменшується: $\Delta G < 0$ (при p і $T = \text{const}$).

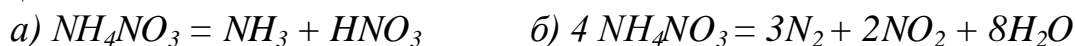
Розрахунок ΔG аналогічний до обчислення ΔH і ΔS :

$$\Delta G_r^\circ = (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{почат}}$$

де ΔG_f° – стандартні енергії Гіббса утворення речовин.

Приклад 12.

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



Розв'язання.

Можливість або неможливість самочинного перебігу хімічної реакції визначається знаком величини зміни енергії Гіббса. Якщо $\Delta G_r^\circ < 0$, реакція принципово можлива, якщо $\Delta G_r^\circ > 0$ – неможлива.

$$a) \Delta_r G^\circ(a) = \Delta_f G^\circ(\text{NH}_3) + \Delta_f G^\circ(\text{HNO}_3) - \Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -16,7 - 79,9 - (-183,9) = 87,3 \text{ кДж.}$$

$$б) \Delta_r G^\circ(б) = 3\Delta_f G^\circ(\text{N}_2) + 2\Delta_f G^\circ(\text{NO}_2) + 8\Delta_f G^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) - 4\Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 3 \times 0 + 2 \times 52,3 + 8 \times (-228,6) - 4 \times (-183,9) = -1068,6 \text{ кДж.}$$

Відповідь: можливий самочинний перебіг реакції (б).

За допомогою енергій Гіббса можна зробити оцінку пожежонебезпечності речовин. Якщо ΔG° реакції речовини з киснем суттєво менша ніж нуль, то така речовина здатна до горіння.

Крім розрахунків за попередньою формулою, зміну енергії Гіббса можна розраховувати (при сталих Р і Т) за формулою:

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

Перебігу процесів сприяють умови $\Delta H < 0$, $T\Delta S > 0$

Запитання для самоконтролю

1. Які питання розглядає хімічна термодинаміка?
2. Які є форми передачі енергії?
3. Що таке внутрішня енергія та ентальпія?
4. Які умови прийняті за стандартні?
5. Які є види теплових ефектів?
6. Сформулюйте наслідок з закону Гесса, за допомогою якого розраховують теплові ефекти хімічних реакцій.
7. Що таке теплота утворення та теплота згоряння?
8. За допомогою яких термодинамічних функцій можна визначити можливість перебігу хімічної реакції? В яких випадках використовується кожна з них?

Тема 6. Хімічна кінетика

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу різних хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**. Одним з основних понять хімічної кінетики – є швидкість хімічної реакції.

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу, віднесена до одиниці об'єму

$$v = (1/V) dn/d\tau$$

де V – об'єм, n – кількість речовини, τ – час.

Враховуючи, що $n/V = c$, для гомогенних реакцій можна записати так:

$$v = dc/d\tau$$

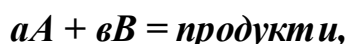
Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу

Швидкість хімічної реакції залежить від *природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, а також від наявності каталізатора* тощо.

Закон дії мас:

Швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції:



(де a і b стехіометричні коефіцієнти),

швидкість реакції описується *кінетичним рівнянням*:

$$v = k c_A^a c_B^b,$$

де, k —коефіцієнт пропорційності, що називається *константою швидкості* реакції. Константа швидкості реакції не залежить від концентрацій реагуючих речовин, але залежить від природи речовин, наявності каталізатора і температури. Константа швидкості відповідає швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л. (Якщо $C=1$, то $v = k$)

Закон дії мас справедливий для простіших реакцій. Для складних (багатостадійних) реакцій показники ступеня не дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, їх треба визначати експериментально. В такому випадку визначені показники ступеня називають *порядком реакції*.

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 - $2b$.

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

тобто швидкість зросте у 8 разів.

Правило *Вант-Гоффа*:

При підвищенні температури системи на кожні 10 градусів 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:

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

де γ – температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції.

Правило Вант-Гоффа є наближеним правилом, використання його обмежене помірними температурами.

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: $V(T_2)/V(T_1) = \gamma^{\Delta T/10} = 3^{40/10} = 81$.

Більш точно залежність швидкості реакції від температури описується емпіричним *рівнянням Арреніуса*:

$$k = A \times e^{-E_{акт}/(RT)},$$

де k – константа швидкості реакції, A – константа для кожної реакції, e – основа натурального логарифма, $E_{акт}$ – енергія активації, R – газова стала, T – температура.

Енергія активації – це надлишкова енергія в порівнянні з середньою, яку повинні мати реагуючі частинки, щоб їхні зіткнення спричинили хімічні взаємодії:

$$E_{акт} = E^* - E_{сеп}$$

Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин та присутності каталізатора.

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.

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

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:

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

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

Речовини, які прискорюють швидкість реакції, але не витрачаються в наслідок її перебігу, називаються **каталізаторами** (позитивними каталізаторами). Речовини, які сповільнюють швидкість реакції, називаються **інгібіторами** (негативними каталізаторами).

Формально вплив каталізатора на швидкість реакції визначається рівнянням Арреніуса. Але, на відміну від використання цього рівняння в попередньому прикладі, температура буде сталою, а змінюється енергія активації.

Приклад 16.

Введення каталізатора при $T=300$ 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)

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

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

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

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

В пожежній справі широко використовуються **інгібітори горіння**. Найбільш поширеними інгібіторами горіння, які діють як гомогенні інгібітори, є галогенпохідні вуглеводнів. Розкладаючись в полум'ї на радикали, вони блокують найбільш реакційно здатні частки в полум'ї і, таким чином, гальмують процес горіння. В якості гетерогенних інгібіторів горіння застосовують дрібні порошки деяких солей: карбонат та гідрокарбонат натрію, фосфати лужних металів.

Ланцюговими називаються реакції, які включають велику кількість стадій, що відбуваються послідовно. Здійснення цих реакцій зумовлене наявністю вільних радикалів, які перетворюють неактивні молекули на активні. (Вільні радикали – це частки, які мають неспаровані електрони; більшість вільних радикалів дуже реакційно здатні і не можуть накопичуватися в значних кількостях).

Згідно з **теорією Зельдовича**, для виникнення процесу горіння потрібно, щоб у деякому об'ємі швидкість тепловиділення перевищувала швидкість тепловіддачі.

Запитання для самоконтролю

1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Від яких факторів залежить швидкість реакції?
3. Як впливають на швидкість хімічних реакцій температура, концентрація реагуючих речовин, каталізатор?

4. Що таке константа швидкості?
5. Що таке енергія активації?
6. Сформулюйте закон діючих мас для швидкості хімічної реакції.
7. Що таке температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції?
8. Який механізм хімічної реакції називають ланцюговим?
9. За яким механізмом відбуваються процеси горіння?
10. Що таке інгібітори горіння? Як вони використовуються в пожежній справі?

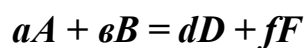
Тема 7. Хімічна рівновага

Стан системи реагуючих речовин (оборотної реакції), за яким швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається **хімічною рівновагою**.

В стані хімічної рівноваги кількості вихідних речовин і продуктів реакції не змінюються, оскільки реакція відбувається в обох напрямках з однаковими швидкостями. Ось чому стан хімічної рівноваги має рухомий, динамічний характер.

З точки зору хімічної термодинаміки **в стані хімічної рівноваги енергія Гіббса системи має найменше значення**.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Для реакції:



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

де [] позначають рівноважну концентрацію.

Для будь-якої реакції константу рівноваги можна записати:

$$K = \frac{PC_{i \text{ КІНЦ}}^{\nu}}{PC_{i \text{ ПОЧАТ}}^{\nu}}$$

де $PC_{i \text{ КІНЦ}}^{\nu}$ та $PC_{i \text{ ПОЧАТ}}^{\nu}$ - добуток концентрацій кінцевих та початкових речовин в ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги. За допомогою константи рівноваги можна обчислювати рівноважні концентрації речовин, що беруть участь в реакції.

Приклад 17.

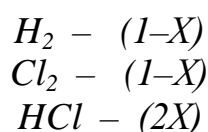
Вихідні концентрації хлору та водню в реакції синтезу хлороводню складала 1 моль/л. Визначити рівноважну концентрацію хлороводню після досягнення стану рівноваги. Константа рівноваги для цієї реакції дорівнює 4.

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:



Підставимо ці концентрації у вираз для константи рівноваги.

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

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:



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

Розв'язання.

До моменту встановлення рівноваги прореагувало $(0.5 \times 50)/100 = 0,25$ 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.

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

Термодинаміка дає універсальне співвідношення між стандартною зміною енергії Гіббса і величиною константи хімічної рівноваги:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K.$$

Приклад 19.

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

Розв'язання.

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

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

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^0 = 2 \Delta G_f^0(\text{NH}_3) - \Delta G_f^0(\text{N}_2) - 3\Delta G_f^0(\text{H}_2) = 2(-16,7) = -33,4 \text{ кДж/моль}$$

3. Розрахуємо константу рівноваги.

$$\Delta G^0 = -RT \ln K, \ln K = -\Delta G^0/RT = 33,4 \cdot 10^3 / (8,314 \cdot 298) = 13,4; K = e^{13,4} = 6,6 \cdot 10^5.$$

Принцип Ле-Шательє (принцип рухомої (динамічної)) рівноваги:

Якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію.

Вплив концентрації на стан рівноваги.

Згідно з принципом Ле-Шательє, введення в систему, що перебуває в стані рівноваги, додаткової кількості будь-якої з реагуючих речовин викликає зміщення рівноваги у тому напрямку, в якому її концентрація зменшується

Вплив тиску на стан рівноваги.

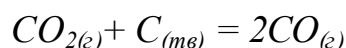
Згідно з принципом Ле-Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску — викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

Вплив температури на стан рівноваги.

Згідно з принципом Ле-Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває в стані рівноваги, остання зміщується в бік того з двох протилежноспрямованих процесів, який супроводжується поглинанням теплоти.

Рівновага в гетерогенних системах

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно до виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції



вираз константи хімічної рівноваги запишеться так:

$$K = [CO]^2 / [CO_2].$$

Концентрація вуглецю (тверда речовина) не входить до виразу константи хімічної рівноваги тому, що це стала величина.

Приклад 20.

Для хімічної реакції: $\text{Ca}_{(к)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(к)} + \text{H}_{2(г)}$; $\Delta H_r^0 = 147,8$ 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:

$$K = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2},$$

Щоб змістити рівновагу в бік утворення кінцевих речовин за принципом Ле-Шательє, необхідно збільшити температуру, тому що пряма реакція проходить з поглинанням тепла; тиск збільшити, тому що за прямою реакцією тиск зменшується внаслідок зменшення числа молей газоподібних речовин. Концентрацію водяної пари збільшити, бо за прямою реакцією вона зменшується, концентрацію водню зменшити, тому що вона зростає при протіканні прямої реакції.

Фазова рівновага

Фазою називається сукупність всіх однорідних частин системи, що мають однаковий склад і однакові властивості та відокремлені від інших частин системи поверхнею поділу.

Гетерогенні рівноваги – для процесів переходу речовин з однієї фази в іншу, що не супроводжуються зміною хімічного складу речовин, називаються ***фазовими рівновагами***.

Речовини можуть існувати в трьох агрегатних станах: газоподібному, рідкому та твердому. Кожний агрегатний стан однієї речовини складає окрему фазу. Між різними агрегатними станами однієї речовини через деякий час може встановитися рівновага.

Запитання для самоконтролю

1. Що таке хімічна рівновага?
2. Запишіть закон діючих мас для реакції синтезу аміаку.
3. Які основні принципи зміщення хімічної рівноваги?
4. Як розраховують константу хімічної рівноваги за допомогою термодинамічних даних?
5. Які особливості запису константи рівноваги для гетерогенних реакцій?
6. Що таке фазова рівновага?

РОЗДІЛ 3. РОЗЧИНИ ТА КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

Тема 8. Розчини

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 ($\sum m_i$):

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

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 ($\sum n_i$).

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

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.

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

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: $m = \rho V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г}$.

Масова доля розчиненої речовини буде:

$$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{розчину})} = \frac{224\text{г}}{1120\text{г}} = 0,2 = 20\%.$$

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: $V = m/\rho = 100\text{г} / 1,315\text{г/мл} = 76$ мл.

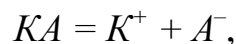
Молярна концентрація буде:

$$C(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V} = \frac{47,7\text{г}}{98\text{г/моль} \cdot 0,076\text{л}} = 6,4\text{г/моль}$$

Речовини, які розкладаються в розчині на іони, називаються **електролітами**. Речовини, які не розкладаються на іони, називаються **неелектролітами**. Процес розпаду речовин на іони називається **електролітичною дисоціацією**. Позитивно заряджені іони називаються **катіонами**, негативно заряджені – **аніонами**.

Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є **ступінь дисоціації α** , яка дорівнює відношенню числа молекул електроліту, що розщепились у розчині на іони, до загального числа молекул у розчині. Ступінь дисоціації виражається дробовим числом і змінюється від 0 до 1 (0 ... 100 %). За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на **сильні** та **слабкі**. Сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1 М водному розчині перевищує 30%, слабкими — ступінь дисоціації яких у 0,1 М водному розчині менший за 3%. До сильних електролітів належать майже всі солі, луги, деякі кислоти (HCl , HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 тощо), до слабких — більшість основ, амфотерні гідроксиди, деякі кислоти (H_2S , H_3BO_3 , HCN , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 тощо).

Більш зручною характеристикою сили електроліту є константа дисоціації. Для електроліту КА, який дисоціює згідно з рівнянням:



константа дисоціації запишеться:

$$K = \frac{[\text{K}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{KA}]}$$

Константа і ступінь дисоціації пов'язані **рівнянням Освальда**:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

де С – загальна концентрація електроліту.

Константа дисоціації залежить від природи електроліту, температури, розчинника, але не залежить від концентрації електроліту.

Приклад 23.

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

Розв'язання.

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



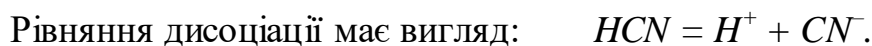
З рівняння дисоціації маємо:

$$[\text{Na}^+] = 2 C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ моль/л. } [\text{SO}_4^{2-}] = C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л.}$$

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.



Ступінь дисоціації визначається за формулою: $\alpha = C_{\text{іонів}}/C_{\text{загальне}} = 2 \cdot 10^{-5}/1 = 2 \cdot 10^{-5}$.

Згідно з рівняння Освальда:

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

Закон Рауля:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

$$(p_0 - p_1) / p_0 = N_2,$$

Другий варіант формулювання закону Рауля:

Тиск насиченої пари над розчином дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника.

$$p_1 = p_0 \cdot N_1,$$

де N_1 – мольна частка розчинника; N_2 – мольна частка розчиненої речовини; p_0 – тиск пари над розчинником; p_1 – тиск пари над розчином.

Температура замерзання та температура кипіння розчину залежать від його складу.

Підвищення температури кипіння $\Delta T_{\text{кип}}$ і зниження температури замерзання $\Delta T_{\text{зам}}$ розчину прямо пропорційні молярності розчину (C_m):

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m \qquad \Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$$

E і K — відповідно ебуліоскопічна і криоскопічна сталі розчинника.

Закон осмотичного тиску Вант-Гоффа

Осмотичний тиск розчину ($P_{\text{осм}}$) прямо пропорційний його молярній

концентрації (c) та температури (T).

$$P_{осм} = 1000 \cdot c \cdot R \cdot T,$$

де R — універсальна газова стала (8,314 Дж/(моль · К)).

Розгнуті закони справедливі для електролітів в дещо зміненому вигляді

$$\frac{\Delta P}{P} = \frac{i \cdot n}{\sum n_i},$$

$$\Delta T_{кун} = i \cdot E \cdot C_m,$$

$$\Delta T_{зам} = i \cdot K \cdot C_m,$$

$$P_{осм} = i \cdot C \cdot R \cdot T.$$

де i – ізотонічний коефіцієнт.

Ізотонічний коефіцієнт можна розрахувати, якщо відома ступінь дисоціації (α) і кількість часток на які розпадається електроліт (n):

$$i = 1 + \alpha (n-1).$$

Приклад 25.

Визначити температуру замерзання 20% водного розчину гліцерину ($CH_2OH-CHOH-CH_2OH$), якщо криоскопічна 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 $K_{кр}$ - криоскопічна 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;

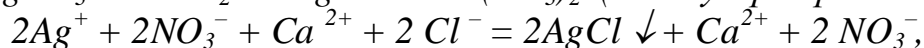
$M = 12 \times 3 + 8 \times 1 + 16 \times 3 = 92$ г/моль.

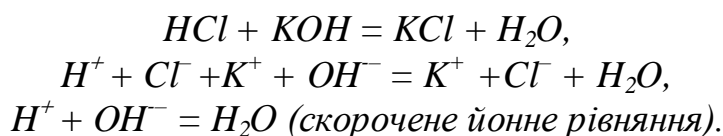
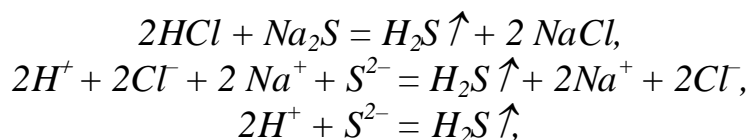
$$\Delta T_{зам} = 1,86 \times 20 \times 100 / (92 \times 80) = 0,5 \text{ К.}$$

$$T_{зам} = 0^\circ\text{C} - \Delta T_{зам} = -0,5^\circ\text{C}.$$

Між молекулами та іонами в розчинах можуть відбуватись реакції. Такі реакції називають **йонобмінними**.

Реакції обміну в розчинах електролітів **практично протікають у бік утворення осаду, газів і слабких електролітів**. При складанні йонних рівнянь треба керуватися тим, що сильні електроліти, які практично повністю дисоційовані, пишуться у вигляді йонів, а речовини малодисоційовані, малорозчинені і газоподібні надаються в молекулярній формі. Наприклад:





Деякі йонообмінні реакції використовуються в пожежній справі. Наприклад, в хімічно-пінних вогнегасниках використовується реакція:



Гідроліз.

Вода є слабким електролітом, що дисоціює за рівнянням:



Йонним добутком (K_e) води називається добуток рівноважних концентрацій йонів H^+ і OH^- , який є постійною величиною, що дорівнює 10^{-14} .

$$K_e = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Для характеристики реакції середовища доцільно користуватися **водневим показником**

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

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

Приклад 26.

Розрахуйте pH 0,1 М розчину КОН.

Розв'язання.

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

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

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

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

Приклад 27.

Розрахуйте pH 0,1 М розчину CH_3COOH , якщо відомо, що константа дисоціації CH_3COOH дорівнює $1,7 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання.

Ацетатна (оцтова) кислота є слабким електролітом. Для розрахунків концентрацій йонів використаємо рівняння Освальда:

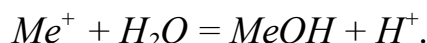
$$K = \alpha^2 C, \quad \alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-5} / 0,1} = 1,3 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація йонів гідрогену буде: $[H^+] = \alpha \cdot C = 1,3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,3 \cdot 10^{-3}$.

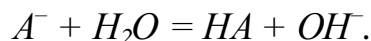
$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,89.$$

Гідролізом солей називається обмінна реакція взаємодії йонів розчиненої солі з водою, в наслідок якої утворюються малодисоційовані сполуки та змінюється рН середовища.

Більшість солей є сильними електролітами, вони дисоціюють на катіони металів та аніони кислотних залишків. Якщо катіону (Me^+) відповідає слабка основа, він зв'яже іони OH^- :



Якщо аніону (A^-) відповідає слабка кислота, він зв'яже іони H^+ :



В першому випадку з'являються іони H^+ , що обумовлює підкислення розчину, а в другому випадку – іони OH^- , що обумовлює появу лужного середовища.

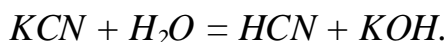
Приклад 28.

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

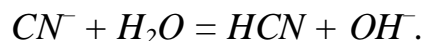
Розв'язання.

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

Рівняння в молекулярному вигляді:



Рівняння в іонному вигляді:



В зв'язку з утворенням іонів OH^- середовище буде лужним.

Добуток концентрацій йонів, на які дисоціює електроліт в насиченому розчині речовини за сталих температури й тиску, є сталою величиною. Цю величину називають **добутком розчинності (ДР)**.

Добуток розчинності солі $K_n A_m$ становитиме:

$$ДР(K_n A_m) = [K^{m+}]^n \times [A^{n-}]^m$$

За допомогою величин ДР можна сформулювати **правила утворення осаду**: якщо добуток концентрацій йонів більший, ніж значення ДР солі, то осад випадає, якщо менший – не випадає.

Приклад 29.

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

Розв'язання.

Утворення осаду можливе при виконанні нерівності:

$$[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] > \text{ДР}(\text{AgCl})$$

Після змішування концентрації йонів зміняться завдяки розведенню:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{C(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)}{V(\text{AgNO}_3) + V(\text{HCl})} = \frac{10^{-3} \cdot 200}{100 + 200} = 6,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{AgNO}_3) + V(\text{HCl})} = \frac{2 \cdot 10^{-5} \cdot 100}{100 + 200} = 6,7 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

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

Тобто осад AgCl утвориться.

Запитання для самоконтролю

1. Що таке розчини?
2. Що таке розчинність?
3. Що таке молярна концентрація, молярність і мольна частка?
4. Як залежить тиск насиченої пари над розчином від його концентрації?
5. Як розрахувати температуру замерзання та температуру кипіння розчину?
6. Що таке осмотичний тиск?
7. Що таке електроліти та неелектроліти?
8. Що таке константа та ступінь дисоціації?
9. Які властивості води дозволяють використовувати її в пожежогасінні?
10. Що таке водневий показник середовища?
11. Чому дорівнює йонний добуток води?
12. В яких випадках можуть перебігати йонообмінні реакції?
13. Що таке гідроліз солей?

Тема 9. Колоїдні системи

Колоїдні системи – це системи, в яких одна або декілька речовин знаходяться в **високодисперсному стані**. Основною колоїдно-хімічною характеристикою є **дисперсність**. Залежно від розмірів часточок дисперсної фази розрізняють: істинні розчини; колоїдні розчини; грубодисперсні системи.

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від **1 до 100 нм**. З погляду термодинаміки більшість колоїдних систем не рівноважні (термодинамічно нестійкі), але з точки зору хімічної

кінетики багато таких систем кінетично стійкі. Особливістю колоїдних розчинів є їх стійкість у часі, яка зумовлена двома основними причинами: наявністю електричного заряду у колоїдних частинок і сольватної оболонки з молекул розчинника.

Утворення колоїдної системи може відбуватися двома шляхами: **сполученням** (агрегацією) окремих молекул, атомів або іонів; **диспергуванням** часточок розчиненої речовини до досягнення ними розміру колоїдних.

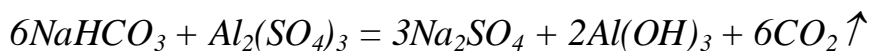
Колоїдні системи мають велике практичне значення в пожежній охороні. Так, широке застосування мають такі типові колоїдні засоби пожежогасіння як піни, аерозолі, суспензії та емульсії.

Аерозолями називають системи, в яких дисперсійним середовищем є газ. Аерозолі поділяють на такі класи: тумани (системи рідина/газ); пил – диспергаційні аерозолі (тверда речовина/газ); дим – конденсаційні аерозолі (тверда речовина/газ). Пили можуть знаходитися в осаджуваному і завислому станах. Осаджений пил називається аерогелем, завислий – аерозавіссю. Аерозолі речовин, що спроможні горіти, – вибухо- та пожежонебезпечні. Аерозолі широко використовуються в пожежній справі. Так, для гасіння пожеж широко застосовуються порошкові вогнегасні суміші (ПВС). ПВС – це дрібнодисперсні порошки деяких речовин, що гальмують процес горіння (карбонати та гідрокарбонати лужних металів, фосфати амонію, сульфат калію та інші). Дисперсність таких порошоків досягає 10^5 м^{-1} . Основний вогнегасний ефект ПВС – гетерогенна рекомбінація радикалів, що утворюються під час горіння. В деяких випадках можливо інгібування реакцій горіння парою, що утворюється під час сублімації часток вогнегасного порошку. Встановлено, що охолоджуючий і розбавляючий ефект для ПВС не мають суттєвого впливу на припинення горіння. Для деяких вогнегасних порошоків (фосфатів амонію) одним з суттєвих ефектів вогнегасіння є утворення на поверхні матеріалу, що горить, плівки, яка припиняє надходження повітря до поверхні матеріалу та вихід продуктів термодеструкції з матеріалу.

В останні роки для гасіння пожеж почали використовувати аерозольутворюючі суміші – АУС. АУС – це суміші окисника, пального та вогнегасного порошку. Після запалення цієї суміші відбувається інтенсивна реакція горіння, при якій утворюється велика кількість газів (CO_2 , N_2 , H_2O), котрі, виходячи крізь сопло, розпилюють вогнегасний порошок. При цьому утворюється хмара аерозольного порошку, який гальмує процес горіння.

Піною називається комірково-плівочна система, окремі бульбочки (комірки) якої пов'язані одна з одною у загальному каркасі розділяючими плівками. Бульбочки піни можуть мати великі розміри (декілька сантиметрів), але їх відносять до колоїдних систем. Для утворення стійкої піни необхідна наявність в системі стабілізатора (піноутворювача). В якості піноутворювачів застосовують поверхневоактивні речовини. За способом утворення піни поділяють на хімічні та повітряно- механічні. Хімічна піна

утворюється під час утворення газу за допомогою якоїсь хімічної реакції (газоутворюючий процес). Вперше піну для гасіння пожеж запропоновано російським вченим Лораном (в 1904 році). В якості газоутворюючої реакції була запропонована така:



В якості першого піноутворювача був запропонований екстракт солодкового кореня. Спочатку використовували окремі піноутворюючі порошки (кислотний – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, лужний – NaHCO_3 + ПАР). Пізніше були запропоновані об'єднані піногенеруючі порошки (суха суміш NaHCO_3 + ПАР + $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$). В якості піноутворювачів використовуються речовини білкового походження (продукти переробки крові тварин та речовин рослинного походження), штучні ПАР (аніонактивні, катіонактивні, нейонні), фторовані піноутворювачі.

Однією з важливіших характеристик піни є її **кратність** – відношення об'єму піни до об'єму рідини, з якої вона утворилась. Сьогодні одержано піни з кратністю до декількох тисяч. Важливою характеристикою піни є її стійкість, яка визначається часом існування піни. Найбільш стійкі піни існують від десятків хвилин до годин. Для підвищення стійкості пін до них додають водорозчинні полімери.

Емульсія називається дисперсна система, що складається з двох або більше рідких дисперсних фаз. Умови утворення емульсії – взаємна нерозчинність двох рідин, що утворюють емульсію. Прикладами емульсій є молоко (емульсія жиру у воді), вершкове масло (емульсія води в жирі), креми, мазі. Для утворення стійкої емульсії обов'язковою умовою є наявність емульгаторів. В якості емульгаторів в більшості випадків застосовують ПАР. Ефективними емульгаторами є мила. В пожежній справі емульсії поки що не знайшли широкого застосування. Але запропоновано вживання деяких інгібіторів горіння (фреонів) у вигляді емульсії у воді. Такий засіб пожежогасіння об'єднує переваги води й ефективних інгібіторів горіння.

Суспензії – це грубодисперсні системи, в яких дисперсна фаза – тверда речовина, а дисперсійне середовище – рідина. Суспензії використовуються в пожежній справі. Одним з обов'язкових компонентів таких суспензій є активна сіль. Це сіль, яка має вогнегасні властивості (карбонати, гідрокарбонати, фосфати лужних металів або амонію). Суспензії мають підвищену в'язкість порівняно зі звичайною водою, тому деякі суспензії використовують при гасінні твердих поверхонь. Такі засоби пожежогасіння повільніше стікають з вертикальних поверхонь, тим самим підвищується ефективність застосування води.

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 сублимації. 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.

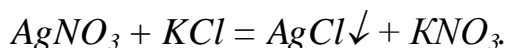
$$n = 1/a = 1/0.0002 = 5000 \text{ (см}^{-1}\text{)}$$

Приклад 31.

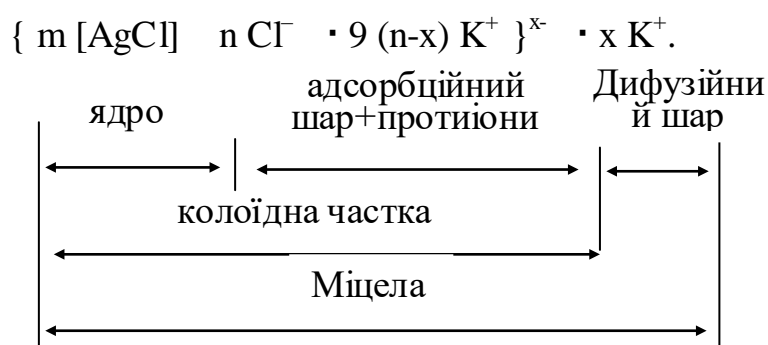
Записати схему гідрозоля, що утворюється при змішуванні розчину AgNO_3 з надлишком розчину KCl .

Розв'язання.

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



Схему міцели, що утвориться, зображують так:



де m – кількість молекул AgCl в ядрі частки, n – кількість надлишкових йонів Cl^- , що адсорбовані на поверхні ядра, $(n-x)$ – кількість протийонів в колоїдній частці, x – кількість йонів 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 розділючими 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 утворюється 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.

Запитання для самоконтролю

1. Чим відрізняються поняття розчин і колоїдний розчин?
2. Що таке адсорбція?
3. Що таке кінетична і термодинамічна стійкість колоїдних систем?
4. Які речовини називаються поверхневоактивними?
5. Яка причина кінетичної стійкості колоїдних систем?
6. В яких випадках аерозолі та пили складають пожежну небезпеку?
7. В яких вогнегасних засобах використовуються дрібні порошки?
8. Чому піни набули великого значення у пожежогасінні? В яких випадках з цією метою застосовують піни?

РОЗДІЛ 4. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Тема 10. Окисно–відновні процеси

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**. Для розрахунків ступенів окиснення якогось атома в молекулі треба знати всі ступені окиснення елементів, крім одного. Для практичних розрахунків треба знати ступені окиснення елементів, які мають (в більшості випадків) сталі ступені окиснення:

- 1 F
- 2 O (крім пероксидів, в яких ступінь окиснення дорівнює –1)

$\boxed{+1}$ лужні метали, водень (крім гідридів, в яких ступінь окиснення водню дорівнює -1)

$\boxed{+2}$ лужноземельні метали.

Треба мати на увазі, що **ступені окиснення простих речовин прийняті рівними 0**.

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: $2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0$; $x = +6$.

Окиснення – це процес віддачі електронів часткою, а **відновлення** – приєднання електронів. Частки, які віддають електрони, є **відновниками**, в процесі реакції вони окислюються (ступінь окиснення їх підвищується). Частки, які приєднують електрони, є **окисниками**, під час реакції вони відновлюються (ступінь окиснення знижується).

За механізмом перебігу розрізняють: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціонування.

Міжмолекулярні – це реакції, в яких окисник і відновник є різними речовинами.

У **внутрішньомолекулярних** реакціях зміна ступеню окиснення атомів відбувається в одній молекулі.

У реакціях **диспропорціонування** окисником і відновником є атоми того самого елемента.

Метод електронного балансу.

За цим методом складають **електронні рівняння**, в яких вказуються ступені окиснення, а також число відданих та прийнятих електронів. Кількість відданих електронів має дорівнювати кількості приєднаних електронів.

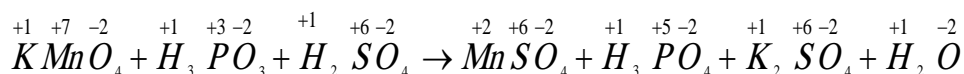
Приклад 34.

Встановити коефіцієнти в рівнянні:

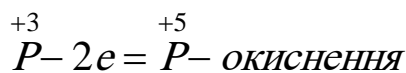
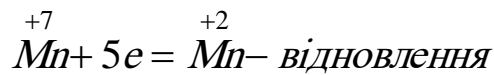


Розв'язання.

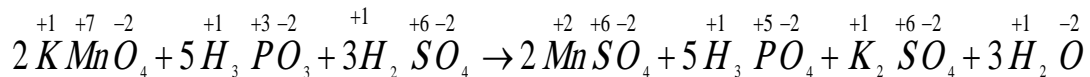
По-перше, треба визначити ступені окиснення елементів:



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



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



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.

Реакція горіння є типовою окисно-відновною реакцією. Кисень повітря в цій реакції виступає в якості окисника, а горюча речовина – в якості відновника.

Контакт окисника та відновника може призвести до хімічної реакції між ними. За деяких умов така реакція може відбуватися у вигляді процесу горіння або вибуху. Особливістю реакцій між сильними окисниками та відновниками є те, що процес горіння може початися за відсутності джерела запалювання, лише через тепловиділення внаслідок хімічної реакції. Такий процес називається **самозайманням**. Так, контакт концентрованої азотної кислоти з багатьма органічними речовинами призводить до самозаймання. До такого ж ефекту призводить контакт твердого перманганату калію зі спиртами, альдегідами та карбоновими кислотами. Ні азотна кислота, ні перманганат калію за звичайних умов не здатні горіти (негорючі речовини), але, як можна побачити з наведених прикладів, обидві ці речовини є **пожежонебезпечними**.

Запитання до самоконтролю

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Який процес називається окисненням, а який відновленням?

3. Що таке окисник і відновник?
4. Що таке ступінь окиснення?
5. Які є типи окисно-відновних реакцій?
6. У чому полягає суть методу електронного балансу?
7. Яка речовина є окисником в реакціях горіння в повітрі?

Тема 11. Електрохімічні процеси. Хімічні джерела струму. Електроліз

Рівняння Нерста:

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

де φ^o – 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).

В більшості випадків відповідні розрахунки проводяться за стандартної температури (298 К). В такому випадку рівняння Нерста має вигляд:

$$\varphi_{Me} = \varphi_{Me}^o + \frac{0.059}{n} \lg C_{Me^{n+}}.$$

Однією з найважливіших характеристик гальванічного елемента є його **електрорушійна сила (ЕРС)**. ЕРС дорівнює різниці потенціалів між позитивним та негативним полюсами гальванічного елемента.

Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається **анодом** (негативний полюс гальванічного елемента). Електрод, на якому відбувається процес відновлення, називається **катодом** (позитивний полюс гальванічного елемента). Природньо, що різниця потенціалів катода та анода є ЕРС.

$$ЕРС = \varphi_{к-} - \varphi_{А}.$$

ЕРС пов'язана зі зміною енергії Гіббса і константою рівноваги реакції, що відбувається в гальванічному елементі, рівнянням:

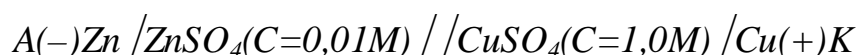
$$\Delta G = -nFE, \quad \ln K = (nF/RT) E^o.$$

Хімічні джерела струму – це пристрої, в яких енергія окисно-відновних реакцій перетворюється безпосередньо на електричну. Розрізняють три основних типи хімічних джерел струму: **гальванічні елементи, акумулятори і паливні елементи**.

В хімічних джерелах струму електрична енергія виробляється завдяки процесам, що відбуваються в електрохімічних системах. Ці процеси відбуваються самочинно.

Приклад 35.

Розрахувати ЕРС гальванічного елемента:



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

Розв'язання.

Значення електродних потенціалів визначається за рівнянням Нернста:

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

$$\varphi(Cu/Cu^{2+}) = \varphi^{\circ}(Cu/Cu^{2+}) + (0,059/2) \lg 1 = +0,337 \text{ В.}$$

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

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

На аноді відбувається процес окиснення: (A) $Zn - 2e = Zn^{2+}$

На катоді відбувається процес відновлення: (K) $Cu^{2+} + 2e = Cu$.

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

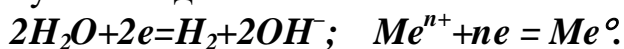
Якщо електричний струм пропустити через електрохімічну систему, в ній почнуть відбуватися процеси під дією електричної енергії. Ці процеси відбуваються не самочинно, а примусово: якщо зовнішнє джерело струму відключити, ці процеси припиняться. Сукупність таких процесів називають **електролізом**.

Електроліз – це сукупність процесів, що відбуваються на електродах при протіканні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту.

Анод, як і у випадку гальванічного елемента, це електрод, на якому відбувається процес окиснення. При електролізі він має позитивний знак.

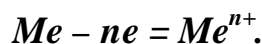
Катод – електрод, на якому відбувається відновний процес, має негативний знак. Знаки катода та анода для процесів електролізу зворотні, у порівнянні зі знаками електродів в хімічних джерелах струму. При електролізі на електродах, з точки зору енергетики, проходять протилежні, у порівнянні з хімічними джерелами, процеси: в першому випадку – примусові, в другому – самочинні.

Катодні процеси. На катоді, в першу чергу, відновлюються катіони неактивних металів (тих, що в ряду стандартних електродних потенціалів стоять після водню). Катіони найбільш активних металів (від літію до алюмінію включно) не відновлюються на катоді. Метали середньої активності (після алюмінію – до водню) відновлюються на катоді разом з молекулами води:

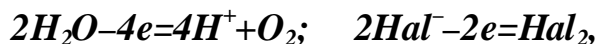


Анодні процеси. Процеси, що відбуваються на аноді, залежать як від електроліту, так і від матеріалу анода. Розрізняють розчинні (активні) аноди

(Cu, Ag, Zn, Ni та інш.) і нерозчинні (інертні) (Pt, графіт). У випадку активних анодів має місце окиснення матеріалу анода:



У випадку інертних анодів має місце окиснення молекул води або аніонів:



де Hal – галоген.

На аноді найбільш ймовірним є процес, стандартний потенціал якого є найбільш негативним. У випадку інертного анода у більшості випадків окиснюються аніони безкисневих кислот (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}). Якщо в розчині є тільки йони кисневмісних кислот (і F^-) то окиснюються молекули води.

Перший закон Фарадея:

Маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин:

$$m = k \cdot Q,$$

де Q – кількість електрики (Кл).

У випадку сталого струму ($I = const$).

$$Q = I \cdot t. \quad m = k \cdot I \cdot t,$$

де t – час (с).

Другий закон Фарадея:

Однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовин.

Другий закон Фарадея можна виразити рівнянням:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M(e)_1}{M(e)_2},$$

де $M(e)$ – молярні маси еквівалентів. Для електрохімічних процесів: $M(e) = M/n$, (n) – кількість електронів, яка необхідна для утворення 1 моль речовини на електроді.

При проходженні крізь електроліт 96500 кулонів електрики, виділяється один еквівалент будь-якої речовини. Цю кількість електрики називають “*фарадеєм*” і позначають літерою F .

На основі двох законів Фарадея можна записати рівняння, що дозволяють розрахувати масу або об’єм (для газів), які виділяються на електродах під час електролізу:

$$m = \frac{MIt\omega}{nF}; V^0 = \frac{22,4It\omega}{nF},$$

ω - вихід за струмом (якщо нема побічних процесів $\omega = 1$).

Приклад 36.

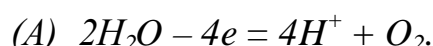
Скільки і яких речовин виділиться на електродах при електролізі розчину сульфату цинку з інертними електродами, якщо протягом 1 години пропущено струм силою 5 А? Вихід за струмом металу та водню на катоді складають по 50 %, вихід за струмом газу на аноді 100%.

Розв'язання.

1). На катоді перебігають такі реакції:



На аноді вилучиться кисень



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

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

$$m(e)(H) = A(H)/1 = 1 \text{ г/моль}.$$

$$m(Zn) = 32,7 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 3,05 \text{ г}; \quad m(H) = 1 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 0,093 \text{ г};$$

$$m(O) = 8 \cdot 5 \cdot 3600 / 96500 = 1,49 \text{ г}.$$

Запитання для самоконтролю

1. Що таке стандартний електродний потенціал?
2. Як розрахувати потенціал електрода?
3. Як називають електроди в хімічних джерелах струму?
4. Що таке електроліз?
5. Чим відрізняється електроліз розчинів від електролізу розплавів?
6. Яка кількість речовини окислюється або відновлюється на електродах при проходженні 96500 Кл електрики?
7. Які метали не можна добути шляхом катодного відновлення водних розчинів?

Тема 12 Корозія металів

Корозія – це руйнування металів внаслідок їх хімічної або електрохімічної взаємодії з навколишнім середовищем. Причиною корозії є термодинамічна нестійкість металів по відношенню до кисню і вологи повітря.

Є багато класифікацій типів корозії за різними ознаками. Найбільш поширені класифікації типів корозії за такими ознаками: за механізмом процесу, за умовами протікання, за характером корозійних пошкоджень.

За механізмом процесу розрізняють такі типи корозії: *хімічний, електрохімічний, електричний, біологічний.*

За умовами протікання розрізняють такі типи корозії: *атмосферний, морський, ґрунтовий, високотемпературний.*

За характером корозійних пошкоджень розрізняють такі типи корозії: *суцільний, місцевий.*

“Хімічною корозією” називається руйнування металу при прямій взаємодії з окисником (у більшості випадків – з киснем повітря). Хімічна корозія відбувається на поверхні металу без виникнення електричного струму в системі.

Головний фактор, що впливає на процес хімічної корозії, – властивості оксидної плівки, що утворюється на поверхні металу або сплаву. Якщо плівка, що утворилася на поверхні металу, суцільна та не проникна для молекул кисню, то така плівка захищає метал від корозії. Суцільність плівки оцінюють за допомогою *критерію Пілліга – Бедвордса.*

Захисними властивостями володіють плівки на поверхні таких металів, для яких відношення молярного об'єму оксиду до об'єму металу, з якого утворився цей оксид, знаходиться в межах $1 < 2,5$

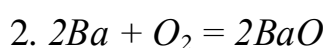
$$1 < V_{\text{окс}}/n V_{\text{Ме}} < 2,5$$

Приклад 37.

Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні барію? Густина барію та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м³ 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.



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

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

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

Плівка оксиду барію не володіє захисними властивостями.

При контакті металу з електропровідним середовищем (у більшості випадків – з вологою повітря) корозія відбувається за *електрохімічним механізмом.* Основними умовами виникнення *електрохімічної корозії є:*

- контакт металу з електропровідним середовищем;
- електрохімічна неоднорідність поверхні металу.

При виконанні таких умов виникають короткозамкнені гальванічні елементи (*гальванопари*), які можна зобразити схемою:



треба мати на увазі, що Me_1 більш активний ніж Me_2 .

На аноді буде відбуватися процес окиснення:



На катоді в залежності від умов можуть відбуватися такі процеси:

– в кислому середовищі: $(K) 2H^+ + 2e = H_2$,

– в нейтральному або лужному середовищі: $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$.

Для **захисту від корозії** використовуються різноманітні методи:

- нанесення захисних покриттів (фарби, лаки, інші метали);
- створення штучних захисних плівок (анодування);
- використання корозійностійких сплавів;
- зміна властивостей середовища (використання інгібіторів корозії).

Під час пожежі завдяки суттєвому нагріванню металоконструкцій, значно прискорюється газова корозія металів, яка відбувається за хімічним механізмом. А підвищення температури впливає не тільки на корозію металу, а й на його механічні характеристики. Тому треба розрізняти поняття жаростійкість та жароміцність.

Жаростійкість – це здатність металу чинити опір корозії за високих температур. **Жароміцність** – це здатність металу підтримувати свої механічні властивості за високих температур. В більшості випадків під час пожежі відбувається руйнування металевих конструкцій завдяки погіршенню їх механічних властивостей, а не корозії металу.

Після гасіння пожежі металеві конструкції, які знаходилися під впливом високих температур, піддаються прискореній корозії, завдяки руйнуванню поверхневих захисних покриттів, попаданню вологи у важкодоступні місця. За наявності вологи процес корозії металів значно прискорюється, завдяки тому, що корозія починає відбуватися за електрохімічним механізмом. Особливо процес корозії прискорюється, якщо при гасінні були використані різні хімічні засоби пожежогасіння: порошки, піни, фреони. В такому випадку у воду потрапляють різні речовини, які можуть виступати в якості активаторів корозії. Активаторами електрохімічної корозії можуть виступати йони Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} . Ці йони входять до складу вогнегасних порошоків і хімічних пін. Особливо підвищується швидкість корозії, якщо до води потрапляють кислоти. Хлороводнева кислота, наприклад, утворюється при горінні деяких пластмас та термічного розкладання фреонів.

Приклад 38.

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

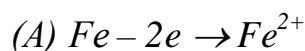
Розв'язання.

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:



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



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

Запитання для самоконтролю

1. Що таке корозія і окиснення? Яка між ними різниця?
2. Які існують основні типи корозії за механізмом процесу?
3. Сформулювати умови суцільності оксидних плівок на поверхні металів.
4. Який тип корозії наявний під час пожежі?
5. Які умови протікання корозії за електрохімічним механізмом?
6. За якими правилами записуються гальванопари, що утворюються при контакті металу з електропровідним середовищем?
7. Який з двох металів гальванопари буде анодом, а який – катодом?
8. Які методи захисту від корозії відомі вам?
9. Сформулюйте правила за якими підбираються метали для протекторного захисту?

РОЗДІЛ 5. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Тема 13. Хімія металів.

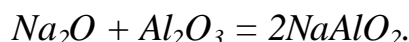
Класифікація та номенклатура неорганічних сполук

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 кисень зі ступенем окиснення -2 . Назва оксиду складається зі слова «**оксид**» та назви елемента. Після назви елемента, 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, називаються, несолетворними (NO , N_2O , CO). Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основні оксиди – це оксиди, яким відповідають їх гідрати – основи. До основних оксидів відносяться оксиди лужних, лужноземельних, а також інших металів у нижчих ступенях окиснення. Вони реагують з кислотними оксидами, кислотами та амфотерними основами і оксидами з утворенням солей:



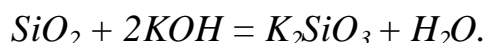
Оксиди лужних і лужноземельних металів утворюють з водою основи (луги):



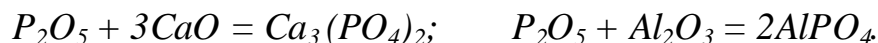
Кислотні оксиди – це оксиди, яким відповідають їх гідрати – кислоти. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:



З лугами кислотні оксиди утворюють сіль і воду:



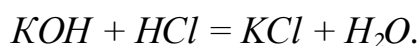
З основними та амфотерними оксидами кислотні оксиди утворюють солі:



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 (MnO_2 , Fe_2O_3 , ZnO).

Якщо у сполуках з іншими елементами кисень має ступінь окиснення -1 , то такі сполуки називаються **пероксидами**, а якщо $-1/2$, то – **супероксидами**. Найбільш відомий пероксид – пероксид гідрогену H_2O_2 , а супероксид – супероксид калію KO_2 .

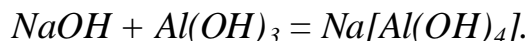
Основами називають сполуки, які складаються з атома металу та **гідроксигруп OH** . Носієм основних властивостей є гідроксигрупа. Основи також називають **гідроксидами**. Назви гідроксидів складаються зі слова «гідроксид» і назви елемента з визначенням ступеня окиснення елемента (якщо елемент може мати різні ступені окиснення). Використовується також зворотній порядок слів: до назви елемента додається слово «**гідроксид**». Наприклад, $Cu(OH)_2$ – гідроксид купруму (II) або купрум(II) гідроксид, $Fe(OH)_3$ – гідроксид феруму(III) або ферум(III) гідроксид. Основи реагують зі своєю хімічною протилежністю – кислотами – з утворенням солі та води. Такі реакції називаються **реакціями нейтралізації**:



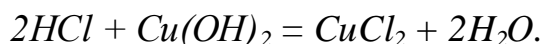
Основи також реагують з кислотними та амфотерними оксидами:



Сильні основи (луги) реагують з амфотерними гідроксидами:



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



Кислоти взаємодіють з основними та амфотерними оксидами:



Характерною особливістю кислот є їх здатність реагувати з металами:



Нижче наведені формули і **систематичні назви** деяких кислот та їх солей (кислотних залишків).

Іноколи використовують **тривіальні** (неноменклатурні) назви кислот. Наприклад, H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, HCl – соляна кислота.

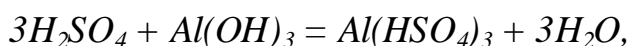
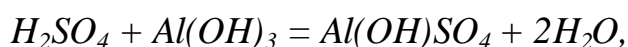
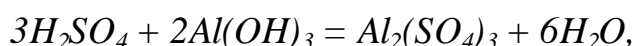
Проміжними за властивостями між кислотами та основами є **амфотерні гідроксиди**. Їх властивості залежать від умов, тобто від природи другого компонента, який бере участь у кислотно-основній взаємодії:



Таблиця 1

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	іодидна	іодід	H_2S	сульфідна	сульфід

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 водню, а основні – гідроксигрупи ($KHCO_3$, $Al(OH)_2Cl$). Солі утворюються за реакцією кислот і основ. В залежності від співвідношення реагентів можуть, утворюватися такі різновиди солей:

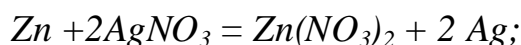


під час реакцій утворюються сульфат алюмінію, сульфат гідроксиалюмінію та гідрогенсульфат алюмінію відповідно.

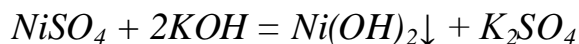
Назви солей складаються також двома способами: з назви кислотного залишку (табл. 1 додатків) та назви металу з визначенням ступеня окиснення (якщо метал має змінні ступені окиснення), або до назви металу з визначенням ступеня окиснення додають назву кислотного залишку. Наприклад, $Al_2(SO_4)_3$ – сульфат алюмінію або алюміній сульфат; $Cr_2(SO_4)_3$ – сульфат хрому(III) або хром (III) сульфат. У назвах кислих солей до назви аніона додають числівник (крім випадку одиниці), що відповідає числу атомів водню в молекулі, і слово “гідроген”. Наприклад, $KHCO_3$ – гідроген карбонат калію або калій гідроген карбонат; KH_2PO_4 – дигідрогенфосфат калію або калій дигідрогенфосфат. Аналогічно складаються назви основних солей. Наприклад, $Bi(OH)_2 NO_3$ – нітрат дигідроксобісмуту (III) або бісмут дигідроксид нітрат.

До основних властивостей солей відносять їх взаємодію:

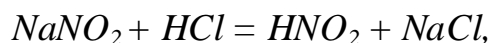
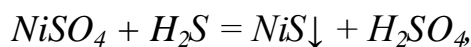
а) з металами (якщо метал більш активний, ніж той, що входить до складу солі):



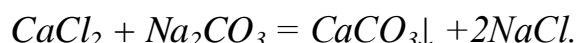
б) з лугами (якщо утворюється осад):



в) з кислотами (якщо утворюється осад, слабкий електроліт або газ):



г) з іншими солями (якщо утворюється осад):



Крім основних чотирьох класів неорганічних сполук, відомо ще декілька класів сполук, які будуть розглядатись далі.

Крім основних чотирьох класів неорганічних сполук, відомо ще декілька класів сполук, які будуть розглянуті далі.

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.

Запитання до самоконтролю

1. Які речовини називаються простими, а які складними?
2. Які речовини відносяться до органічних, а які до неорганічних?
3. Перерахуйте основні класи неорганічних сполук?
4. Які типи оксидів вам відомі?
5. Що таке пероксиди і супероксиди?
6. Які типи солей вам відомі?
7. Як уворюються назви солей, основ і оксидів?
8. Назвіть максимально можливу кількість кислот і запишіть їх формули.

Загальна характеристика металів

Більшість хімічних елементів є **металами**. Межа між металами та неметалами проходить в періодичній системі по елементах: *Be-Al-Ge-Sb-Po*. S і p – елементи, які знаходяться ліворуч від діагоналі, є металами, праворуч від діагоналі – неметалами. **Всі d і f – елементи відносяться до металів.**

Деякі елементи за властивостями займають проміжне положення між двома групами елементів. Тому поділ елементів на метали та неметали деякою мірою є умовним.

З точки зору хімії, **метали - це елементи, здатні легко віддавати свої валентні електрони**. Кількісно здатність елементів до віддання електронів виражається енергією іонізації. Метали, на відміну від неметалів, не можуть приєднувати електрони. Також металічні властивості можна кількісно характеризувати електронегативністю. Метали мають невеликі електронегативності (менше 2,0), неметали – великі (більше 2,0).

В періодичній системі металічні властивості збільшуються в групах зверху донизу, в періодах – з кінця до початку. З усіх елементів найбільшою мірою металічні властивості проявляє **францій**.

Для металів характерні деякі загальні фізичні властивості: високі тепло – та електропровідність (найкращі провідники Ag, Au), здатність до пластичної деформації (висока ковкість). Усі метали, за винятком ртуті, тверді речовини. Загальні фізичні властивості металів зумовлені тим, що в металах здійснюється **металічний зв'язок**. У металах невелика кількість електронів одночасно з'єднує велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщуватись у металах, отже, у металах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок.

За густиною метали поділяють на **легкі** (густина менше ніж 5000 кг/м³) і **важкі** (густина більше ніж 5000 кг/м³).

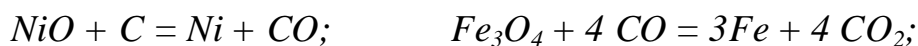
За іншими ознаками розрізняють такі метали:

- **чорні** (Fe, Mn, Cr)
- **кольорові** (усі крім чорних);
- **рідкі** (Li, Rb, Cs, Be, Mo, W, Zr, Hf, Nb, Ta...);
- **рідкоземельні** (Se, Y, La...);
- **розсіяні** (Ga, In, Ta, Ge...);
- **благородні** (Au, Ag, Pt, Pd, Ro, Ir);
- **радіоактивні** (Tc, Pr, Po, Fr, Ra, Ac).

Методи одержання металів

Більшість металів знаходяться в природі у вигляді сполук з іншими елементами. Одержання металів складає задачу **металургії**. Для вилучення металу з природних мінералів його треба відновити. В залежності від умов, в яких проводять процес відновлення, розрізняють **пірометалургійний** і **гідрометалургійний** методи.

Пірометалургія – це процес добування металів відновленням їхніх сполук за високих температур. Гідрометалургія – це процес добування металів відновленням їхніх сполук у водних розчинах. В якості відновників в пірометалургійних процесах використовуються: кокс (C), оксид карбону (II), водень, активні метали (Al, Mg, лужні метали). Процес одержання металів за допомогою активних металів називають **металотермією** (найбільш розповсюджена **алюмінотермія**). Приклади пірометалургійних процесів:

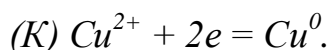


Деякі метали одержують електролізом розчинів чи розплавів. У випадку застосування електролізу розплавів говорять про **піроелектрометалургійні процеси**.

Приклади гідрометалургійних процесів:



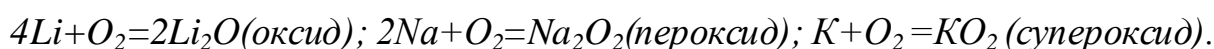
Під час електрометалургійних процесів відновлення відбувається на катоді:



Лужні та лужно-земельні метали

До лужних металів відносять: **Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**. До лужно-земельних **Ca, Sr, Ba, Ra** (*Be і Mg не відносять до лужноземельних металів*). Ступені окиснення для лужних **+1**, для лужноземельних **+2**. Ці метали є **активними металами**. Активність лужних металів перевищує активність лужно-земельних (стоять лівіше в періодичній системі). Найбільш активні з лужних металів – цезій та францій (радіоактивний).

Лужні та лужноземельні метали реагують з більшістю неметалів. Під час реакції з киснем, або киснем повітря, утворюються оксиди, пероксиди або супероксиди цих металів:

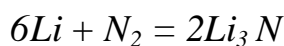


Пероксиди та супероксиди лужних металів використовуються в засобах індивідуального захисту органів дихання. Вони поглинають вуглекислий газ і воду і виділяють кисень за реакціями:

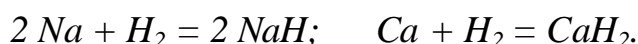


При контакті з повітрям рубідій та цезій самозаймаються в компактному стані, інші у вигляді порошків. Волога сприяє самозайманню, отже, у вологому повітрі горіння виникає легше і скоріше, ніж у сухому.

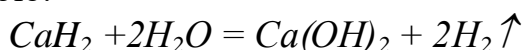
Літій за звичайних умов реагує з азотом з утворенням **нітриду** літію:

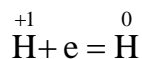
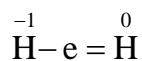


Під час нагрівання з воднем лужні та лужно-земельні метали утворюють **гідриди**:



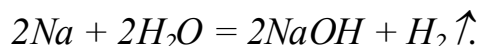
В гідридах водень має ступінь окиснення **-1**. Гідриди пожежонебезпечні речовини, вони, як і самі лужні та лужноземельні метали, бурхливо реагують з водою:





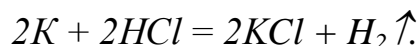
Водень, що виділяється під час реакції, займається. В разі взаємодії великої кількості гідриду та води може статися вибух.

Особливу увагу фахівцям з пожежної безпеки треба привернути до того факту, що лужні та лужноземельні метали **інтенсивно реагують з водою**. При цьому, в залежності від активності металу, водень може: виділятися відносно спокійно (Li, лужно-земельні метали), займатися (Na, K), або вибухати (Rb, Cs).

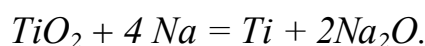


Звідси випливає правило: **при гасінні приміщень, в яких знаходяться лужні та лужно-земельні метали, не можна використовувати воду**.

Ще більш інтенсивно, ніж з водою, лужні та лужно-земельні метали реагують з кислотами:



Лужні та лужно-земельні метали відновлюють менш активні метали з їх оксидів:



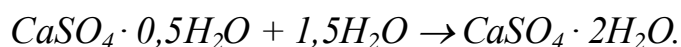
Гідроксиди лужних та лужноземельних металів – є сильними основами, їх називають “лугами”.

Зі сполук лужних та лужноземельних металів найчастіше використовуються такі: хлорид натрію (NaCl) – кухонна сіль, гідрогенкарбонат натрію (стара назва натрій бікарбонат) – NaHCO_3 – питна сода, Na_2CO_3 – кальцинована сода, NaOH – каустична сода, K_2CO_3 – поташ. Сполуки калію (сульфат, хлорид, нітрат) широко застосовуються як калійні добрива. Нітрати та перхлорати цих металів використовуються як окисники у твердих ракетних паливах та сумішевих вибухових речовинах.

Сполуки кальцію широко застосовуються в будівництві: CaCO_3 – крейда, вапняк, мармур; CaO – вапно; $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ – гіпс. Будівельний гіпс є повітряною в’яжучою речовиною, яку одержують за допомогою термообробки гіпсового каменю при 110-180°C:

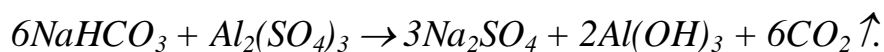


При змішуванні будівельного гіпсу з достатньою кількістю води утворюється пластичне тісто, яке починає швидко густіти і твердіти, завдяки реакції, зворотної до процесу гідратації.



Сполуки лужних та лужноземельних металів використовуються в пожежній справі. NaHCO_3 – є основою вогнегасного порошку ПСБ-3; Na_2CO_3 – входить до складу вогнегасного порошку ПС; суміш NaCl і KCl –

основні компоненти порошку ПГС–М; $NaHCO_3$ є також одним з компонентів газоутворюючої суміші в хімічно-пінних вогнегасниках. В таких вогнегасниках відбуваються такі реакції:

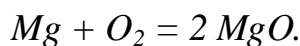


В пожежній справі також використовуються деякі луги як адсорбенти вуглекислого газу в протигазах (хімічні поглиначі вапняні). В них відбуваються реакції:



Легкі конструкційні метали (Be, Mg, Al, Ti)

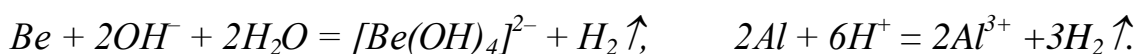
До легких конструкційних металів відносять метали, густина яких менша ніж 5000 кг/м^3 . Найбільш важливими з них є : **Be, Mg, Al, Ti**. Магній та багато його сплавів є корозійно нестійкими. Алюміній та особливо титан і берилій є дуже корозійно стійкими металами. Ці метали мають такі ступені окиснення: **Mg i Be – +2; Al – +3; Ti – +2,+3,+4**. Виходячи з положення металів в ряду активності, можна зробити висновок, що всі легкі конструкційні метали досить активні (йдуть після лужних та лужноземельних металів). Але завдяки наявності у цих металів (крім магнію) міцної захисної плівки на поверхні, вони по відношенню до кисню, води, кислот та лугів ведуть себе не досить активно. З киснем повітря легко реагує магнієвий або алюмінієвий порошок і стружка:



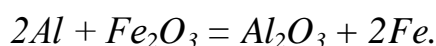
З водою реагує тільки магній, під час кипіння води:



Берилій та алюміній – типові амфотерні метали, вони реагують з розчинами кислот (у випадку відсутності пасивування) та лугів:



Магній та алюміній відновлюють багато металів з їх оксидів:

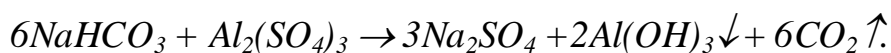


Тому ці метали використовуються в **металотермії**.

Широко використовується в якості адсорбенту алюмогель, який одержують шляхом обережного нагрівання $Al(OH)_3$:



В пожежній справі застосовується сульфат алюмінію як кислотний компонент газогенеруючого складу:



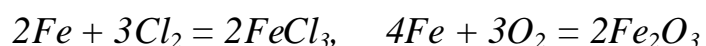
$2Al(OH)_3$ і $Mg(OH)_2$ використовуються в якості наповнювачів пластичних мас, які знижують їх пожежну небезпечність.

Важкі конструкційні метали. Хімічні властивості заліза.

До важких конструкційних металів відносять такі, густина яких перевищує 5000 кг/м^3 . Це: **залізо, манган, хром, мідь, цинк, нікол, танум** і деякі інші.

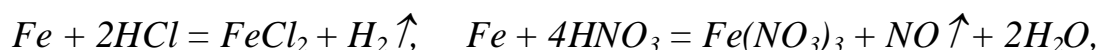
Найбільш практично важливим з них є **залізо** (елемент **ферум**) – перший метал за рівнем виробництва. Сплави заліза з карбоном називають **чавунами**, якщо вміст карбону перевищує 2,14%, і **сталями** при меншому вмісті карбону. В своїх сполуках ферум проявляє ступені окиснення **+2** і **+3**. Згідно з положенням в ряду активності ферум є металом **середньої активності**.

Залізо реагує з деякими неметалами при нагріванні:

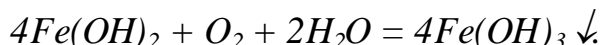


Дрібні порошки заліза можуть займатися при контакті з повітрям (пірофорне залізо).

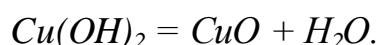
Реакція з кислотами відбувається з помірною швидкістю:



але в концентрованих нітратній та сульфатній кислотах залізо пасивується. Сполуки двовалентного феруму легко окиснюються киснем повітря до сполук зі ступінню окиснення **+3**:



Мідь (елемент **купрум**) відносять до відносно малоактивних металів, вона в ряду активності знаходиться після гідрогену. Тому мідь не окиснюється йонами водню, але легко реагує з азотною та концентрованою сірчаною кислотою. Сплави міді (бронзи, латуні) досить корозійностійкі. Найбільш поширені сполуки купруму, в яких її ступінь окиснення дорівнює **+2**. Однією з найбільш поширених сполук купруму є мідний купорос ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Гідроксид купруму (II), на відміну від більшості інших гідроксидів, легко розкладається під час невеликого нагрівання:



Особливістю **мангану** є його можливість перебувати у багатьох ступенях окиснення: **+2, +3, +4, +6, +7**. У ступенях окиснення **+4, +6, +7** манган проявляє властивості сильного окисника (MnO_2 , $KMnO_4$, K_2MnO_4). Оксиди та гідроксиди мангану (**+2**) і (**+3**) проявляють основні властивості, відповідні сполуки $Mn(+4)$ – амфотерні, а сполуки $Mn(+6, +7)$ – кислотні властивості.

Нікол – згідно з положенням в ряду активності, метал середньої активності, але, завдяки здатності пасивуватися, нікол в багатьох випадках є дуже стійким до корозій матеріалом. Основна ступінь окиснення ніколю є **+2**.

Хром, подібно до мангану, може знаходитися у багатьох ступенях окиснення: +2, +3, +6. Сполуки хрому (+6) – сильні окисники. Найчастіше з них в якості окисника використовується біхромат калію ($K_2Cr_2O_7$). Сплави заліза з ніколем і хромом дуже корозійностійкі, вони є основою нержавіючих сталей.

Загальні властивості металів.

Основною загальною властивістю металів є легкість до віддання електронів або, іншими словами, метали мають **відновлювальні властивості**.

Метали реагують з неметалами: активні за звичайних умов, неактивні за підвищеної температури. Благородні метали не реагують з більшістю неметалів.

З водою реагують лужні та лужно-земельні метали (магній при нагріванні з водою).

З кислотами:

а) йони водню окиснюють метали, що стоять в ряду активностей до водню;

б) з азотною і концентрованою сірчаною кислотою реагує більшість металів, що знаходяться в ряду активності до срібла включно;

в) деякі метали (Al, Fe, Ti) пасивуються в концентрованих сульфатній та нітратній кислотах.

З розчинами або розплавами лугів реагують типові амфотерні метали (Zn, Al, Be).

З розчинами солей реагують такі метали, активність яких більша, ніж активність металу, що входить до складу солі.

З оксидами металів (під час нагрівання) реагують такі метали, активність яких значно перевищує активність металу, що входить до складу оксиду.

Горіння металів

На здатність металу до горіння впливають властивості як самих металів, так і властивості їх оксидів. Особливо великий вплив мають такі фактори: активність металу, захисні властивості оксидної плівки, що утворюється на поверхні металу, температура плавлення та кипіння металу та оксиду металу. За характером горіння розрізняють **леткі** та **нелеткі** метали.

Горіння летких металів (Li, Na, K, Mg, Ca). Леткі метали – це метали, які під час горіння нагріваються вище температури кипіння, тобто метали з низькими температурами кипіння. У більшості випадків температура плавлення оксидів таких металів вища, ніж температура кипіння оксиду. В такому випадку на поверхні рідкого металу знаходиться тверда оксидна плівка. Пари металу проходять крізь оксидну плівку і в повітрі реагують з киснем. Зона горіння встановлюється поблизу поверхні металу. Більша частина тепла передається металу, і він починає кипіти. Кипіння викликає

руйнування твердої оксидної плівки. Інтенсивність горіння збільшується. Поступово температура горіння збільшується і починає випаровуватися оксид, що знаходиться на поверхні металу. Це, в свою чергу, призводить до ще більшого зростання інтенсивності горіння. Пари оксиду, що виходять з зони горіння, – конденсуються та утворюють маленькі частки – дим. Утворення щільного білого диму є ознакою горіння летких металів.

Горіння нелетких металів (Ti, Be). Нелеткі метали – це такі метали, температура кипіння яких перевищує температуру плавлення оксидів, що утворюються на поверхні металу. При горінні таких металів їх оксиди знаходяться на поверхні металу в рідкому стані. Тиск пари над такими металами невеликий. Тому великі частки таких металів не горять. Але нелеткі метали горять у порошкоподібному стані, у вигляді тонкої стружки або аерозолу. Вони горять без утворення щільного білого диму.

Деякі метали можуть **самозайматися** за звичайних умов. В компактному стані самозаймаються рубідій і цезій. У подрібненому стані можуть займатися не тільки ативні метали (лужні та лужно-земельні), але і метали середньої активності (цинкова, магнієва, алюмінієва та залізна пудра). Метали, здатні самозайматися при контакті з киснем повітря за звичайних умов, називають **пірофорними**.

Приклад 40.

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

Розв'язання.

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



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

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

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

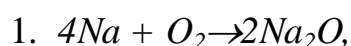
Приклад 41.

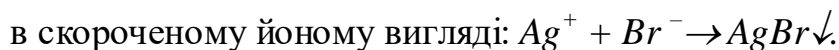
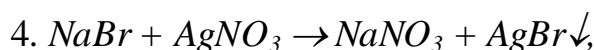
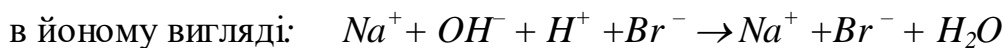
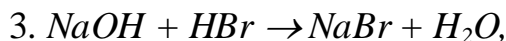
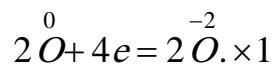
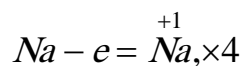
Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



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

Розв'язання.





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.

Запитання для самоконтролю

1. Як змінюються металічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?
2. Який елемент проявляє найбільші металічні властивості?
3. Які метали відносяться до лужних, лужноземельних, легких і важких конструкційних?
4. Які сполуки називаються гідридами?
5. Які метали відносяться до амфотерних?
6. Які існують методи добування металів?
7. Які метали найбільш поширені у земній корі?
8. Сформулюйте правила, які визначають можливість реакції металів з водою, кислотами та лугами?
9. Для гасіння яких металів не можна використовувати воду? Чому?
10. Які фактори впливають на горіння металів?

Тема 14. Хімія неметалів

1. Загальна характеристика неметалів

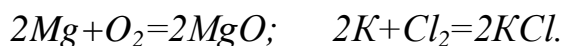
З точки зору хімії, неметали – це елементи, які мають велику **здатність до приєднання електронів**. Неметали мають велику спорідненість до електрону. Неметалічні властивості також можна характеризувати величиною електронегативності: неметали мають **велику електронегативність**. Флуор вважається елементом з найбільшими

неметалічними властивостями. До неметалів також відносять інертні (благородні гази), не зважаючи на те, що вони практично не можуть приєднувати електрони.

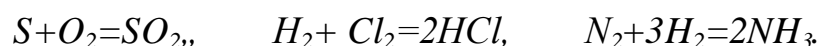
В періодичній системі неметалів значно менше, ніж металів. Вважається, що в періодичній системі тільки 22 елементи, які відносять до неметалів. Неметалічні властивості в групах періодичної системи збільшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця періоду.

Загальні хімічні властивості неметалів.

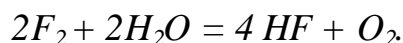
Типові неметали легко взаємодіють з металами:



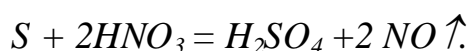
Різні неметали можуть реагувати і між собою:



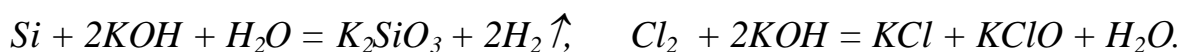
Більшість неметалів не реагують з водою, а лише розчиняються в ній. Інтенсивно реагує з водою фтор:



Нітратна та деякі інші кислоти, які мають великі окислювальні властивості, можуть окислювати деякі неметали:



Деякі неметали можуть реагувати з розчинами лугів:



Хімічні властивості Оксигену.

Оксиген – найпоширеніший елемент у хімічному складі земної кори, його вміст становить 47 мас.%. **Кисень** – проста речовина, утворена Оксигеном, міститься в атмосферному повітрі (21 об.%), але більша частина знаходиться у зв'язаному стані. Оксиген входить до складу води, силікатів, алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. Крім O_2 в повітрі (в основному на висотах 20-30 км) в невеликих кількостях міститься алотропна модифікація Оксигену – O_3 (**озон**), який має велике значення, оскільки затримує короткохвильове випромінювання Сонця, яке є дуже небезпечним для всіх живих організмів.

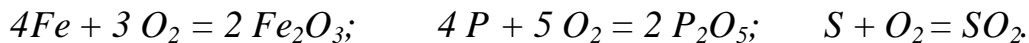
Основною ступінню окиснення оксигену є -2 . В пероксидах він має ступінь окиснення -1 (H_2O_2 , Na_2O_2), в супероксидах $-0,5$, а в сполуці зі флуором $+2$ і $+1$ (OF_2 , O_2F_2).

Оксиген – типовий **активний** неметал. За реакційною здатністю він поступається тільки галогенам. Взаємодія багатьох речовин з киснем має характер горіння. При цьому кисень виступає в якості окисника. Для дихання людей та тварин потрібен кисень. При суттєвому зменшенні вмісту кисню в повітрі дихання стає неможливим. Зменшення концентрації кисню в повітрі до 12-14% припиняє процес горіння більшості речовин. На цьому явищі побудовано і один з методів гасіння – метод **флегматизації**. В якості

флегматизаторів використовують негорючі гази: CO_2 , N_2 , Ar , пари води.

З більшістю простих речовин кисень реагує безпосередньо за звичайних умов або при нагріванні. З киснем практично не реагують інертні (благородні) гази, благородні метали, галогени та азот.

Більшість металів та неметалів сполучається з киснем:



При горінні складних речовин у кисні або повітрі при достатній кількості кисню утворюються, в більшості випадків, вищі оксиди (у випадку Сульфуру – SO_2). За наявності в речовині нітрогену утворюється N_2 (NO може утворюватися в невеликих кількостях при температурі вище 1550°C). За наявності в молекулі хлору утворюється HCl , а якщо в цій речовині немає гідрогену, утворюється Cl_2 .

У випадку недостатньої кількості кисню по відношенню до кількості горючої речовини можуть утворюватися продукти неповного згоряння (C , CO , нижчі оксиди).

Деякі речовини при контакті з киснем повітря самозаймаються. **Самозаймання** – початок горіння у результаті самоініційованих екзотермічних процесів, які виникають без впливу джерела запалювання. Речовини, які здатні самозайматися при контакті з повітрям і мають температуру самонагрівання нижчу за 50°C , називають “**пірофорними**”. До цієї групи речовин можна віднести: прості речовини, які мають високу хімічну активність (рубідій, цезій, цинкову, магнієву та алюмінієву пудру; білий фосфор), деякі металоорганічні та елементоорганічні сполуки ($\text{C}_2\text{H}_5\text{Na}$, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{Al}$, P_2H_4 , SiH_4), пірофорне сірчисте залізо, деякі масла та жири. Деякі з перелічених речовин займаються дуже швидко після контакту з повітрям, інші – через тривалий проміжок часу (масла та жири).

При змішуванні деяких оксигенвмісних сполук з відновниками може відбуватися самозаймання сумішей. Такі реакції характерні для деяких вищих оксидів (Mn_2O_7 , Cl_2O_7 , CrO_3) і пероксидів (H_2O_2 , Na_2O_2).

В пожежній справі кисень використовується як компонент газу для дихання в ізолюючих протигазах.

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:

$$n(\text{водню}) = m/M = 8/2 = 4 \text{ моль}; \quad n(\text{кисню}) = m/M = 128/32 = 4 \text{ моль}.$$

2. Згідно з рівнянням реакції, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, водень з киснем реагують у співвідношенні 2:1, тобто кисень знаходиться в надлишку. Тому розрахунки ведемо за воднем.

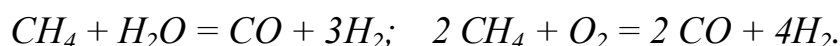
3. З двох молей водню утвориться 2 моля води, а з 4 відповідно 4 моля.

Відповідь: утвориться 4 моля води.

Хімічні властивості гідрогену, хімічні властивості води

Гідроген належить до досить розповсюджених елементів. У хімічному складі земної кори масова частка Гідрогену становить близько 1%. В атмосфері вміст Гідрогену дуже малий (10^{-5} мас.%). На Землі основна кількість Гідрогену перебуває у зв'язаному стані. Гідроген входить до складу води, тварин і рослин, нафти, природного газу, багатьох мінералів.

У промисловості водень добувають з природного газу за високих температур:



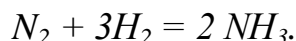
У хімічних лабораторіях водень добувають в апаратах Кіппа, діючи за реакціями:



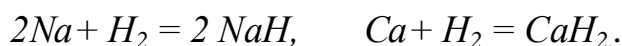
Основні ступені окиснення Гідрогену $+1$ і -1 . За властивостями він частково подібний до лужних металів, але більш подібний до галогенів, тому в в періодичній системі елементів він займає двоїсте положення (розміщується в I і VII групах). За звичайних умов активність водню невелика. При нагріванні він реагує з багатьма неметалами:



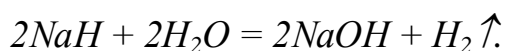
З азотом водень реагує при високому тиску і температурі та наявності каталізатора:



Водень реагує з активними металами, при цьому утворюються сполуки, в яких водень має ступінь окиснення -1 (*гідриди металів*):



Гідриди металів бурхливо реагують з водою з виділенням водню, який в більшості випадків займається або вибухає:



Такі властивості гідридів металів роблять їх пожежонебезпечними.

Однією з найпоширеніших сполук водню є **вода**. Завдяки доступності води та її властивостям, вона використовується як основний засіб для пожежогасіння. Вода термічно дуже стабільна речовина – вона починає розкладатися на водень і кисень за температур вищих ніж 2000°C . Вода має велику теплоємність та теплоту випаровування, що робить її ефективним охолоджуючим засобом. Водяна пара не підтримує горіння і має помірну флегматизуючу дію. Крім того, вода – найдешевий і найдоступніший засіб гасіння.

Але у води є ряд негативних для пожежогасіння властивостей. Висока температура замерзання (0°C) викликає ускладнення при застосуванні води за низьких температур. Особливо небезпечною для обладнання є властивість

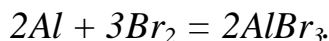
води при замерзанні розширяться. Вода має великий поверхневий натяг та невелику в'язкість, що призводить до поганого змочування деяких поверхонь та швидкого стікання води з вертикальних поверхонь. Вода та водні розчини проводять електричний струм, що призводить до обмежень при застосуванні води при гасінні електрообладнання. До негативних властивостей води можна віднести і її здатність викликати корозію металів. Крім того, воду не можна використовувати для гасіння речовин, з якими вона активно реагує. Це лужні та лужноземельні метали, гідриди металів, деякі карбіди металів, деякі метало- та елементоорганічні сполуки:



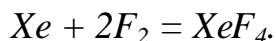
Хімічні властивості галогенів

Галогени знаходяться в сьомій групі періодичної системи елементів. До них належать **Флуор, Хлор, Бром, Йод і Астат**. Флуор, як найбільш електронегативний елемент, проявляє в сполуках тільки одну ступінь окиснення -1 . Решта галогенів виявляють ступені окиснення від -1 до $+7$. Велика здатність галогенів до приєднання електронів характеризує їх як типові неметали.

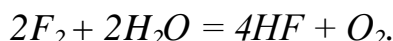
Галогени реагують з більшістю металів. Причому з активними металами реакції відбуваються бурхливо:



Галогени також реагують з неметалами. Фтор реагує з усіма неметалами, за винятком O_2 , He , Ne , Ar . Так, інертний газ ксенон горить у середовищі фтору:



В середовищі фтору горить навіть вода:



Фтор – дуже токсичний газ світло-зеленого кольору з різким запахом. Він надзвичайно хімічно активний, реагує з більшістю простих та складних речовин. Зі сполук флуору найбільш важливими є фтороводень (HF) та його солі. Розчин HF у воді називається **плавиковою** (фторидною) кислотою. Вона відрізняється від інших галогеноводневих кислот здатністю роз'їдати скло. За силою HF більш слабка, ніж інші галогеноводневі кислоти.

Хлор – жовто-зелений газ з різким запахом, отруйний. Подібно до фтору, реагує з багатьма простими та складними речовинами, але його активність трохи менша. Хлороводень (HCl) – газ, який добре розчиняється у воді.

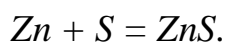
Бром – літка коричнева рідина, при попаданні на шкіру викликає дуже сильні опіки. Пари броду дуже токсичні. Бродоводень – газ, який добре розчиняється у воді. У водних розчинах HBr дисоціює повністю.

Йод – темно-фіолетова тверда речовина, в хімічних реакціях може проявляти як окисні, так і відновні властивості.

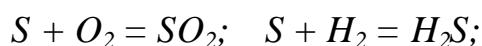
Бром та йодпохідні вуглеводнів (хладони, фреони) є ефективними **інгібіторами горіння**, але завдяки їх руйнуючому впливу на атмосферний озон більшість з них для використання заборонена.

Хімічні властивості сульфору

Для сульфору характерні ступені окиснення: **-2; +4; +6**. Сульфур існує у вигляді кількох алотропних видозмін. За кімнатної температури термодинамічно стійкою є **ромбічна** сірка. Сірка є типовим неметалом середньої активності, з активними металами вона сполучається за кімнатної температури, з іншими – у разі нагрівання:



Сірка також реагує з багатьма неметалами:

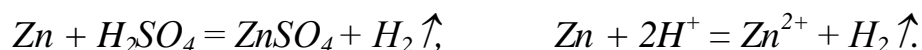


Ступінь окиснення **-2** сульфур проявляє в сірководні (H_2S). Сірководень – безбарвний, дуже токсичний газ, з запахом тухлих яєць. У водному розчині H_2S – слабка кислота (сульфідна кислота).

Ступінь окиснення **+4** сульфур проявляє в оксиді сульфору (IV) (SO_2), сульфитній кислоті (H_2SO_3) та її солях (сульфітах). H_2SO_3 – у водних розчинах двоосновна кислота середньої сили, дуже нестійка сполука, вона існує тільки у водних розчинах.

Ступінь окиснення **+6** сульфур проявляє в оксиді сульфору (VI) (SO_3), в сульфатній (сірчаній) кислоті (H_2SO_4) та її солях (сульфатах). H_2SO_4 – це безбарвна оліїста речовина з густиною 1840 кг/м^3 , при попаданні на шкіру викликає сильні опіки. При змішуванні сульфатної кислоти з водою виділяється велика кількість тепла. Якщо воду додавати до концентрованої H_2SO_4 , вода закипає та розбризкується, тому при приготуванні розчинів H_2SO_4 кислоту додають у воду, а не воду до кислоти.

Розведена сульфатна кислота реагує з металами, завдяки наявності в розчині іонів гідрогену:



Концентрована сульфатна кислота більш сильний окисник, ніж розведена. Вона окислює метали, що стоять в ряду активності після водню (крім золота та платини). Електроноативним елементом при цьому виступає Сульфур. Зі ступені окиснення **+6** він може відновлюватися до ступеней окиснення **+4, 0, -2**. Ступінь відновлення сірки залежить від концентрації кислоти, температури та активності металу.

Але деякі метали (Fe , Al , Cr) **пасивуються** при контакті з

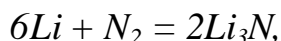
концентрованою сульфатною кислотою.

Сірководневі солі феруму (сульфіди і полісульфіди: FeS, FeS₂, Fe₂S₃) здатні займатися при контакті з повітрям.

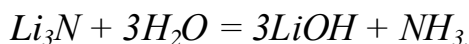
Хімічні властивості нітрогену та фосфору

Нітроген і фосфор належать до головної підгрупи п'ятої групи періодичної системи елементів. Обидва елементи є неметалами. Нітроген проявляє всі ступені окиснення від -3 до $+5$, для фосфору характерні ступені окиснення -3 , $+3$, $+5$.

За звичайних умов **азот** – безбарвний газ, без запаху. Азот є основною складовою частиною повітря (**78% за об'ємом**). Він не є отруйною речовиною, але не підтримує дихання. Азот також не підтримує горіння, але за своєю флегматизуючою дією він поступається вуглекислому газу. Молекула азоту складається з двох атомів, які пов'язані потрійним зв'язком. Завдяки цьому, молекула N₂ – найбільш міцна серед двохатомних молекул простих речовин, а газоподібний азот хімічно малоактивний. За звичайних умов азот реагує тільки з літієм:

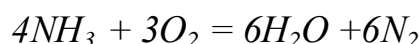


при цьому утворюється **нітрид** літію. Аналогічна реакція відбувається з іншими активними металами за підвищених температур, тому для гасіння таких металів азот не використовують. При реакції нітридів з водою утворюється аміак:

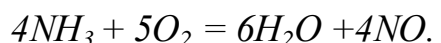


В аміаці та нітридах азот проявляє ступінь окиснення -3 . Аміак добре розчиняється у воді: в 1 об'ємі води розчиняється близько 700 об'ємів аміаку.

У повітрі аміак горить з утворенням молекулярного азоту:

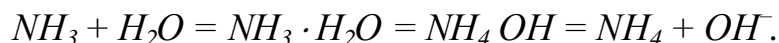


Така сама реакція за наявності каталізатора відбувається інакше:



Така реакція використовується в процесі синтезу нітратної кислоти.

Аміак – речовина основного характеру. У водному розчині аміаку встановлюється рівновага:



З кислотами гідроксид амонію дає солі амонію; також солі утворюються при взаємодії газоподібного аміаку:



З усіх оксидів нітрогену (N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅) найбільш поширеним є оксид нітрогену (IV).

Нітратна (азотна) кислота (HNO₃) є сильною кислотою, яка проявляє окисні властивості завдяки нітрогену в ступені окиснення $+5$. Вона окислює

метали, що стоять в ряду активності, як до гідрогену, так і після гідрогену (крім золота та платини), перетворюючи їх в нітрати. Нітратна кислота при цьому відновлюється до різних продуктів (N_2O , NO , NO_2 , N_2 , NH_4NO_3), залежно від концентрації кислоти, активності металу та температури.

Нітратна кислота, крім металів, окислює багато неметалів і складних речовин, в тому числі органічних. У випадку концентрованої кислоти реакція з деякими органічними речовинами може викликати займання цих речовин, а при активному змішуванні великих кількостей речовин – вибух. Тому нітратна кислота хоча і не є горючою речовиною – є пожежонебезпечною сполукою.

Солі нітратної кислоти – нітрати, завдяки наявності в їх складі атому нітрогену в ступені окиснення +5 теж проявляють окисні властивості. Їх суміші з відновниками можуть інтенсивно горіти або вибухати. Так, суміш нітрату калію з вугіллям та сіркою відома зі стародавніх часів як “чорний порох”. Нітрати використовуються як компоненти в піротехнічних генераторах вогнегасних аерозолей (KNO_3, NH_4NO_3).

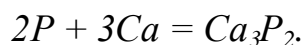
Фосфор, на відміну від нітрогену, тверда речовина. Він має кілька алотропних видозмін. Найбільш вивчені з них **білий, червоний та чорний**. Білий фосфор пожежонебезпечний і дуже отруйний. При контакті з повітрям за звичайних умов білий фосфор самозаймається. Це пояснюється тим, що на повітрі він інтенсивно окислюється:



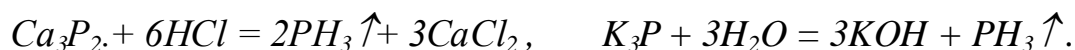
Внаслідок цієї реакції він швидко самонагрівається та займається. Для ізоляції білого фосфору від повітря його зберігають під шаром води, з якою він не реагує.

Червоний і чорний фосфор значно менш активні, ніж білий фосфор.

Найбільш поширені ступені окиснення фосфору –3; +3; +5, причому з них найбільш стійка +5. Ступінь окиснення –3 фосфор проявляє в сполуках з металами (фосфідах) та гідрогеном (PH_3 – фосфін). Фосфіди утворюються при взаємодії металів з фосфором:



Фосфіди при взаємодії з водою або кислотами дають фосфін:



З киснем фосфор утворює два оксиди – P_2O_3 і P_2O_5 . При взаємодії з водою вони утворюють, відповідно, фосфітну (H_3PO_3) і ортофосфатну (фосфатну) кислоти (H_3PO_4):



У водних розчинах фосфатна кислота є кислотою середньої сили (за першим ступенем). Солі фосфатної кислоти (фосфати) у великих кількостях використовуються як добрива. Гідрогенфосфати амонію використовуються як компоненти порошкових засобів пожежогасіння (П-1А, ПФ), вони, крім

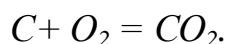
інгібіруючої дії на полум'я, гальмують процес горіння, завдяки утворенню на поверхні, що горить, ізолюючої плівки розплаву.

Хімічні властивості Карбону та Силіцію

Карбон і Силіцій відносяться до головної підгрупи четвертої групи періодичної системи елементів. Більшість сполук карбону вивчаються в розділі “Органічна хімія”, до неорганічних сполук традиційно відносять оксиди Карбону (СО – чадний газ, СО₂ - вуглекислий газ), карбонатну (вугільну) кислоту та її солі, а також сполуки карбону з металами – карбіди. Відомі також неорганічні сполуки вуглецю – карбоніли.

Карбон утворює декілька алотропних модифікацій: ***алмаз, графіт, карбін і полікумулен***, з яких найбільш поширеною є графіт. Часто зустрічається також аморфний вуглець. Вуглець за звичайних умов – малоактивна речовина, але його активність значно підвищується із зростанням температури. З різних модифікацій Карбону найактивнішою є аморфна, менш активним є графіт і ще менш активним – алмаз.

При спалюванні вугілля, основною складовою частиною якого є карбон, відбувається реакція:

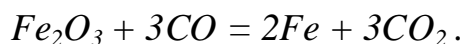


Вуглець також безпосередньо реагує із флуором і при сильному нагріванні за присутності каталізатора з воднем:



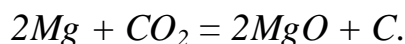
Ступінь окиснення Карбону в його сполуках буває: **-4, +2, +4**. Карбон в неорганічних сполуках може знаходитися в таких станах гібридизації: sp, sp², sp³, яким відповідає координаційне число, відповідно, 2, 3, 4.

Оксид Карбону (II) (чадний газ) – безбарвний газ без запаху, дуже отруйний. Він може утворюватися під час пожежі в умовах недостатньої кількості кисню. Чадний газ не поглинається у звичайних протигазах, що викликає потребу використовувати ізолюючі протигази. СО – за підвищених температур сильний відновник, що використовується в металургійних процесах:



Оксид карбону (IV) (вуглекислий газ) – безбарвний газ із слабким кислуватим запахом, не підтримує горіння та дихання. Велика кількість вуглекислого газу небезпечна для людського організму: вже через наявність 7% СО₂ у повітрі людина непритомніє, а за наявності 20% СО₂ настає параліч органів дихання. Вуглекислий газ є більш ефективним флегматизатором, ніж азот і аргон, тому його використовують як газовий засіб пожежогасіння у вогнегасниках типу ВВ (російська аббревіатура ОУ). В цих вогнегасниках СО₂ під тиском 5-20 МПа переходить в рідкий стан. Під час роботи вогнегасника вуглекислий газ, що виходить під тиском з вогнегасника, завдяки інтенсивному випаровуванню та розширенню, охолоджується і частково переходить у твердий стан (сухий лід). Він

припиняє доступ повітря до осередку загоряння і одночасно охолоджує його, це приводить до припинення процесу горіння. Але найбільш активні метали можуть горіти у вуглекислому газі:

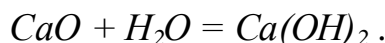


Тому CO₂ не можна використовувати для гасіння таких металів.

При взаємодії CO₂ з водою утворюється слабка і нестійка двохосновна карбонатна (вугільна) кислота - H₂CO₃. Солі карбонатної кислоти – карбонати – в більшості не розчинені у воді (крім солей лужних металів та амонію). Нерозчинені у воді карбонати при нагріванні розкладаються на вуглекислий газ та оксид металу:



Ця реакція використовується для добування негашеного вапна (CaO). При взаємодії його з водою (процес гасіння) одержують гашене вапно:



Дрібний гідрокарбонат натрію є основою вогнегасного порошку - ПСБ-3. Водний розчин NaHCO₃ є основою лужної складової в хімічно-пінних вогнегасниках. Кислотна складова хімічно-пінних вогнегасників складається з сульфатної кислоти або її суміші з сульфатом феруму. При роботі таких вогнегасників використовується газоутворююча реакція:



З металами Карбон утворює **карбіди**, які утворюються при сильному нагріванні вуглецю з металами або оксидами металів:

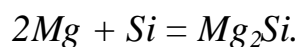


Під час взаємодії карбідів з водою утворюються відповідні гідроксиди і вуглеводні:

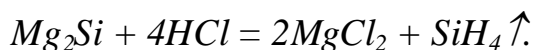


Виділення горючих газів при взаємодії з водою робить карбіди пожежонебезпечними. Крім того, при гасінні карбідів не можна використовувати воду. При взаємодії карбідів активних металів з водою вуглеводні, що виділяються, можуть займатися за звичайних умов.

Силіцій є другим за поширеністю елементом земної кори (26,7%). Основними ступіннями окиснення Силіцію є **+4 і -4**. Ступінь окиснення -4 Силіцій має у сполуках з металами (**силіциди**) та воднем (**силани**). Силіциди утворюються за високих температур при взаємодії простих речовин або оксидів металів з кремнієм:



При взаємодії силіцидів з водою та кислотами утворюється суміш силанів (Si_nH_{2n+2}), основним серед яких є моносилан - SiH₄:

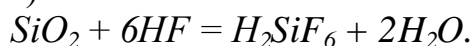


Силан при контакті з повітрям і водою самозаймається:

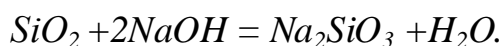


Тому силани є пожежонебезпечними речовинами, які не можна гасити засобами, до складу яких входить вода.

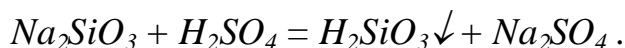
З киснем Силіцій утворює оксид SiO_2 , який є найбільш стійкою сполукою Силіцію. Кристали диоксиду Силіцію зустрічаються у природі у вигляді мінералу кварцу. Звичайний пісок – це дрібний SiO_2 з невеликою кількістю домішок. Пісок широко застосовується в будівництві, для виготовлення скла, цементу, кераміки. Пісок з давніх часів використовується як простіший засіб пожежогасіння. Диоксид Силіцію не реагує з кислотами, крім фторидної (плавикової):



За кімнатної температури SiO_2 повільно реагує з лугами, у разі нагрівання швидкість реакції збільшується:

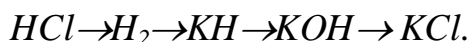


Ця реакція показує, що SiO_2 – кислотний оксид. Диоксид кремнію з водою не реагує, тому кислоту, яка відповідає цьому оксиду одержують з солей силікатної кислоти – силікатів:



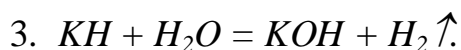
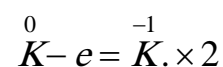
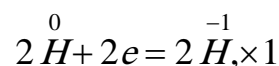
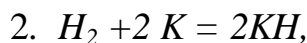
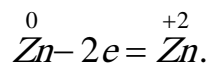
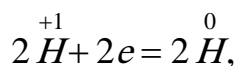
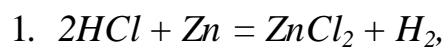
Приклад 43.

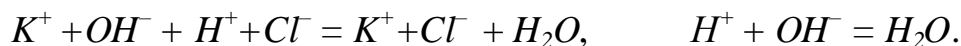
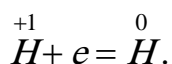
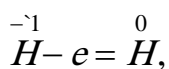
Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



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

Розв'язання.





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

Запитання для самоконтролю

1. Як змінюються неметалічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?
2. Які неметали найбільш поширені у земній корі?
3. Яке значення має озон для життя на землі?
4. Які елементи не можуть проявляти додатні ступені окиснення?
5. В контактi з яким металом горить вода?
6. Який склад має повітря? Яка складова частина повітря підтримує горіння?
7. Яка кислота легко реагує зі склом?
8. В чому різниця в дії концентрованої та розведеної сульфатної кислоти на метали?
9. Що таке гідриди металів? Чи можна для їх гасіння використовувати воду?
10. Що таке гіпс? Де він застосовується? Як впливає підвищена температура на властивості гіпсу?
11. Які сполуки утворює азот з воднем та киснем? Чи можуть вони бути причиною пожежі?
12. Що таке нітриди?
13. Що таке піротехнічні генератори аерозолів?
14. Які вам відомі будівельні матеріали на основі сполук кремнію?
15. Що таке карбіди металів? Як вони реагують з водою?
16. В чому різниця в дії на людину вуглекислого та чадного газу?
17. Які продукти горіння утворюються : а) при надлишку кисню, б) при недостатчі кисню?
18. Які сполуки входять до складу вогнегасних порошків? Який механізм їх дії на полум'я?

РОЗДІЛ 6. ХІМІЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Тема 15. Теорія хімічної будови

Органічна хімія - наука, що вивчає сполуки **карбону** (вуглецю) з іншими елементами.

Основні положення теорії хімічної будови органічних сполук:

1. Атоми розташовані в молекулах у певній послідовності, відповідно до їх валентності. Валентність карбону в органічних сполуках дорівнює чотирьом.

2. Властивості речовин залежать не тільки від їх якісного і кількісного складу, але й від хімічної будови молекул.

3. Атоми або групи атомів у молекулах впливають один на одного безпосередньо або через інші атоми.

Класифікація органічних сполук.

Ациклічні - складаються з відкритих (незамкнених) вуглецевих ланцюгів, прямих або розгалужених.

Циклічні - сполуки, які містять замкнені у кільця вуглецеві ланцюги.

Сполуки з простими зв'язками (C-C) є **насиченими**, а з кратними (C=C; C≡C) - **ненасиченими**.

Функціональними називають групи атомів, що надають речовинам певних хімічних властивостей.

Гомологічним рядом називається послідовність подібних за своєю будовою та хімічними властивостями речовин, що відрізняються одна від одної за складом на одну або кілька груп атомів (CH₂). Така група атомів називається **гомологічною різницею**.

Таблиця 2. Класи органічних сполук

Клас сполук		Функціональна група	
Назва	Загальна формула	Назва	Формула
Вуглеводні	R-H	-	-
Галогенопохідні вуглеводнів	R-Hal	Галогени	-F, -Cl, -Br, -I
Спирти	R-OH	Гідроксигрупа	-OH
Альдегіди	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$	Альдегідна	$\begin{array}{c} \text{---C}=\text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$
Кетони	$\begin{array}{c} \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \\ \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$	Карбонільна	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---} \end{array}$

Карбонові кислоти	$\text{R}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$	Карбоксиль на	$-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$
Нітросполуки	$\text{R}-\text{NO}_2$	Нітрогрупа	$-\text{NO}_2$
Аміни	$\text{R}-\text{NH}_2$	Аміногрупа	$-\text{NH}_2$

Номенклатура IUPAC (міжнародна).

В її основу покладено назви насичених вуглеводнів. Клас сполук позначається функціональним закінченням. Назви ізомерних сполук утворюються таким чином:

а) обирають найдовший нерозгалужений вуглецевий ланцюг (головний), що містить найбільше число функціональних груп або кратний зв'язок, характерний для даного гомологічного ряду;

б) вуглеводневі радикали і функціональні групи, які знаходяться в бічному ланцюзі, розглядаються як замісники атомів водню головного ланцюга;

в) ланцюг нумерують, починаючи з того кінця, до якого ближче функціональна група або кратний зв'язок головного ланцюга, замісник у бічному ланцюзі;

г) називають насичений вуглеводень, що відповідає головному ланцюгу, і змінюють або додають закінчення залежно від наявності кратного зв'язку або функціональної групи в головному ланцюзі; положення кратного зв'язку і функціональної групи головного ланцюга позначають цифрою після кореня слова – назви;

д) положення замісників у бічному ланцюзі позначають номером вуглецевого атома, біля якого знаходиться замісник. Номер з назвою замісника ставлять на початку назви речовини. Якщо замісників кілька, цифрами позначають кожний з них і розташовують їх назви в алфавітному порядку.

Таблиця 3. Назви та загальні формули органічних сполук

Гомологічний ряд	Загальна формула	Закінчення або префікс	Приклад
Алкани (насичені вуглеводні)	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	ан	C_2H_6 – етан
Циклоалкани	C_nH_{2n}	циклоалкан	C_6H_{12} – циклогексан
Алкени (етиленові вуглеводні)	C_nH_{2n}	ен	C_4H_8 – бутен
Дієнові вуглеводні	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	дієн	C_4H_6 – бутадієн
Алкїни (ацетиленові вуглеводні)	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	їн або ин	C_2H_2 – етин, C_3H_4 – пропін

Ароматичні вуглеводні	C_6H_5-R	бензол	$C_6H_5-CH_3$ – метилбензол
Спирти	$R-OH$	ол	CH_3-OH – метанол
Спирти двоатомні	$2-OH$	діол	CH_2OH-CH_2OH – етандіол-1,2
Феноли	$R-C_6H_4-OH$	фенол	$CH_3-C_6H_4-OH$ – метилфенол
Альдегіди	$R-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$	аль	$H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ метаналь
Кетони	$R_1-C \begin{array}{l} \nearrow R_2 \\ \searrow O \end{array}$	он	$CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow CH_3 \end{array}$ пропанон-2
Карбонові кислоти	$R-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array}$	кислота	$CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array}$ – етанова кислота
Прості ефіри	R_1-O-R_2	ефір	CH_3-O-CH_3 диметилевий ефір
Складні ефіри	$R_1-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OR \end{array}$	ефір	$H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O-CH_3 \end{array}$ етилевий ефір мурашиної кислоти
Нітросполуки	$R-NO_2$	нітро	CH_3NO_2 нітрометан
Аміни	$R-NH_2$	амін	$C_2H_5-NH_2$ етиламін

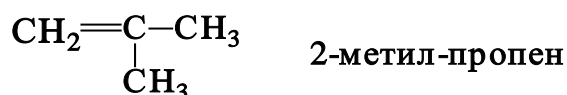
Приклад 44.

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

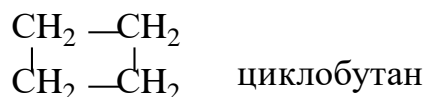
Розв'язання.

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

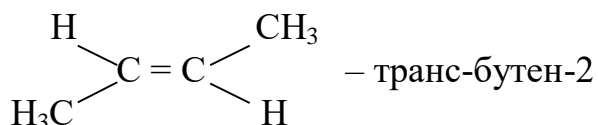
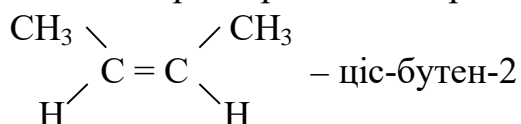
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ – бутен-1;



$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ – бутен-2;



Бутен-2 може існувати в двох просторових ізомерних формах:



Запитання для самоконтролю

1. Сформулюйте основні положення теорії хімічної будови органічних 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 для органічних сполук?
9. Які типи хімічного зв'язку існують в органічних сполуках?
10. Що таке вільні радикали?
11. Які є класи органічних сполук?

Тема 16. Вуглеводні

Алкани (насичені вуглеводні). Хімічні властивості алканів

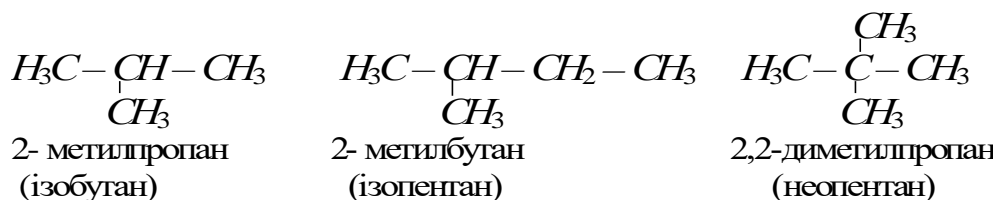
Вуглеводні – це найпростіші органічні сполуки. Їх молекули містять лише атоми **карбону та гідрогену**. Вуглеводні різняться кількістю атомів карбону, їх гібридизацією та послідовністю їх зв'язку.

Вуглеводні, що мають відкритий ланцюг і містять тільки одинарні, прості зв'язки, зветься насиченими вуглеводнями або **парафінами**, за номенклатурою ІЮПАК – **алканами**. Найпростіший вуглеводень – **метан** (CH_4). Загальна формула алканів – C_nH_{2n+2} . Алкани нерозгалуженої будови зветься **нормальними**. Якщо розмістити алкани нормальної будови в ряд, в якому молекула кожного наступного алкану збільшується на одну групу – CH_2 , то отримаємо ряд, що зветься **гомологічним**.

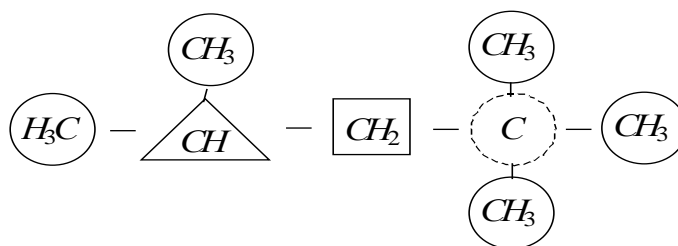
CH_4	- метан	$CH_3-(CH_2)_4-CH_3$ - гексан
CH_3-CH_3	- етан	$CH_3-(CH_2)_5-CH_3$ - гептан
$CH_3-CH_2-CH_3$	- пропан	$CH_3-(CH_2)_6-CH_3$ - октан
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	- бутан	$CH_3-(CH_2)_7-CH_3$ - нонан
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	- пентан	$CH_3-(CH_2)_8-CH_3$ - декан

Група – CH_2 – зветься **гомологічною різницею**, а окремі члени гомологічного ряду – **гомологами**.

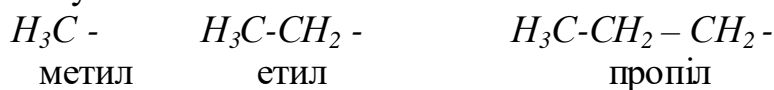
Існують також вуглеводні з розгалуженим вуглецевим ланцюгом:



Атоми карбону в молекулах органічних сполук поділяються на первинні, вторинні, третинні й четвертинні атоми карбону. Атом карбону, що безпосередньо сполучений тільки з одним сусіднім атомом карбону, зветься **первинним**; атом вуглецю, що сполучений з двома сусідніми атомами карбону, – **вторинним**. Якщо атом карбону безпосередньо сполучений з трьома або чотирма атомами карбону, то такий атом карбону відповідно називають **третинним** або **четвертинним**.

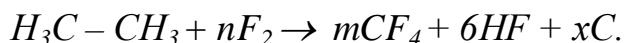


Якщо відірвати від молекули алкану один атом гідрогену, то утворюється залишок **R** – , що зветься **одновалентним радикалом** або алкільною групою. Назва радикалу утворюється за допомогою назви відповідного алкану заміною закінчення –**ан** на закінчення –**ил(іл)**

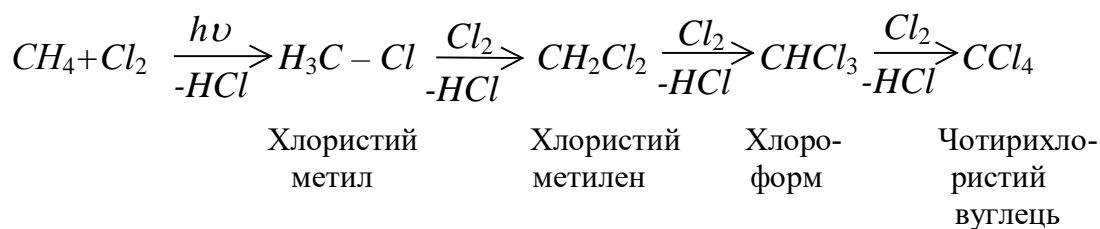


Алкани, їх хімічні властивості.

Для алканів характерні реакції **заміщення**.



При хлоруванні атоми гідрогену алканів поступово замінюються на хлор з утворенням різноманітних хлорпохідних алканів:



За звичайної температури насичені вуглеводні не окислюються киснем повітря і такими окисниками, як $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, але при підвищенні температури до $150^\circ C$ і за наявності каталізаторів вони окислюються з утворенням різних сполук, що містять кисень.

При горінні всіх вуглеводнів утворюються диоксид вуглеводню і вода:



У алканів зі збільшенням кількості атомів карбону знижується температура самозаймання, а також нижня та верхня межі розповсюдження полум'я. Лінійні алкани (нерозгалужені) мають більшу схильність до детонаційного горіння, ніж розгалужені алкани. Так, добре відомо, що октанове число розгалужених алканів вище, ніж нерозгалужених. Полум'я при горінні алканів слабо світиться.

У промисловості головним джерелом добування алканів є нафта й природний газ. Природний газ містить тільки легкі алкани, тобто алкани з низькою молекулярною вагою, й, головним чином, метан з невеликою домішкою етану, пропану і т.д.

За допомогою фракційної перегонки нафту поділяють на фракції, що відрізняються леткістю. Нелеткі фракції використовують як паливо. Газова фракція разом із природним газом, головним чином, використовується як пальне. Бензин ($C_6 - C_{10}$, $t_{\text{кип.}} 40-205^\circ C$) використовують у двигунах внутрішнього згорання, гас ($C_{12}-C_{18}$, $t_{\text{кип.}} 175-325^\circ C$) – у тракторах, а солярове масло (C_{12} і вище, $t_{\text{кип.}}$ вище $275^\circ C$) – у дизельних двигунах. Кожен з нижчих алканів (від метану до пентану) можна добути в чистому вигляді шляхом фракційної перегонки нафти або природного газу.

Приклад 45.

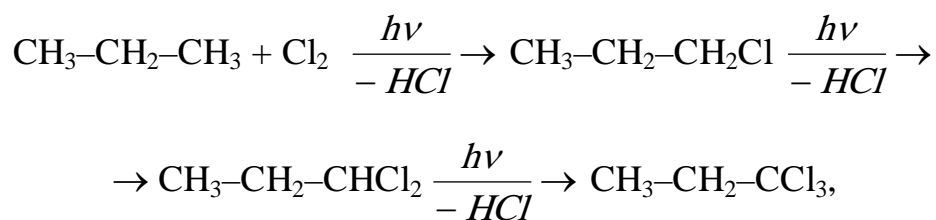
Напишіть приклади реакцій заміщення пропана які відбуваються при його взаємодії з Cl_2 , Br_2 і HNO_3 .

Розв'язання.

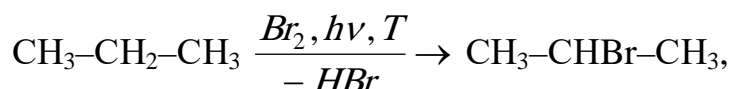
Для алканів характерні реакції заміщення атомів карбону, які відбуваються за радикальним механізмом. Умови ініціювання таких реакцій є

опромінювання світлом, великі температура і тиск.

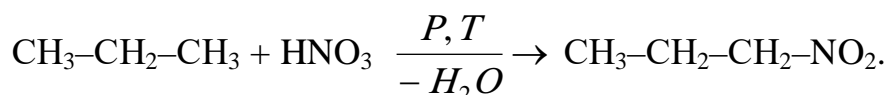
а) хлорування:



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



в) нітрування:



Алкени. Хімічні властивості

Ненасичені вуглеводні – це сполуки, що містять **подвійні** або **потрійні** (**кратні**) карбон - карбонові зв'язки. Ненасичені сполуки з подвійним зв'язком загальної формули C_nH_{2n} звуться **алкенами** або олефінами, вони утворюють гомологічний ряд, подібний гомологічному ряду алканів. За номенклатурою ІУРАС назви алкенів утворюють заміною закінчення **-ан** назви відповідного алкану на закінчення **-ен**, наприклад, пропан → пропен. Крім того, широко використовують тривіальну номенклатуру, за правилами якої назви олефінів утворюють заміною закінчення **-ан** назви відповідного алкану на закінчення **-илен**, наприклад, етан → етилен.

Алкенам властиві всі типи ізомерії: ізомерія вуглецевого ланцюга (структурна), ізомерія розміщення замісника або подвійного зв'язку (позиційна), цис-, транс – ізомерія (геометрична).

Атом карбону в етилені утворює три σ - зв'язки з використанням трьох sp^2 – гібридних орбіталей і один π - зв'язок за рахунок перекривання p – орбіталей (рис.10.)

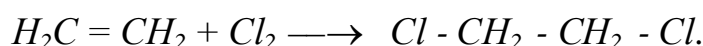
Рис.10. Схема утворення зв'язків в молекулі етилену

Алкени є більш реакційноздатними за алкани, тому що π - зв'язок слабкіший за σ - зв'язок та електрони подвійного зв'язку $C=C$ більш доступні для атаки реагентів, ніж електрони одинарного зв'язку. Тому для етиленових сполук характерні **реакції приєднання**, реакційним центром у яких є π - зв'язок.

Приєднання водню до ненасичених сполук називають **гідруванням**:

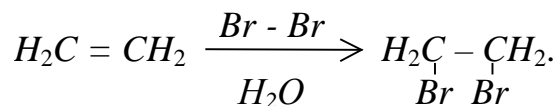


Алкени легко приєднують галогени з утворенням дигалогеналканів:

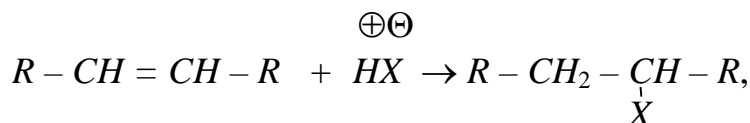


Реакційна здатність галогенів різко зменшується в ряду $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$.

Реакція з бромом проходить з обезбарвленням розчину бромної води і є **якісною реакцією** на подвійний зв'язок:

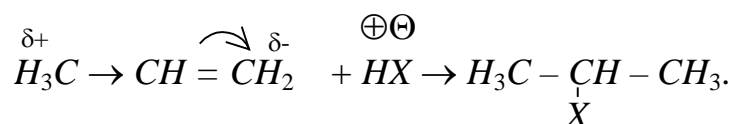


Алкени реагують з галогеноводнями:

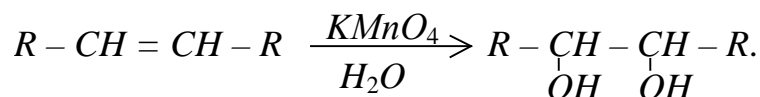


де $X = Cl, Br, I, F$.

У випадку несиметричних алкенів приєднання полярних молекул відбувається згідно з **правилом Марковникова**, **протон приєднується до найбільш гідрогенізованого вуглецевого атома, наприклад**:

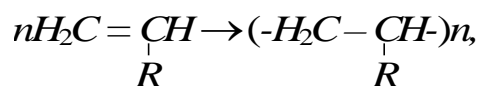


Алкени легко окислюються водним розчином перманганату калію:



При горінні алкенів, також як і алканів, утворюється вуглекислий газ і вода. У алкенів, подібно до алканів, зі збільшенням числа атомів карбону знижуються температура самозаймання, верхня та нижня межі розповсюдження полум'я.

Характерною особливістю багатьох ненасичених сполук є їх здатність вступати в реакцію **полімеризації** і утворювати полімери:



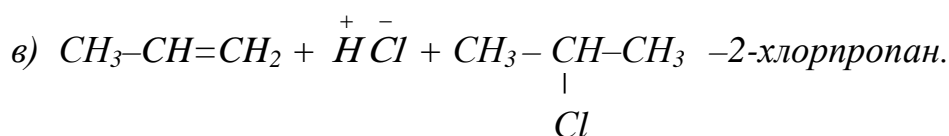
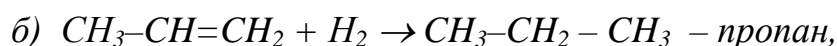
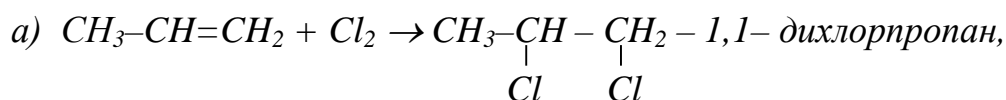
де n – ступінь полімеризації.

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:



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.

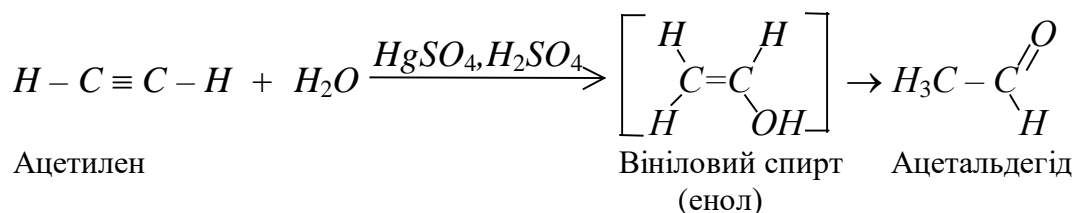
Алкіни. Хімічні властивості

Алкіни – це вуглеводні, що містять потрійний зв'язок $\text{C}\equiv\text{C}$ і мають загальну формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Алкіни утворюють гомологічний ряд, який починається з **ацетилену**, а інші члени гомологічного ряду, як і члени рядів алканів і алкенів, відрізняються між собою на гомологічну різницю CH_2 . За номенклатурою ІУРАС назви алкінів утворюються заміною в назві відповідного алкану суфіксу – **ан** на суфікс –**ин(ін)**.

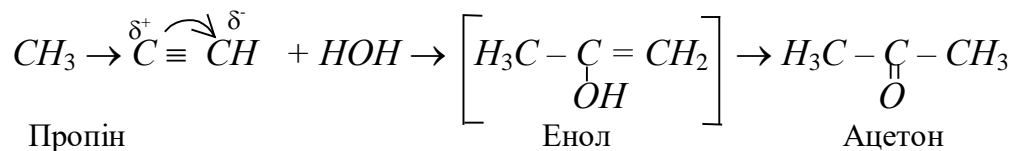
Ізомерія алканів зумовлена будовою вуглецевого ланцюга і розміщення потрійного зв'язку.

Хімічні властивості ацетиленових вуглеводнів зумовлені наявністю в їх молекулах потрійного зв'язку, який складається з одного σ - зв'язку (утвореного двома sp – гібридизованими орбіталями вуглецевих атомів) і двох π - зв'язків (утворених вільними p – орбіталями), що орієнтовані у просторі у взаємно перпендикулярних площинах (рис.11):

Рис.11. Схема утворення хімічних зв'язків в молекулі ацетилену

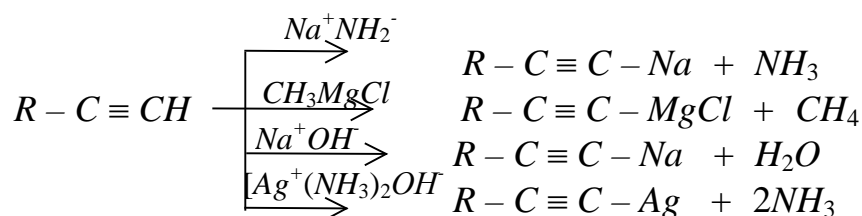


Приєднання води відбувається за правилом Марковникова:

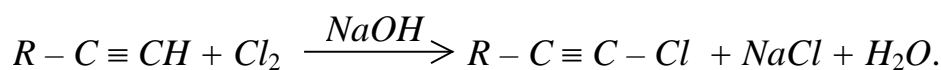


Реакції заміщення

а) утворення ацетиленідів:

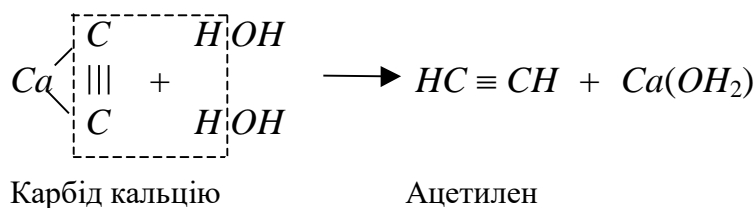


б) галогенування:

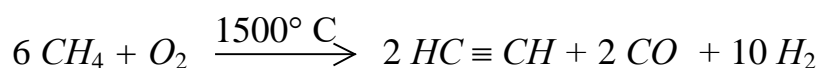


Методи добування

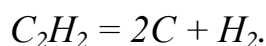
Синтез Вьолера:



Окисдаційний піроліз метану – промисловий метод:



Алкіни – термодинамічно нестійкі сполуки, які за деяких умов можуть самочинно вибухати. Так, ацетилен при тиску вище, ніж 196 кПа без контакту з повітрям здатний до вибуху (під впливом місцевого розігріву або удару):

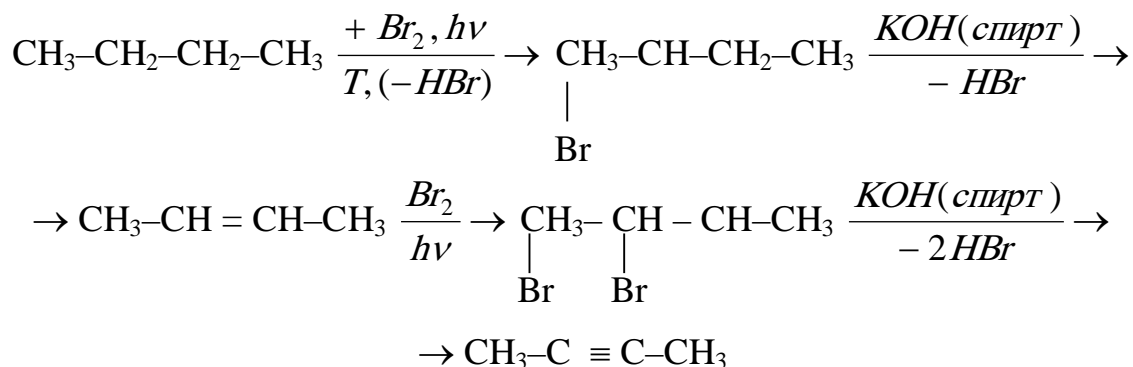


При контакті з бромом, хлором і фтором ацетилен самозаймається. При горінні ацетилену та його гомологів утворюється кіптява, а полум'я сильно світиться.

Приклад 47.

Запропонуйте спосіб отримання бутин-2 з н-бутана.

Розв'язання.



Ароматичні вуглеводні

Термін “ароматичні сполуки” виник ще на початку розвитку органічної хімії, коли органічні речовини поділяли на аліфатичні (жирні) й ароматичні (що мають запах). До ароматичних сполук відносять бензен та інші сполуки, що подібні до нього за хімічними властивостями. Такі хімічні властивості мають назву *ароматичних* і вони відмінні від властивостей аліфатичних вуглеводнів.

Довжини всіх C – C зв'язків молекули бензену є однаковими й дорівнюють 0,14 нм (довжина C=C зв'язку дорівнює 0,134 нм, довжина C – C зв'язку – 0,154 нм), тобто вони мають середнє значення між довжинами одинарного й подвійного зв'язків. Атоми карбону в молекулі бензену знаходяться в стані sp^2 – гібридизації. Шість атомів карбону сполучені між собою σ - зв'язками й замкнені у цикл. Довжини всіх C – H σ - зв'язків однакові й дорівнюють 0,108 нм. Усі шість атомів карбону і шість атомів гідрогену розміщені в одній площині. Крім того, в молекулі бензену кожен C – атом має вільну p – орбіталь, яка може брати участь у створенні π - зв'язків (рис.12).

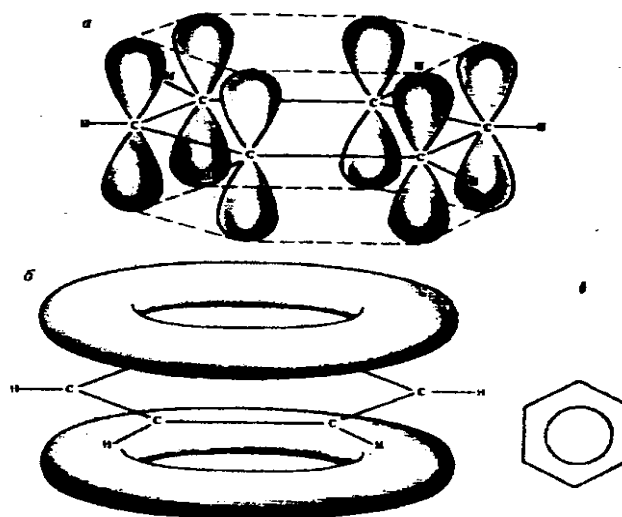
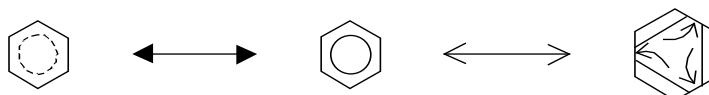


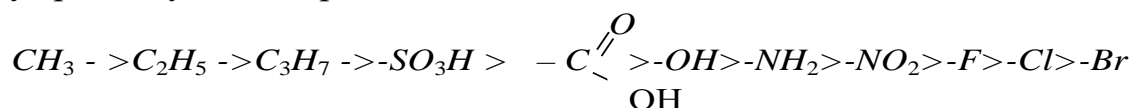
Рис.12. Схема утворення зв'язків в молекулі бензену

Ці p – електрони в бензені не поєднуються в пари, а є делокалізованими, тобто створюють спільну π – електронну хмару, що рівномірно розподілена по всій молекулі (б), оскільки формулу бензену правильніше зображувати у вигляді рівнобічного шестикутника з вписаною в ньому циклічною π – орбіталлю, що символізує секстет π – електронів (в). На відміну від етиленових сполук, кожному $C - C$ - зв'язку відповідає електронна густина лише одного p – електрона. Такий зв'язок має назву **ароматичного**. Але часто використовують й формули Кекуле у вигляді рівнобічного шестикутника з трьома кон'югованими подвійними зв'язками:

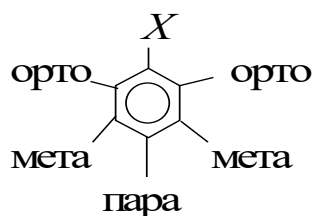


Номенклатура

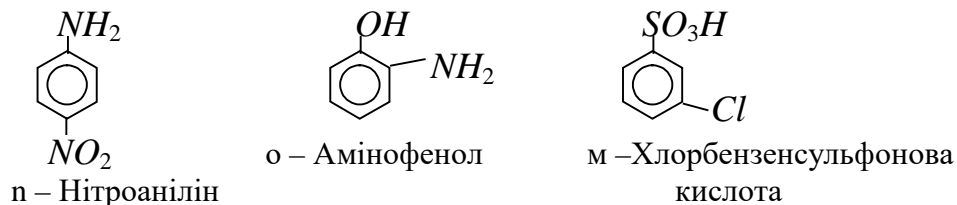
Бензен – це перший член гомологічного ряду ароматичних вуглеводнів. Ароматичні вуглеводні називають за систематичною номенклатурою як заміщені бензену. Для замісників бензену нумерацію починають від “найстаршого” замісника. За пріоритетністю замісники для ароматичних сполук розміщуються в ряд:



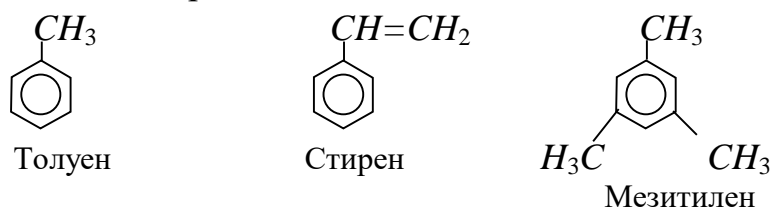
Інша система позначення замісників, яку також визнає IUPAC, заснована на використанні префіксів **орто-** (1,2-), **мета-** (1,3) і **пара-** (1,4), які позначають атоми карбону бензенового ядра відносно C – атома, який має пріоритетний замісник.



Префікси записують часто у скороченому вигляді, буквами: *o-*, *m-*, *p-*, наприклад:



Деякі історичні назви ароматичних вуглеводнів затверджено номенклатурою IUPAC, наприклад:

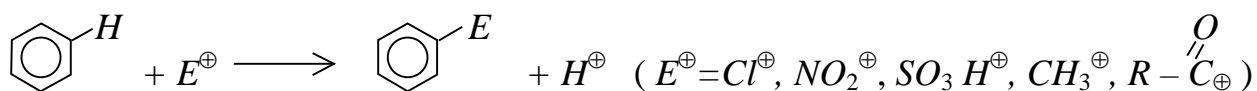


Хімічні властивості ароматичних сполук

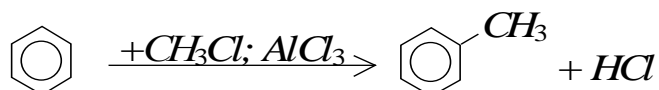
Бензен може вступати у реакції: заміщення, приєднання, у реакції, що супроводжуються розривом бензольного кільця.

Реакції електрофільного заміщення

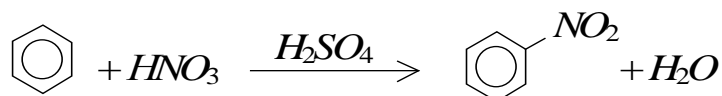
Для бензену та його похідних найбільш характерними є реакції електрофільного заміщення в ароматичному ядрі.



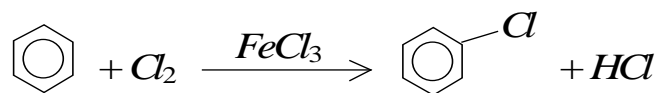
1. Алкілювання (реакція Фріделя-Крафтса)



2. Нітрування. Бензен та його гомологи нітрують “нітруючою сумішшю” – сумішшю концентрованих азотної та сірчаної кислот:



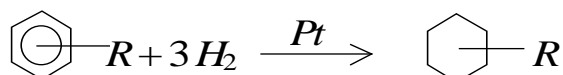
3. Галогенування. За наявності каталізаторів (Fe^{3+} , Al^{3+} , Sb^{3+}) галогени заміщують атом водню в бензеновому ядрі:



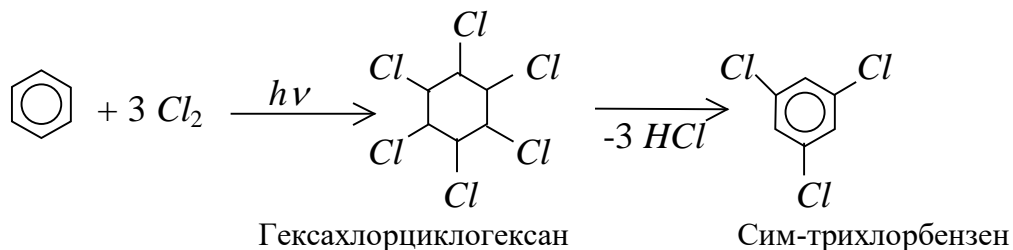
Реакції приєднання

Щоб здійснити реакцію приєднання, спочатку треба подолати енергетичний бар'єр кон'югованої системи π - електронів. Тому ці реакції відбуваються з багатими на енергію реагентами-частинками з неспареними електронами або вільними радикалами.

Бензен та його похідні гідруються над нікелевими або платиновими каталізаторами до відповідних циклогексанів:



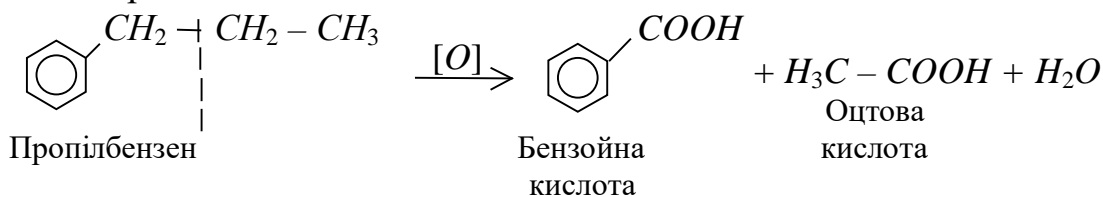
Хлор і бром приєднуються до бензену при УФ – опромінуванні за відсутності каталізаторів:



Реакції окисації

За звичайних умов бензен стійкий до дії окисників. Бензен не знебарвлює водний розчин перманганату калію навіть при тривалому нагріванні.

Гомологи бензену, на відміну від бензену, легко окислюються до карбонових кислот, причому, незалежно від довжини бічного вуглецевого ланцюга, карбоксильна група кислоти, що утворюється, завжди сполучена з бензеновим ядром:



Ароматичні сполуки мають більші температури самозаймання, ніж насичені і ненасичені вуглеводні. Внаслідок великого вмісту карбону, бензол та його гомологи горять сильно кіптявим яскравим полум'ям.

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 елемента:

$$n(C) = m(C)/A(C) = 37,0/12 = 3,08; \quad n(H) = m(H)/A(H) = 2,2/1 = 2,2;$$
$$n(N) = m(N)/A(N) = 18,5/14 = 1,32; \quad n(O) = m(O)/A(O) = 42,3/16 = 2,64.$$

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.

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

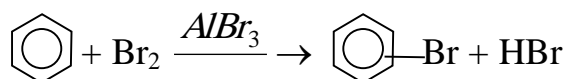
тобто простіша формула речовини $C_7H_5N_3O_6$.

Приклад 49.

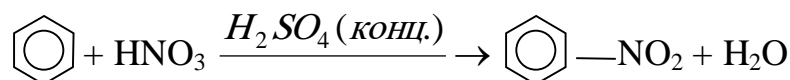
Запропонувати методи введення в бензенове кільце таких замісників: – Br, –NO₂, –CH₃.

Розв'язання.

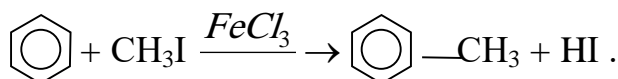
Для отримання моногалогенпохідних бензену, треба використовувати в якості каталізаторів “кислоти Льюїса” (AlCl₃, AlBr₃, FeCl₃):



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



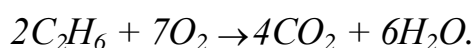
Для введення вуглеводневих радикалів використовується реакція Фріделя–Крафтса, яка відбувається в присутності кислот Льюїса:



Пожежна небезпека вуглеводів

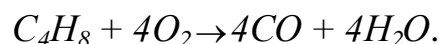
Усі вуглеводні здатні до реакції горіння. Горіння залежить від об'єму кисню, потрібного на проведення цього процесу.

При повному згорянні утворюється вуглекислий газ і вода:



За нестачі кисню замість вуглекислого газу може утворюватися чадний

газ (CO):



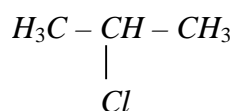
Сполуки з великим вмістом вуглецю при горінні в повітрі згоряють не повністю – при цьому утворюється сажа (кіптяве полум'я). Якщо вуглеводні-газоподібні сполуки утворюють вуглеводнево-повітряні суміші, вони здатні до вибуху.

6. Галогеновуглеводні вуглеводнів, їх застосування у пожежній справі

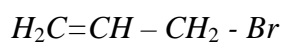
Галогеновуглеводні – це найпростіші похідні вуглеводнів, в яких один або кілька атомів водню заміщені на галогени.

Номенклатура та ізомерія

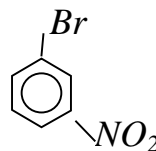
За систематичною номенклатурою назви галогеновуглеводнів утворюють за назвою **відповідного алкану**, позначаючи в префіксі назву галогену та номер вуглецевого атома, сполученого з цим галогеном.



2-Хлорпропан



3-Бромпропен-1

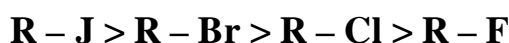


3-Нитро-бромбензен

Також поширені тривіальні назви, наприклад: $CHCl_3$ – хлороформ, $CHBr_3$ – бромформ, CCl_4 – чотирихлористий вуглець та інші.

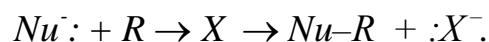
Будова та реакційна здатність

Реакційна здатність галогенідів з однаковими вуглецевими радикалами зменшується в ряду:

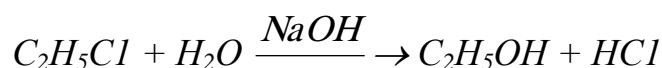


Галогеналкани – одні із найбільш реакційноздатних органічних речовин. Більшість реакцій цих речовин відбувається з участю атома галогену. Зв'язок між атомом карбону і атомом галогену ковалентний. Але галоген більш електронегативний, ніж вуглець. Тому електронна пара зв'язку $C \rightarrow Hal$ значно зміщена до атома галогену. Внаслідок цього зв'язок поляризується і атом галогену має заряд δ^- , а атом карбону – заряд δ^+ .

Більшість реакцій галогеноалканів відбувається з розривом $C - Hal$ зв'язку. Нуклеофільне заміщення є типовим для галогеналканів:



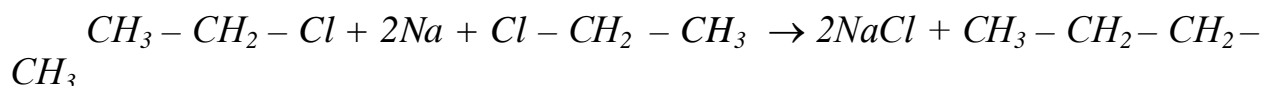
Так реакція галогеналканів з водою відбувається за звичайних умов, або при невеликому підігріванні. Для прискорення такої реакції можна використовувати луги:



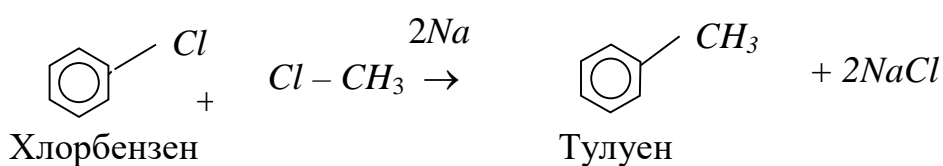
етанол

Взаємодія з металами

Реакція Вюрца. Реакція утворення насичених вуглеводнів при взаємодії з металевим натрієм:



Реакція Вюрца – Віттіга. Взаємодія сумішей галогеноалканів і галогенаренів з металевим натрієм – різновид реакції Вюрца:

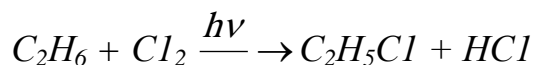


Приклад 50.

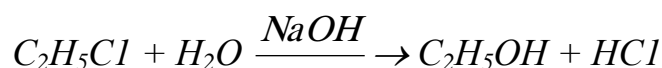
Здійснити перетворення і дати назви всім продуктам:



Розв'язання.



хлоретан



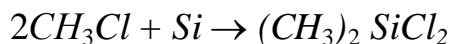
етанол

Застосування галогенопохідних у пожежній справі

Деякі галогенопохідні вуглеводнів є ефективними інгібіторами горіння. Вже за наявності у повітрі декількох процентів (або частки процента) фреонів (хладонів) припиняється процес горіння більшості речовин в газовій фазі. Але такі речовини у своїй більшості руйнують озоновий шар атмосфери і тому заборонені до використання. До галогенопохідних вуглеводнів, які не руйнують озонового шару відносяться різні фтор- й перфторвуглеводні: трифторметан CHF_3 , пентафторетан C_2HF_5 , гексафторпропан $C_3H_2F_6$, перфторбутан C_4F_{10} , перфторгексан C_6F_{14} , гептафторпропан C_3HF_7 . Ці фторвуглеводні забезпечують безпечне гасіння пожеж, але за своєю ефективністю значно поступаються фреонам, які використовувалися раніше.

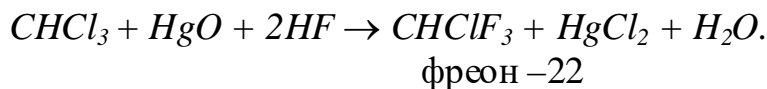
На основі синтезу з кремнієм отримують силіконову рідину, яка

утворює плівку на поверхні осередку горіння:

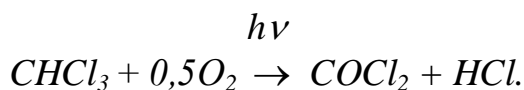


Диметилдихлорсілан

Чотирихлористий вуглець застосовується як сполука для гасіння пожеж (CCl_4), тому що він майже не горить. Хлороформ ($CHCl_3$) застосовують для отримання фреонів та хладонів:



Хлороформ речовина небезпечна, тому що за наявності кисню та світла розпадається з утворенням отруйного фосгену $COCl_2$:



Запитання для самоконтролю

1. Яка формула відображає склад алканів, алкенів, алкінів?
2. Які атоми карбону називаються первинними, вторинними, третинними та четвертинними?
3. Які функціональні закінчення прийняті для алканів, алкенів і алкінів?
4. Які продукти утворюються під час горіння вуглеводнів?
5. Які реакції характерні: а) для насичених вуглеводнів, б) ненасичених вуглеводнів?
6. Сформулюйте правило Марковнікова.
7. Що позначають префікси: орто-, мета- і пара-?
8. Що таке ароматичні вуглеводні? Які вони мають особливості в будові та властивостях?
9. За допомогою яких реакцій можна продовжити вуглеводневий ланцюг?
10. Як галогенпохідні вуглеводнів можна перетворити на спирти?
11. Які природні джерела вуглеводнів вам відомі?
12. Яке застосування в пожежогасінні мають галогенпохідні вуглеводнів?

Тема 17. Кисневмісні органічні сполуки

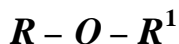
Загальна характеристика кисневмісних сполук

Оксигенвмісні сполуки – це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або декілька атомів гідрогену заміщені на функційні групи, до складу яких входить один або декілька атомів кисню, окрім функційної групи – NO_2 .

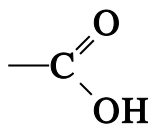
До оксигенвмісних сполук відносяться:

Спирти – похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів гідрогену заміщені на відповідну кількість гідроксильних груп – **ОН**.

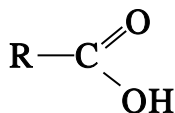
Прості ефіри (етери) – це сполуки, у молекулах яких два вуглеводневі радикали сполучені між собою атомом кисню. Загальна формула етерів:



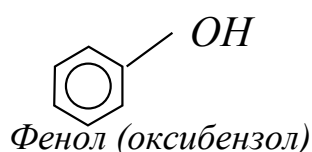
Карбонові кислоти – органічні сполуки, у складі молекул яких міститься одна або кілька карбоксильних груп:



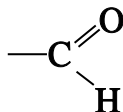
Загальна формула карбонових кислот:



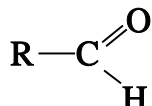
Феноли – органічні сполуки, які містять гідроксильну групу, безпосередньо сполучену з атомом карбону бензольного ядра:



Альдегіди і кетони – це клас органічних полук, молекули яких містять **карбонільну групу** $>\text{C}=\text{O}$ (оксогрупу). Альдегіди мають функціональну альдегідну групу

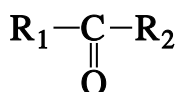


Молекули альдегідів описуються загальною формулою:



у якій R – атом водню або вуглеводневий радикал.

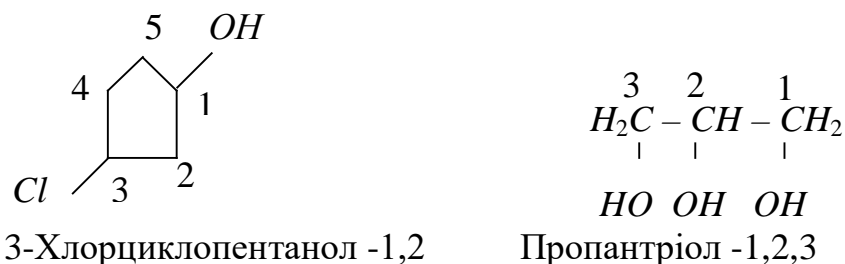
Загальна формула кетонів:



В кетонах атом карбону карбонільної групи сполучений з двома вуглеводними радикалами, які можуть бути однаковими або різними.

Фізичні та хімічні властивості спиртів та фенолів

За систематичною номенклатурою назви спиртів утворюють, додаючи до назви відповідного вуглеводню суфікс – **ол**. Якщо молекула містить декілька гідроксильних груп, то до назви додають суфікси – **діол**, – **триол** ... Нумерацію вуглецевого радикалу починають з атома карбону, який найближче розташований до гідроксильної групи, а місце розміщення гідроксилу позначають локантом, наприклад:

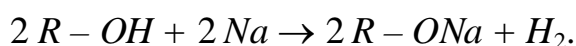


Найпростіша ароматична сполука, що містить гідроксил має тривіальну назвау **фенол**.

Насичені одноатомні спирти нерозгалуженої будови, які містять від 1 до 11 вуглецевих атомів, за нормальних умов – рідини. Вищі спирти, починаючи з C_{12} , – тверді речовини. Фенол також є твердою речовиною, яка має специфічний запах. Температури кипіння спиртів є значно вищими, ніж температури кипіння вуглеводнів або галогенпохідних, що мають таку ж саму кількість вуглецевих атомів. Це пояснюється асоціацією молекул спирту, внаслідок утворення міжмолекулярних водневих зв'язків.

Здатність спиртів відщеплювати протон від гідроксильної групи виявляє **кислотні** властивості спиртів, а здатність приєднувати протон до неподіленої електронної пари O – атома виявляє тим самим **основні** властивості, тобто спирти мають **амфотерні** властивості.

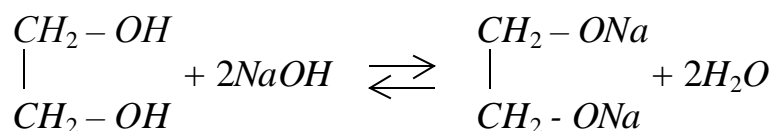
Спирти реагують з лужними металами з утворенням солей – **алкоголятів**:



Алкоголяти легко розкладаються водою:

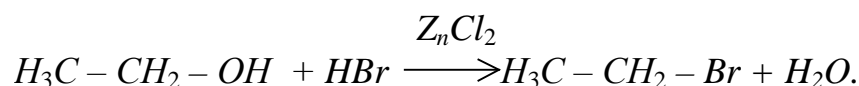


Кислотні властивості гліколів (двоатомних спиртів) більші за кислотні властивості одноатомних спиртів через те, що, внаслідок негативного індукційного ефекту ($-I$) одна гідроксильна група відтягує від іншої електронну густину, тому й гліколі взаємодіють не тільки з лужними металами, але й з лугами з утворенням солей – **гліколятів**.

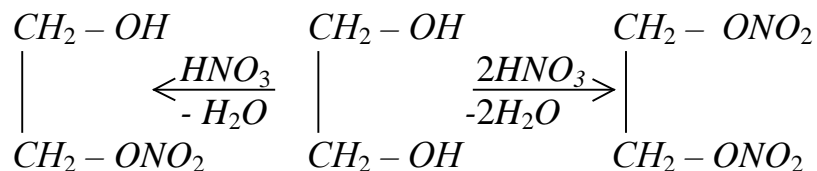


Кислотні властивості гліцерину виражені ще сильніше, ніж в одно- та двохатомних спиртів.

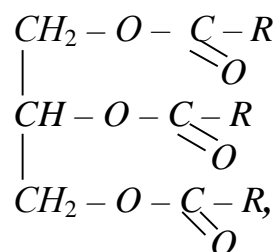
За наявності водовіднімаючих засобів спирти реагують з галогеноводнями з утворенням галогенідів:



Спирти реагують з мінеральними та органічними кислотами. Продуктами такої взаємодії є відповідні естери:



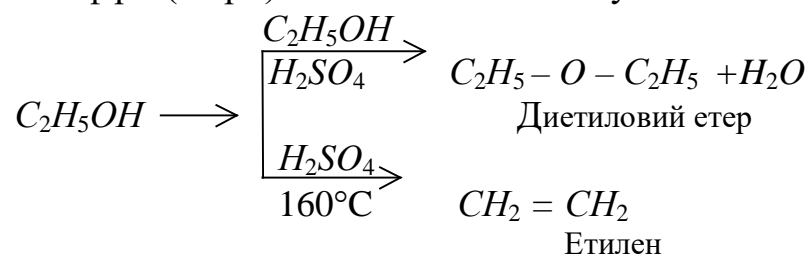
Багатоатомні спирти утворюють з кислотами повні або неповні естери. Наприклад, гліцерин взаємодіє з вищими карбоновими кислотами з утворенням тригліцеридів (*жирів*). Склад та будову жирів можна позначити загальною формулою:



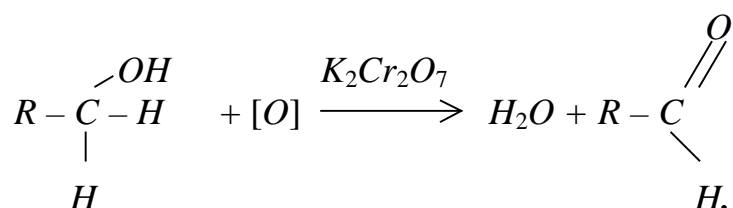
де R – радикали вищих насичених і ненасичених монокарбонових кислот, наприклад, стеаринової, олеїнової (масло оливи), ліноленої (льняна олія). У природних жирах залишки кислот мають, головним чином, нерозгалужений вуглецевий ланцюг та парну кількість вуглецевих атомів. Гліцериди ненасичених високомолекулярних кислот за певних умов здатні до *самозаймання*. Згідно з пероксидною теорією А.Н.Баха, такі речовини окислюються киснем повітря за місцем подвійного зв'язку з утворенням пероксидів. Така реакція супроводжується виділенням тепла. Пероксиди, що утворилися, здатні до подальших перетворень, в тому числі до полімеризації. Такі реакції супроводжуються виділенням тепла. До основних умов самозаймання жирів відносяться: великий вміст подвійних зв'язків в залишках карбонових кислот, наявність великої поверхні окиснення і малої поверхні тепловіддачі, доступ повітря, температура навколишнього середовища не менше $10^{\circ}C$, певна щільність промасленого матеріалу.

Кількість подвійних зв'язків можна визначити за допомогою *йодометричного методу*. Цей метод засновано на здатності галогенів приєднуватися за місцем подвійного зв'язку. За кількістю йоду, що прореагував, можна з'ясувати ступінь ненасиченості сполуки. Критерієм такої оцінки може служити *йодне число* (I_y), яке показує, скільки грамів йоду приєднується в певних умовах до 100 грамів масла. Якщо $I_y < 50$ – масло не схильне до самозаймання, а якщо $I_y > 50$ – схильне.

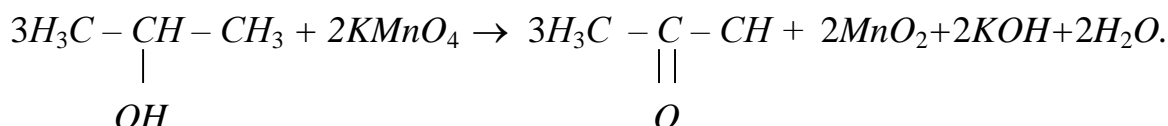
При дії водовіднімаючих засобів, в залежності від умов, спирти можуть утворювати прості ефіри (етери) або ненасичені сполуки:



Одноатомні спирти окиснюються за кімнатної температури такими окисниками як $KMnO_4$ та хромова суміш. Первинні спирти окиснюються до альдегідів:



Вторинні спирти при окисненні перетворюються на кетони:



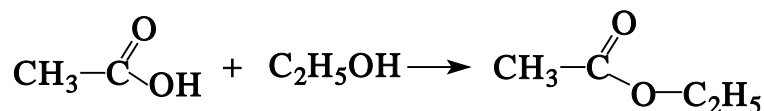
Спирти мають більшу, порівняно з насиченими вуглеводнями, схильність до самозаймання при контакті з сильними окисниками. Полум'я при горінні нижчих спиртів світиться слабо, кіптява не утворюється.

Приклад 51.

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

Розв'язання.

1. Етилацетат можна добути за реакцією:



2. Для визначення, яка з реагуючих речовин в надлишку, розрахуємо кількість реагентів:

$$n(\text{етанолу}) = m/M = 23/46 = 0.5 \text{ моль}; \quad n(\text{кислоти}) = m/M = 12/60 = 0.2$$

моль.

Етанол знаходиться в надлишку. Розрахунки робимо за оцтовою кислотою.

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.

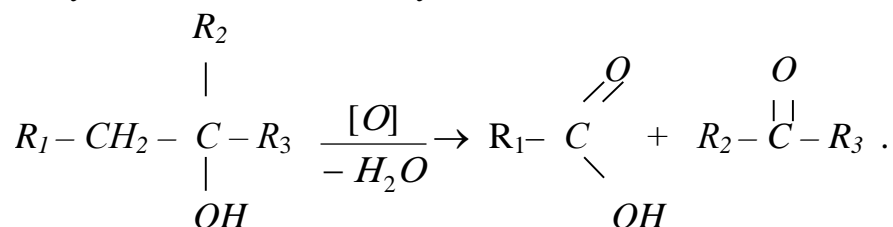
$$m(\text{ефіру}) = n(\text{ефіру}) \times M(\text{ефіру}) = 0,2 \times 88 = 17,6 \text{ г.}$$

Приклад 52.

В чому полягає особливість окиснення третинних спиртів?

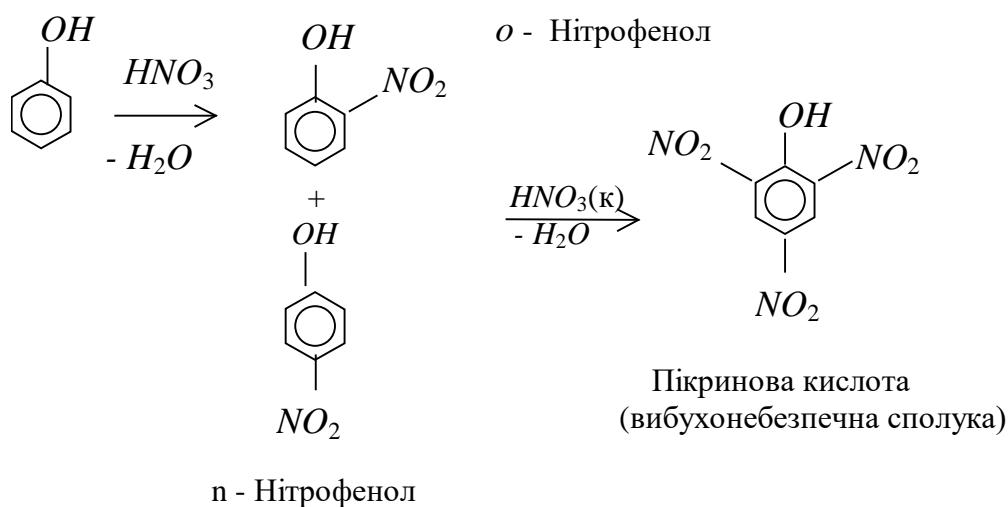
Розв'язання.

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



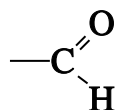
Феноли мають більш виражені кислотні властивості, ніж дво- та трьохатомні спирти.

Для фенолів також характерні реакції електрофільного (S_e) заміщення по бензеновому кільцю, наприклад, нітрування:



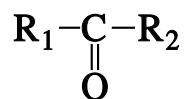
Властивості альдегідів і кетонів

Альдегіди і кетони – це клас органічних сполук, молекули яких містять карбонільну групу $>C=O$ (оксогрупу). Альдегіди мають функціональну групу:

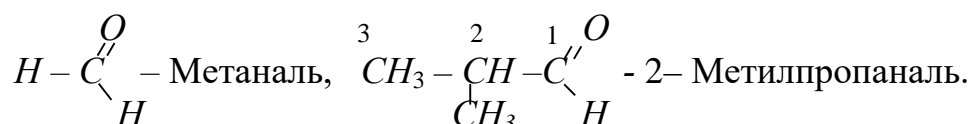


В молекулах альдегідів атом карбону карбонільної групи сполучений з атомом гідрогену і вуглеводневим радикалом.

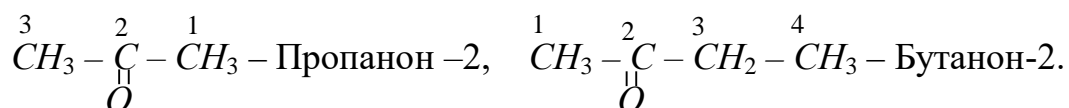
В кетонах атом карбону карбонільної групи сполучений з двома вуглеводневими радикалами, які можуть бути однаковими або різними. Загальна формула кетонів:



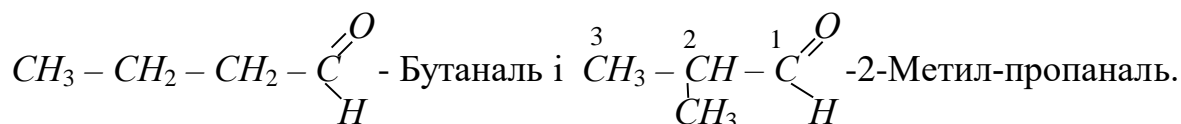
За систематичною номенклатурою назви альдегідів утворюються з назв відповідних вуглеводнів, додаючи до них суфікс – *аль*. Головний ланцюг в молекулі альдегіду вибирають так, щоб в нього обов'язково входив атом карбону карбонільної групи, наприклад:



Назву кетонів за систематичною номенклатурою також утворюють з назви відповідного вуглеводню, додаючи до неї суфікс –*он*. У назві зазначають також номер атома вуглецю, сполученого з карбонільним атомом кисню, наприклад:



Ізомерія альдегідів пов'язана з розгалуженням карбонового ланцюга радикала і в гомологічному ряду цих сполук починається з четвертого члена ряду:



Ізомерія кетонів залежить як від будови алкільних груп-радикалів, так і від положення карбонільної групи в молекулі кетону. Кетон, для якого починається ізомерія, має в своєму складі п'ять атомів вуглецю. Серед ізомерів цього кетону:



Пентанон-2

Пентанон-3,

$$= 0,227 \cdot 60 = 13,62 \text{ г.}$$

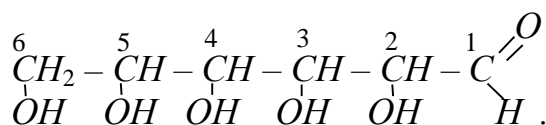
Вуглеводи. Особливості горіння целюлози

Органічні речовини, які відносять до класу вуглеводів, широко розповсюджені в живій природі. Представниками вуглеводів є виноградний цукор (глюкоза), фруктовий цукор (фруктоза), буряковий і тростинний цукор (сахароза), крохмаль, целюлоза та ряд інших. У результаті процесу фотосинтезу рослинами щорічно на нашій планеті синтезується велика маса вуглеводів, яка оцінюється вмістом карбону, що становить $4 \cdot 10^{10}$ т. Близько 80% сухої речовини рослин припадає на вуглеводи. В зерні, картоплі, овочах, плодах вуглеводи є резервною поживною речовиною.

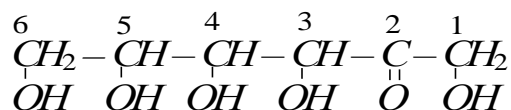
Поряд з білками, нуклеїновими кислотами і ліпідами вуглеводи є необхідною складовою частиною організму людини і тварин, де вони виконують важливі біологічні функції.

Вуглеводи поділяють на дві великі групи: прості вуглеводи або моносахариди (монози) і складні вуглеводи або полісахариди (поліози).

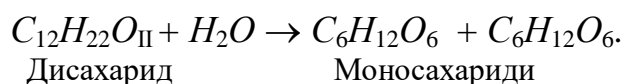
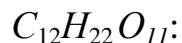
Хімічний склад моносахаридів описується загальною формулою $C_nH_{2n}O_n$. Молекули моносахаридів містять від 4 до 10 атомів вуглецю, проте найбільше значення мають моносахариди з 5 і 6 атомами вуглецю, тобто пентози $C_5H_{10}O_5$ і гексози $C_6H_{12}O_6$, а з гексоз – *глюкоза* (виноградний цукор) і *фруктоза* (фруктовий цукор). Структурна формула глюкози виведена на основі її хімічних властивостей і має вигляд:



Аналогічно була встановлена хімічна формула фруктози. Вона має будову п'ятиатомного кетон-спирту:

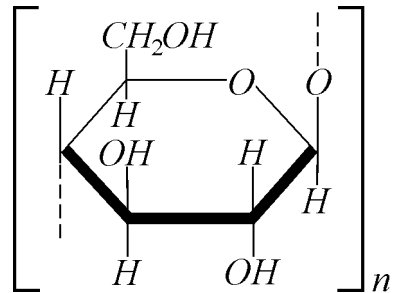


Дисахаридами називають складні сахариди, молекули яких під час гідролізу утворюють дві молекули моносахаридів. Хімічний склад дисахаридів, молекули яких складаються із залишків гексоз, можна подати загальною формулою:



Найбільш поширеним вуглеводом є *целюлоза*. Целюлоза (від лат. Cellula – клітина) або клітковина, є головною складовою частиною оболонки клітки рослин. Волокна бавовника (очищена вата) і фільтрувальний папір – це зразки майже чистої целюлози. Середня молекулярна маса целюлози різного

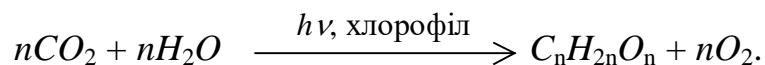
походження становить від 100 000 до 1 000 000 і більше. Молекули целюлози містять від 600 до 6000 залишків глюкози:



Целюлоза є складовою частиною стінок клітин рослин. Вона надає тканинам рослин механічної міцності, еластичності і утворює немовби їхній скелет. У рослинах целюлоза утворюється в наслідок складних біохімічних перетворень, які починаються з фотосинтезу найпростіших вуглеводнів. Тому в природі целюлоза зустрічається не в чистому вигляді. Нитки бавовника містять 92-95% целюлози, у різних видах деревини вміст целюлози коливається від 40 до 60%. Чиста целюлоза має вигляд білої аморфної на вигляд речовини без запаху і смаку.

Фотосинтез – це процес синтезу в зелених частинах рослин вуглеводів, а також білків і жирів з вуглекислого газу і води за рахунок енергії сонячного світла і з участю зеленого пігменту рослин – хлорофілу.

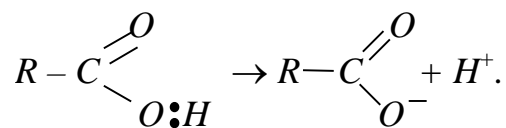
Утворення вуглеводів з CO_2 і води в процесі фотосинтезу можна зобразити загальною схемою:



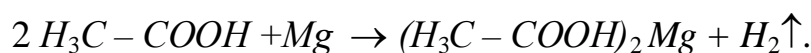
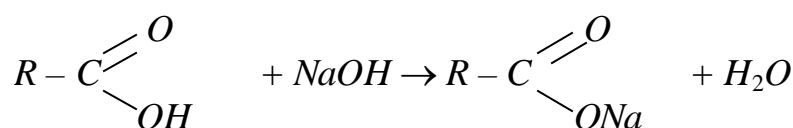
Основною складовою частиною деревини є целюлоза. Завдяки широкому застосуванню деревини як будівельного матеріалу, велике значення має її здатність до горіння. Під дією зовнішнього тепла в деревині відбувається піроліз. При 200-280 °С целюлоза внаслідок дегідратації перетворюється на вугілля і суміш газів, що не здатні до горіння ($CO + CO_2 + H_2O$). При 280-340 °С целюлоза перетворюється на смолу, яка виділяє велику кількість палих газів ($CH_4 + CO$). Для основних порід деревини температура займання деревини складає 250-260 °С. Після запалення верхній шар деревини нагрівається до 290-300 °С, забезпечуючи великий вихід газоподібних палих продуктів піролізу і велику висоту полум'я. Верхній шар продовжує нагріватися до 500-700 °С і внаслідок процесів розкладання перетворюється на деревне вугілля. Це деревне вугілля екранує поверхню від виходу палих газів, але саме не займається через нестачу кисню (який повністю витрачається в зоні полум'я). Займання шару деревини настає, коли факел полум'я зменшується і до поверхні починає доходити кисень повітря. Коли вся деревина перетвориться на деревне вугілля, далі горить тільки саме вугілля.

Приклад 54.

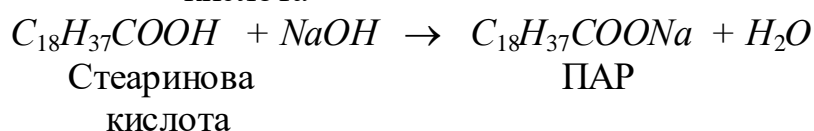
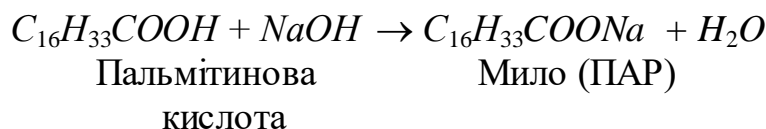
Окрім того, відбуваються реакції, які супроводжуються розривом $O - H$ зв'язку (кислотна дисоціація):



Карбонові кислоти виявляють більші кислотні властивості, ніж спирти. Вони взаємодіють з активними металами, лугами та солями вугільної кислоти із солеутворенням:

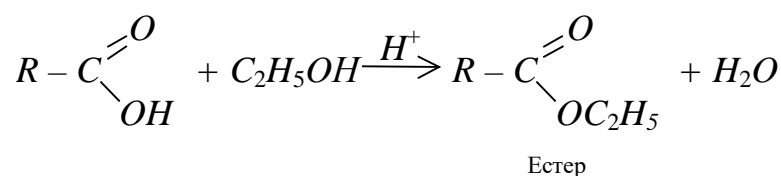


Солі карбонових кислот мають іонну будову й нелеткі. Солі вищих карбонових кислот, таких як пальмітинова, стеаринова, мають поверхнево-активні властивості. Їх називають *милами*.

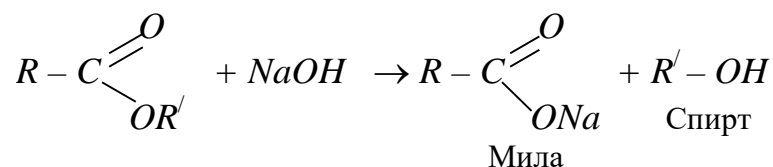


Карбонові кислоти здатні горіти, але, порівняно з вуглеводнями, спиртами, альдегідами та кетонами, мають більш низьку теплоту згоряння.

Естери карбонових кислот добувають при взаємодії карбонових кислот зі спиртами – **реакція естерифікації**. Ця реакція оборотна й по досягненні рівноваги в реакційній суміші містяться як реагенти, так і продукти:



Естери можна гідролізувати в кислому або лужному середовищі. Лужний гідроліз ще називають “омиленням естерів”, і він має дуже широке практичне застосування: добування солей вищих карбонових кислот (мил), гліцерину та інших спиртів:

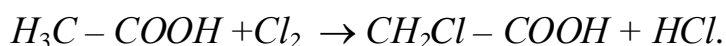


Приклад 55.

Які продукти утворюються під час хлорування карбонових кислот?

Розв'язання.

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



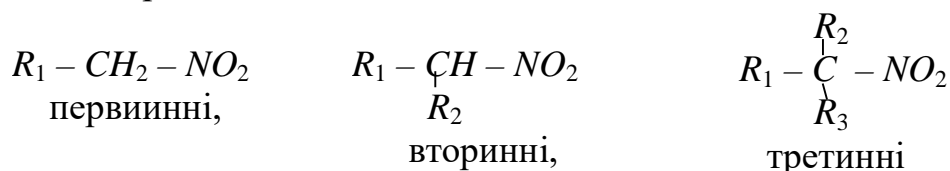
Запитання для самоконтролю.

1. Які функціональні групи відповідають: а) спиртам, б) кетонам, в) карбоновим кислотам?
2. Розмістити феноли, одноатомні, багатоатомні спирти та карбонові кислоти в порядку зростання кислотних властивостей.
3. Що таке прості та складні ефіри? Як називаються реакції їх одержання?
4. Що таке омилення ефірів?
5. Що таке жири? Які жири здатні до самозаймання?
6. Яка різниця між реакціями окиснення альдегідів і кетонів?
7. Яка різниця між реакціями окиснення первинних та вторинних спиртів?
8. Яку загальну формулу мають вуглеводи? Які функціональні групи вони можуть містити?
9. Як відбувається реакція горіння целюлози?
10. Що таке фотосинтез?
11. Що таке мила? Де вони застосовуються?

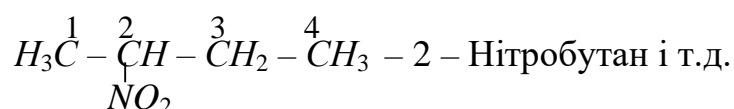
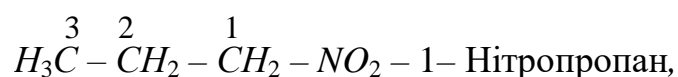
Тема 18. Азотовмісні та елементарні органічні сполуки

Нітросполуки. Їх властивості та застосування

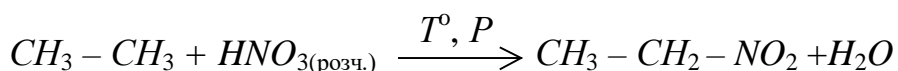
Нітросполуки - це сполуки, що містять у своєму складі, одну або кілька нітрогруп NO_2 . Нітроалкани поділяють на:



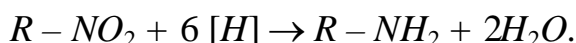
Назву нітросполук за систематичною номенклатурою утворюють з назви відповідного насиченого вуглеводню, додаючи до неї префікс **нітро-**. Місцеположення нітрогрупи в молекулі зазначають цифрою. Наприклад:



Нітросполуки аліфатичного ряду добувають нітруванням алканів:



Характерною реакцією нітросполук є їх здатність до відновлення. Відновлення нітросполук здійснюють атомарним воднем, добуваючи при цьому первинні аміни:

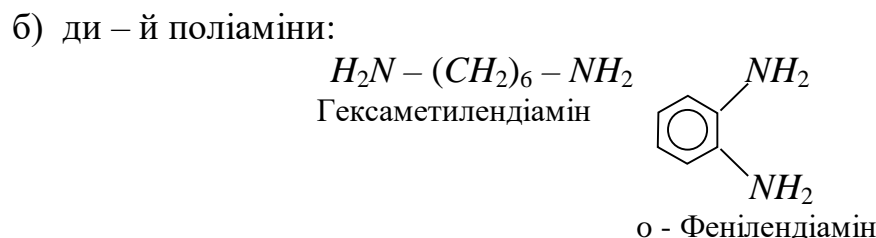
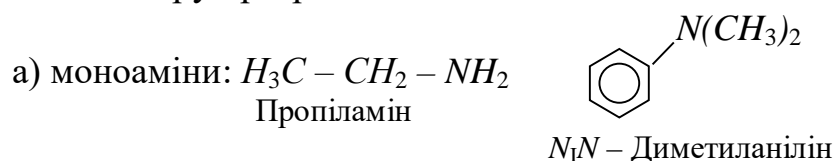


Аміни. Фізичні та хімічні властивості аліфатичних амінів.

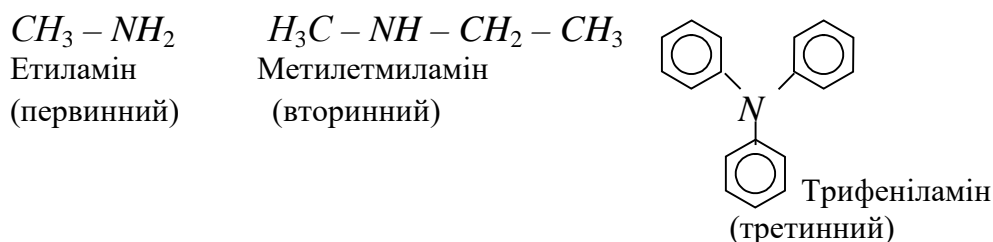
Це сполуки, що містять у своєму складі одну або декілька **аміногруп**.

Класифікація амінів

За кількістю аміногруп розрізняють:

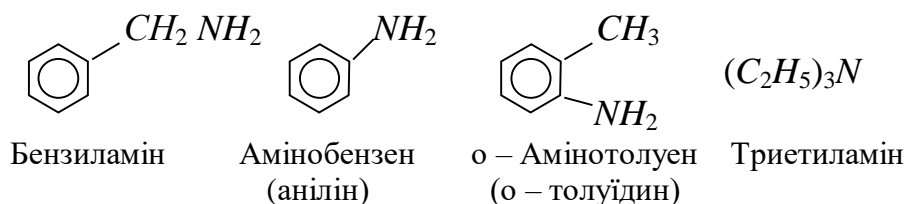


По кількості заміщених атомів гідрогену в молекулі амоніаку розрізняють **первинні, вторинні і третинні** аміни:

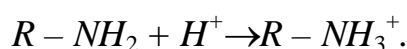


За систематичною номенклатурою назву аміну утворюють з назви відповідного вуглеводню додаванням префікса **аміно-**. За раціональною номенклатурою назви амінів утворюють додаванням суфікса – **амін** до назв

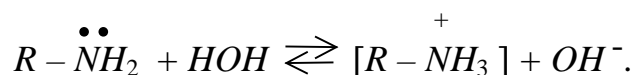
радикалів; до того ж радикали перелічують за їх ускладненням. Для багатьох амінів використовують тривіальні назви.



У молекулах аліфатичних амінів атоми азоту перебувають в стані sp^2 -гібридизації. У тривалентному стані атом азоту має неподілену електронну пару, за рахунок якої він утворює донорно-акцепторний зв'язок з протоном, який має вакантну S – орбіталь:



Саме з наявністю неподіленої електронної пари на атомі азоту й пов'язані **основні властивості** амінів. У водних розчинах аміни приєднують протон води з утворенням гідроксидів амонійних сполук:



Реакція з бромною водою є якісною на анілін, при цьому утворюється осад 2,4,6 – триброманіліну.

Амінокислоти як мономери білків

Амінокислоти – це карбонові кислоти, молекули яких містять одну або декілька аміногруп. Амінокислоти – це мономери білків, які ковалентно сполучені між собою пептидними зв'язками між карбоксильною групою однієї кислоти та α - аміногрупою іншої:



Залежно від довжини утвореного ланцюга, всі поліпептиди умовно можна розділити на пептиди (які містять від 2 до 10 амінокислот), поліпептиди (від 10 до 40 амінокислот) і білки (більше 40 амінокислот). Середня молекулярна маса білків від 4 – 5 тисяч до кількох мільйонів.

Це дуже важливий клас біологічно активних сполук. Білки наявні у вигляді головних компонентів у будь-якій формі живої матерії – мікроорганізмах, тваринах або рослинах. Структура білків надзвичайно різноманітна – існує багато мільярдів хімічно індивідуальних білків. Білки є

важливою складовою їжі людини та корму тварин. Людина потребує близько 70 г білка на добу.

Отже, **білки** – це високомолекулярні природні полімери, що побудовані із залишків амінокислот, які сполучені між собою амідними (пептидними) зв'язками. Кожному білку притаманна властива йому амінокислотна послідовність і вони мають складну просторову структуру, що визначає їх фізико-хімічні та біологічні властивості.

Елементний склад білків (у % від сухої маси)

Карбон – 51-55	Гідроген – 6-7
Оксиген – 21-23	Сульфур – 0,3-2,5
Нітроген – 15-18	Зола – 0-0,5

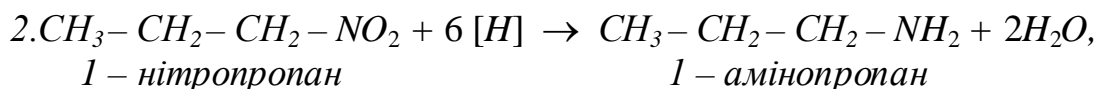
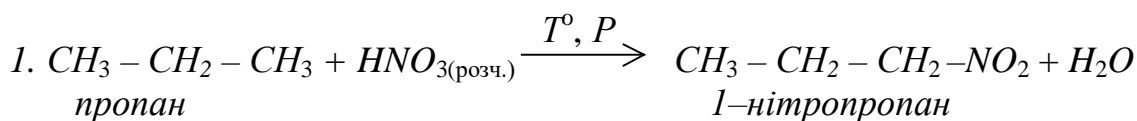
Приклад 56.

Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Для кожної органічної речовини дати назву.

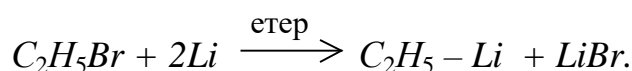
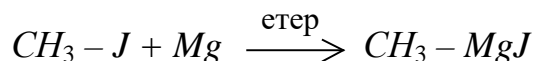
Розв'язання.



Елементорганічні сполуки та їх пожежонебезпечність

Метали з органічними сполуками утворюють металоорганічні сполуки з сильно полярними зв'язками. Вони нелеткі й нерозчинні в органічних розчинниках.

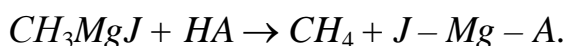
Більшість елементорганічних сполук можна одержати в наслідок реакцій елементів з галогеноалканами:



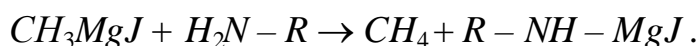
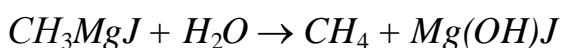
Таким чином реагує з галогенпохідними велика кількість елементів. Цей засіб найчастіше застосовується для отримання магнійорганічних сполук (реактивів Гриньяра) й лігійалканів.

Металоорганічні сполуки відрізняються дуже великою реакційною здатністю, деякі з них на повітрі самозаймаються.

Для металоорганічних сполук характерні реакції зі сполуками, які мають активний гідроген:



Наприклад:



Диоксид вуглецю легко приєднує металоорганічні сполуки з утворенням карбонових кислот:



За невеликим винятком, металоорганічні сполуки токсичні для людей та тварин. Токсичність залежить від природи елемента й будови сполуки. Найбільш токсичні сполуки арсену, стибію, меркурію.

Найбільш активні, з хімічної точки зору, елементоорганічні сполуки натрію, літію, калію. Вони розкладаються без плавлення при нагріванні, на повітрі *самозаймаються*.

Розглянувши хімічні властивості елементоорганічних сполук, можна зробити висновок, що ці сполуки не можна гасити водою, а також диоксидом карбону.

Запитання для самоконтролю

1. Які функціональні групи відповідають: а) нітросполукам, б) амінам?
2. Що таке реакція нітрування?
3. Який кінцевий продукт відновлення нітросполук?
4. Чому аміни проявляють основні властивості?
5. Що таке білки? Яке вони мають значення?
6. Які нітрогенвмісні сполуки вибухонебезпечні?
7. Які сполуки називають елементоорганічними?
8. У чому складність гасіння елементоорганічних сполук?

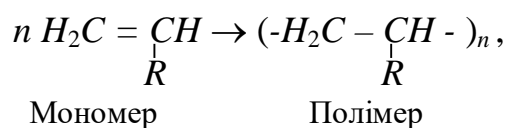
Тема 19. Полімерні матеріали.

Характерною особливістю багатьох ненасичених сполук є їх здатність вступати в реакцію *полімеризації* і утворювати *полімери*.

Полімеризацією ненасичених сполук називають хімічну реакцію утворення полімеру (високомолекулярної сполуки) за рахунок з'єднання між собою великої кількості молекул ненасичених сполук (мономерів)

ковалентними зв'язками, які виникають внаслідок розриву кратних зв'язків (π - зв'язків) у молекулах мономерів.

Полімеризація, наприклад, однозаміщених похідних етилену може бути зображена загальною схемою:



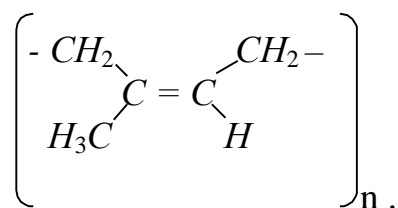
де n – ступінь полімеризації, який може мати значення до кількох сотень тисяч одиниць. При значенні $n = 2,3,4 \dots 10$ сполуки називають **олігомерами** (від грец. “олігос” – небагато). Полімери знаходяться в генетичному (спорідненому) зв'язку з вихідними мономерами. Замісники – атоми водню, хлору (Cl) або – CH_3 , $-CN$, $-C_6H_5$, $H_2C = CH$ – та інш.

У хімії полімерів широко використовують також сумісну полімеризацію кількох різних мономерів, яку називають **співполімеризацією**.

Полімери, добуті методом полімеризації, називають переважно за назвою мономерів, до якої додають префікс **полі**.

Каучук має велике народногосподарське значення. З нього виготовляють гуму, а гумова промисловість виготовляє понад 70 тис. назв різноманітних виробів. Розрізняють два види каучуків: **натуральний** і **синтетичний**.

Натуральний (природний) каучук має будову:

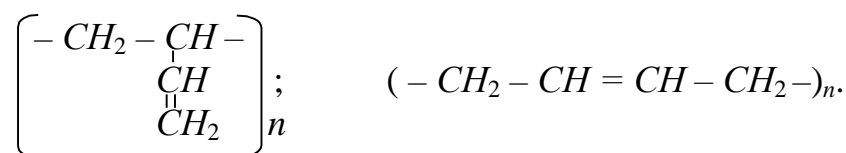


Липкий натуральний каучук при нагріванні з сіркою перетворюється на нелипкий еластичний продукт, який отримав назву **вулканізованого каучуку**, а процес взаємодії каучуку з сіркою назвали **вулканізацією**. В процесі вулканізації сірка приєднується за місцем подвійних зв'язків каучуку і утворює поперечні (місткові) зв'язки між полімерними ланцюгами. Відбувається “зшивання” лінійних макромолекул каучуку в більші, сітчасті (тримірні) полімерні молекули.

Поперечні зв'язки, які утворює при цьому сірка, надають такому каучуку еластичності, міцності і усувають липкість. Вулканізований каучук (гума) може розтягуватися до 900%.

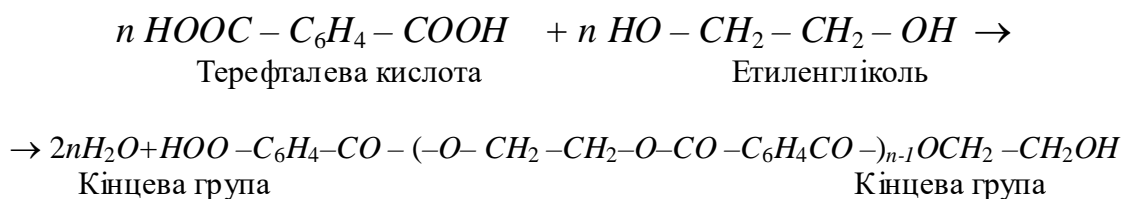
Синтетичні каучуки (СК).

Перше в світі велике промислове виробництво СК було організовано в СРСР у 1930 р. на основі методу, розробленого С.В. Лебедєвим. Як вихідний дієн був використаний дивініл (бутадієн-1,3). Будова такого полімеру має вигляд:



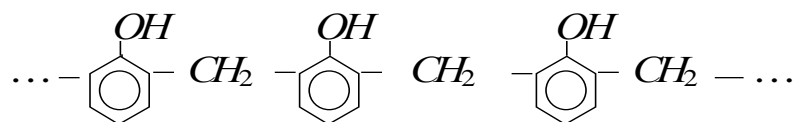
Реакції **поліконденсації** також дають можливість отримати високомолекулярні сполуки. Під час таких реакцій відбувається сполучення молекул мономерів з одночасним відщепленням легких молекул (H_2O , NH_3 , CH_3OH та інш.).

Прикладом реакції поліконденсації є реакція між терефталевою кислотою і етиленгліколем:



Під час цієї реакції утворюється поліетилентерефталат з якого виробляють волокно “лавсан” а також різноманітний посуд.

Реакція поліконденсації лежить в основі утворення **фенол-формальдегідних смол**.



Фенолформальдегідні смоли використовують для виготовлення пресовочних порошків, шаруватих пластиків, лаків, клеїв, пінопластів.

Особливості горіння полімерів

Особливістю процесів горіння полімерів є те, що великі за розміром молекули полімерів не можуть переходити в газовий стан. Горіння їх, як і горіння більшості твердих речовин, відбувається в газоподібному стані. Тому для того, щоб полімер зайнявся, потрібно його підігріти до температури, коли починається його **термічна деструкція**. Продукти розкладання полімерів переходять в газоподібний стан, змішуються з повітрям та горять. Температура займання більшості пластмас вища ніж 200°C .

У продуктах горіння пластмас можуть міститись токсичні речовини. Вони можуть складатися з оксидів азоту (NO , NO_2), хлороводню (HCl), чадного газу (CO) та синильної кислоти (HCN). Горіння більшості полімерів лімітується процесами масотеплопередачі і визначається умовами дифузії горючих продуктів розкладу і кисню повітря та їх змішування. Тому горіння полімерів має дифузійний характер.

Приклад 57.

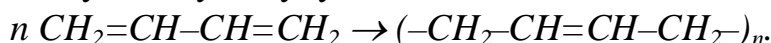
Яку кількість бутадієнового каучуку можна добути з 5 кг етанолу за методом Лебедева?

Розв'язання.

1. За методом Лебедева з етанолу отримують бутадієн:



а з бутадієну - каучук:



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

$$2. n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})/M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 5000/46 = 108,7 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_4\text{H}_6) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})/2 = 108,7/2 = 54,35 \text{ моль}.$$

$$3. m(\text{каучуку}) = m(\text{C}_4\text{H}_6) = n(\text{C}_4\text{H}_6) \times M(\text{C}_4\text{H}_6) = 54,35 \times 54 = 2934,8 \text{ г}.$$

Запитання для самоконтролю

1. Що таке: а) полімери, б) мономери, в) олігомери?
2. У чому різниця між реакціями полімеризації та поліконденсації?
3. Що таке елементарна ланка полімера?
4. Які вам відомі стадії реакцій полімеризації?
5. Що таке: а) гума, б) каучук, в) ебоніт?
6. Який процес називається вулканізацією?
7. У чому особливості реакцій горіння полімерів?
8. Що таке термодеструкція полімерів?

РОЗДІЛ 6. Тема 20. ХІМІЯ ТА ОХОРОНА НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА

Роль хімії в розв'язанні екологічних проблем

Екологія – наука, яка досліджує закономірності життєдіяльності організмів в природному середовищі, з урахуванням змін, що вносить в навколишнє середовище діяльність людини.

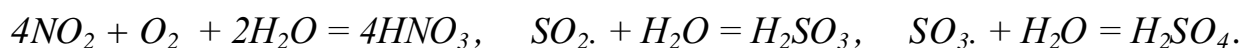
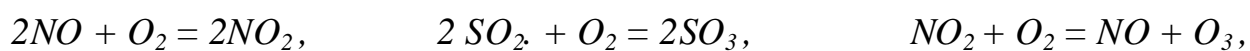
Негативний вплив на рослинний та тваринний світ спричиняють як **хімічні**, так і **фізичні** фактори. З фізичних факторів можна відмітити радіаційне забруднення, вплив підвищених електромагнітних випромінювань, дію звукових, ультра- та інфразвукових хвиль. Велику шкоду природі наносять хімічні чинники.

Хімічні та фізико-хімічні методи є основними методами знешкодження та виділення шкідливих речовин. Методи хімічної технології є основними методами, які дозволять впровадити маловідходні та безвідходні промислові технології. Хімія також грає вирішальну роль в розробці та впровадженні технологій переробки відходів промисловості, сільського господарства та побутових відходів.

Продукти горіння та захист повітряного басейну від забруднень. Токсичність продуктів горіння

Атмосфера – газова оболонка Землі. Її маса складає $5,9 \cdot 10^{15}$ т. Основними компонентами нижчих шарів атмосфери є азот (78,1 об.%), кисень (20,9 %). З інших складових атмосфери можна відмітити аргон (0,9 %) і вуглекислий газ (0,033%). Крім того, в повітрі можуть знаходитися: вода в вигляді пари або в конденсованому стані, пил.

Існують два головних види забруднення атмосфери: **природний** і **штучний** (антропогенний). Основними джерелами штучного забруднення атмосфери є теплоенергетика, нафто-газова промисловість, чорна та кольорова металургія, хімічна промисловість та транспорт. Найбільше забруднюють атмосферу викиди теплових електричних станцій (ТЕС). За один рік в атмосферу ТЕС викидають десятки тон CO_2 , сотні мільйонів тон CO , SO_2 та оксидів нітрогену. Вуглекислий газ утворюється при спалюванні майже всіх видів палив (вугілля, мазуту, газу). Продукти горіння, що потрапляють до атмосфери, беруть участь у вторинних реакціях:



Небезпечними є наслідки збільшення в атмосфері вмісту вуглекислого газу. Щорічно кількість вуглекислого газу збільшується на 0,4%. Завдяки поглинанню вуглекислим газом теплового випромінювання з поверхні землі, підвищується середня температура навколишнього середовища (**парниковий ефект**). Це явище може привести до суттєвих змін клімату (**глобальне потепління**).

Гострою є проблема забруднення повітря “**кислими газами**” (SO_2 , NO , NO_2 , SO_3). В атмосфері з цих газів і води поступово утворюються сульфатна та нітратна кислоти. Це, в свою чергу, призводить до випадання “кислих дощів”. За останні роки рН дощової води знизилось з 5,6 до 4,0.

В наш час особливо гостро стоїть проблема захисту озонового шару Землі. Хоча кількість озону в атмосфері дуже мала ($2 \cdot 10^{-6}$ % за об’ємом), він відіграє дуже важливу роль у збереженні тваринного і рослинного світу від дії жорсткого ультрафіолетового випромінювання Сонця. Руйнування озону відбувається внаслідок його взаємодії з багатьма речовинами. Найбільшу небезпеку в цьому плані представляють галогенпохідні вуглеводнів – фреони. Згідно з міжнародними домовленостями, припинено виробництво і поступово припиняється застосування фреонів.

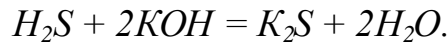
Приклад 58.

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

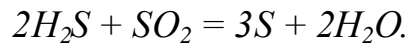
Розв’язання.

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

розчини лугів:



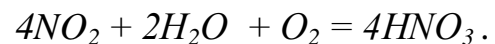
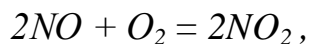
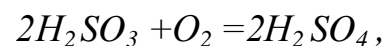
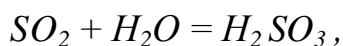
В разі наявності в газах інших кислих компонентів, сірководень можна окислити за реакцією:



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

Захист водного басейну від забруднення

Потреби людства у прісній воді величезні. В промисловості, сільському господарстві і побуті витрачається за рік більше 3000 км³ прісної води. З ростом промисловості, сільського господарства та сфери побуту збільшується забруднення водного басейну. Основними джерелами забруднення природних вод є промислові та побутові стічні води. В багатьох розвинутих країнах суттєво знижують якість води так звані, “кислі дощі”. Вони утворюються внаслідок взаємодії “кислих газів”(SO₂, NO, NO₂, SO₃) з паром води та киснем. При цьому відбуваються такі процеси:



Водні розчини кислот, що утворилися таким чином, попадають в ґрунт, ріки та озера. Це приводить до збільшення кислотності поверхневих вод, і в свою чергу, негативно впливає на розвиток рослин і тварин.

Основними методами боротьби з забрудненням є вдосконалення виробництв таким чином, щоб вони зменшували викиди токсичних речовин (***безвідходні та маловідходні технології***), заміна деяких токсичних речовин на нетоксичні або малотоксичні.

Для вже існуючих виробництв, у випадках неможливості їх модернізації згідно з екологічними вимогами, треба застосовувати методи для очищення викидів від небезпечних речовин.

Існує багато методів очищення стічних вод. Основними з них є ***механічні, хімічні, фізико-хімічні, біологічні та термічні методи***.

Механічні методи очищення застосовуються для виділення твердих нерозчинних домішок. Для цього використовуються методи відстоювання і фільтрації.

Хімічні методи очищення застосовуються для видалення зі стічних вод розчинених домішок. Ці методи пов'язані з використанням реагентів, які вступають в хімічні реакції зі шкідливими компонентами, внаслідок чого ці речовини окислюються або відновлюються з одержанням малотоксичних речовин або перетворюються в нерозчинні сполуки, які виділяються у вигляді осаду.

Біохімічні методи очищення стічних вод вважаються основними при кінцевому очищенні побутових стічних вод від органічних домішок, які легко окислюються мікроорганізмами.

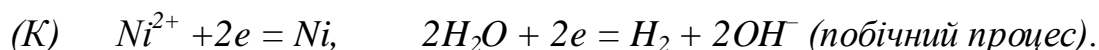
Приклад 59.

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

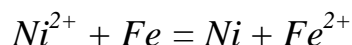
Розв'язання.

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

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

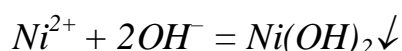


Ніколь також можна відновити за допомогою більш активного металу:



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

Крім того, ніколь можна виділити в вигляді нерозчиненої речовини:



Літосфера та її забруднення

Літосфера представляє собою тверду оболонку Землі товщиною 30-40 км. Більша частина поверхні суші вкрита порівняно тонким шаром ґрунту. **Ґрунт** складне природне тіло, яке утворилось протягом тисячоліть при руйнуванні гірських порід під дією фізичних, хімічних і біологічних чинників.

На погіршення якостей ґрунту впливають такі фактори: ерозія, засуха і забруднення токсичними речовинами. Особливо небезпечне забруднення ґрунтів солями важких металів і отрутохімікатами. Вони викликають загибель організмів і тварин, які існують в ґрунті. Це, в свою чергу, призводить до загибелі рослин.

Складною є проблема знешкодження відходів органічних речовин. З кожним роком збільшується обсяг відходів пластмас. Більшість з них дуже повільно руйнуються в природних умовах, тому якщо відходи пластмас не переробляти, вони будуть накопичуватись на звалищах. Цю проблему розв'язують певними шляхами. По-перше, це вторинне використання, по-друге, переробка їх в органічні продукти, по-третє, частину пластмас можна спалювати і одержувати при цьому тепло. Останнє не відноситься до пластмас, які під час горіння утворюють токсичні продукти.

Забруднення навколишнього середовища вогнегасними засобами. Проблема фреонів

Під час гасіння пожеж, крім води, використовується багато інших

вогнегасних речовин, які можуть забруднювати навколишнє середовище. Так, широке застосування пін в пожежогасінні призводить до забруднення землі та ґрунтових вод поверхневоактивними речовинами, які входять до складу піноутворювачів. Поверхневоактивні речовини білкового походження відносно швидко розкладаються в навколишньому середовищі, такі речовини називають “біологічно м’якими”. Поверхневоактивні речовини на основі фторованих вуглеводнів з значно меншою швидкістю перетворюються в навколишньому середовищі на нешкідливі стійкі речовини, вони відносяться до “біологічно жорстких” речовин. Вже розроблені достатньо ефективні біологічно м’які фторпротеїнові піноутворювачі.

Більшість порошкових засобів пожежогасіння є малотоксичними речовинами. Деякі з них використовують в якості мінеральних добрив. Так, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ входять до складу вогнегасних порошоків “П-1А” і “ПФ”, використовуються в якості фосфорних добрив. K_2SO_4 – компонент вогнегасного порошку “КС”, KCl входить до складу вогнегасних порошоків “ПХ” і “ПГС”, одночасно є калійними добривами. Карбонати і гідрокарбонати натрію, калію та амонію (складові порошоків “ПСБ-3”, “ПС”, “ПМ”) також малотоксичні речовини. Але при застосуванні порошкових засобів пожежогасіння треба зважати на те, що їх попадання на шкіру та особливо в органи дихання та зору (вони утворюють стійкі аерозолі) небезпечно для людини. Тому при застосуванні таких засобів пожежогасіння треба використовувати спецодяг, респіратори, захисні маски або протигази.

З газових вогнегасних засобів найбільш ефективними є засоби, до складу яких в якості інгібіторів горіння входять фреони (бромпохідні вуглеводнів). Але через їх сильнішу озоноруйнуючу дію, газові засоби пожежогасіння, до складу яких вони входять, згідно з Монреальською конвенцією, поступово виводяться з експлуатації. Замість фреонів запропоновано фторовані вуглеводні з малою озоноруйнуючою дією, але їх вогнегасна ефективність значно нижча. В якості інших замінників фреонів також запропоновано суміші нетоксичних газів з нульовою озоноруйнуючою дією (суміш CO_2 , N_2 , Ar під назвою “інерген”). Але за вогнегасною ефективністю такі засоби теж значно поступаються не тільки фреонам, а й вуглекислому газу.

Проблема радіоактивних відходів

Основними джерелами радіаційного забруднення навколишнього середовища є уранова промисловість, атомні електростанції, радіохімічна промисловість, виробництво ядерної зброї. Велику шкоду навколишньому середовищу нанесли випробування атомної зброї. В наш час з кожним роком збільшується кількість атомних електростанцій (АЕС).

Для попередження радіоактивного опромінювання персоналу АЕС навколо реактора роблять **біологічний захист**. Основними матеріалами для біологічного захисту є бетон, вода, серпентиновий пісок. На АЕС допускаються невеликі викиди радіоактивних газоподібних відходів, які

містять радіоактивні ізотопи інертних газів. Ці гази викидаються крізь вентиляційну трубу АЕС. Під час роботи АЕС в реакторах накопичуються радіоактивні відходи, які поступово видаляються з реакторів. Спочатку радіоактивні відходи зберігаються на території АЕС. Після зменшення їх активності їх відправляють на переробку. Після виділення з них потрібних в промисловості радіаційних матеріалів, відходи переводять у твердий стан і захоронюють в спеціальних сховищах багатотермінового зберігання.

Приклад 60.

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

Розв'язання.

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

Запитання для самоконтролю

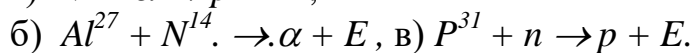
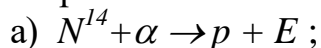
1. Що вивчає наука екологія?
2. Які продукти забруднюють повітря під час горіння?
3. Що таке "кислі дощі"? Як вони виникають?
4. Які існують основні методи очищення стічних вод?
5. Які відходи називають хімічними, а які - радіоактивними?
6. В чому полягає проблема фреонів?

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ

1. Яка кількість молекул міститься в 1 см^3 повітря за нормальних умов (н.у.)?
2. За н. у. маса $0,18 \text{ дм}^3$ газу дорівнює $0,36 \text{ г}$. Обчисліть молярну масу і масу однієї молекули цього газу.
3. Молекула речовини має масу $1,66 \times 10^{-25} \text{ кг}$. Чому дорівнює молярна маса речовини?
4. Який об'єм за н.у. займають $2,69 \times 10^{22}$ молекул газу?
5. Обчисліть масу кисню, яка потрібна для згорання 10 л метану (н.у.).
6. Який об'єм вуглекислого газу утворюється під час згорання 1 м^3 етану?
7. Який об'єм кисню ($P=110 \text{ кПа}$; $T=294 \text{ К}$) потрібний для повного згорання 100 г алюмінієвого порошку?
8. Карбід кальцію масою 10 г розчинили у воді. Який об'єм газу виділиться за н.у.?
9. Визначити, який об'єм займатимуть 36 г пари води при 398 К і 100 кПа .

10. Маса $0,25 \text{ м}^3$ газу дорівнює $189,8 \text{ г}$ за н.у. Визначте масу однієї молекули газу.

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



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 -орбіталах.

16. Атому якого елемента відповідає електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. 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 ${}_{29}\text{Cu}^{63} + p = E + n$

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: *N₂, LiF, CO, H₂O, NO, H₂*.

32. Розташуйте такі молекули у порядку зростання міцності хімічного зв'язку: *F₂, N₂, O₂*.

33. Чим відрізняються "сігма" і "пі" типи хімічного зв'язку? Скільки таких зв'язків існує в молекулі *N₂*?

34. Яким є просторове розташування електронних хмар відносно центрального атома при *sp, sp², sp³* - 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: *CO₂, P₂O₅, O₂, NaCl, Cl₂, CaO, HF*.

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.

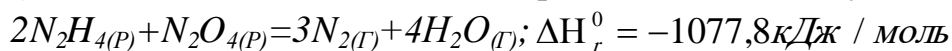
40. Які тіла називаються кристалічними та аморфними? Яка різниця в їх будові?

41. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння ацетилену за стандартних умов (ст. у.).

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) *H₂O_(р) = H₂O_(г)*, б) *H₂O_(м) = H₂O_(р)*.

44. В ракетних двигунах в якості палива використовують гідразин (*N₂H₄*), а в якості окислювача *N₂O₄*. При їх взаємодії відбувається реакція

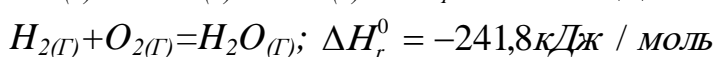
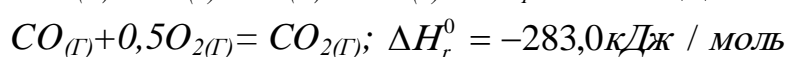
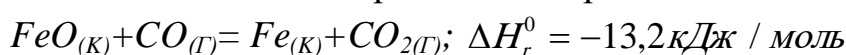


Яка кількість тепла виділиться при згорянні 1 кг гідразину?

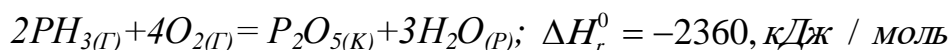
45. Визначити теплотворну здатність оксиду вуглецю (II), якщо теплота згоряння *CO* складає -283 кДж/моль.

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:



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



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

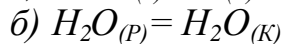
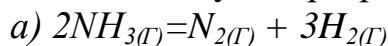
50. Яка кількість тепла вилучиться під час згоряння 1м^3 (н.у.) етилену?

51. Визначить, чи можливе самочинне розкладання бертолетової солі за реакцією $2\text{KClO}_{3(\text{m})} = 2\text{KCl}_{(\text{m})} + 3\text{O}_2$ за ст. у.?

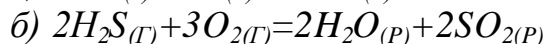
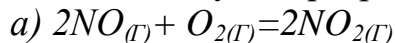
52. Чи можливий самочинний перебіг реакції $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ в ізольованій системі?

53. Чи можливий самочинний перебіг реакції $\text{CO} + 0,5\text{O}_2 = \text{CO}_2$ в замкненій системі за ст.у.?

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

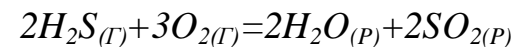


54. Не виконуючи розрахунків, встановити знак ΔS таких процесів:



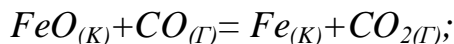
55. Визначити можливість відновлення оксиду заліза (II) воднем в замкненій системі за стандартних умов.

56. Визначити можливість самочинного протікання процесу:



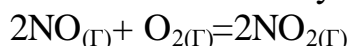
в замкненій системі за стандартних умов.

57. Визначити можливість самочинного протікання процесу:



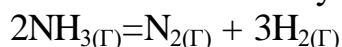
в замкненій системі за стандартних умов.

58. Визначити зміну енергії Гіббса реакції:



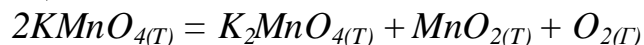
Зробити висновок про можливість протікання такої реакції.

59. Визначити зміну енергії Гіббса реакції:



Зробити висновок про можливість протікання такої реакції.

60. Визначить, чи можливе самочинне розкладання перманганату калію за реакцією:



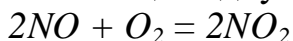
за стандартних умов?

61. Як зміниться швидкість реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, якщо концентрацію водню збільшити у два рази, а концентрацію кисню зменшити у три рази?

62. Як зміниться швидкість реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, яка перебігає в замкнутому просторі, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази?

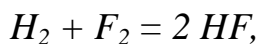
63. Як зміниться швидкість реакції $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, якщо концентрацію водню збільшити в 3 рази, а концентрацію кисню зменшити удвічі?

64. Реакція відбувається за рівнянням:



Концентрації реагуючих речовин були $C(NO)=0,8$ моль/л; $C(O_2)=0,6$ моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо концентрацію кисню збільшити до 0,9, а концентрацію оксиду азоту до 1,2 моль/л.

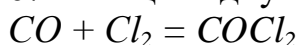
65. Знайти значення константи швидкості реакції:



якщо при концентраціях H_2 і F_2 відповідно 0,5 і 0,1 моль/л відповідно, швидкість реакції складає 0,005 моль/(л·с).

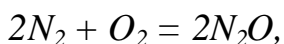
66. В замкненому об'ємі відбувається реакція $N_2 + 2O_2 = 2NO_2$. За 3 хвилини концентрація NO зменшилась з 1,2 до 0,6 моль/л. Визначте середню швидкість реакції?

67. Реакція відбувається за рівнянням:



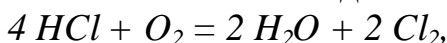
Концентрації CO і Cl_2 складають 0,5 моль/л; 0,3 моль/л відповідно. Константа швидкості реакції дорівнює 0,8 л/(моль·с). Визначити швидкість реакції.

68. Як зміниться швидкість реакції утворення N_2O :



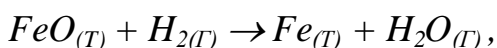
якщо тиск в системі збільшити в 3 рази?

69. Як зміниться швидкість прямої і оборотної реакції:



якщо об'єм газової суміші зменшити в два рази?

70. Як зміниться швидкість гетерогенної реакції:



якщо тиск газу підвищити в 3 рази?

71. Як зміниться швидкість реакції, якщо температуру підвищити з 0 до 50 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 30 К?

73. Як зміниться швидкість реакції $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, яка перебігає в замкненому просторі, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази, а температуру підвищити на 20 К? Температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2.

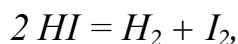
74. При підвищенні температури від 300 К до 400 К швидкість реакції зросла в 1000 разів. Визначте енергію активації цієї реакції.

75. Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 450 К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 30 кДж/моль?

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

77. Як треба змінити температуру, щоб швидкість хімічної реакції зросла в 81 раз? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

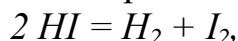
78. Температурний коефіцієнт швидкості реакції розкладання йодистого водню:



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:



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 дм³ 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 $[SO_2]=1$ моль/л; $[O_2] = 2$ моль/л; $[SO_3] = 2$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідні концентрації діоксиду 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 $K = 2$.

84. В якому напрямку зміститься рівновага в системі $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q$, якщо: а) підвищити 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 $H_2 + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$ при $T=800$ 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 $FeO_{(m)} + CO_{(g)} = Fe_{(m)} + CO_{2(g)}$ при $T=1000$ К дорівнює 10. Яка кількість CO залишиться при досягненні стану рівноваги, якщо початкові концентрації оксиду і діоксиду вуглецю склали 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 рН розчину, що утворився при розчиненні 1 г натрію в 1 л води. Густина розчину прийняти 1,00 кг/л.

93. Який об'єм розчину HCl з масовою часткою кислоти 20 % і густиною 1,10 г/см³ потрібний для виготовлення 1 л розчину з масовою часткою 10 % і густиною 1,05 г/см³?

94. Розчин, що містить 3,0 г неелектроліту в 150 г води, кристалізується при $t = -1,2^{\circ}\text{C}$. 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 0,1 моль/л при $T=300\text{ K}$?

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 йонів водню у розчині оцтової кислоти з молярною концентрацією 0,01 моль/л. ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,7 \times 10^{-5}$)

100. Чи випаде осад при зливанні однакових об'ємів 0,01 М розчинів SrCl_2 і K_2SO_4 ? ($DP(\text{SrSO}_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$).

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

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

103. Визначити рН розчину, в 1 л якого міститься 0,5 г H_2SO_4 .

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

105. Розчин хлориду натрію починає кристалізуватися при $-0,8^{\circ}\text{C}$. 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 0,08 моль/л має рН=2,4.

107. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину карбаміду ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) з концентрацією 0,5 моль/л при $T=320\text{ K}$?

108. Розчин, що вміщує 16,05 г нітрату барію в 500 г води, кипить при $100,122^{\circ}\text{C}$. Визначити ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

109. Розчин, що вміщує 2,1 г КОН в 250 г води, починає кристалізуватися при $-0,519^{\circ}\text{C}$. Визначити ізотонічний коефіцієнт цього розчину. Кріоскопічна стала води дорівнює 1,86.

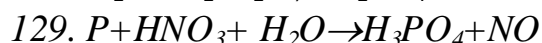
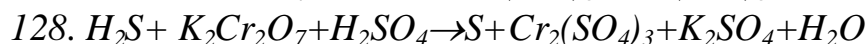
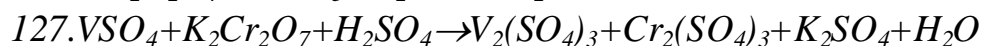
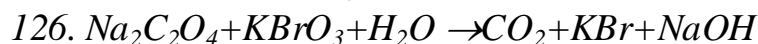
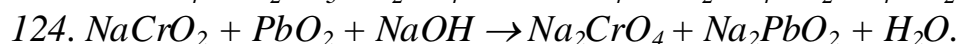
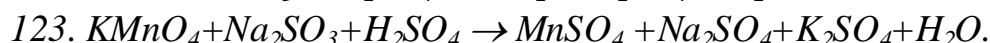
110. Яка різниця між колоїдними та істинними розчинами? Яку будову мають міцели?

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

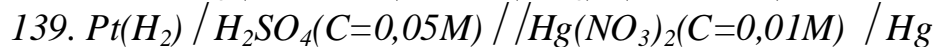
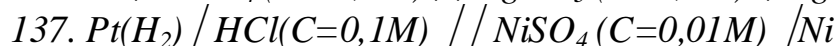
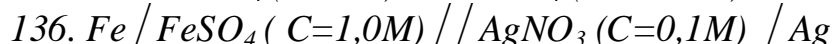
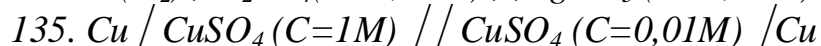
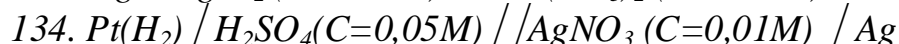
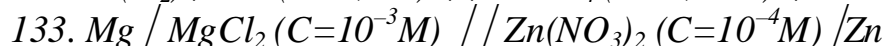
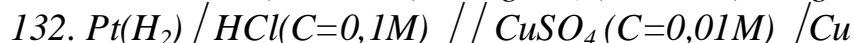
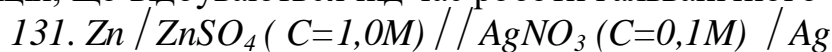
Номер завдання	а	б
111	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і NaOH	Na_2CO_3
112	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і H_2SO_4	K_2SiO_3
113	K_2CO_3 і BaCl_2	SnCl_2

114	AgNO ₃ i NaCl	CH ₃ COONa
115	FeCl ₂ i NaOH	NaNO ₂
116	K ₂ SiO ₃ i HCl	NH ₄ Cl
117	K ₂ S i HBr	Na ₂ SiO ₃
118	CH ₃ COOH i NaOH	CuCl ₂
119	NH ₄ OH i HCl	FeCl ₃
120	Na ₂ S i HCl	K ₂ CO ₃

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



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



141. При електролізі розчину мідного купоросу за 2 години на катоді вилучилось 2,24 г міді. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

142. Електричний струм силою 5 А проходить крізь розчин сірчаної кислоти. Розрахувати об'єми газів (н.у.), які вилучаться на електродах за 1 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 хлориду цинку, якщо анод: а) цинковий, б) вугільний.

145. При електролізі розчину нітрату срібла на катоді вилучилось 10 г срібла. Яка кількість електрики пропущена крізь розчин?

146. При електролізі розчину $AgNO_3$ за 2 години на катоді вилучилось 5 г срібла. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

147. Електричний струм силою 3 А проходить крізь розчин соляної кислоти. Розрахувати об'єми газів (н.у.), які вилучаються на електродах за 1 годину.

148. Які продукти утворюються при електролізі водного розчину сульфату 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 10 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 8910 і 7450 $кг/м^3$ 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.

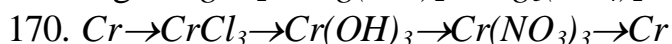
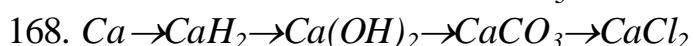
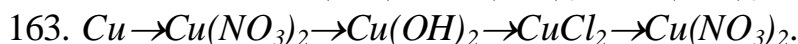
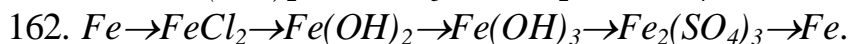
158. Як відбувається корозія магнію під час контакту з свинцем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

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. Запишіть 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:



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.

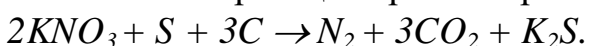
174. Суміш масою 0,85 г складається з гідридів літію і кальцію. Після взаємодії цієї суміші з надлишком води виділилось 1,2 л водню за н.у. Визначити кількісний склад суміші.

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:

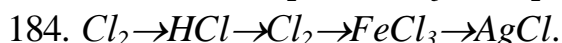
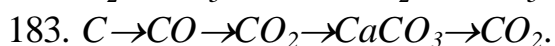
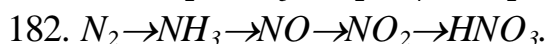
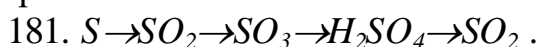


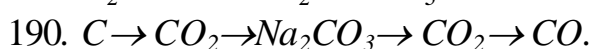
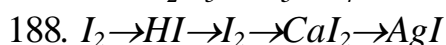
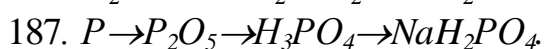
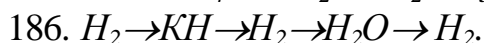
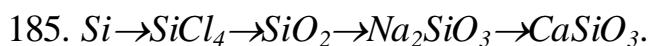
Обчисліть кількість тепла, що виділяється під час згоряння 1 кг чорного пороху.

179. Скільки тепла виділиться під час згоряння 1 м³ 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 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.





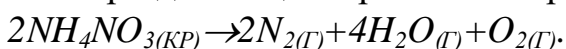
191. Після озонування при сталій температурі об'єм кисню зменшився на 500 мл. Який об'єм озону утворився?

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



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

196. Яку кількість оксиду міді (II) можна відновити за допомогою 10 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 2,3 г натрію в воді?

200. Який об'єм газу (н.у.) утвориться при розчиненні 10 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 густина пари за повітрям 4,414. Визначте формулу алкану.

206. Для згорання 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 броду 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 - диметилбутаналь, 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 карбїду кальцію?

218. На нейтралізацію 200 г розчину оцтової кислоти у воді витратили 40 г розчину з масовою часткою гїдроксиду 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 окиснення глюкози масою 45 г?

223. За світловий день листок буряка площею 1 дм² 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 367 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– ніробутан.

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

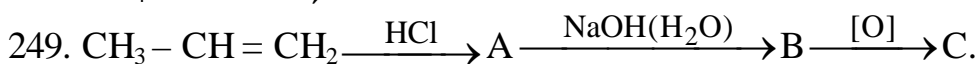
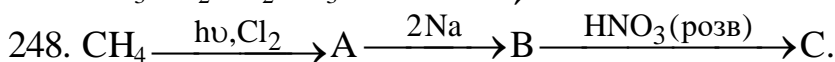
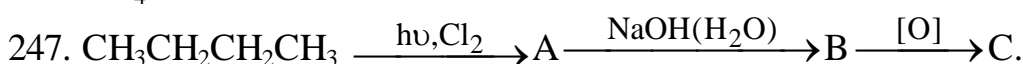
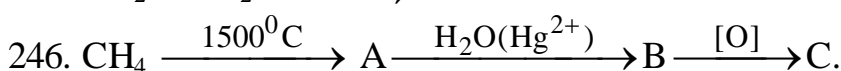
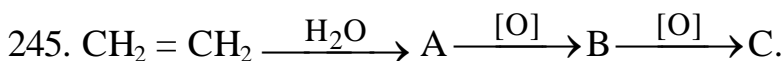
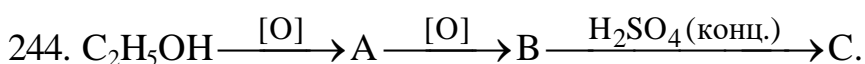
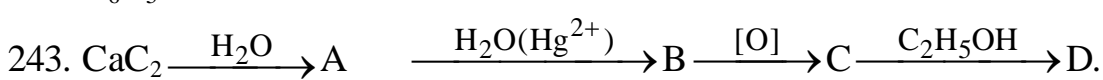
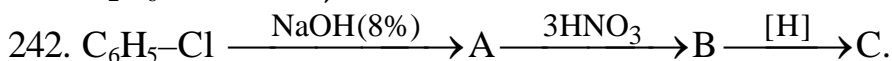
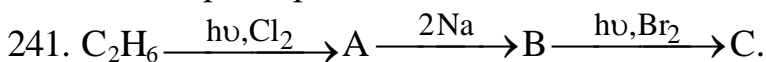
237. 2–метилбутан; етандіол–1,2; диметил–бутиламін.

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 такі перетворення:



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 ($-\text{CO}-\text{NH}-$).
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 обґрунтуйте методику очищення промислових стічних вод від розчинених сполук міді.
266. Запропонуйте методику очищення димових газів від діоксиду 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 ТЕС і металургійних заводів?

ДОДАТОК

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'єм	V_M^0	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

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів:
 $1s^2-2s^2-2p^6-3s^2-3p^6-4s^2-3d^{10}-4p^6-5s^2-4d^{10}-5p^6-6s^2-5d^1-4f^{14}-5d^{2-10}-6p^6-7s^2$

Таблиця 3

Термодинамічні властивості деяких речовин.

№ п/п	Речовина	ΔH_f° 298 кДж/моль	S° 298 кДж/моль	ΔG_f° 298 кДж/моль
1.	Al(к)	0	28.3	0
2.	Al ₂ O ₃ (к)	-1676.0	50.9	-1582.3
3.	Au ₂ O 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.	C алмаз	1.8	2.4	2.83
11.	C графіт	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.	CH ₃ OH(г)	-201.2	237.7	-161.9
16.	CH ₃ OH(тв)	-238.6	126.8	166.2
17.	C ₂ H ₂ (г)	226.8	200.8	209.2
18.	C ₂ H ₄ (г)	52.3	219.4	68.1
19.	C ₃ H ₈ (г)	-103.8	269.9	-23.5
20.	C ₃ H ₆ O(р) (ацетон)	-248.3	200.0	-155.4
21.	C ₄ H ₁₀ (г)	-126.2	310.1	-17.2
22.	C ₅ H ₁₂ (г)	-146.4	349.0	-8.4
23.	C ₆ H ₁₄ (г)	-167.2	388.4	-0.3
24.	C ₆ H ₁₄ (р)	-198.8	295.9	-4.3
25.	C ₂ H ₅ OH(р)	-277.6	160.7	-174.8
26.	C ₆ H ₆ (р) (бензен)	49.0	173.3	124.4
27.	CaCO ₃ (к)	-1206.9	92.9	-1128.4
28.	CaO(к)	-635.5	39.7	-603.5
29.	CaO ₂ (к)	-651.7	43.1	-598.0
30.	Ca(OH) ₂ (к)	-986.6	76.1	-897.5
31.	CaSiO ₃ (к)	1636.0	81.9	-1550.8
32.	Cd(к)	0	51.8	0
33.	CdO(к)	-260.0	54.8	-229.3
34.	Cl ₂ (г)	0	222.9	0
35.	Cr ₂ O ₃ (к)	-1140.6	81.2	-1059.0
36.	Cs ₂ O(к)	-317.6	123.8	-274.5

№ п/п	Речовина	ΔH_f° 298 кДж/моль	S° 298 кДж/моль	ΔG_f° 298 кДж/моль
37.	CsOH(к)	-406.7	93.3	-362.3
38.	Cu₂O(к)	-173.2	92.9	-150.5
39.	F₂(г)	0	202.9	0
40.	Fe(к)	0	27.2	0
41.	FeO(к)	-264.8	60.7	-244.3
42.	Fe₂O₃(к)	-822.2	87.4	-740.3
43.	Fe₃O₄(к)	-1117.1	146.2	-1014.2
37	H₂(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.	K₂O(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
46.	KClO₃(к)	-391.2	142.9	-289.9
47.	KMnO₄(к)	828.9	171.5	729.1
48.	K₂MnO₄(к)	-198.3	165.2	-169.3
49.	KNO₃(к)	-492.5	132.8	392.8
50.	K₂S(к)	-387.0	112.4	-356.2
51.	Li₂O(к)	-595.8	37.9	-562.1
52.	LiOH(к)	-487.8	42.8	-442.2
53.	MgO(к)	-601.8	26.9	-569.6
54.	MgCO₃(к)	-1096.2	65.7	-1029.3
55.	MnO(к)	-385.1	61.5	-363.3
56.	MnO₂(к)	-519.2	53.8	-467.1
57.	N₂(г)	0	199.9	0
58.	N₂O(г)	82.0	219.8	104.1
59.	N₂H₄(р)	28.6	62.3	42.6
60.	NH₄ClO₄(к)	-295.9	4.3	-88.8
61.	NH₃(г)	-46.2	192.6	-16.7
62.	NH₄Cl(к)	-314.2	95.8	-203.2
63.	(NH₄)NO₃(к)	-365,4	151,0	-183,9
64.	(NH₄)₂Cr₂O₇(к)	-1799.1	732.4	
65.	Na₂O(к)	-416.0	75.3	-377.1
66.	NaOH(к)	-470	48.1	-419.2
67.	NO(г)	90.4	210.6	86.6
68.	NO₂(г)	34,2	240	52.3

69.	Na₂SiO₃(κ)	-1518	113.8	-1427.7
70.	NaCl(κ)	-411.1	72.1	-384.0
71.	O₂(г)	0	205.0	0
72.	O₃(г)	142.3	238.8	162.7
73.	H₂O(г)	-241.8	188.7	-228.6
74.	H₂O(р)	-285.8	70.1	-237.2
75.	H₂O(κ)	-291.8	39.3	-278.7
76.	H₂O₂(р)	-187.8	109.5	-120.4
77.	Hg(р)	0	75.9	0
78.	P₄(г)	58.9	279.9	24.5
79.	PCl₃(г)	-287.0	311.7	-260.5
80.	PCl₅(г)	-366.0	364.5	-305.4
81.	H₃PO₄(κ)	-1279.0	110.5	-1119.1
82.	PbO(κ)	-219.3	66.2	-189.1
83.	PbO₂(κ)	-276.6	74.9	-218.3
84.	PtO₂(κ)	-134	69.1	-84
77	S(монокл.)	0.38	32.6	0.19
78	S(ромб)	0	31.9	0
79.	SO₂(г)	-296.9	248.1	-300.2
80.	SO₃(г)	-396.1	256.4	-370.0
81.	H₂S(г)	-21	205.7	-33.8
82.	H₂SO₄(р)	-814.2	156.9	-690.3
83.	SiO₂(κ)	-908.3	42.7	-854.2
84.	Sn(κ.,біле)	0	51.6	0
85.	Sn(κ.,сіре)	-21	44.2	-0.13
86.	Ti(κ)	0	30.6	0
87.	TiO₂(κ)	-943.9	50.3	-888.6
88.	TiCl₄(г)	-763.2	352.2	-726.1
89.	TiCl₄(κ)	-804.2	252.4	-737.4
90.	WO₂(κ)	-589.6	50.6	-533.9
91.	WO₃(κ)	-842.7	75.9	-763.9
92.	Zn(κ)	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	$1.8 \cdot 10^{-16}$	дуже слабкі
2.	H_3BO_3	$5.8 \cdot 10^{-9}$	— // —
3.	H_4SiO_4	$2.0 \cdot 10^{-10}$	— // —
4.	$HBrO$	$2.1 \cdot 10^{-9}$	— // —
5.	$HClO$	$3.2 \cdot 10^{-8}$	— // —
6.	NH_4OH	$1.8 \cdot 10^{-5}$	слабкі
7.	CH_3COOH	$1.7 \cdot 10^{-5}$	— // —
8.	$Pb(OH)_2$	$9.5 \cdot 10^{-4}$	— // —
9.	HNO_2	$4.0 \cdot 10^{-4}$	— // —
10.	H_2CO_3	$1.3 \cdot 10^{-4}$	— // —
11.	$AgOH$	$5.0 \cdot 10^{-3}$	— // —
12.	H_2SO_3	$1.3 \cdot 10^{-2}$	— // —
13.	$LiOH$	$6.8 \cdot 10^{-1}$	сильні
14.	$HBrO_3$	$2.0 \cdot 10^{-1}$	— // —
15.	HJO_3	$1.7 \cdot 10^{-1}$	— // —
16.	$NaOH$	5.9	дуже сильні
17.	HNO_3	$4.4 \cdot 10^1$	— // —
18.	$HMnO_4$	$2.0 \cdot 10^2$	— // —
19.	H_2SO_4	$1.0 \cdot 10^3$	— // —
20.	$HClO_4$	$1.0 \cdot 10^{10}$	— // —

Таблиця 5

Добутки розчинності деяких сполук у воді при 298К

№ п/п	Сполука	ДР	№ п/п	Сполука	ДР
1.	AgBr	$5.3 \cdot 10^{-13}$	17.	CuCN	$3.2 \cdot 10^{-20}$
2.	AgCl	$1.8 \cdot 10^{-10}$	18.	CuCl	$1.2 \cdot 10^{-6}$
3.	Ag₂CrO₄	$1.1 \cdot 10^{-12}$	19.	CuJ	$1.1 \cdot 10^{-12}$
4.	AgJ	$8.3 \cdot 10^{-17}$	20.	Cu(OH)₂	$2.2 \cdot 10^{-20}$
5.	Ag₃PO₄	$1.3 \cdot 10^{-20}$	21.	CdS	$7.9 \cdot 10^{-23}$
6.	Ag₂S	$2.0 \cdot 10^{-50}$	22.	CaF₂	$4.0 \cdot 10^{-10}$
7.	AlPO₄	$5.7 \cdot 10^{-19}$	23.	Fe(OH)₂	$8.0 \cdot 10^{-16}$
8.	BaCO₃	$4.0 \cdot 10^{-10}$	24.	Fe(OH)₃	$6.3 \cdot 10^{-38}$
9.	BaSO₄	$1.1 \cdot 10^{-10}$	25.	FeS	$5.0 \cdot 10^{-18}$
10.	Bi₂S₂	$1.0 \cdot 10^{-97}$	26.	HgS	$1.6 \cdot 10^{-52}$
11.	CaCO₃	$4.8 \cdot 10^{-9}$	27.	Mg(OH)₂	$6.0 \cdot 10^{-10}$
12.	CaSO₄	$2.5 \cdot 10^{-5}$	28.	Mg₃(PO₄)₂	$1.0 \cdot 10^{-13}$
13.	NiS	$1.1 \cdot 10^{-24}$	29.	Sb₂S₃	$1.6 \cdot 10^{-93}$
14.	PbCO₃	$7.5 \cdot 10^{-14}$	30.	SrSO₄	$3.2 \cdot 10^{-4}$
15.	PbCl₂	$1.6 \cdot 10^{-5}$	31.	Zn(CN)₂	$2.6 \cdot 10^{-13}$
16.	PbCrO₄	$1.8 \cdot 10^{-14}$	32.	Zn(OH)₂	$1.2 \cdot 10^{-17}$
17.	PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$	33.	ZnS	$1.6 \cdot 10^{-24}$
18.	PbSO₄	$1.6 \cdot 10^{-8}$	34.	CrPO₄	$1.0 \cdot 10^{-17}$

Стандартні електродні потенціали

№ п/п	Електрод	$E^0, \text{В}$	№ п/п	Електрод	$E^0, \text{В}$
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.	$2\text{H}^+/\text{H}_2$	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.	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0.77
13.	Ti^{2+}/Ti	-1.63	32.	$\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$	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 ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	-	P	H	P	-	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	-	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	-	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	P	H	-	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	-	H	H
SiO ₃ ²⁻	P	P	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	M	H	H	-	-	H	H	P	H	P	-	-	-
PO ₄ ³⁻	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	P	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

P – розчинена речовина, M – малорозчинена речовина, H - практично нерозчинена речовина, – речовина не існує або розкладається водою

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H ₁ ¹ гідроген	Періодична система елементів Д.І.Менделєєва						He ₂ ⁴ гелій			
2	Li ₃ ^{6.9} літій	Be ₄ ⁹ берилій	B ₅ ^{10.8} бор	C ₆ ¹² карбон	N ₇ ¹⁴ нітроген	O ₈ ¹⁶ оксиген	F ₉ ¹⁹ флуор	Ne ₁₀ ²⁰ неон			
3	Na ₁₁ ²³ натрій	Mg ₁₂ ²⁴ магній	Al ₁₃ ²⁷ алюміній	Si ₁₄ ²⁸ силіцій	P ₁₅ ³¹ фосфор	S ₁₆ ³² сульфур	Cl ₁₇ ^{35.5} хлор	Ar ₁₈ ⁴⁰ аргон			
4	K ₁₉ ³⁹ калій	Ca ₂₀ ⁴⁰ кальцій	Sc ₂₁ ⁴⁵ скандій	Ti ₂₂ ⁴⁸ титан	V ₂₃ ⁵¹ ванадій	Cr ₂₄ ⁵² хром	Mn ₂₅ ⁵⁵ манган	Fe ₂₆ ⁵⁶ ферум	Co ₂₇ ⁵⁹ кобальт	Ni ₂₈ ⁵⁹ нікол	
	Cu ₂₉ ⁶⁴ купрум	Zn ₃₀ ⁶⁵ цинк	Ga ₃₁ ⁷⁰ галій	Ge ₃₂ ⁷³ германій	As ₃₃ ⁷⁵ арсен	Se ₃₄ ⁷⁹ селен	Br ₃₅ ⁸⁰ бром	Kr ₃₆ ⁸⁴ криптон			
5	Rb ₃₇ ⁸⁵ рубідій	Sr ₃₈ ⁸⁸ стронцій	Y ₃₉ ⁹⁰ ітрій	Zr ₄₀ ⁹¹ цірконій	Nb ₄₁ ⁹³ ніобій	Mo ₄₂ ⁹⁶ молібден	Tc ₄₃ ⁹⁹ технецій	Ru ₄₄ ¹⁰¹ рутений	Rh ₄₅ ¹⁰³ родій	Pd ₄₆ ¹⁰⁶ паладій	
	Ag ₄₇ ¹⁰⁸ аргентум	Cd ₄₈ ¹¹² кадмій	In ₄₉ ¹¹⁵ індій	Sn ₅₀ ¹¹⁹ станум	Sb ₅₁ ¹²² стибій	Te ₅₂ ¹²⁸ телур	I ₅₃ ¹²⁷ йод	Xe ₅₄ ¹³¹ ксенон			
6	Cs ₅₅ ¹³³ цезій	Ba ₅₆ ¹³⁷ барій	La ₅₇ ¹³⁹ * лантан	Hf ₇₂ ¹⁷⁸ гафній	Ta ₇₃ ¹⁸¹ тантал	W ₇₄ ¹⁸⁴ вольфрам	Re ₇₅ ¹⁸⁶ реній	Os ₇₆ ¹⁹⁰ осьмій	Ir ₇₇ ¹⁹² іридій	Pt ₇₈ ¹⁹⁵ платина	
	Au ₇₉ ¹⁹⁷ аурум	Hg ₈₀ ²⁰¹ меркурій	Tl ₈₁ ²⁰⁴ талій	Pb ₈₂ ²⁰⁴ плюмбум	Bi ₈₃ ²⁰⁹ бісмут	Po ₈₄ ²⁰⁹ полоній	At ₈₅ ²¹⁰ астат	Rn ₈₆ ²²² радон			
7	Fr ₈₇ ²²³ францій	Ra ₈₈ ²²⁶ радій	Ac ₈₉ ²²⁷ **актиній	Db ₁₀₄ ²⁶⁰ дубній	Jl ₁₀₅ ²⁶⁰ джоліотій	Rf ₁₀₆ ²⁶³ резерфордій					

* Лантаноїди (f-елементи)

Ce ₅₈ ¹⁴⁰ церій	Pr ₅₉ ¹⁴¹ празеодім	Nd ₆₀ ¹⁴⁴ неодім	Pm ₆₁ ¹⁴⁵ прометій	Sm ₆₂ ¹⁵⁰ самарій	Eu ₆₃ ¹⁵² європій	Gd ₆₄ ¹⁵⁷ гадоліній	Tb ₆₅ ¹⁵⁹ тербій	Dy ₆₆ ¹⁶³ диспрозій	Ho ₆₇ ¹⁶⁵ гольмій	Er ₆₈ ¹⁶⁷ єрбій	Tm ₆₉ ¹⁶⁹ тулій	Yb ₇₀ ¹⁷³ їттербій	Lu ₇₁ ¹⁷⁵ лютецій
---	---	--	--	---	---	---	--	---	---	---	---	--	---

** Актиноїди (f-елементи)

Th ₉₀ ²³² торій	Pa ₉₁ ²³¹ протактиній	U ₉₂ ²³⁸ уран	Np ₉₃ ²³⁷ нептуній	Pu ₉₄ ²⁴⁴ плутоній	Am ₉₅ ²⁴³ амеріцій	Cm ₉₆ ²⁴⁷ кюрій	Bk ₉₇ ²⁴⁷ берклій	Cf ₉₈ ²⁵¹ каліфорній	Es ₉₉ ²⁵⁴ єнштейн	Fm ₁₀₀ ²⁵⁷ фермій	Md ₁₀₁ ²⁵⁸ менделєєв	No ₁₀₂ ²⁵⁹ нобелій	Lr ₁₀₃ ²⁶⁰ лоуренцій
---	---	---	--	--	--	---	---	--	---	---	--	--	--

ЗМІСТ

Вступ	4
Програма курсу	5
Література	11
Вступ. Тема 1. Основні поняття і закони хімії	13
Розділ.1. Будова речовини	13
Тема 2. Будова атома	16
Тема 3. Періодичний закон	19
Тема 4. Хімічний зв'язок	21
Розділ 2. Загальні закономірності хімічних процесів	25
Тема 5. Основи хімічної термодинаміки	25
Тема 6. Хімічна кінетика	29
Тема 7. Хімічна рівновага	33
Розділ 3. Розчини та колоїдні системи	37
Тема 8. Розчини	37
Тема 9. Колоїдні системи	43
Розділ 4. Основи електрохімії	47
Тема 10. Окисно-відновні процеси	47
Тема 11. Електрохімічні процеси. Хімічні джерела струму. Електроліз.	50
Тема 12. Корозія металів	53
Розділ 5. Хімічні властивості неорганічних сполук	56
Тема 13. Хімія металів.	56
Тема 14. Хімія неметалів	68
Розділ 6. Хімія органічних сполук.	80
Тема 15. Теорія хімічної будови.	80
Тема 16. Вуглеводні	83
Тема 17. Кисневмісні органічні сполуки	98
Тема 18. Азотовмісні та елементоорганічні сполуки	111
Тема 19. Полімерні матеріали	115
Тема 20. Хімія та охорона навколишнього середовища	118
Завдання для самостійного розв'язання	123
Додаток	138
Зміст	147

Навчальне видання

**Кірсєв О.О., Тарасова Г.В.,
Щербина О.М., Кукуєва В.В.**

**ПРАКТИКУМ
З ХІМІЇ**

Підписано до друку Формат
Папір . Друк ризограф. Ум.друк.арк.
Тираж Вид № Зам №