

Міністерство освіти і науки України
Центральноукраїнський національний технічний університет

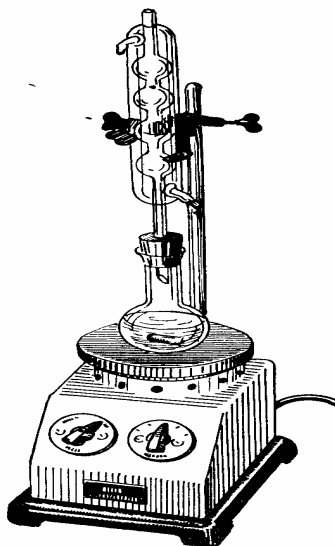
Кафедра екології та охорони
навколишнього середовища

Мартиненко А.П., Мартиненко В.Г.,
Медведєва О.В.

**Методичні вказівки
до практичних занять, лабораторних робіт і самостійної
роботи**

з хімії та основ біогеохімії

*для студентів денної і заочної форм навчання
напрямку 101 – екологія та 201-агрономія
за вимогами освітньо-професійної програми підготовки бакалавра*



Кропивницький - 2019

Методичні вказівки до практичних занять, лабораторних робіт і
самостійної роботи з хімії та основ біогеохімії / Укл. Мартиненко А.П.,
Мартиненко В.Г., Медведєва О.В. - Кропивницький: ЦНТУ, 2019.- 161 с.

Рецензент: к.с-г.н. Коломієць Л.В.

Практикум охоплює найбільш важливі для студентів вищих навчальних
закладів III-IV рівня акредитації розділи загальної, неорганічної, органічної,
фізичної та колоїдної хімії. Кожен розділ містить теоретичний вступ, приклади
розв'язування задач та питання для самоперевірки.

Методичні вказівки містять лабораторні роботи, які охоплюють основні
теми курсу загальної та неорганічної хімії. Ретельно підібрані завдання, які
студент має виконати самостійно у письмовій формі, перш ніж приступити до
виконання лабораторної роботи, сприятимуть свідомому засвоєнню і
закріпленню теоретичного матеріалу.

Рекомендовано кафедрою екології
та охорони навколишнього середовища
протокол № 1 від 31 вересня 2018 р.

© Хімія: Методичні вказівки
/ Мартиненко А.П., Мартиненко В.Г.,
Медведєва О.В.
© ЦНТУ, Комп'ютерна верстка, 2019

ЗМІСТ

Вступ.....	1
Інструктивно-методичні матеріали.....	1
Практичні заняття.....	5
1. Сучасна номенклатура неорганічних та органічних сполук і їх взаємні перетворення. Стехіометричні розрахунки.....	6
2. Класифікація хімічних реакцій.....	25
3. Будова атомів та періодичний закон Д.І.Менделєєва. Хімічний зв'язок і будова молекул. Конденсований стан речовини. Теорія хімічної будови О.М. Бутлерова.....	35
4. Елементи хімічної термодинаміки і термохімії.....	44
5. Хімічна кінетика і рівновага.....	49
6. Розчини. Концентрація розчинів. Властивості розчинів.....	54
7. Окислювально-відновні реакції. Електрохімічні процеси.....	60
8. Гідроліз солей. Водневий показник (pH).....	64
9. Застосування органічних сполук в сільському господарстві.....	72
10. Природні високомолекулярні речовини.....	84
11. Приклади розв'язку типових задач з фізичної і колоїдної хімії.....	102
Лабораторні роботи.....	115
Правила з техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії.....	116
1.Визначення молекулярної маси і маси еквіваленту речовини.....	119
2.Періодичний закон Д.І.Менделєєва, періодична система і будова атома.....	122
3. Хімічні властивості Гідрогену і його сполук.....	124
4. Пом'якшення води натронно-содовим і методом іонного обміну.....	127
5. Хімічні властивості Галогенів і їх сполук.....	128
6.Електролітична дисоціація. Іонні реакції.....	131
7. Хімічні властивості Карбону і Силіцію та їх сполук.....	135
8. Хімічні властивості Нітрогену та його сполук.....	136
9. Добування мінеральних добрив.....	139
10. Хімічні властивості Сульфуру та його сполук.....	146
11. Кінетика хімічних реакцій, хімічна рівновага.....	148
12. Хімічні властивості металів та їх сполук.....	151
13. Класи неорганічних сполук.....	154
14. Окисно-відновні процеси.....	157
Рекомендована література.....	161

ВСТУП

Хімія є базовим предметом для вивчення студентами агрономічного і екологічного профілю спеціальних дисциплін. У студентів закладаються основні, фундаментальні поняття хімії: атом, молекула, кристал, хімічна реакція, класи неорганічних сполук тощо. Ці поняття розвиваються при вивченні основних законів хімічної взаємодії: закон збереження маси речовин, закон сталості складу, еквівалентів, газові закони, періодичний закон тощо. Поруч з цим в курсі невід'ємною складовою є розділи інших хімічних дисциплін (фізичної, колоїдної, аналітичної та органічної хімії). Ознайомлення студентів з цими розділами (основи термодинаміки, теорія розчинів, електрохімія), з одного боку, забезпечує краще розуміння закономірностей неорганічних процесів, а з другого – готує студентів уже з першого курсу до адекватного розуміння особливостей суті наступних дисциплін. В курсі хімії студент повинен опанувати прийоми не просто механічного запам'ятовування тих чи інших закономірностей чи навіть властивостей хімічних речовин, а навчитись використовувати загальні закономірності: прогнозувати поведінку в хімічних реакціях простих речовин на підставі знань про будову атомів елементів, особливостей їх електронної структури, положення елементів в Періодичній системі; на підставі закономірностей хімічного зв'язку. Зокрема, це означає вміння прогнозувати в порівнянні температури топлення, кипіння, твердість чи забарвлення простих чи складних речовин; на підставі вивчення теорії розчинів вміти порівнювати силу кислот та основ; на підставі теорії електрохімії вміти оцінювати напрямок окисно-відновних процесів, підбирати для вирішення тієї чи іншої задачі відповідні окисники чи відновники. Вивчення хімії елементів збагачує студента значним багажем фактичного матеріалу. Важливим моментом є також навчити студента самостійно опановувати матеріал, використовувати основну та додаткову літературу для індивідуальної роботи над конспектом, або при підготовці до написання та захисту рефератів.

ІНСТРУКТИВНО – МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ

Інструктивно-методичні матеріали
щодо доповнення лекційних конспектів з теоретичного курсу

Доповнення конспекту є однією з важливих форм індивідуальної роботи студента. Доцільність такої форми самостійної роботи студента обумовлена тим, що теми, які висвітлюються на лекції не містять всього бажаного матеріалу, а не раз тільки основні положення з невеликою кількістю прикладів. З цього випливає доцільність доповнення

конспектів як результат індивідуальної роботи над рекомендованими підручниками зі списку літератури:

1. В.Телегус, О.Бодак та інші. *Основи загальної хімії*. – Львів: Світ, 2000.- 424 с.
2. Ф.М. Боднарюк *Загальна та неорганічна хімія, част. I*, – Рівне: НУВГП, 2006.- 241 с.
3. Ф.М. Боднарюк *Загальна та неорганічна хімія, част. II*, – Рівне: НУВГП, 2008.- 312 с.
4. О. Панчук *Неорганічна хімія, ч. I, конспект лекцій*, – Чернівці: Рута, 2007.- 140 с.
5. В.Н. Романова *Загальна та неорганічна хімія*. – Київ; Ірпінь: Перун, 1998.- 480 с.
6. Д.А. Князев, С.Н., С.Н. Смарыгин *Неорганическая химия.- М.: Высшая школа, 1990. -429 с.*

Опрацьовуючи інформацію, студент не тільки доповнює свої знання, отримані на лекції, але й набуває додаткові, переносячи їх в конспект. Попри це, студент отримує перші навички реферування наукової літератури. Для конспектування лекцій з хімії слід придбати один товстий зошит сторінок на 100. Підписати «Зошит для конспектів лекцій з хімії студента 1 курсу такої-то групи такого (прізвище, ім'я)». Вести конспект слід, дотримуючись таких правил: не писати в доповненнях того, що вже є в лекційному конспекті; варто дописувати тільки те, що Вам видається важливим, в тому числі гарні приклади, рисунки; відібрати дійсно найважливіше до того, про що мовилось на лекції; не зловживати складними, непередбаченими програмою питаннями, особливо з викладками мовою вищої математики тощо; не залишати доповнення до конспекту на кінець терміну модуля, а систематично, потрохи, доповнювати свій конспект, оптимально після кожної 1-2 лекцій.

Інструктивно-методичні матеріали щодо підготовки, написання та захисту рефератів

Реферативною називається робота, яка ґрунтується не на отриманих самим автором експериментальних чи теоретично обчислених результатах, а на основі опрацювання ним певної кількості літературних джерел. Метою виконання реферативної роботи є ознайомлення студента з основами наукової роботи, первинне навчання пошуку літератури (бібліотека, Інтернет) та правилами оформлення таких робіт, а також навчання доповідати та захищати основні положення та результати, висвітлені в роботі.

На початку вивчення курсу хімії кожному студенту пропонується підготувати, написати та захистити реферативну роботу з неорганічної

хімії (як правило, „Хімія елементу”). Це є перша, невелика за обсягом наукова робота студента. Студентам пропонується вибрати темою реферату хімію одного з елементів.

Робота над рефератом починається з пошуку літератури. Первинна література вказана вище. Вона складається з відповідних розділів підручників навчальної літератури. Крім того викладач може дати вказівку проробити відповідні сторінки іншого видання з більш ґрунтовною найновішою інформацією. Студент також повинен звернутись в зал каталогів університетської бібліотеки, де йому допоможуть пошукати можливі монографії (залежно від теми реферату). Але найновіша література в бібліотеці теж відсутня, тому найкращим джерелом є пошук в Інтернеті. Найпростіший спосіб – звернутися до Інтернет-енциклопедії “Wikipedia” (є і україномовна версія „Вікіпедія”). Для цього задати в пошуковій системі Google ключові слова: українською – „Вікіпедія книга хімічний елемент” (слід вказати конкретний). Далі відкривається сайт і там слід шукати потрібну книгу. Варто пам'ятати – не всі підручними чи монографії відкриваються безкоштовно (ця послуга є платною). Але спробувати потрібно. Зібрану літературу слід опрацювати, вибираючи для реферату найголовнішу інформацію. Для цього слід пам'ятати, що структура реферату повинна бути приблизно такою : 1. Вступ (загальне про важливість елементу чи його сполук тощо); 2. Літературний огляд з підпунктами: 2.1 Загальна характеристика хімічного елементу (положення в періодичній системі, будова атома та його електронних оболонок, ізотопи, прогноз валентних станів, активності тощо); 2.2. Фізичні та хімічні властивості (взаємодія з кислотами, водою, лугами тощо у формі рівнянь реакцій) простої речовини; 2.3. Основні сполуки (оксиди, гідроксиди, їх властивості, солі – прості та комплексні (якщо такі є), їх властивості, характерні реакції); 2.4. Значення хімічного елементу в природі та сільському господарстві. Практичне застосування вільного елементу та його сполук; 3. Висновки; 4. Список літератури.

При написанні реферативної роботи пам'ятати, що її обсяг повинен бути мінімум 10 ст., максимальний – біля 20-и. Мовою написання повинна бути українська, намагайтесь користуватись літературною мовою, без чужоземних слів, не допускайте граматичні чи орфографічні помилки.

Захист реферативної роботи проводиться на одному з останніх лабораторних занять семестру в присутності всієї групи. Заслуховується доповідь по роботі (час 5-6 хвилин), де студент має висвітлити основні моменти роботи (можна супроводжувати доповідь записами на дошці, показом готових слайдів, або з використанням мультимедійного

проектора). Після доповіді студенти та викладачі задають питання. Весь захист триває біля 10-и хвилин.

Інструктивно-методичні матеріали до виконання лабораторних робіт

Основним посібником для виконання ЛР є методичні вказівки. У МВ знаходиться опис змісту ЛР. Студент має вдома підготуватись до виконання лабораторної роботи. Для цього студент повинен завести зошит для ЛР, приблизно на 60-70 сторінок. Підготуватись до виконання ЛР означає:

- 1) попередньо опрацювати відповідні розділи підручника, конспект лекцій, що стосуються теми лабораторного заняття;
- 2) ознайомитись зі змістом лабораторної роботи;
- 3) виписати в свій лабораторний зошит конкретний план виконання даної ЛР.

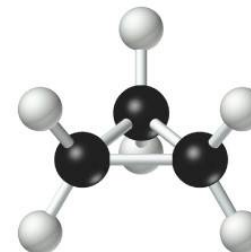
Перед початком і в ході виконання роботи:

- 1) перевірити наявність усього необхідного для досліду (реактиви, посуд, прилади тощо);
- 2) експеримент виконувати точно за інструкцією (умови його проведення можна змінити тільки за дозволом викладача);
- 3) ретельно виконувати правила техніки безпеки;
- 4) при виникненні будь-якої неясності роботу припинити й звернутися до викладача або лаборанта за допомогою;
- 5) уважно слідкувати за перебігом досліду та відзначати всі зміни;
- 6) після закінчення кожного експерименту відразу записати всі спостереження та результати.

Закінченням ЛР слугує запис висновків, зроблених на основі виконаних експериментів. Висновки повинні бути сформульовані конкретно, науково (при необхідності звертатись до викладача) і не перевищувати 2 рядків. Висновки (чи висновок) повинні бути записані в кінці протоколу.

ПРАКТИЧНІ ЗАНЯТТЯ

*для студентів денної і заочної форм навчання
напрямку 201-агрономія*



СУЧАСНА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ ТА ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК І ЇХ ВЗАЄМНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

Мета: опанування методики розв'язання хімічних задач, що готує студента до вирішення практичних проблем хімічного виробництва; отримання навичок розрахунків за законами Авогадро та еквівалентів; обчислення величини атомних (молекулярних) мас речовин; виведення формули речовин за даними про їх склад.

Назви хімічних елементів розглядаються як власні назви і пишуться з великої літери. Ці назви передбачені державним стандартом ДСТУ 2439-94 „Елементи хімічні і речовини прості. Терміни та визначення основних понять. Умовні позначення”, чинним від 01.01.1995 р.

Символ	Рекомендована назва	Українська назва простої речовини	Приклад назви катіона, радикала	Приклад назви аніона
Ag	Аргентум Срібло	срібло	аргентум(I)	аргентат
As	Арсен	арсен	арсен(III), арсоній	арсенат
Au	Аурум Золото	золото	аурум(III), аурил	аурат
Bi	Бісмут	бісмут	бісмут(III), бісмутил	бісмутат
C	Карбон Вуглець	вуглець	карбоніл, карбоній	карбонат
Cu	Купрум Мідь	мідь	купрум(I)	купрат
F	Флуор	флуор, фтор	-	флуорид
Fe	Ферум Залізо	залізо	ферум(II)	ферат
H	Гідроген Водень	водень	гідроген	гідрид
Hg	Меркурій Ртуть	ртуть, живе срібло	меркурій(II)	меркурат
I	Йод, Іод	йод	іодил, іодоній	іодат(V)
Mn	Манган	манган	манган(II)	манганат
N	Нітроген Азот	азот	нітроній, нітрозил	нітрат
Ni	Нікол Нікель	нікель	нікол(II)	ніколат
O	Оксиген Кисень	кисень, озон	оксоній	оксид
Pb	Плюмбум	свинець, оливо	плюмбум(II)	плюмбат
S	Сульфур Сірка	сірка	сульфоній, сульфурил	сульфат
Sb	Стибій	стибій	стибій(III), стибіл	стибат
Si	Силіцій	силіцій	-	силікат
Sn	Станум	олово, цина	станум(II), станіл	станат

Надважким штучним елементам номенклатурна комісія IUPAC запропонувала давати систематичні назви, які визначаються тільки порядковим номером. Закінчення назви є –“ій”:

ніл	0	ун	1	бі	2	три	3	квад	4
пент	5	гекс	6	септ	7	окт	8	ен	9

110 – Унуннілій

123 – Унбітрий

Речовини, що складаються з атомів різних елементів, називаються хімічними сполуками. Хімічних елементів і простих речовин обмежене число, тоді як хімічних сполук безліч. Оскільки до складу неорганічних сполук входять хімічні елементи з різною електронегативністю, то, звичайно, можна виділити електронегативну та електропозитивну частини молекули і формально розглядати ці частини як іони: аніони та катіони. Тому назву будь-якої неорганічної сполуки можна утворити поєднанням назв відповідних катіонів і аніонів (за винятком електронейтральних комплексів). На цьому принципі побудована номенклатура більшості неорганічних сполук.

Одноелементні катіони називають за елементом, що їх утворив, без зміни назви, додавши через дефіс слово катіон і вказавши на ступінь окиснення чи заряд. Ступінь окиснення вказують римською, а заряд – арабською цифрою: Fe^{3+} - ферум (III)-катіон, ферум(2+)-іон. Якщо елемент може мати лише один ступінь окиснення, то вказують назву елемента і через дефіс – іон: калій-іон, гідроген-іон. Катіони, продукти приєднання протонів до нейтральних молекул, називають на основі назви молекули або кореня назви елемента, додаючи суфікс –оній: PH_4^+ - фосфоній. Для H_3O^+ і NH_4^+ прийняті назви оксоній (гідроксоній), амоній. Для заміщених катіонів назва зберігається: $(\text{CH}_3)_4\text{N}^+$ – тетраметиламоній-катіон. Катіони – типові комплексні іони – треба називати за координаційною номенклатурою:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ – діакватетраамінкупрум(II)-іон; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ – тетрааміндихлорокобальт(III)-іон.

Назви одноелементних одноатомних аніонів складаються з коренів назв елементів (іноді скорочених) і із суфіксом –ид (-ід) та через дефіс – іон: бромід-іон, хлорид-іон, гідрид-іон, флуорид-іон, оксид-іон. Систематичні назви одноелементних багатоатомних аніонів будуються аналогічно і за допомогою множного префікса: I_3^- – триїодид(1-)-іон; S_4^{2-} – тетрасульфід(2-)-іон. Для поширених аніонів дано спеціальні назви: O_2^{2-} – пероксид-іон; C_2^{2-} – ацетиленід-іон, карбід(2-)-іон; N_3^- – азид-іон. Систематичні назви багатоатомних аніонів будуються за принципом номенклатури координаційних сполук. Назва аніона складається з назви лігандів у алфавітному порядку, за якими йде назва центрального атома з суфіксом –ат: SO_4^{2-} - тетраоксосульфат(2-)-аніон; $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ - гептаоксодисульфат(2-)-аніон. Для деяких багатоелементних аніонів застосовують їх традиційні назви з суфіксом –ид (-ід): CN^- - ціанід-іон; OH^- – гідроксид-іон; NH_2^- - амід-іон. Щоб підкреслити ступінь окиснення центрального атома або заряд аніона, їх вказують у дужках після назви: тетраоксофосфат(3-)-аніон (PO_4^{3-}), триоксомолібдат(IV) (MoO_3^-). Для аніонів, що містять елемент у кисневому оточенні, використовують спрощені назви (без позначення ліганда -оксо-, за умовчанням) та

вказують ступінь окиснення центрального атома. Якщо елемент, що утворив аніон, перебуває в ступені окиснення, рівному номеру його групи, ступінь окиснення не вказують: нітрат (NO_3^-), фосфат (PO_4^{3-}), сульфат (SO_4^{2-}). Для деяких багатоелементних аніонів застосовують їх традиційні назви з морфемою -ид (-ід): CN^- — ціанід-іон; OH^- — гідроксид-іон; NH_2^- — амід-іон. Для найпоширеніших аніонів, що містять центральний атом не в вищому ступені окиснення, можна використовувати тривіальні назви із суфіксом -ит (-іт): NO_2^- — нітрит; SO_3^{2-} — сульфїт. Поліаніонам можна давати назву за правилами номенклатури комплексних сполук: $\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$ - гептаоксодисульфат(2-)-іон. Якщо центральний атом перебуває у ступені окиснення, що відповідає номеру його групи, число атомів Оксигену і ступінь окиснення можна не наводити. У складніших випадках можна навести заряд аніона, наприклад: $\text{P}_2\text{Cl}_7^{4-}$ — дифосфат(4-); $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ — дисульфат; $\text{Si}_2\text{O}_7^{6-}$ — дисилікат(6-). Коли характеристичний елемент (центральный атом) знаходиться не в максимальному ступені окиснення, у назві вказують останній: $\Rightarrow \text{S}_2\text{O}_5^{2-}$ - дисульфат(IV)(2-); $[\text{Mo}_2^{\text{V}}\text{Mo}_4^{\text{VI}}\text{O}_{18}]^{2-}$ - гексамолібдат(2V,4VI)(2-)/ дат(2У,4УІ)(2-).

Валентність - властивість атомів одного хімічного елемента сполучатися з певною кількістю атомів іншого елемента. За одиницю валентності прийнято валентність атома Н. Атом Н не може приєднати більше одного атома іншого елемента:

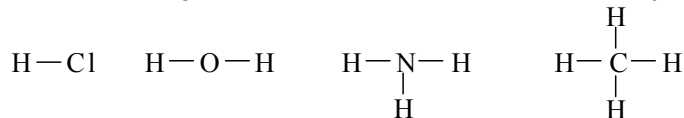


У молекулі будь-якої сполуки загальна сума одиниць валентностей атомів одного елемента дорівнює загальній сумі одиниць валентностей атомів іншого елемента.

Приклад 1. Чому дорівнює валентність атома іншого елемента, якщо валентність Н – І?



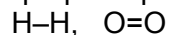
Розв'язування: Запишемо графічні формули:



прості речовини:



графічні формули:

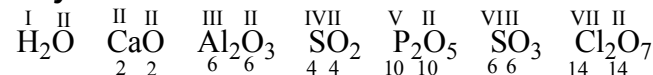


Рисочка означає зв'язки між атомами – звідси видно, які атоми сполучені один з одним, а які ні.

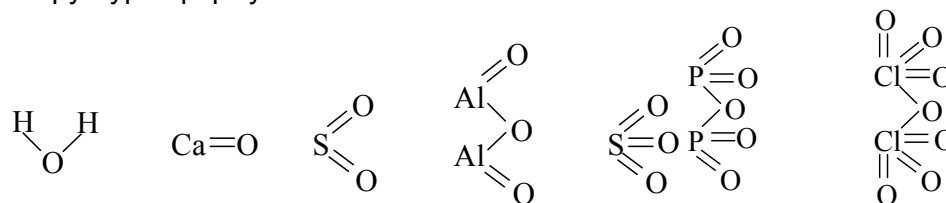
Приклад 2. Розглянути ряд бінарних сполук елементів з киснем:

- визначити валентність атомів іншого елемента, знаючи, що валентність Оксигену – ІІ;
- у яких випадках індекс одного елемента в бінарній сполуці є валентністю іншого елемента?
- у яких випадках обов'язково знаходити найменше спільне кратне при виведенні хімічної формули?

Розв'язування:



Структурні формули:



Елементи із сталою валентністю:

I – Na, K, Ag, H, F.

II – O, Mg, Ca, Zn.

III – Al, B.

V – Bi.

Елементи із змішаною валентністю

Cu – 1 і 2	Fe – 2 і 3	C – 2 і 4	Au – 1 і 3
Hg – 1 і 2	Ni – 2 і 3	Si – 2 і 4	P – 3 (H, Me), 3, 5 (O)
	Co – 2 і 3	Sn – 2 і 4	As – 3 (H), 3, 5 (O)
	Cr – 2 і 3	Pb – 2 і 4	N – 3 (H, Me), 1, 2, 3, 4 (O)
		Pt – 2 і 4	S – 2 (H, Me), 4, 6 (O)
			Mn – 2, 3, 4, 6, 7 (O), 2, 4 ін.
			Cl, Br, I – 1 (H, Me), 7 (O)

Назва речовин:

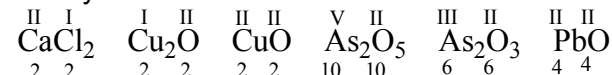
FeCl_2 - ферум(II) хлорид (ферум дихлорид)

FeCl_3 - ферум(III) хлорид (ферум трихлорид)

SO_2 - сульфур(IV) оксид (сульфур диоксид)

SO_3 - сульфур(VI) оксид (сульфур триоксид)

Знаючи валентність, можна виводити формули бінарних сполук:



Визначення за хімічною формулою:

- яку конкретну речовину вона позначає	Fe_2O_3
- до якого класу належить (номенклатура)	Ферум (III) оксид
- який якісний склад речовини	речовина складається із двох видів атомів: Феруму та Оксигену
- яке співвідношення атомів у молекулі	2 : 3
яке відношення мас елементів у даній речовині	$112 : 48 = 7 : 3$
- яка відносна молекулярна маса речовини	160
- яка молярна маса речовини	160 г/моль
- який процентний вміст заліза в сполуці	$112 : 160 = 0,7$, або 70%
- який процентний вміст кисню в сполуці	$48 : 160 = 0,3$, або 30%

Неорганічні сполуки поділяються на основні класи: оксиди (несолетворні та солетворні: основні, амфотерні, кислотні), гідроксиди (основи), кислоти та солі (середні, кислі, основні, подвійні, змішані, комплексні).

Головним завданням номенклатури є створення систематичних раціональних назв хімічних речовин. Єдині правила, якими слід користуватися, створені Комісією з номенклатури Міжнародної спілки теоретичної та прикладної хімії (IUPAC); при цьому назви аніонів йдуть за назвами катіонів. Наприклад, назви оксидів будуються так:

N_2O_5 - *діазот пентаоксид (азот геміпентаоксид), азот (V) оксид, азот (5+) оксид*;

якщо елемент утворює лише один оксид, то назва його може складатися лише з назви елемента та слова оксид:

BaO — *барій оксид*;

ZnO — *цинк оксид*;

сполуки, що містять угруповання O_2 , O_2 та O_3 називають відповідно:

K_2O_2 — *калій пероксид*;

KO_2 — *калій надпероксид*;

KO_3 — *калій озонід*;

назви основ та амфотерних гідроксидів утворюють з назви катіона і слова гідроксид:

KOH — *калій гідроксид*;

TlOH — *талій (I) гідроксид*;

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ — *хром тригідроксид*;

якщо до складу сполуки крім гідроксиду входить оксид-іон, то в назві перелічують обидва аніона з відповідними числовими префіксами:

$\text{WO}(\text{OH})_3$ — *вольфрам тригідроксидмоіоксид*;

$\text{VO}(\text{OH})_2$ — *оксованадій (IV) дигідроксид, монооксовамадій (2+) гідроксид, де VO^{3+} — радикал*;

систематичні назви кислот будуються на основі назв аніонів, а починають з назви катіону, тобто водню:

H_2SO_4 — *водень тетраоксосульфат (VI), сульфатна (VI) кислота, сульфатна кислота*;

HNO_3 — *водень нітрат (V), водень триоксонітрат, нітратна кислота*;

для деяких кислот комісія IUPAC дозволяє використання традиційних назв, наприклад:

H_2SO_4 — *сірчана*;

H_3PO_4 — *фосфорна (ортофосфорна)*;

HPO_3 — *метафосфорна*;

HNO_3 — *азотна*

для водних розчинів галогеноводнів та інших можна зберегти традиційні назви:

HCl — *хлороводнева кислота, хлоридна*;

HBr — *бромоводнева кислота, бромідна*;

HCN — *ціановоднева кислота, ціанідна*;

HN_3 — *азидоводнева кислота, азидна*;

назви солей утворюються з назв катіонів і аніонів з відповідними числівниковими префіксами:

ZnSO_4 — *цинк (II) сульфат*;

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ — *диртуть динітрат*;

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — *діамоній дихромат (VI); амоній (1+) дихромат (2-)*;

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — *дизалізо трисульфат*;

до назви кислих солей додається слово водень (гідроген) з відповідним числовим префіксом:

NaHCO_3 — *натрій гідрокарбонат (водень карбонат)*;

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — *амоній дигідрогенфосфат (диводеньфосфат)*;

$(\text{MH}_4)_2\text{HPO}_4$ — *діамоній гідрогенфосфат (моноводеньфосфат)*;

NaHS — *натрій гідрогенсульфід*;

основні солі можуть називатись як подвійні, вважаючи O^{2-} та OH^- за гетероаніони:

CaClOH — *кальцій гідроксид хлорид*;

$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ або $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — *дикупр дигідроксид карбонат або біс(гідроксомід)карбонат, димідь дигідроксид карбонат*.

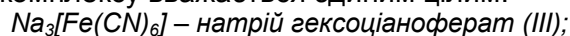
Для створення назв за номенклатурою координаційних сполук потрібно виділити координаційні сфери – комплексні іони або нейтральні комплекси. При написанні формул комплексів символ центрального атома (комплексоутворювача) вказують першим, за ним спочатку йонні, а потім нейтральні ліганди в алфавітному порядку відповідно. Комплексну частинку обмежують квадратними дужками. За квадратними дужками записують іони зовнішньої координаційної сфери. В назвах комплексних солей спочатку вказуються катіон у називному відмінку, а потім аніон. Назву комплексів починають з лігандів, які перелічують за алфавітом (українським), потім вказують центральний

атом (комплексоутворювач). Щоб вказати число лігандів одного сорту використовують префікси ди-, три-, тетра- і т.д.:

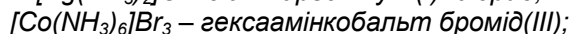


Катіонні та нейтральні комплекси не одержують у назвах спеціальних закінчень, назви аніонних мають суфікс -ат, що додається до кореня назви центрального атома. У разі необхідності вказують ступінь окиснення центрального атома або заряд іона. Назви катіонних та нейтральних лігандів не відрізняються від назв відповідних катіонів та молекул (за деякими винятками). Назви аніонних лігандів утворюють додаванням до назв аніонів закінчення -о.

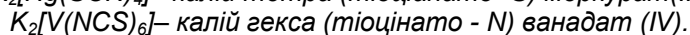
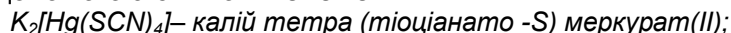
Нижче, наведено приклади назв координаційних сполук, що містять аніонні ліганди. Назви лігандів перелічуються в алфавітному порядку, причому назва комплексу вважається єдиним цілим:



Назви координованих молекул (нейтральні ліганди) використовуються без змін та беруться у дужки. Лише координовані вода, аміак, нітроген(II) оксид та карбон (II) оксид мають свої специфічні традиційні назви: аква, амін, нітрозил, карбоніл, які входять до назви комплексу без дужок:



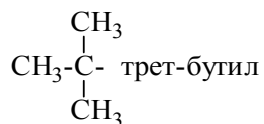
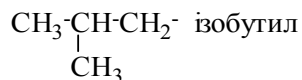
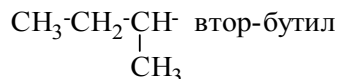
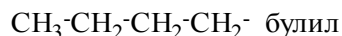
Для підкреслення способу координації лігандів атоми (групи атомів), через які вона здійснюється вказують після назви лігандів через дефіс за допомогою символів елементів:



ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

Алкани

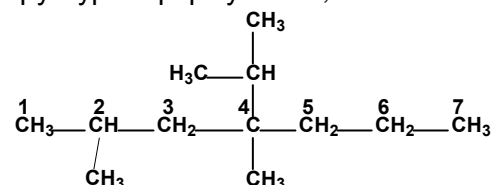
замісники: $CH_3-CH_2-CH_2-$ пропіл; $CH_3-CH-CH_3$ – ізопропіл



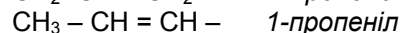
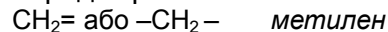
Правила побудови назви

- головний ланцюг – назва алкану;
- відгалуження – в алфавітному порядку з відповідним локантом і, якщо треба, множними префіксами (ди-, три-,...);
- при визначенні алфавітного порядку множинні префікси не враховуються;
- локанти розділяють між собою комами, а від словесних частин назви відокремлюють дефісом.

Наприклад, структурна формула – 2,4-диметил-4-ізопропілгептан

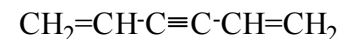


Алкени: вибір головного ланцюга і його нумерація здійснюється за наявністю подвійних зв'язків. Локант подвійного зв'язку позначають перед коренем назви.

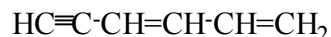


Суфікс – ен замінюється на –еніл, при цьому атом вуглецю з вільною валентністю завжди одержує номер 1.

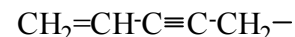
Алкїни: суфікси: -ан на –ин (після л, м, н, п пишемо –ін, а після голосних –їн): 1,5-гексадієн-3-ін



радикал - -ініл, $HC \equiv C-$ – етиніл

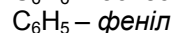
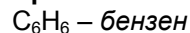


1,3-гексадієн-5-ін

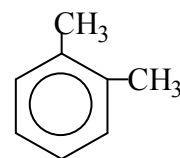


4-пентен-2-ініл

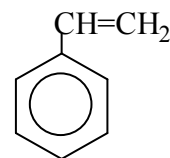
Ароматичні вуглеводні



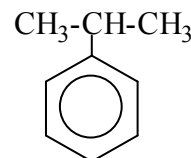
Традиційні назви зберігаються:



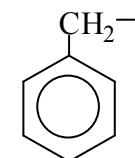
о-ксилен (м-, п-)



стирен

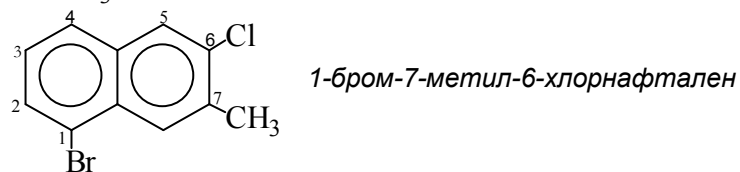
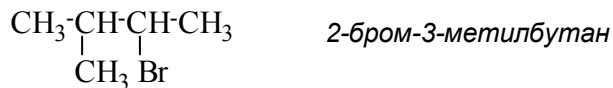


кумен

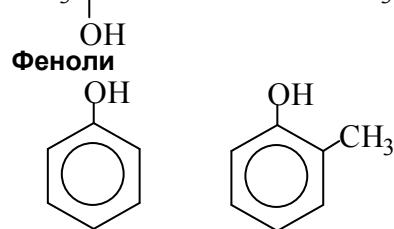
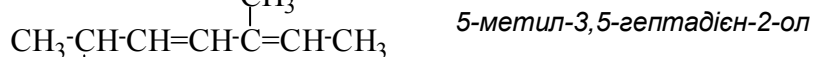
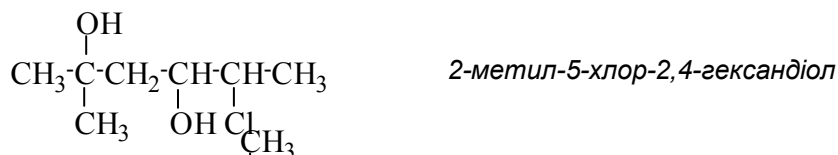


бензил

Галогенопохідні: Флуор-, хлор-, бром-, іод-. Нумерація – в алфавітному порядку

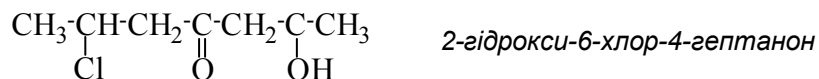


Спирти: суфікси -ол; -діол; -триол. При виборі головного ланцюга та його нумерації перевага надається гідроксигрупі.

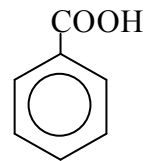


Фенол 2-метилфенол (о-крезол)

Альдегіди і кетони: суфікс -аль до назви вуглеводню з найдовшим ланцюгом, включаючи альдегідну групу. Для кетонів – нумерація з кінця, до якого ближче кетонна група і суфікс -он, а також локант, що вказує місце карбонільної групи. Карбонільна група вважається старшою за гідроксигрупу, тому при наявності у молекулі їх обох, гідроксигрупа вказується префіксом (гідрокси-), а альдегідна – суфіксом -аль, а кетогрупа суфіксом -он, чи префіксом -оксо-.

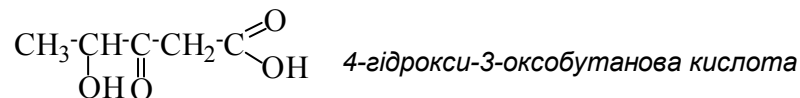


Карбонові кислоти: суфікси -ова кислота; -діова кислота; для циклічних – карбонова кислота



Бензенкарбонова кислота (бензойна кислота)

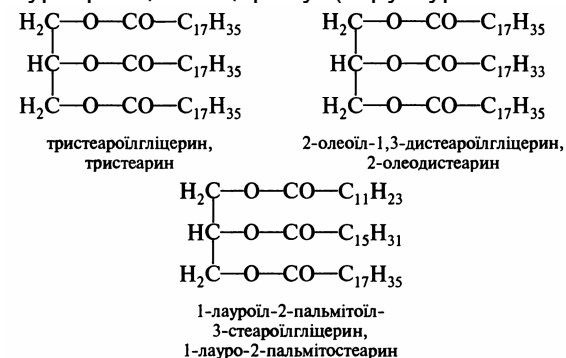
Карбоксильна група старша за карбонільну:



Назви **солей** – назва металу у називному відмінку (у разі потреби з множинним префіксом) і назви кислотного залишку (суфікс -ова замінюється на -оат): CH_3COONa – натрій етаноат, HOOC-COOK – гідрогенкалій етандіоат, KOOC-COOK – дикалій етандіоат. Відмінюється лише останнє слово назви солі (як і в неорганічних солях)

Естери – назва вуглеводневого залишку спирту чи фенолу потім без проміжку назва кислотного залишку: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ – етилетаноат.

За систематичною номенклатурою родоначальною структурою в молекулі жиру вважають гліцерин. Ацильні залишки жирних кислот перелічують в алфавітному порядку на початку назви, при необхідності вживають множинні префікси ди- (ді-) та три-. Тривіальні назви жирів утворюють від назв відповідних жирних кислот шляхом заміни частини назви кислоти -инова (-їнова) на суфікс -ин (-їж). Ізомерія жирів пов'язана здебільшого з різним взаємним розміщенням ацильних залишків у структурі триацилгліцерину (структурна ізомерія).



Аміни і гетероциклічні сполуки: первинні аміни – амін до вуглеводневого радикалу: CH_3NH_2 – метиламін. Вторинні і третинні: якщо групи однакові – ди- (ді-) і три- якщо групи різні – в алфавітному порядку: $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ –

діетиламін, $\text{CH}_3\text{-N-C}_2\text{H}_5$ етилметилпропіламін C_3H_7 . Якщо аміногрупа входить до складу поліфункціональної групи, де є старші групи, то -NH_2 – аміно-; -NH- чи NH= – іміно-; >N- – нітрило-. Аміни з двома аміногрупами – діамінами, з трьома – триамінами.

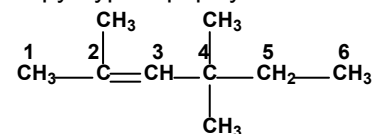
Для сполук, які містять ненасичений зв'язок, необхідно:

- вибрати головний ланцюг. У розгалужених ненасичених вуглеводнів вибір головного ланцюга і напрям нумерації визначається не його довжиною, а передусім наявністю подвійних зв'язків;
- пронумерувати головний ланцюг таким чином, щоб номер вуглецевого атома, від якого починається подвійний зв'язок був найменшим (суфікс – *ан* відповідного алкану замінюється на –*ен*);
- бічні відгалуження отримують такі самі назви, як і у випадку алканів.

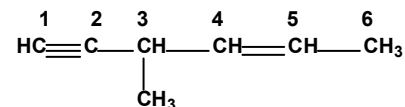
Позначення найважливіших груп у префіксах і суфіксах

Клас	Формула групи	Позначення у префіксі	Позначення у суфіксі
Карбонові кислоти	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{-C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	гідроксикарбоніл-	-карбонова кислота -ова кислота
Солі	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{-C} \\ \backslash \\ \text{OMe} \end{array}$	-	метал карбоксилат метал ... оат
Естери	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{-C} \\ \backslash \\ \text{OR} \end{array}$	R-оксикарбоніл	R ... карбоксилат R ... оат
Аміди	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{-C} \\ \backslash \\ \text{NH}_2 \end{array}$	амінокарбоніл	-карбоксамід -амід
Нітрили	$\text{-C}\equiv\text{N}$	ціано-	-карбонітрил -нітрил
Альдегіди	-CHO	форміл-	-карбальдегід -аль
Кетони	>C=O	оксо-	-он
Нітросполук и	-NO_2	нітро-	-
Спирти	-OH	гідрокси-	-ол
Феноли	-OH	гідрокси-	-
Аміни	-NH_2	аміно-	-амін
Естери	-OR	R-окси	
Галогенопохідні	-F, -Cl -Br, -J	флуор-, хлор-, бром-, іод-	-флуорид, хлорид -бромід, -іодид

Наприклад, сполука має назву 2,4,4-триметилгексен-2 (2,4,4-триметил-2-гексен), а її структурна формула:



При наявності у молекулі вуглеводню як подвійних, так і потрійних зв'язків, при визначенні напрямку нумерації перевага віддається подвійним зв'язкам, а цифра потрійного зв'язку пишеться після суфіксу – *ин* (-*ін*).



Назва буде такою: 3-метилгексен-4-ін-1.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Визначити еквіваленти (Е) та еквівалентні маси хлору, кисню і азоту у сполуках HCl , H_2O і NH_3 .

Розв'язування. Маса і кількість речовини — це не ідентичні поняття, оскільки маса речовини виражається у кілограмах (грамах), а кількість речовини — у молях. Хімічним еквівалентом елементу називається така його кількість у молях, яка сполучається з одним молем атомів водню або заміщує таку саму кількість атомів водню у хімічних реакціях. Еквівалентною масою називається маса одного еквівалента елементу (речовини). Таким чином, еквіваленти виражають у молях, а еквівалентні маси — у г/моль.

У наведених сполуках з одним молем атомів водню сполучається один моль атомів хлору, 1/2 моль атомів кисню і 1/3 моль атомів азоту. Таким чином, згідно з визначенням, еквівалент хлору, кисню та азоту дорівнюють відповідно 1 моль, 1/2 моль та 1/3 моль, тоді як їх еквівалентні маси: $\tau_{(\text{Cl})} = 35,45$ г/моль, $\tau_{(\text{O})} = 16/2 = 8$ г/моль, $\text{ГП}(\text{M}) = 14/3 = 4,67$ г/моль.

Приклад 2. Із 3,85 г нітрату металу одержано 1,60 г його гідроксиду. Обчислити еквівалентну масу металу m_e .

Розв'язування. При розв'язуванні задачі потрібно мати на увазі, що:

а) еквівалентна маса гідроксиду дорівнює сумі еквівалентних мас металу та гідроксильної групи;

б) еквівалентна маса солі дорівнює сумі еквівалентних мас металу та кислотного залишку.

Еквівалентну масу будь-якої зарядженої частинки можна визначити, поділивши молекулярну масу на заряд. Наприклад:

$$m_e(\text{NO}_3^-) = 62/1 = 62 \text{ г/моль}, m_e(\text{SO}_4^{2-}) = 96/2 = 48 \text{ г/моль}.$$

Тобто, за законом еквівалентів:

$$\frac{3.85}{1.60} = \frac{m_{e(\text{Me})} + m_{e(\text{NO}_3^-)}}{m_{e(\text{Me})} + m_{e(\text{OH}^-)}} \text{ або } \frac{3.85}{1.60} = \frac{m_{e(\text{Me})} + 62}{m_{e(\text{Me})} + 17}$$

звідки $m_{e(\text{Me})} = 15 \text{ г/моль}$.

Приклад 3. Скільки грамів металу, еквівалентна маса якого 12,16 г/моль, взаємодіє з 310 мл кисню (н.у.)?

Розв'язування: Об'єм еквівалентної маси кисню (8 г/моль) дорівнюватиме:

$$V_{e(\text{O}_2)} = \frac{m_e}{M} V_M = \frac{8}{32} 22.4 = 5.6 \text{ л або } 5600 \text{ мл}.$$

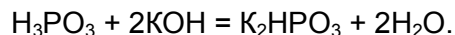
Приклад 4. На нейтралізацію 0,943 г фосфитної кислоти витрачено 1,288 г КОН. Обчислити еквівалент, еквівалентну масу і основність кислоти. На підставі розрахунку написати рівняння реакції.

Розв'язування: Еквівалентна маса КОН дорівнює його молярній масі – 56 г/моль. За законом еквівалентів:

$$\frac{0.943}{1.288} = \frac{m_{e(\text{H}_3\text{PO}_4)}}{56}, \text{ звідки}$$

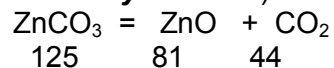
$$m_{e(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{56 \cdot 0.943}{1.288} = 41.02 \text{ / моль}$$

Молярна маса H_3PO_3 дорівнює 82 г/моль. Тобто, еквівалент H_3PO_3 дорівнюватиме $41/82=0,5$ моль; а її основність n дорівнює 2, таким чином, $n=M/m_e$. Отже, при взаємодії з КОН заміщується два атоми водню:



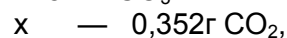
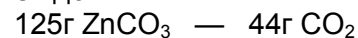
Приклад 5. При прожарюванні суміші ZnCO_3 і ZnO масою 1,6 г добуто 1,248 г цинк оксиду. Який склад мала вихідна суміш (у масових частках)?

Розв'язування: а) Рівняння реакції розкладу:



Як видно із рівняння реакції, 1 моль ZnCO_3 (125 г/моль) втрачає 1 моль CO_2 (44 г/моль). Різниця в масі за умовою задачі складає: $1,6 - 1,248 = 0,352 \text{ г}$.

Звідси:

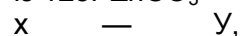


$$x = \frac{125 \cdot 0.352}{44} = 1 \text{ г ZnCO}_3$$

$$m_{q(\text{ZnCO}_3)} = \frac{1 \cdot 100\%}{1.6} = 62.5\%, m_{q(\text{ZnO})} = 100 - 62.5 = 37.5\%.$$

б) Виразимо масу ZnCO_3 у суміші через x (г), тоді маси ZnO складе $(1,6-x)$ г. Знайдемо масу ZnO , що утворюється при прожарюванні ZnCO_3 масою x г:

із 125г ZnCO_3 добувають 81г ZnO



$$y = \frac{81 \cdot x}{125} = 0.648x \text{ (г)}$$

За умовою задачі: $0,648x + (1,6 - x) = 1,248 \text{ г}$.

Звідси $1,6 - 1,248 = x - 0,648x$, тоді $0,352 = 0,352x$, $x = 1 \text{ г}$, тобто маса ZnCO_3 у суміші дорівнює 1 г, або:

$$m_{q(\text{ZnCO}_3)} = \frac{1 \cdot 100\%}{1.6} = 62.5\%, m_{q(\text{ZnO})} = 100 - 62.5 = 37.5\%$$

Приклад 6. У мінералі халькопіриті відношення мас Купруму, Феруму, Сульфуру становить 8:7:8. Які маси міді і заліза можна добути з 161 г мінералу?

Розв'язування: Нехай маси елементів Купруму, Феруму, Сульфуру становлять

відповідно 8 г, 7 г і 8 г. Тоді загальна маса сполуки – 23 г.

$$W(\text{Cu}) = m(\text{Cu})/m(\text{Cu, Fe, S}) = 8/23 = 0,3478;$$

$$m(\text{Cu}) = 161 \cdot 0,3478 = 56 \text{ г}.$$

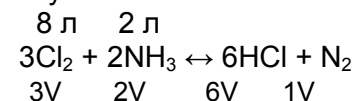
$$W(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/m(\text{Cu, Fe, S}) = 7/23 = 0,3043;$$

$$m(\text{Fe}) = 161 \cdot 0,3043 = 49 \text{ г}.$$

Відповідь: 56 г Cu, 49 г Fe.

Приклад 7. Змішали 8 л хлору з 2 л аміаку NH_3 . На скільки відсотків зміниться об'єм суміші після закінчення реакції, якщо її продуктами є хлороводень і азот?

Розв'язування: За умовою:



В реакції:

$$\Delta V = 7V - 5V = 2V.$$

Вихідна суміш – 10 л. Отже, $2/10=2 = 0,2$ або 20%.

Відповідь: збільшиться на 20%.

Приклад 8. При нагріванні одного з оксидів Хрому утворилося 3,8 г Cr_2O_3 і 1,2 г кисню. Знайдіть формулу вихідного оксиду.

Розв'язування: $v(\text{Cr}_2\text{O}_3) = m/M = 3,8/152 = 0,025$ моль:

$$v(\text{Cr}) = 2v(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ моль};$$

$$v(\text{O})_1 = 3v(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,075 \text{ моль}.$$

$$v(\text{O}_2) = m/M = 1,2/32 = 0,0375 \text{ моль},$$

$$v(\text{O})_2 = 2v(\text{O}_2) = 0,075 \text{ моль}.$$

$$v(\text{O}) = v(\text{O})_1 + v(\text{O})_2 = 0,075 + 0,075 = 0,15$$

Cr_xO_y : $x:y = 0,05:0,15 = 1:3$. Отже, формула сполуки CrO_3 .

Відповідь: CrO_3 .

Приклад 9. Яку масу натрій хлориду (кухонна сіль) слід розчинити в 100 г 15,5% його розчину, щоб концентрація солі стала дорівнювати 17,5%.

Розв'язування: $m_1(\text{NaCl}) = m_1(\text{р-ну}) \cdot w_1(\text{NaCl}) = 100 \cdot 0,155 = 15,5$ г.

$$m_2(\text{NaCl}) = x \text{ г}; \text{ тоді } m_2(\text{р-ну}) = 100 + x \text{ (г)}.$$

$$w_2(\text{NaCl}) = (m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl})) / m(\text{р-ну})$$

$$0,175 = (15,5 + x) / (100 + x)$$

$$x = 2,424 \text{ г}.$$

Відповідь: 2,424 г.

Приклад 10. Елементи А, Б і В знаходяться в трьох суміжних рядах однієї групи періодичної системи. А утворює з Гідрогеном сполуку, масова частка якого становить 11,1%. Елемент Б утворює з А дві газоподібні сполуки, в яких масова частка А дорівнює 50% і 60%. Елемент В з А утворює вищий оксид, в якому масова частка елемента А – 48%. Назвіть А, Б і В. Складіть формули всіх згаданих сполук.

Розв'язування: елементами будуть – Оксиген, Сульфур, Хром (знаходяться в трьох суміжних рядах однієї групи періодичної системи).

1) А утворює з Гідрогеном сполуку, масова частка якого становить 11,1%. Тоді,

$$w(\text{H}) = nAr(\text{H}) / Mr(\text{H}, \text{X})$$

$$2 \times 1 / (2 + x) = 0,111$$

$$x = 16,018.$$

Отже, елемент А – Оксиген.

2) Елемент В з А утворює вищий оксид, в якому масова частка елемента А – 48%.

$$w(\text{A}) = nA_r(\text{A}) / M_r(\text{BA})$$

$$3 \times 16 / (B + 48) = 0,48$$

$$B = 52$$

Отже, елемент В – Хром.

3) Елемент Б утворює з А дві газоподібні сполуки, в яких масова частка А дорівнює 50% і 60%. Б – Сульфур. З Оксигеном він утворює два газоподібні оксиди SO_2 і SO_3 , з масовими частками Оксигену, відповідно, 50% і 60%.

Відповідь: А – Оксиген Б – Сульфур і В – Хром

Приклад 11. Природний бром містить два ізотопи. Молярна частка ізоотопу ^{79}Br дорівнює 55%. Який ще ізоотоп входить до складу елемента бром, якщо його відносна атомна маса дорівнює 79,9?

Розв'язування: $M_r(\text{Br}) = \chi(^{79}\text{Br}) \cdot A_r(^{79}\text{Br}) + \chi(^x\text{Br}) \cdot A_r(^x\text{Br});$

$$79,9 = 0,55 \cdot 79 + 0,45 \cdot x;$$

$$x = 81.$$

Відповідь: ^{81}Br .

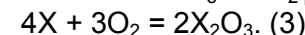
Приклад 12. 5,04 г суміші нікелю, алюмінію і металу Х обробили надлишком соляної кислоти. При цьому виділилося 560 мл газу і залишилося 4,18 г металу Х. Залишок прореагував із 336 мл кисню з утворенням оксиду X_2O_3 . Визначте метал Х і обчисліть склад вихідної суміші в масових частках.

Розв'язування: $m(\text{Ni}, \text{Al}) = 5,04 - 4,18 = 0,86$ (г);

$$v(\text{H}_2) = 0,56 / 22,4 = 0,025 \text{ (моль)};$$

$$v(\text{O}_2) = 0,336 / 22,4 = 0,015 \text{ (моль)}.$$

1) Запишемо рівняння згаданих реакцій:



2) Нехай $v(\text{Ni}) = x$ (моль), а $v(\text{Al}) = y$ (моль).

Тоді, $m(\text{Ni}) = 59x$ (г), а $m(\text{Al}) = 27y$ (г).

Маємо перше рівняння: $59x + 27y = 0,86$.

3) За рівнянням (1): $v'(\text{H}_2) = v(\text{Ni}) = x$ (моль).

А за рівнянням (2): $v''(\text{H}_2) = 1,5v(\text{Al}) = 1,5y$ (моль).

Маємо друге рівняння: $x + 1,5y = 0,025$.

4) Розв'язуємо систему рівнянь:

$$59x + 27y = 0,86;$$

$$x + 1,5y = 0,025.$$

$$y = 0,01 \text{ (моль)}; x = 0,01 \text{ (моль)}.$$

$$5) m(\text{Ni}) = 59 \cdot 0,01 = 0,59 \text{ (моль)}; w(\text{Ni}) = 0,59 / 5,04 = 0,117 \text{ або } 11,7 \%$$

$$m(\text{Al}) = 27 \cdot 0,01 = 0,27 \text{ (моль)}; w(\text{Al}) = 0,27 / 5,04 = 0,054 \text{ або } 5,4 \%$$

$$6) \text{ За рівнянням (3): } v(\text{X}) = 4/3 v(\text{O}) = 0,02 \text{ (моль)};$$

$$M(\text{X}) = 4,18 / 0,02 = 209 \text{ г/моль}$$

Отже, невідомий елемент – Вісмут (Bi),

$$w(\text{Bi}) = 4,18 / 5,04 = 0,829 \text{ або } 82,9 \%$$

Відповідь: 11,7% Ni, 5,4% Al, 82,9% Bi.

Приклад 13. Маса колби, заповненої сірчистим газом, становить 400 г, а заповненої вуглекислим газом – 399 г. Обчисліть об'єм колби.

Розв'язування: 1-й спосіб:

$$\Delta m = 400 - 399 = 1 \text{ (г)};$$
$$\Delta M = M(\text{SO}_2) - M(\text{CO}_2) = 64 - 44 = 20 \text{ г/моль}$$
$$v = m/M = 0,05 \text{ моль}$$
$$V(\text{колби}) = vV_m = 0,05 \cdot 22,4 = 1,12 \text{ (л)}.$$

2-й спосіб:

$$\rho = M/V_m$$
$$\rho(\text{SO}_2) = 64/22,4 = 2,86 \text{ г/л}$$
$$\rho(\text{CO}_2) = 44/22,4 = 1,96 \text{ г/л}$$
$$V = m/\rho$$

$$V(\text{колби}) = (m_p - m_k)/\rho$$

Позначимо масу колби через x (г).

$$(400 - x)/2,86 = (399 - x)/1,96$$

$$x = 396,82 \text{ (г)} - \text{маса колби.}$$

$$m(\text{SO}_2) = 400 - 396,82 = 3,18 \text{ (г)}.$$

$$V(\text{SO}_2) = 3,18/2,86 = 1,11 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 1,12 л.

Приклад 14. У суміші двох хлоридів Феруму на 5 атомів Феруму припадає 13 атомів Хлору. Обчисліть масові частки речовин у суміші.

Розв'язування: Залізо утворює два стійких оксиди: FeCl_2 і FeCl_3 .

Нехай, $v(\text{FeCl}_2) = x$ моль, а $v(\text{FeCl}_3) = y$ моль.

Тоді, $v(\text{Fe})_1 = x$ моль, $v(\text{Fe})_2 = y$ моль; $v(\text{Cl})_1 = 2x$ моль, $v(\text{Cl})_2 = 3y$ моль.

$$x + y = 5;$$

$$2x + 3y = 13;$$

$$x = 2, y = 3.$$

$$m(\text{FeCl}_2) = v \cdot (56 + 35,5 \cdot 2) = 254;$$

$$m(\text{FeCl}_3) = v \cdot (56 + 35,5 \cdot 3) = 487,5.$$

$$m(\text{суміші}) = 254 + 487,5 = 741,5$$

$$w(\text{FeCl}_2) = 254/741,5 = 0,3425 \text{ або } 34,25\%;$$

$$w(\text{FeCl}_3) = 100\% - 34,25\% = 65,75\%.$$

Відповідь: 34,25% FeCl_2 і 65,75% FeCl_3 .

Приклад 15. 56 л суміші азоту та водню пропустили над каталізатором. У результаті реакції об'єм суміші зменшився на 28 л. Добутий аміак розчинили в 120 мл 15 %-го розчину аміаку ($\rho = 0,94$ г/мл). Визначте концентрацію добутого розчину.

Розв'язування: Позначимо об'єм азоту в суміші через x л; тоді об'єм водню – $3x$ л; об'єм утвореного аміаку – $2x$ л. Об'єм суміші $4x$ л зменшився на $4x - 2x = 2x$ л, за умовою задачі – на 28 л; отже, $x = 14$ л.

Маса 28 л амоніаку становить: $28 \cdot 17/22,4 = 21,25$ г.

У 120 мл 15%-го розчину міститься $0,15 \cdot 120 \cdot 0,94 = 16,92$ г, а маса розчину дорівнює $0,94 \cdot 120 = 112,8$ г. Після розчинення 21,35 г NH_3 розчин містить $21,25 + 16,92 = 38,17$ г амоніаку; маса розчину $112,8 + 21,25 = 134,05$ г.

Концентрація розчину: $38,17/134,05 = 0,2847$, або 28,47%.

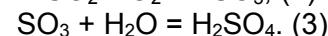
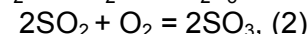
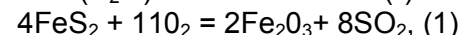
Відповідь: 28,47%.

Приклад 16. Яку масу піриту, масова частка домішок в якому становить 15%, потрібно використати для одержання сульфур триоксиду, при розчиненні якого у розчині сульфатної кислоти масою 200 г з масовою часткою кислоти 95% можна одержати олеум з масовою часткою кислоти 75%?

Розв'язування: $w(\text{FeS}_2) = 100\% - 15\% = 85\%$.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = V(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 200 \cdot 0,95 = 190 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 - 190 = 10 \text{ (г)}.$$



Обчислюємо кількість речовини води:

$$v(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 10/18 = 0,5556 \text{ (моль)}.$$

Тоді, за рівнянням (3): $v(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5556$ (моль),

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5556 \cdot 98 = 54,44 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в олеумі}) = 190 + 54,4 = 244,4 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 244,4/0,75 = 325,9 \text{ г}$$

$$\text{Тоді, } m(\text{SO}_3) = 325,9 - 200 = 125,9 \text{ (г)}.$$

$$v(\text{SO}_3) = m(\text{SO}_3)/M(\text{SO}_3) = 125,9/80 = 1,57 \text{ (моль)}$$

$$\text{За рівнянням (2): } v(\text{SO}_3) = v(\text{SO}_2) = 1,57 \text{ (моль),}$$

$$\text{а за рівнянням (1): } v(\text{FeS}_2) = 0,5v(\text{SO}_2) = 0,787 \text{ (моль)}.$$

$$\text{Отже, } m(\text{FeS}_2) = v(\text{FeS}_2) \cdot M(\text{FeS}_2) = 0,787 \cdot 120 = 94,425 \text{ (г)}$$

$$m(\text{піриту}) = m(\text{FeS}_2)/w(\text{FeS}_2) = 94,425/0,85 = 111,088 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 111,088 г.

Приклад 17. До розчину галогеніду лужноземельного металу масою 200 г з масовою часткою солі 20% додали розчин аргентум нітрату масою 100 г, який містить 71,6 г солі. Осад, що утворився, відфільтрували. Масова частка галогеніду в фільтраті виявилась у 2,4 рази меншою, ніж у вихідному розчині. Визначте формулу галогеніду.

Розв'язування: $\text{MeHal}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Me}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgHal}$.

$$W(\text{MeHal}_2) = 20\%/2,4 = 8,33\%.$$

$$\text{Ar}(\text{Me}) = x, \text{Ar}(\text{Hal}) = y, \text{Ar}(\text{MeHal}_2) = x + 2y.$$

$$v(\text{AgNO}_3) = 71,6/170 = 0,42 \text{ (моль)}, \text{ тоді за рівнянням } v(\text{MeHal}_2) = 0,21 \text{ (моль)}.$$

$$m/(\text{MeHal}_2) = 200 \cdot 0,2 = 40, m/(\text{MeHal}_2) = vM = 0,21(x + 2y);$$

$$m(p\text{-ну}) = 300 - m(\text{AgHal}) = 300 - 0,42(107 + y) = 300 - 44,94 - 0,42y, \\ 0,0833 = (40 - 0,21(x - 2y)) / (300 - 44,94 - 0,42y) = (40 - 0,21(x - 2y)) / (255,06 - 0,42y) \\ y = 48,72 - 0,545x.$$

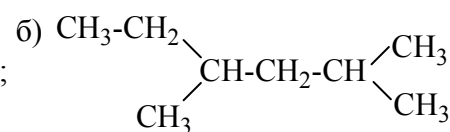
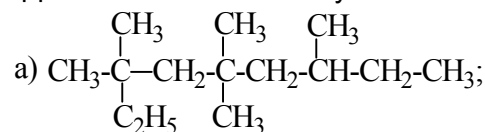
Невідомий галоген не Флуор, оскільки AgF розчинний у воді. Далі галоген визначаємо методом підбору. Припустимо, що $y = 35,5$ (Cl). Тоді $x = 24$. Це Магній. Якщо ж припустити, що $y = 80$ (Br), то x матиме від'ємне значення, що неможливо.

Відповідь: MgCl_2 .

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Дайте назви таким сполукам: Na_2O_2 , KO_3 , MgO , Mn_2O_7 , KHSO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
2. Які солі можна одержати, якщо мати у своєму розпорядженні CuSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl_2 ? Напишіть рівняння реакцій і дайте назву одержаним солям.
3. Напишіть формули оксидів, які відповідають наступним гідроксидам: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Дайте назву цим сполукам.
4. Напишіть формули кислотних оксидів, які відповідають кислотам: H_2SeO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 , HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , H_2SO_3 . Дайте назву цим сполукам.
5. Дайте назву кислотам за традиційною, систематичною та раціональною номенклатурою: H_2MnO_4 , H_3PO_4 , HClO_3 , HI , HNO_2 .
6. Які оксиди відповідають основним, амфотерним, кислотним: Al_2O_3 , CaO , FeO , CO_2 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , SO_3 ? Дайте назву оксидам.
7. Дайте назву комплексним солям: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_2[\text{PCl}_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.
8. Які оксиди можна одержати при нагріванні таких речовин: H_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, BaCO_3 , NaHCO_3 ? Дайте назву вихідних речовин і одержаних оксидів.
9. При взаємодії 2,7 г оксиду металу з нітратною кислотою одержано 6,3 г його нітрату. Обчислити еквівалентну масу цього металу. *Відповідь: 32,5 г/моль.*
10. На нейтралізацію 1,96 г H_3PO_4 витрачено 2,4 г натрію гідроксиду. Обчислити еквівалент, еквівалентну масу та основність H_3PO_4 у цій реакції. На підставі розрахунку написати рівняння реакції. *Відповідь: 1/3 моль; 32,666 г/моль; 3.*
11. На відновлення 3,18 г оксиду двовалентного металу витрачено 0,896 л водню (н.у.). Обчислити еквівалентну, молярну та атомну масу металу. *Відповідь: 31, 75 г/моль; 63,5 г/моль; 63,5 а.о.м.*
12. Знайти еквівалентні маси металу і сірки, якщо 3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфиду. *Відповідь: 108 г/моль; 16 г/моль.*

13. Сплав магнію з алюмінієм масою 1 г при взаємодії з кислотою виділяє 1,27 л водню при 25°C і тиску 750 мм.рт.ст. Обчислити відсотковий склад сплаву. *Відповідь: 29,9% Mg; 70,1% Al.*
14. Обчислити, скільки відсотків метану у 36 мл його суміші з киснем, якщо після реакції суміш зменшилась у об'ємі на 1,8 мл (н.у.). *Відповідь: 2.5%.*
15. Із 3 г суміші CaCO_3 і MgCO_3 одержано 760 мл CO_2 при 20°C і 748 мм.рт.ст. Обчислити відсоткове співвідношення мас CaCO_3 і MgCO_3 . *Відповідь: 80,46% CaCO_3 .*
16. Для одержання преципітату $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ витратили 49 кг фосфатної кислоти H_3PO_4 . Скільки необхідно сухого кальцію дигідроксиду в даному випадку, якщо він містить 2% домішок? Рівняння реакції: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. *Відповідь: 37,755 кг $\text{Ca}(\text{OH})_2$.*
17. На виробництво 2 тонн залізного купоросу, що містить 52,5% FeSO_4 , витрачено 0,5 тонни залізного брукхту. Який процент від теоретично можливого складає вихід FeSO_4 ? Скільки сульфатної кислоти H_2SO_4 витрачено при цьому? *Відповідь: 77,37%; 1750 кг H_2SO_4 .*
18. Суміш триамоній фосфату і амоній нітрату містить 30% азоту. Скільки відсотків фосфору міститься у суміші? *Відповідь: 15,2% P. Відповідь: 34 г CaO ; 66 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$.*
19. Напишіть структурні формули сполук: а) 4-трет-бутил-3-етилгептану; б) 4-етил-2,4-диметил-2-октену; в) 2-метил-5-ізопропіл-1,3,5-гептатрієну; г) 2,2-диметил-3-гексину.
20. Дати назви таким сполукам:



ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №2 КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета: сформуувати вміння і навички використовувати знання про закономірності хімічних перетворень

За ознакою зміни ступеня окиснення усі хімічні реакції ділять на два види: окисно - відновні та неокисновідновні. Залежно від теплового ефекту виділяють реакції: екзо- та ендотермічні. Залежно від оборотності відомі реакції: оборотні та необоротні. Усі згадані види реакцій будуть вивчатися в наступних практичних заняттях. Тут розглядаються типи хімічних реакцій (табл.1 та 2).

Таблиця 1 - Типи хімічних реакцій

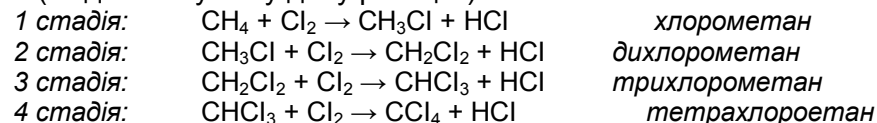
Тип реакції	Визначення	Приклад реакції	
		неокисновідновні	окисно-відновні
сполучення	реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr} = \text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$	$4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
розкладу	реакції, внаслідок яких з однієї складної речовини утворюються дві або більше нових речовин	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
заміщення	реакції, внаслідок яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини	не буває	$\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
обміну	реакції, внаслідок яких дві складні речовини обмінюються своїми компонентами	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	не буває

Таблиця 2 – Типи органічних реакцій

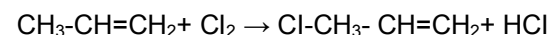
Тип реакції	Що відбувається	Приклад реакції
за напрямком		
Заміщення або S-реакції	атоми або групи атомів у молекулі заміщуються іншими атомами або групами атомів	$\text{CH}_3\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
Приєднання або A-реакції	з двох або кількох молекул утворюється один продукт	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CHCl} - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$
Відщеплення або E-реакції	1,2-відщеплення або β-елімінування	$\beta \quad \alpha$ $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Перегрупування або ізомеризація	речовини перетворюються на ізомери, що мають однаковий склад, але різну будову	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 (\text{AlCl}_3, 100^\circ\text{C}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$
за механізмом розриву зв'язку		
Радикальні або гомолітичні	симетричне роз'єднання пари електронів з утворенням радикалів	$\text{C}::\text{H} \rightarrow \text{C}:\cdot + \cdot:\text{H}$
Іонні або гетеролітичні	пара електронів залишається біля одного з атомів, а другий атом віддає електрон	$\text{C}:\text{C} \rightarrow \text{C}:\text{C}^+ + \text{C}^-$

I. Реакції заміщення водню (з розривом C – H зв'язку):

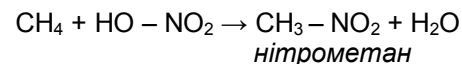
- **реакція радикального галогенування (Ж-Б. Дюма) реакція металеписії.** Умови: сонячне світло, в темряві при 250 – 400°C або при наявності каталізаторів (CuCl_2 , SnCl_2). Утворюється суміш галогенопохідних алканів (кожний з продуктів можна виділити). Легше всього проходить заміщення атому Гідрогену при третинному атомі Карбону. За реакційною здатністю галогени розміщуються у такий ряд: $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br}$ (Йод не вступає у дану реакцію):



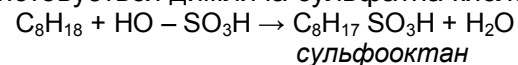
- **реакція радикального заміщення** (атом Гідрогену заміщується на атом Галогену при сусідньому до подвійного зв'язку атому Карбону), відбувається при $t = 500^\circ\text{C}$:



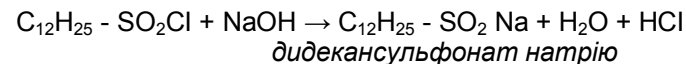
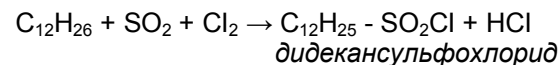
- **реакція нітрування (реакція Коновалова)** – реакція заміщення Гідрогену на нітрогрупу. Умови: 13% HNO_3 , $t = 130 - 140^\circ\text{C}$, $P = 15 - 10^5$ Па. У промисловому масштабі нітрування алканів проводять у газовій фазі при 150 – 170°C оксидом нітрогену (IV) або парами нітратної кислоти:



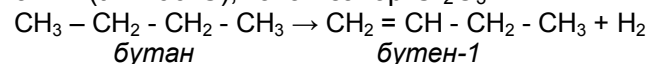
- **реакція сульфування** (для алканів з $\text{C}_8 >$), відбувається при слабкому нагріванні, використовується димляча сульфатна кислота:



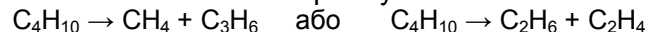
- **реакція сульфохлорування** - дія на алкани $\text{C}_8 - \text{C}_{20}$ сумішшю SO_2 та Cl_2 . Каталізатори – пероксиди або УФ-випромінювання. Реакцію використовують для одержання СМЗ (детергентів):

**II. Реакції розщеплення:**

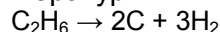
- **дегідрування вуглеводнів** (відщеплення водню), утворюється алкен. Умови: нагрівання ($t = 460^\circ\text{C}$), каталізатор Cr_2O_3 .



- **реакція розщеплення за рахунок розриву C – C – зв'язку** (крекінг), відбувається під дією високих температур, утворюються алкани та алкени з меншим числом атомів Карбону:

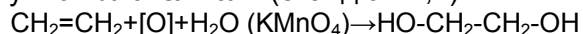


- **реакція розкладання** (піроліз), відбувається при $t > 1000^\circ\text{C}$, утворюються вуглець і водень. Всі вуглеводні розкладаються при нагріванні, але при різній температурі:



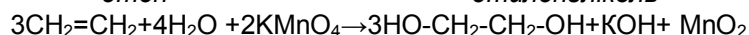
III. Реакції окислення:

- **м'яке окислення**. Спостерігається при дії перманганату калію KMnO_4 в нейтральному або слабколужному середовищах. Реакція відбувається із розірванням π-зв'язку. Утворюються гліколі (двохатомні спирти). У випадку етилену – **етиленгліколь** (етандіол-1,2):

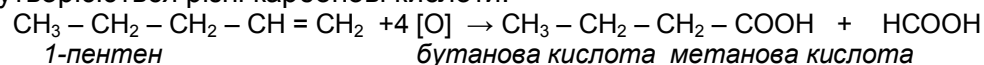


етен

етиленгліколь



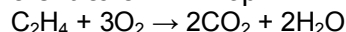
- **жорстке окислення**. Відбувається при використанні хромової суміші ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у присутності концентрованої H_2SO_4). Внаслідок окислення утворюються різні карбонові кислоти:



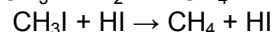
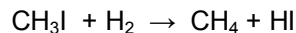
1-пентен

бутанова кислота метанова кислота

- **високотемпературне окислення** - горіння:



IV. Реакції відновлення - відновлення галогенів воднем у момент виділення або у присутності каталізаторів, призводить до одержання насичених вуглеводнів:



V. Реакції приєднання

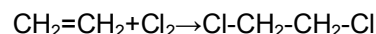
- **приєднання водню (гідрювання)** при нагріванні до температури 150 – 300 $^\circ\text{C}$ і у присутності каталізаторів (Pt, Pd, Ni), утворюються алкани:



пропілен

пропан

- **приєднання галогенів (галогенування)**, утворюються дигалогенопохідні алканів:



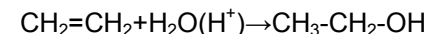
дихлоретан

- **приєднання галогеноводнів**, утворюються моногалогенопохідні алканів:



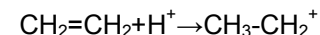
хлоретан

- **приєднання води (гідратація)**, відбувається у присутності каталізаторів (H_2SO_4), утворюються одноатомні спирти. У випадку етилену – етанол (первинний спирт):

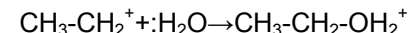


етанол

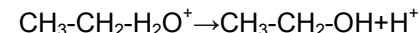
1-а стадія:



2-а стадія:

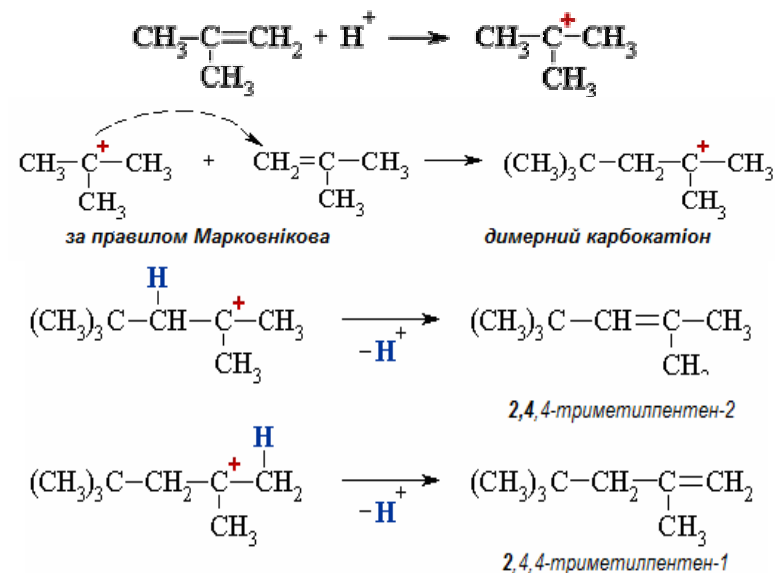


3-я стадія:



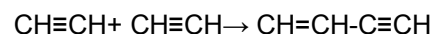
VI. Реакції полімеризації

- **ступінчаста полімеризація** – послідовне сполучення двох або декількох мономерів в одну молекулу. Відкрита і вивчена О.М.Бутлеровим. Використовується в промисловості для полімеризації алкенів. Використовують каталізатори – хлориди амонію, або цинку, їх броміди, флуориди. Змінюючи умови реакції, можна одержати полімери з різною молекулярною масою і фізичними властивостями. Прикладом такої реакції є димеризація 2-метилпропену (каталізатор H_2SO_4):



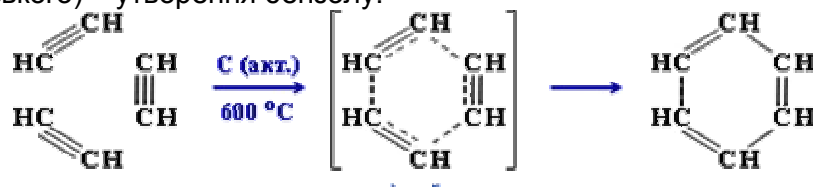
- **ланцюгова, або лінійна полімеризація.** З багатьох мономерів утворюються довгі ланцюги за рахунок розриву подвійних зв'язків у молекулах алканів (етилену і пропілену).

- **димеризація ацетилену** в присутності водно-аміачного розчину CuCl :

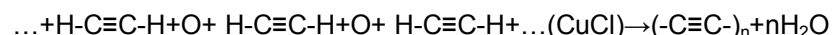


вінілацетилен

- **тримеризація ацетилену** над активованим вугіллям (реакція Зелінського) – утворення бензолу:

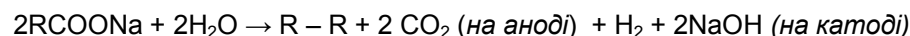


- **окислювальна поліконденсація ацетилену** у присутності CuCl – утворюється карбін (ВМС) – одна з алотропних модифікацій Карбону:

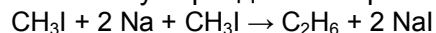


VII. Іменні реакції:

- **електроліз по Кольбе:**



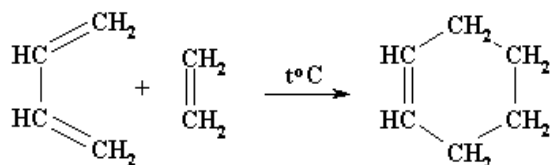
- **реакція Вюрца** – дія металічного натрію на галогенопохідні вуглеводнів. При взаємодії двох різних галогенопохідних утворюється суміш вуглеводнів, яка може бути розділена перегонкою:



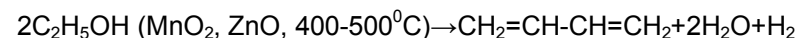
- **реакція Дюма** - сплавляння ацетату натрію з лугом (натронним вапном – суміш NaOH і Ca(OH)_2):



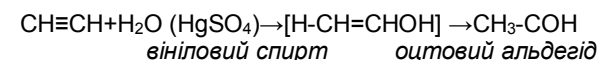
- **реакція Дільса-Альдера** - дієновий синтез: відбувається 1,4-приєднання алкенів або алкінів до молекул дієнів зі спряженими зв'язками:



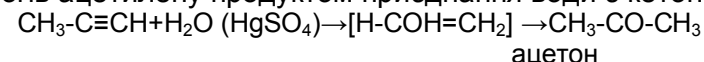
- **синтез Лебедева** – синтез дивінілу:



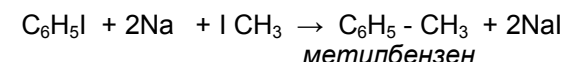
- **реакція Кучерова** - дія на ацетилен водою у присутності каталізаторів (HgSO_4 або $\text{Hg(NO}_2)_2$), що супроводжується розривом потрібного зв'язку, приєднанням молекул води і утворенням нестійкого ненасиченого вінілового спирту, який у подальшому перетворюється на оцтовий альдегід:



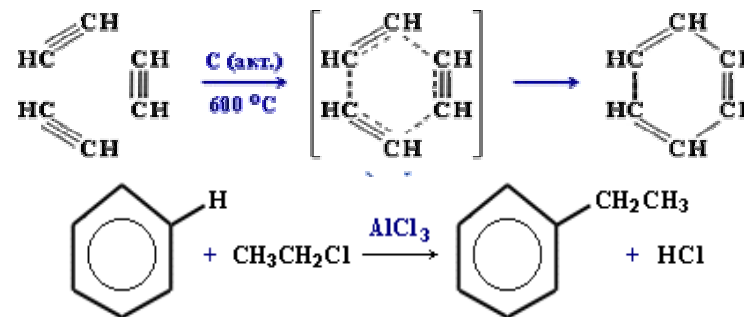
Для гомологів ацетилену продуктом приєднання води є кетон:



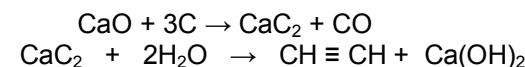
- **реакція Вюрца – Фіттіга:**



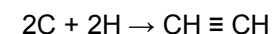
- **реакція Зелінського і Казанського** - синтез з ацетилену при пропусканні його через нагріте активоване вугілля:



- **реакція Велера** - одержання ацетилену з карбіду кальцію в електропечах; при $t = 2500^\circ\text{C}$ нагрівають суміш вугілля (коксу) і негашеного вапна:

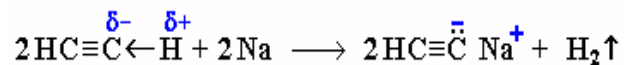


- **реакція Бертло** - прямий синтез алкінів з Гідрогену і Карбону; гідроген пропускають в полум'я електричної дуги між двома вугільними електродами:



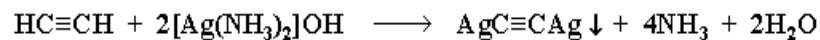
VIII. Утворення солей (кислотні властивості) – реакції заміщення

- **взаємодія з активними металами**, утворюються ацетиленіди, які використовують для одержання гомологів ацетилену:



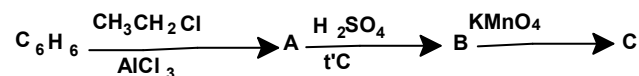
ацетиленід натрію

- взаємодія алкінів з аміачними розчинами оксиду срібла або хлориду купруму(І), утворюються осади нерозчинних ацетиленідів:

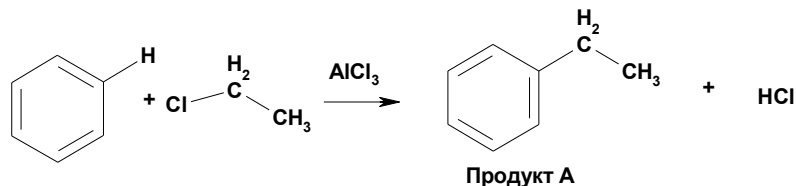


ПРИКЛАДИ ВИКОНАННЯ ЗАВДАНЬ

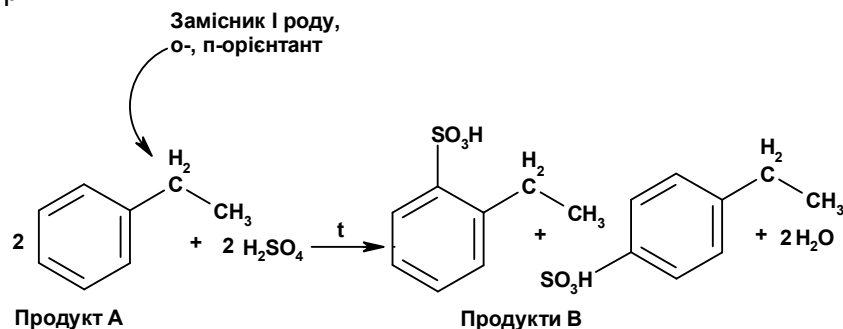
Приклад 1. Завершити схему:



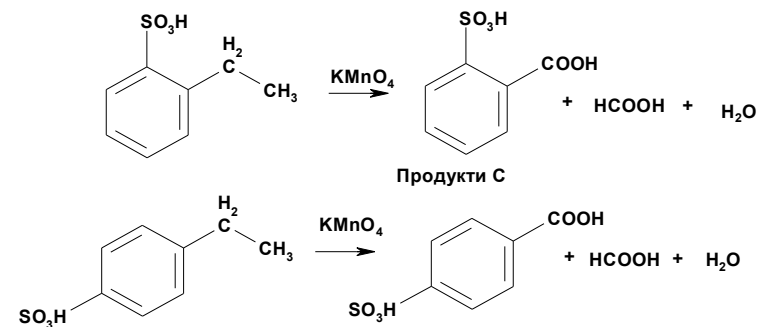
Розв'язування: Для кожного перетворення пишемо окрему реакцію. Перша реакція – алкілювання бензолу за реакцією Фріделя-Крафтса:



Реакція сульфування призводить до утворення суміші двох ізомерів:

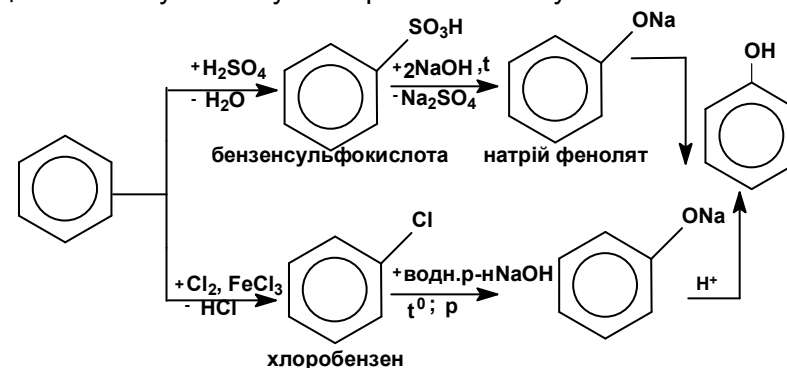


Реакцію окиснення пишемо для кожного з двох сульфопохідних окремо:

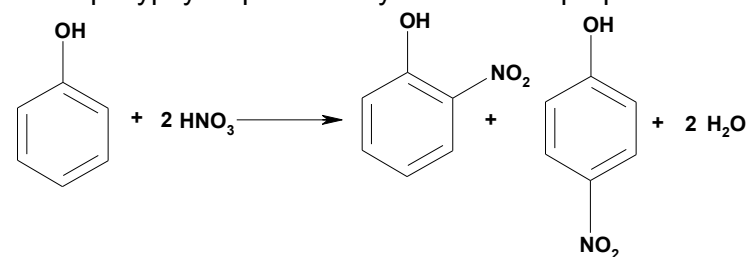


Приклад 2. З бензолу отримайте о-нітрофенол, м-нітрофенол, л-нітрофенол.

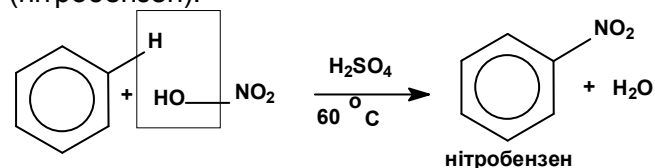
Розв'язування: Щоб одержати о-і л-нітрофеноли із бензолу необхідно спочатку синтезувати фенол за наступною схемою:



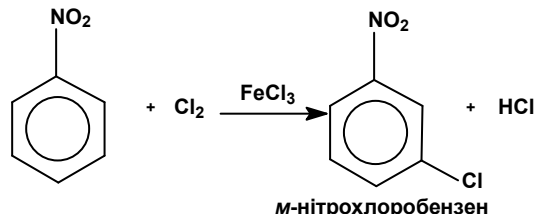
При обробці фенолу розведеною нітратною кислотою при кімнатній температурі утворюється суміш о- і л-нітрофенолів:



Щоб одержати м-ізомер, необхідно спочатку синтезувати нітробензол (нітробензен):

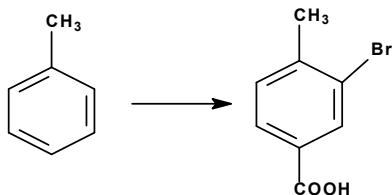


Діючи на нітробензол хлором в присутності хлориду алюмінію, можна одержати *m*-нітрохлоробензол (*m*-нітрохлоробензен):



Контрольні питання

- Виходячи з бензолу, синтезуйте а) *o*- і *p*-бромфеноли; б) трибромфенол; в) етиловий естер *p*-нітробензойної кислоти.
- Запропонуйте найбільш раціональну послідовність реакцій в такому перетворенні:



- Визначити тип реакції:

- $t = 150 - 300^{\circ}\text{C}$, каталізатор - Pt, Pd, Ni : $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- $\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]^+ \cdot \text{I}^-$; $[\text{CH}_3\text{NH}_3]^+ \cdot \text{I}^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NH}_4\text{I}$
- $\text{CH}_3 - \text{CCl}_3 + 3\text{NOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} + 3\text{HCl}$

Домашнє завдання

- Напишіть рівняння таких реакцій: горіння магнію в кисні з утворенням оксиду; окиснення алюмінію киснем з утворенням оксиду.
- Напишіть рівняння реакції, які проходять під час відновлення воднем: Cu_2O , Pb_3O_4 .
- Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- Які спирти треба окислити, щоб утворилися альдегіди такої будови:
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}=\text{O}$; $(\text{CH}_3)_2\text{C} - \text{CH}=\text{O}$; $\text{CH}_2=\text{CH} - \text{CH}=\text{O}$

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №3

БУДОВА АТОМІВ ТА ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ. КОНДЕНСОВАНИЙ СТАН РЕЧОВИНИ

ТЕОРІЯ ХІМІЧНОЇ БУДОВИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК О.М.БУТЛЕРОВА

Мета: Навчитися:

- записувати повні електронні формули для будь-якого елементу; визначати чергові і валентні електрони будь-якого елементу; зображати у вигляді енергетичних комірок схему орбіталей атома; порівнювати ефективні радіуси атомів (іонів) будь-яких елементів; за положенням елементів в періодичній системі прогнозувати зміну атомних радіусів, іонізаційних потенціалів, електронегативності тощо в рядах, періодах, групах, підгрупах;
- оцінювати тип зв'язку в бінарних сполуках за різницею електронегативностей елементів; визначати в наближенні МВС електронну будову й геометрію молекул; вільно орієнтуватись в типах хімічного зв'язку, залежності їх міцності від різних факторів (довжина зв'язку, кратність, полярність, заряд іонів, кратність в ММО тощо); мати чіткі поняття про просторову орієнтацію ковалентних зв'язків; за електронною будовою атома прогнозувати можливу гібридизацію орбіталей, геометрію молекул; розуміти різницю в енергії сигма-, та пі-зв'язків, розташування та числі областей перекривання орбіталей; будувати енергетичні діаграми МО бінарних гомоядерних молекул та молекулярних іонів елементів 2-го періоду, визначати кратність зв'язку; оцінювати характер іон-іонної, іон-дипольної та диполь-дипольної взаємодій залежно від розмірів та зарядів часток; прогнозувати відносну стійкість хімічних сполук, враховуючи явища поляризації і контрполяризації; оцінювати фізичні характеристики речовин залежно від типу кристалічної ґратки й прогнозувати тенденції їх зміни в ряду сполук-аналогів.

АТОМНА ОРБІТАЛЬ характеризує ту частину простору навколо ядра, у якому найбільш вірогідне знаходження електрона. Сукупність атомних орбіталей одного енергетичного рівня утворює електронний шар (оболонку). Енергетичний стан електрона у атомі описується 4 квантовими числами: n , l , m_l , m_s .

ГОЛОВНЕ КВАНТОВЕ ЧИСЛО "n" характеризує рівень енергії у полі ядра. Співпадає з номером періоду, тобто енергетичного рівня. Приймає значення: $n=1, 2, 3, \dots, \infty$.

ПОБІЧНЕ, ОРБІТАЛЬНЕ АБО АЗИМУТАЛЬНЕ ЧИСЛО "l" визначає енергію енергетичного підрівня, характеризує форму орбіталі. Приймає значення: від 0 до $(n-1)$:

$l=0$	1	2	3	4
s	p	d	f	g

МАГНІТНЕ КВАНТОВЕ ЧИСЛО "m_l" характеризує просторове розміщення орбіталей відносно магнітної осі атома. Приймає значення: від $-l$ до $+l$ через 0.

СПІНОВЕ КВАНТОВЕ ЧИСЛО "m_s" характеризує рух електрона навколо власної осі. Воно має два значення: $+1/2$, графічно $\uparrow$.

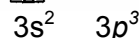
ЗА СТРУКТУРОЮ ЕЛЕКТРОННОЇ ОБОЛОНКИ АТОМА СУДЯТЬ:

- про розміщення елементу у певному періоді (за максимальною кількістю s-електронів, наприклад, $5s^2 4d^2$ — це елемент 5-го періоду);
- до якої групи відноситься елемент (до головної підгрупи А належать s і p-елементи, оскільки валентні електрони перебувають на одному й тому ж енергетичному рівні; до побічної підгрупи В належать d- і f-елементи, у яких валентні електрони перебувають на різних енергетичних рівнях);
- до якого типу (s-, p-, d- чи f-елементів) належить даний елемент (визначають за будовою відповідного енергетичного підрівня);
- про належність елемента до металів (па зовнішньому енергетичному рівні 1—3 електрони — це s-, d-, f-елементи та p-елементи IIIA групи, крім бору); неметалів (решта p-елементів); металоїдів — за фізичними властивостями наближаються до металів, а хімічними — до неметалів (за класифікацією українського хіміка А.М.Голуба належать елементи 1VA—VIA груп 5—6 періодів: Sn, Sb, Te, Pb, Bi, Po);
- про максимальний ступінь окислення (встановлюється, як правило, за номером групи — числом валентних електронів); метали мають тільки позитивний ступінь окислення, неметали ще й негативний, який визначається за формулою $n=N-8$, де N — номер групи;
- які оксиди утворює даний елемент: кислотні оксиди — це оксиди неметалів (NO_2 , P_2O_5 , SiO_2) та оксиди металів вищого ступеня окислення (Mn_2O_7 , Cr_2O_3); основні — це оксиди s- та d-елементів з нижчим ступенем окислення (CaO , MnO); амфотерні — це оксиди p-елементів IIIA групи (Al_2O_3), d-елементів у проміжному ступені окислення (MnO_2 , Cr_2O_3).

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Визначити квантові числа та навести графічне зображення валентних електронів для елемента Р (фосфору).

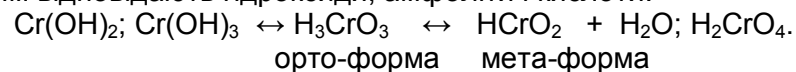
Розв'язування. Фосфор ($Z=15$) розміщується у періодичній системі у III періоді, VA групі. Його валентні електрони $3s^2 3p^3$, а їх графічне зображення:



Квантові числа: $3s^2-n=3, l=0, m_l=0, \Sigma m_s=0$;
 $3p^3-n=3, l=1, m_l=-1, 0, +1; \Sigma m_s=\pm 1/2 \cdot 3$.

Приклад 2. Назвати елемент і охарактеризувати його хімічні властивості за електронною будовою атома, валентні електрони якого — $4s^1 3d^5$. Наведіть приклади практичного використання цього елемента.

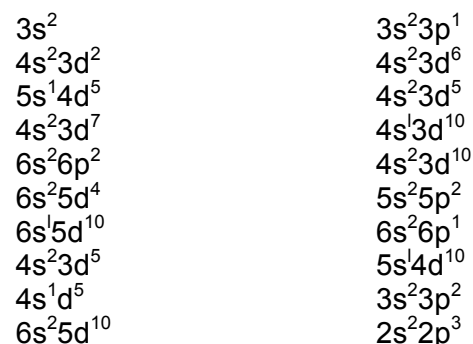
Розв'язування: Хром ($4s^1 3d^5$) — це d-елемент IV періоду ($n=4$), VIB групи ($\Sigma s+d=6$), метал, утворює оксиди зі ступенем окислення +2 (CrO), +3 (Cr_2O_3) та +6 (CrO_3). За загальним правилом: оксид з нижчим ступенем окислення (+2) має основний характер, з проміжним (+3), — амфотерний та з вищим ступенем окислення (+6) — кислотний характер, їм відповідають гідроксиди, амфоліти і кислоти:



Хром використовують як легуючу домішку у різні сорти сталі (жаростійкі, інструментальні та ін.). Введення у сталь 13% Cr робить її нержавіючою. Входить до складу ніхрому (80% Ni, 20% Cr), який використовують у електронагрівниках. Широко застосовується хромування різних виробів (дизайн, захист від корозії). Є складовою частиною композиційних матеріалів — керметів (кераміка + метал), наприклад, матеріал, що містить 72% Cr і 28% Al_2O_3 .

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Визначити квантові числа та нанести графічне зображення валентних електронів та описати хімічні властивості для елементів: B, Cl, S, I, Fe, C, P, N, O, Cu.
2. Назвати елемент і охарактеризувати його хімічні властивості за електронною будовою атома, валентні електрони якого — Наведіть приклади практичного використання даного елемента та хімічні властивості:



Хімічний зв'язок між атомами у молекулі обумовлює хімічні, фізичні властивості речовини;

- універсальним хімічним зв'язком є ковалентний зв'язок; хімічний зв'язок характеризується порядком (кратністю), енергією, довжиною і валентним кутом (останнє - для ковалентного зв'язку);

- р-орбіталі не утворюють гібридизованих зв'язків, а дають "чисті" п-зв'язки; у гібридизації орбіталей беруть участь sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d - і sp^3d^2 -орбіталі; при цьому відповідно утворюється лінійні молекули ($<180^\circ$, BeCl_2); молекули у формі плоского трикутника ($<120^\circ$, BF_3 , CO_3^{2-}) та тетраедра ($<109^\circ 28'$, CH_4 , NH_4^+); біпірамідальні (PCl_5); октаедричні просторові конфігурації молекул (SF_6 , SiF_6^-);

- у молекулі бензолу C_6H_6 (sp^2 -гібридизація) хімічні зв'язки, що лежать у площині бензольного ядра (δ -зв'язки), локалізовані, а π -зв'язки, які утворені бр-елекtrонами, нелокалізовані і розташовані перпендикулярно до площини ядра. Делокалізований зв'язок особливо характерний для металів (металічних сполук);

- якщо ковалентний зв'язок характеризується напрямком, здатністю до насичування та поляризації, то іонний зв'язок — ненасичений та ненапрявлений; для іонів характерне явище поляризації, що складається з поляризуючої дії і поляризованості; ці явища впливають на розчинність, гідроліз, забарвлення багатьох сполук;

- важливу роль відіграють сили міжмолекулярної взаємодії — Ван-дер-Ваальса, які мають електростатичну природу. Енергія цієї взаємодії $U = U_{\text{ор}} + U_{\text{інд}} + U_{\text{дисп}}$, де $U_{\text{ор}}$ — енергія орієнтаційної взаємодії (більш характерна для диполів), властива, в основному, неполярним молекулам, у полярних вона значно слабша, ніж орієнтаційна; $U_{\text{дисп}}$ — енергія дисперсійної взаємодії, що пов'язана з виникненням миттєвої поляризації;

- силами Ван-дер-Ваальса пояснюються явища когезії (міжмолекулярна взаємодія між однаковими молекулами) та адгезії (між різними молекулами);

- енергія міжмолекулярної взаємодії становить 8—16 кДж/моль, водневого зв'язку — 8—40 кДж/моль, хімічного зв'язку — 100—1000 кДж/моль;

- кристалічні речовини — анізотропні (неоднакові фізичні властивості у різних кристалах), аморфні — навпаки, ізотропі;

- відомі такі системи (синтонії) кристалів: кубічна, гексагональна, тетрагональна, тригональна, ромбічна, моноклінна і триклінна;

- кристалічні ґратки бувають іонними (NaCl), атомними (алмаз, кремній), металічними (властиві металам), молекулярними ($\text{H}_2\text{O}_{\text{крис}}$, $\text{CO}_{2\text{крис}}$). Останні мають малі енергії, тому речовини з молекулярними кристалічними ґратками характеризуються невеликою твердістю, леткі.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Пояснити утворення хімічного зв'язку в молекулі O_2 на основі методу ВЗ та МО ЛКАО, охарактеризувати магнітні властивості молекули.

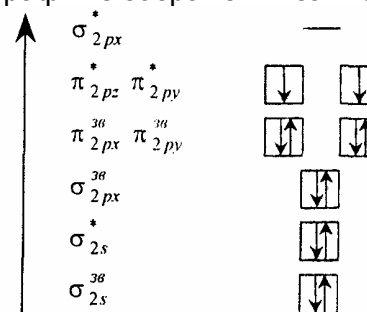
Розв'язування: а) МВЗ. У цьому випадку від кожного атома кисню в утворенні зв'язку беруть участь $2s^2 2p^4$ -валентні електрони. Графічно можна зобразити:



б) МО ЛКАО. Для молекул O_2 МО (молекулярні орбіталі) розташовані у порядку зростання енергії:

$$\sigma_{2s}^{36} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2px}^{36} = \pi_{2py}^{36} < \pi_{2pz}^{36} < \pi_{2pz}^* = \pi_{2py}^* < \sigma_{2px}^*$$

Графічне зображення за МО ЛКАО:



У молекул кисню 12 електронів. Обчислимо порядок (кратність)

$$\text{зв'язку: } \frac{1}{2}(n^{36} - n^*) = \left(\frac{8 - 4}{2}\right) = 2,$$

де n^{36} — кількість електронів на зв'язуючих орбіталях;

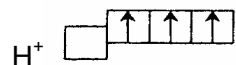
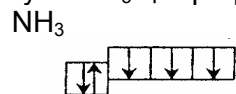
n^* — на розпушуючих.

Наявність двох неспарених електронів на π_{2pz} і π_{2py} обумовлює парамагнітні властивості молекули кисню (ця речовина притягується зовнішнім магнітним полем, тоді як діамагнітні, що містять спарені електрони, виштовхуються ним). Парамагнітна сприйнятливості має позитивний знак, а діамагнітна — негативний. Феромагнітні речовини мають високу магнітну сприйнятливості (Fe , Co , Ni).

Таким чином, метод валентних зв'язків не дає можливості пояснити магнітні властивості молекули O_2 (оскільки утворюється дві електронні пари неспарених електронів немає). Крім того, МО ЛКАО може пояснити також утворення різних молекулярних іонів, наприклад, O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} , їх стабільність і можливість існування, тоді як використання МВЗ не дає можливості пояснити ці властивості.

Приклад 2. За МВЗ пояснити утворення донорно-акцепторного зв'язку в іонах NH_4^+ та BH_4^- .

Розв'язування: Від атома азоту в утворенні зв'язку беруть участь $2s^2 2p^3$ електрони, від атома водню — $1s^1$. Отже, у випадку утворення молекули NH_3 це графічно можна зобразити так:

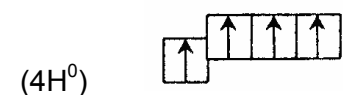
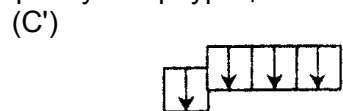


В іоні водню (H^+) є вільна атомна орбіталь ($1s^1$), а в молекулі NH_3 — пара електронів ($2s^1$), що дає можливість утворити донорно-акцепторний зв'язок: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$, де атом азоту — донор, іон водню (NH_4^+) - акцептор.

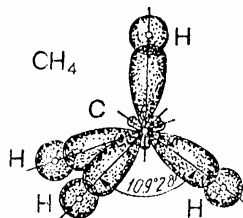
Аналогічно утворюється донорно-акцепторний зв'язок в іоні BH_4^- : $\text{BH}_3 + \text{H}^- \rightarrow \text{BH}_4^-$, де H^- — донор, а BH_3 — акцептор. Атом бору має вакантну p -орбіталь, а гідрид-іон (H^-) — неподілену пару електронів.

Приклад 3. Пояснити утворення гібридизованих sp^3 -орбіталей у молекулі CH_4 .

Розв'язування: у збудженому стані атом вуглецю C має таку електронну конфігурацію валентних електронів:



У даному випадку з чотирьох АО ($s^1 p^3$) утворюються чотири гібридизовані sp^3 -орбіталі, з ними перекриваються $1s^1$ -орбіталі чотирьох атомів водню. Утворюється тетраедрична молекула CH_4 :



Приклад 4. Записати електронну конфігурацію молекули CO .

Розв'язування: Електронна конфігурація атомів вуглецю і кисню - $\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$, $\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$, всього 14 електронів. Тоді $\text{CO}[\text{KK}(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2s}^*)^2(\pi_{2pz}^*)^2(\pi_{2py}^*)^2(\sigma_{2px}^*)^2]$.

Кратність зв'язку дорівнює $\frac{1}{2}(n^{3B} - n^*) = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$.

КК — це $1s^2$ атома C і $1s^2$ атома O , тобто $(\sigma_{1s}^*)^2(\sigma_{1s}^*)^2$.

Аналогічну будову мають N_2 , CN^- .

Приклад 5. Чи існує молекула Ne_2 ?

Розв'язування: Електронна формула $\text{Ne} — 1s^2 2s^2 2p^6$. У молекулі Ne_2 — 16 електронів (другий енергетичний рівень), які розселяються на 8 МО. Тоді кратність зв'язку буде дорівнювати: $\frac{1}{2}(n^{3B} - n^*) = \frac{1}{2}(8 - 8) = 0$. Якщо кратність зв'язку дорівнює нулю, молекула існувати не може. Справді, благородні гази утворені одноатомними молекулами.

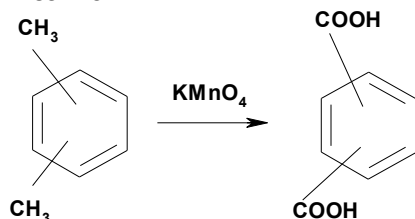
У 1861 р. О.М.Бутлеров виступив на з'їзді природодослідників і лікарів у м. Шпейєрі з доповіддю, в якій виклав основні положення теорії хімічного складу та просторової будови органічних речовин, а саме:

- атоми в молекулах органічних речовин сполучені між собою у певній послідовності відповідно до їхніх валентностей;
- властивості речовин залежать від якісного і кількісного складу їх молекул та від порядку сполучення атомів у молекулі, тобто від хімічної будови молекул;
- органічні речовини з однаковим якісним і кількісним складом, але з різною хімічною будовою, називаються ізомерами і характеризуються індивідуальними властивостями;
- за властивостями органічних речовин можна встановити їх хімічну будову і передати їх формулами;
- реакційна здатність атомів, що входять до складу молекули органічної речовини, може змінюватися залежно від того, з якими іншими атомами вони сполучені; ця зміна зумовлюється взаємним впливом атомів у молекулах.

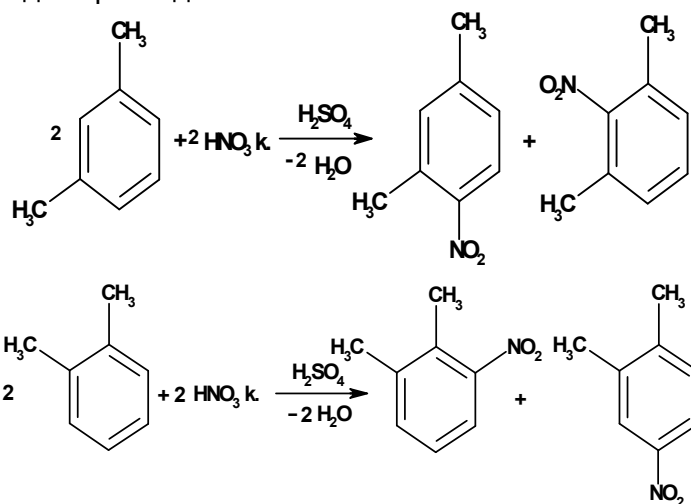
Приклад 6. Встановіть будову ароматичного вуглеводню складу C_8H_{10} , при окисненні якого утворюється бензолдикарбонова кислота, а при нітруванні тільки один мононітропродукт. Напишіть відповідні реакції.

Розв'язування: Виходячи із запропонованої *брутто*-формули та умови, що це ароматична сполука, можна зробити висновок, що цей вуглеводень є одним з ксилолів (тобто, диметилбензолом). Але яким саме ізомером (*о*-, *м*- або *п*-ксилолом) він є, поки що встановити ми не можемо.

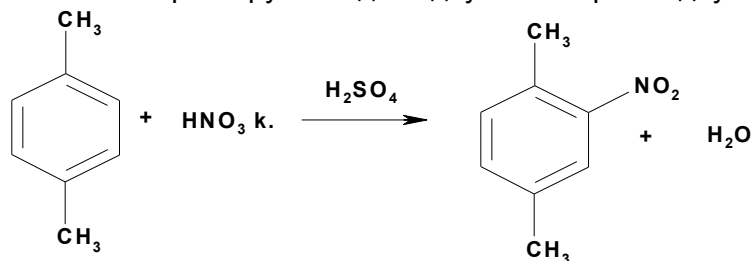
Тому реакцію його окиснення пишемо без позначення точного положення метильних замісників:



Точне положення замісників допомагає встановити вказівка на те, що при нітруванні утворюється тільки один мононітропродукт. Дійсно, якщо проводити нітрування *m*- або *o*-ізомерів, кількість продуктів буде відповідно три та два:

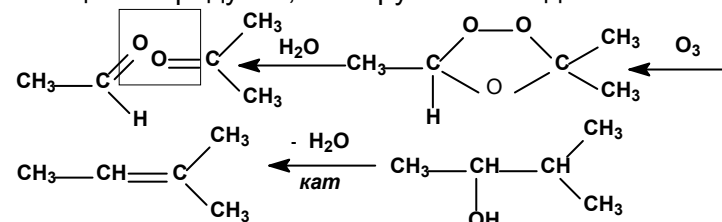


Тільки *p*-ксиліл при нітруванні дає одну мононітропохідну:



Приклад 7. Яку будову має сполука складу $C_5H_{12}O$, якщо відомо, що вона реагує з натрієм, при окисненні дає сполуку складу $C_5H_{10}O$, а продукт її внутрішньомолекулярної дегідратації після озонолізу утворює ацетон і оцтовий альдегід?

Розв'язування: Виходячи з того, що сполука формули $C_5H_{12}O$ має у своєму складі кисень, її *брутто*-формула відповідає аліфатичним спиртам або етерам, крім того реагує з натрієм, відповідно вона є аліфатичним спиртом. При окисненні утворює сполуку, яка містить на два атоми водню менше і перетворюється на карбонільну сполуку. В результаті внутрішньомолекулярної дегідратації вихідний спирт перетворюється на алкен. Алкен при озонолізі і подальшому гідролізі утворює ацетон (пропанон) і оцтовий альдегід (етаналь), тому потрібно виходити з кінцевих продуктів, конструюючи вихідний алкен.



Таким чином, вихідна сполука – 3-метил-2-бутанол (3-метилбутанол-2).

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

- За методом ВЗ показати будову молекул: HF , PH_3 , H_2O , CH_4 , BeF_2 , Cl_2 .
- За МО ЛКАО пояснити характер зміни енергії зв'язку, кратності зв'язку, між'ядерної відстані та магнітних властивостей у ряду: $N_2 \rightarrow N_2^+ \rightarrow N_2^-$.
- Який хімічний зв'язок у сполуках O_2 , MgO , KCl , NH_4Cl , N_2 , NaF , CaO , BeH_2 ?
- За методом ВЗ пояснити характер зміни валентних кутів і геометрію молекул: NH_3 , PH_3 , AsH_3 .
- За методом ВЗ показати будову молекул та пояснити характер зміни полярності молекул в ряду: $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$
- Визначити ступені окиснення (електровалентність), ковалентність та координаційне число центрального атома у сполуках і відобразити будову частинок: CO_2 , NH_4^+ , N_2 , CH_4 .
- Напишіть структурну формулу сполуки складу C_4H_8O , якщо вона знебарвлює бромну воду, реагує з натрієм, а при обережному окисненні утворює вінілоцтовий альдегід.
- Речовина складу $C_6H_{14}O$ при окисненні дає сполуку $C_6H_{12}O$, яка взаємодіє з фенілгідазином, але не дає реакції „срібного дзеркала”. Продукт дегідратації вихідної сполуки при окисненні утворює метилетилкетон та оцтову кислоту. Встановіть будову речовини та напишіть рівняння реакцій.

ЕЛЕМЕНТИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ І ТЕРМОХІМІЇ

Мета: опанувати методикою обчислення ентальпії утворення речовин, ентальпії процесів; змін ентропії і вільної енергії реакції; прогнозу проходження процесу, враховуючи термодинамічні й кінетичні його параметри.

Науку про взаємні перетворення різних видів енергії називають термодинамікою. Термодинаміка встановлює закони цих перетворень, а також напрямок самочинного протікання різних процесів у даних умовах.

Розділ термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називають термохімією. Реакції, які супроводжуються виділенням теплоти, називають екзотермічними, а ті, що супроводжуються поглинанням теплоти, — ендотермічними (позначаються знаками "-" і "+" відповідно).

При будь-якому процесі спостерігається закон збереження енергії. Теплота Q , яка поглинається системою, втрачається на зміну її внутрішньої енергії ΔU і на виконання роботи A :

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

При хімічних реакціях A — це робота проти зовнішнього тиску, тобто у першому наближенні $A = p\Delta V$, де ΔV — зміна об'єму системи ($V_2 - V_1$). Оскільки більшість хімічних реакцій відбувається при постійному тиску, то для ізобарно-ізотермічного процесу ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) теплота:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V,$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1),$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Суму $(U + pV)$ позначаємо через H , тоді

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину H називають ентальпією. Ентальпія, як і внутрішня енергія, є функцією стану.

Теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі ($V = \text{const}$, $T = \text{const}$), при якому $\Delta V = 0$, дорівнює зміні внутрішньої енергії системи:

$$Q_v = \Delta U.$$

Теплоти хімічних процесів, які протікають при $p, V = \text{const}$ і $V, T = \text{const}$, називають тепловими ефектами.

Реакція, яка протікає при даній температурі з виділенням теплоти, при іншій температурі проходить з поглинанням теплоти. Це пояснюється тим, що з одного боку система прагне до упорядкованості (агрегації), до зменшення H ; з другого боку, система прагне до безладдя (деагрегації). Перша тенденція зростає з пониженням, а друга — з підвищенням температури. Тенденцію до безладдя характеризує величина, яку називають ентропією (S , Дж/моль·К). Вона відображає рух частинок речовини і є мірою неупорядкованості системи (зростає при нагріванні, випарюванні, плавленні та ін.) $\approx T\Delta S$. Ентропія є функцією

стану, тобто її зміна (ΔS) залежить від початковою (S_1) і кінцевого (S_2) стану і не залежить від шляху процесу:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S_{\text{прод.}}^0 - S_{\text{вих.}}^0.$$

Таким чином, рушійна сила процесу складається із двох сил: прагненням до упорядкованості (H) і прагненням до безладдя (TS). При $p = \text{const}$ і $T = \text{const}$ загальну рушійну силу процесу, яку позначають ΔG , можна знайти із співвідношення:

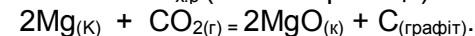
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Величина G — ізобарно-ізотермічний потенціал або енергія Гіббса. Таким чином, мірою хімічної спорідненості є зменшення енергії Гіббса (ΔG), яка залежить від природи речовини, її кількості і під температури (г функцією спіну), тому

Якщо $\Delta G < 0$, процес принципово можливий; якщо $\Delta G > 0$, процес самочинно протікати не може.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Обчислити $\Delta H_{\text{х.р.}}$ (хімічної реакції):



Розв'язування: За даними табл. 1 стандартні ентальпії утворення CO_2 та MgO відповідно дорівнюють $-393,5$ і $601,8$ кДж/моль (стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю).

За законом Гесса: "Стандартна зміна ентальпії хімічної реакції дорівнює сумі стандартних ентальпій утворення продуктів реакції за відрахуванням суми стандартних ентальпій утворення вихідних речовин". У кожному випадку необхідно враховувати кількість молей речовин, які беруть участі, у реакції (відповідно до рівняння реакції).

Для стандартної ентальпії даної реакції:

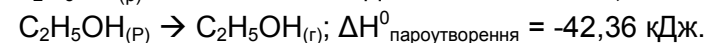
$$\Delta H_{\text{х.р.}} = 2\Delta H_{\text{MgO}}^0 - \Delta H_{\text{CO}_2}^0 = 2(-601,8) - (-393,5) = -1203,6 + 393,5 = -810,1 \text{ кДж}.$$

Приклад 2. Реакція горіння етилового спирту описується термохімічним рівнянням:



Обчислити тепловий ефект реакції, якщо відомо, що молярна теплота пароутворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}$ дорівнює $42,36$ кДж.

Розв'язування: Для визначення $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$ необхідно знати теплоту утворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}$. Останню знаходимо таким чином;



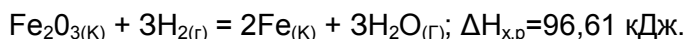
$$\text{Звідки } 42,36 = -235,31 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}}^0;$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}}^0 = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж}.$$

Знаходимо $\Delta H_{\text{х.р.}}$, скориставшись висновком із закону Гесса:

$$\Delta H_{\text{хр}} = 2\Delta H^0_{\text{CO}_2} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(\text{P})} - \Delta H^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{P})} = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,67) = -1366,73 \text{ кДж.}$$

Приклад 3. Реакція відновлення Fe_2O_3 воднем відбувається за рівнянням:



При якій температурі почнеться відновлення Fe_2O_3 , якщо зміна ентропії $\Delta S^0 = 0,1387 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{K)}$?

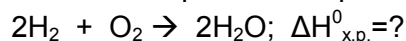
Розв'язування. Оскільки в момент рівноваги $\Delta G^0 = 0$, а $\Delta H^0 = T\Delta S$,

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{96,61}{0,1387} = 696,5 \text{ K}$$

Отже, при температурі $\approx 696,5 \text{ K}$ почнеться реакція відновлення Fe_2O_3 (температура початку реакції).

Приклад 4. Знайти кількість теплоти, яка виділиться під час вибуху 12,6 л гримучого газу (взятого за нормальних умов) з утворенням водяної пари.

Розв'язувати. Запишемо термохімічне рівняння цієї реакції:



Тепловий ефект цієї реакції дорівнюватиме стандартній ентальпії утворення водяної пари:

$$\Delta H_{\text{хр}} = 2\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} = 2(-241,8) = -483,6 \text{ кДж.}$$

Оскільки в утворенні 2 моль води бере участь 3 моль газоподібних речовин (67,2 л), то:

$$\begin{aligned} 67,2 \text{ л} & \text{ — } (-483,6) \\ 12,6 \text{ л} & \text{ — } x, \\ x & = \frac{-483,6 \cdot 12,6}{67,2} = -90,67 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Таблиця 1- Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_{298} , ентропії S^0_{298} і енергії Гіббса ΔG^0_{298} деяких речовин при 298 K (25°C).

Речовина	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·K)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
Al_2O_3 (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
BaCO_3 (к)	-1176,76	112,1	-1138,8
BaO (к)	538,9	67,87	-527,5
BeCO_3 (к)			-944,75
BeO (к)			-581,61
$\text{C}_{(\text{графіт})}$	0	5,74	0

$\text{C}_{(\text{алмаз})}$	1,807	2,38	
CH_4 (г)	-74,9	186,2	50,8
C_2H_2 (г)	226,8	200,8	209,2
C_2H_4 (г)	52,3	219,4	68,1
C_2H_6 (г)	89,7	229,5	-32,9
CH_3OH (р)	-238,7	126,7	-167,22
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (р)	-277,67	160,7	-174,8
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (г)	-235,31		
C_6H_6 (р)	89,2	269,2	129,7
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (глюкоза)	-1273,0		-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO_2 (г)	393,5	213,7	-394,4
CaCO_3 (к)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaO (к)	635,5	39,7	-604,2
Ca(OH)_2 (к)	986,6	76,1	-896,8
Cl_2 (г)	0	222,9	0
Cr_2O_3 (к)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (к)	-162,0	42,6	-129,9
Fe (к)	0	27,15	0
FeO (к)	-264,8	60,8	-244,3
Fe_2O_3 (к)	-822,2	87,4	-740,3
Fe_3O_4 (к)	-1117,1	146,2	-1041,2
H_2 (г)	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
H_2O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H_2O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H_2S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (к)	-435,9	82,6	-408,0
KClO_3 (к)	-391,2	143,0	-289,9
MgCO_3 (к)		65,69	-1028,3
MgO (к)	-601,8	26,9	-569,6
N_2 (г)	0	199,9	0
NH_3 (г)	-46,2	192,6	-16,7
N_2O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
NO_2 (г)	33,5	240,2	51,5
N_2O_4 (г)	9,6	303,8	98,4
NiO (к)	-239,7	38,0	-211,6

O ₂ (г)	0	205,0	0
P ₂ O ₃ (к)	-820,0	173,5	
P ₂ O ₅ (к)	-1492,0	1 14,5	-1348,8
PbO (к)	-219,3	66,1	-189,1
PbO ₂ (к)	-276,6	74,9	-218,3
PCl ₃ (г)		311,66	
PCl ₅ (г)		352,71	
CS ₂ (г)	1 15,28	2-19,6	62,82
NH ₄ Cl (к)	-315,39	94,5	-203,88
ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Реакція горіння етану описується термохімічним рівнянням:
 $C_2H_{6(g)} + 3,5O_{2(r)} = 2CO_{2(r)} + 3H_2O_{(p)}$; $\Delta H^0_{x.p.} = -1559,87$ кДж. Знайти ентальпію утворення етану, якщо відомі теплоти утворення CO₂ (г) і H₂O (р) (див. табл. 1). **Відповідь: -84,59 кДж.**
2. Газоподібний етиловий спирт C₂H₅OH можна добути при взаємодії етилену C₂H₄ (г) і водяної пари. Написати термохімічне рівняння цієї реакції, обчислити її тепловий ефект. **Відповідь: -45,81 кДж.**
3. Водяний газ — це суміш рівних об'ємів водню і вуглець (II) оксиду. Знайти кількість теплоти, що виділиться при спалюванні 112 л водяного газу, який взято за нормальних умов. **Відповідь: -1322 кДж.**
4. При відновленні 12,7 г мідь (II) оксиду вуглецем з утворенням CO (г) поглинається 8,24 кДж теплоти. Знайти ΔH^0_{298} утворення CuO (к). **Відповідь: -162,4 кДж/моль.**
5. Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція: $H_{2(g)} + CO_{2(g)} = CO_{(r)} + H_2O_{(p)}$; $\Delta H^0_{x.p.} = -2,85$ кДж? Знаючи тепловий ефект реакції і абсолютні стандартні ентропії відповідних речовин, знайти ΔG^0_{298} цієї реакції. **Відповідь: 19,98 кДж.**
6. Кристалічний амоній хлорид утворюється при взаємодії газоподібних NH₃ і HCl. Написати термохімічне рівняння цієї реакції, обчислити її тепловий ефект. Скільки теплоти виділиться, якщо у реакції було витрачено 10 л аміаку, взятого за нормальних умов? **Відповідь: -78,97 кДж.**
7. Тепловий ефект реакції горіння рідкого бензолу з утворенням рідкої води і вуглецю діоксиду дорівнює -3135,58 кДж. Скласти термохімічне рівняння цієї реакції і обчислити ентальпію утворення C₆H₆ (р). **Відповідь: 82,82 кДж.**
8. Обчислити, скільки теплоти виділиться при спалюванні 165 л (н.у.) ацетилену C₂H₂, якщо продуктами спалювання є CO₂ і H₂O (г). **Відповідь: -9248,8 кДж.**

9. Виходячи із теплового ефекту реакції: $3CaO_{(к)} + P_2O_{5(к)} = Ca_3(PO_4)_2$; $\Delta H^0_{x.p.} = -739$ кДж, обчислити ΔH^0_{298} утворення три кальцій дифосфату. **Відповідь: -4137,5 кДж/моль.**

10. При повному згорянні етилену (з утворенням рідкої води) виділилося 6226 кДж теплоти. Знайти об'єм кисню, який вступив у реакцію (н.у.). **Відповідь: 296,5 л.**

11. При якій температурі настає рівновага у системі: $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} = 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$; $\Delta H^0_{x.p.} = -114,4$ кДж? **Відповідь: 886,8 К.**

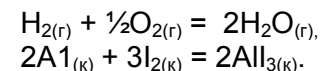
12. Обчислити ΔH^0 , ΔS^0 і ΔG^0 реакції, яка описується рівнянням: $Fe_2O_{3(к)} + 3C_{(к)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{(r)}$. Чи можлива реакція відновлення Fe₂O₃ вуглецем при температурах 500 і 1000 К? **Відповідь: 220,7 кДж; —49,3 кДж.**

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №5

ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА

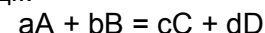
Мета: навчитися обчислювати за експериментальними даними швидкості реакцій та константи швидкості, будувати енергетичні діаграми процесів; обчислювати склад рівноважних сумішей, константи рівноваги реакцій; оцінювати напрям зсуву хімічної рівноваги при зміні зовнішніх умов

Кінетика вивчає швидкість хімічних реакцій. Критерієм принципової можливості реакції є нерівність $\Delta G_{p,T} < 0$. Але ця нерівність не є ще повною гарантією фактичного перебігу процесу за даних умов, не є достатньою для оцінки кінетичних можливостей реакції. Наприклад, $\Delta G^0_{289} H_{2O(r)} = -228,59$ кДж/моль, а $\Delta G^0_{289} Al_{3(к)} = -313,8$ кДж/моль і відповідно при $T=298K$ і $p=1,013 \cdot 10^5$ Па можливі реакції, які перебігають за рівняннями:



Але ці реакції за стандартних умов протікають лише при наявності каталізатора (платини для першої і води для другої). Каталізатор неначе знімає кінетичне "гальмо", і тоді проявляється термодинамічна природа речовини. Швидкість хімічних реакцій залежить від багатьох факторів, основні з яких — природа реагуючих речовин, концентрація (тиск) реагентів, температура і дія каталізаторів. Ці ж фактори визначають і досягнення рівноваги у реагуючій системі.

Для гіпотетичної реакції:



згідно з законом «діючих мас» кінетичне рівняння (залежність швидкості реакції від концентрації) запишеться так:

$$v = kC_A^a C_B^b,$$

де k — константа швидкості реакції;

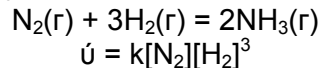
C_A — молярна концентрація речовини А;

C_B – молярна концентрація речовини В;

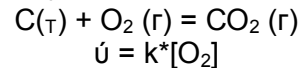
a і b – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції;

k – константа швидкості реакції, чисельно дорівнює швидкості реакції, коли концентрації реагуючих речовин (або їх добуток) дорівнюють одиниці. Фактично значення k відображає вплив природи реагуючих речовин. Якщо речовини реагують добре одна з одною, то значення k – велике і швидкість також буде велика, а якщо речовини реагують між собою погано, то значення k буде мале і швидкість реакції теж незначна. Крім природи реагуючих речовин k залежить від температури.

Для гомогенної реакції:



Для гетерогенних реакцій у вираз кінетичного рівняння концентрації твердих речовин не входять, оскільки вони практично не змінюються. Тому для гетерогенної реакції:



Експериментально встановлено, що при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість хімічних реакцій збільшується в 2-4 рази (правило Вант-Гоффа).

$$\dot{u}_2 = \dot{u}_1 \gamma \Delta t / 10,$$

де $\dot{u}_2$ – швидкість при температурі t_2 ;

$\dot{u}_1$ – швидкість при температурі t_1 ;

$\Delta t = t_2 - t_1$;

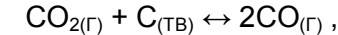
γ – температурний коефіцієнт, визначений експериментально і змінюється в межах 2-4.

Рівновага в системі встановлюється за певних умов (концентрації реагентів, температури та тиску), які називають параметрами стану системи.

Якщо, наприклад, у рівноважній суміші, що складається з водню, йоду та йодоводню ($H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$), збільшити концентрацію H_2 , рівновага, згідно з принципом Ле Шательє, повинна зміститися так, щоб послабити підвищення концентрації H_2 , тобто частина водню має зв'язатися з йодом, в результаті чого утвориться йодоводень (рівновага зміщується в бік продукту реакції). Використовуючи аналогічні міркування, можна довести, що з підвищенням концентрації HI рівновага зміщується в бік вихідних речовин, тобто H_2 і I_2 . Отже, можна зробити таке узагальнення: із збільшенням концентрації однієї з вихідних речовин рівновага зміщується в бік утворення продуктів реакції, а з підвищенням концентрації одного з продуктів реакції – в бік утворення вихідних

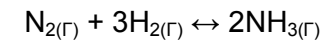
речовин. Якщо зменшити концентрацію однієї з речовин, то рівновага зміститься в бік утворення цієї речовини.

У гетерогенних реакціях, наприклад:



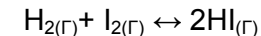
концентрації твердих речовин лишаються незмінними і не впливають на стан рівноваги, тобто додавання вуглецю не зміщує рівноваги в системі, тоді як введення CO_2 зумовлює зміщення рівноваги в бік утворення продукту реакції.

Зміна тиску найбільш суттєво впливає на реакції з участю газів. Згідно з принципом Ле Шательє, при зміні тиску рівновага зміститься так, щоб послабити цю зміну. Оскільки тиск газу пропорційний числу його молекул, то з підвищенням тиску рівновага зміститься в бік реакції, в результаті якої утворюється менше число частинок газу, а із зниженням тиску – в бік утворення більшої кількості молекул газу. Так, у системі:



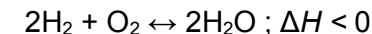
внаслідок зростання тиску рівновага зміститься в бік утворення меншого числа молекул газуватих речовин, тобто в бік утворення аміаку, бо дві молекули NH_3 утворюються з чотирьох молекул вихідних речовин. Під час зменшення тиску рівновага цієї реакції, навпаки, буде зміщуватись у бік вихідних речовин.

Аналогічно за допомогою принципу Ле Шательє розглядають зміщення рівноваги в гетерогенних системах. Так, для реакції $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$, в якій з однієї молекули вуглекислого газу (та твердого графіту) утворюються дві молекули CO , з підвищенням тиску рівновага зміститься в бік утворення вихідних речовин, а при зниженні – в бік утворення CO . Якщо ж число молекул газу, що вступають в реакцію, дорівнює числу молекул, що утворюються в результаті реакції, то тиск не впливатиме на стан рівноваги в системі. Коли збільшується, наприклад, тиск у системі:

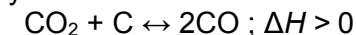


швидкість прямої і зворотної реакцій збільшиться в однакове число разів і зміщення рівноваги не відбуватиметься.

З підвищенням температури рівновага в системі повинна зміститися так, щоб послабити її зростання, тобто має посилитися процес, що відбувається із вбиранням теплоти. Наприклад, для екзотермічної реакції:



з підвищенням температури рівновага зміститься в бік утворення вихідних речовин, бо зворотна реакція є ендотермічною. Для ендотермічного процесу:



нагрівання, навпаки, змістить рівновагу в бік продукту реакції.

З позицій теорії хімічної кінетики зростання температури, згідно з правилом Вант-Гоффа, прискорює і пряму, і зворотну реакції. Але це прискорення неоднакове: ендотермічній реакції відповідає більший температурний коефіцієнт, ніж зворотній щодо неї екзотермічній реакції. Більше ж прискорення ендотермічної реакції з підвищенням температури і приводить до зміщення рівноваги в системі, що узгоджується з принципом Ле Шательє. Неоднаковий вплив температури на константи швидкості прямої і зворотної реакцій зумовлює зміну константи рівноваги, яка є відношенням цих констант. З підвищенням температури значення констант рівноваги екзотермічних реакцій зменшується, а ендотермічних – зростає. Каталізатори змінюють швидкість як прямої, так і зворотної реакцій, але однаковою мірою. Тому введення каталізатора не змінює стан рівноваги, а лише прискорює момент її настання.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Як зміниться швидкість реакції: $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{2(r)}$, якщо зменшити об'єм посудини, у якій проходить реакція, в 3 рази?

Розв'язування: Початкова швидкість прямої реакції виражається рівнянням:

$$V = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2].$$

При зменшенні об'єму концентрація кожної з реагуючих речовин збільшиться у 3 рази. Отже,

$$V = k_1(3[\text{NO}]^2)(3[\text{O}_2]) = 27k_1[\text{NO}]^2[\text{O}_2].$$

Порівнюючи вирази для V та V , бачимо, що швидкість реакції збільшиться у 27 разів.

Приклад 2. Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції, яка відбувається в газовій фазі, при підвищенні температури від 30 до 70°C, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

Розв'язування. За правилом Вант-Гоффа:

$$V_{t_1} = V_{t_0} \gamma^{\frac{t_1 - t_0}{10}},$$

$$\text{звідки } V_{t_1} = V_{t_0} \cdot 2^{\frac{70-30}{10}} = V_{t_0} \cdot 2^4 = 16 \cdot V_{t_0}$$

Отже, швидкість реакції при 70°C більша від швидкості реакції при 30°C у 16 разів.

Приклад 3. Обчислити рівноважні концентрації водню та йоду, якщо відомо, що їх початкові концентрації складали по 0,02 моль/л, а

рівноважна концентрація HI — 0,03 моль/л. Обчислити константу рівноваги.

Розв'язування: Із рівняння реакції: $\text{H}_{2(r)} + \text{I}_{2(r)} = 2\text{HI}_{(r)}$ видно, що з 1 моль H_2 або I_2 утворюється 2 моль HI. Звідси:

1 моль H_2 (I_2) — 2 моль HI

x — 0,03 моль,

$$x = 1 \times 0,03 / 2 = 0,015$$

отже: $[\text{H}_2]_p = [\text{I}_2]_p = 0,02 - 0,015 = 0,005$ моль/л.

Константа рівноваги:

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{0,03^2}{0,005 \cdot 0,005} = 36$$

Приклад 4. У системі $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = \text{COCl}_{2(r)}$ рівноважні концентрації речовин $[\text{Cl}_2]_p = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}]_p = 0,2$ моль/л, $[\text{COCl}_2]_p = 1,2$ моль/л. Обчислити константу рівноваги і початкові концентрації Cl_2 і CO.

Розв'язування: Константа рівноваги:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]_p}{[\text{CO}]_p [\text{Cl}_2]_p} = \frac{1,2}{0,3 \cdot 0,2} = 20$$

Оскільки за рівнянням реакції з 1 моль CO або Cl_2 утворюється 1 моль COCl_2 ,

$[\text{CO}]_o = 1,2 + 0,2 = 1,4$ моль/л; а $[\text{Cl}_2]_o = 1,2 + 0,3 = 1,5$ моль/л.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. У стані рівноваги в системі: $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = 2\text{NH}_{3(r)}$; $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = -92,4$ кДж, концентрації речовин дорівнюють: $[\text{N}_2]_p = 3$ моль/л; $[\text{H}_2]_p = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3]_p = 4$ моль/л. Визначити: а) початкові концентрації H_2 і N_2 ; б) у якому напрямку зміститься рівновага, якщо зменшити об'єм посудини, у якій проходить реакція, або збільшити температуру. **Відповідь:** а) $[\text{N}_2]_o = 5$ моль/л; $[\text{H}_2]_o = 15$ моль/л; б) вправо; вліво.

2. Реакція відбувається за рівнянням: $\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{(r)}$. Концентрації вихідних речовин: $[\text{N}_2]_o = 0,049$ моль/л; $[\text{O}_2]_o = 0,01$ моль/л. Обчислити концентрації цих речовин на момент, коли $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л. **Відповідь:** $[\text{N}_2]_p = 0,0465$ моль/л; $[\text{H}_2]_p = 0,0072$ моль/л

3. Реакція між речовинами A і B описується рівнянням: $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Початкові (вихідні) концентрації становлять: $[\text{A}]_o = 0,3$ моль/л; $[\text{B}]_o = 0,5$ моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції і швидкість реакції на момент, коли концентрація речовини A зменшиться на 0,1 моль/л. **Відповідь:** $V_o = 0,03$; $V_1 = 0,0072$.

4. Константа швидкості реакції розкладу N_2O , яка відбувається за рівнянням: $2\text{N}_2\text{O}_{(r)} = 2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)}$, дорівнює 5×10^{-4} . Початкова концентрація $[\text{N}_2\text{O}]_o = 6$ моль/л. Знайти початкову швидкість реакції і її

швидкість, коли розкладеться 50% N_2O . *Відповідь:* $V_0 = 1,8 \times 10^2$; $V_1 = 4,5 \times 10^3$.

5. У гомогенній системі $A + 2B = C$ рівноважні концентрації реагуючих газів складають: $[A]_p = 0,06$ моль/л; $[B]_p = 0,12$ моль/л; $[C]_p = 0,216$ моль/л. Обчислити константу рівноваги системи і початкові концентрації речовин A і B. *Відповідь:* $K = 250$; $[A]_0 = 0,276$ моль/л; $[B]_0 = 0,552$ моль/л.

6. Як зміниться швидкість реакції, яка відбувається у газовій фазі, при підвищенні температури на $60^\circ C$, якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції 2? *Відповідь:* збільшиться у 64 рази.

7. При $150^\circ C$ хімічна реакція відбувається за 16 хв. Враховуючи, що температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5, обчислити, через який час ця реакція закінчиться, якщо проводити її: а) при $200^\circ C$; б) $80^\circ C$. *Відповідь:* а) 9,8 с; б) 162 год.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №6

РОЗЧИНИ. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Мета: отримати навички обчислення концентрацій розчинів; оцінювати кислотно-основні характеристики гідроксидів та водневих бінарних сполук на підставі уявлень про заряд та радіус умовних іонів; порівнювати силу кислот й основ у ряду аналогів

Розчин - це гомогенна система, яка складається з кількох компонентів: розчинника, розчинених у ньому речовин та продуктів їх взаємодії. Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини. Концентрацію розчиненої речовини виражають у молях на літр розчину (молярна концентрація) та в грамах на масу розчину (масова частка розчиненої речовини).

Назви розчинів різної молярної концентрації (моль/л): 1М - молярний; 2М-двомолярний; 0,1 М - децимолярний; 0,2-дводецимолярний; 0,03 М - трисантимольний; 0,004М - чотиримілімолярний.

Масова частка розчиненої речовини (ω) визначається відношенням маси розчиненої речовини ($m_{\text{реч}}$) до маси всього розчину (Σm):

$$\omega = m_{\text{реч}} / \Sigma m \text{ або } \omega = 100\% m_{\text{реч}} / \Sigma m$$

Вміст речовини у розчині впливає на густину розчину, тобто на масу одиниці його об'єму:

$$\rho = m/v,$$

де ρ -густина розчину, г/мл;

m – маса розчину, г;

v – об'єм розчину, мл (см^3).

Масова концентрація – це відношення маси розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_i = \frac{G_i}{\sum_{i=1}^n V_i},$$

де G_i – маса і-того компонента, г (кг);

V_i – об'єм і-того компонента, дм^3 (м^3);

Молярність – кількість моль розчиненої речовини в 1 кг розчинника, розмірність моль/кг:

$$m = \frac{v}{m_p},$$

де v – кількість розчиненої речовини, моль;

m_p – маса розчинника, кг.

Молярність, на відміну від молярної концентрації, не залежить від температури.

Молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація) – кількість еквівалентів даної речовини в 1 дм^3 розчину. Нормальну концентрацію виражають у моль/ дм^3 (мається на увазі моль еквівалентів). Для запису концентрації таких розчинів використовують скорочення «н» або «N». Наприклад, розчин, що містить 0,1 моль/ дм^3 , називають децинормальним і записують як 0,1 н.

$$C_{Ni} = \frac{v_i \cdot z_i}{\sum_{i=1}^n V_i}, \text{ або}$$

$$C_{Ni} = \frac{v_i}{f_i \cdot \sum_{i=1}^n V_i},$$

де z_i – число еквівалентів;

f_i – фактор еквівалентності, що дорівнює $f_i = 1/z_i$.

Правило змішування (правило «хреста») застосовується для спрощення розрахунків у випадку розчину заданої концентрації (в масових частках, %) шляхом розбавлення розчинника чи змішування двох розчинів. Розрахунки при складанні суміші з двох твердих тіл аналогічні розрахункам змішування газів чи рідин.

В точці перетину прямих записують концентрацію речовини у змішуваному розчині (газофазної або твердофазної суміші). Концентрацію речовин у вихідних розчинах (газах чи твердих

матеріалах) C_1 і C_2 вказують з лівої сторони «хреста», беручи до уваги, що $C_1 > C_2$. Потім для кожної лінії проводиться віднімання одного розташованого на цій лінії числа від іншого, що знаходиться на 1 лінії, а їх різницю записують у вільному кінці тієї ж лінії. Напрямок обчислення вказується за допомогою стрілок. Отримані результати розміщують у кінцях відповідних ліній праворуч. Вони вказують, скільки масових часток кожного розчину (газу, твердого матеріалу) необхідно взяти, для отримання нової суміші з заданою концентрацією. При розведенні розчинів з водою $C_2 = 0$.

Якщо розчинник – вода, то продукти приєднання молекул води до частинок розчиненої речовини називають гідратами, а ті з них, які знаходяться у твердому кристалічному стані – кристалогідратами (мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. У 450 г води розчинили 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Обчисліть масову частку кристалогідрату та безводної солі у розчині.

Розв'язування:

$$\omega = \frac{m_{\text{р-ни}}}{m_{\text{роз-ну}}}. \quad \text{Масова частка } \omega_1 = \frac{m_{\text{кристалогідр.}}}{m_{\text{роз-ну}}}, \quad \omega = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{роз-ну}}}.$$

$$m_{\text{розчину}} = 450 + 50 = 500 \text{ г.}, \quad \omega = \frac{50}{500} = 0,1, \quad \omega = \frac{m_{\text{кристалогідр.}}}{m_{\text{роз-ну}}},$$

$$\omega_3 = \frac{M_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}} = \frac{160}{250} = 0,64, \quad \text{звідки } \omega_2 = \frac{50 \cdot 0,64}{500} = 0,064.$$

Приклад 2. Обчислити: а) процентну; б) C_M , C_N , m_B концентрації розчину H_3PO_4 , одержаного при розчиненні 18 г кислоти у 282 см^3 води, якщо густина розчину дорівнює $1,031 \text{ г/см}^3$.

Розв'язування:

$$\omega = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{m_{\text{роз-ну}}} \cdot 100\%, \quad C_M = \frac{V}{V} \text{ моль/л}, \quad C_N = \frac{V_{\text{екв}}}{V} \text{ моль/л},$$

$$m_{\text{розчину}} = 18 + 282 = 300 \text{ г.}$$

$$V_{\text{роз-ну}} = \frac{300}{1,031} = 291 \text{ см}^3 \text{ або } 0,291 \text{ л.}$$

$$\text{Тоді } \omega = \frac{18}{300} \cdot 100\% = 6\%.$$

$$v = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{18}{98} = 0,184, \quad v_{\text{екв}} = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{еквH}_3\text{PO}_4}} = \frac{18}{32,6} = 0,552.$$

$$\text{Звідки: } C_M = \frac{0,184}{0,291} = 0,63, \quad C_N = \frac{0,552}{0,291} = 1,90,$$

$$m_B = \frac{1000 \cdot m_2}{m_1 \cdot M_2} = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65.$$

Приклад 3. Який об'єм сульфатної кислоти (густина $1,84 \text{ г/см}^3$) і яку масу води треба взяти для приготування 100 см^3 15%-ного розчину сульфатної кислоти (густина $1,1 \text{ г/см}^3$)?

Розв'язування: Обчислимо, скільки чистої кислоти має міститися у 100 см^3 15%-ного розчину:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_{\text{роз-ну}} \cdot \rho_{\text{роз-ну}} \cdot \omega, \quad m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 100 \cdot 1,1 \cdot 0,15 = 16,5 \text{ г. Тоді}$$

$$m_{\text{р-нуH}_2\text{SO}_4} = \frac{16,5}{0,96} = 17,188 \text{ г.} \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{17,188}{1,84} = 9,34 \text{ см}^3.$$

$$\text{Звідки: } m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{(\text{р-ну загальн.})} - m_{(\text{р-ну H}_2\text{SO}_4)} = 100 - 17,188 = 92,81 \text{ г.}$$

Приклад 4. Обчислити температуру замерзання (кристалізації) і кипіння розчину, який містить 9 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, у 100 г води.

Розв'язування: За законом Рауля зниження температури замерзання (кристалізації) і підвищення температури кипіння розчину (Δt) у порівнянні з температурами кристалізації і кипіння розчинника виражаються рівняннями (1 і 2):

$$M = K \frac{m_2 \cdot 1000}{m_1 \cdot \Delta t_{\text{кр}}}. \quad (1),$$

$$M = E \frac{m_2 \cdot 1000}{m_1 \cdot \Delta t_{\text{кип}}}. \quad (2).$$

де K або E — криоскопічна або ебуліоскопічна константи (для води вони відповідно дорівнюють $1,86$ і $0,52^\circ$); m_2 і M — відповідно маса розчиненої речовини та її мольна маса; m_1 — маса розчинника.

Зниження температури кристалізації розчину знаходимо із формули (1):

$$\Delta t_{\text{кр}} = \frac{K \cdot m_2 \cdot 1000}{m_1 \cdot M} = \frac{1,86 \cdot 9 \cdot 1000}{100 \cdot 180} = 0,93^\circ.$$

Вода замерзає (кристалізується) при 0°C, отже, температура кристалізації розчину 0 – 0,93= -0,93°.

Із формули (2) знаходимо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \frac{E \cdot m_2 \cdot 1000}{m_1 \cdot M} = \frac{0,52 \cdot 9 \cdot 1000}{100 \cdot 180} = 0,26^\circ$$

Вода кипить при 100°C, отже температура кипіння цього розчину 100+0,26 = 100,26°C.

Приклад 2. Розчин, який містить 17,6 г речовини у 250 г оцтової кислоти, кипить на 1° вище, ніж чиста оцтова кислота. Обчислити мольну масу розчиненої речовини. Ебуліоскопічна константа оцтової кислоти 2,53°.

Розв'язування: Згідно з рівнянням (2):

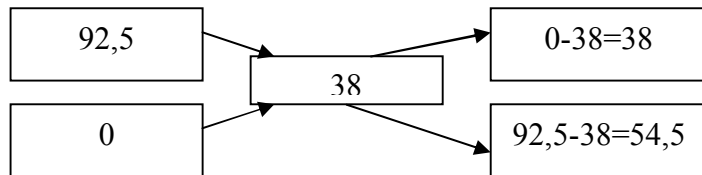
$$M = E \frac{m_2 \cdot 1000}{m_1 \cdot \Delta t_{\text{кип.}}} = \frac{2,53 \cdot 17,6 \cdot 1000}{250 \cdot 1} = 178 \text{ г/моль.}$$

Приклад 3. Акумуляторну (це один з сортів сульфатної кислоти) кислоту (вихідна концентрація H₂SO₄ 92,5 %) потрібно розбавити водою до вмісту в ній 38 % H₂SO₄. Скільки потрібно додати води для одержання 180 кг розведеної кислоти?

Розв'язування :

Варіант 1 (за правилом хреста)

Згідно із правилом хреста, можна записати:



У лівій частині записуємо концентрації розчинів, з яких необхідно одержати заданий розчин (його концентрацію записуємо по середині). Різниці праворуч являють собою масові співвідношення розчинів, необхідних для приготування заданого розчину. Складемо пропорцію для визначення маси води:

$$\begin{array}{rcl} 38+54,5 & - & 180 \\ 54,5 & - & x \end{array}$$

Маса води, необхідна для приготування 180 кг розведеної кислоти (38 % мас.) з концентрованої сульфатної кислоти, складе:

$$X = 54,5 \times 180 / (38 + 54,5) = 106,6 \text{ кг.}$$

Варіант 2

В 180 кг сульфатної кислоти з масовою концентрацією 38 % міститься:

$$180 \times 38 / 100 = 68,4 \text{ кг } 100 \% \text{-ої кислоти.}$$

Така ж кількість 100 %-ої кислоти міститься в:

$$68,4 \times 92,5 / 100 = 73,95 \text{ кг акумуляторної кислоти.}$$

Маса води, яку необхідно додати для приготування розчину 38 %-ої кислоти становить:

$$180 - 73,95 = 106,05.$$

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Із 750 кг 48%-ного розчину сульфатної кислот випарували 300 кг води. Визначити процентний вміст сульфатної кислоти в одержаному розчині.
Відповідь: 80%.

2. У скількох грамах води треба розчинити 100 г MgSO₄·xH₂O, щоб одержати розчин, який містить 5% безводної солі? **Відповідь:** 875,6 л

3. До 500 см³ 32%-ного розчину HNO₃ (густина 1,20 г/см³) додали 1 л води. Чому дорівнює процентна концентрація HNO₃ одержаного розчину? **Відповідь:** 12%.

4. Скільки грамів 30%-ного розчину натрію хлориду треба додати до 300 г води, щоб одержати 10%-ний розчин солі? **Відповідь:** 150 г.

5. Скільки грамів калію хлориду треба додати до 450 г 8%-ного розчину тієї самої солі, щоб одержати 12%-ний розчин? **Відповідь:** 20,45 г.

6. Із 10 кг 20%-ного розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює процентна концентрація охолодженого розчину? **Відповідь:** 16,7%.

7. Скільки 4,5%-ного розчину H₂SO₄ (густина 1,03 г/см³) треба для розкладу технічного NaHCO₃, який містить 16% домішок, що не розкладаються кислотою? **Відповідь:** 528,6 см³.

8. Змішали 247 г 62%-ного і 145 г 18%-ного розчинів сульфатної кислоти. Яка процентна концентрація одержаного розчину? **Відповідь:** 45,72%.

9. Обчислити температуру замерзання водного розчину сечовини (NH₂)₂CO, у якому на 100 моль, воли припадає 1 моль розчиненої речовини. **Відповідь:** -1,033°C.

10. У скількох молях води треба розчинити 0,02 г/моль деякої речовини (неелектроліту) для одержання розчину, температура кипіння якого 100,026°C? **Відповідь:** 22,22 г/моль.

11. Температура кипіння ефіру 34,6°C, а його ебуліоскопічна константа дорівнює 2,16°. Обчислити молекулярну масу бензойної кислоти, якщо відомо, що 5%-ний розчин цієї кислоти в ефірі буде кипіти при 35,53°C.
Відповідь: 122 а.о.м.

12. У 60 г бензолу розчинено 2,09 г деякої речовини, елементний склад якої, % (за масою): С = 50,09; Н = 4,23; О = 45,08. Розчин кристалізується при 4,25°C. Встановити молекулярну формулу речовини. Чистий бензол кристалізується при 5,5°C. *Відповідь:* $C_6H_6O_4$.

13. Температура кипіння ацетону 56,1 °С, а його ебуліоскопічна константа дорівнює Обчислити температуру кипіння 8%-ного розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ у ацетоні. Яка молярна концентрація розчину? *Відповідь:* 57,73°C; $m_B = 0,95$.

14. У якій кількості води треба розчинити 0,5 кг гліцерину $C_3H_8O_3$ для одержання розчину з температурою замерзання -3°C? *Відповідь:* 3,37 кг.

15. Температура замерзання бензолу 5,5°C, а розчин 6,15 г нітробензолу у 400 г бензолу замерзає при температурі 4,86°C. Кріоскопічна константа бензолу 5,12°. Обчислити відносну молекулярну масу нітробензолу. *Відповідь:* 123 а.о.м.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №7

ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Мета: навчитися знаходити коефіцієнти рівнянь ОВР; встановлювати за довідковими даними щодо стандартних редокс-потенціалів напівелементів можливість витіснення одного металу (водню) іншим; обчислювати можливість проходження ОВР; записувати рівняння анодного і катодного процесів при електролізі розчинів й розплавів солей

ОВР — це хімічні реакції, під час яких відбувається повний або частковий перехід електронів під одних атомів до інших, при цьому відбуваються зміни зарядів атомів (ступеня окислення);

- ступінь окислення або електрохімічна валентність — це умовний, віртуальний заряд, який має атом елемента, приєднавши, або ж віддавши певну кількість електронів;

- частинка (атом, молекула, іон), яка приєднує електрони (акцептор електронів), називається окислювачем; у процесі реакції вона відновлюється. Таким чином — відновлення — це приєднання електронів;

- частинка (атом, молекула, іон), яка віддає електрони (донор електронів), називається відновником; у процесі реакції вона окислюється. Отже, окислення — не віддача (втрата) електронів;

- внаслідок окислення ступінь окислення збільшується, а при відновленні — знижується;

- атоми елементів, які мають вищий ступінь окислення, проявляють тільки окислювальні властивості; елементи з нижчим ступенем окислення мають тільки відновні властивості, а з проміжним — можуть бути окислювачами і відновниками;

- сила окислювачів та відновників визначається за рядом напруг металів і рядом окислювально-відновних потенціалів, а також за значенням енергії іонізації і енергії спорідненості до електрону.

- кількісною характеристикою спорідненості іонів, атомів до електрона є окислювально-відновний потенціал;

- напрямок ОВР можна визначити зіставленням окислювально-відновних (електродних) потенціалів двох пар іонів або атомів; нормальний (стандартний) окислювально-відновний потенціал характеризує не один елемент або іон, а систему двох іонів, тобто не можна говорити про окислювально-відновний потенціал заліза, марганцю тощо; слід завжди зазначати, який валентний перехід має місце, наприклад:

$$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77 \text{ В}; E^0_{Fe^{2+}/Fe^0} = -0,44 \text{ В}$$

Розрахунок коефіцієнтів в ОВР можна зробити методом електронного балансу або складанням окремих електронно-іонних рівнянь. Електронно-іонний метод базується на складанні окремих електронно-іонних рівнянь відновлення та окислення і сумарної реакції.

Сильні електроліти записуються у вигляді іонів, а неелектроліти, слабкі електроліти, гази і осадки — у вигляді молекул; іони, що не беруть участь у реакції, до іонної схеми не включаються; якщо продукт реакції містить більше атомів кисню, ніж вихідна речовина, то використовується або вода (кисле і нейтральне середовище), або гідроксил-іони (лужне середовище); якщо продукт реакції містить менше атомів кисню, ніж вихідна речовина, то у кислому середовищі утворюється вода, а в нейтральному і лужному — гідроксил-іони; у написаних напівреакціях урівнюють кількість атомів металу або неметалу окислювача чи відновника у лівій і у правій частинах рівняння; урівнюють кількість атомів кисню, враховуючи реакцію середовища (табл.2).

Таблиця 2 - Правила підбору коефіцієнтів у окислювально-відновних реакціях

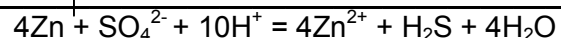
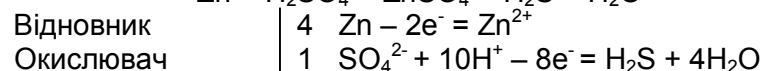
Реакція середовища	Кількість атомів кисню в окисленій або відновленій формі	
	при надлишку	при недостатці
Кисла	На кожний зайвий атом кисню приписують два іони водню, а у праву частину переносять стільки ж молекул води, скільки можуть утворитися з даної кількості іонів водню (із $2H^+ = H_2O$)	На кожний атом кисню, якого бракує, приписують молекулу води, а у праву частину переносять стільки ж іонів водню, скільки може утворитися з даної кількості молекул води (із $H_2O = 2H^+$)
Наприклад: $MnO_4^- + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$		

Реакція середовища	Кількість атомів кисню в окисненій або відновленій формі	
	при надлишку	при недостатці
Нейтральна	На кожний зайвий атом кисню приписують молекулу води, а у праву переносять стільки ж гідроксил-іонів, скільки може утворитися з даної кількості молекул води (із $\text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$)	На кожний атом кисню, якого бракує, приписують молекулу води, а у праву частину переносять стільки ж іонів водню, скільки може утворитися з даної кількості молекул води (із $\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}^+$)
Наприклад: $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$; $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$.		
Лужна	На кожний зайвий атом кисню приписують молекулу води, а у праву частину переносять стільки ж гідроксил-іонів, скільки може утворитися з даної кількості молекул води (із $\text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$)	На кожний атом кисню, якого бракує, приписують два гідроксил-іони, а у праву частину переносять стільки ж молекул води, скільки може утворитися з даної кількості гідроксил-іонів (із $2\text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$)
Наприклад: $\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$		

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Скласти рівняння ОВР цинку з концентрованою сульфатною кислотою, яка відновлюється при цьому до найменшого ступеня окислення (+6 $\rightarrow$ -2).

Розв'язування: Реакція цинку з концентрованою сульфатною кислотою відбувається з утворенням сірководню:



Рівняння записуємо повністю: $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 2. Визначити, у якому напрямку можливе самодовільне протікання реакції:



Розв'язування: Визначимо ступінь окислення речовин, які беруть участь в окислювально-відновному процесі, окислювач і відновник:

За таблицею (табл. 3) стандартних електродних потенціалів атомів у водних розчинах знаходимо: $E^0 \text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+} = +1,34 \text{ В}$, $E^0 \text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+} = -0,76 \text{ В}$.

Для процесу, який протікає зліва направо:

$$\Delta E_1^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = -0,76 - (0,34) = -1,1 \text{ В.}$$

Для процесу, який протікає справа наліво:

$$\Delta E_2^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

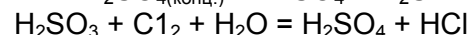
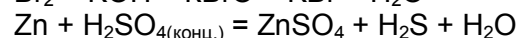
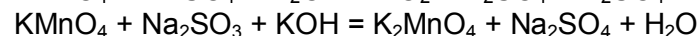
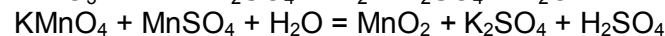
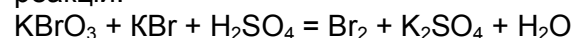
Позитивне значення ΔE_2^0 вказує на те, що дана реакція буде самочинно протікати справа наліво (тобто у даній системі Cu^{2+} — окислювач, Zn^0 — відновник).

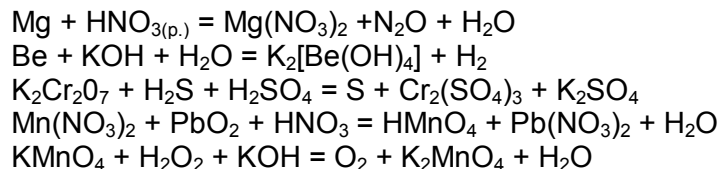
ТАБЛИЦЯ 3 - СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ ДЕЯКИХ МЕТАЛІВ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ.

Електрод	Стандартний	Електрод	Стандартний потенціал,
Li/Li^+	-3,045	Cd/Cd^{2+}	-0,401
K/K^+	-2,925	Tl/Tl^+	-0,336
Ba/Ba^{2+}	-2,905	Co/Co^{2+}	-0,277
Sr/Sr^{2+}	-2,890	Ni/Ni^{2+}	-0,250
Ca/Ca^{2+}	-2,866	Sn/Sn^{2+}	-0,136
Na/Na^+	-2,714	Pb/Pb^{2+}	-0,126
La/La^{3+}	-2,520	$\text{H}_2/2\text{H}^+$	0
Mg/Mg^{3+}	-2,363	Bi/Bi^{3+}	+0,215
Th/Th^{4+}	-1,900	Cu/Cu^{2+}	+0,337
Be/Be^{2+}	-1,850	Cu/Cu^+	+0,521
Al/Al^{3+}	-1,663	$2\text{Hg}/\text{Hg}_2^{2+}$	+0,789
U/U^{4+}	-1,500	Ag/Ag^+	+0,799
Mn/Mn^{2+}	-1,179	Pd/Pd^{2+}	+0,830
Zn/Zn^{2+}	-0,763	Hg/Hg^{2+}	+0,854
Cr/Cr^{3+}	-0,740	Pt/Pt^{2+}	+1,200
Cr/Cr^{2+}	-0,560	Au/Au^+	+1,500
Fe/Fe^{3+}	-0,440	Au/Au^+	+1,680

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

Методом електронно-іонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях реакцій:





ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №8

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (pH)

Мета: навчитися визначати pH розчину за концентрацією іонів водню або гідроксиду; записувати молекулярні та скорочені іонні рівняння процесів гідролізу солей; розуміти явище гідролізу солей та прогнозувати випадання в осад речовин на підстав обчислення добутку розчинності

Рівняння: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

називають іонним добутком води, тобто добуток концентрацій іонів водню і гідроксил-іонів у водному розчині є величина стала (постійна) при даній температурі; через те, що в чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ кожна з них дорівнює:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль-іонів/л;}$$

у будь-якому водному розчині присутні сумісно H^+ , OH^- -іони, але як би не змінювалася їх концентрація, добуток $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ буде постійним при сталій (постійній) температурі. Для нейтрального середовища:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль-іон/л,}$$

у кислому середовищі $\text{H}^+ > 10^{-7}$ і $\text{OH}^- < 10^{-7}$, у лужному середовищі навпаки $\text{H}^+ < 10^{-7}$ і $\text{OH}^- > 10^{-7}$.

Для характеристики кислотності (лужності) середовища можна використати будь-яку із цих величин:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \text{ або } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]};$$

Більш зручніше виражати кислотність середовища в логарифмічних одиницях (через водневий або гідроксильний показники pH і pOH відповідно): $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ або $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$. Наприклад: $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ моль-іон/л, тоді $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, $\text{pH} = -\lg 10^{-5}$, $\text{pH} = 5$. Отже для нейтрального розчину (середовища) $\text{pH} = 7$, для кислого $\text{pH} < 7$, для лужного $\text{pH} > 7$. pH слабких кислот обчислюють за формулою:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{pK}_a - \frac{1}{2}\lg C_a, \text{ оскільки } [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a},$$

для слабкої основи:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}\text{pK}_b + \frac{1}{2}\lg C_b.$$

Сума $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, тому знаючи pH, обчислюють pOH і навпаки.

В розчинах солей немає загальних для всіх солей іонів (порівнюючи з розчинами кислот, що містять катіони Гідрогену H^+ та

розчинами основ, що містять гідроксид-іони OH^-). Тому хімічні властивості солей визначаються властивостями катіонів та аніонів, що входять до їх складу:

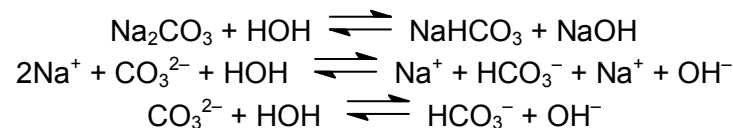


У результаті взаємодії між молекулами води та солі один із іонів, утворений з води, зв'язується з іоном солі в слабодисоціюючу частинку або нерозчинну речовину, а інший іон, що утворився з води, накопичується в розчині, обумовлюючи кисле або лужне середовище.

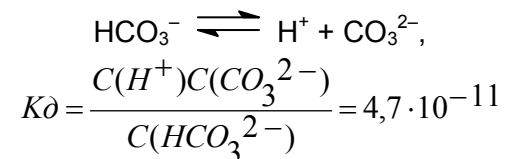
Гідроліз – процес обміну іонів солі з молекулами води, в результаті якого зміщується рівновага електролітичної дисоціації води. Зміщення рівноваги в реакції гідролізу визначається за допомогою індикаторів – речовин, що забарвлюються в певний колір (змінюють забарвлення) від певного середовища. За забарвленням індикатора робиться висновок про реакцію середовища. Якщо середовище нейтральне, то в розчині даної солі рівновага дисоціації води не зміщена, тобто сіль гідролізу не піддається. Якщо середовище кисле - в розчині солі утворився надлишок іонів водню, тобто відбувається гідроліз по катіону. Катіон зв'язує гідроксид-іон води, а йони H^+ накопичуються в розчині, обумовлюючи кислий характер середовища. Якщо середовище лужне - в розчині солі надлишок гідроксид-іонів OH^- , тобто відбувається гідроліз по аніону. Аніон зв'язує йони H^+ , а йони OH^- накопичуються в розчині, обумовлюючи лужну реакцію середовища.

Розрізняють чотири випадки дії води на сіль:

1. Якщо сіль утворена катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти (Na_2CO_3 , Na_2S), то їх водний розчин матиме лужне середовище ($\text{pH} > 7$):

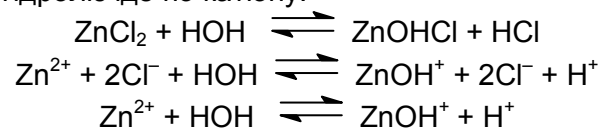


Іон H^+ в слабодисоціюючий електроліт HCO_3^- :



Чим слабша кислота, що утворила сіль, тим інтенсивніше йде гідроліз.

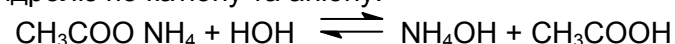
2. Якщо сіль утворена слабою основою і сильною кислотою (ZnCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NH_4Br , AlCl_3), то водний розчин її має кисле середовище ($\text{pH} < 7$), так як гідроліз іде по катіону.



Чим слабша основа, тим повніше протікає гідроліз.

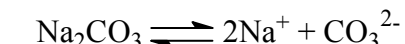
3. Якщо сіль утворена сильною основою та сильною кислотою (NaCl , KNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2), гідролізу не піддіється. Розчини таких солей практично нейтральні, так як у них немає іона, який міг би зв'язати йон H^+ чи йон OH^- води. Отже, ні один із згаданих іонів не накопичується, тобто $\text{C}(\text{H}^+) = \text{C}(\text{OH}^-)$, $\text{pH} = 7$.

4. Якщо сіль утворена слабою основою і слабкою кислотою, то проходить гідроліз по катіону та аніону:



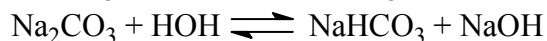
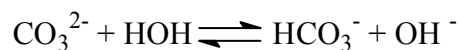
У залежності від порівняльної сили утворюваних основ та кислот розчини солей цього типу можуть мати слабокислу або слаболужну реакцію. Так, у випадку амоній ацетату $\text{pH} \approx 7$, тому що сила утворених слабких електролітів приблизно однакова.

Якщо сіль утворена багатозарядним аніоном слабкої кислоти чи катіоном слабкої основи, то гідроліз відбувається ступінчато. Наприклад:

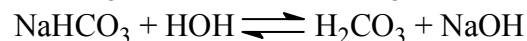
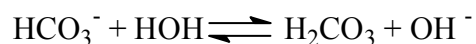


NaOH – сильна, H_2CO_3 – слабка

I ступінь



II ступінь



Другий ступінь гідролізу виражений слабше, ніж перший. HCO_3^- – слабший електроліт ніж H_2CO_3 ($K_d(\text{H}_2\text{CO}_3) = 3,6 \cdot 10^{-7}$). Крім того, в розчині накопичуються іони OH^- , що подавляють гідроліз, зміщуючи рівновагу вліво. Тому другим і наступними ступенями гідролізу можна знехтувати.

Якщо в результаті гідролізу випадає осад або виділяється із сфери реакції газоподібний продукт, то гідроліз проходить лише в одному напрямку (є необоротним процесом).

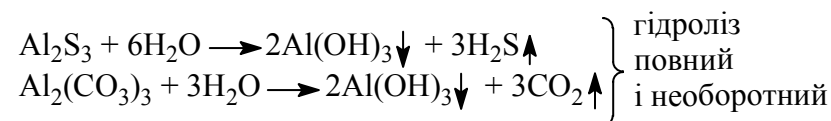
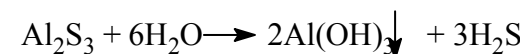
Так, сульфіді, карбонати хрому(Ш) та алюмінію(Ш) не можуть існувати у водних розчинах, тому що піддаються повному гідролізу.

Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей:

1. Хімічна природа солі. Хімічна природа солі визначається силою компоненту: чим слабший компонент, тим більша ступінь гідролізу солі. Наприклад, ступінь гідролізу сульфиду натрію $h(\text{Na}_2\text{S}) = 4\%$, так як більш сильним компонентом є сульфід-іон S^{2-} ($\alpha(\text{H}_2\text{S}) = 0,07\%$, а $\alpha(\text{H}_2\text{CO}_3) = 0,17\%$). Із двох солей – ферум хлоридів (Fe^{2+}) та (Fe^{3+}) сильніше піддається гідролізу FeCl_3 , оскільки ферум(III) гідроксид слабша основа, ніж ферум(II) гідроксид. Пропуск в таблиці розчинності, відповідно до деяких солей (алюміній сульфід Al_2S_3 , алюміній карбонат $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, ферум(III) карбонат $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ та ін.) означає, що ці солі розкладаються повністю, і виділити їх із водного розчину неможливо.

Кислота	%	Основа	%	Сіль	%
HCl, HBr, HI, HNO ₃	92	KOH, NaOH	91	KCl	86
H ₂ SO ₄	90	Ba(OH) ₂	80	NH ₄ Cl	85
H ₃ PO ₄	29	NH ₄ OH	1,3	NaCl	84
H ₂ SO ₃	20			KNO ₃	83
HF	8,5			AgNO ₃	81
CH ₃ COOH	1,3			ZnCl ₂	73
H ₂ CO ₃	0,17			Na ₂ SO ₄	69
H ₂ S	0,07			ZnSO ₄	40

Наприклад:



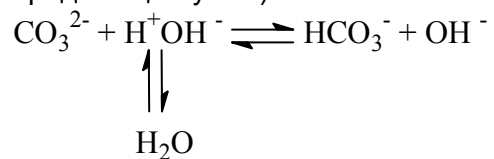
2. Температура. Гідроліз проходить з поглинанням теплоти, тому при підвищенні температури гідроліз посилюється. Це пояснюється збільшенням ступеня дисоціації води, у зв'язку з чим збільшується концентрація йонів H^+ та OH^- ; а отже і можливість цих йонів сполучатися з слабким компонентом солі. Так, наприклад, ступінь гідролізу хром (III) хлориду збільшується з підвищенням температури:

t, °C	25	75	100
h, %	9,4	28	40

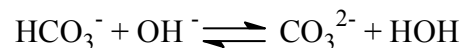
3. Концентрація солі. При розбавленні розчину солі водою гідроліз посилюється, тому що збільшується ступінь дисоціації електроліту (солі); в зв'язку з цим збільшується і концентрація йонів слабого компоненту. Якщо до складу солі входять обидва слабкі компоненти, то

розбавлення не впливає на гідроліз такої солі.

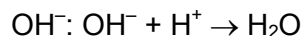
4. Концентрація іонів H^+ та OH^- . Оскільки гідроліз – це зворотний процес, то додавання кислоти або лугу до розчинну солі викликає зміну швидкості прямої або зворотної реакції. Наприклад, якщо до розчину натрій карбонату (середовище лужне):



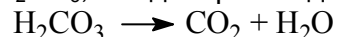
Додавання лугу, приведе до зв'язування йонів HCO_3^- і зросте швидкість зворотної реакції:



При додаванні кислоти до розчину натрій карбонату, відбуватиметься зв'язування йонів:



і збільшується швидкість прямої реакції, в результаті чого буде утворюватися кислота H_2CO_3 , яка далі розкладається:



Однйменні іони гідроліз подавляють, а різнойменні посилюють (однйменні – такі ж, як і один із йонів, що утворилися при гідролізі).

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Концентрація іонів водню у розчині дорівнює $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначити рН розчину.

Розв'язування: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 4 = 2,4$.

Приклад 2. Визначити концентрацію іонів водню у розчині, рН якого дорівнює 4,6.

Розв'язування: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$, звідки $-\lg [\text{H}^+] = \text{pH}$, $-\lg[\text{H}^+] = 4,6$, тоді $\lg[\text{H}^+] = -4,6 = -5,4$. Звідки $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Приклад 3. Чому дорівнює концентрація розчину оцтової кислоти, рН якої становить 5,2? $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язування: $\text{pH} = -\frac{1}{2}\lg K_a - \frac{1}{2}\lg C_s = \frac{1}{2}\text{p}K_a - \frac{1}{2}\lg C_s$, $\lg C = (-\frac{1}{2}\lg K - \text{pH})2$, $\lg C = (-\frac{1}{2}\lg 1,76 - \frac{1}{2}\lg 10^{-5} - 5,2)2 = -0,24 + 5 - 10,4 = -5,64$, $\lg C = 6,34$, $C = 2,35 \cdot 10^{-6}$.

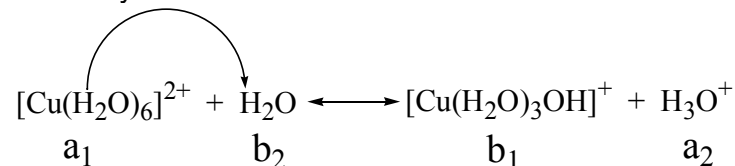
З точки зору протолітичної теорії: кислота — це речовина (частинка), що здатна віддавати протон (донор протонів); основа — це речовина (частинка), що здатна приєднувати протон (акцептор протонів). Гідроліз — це окремий випадок реакції протолізу і його

механізм для різних типів сполук буде різним залежно від того, катіон чи аніон солі, яка піддається гідролізу, бере участь у реакції.

Катіони металів існують у водних розчинах у вигляді аквакомплексів певного складу. Наприклад: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ тощо, у яких молекули води зв'язані з центральним атомом (катіоном металу) ковалентними зв'язками, утвореними за донорно-акцепторними механізмами (катіон — акцептор, молекули води — донори електронних пар). Далі гідратація таких аквакомплексів молекулами води здійснюється за рахунок водневих зв'язків.

Приклад 4. Як відбувається гідроліз водного розчину CuSO_4 ?

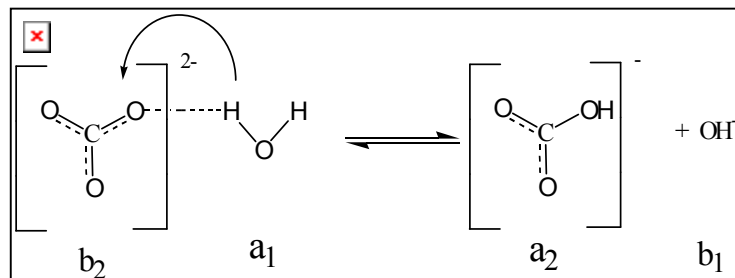
Розв'язування: Мідь (II) сульфат у водному розчині дисоціює на іони: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, іон Cu^{2+} утворює з молекулами води аквакомплекс: $\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Центральний атом поляризує зв'язок $-\text{O}-\text{H}^{\delta+}$ у молекулі води, відштовхуючи від себе позитивно поляризований атом водню, що приводить до послаблення і розриву цього зв'язку зі зміцненням водневого зв'язку і перенесенням протону на молекулу води у гідратній оболонці (з утворенням H_3O^+). Таким чином, аквакомплекс у даній рівноважній системі виступає як донор протону, тобто як кислота (a_1), якій відповідає спряжена основа (b_1). Основою (b_2) є молекула води (розчинника), якій відповідає спряжена кислота H_3O^+ (a_2). Вона обумовлює кисле середовище розчину. Скорочено записують таким чином:



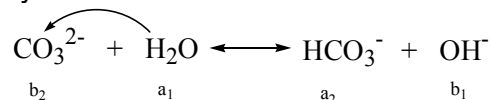
Гідролізу за катіоном піддаються солі, утворені слабкими основами, і тим більше, чим менше K_b (або більше $\text{p}K_b$) основи. Солі, утворені сильними основами і сильними кислотами, гідролізу не піддаються. Гідратація аніонів здійснюється за рахунок водневих зв'язків, утворених негативно поляризованим атомом аніона і позитивно поляризованим атомом водню молекули води у гідратній оболонці невизначеного складу (залежить від ряду умов).

Приклад 5. Як відбувається гідроліз водного розчину Na_2CO_3 ?

Розв'язування: Динатрій карбонат у водному розчині дисоціює на іони: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$. Негативно заряджений CO_3^{2-} притягує до себе позитивно поляризований атом водню молекули води, додатково поляризує її з перетворенням водневого зв'язку в ковалентний, при цьому протон переноситься від молекули води до аніона за схемою:



Скорочено записують так:



Реакція середовища лужна, що обумовлено нагромадженням у розчині іонів OH^- . Чим більший заряд і менший розмір аніона, тим більшою мірою сіль піддається гідролізу. Такі реакції найбільш характерні для аніонів CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , CN^- , NO_2^- , CH_3COO^- та інших, тобто гідролізу за аніоном піддаються солі, утворені слабкою кислотою і тим більше, чим менше K_a (або більше pK_a) кислоти.

Для розрахунку pH солі, яка гідролізується, використовують формули:

а) $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\lg C_s$

б) $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}pK_b - \frac{1}{2}\lg C_s$

в) $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}pK_b$.

Для розрахунку ступеня гідролізу використовують закон розведення Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$$

де h — ступінь гідролізу;

K_r — константа гідролізу;

C — молярна концентрація солі.

Для розрахунку константи гідролізу використовують формули:

- якщо гідроліз відбувається за аніоном, то:

$$K_r = K_b = \frac{K_w}{K_a};$$

- якщо за катіоном, то:

$$K_r = K_a = \frac{K_w}{K_b};$$

- для солей слабкої кислоти і слабкої основи:

$$K_r = \frac{K_w}{K_a K_b},$$

де K_r , K_b , K_a — константа відповідно гідролізу, іонізації основи, іонізації кислоти (табл. 4).

Таблиця 4 - Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 25°C

Електроліт	K	pK=-lgK
Азотиста (нітритна) кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Амонію гідроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Мурашина (форміатна) кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Сірчана (сульфатна) кислота H_2SO_4	$1,2 \cdot 10^{-2}$ (K_2)	1,92
Сірчиста (сульфітна) кислота H_2SO_3	$1,6 \cdot 10^{-4}$ (K_1) $6,3 \cdot 10^{-8}$ (K_2)	1,80 7,21
Сірководнева (сульфідна) кислота H_2S	$6,0 \cdot 10^{-8}$ (K_1)	7,22
Вугільна (карбонатна) кислота H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$ (K_1) $4,7 \cdot 10^{-11}$ (K_2)	6,35 10,33
Оцтова (ацетатна) кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Хлорноватиста (гіпохлоритна) кислота HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Фосфорна (фосфатна) кислота H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$ (K_1) $6,3 \cdot 10^{-8}$ (K_2) $1,3 \cdot 10^{-12}$ (K_3)	2,12 7,20 11,89
Фтороводнева (плавикова) кислота HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Ціановодородна (ціанідна) кислота HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10

Приклад 6. При розчиненні у воді 0,1 моль ціаніду калію, гідролізу піддається 0,012 моль солі. Визначити ступінь гідролізу солі.

Розв'язування:

$$h = \frac{0,012}{0,1} = 0,12 \quad (\text{або } 12\%)$$

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

Скласти іонно-молекулярні рівняння гідролізу і визначити реакцію середовища наступних солей (відмітити значення $\text{pH}=7$, $\text{pH}<7$, $\text{pH}>7$):

1. AlCl_3 (к.ч. — 6, де к.ч. — координаційне число), NaCN , K_2SO_4 .

2. CuSO_4 (к.ч. — 4), K_2CO_3 , NaCl .
3. ZnCl_2 (к.ч. — 4), K_3PO_4 , NaNO_3 .
4. FeCl_3 (к.ч. — 6), KClO , BaCl_2 .
5. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ (к.ч. — 6), KNO_2 , NaNO_3 .
6. ZnSO_4 (к.ч. — 4), Na_2CO_3 , Na_2SO_4 .
7. CrCl_3 (к.ч. — 6), KCN , LiNO_3 .
8. CuCl_2 (к.ч. — 4), K_3HPO_4 , RbCl .
9. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (к.ч. — 6), $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Li_2SO_4 .
10. MgBr_2 (к.ч. — 6), CH_3COONa , KNO_3 .
11. Обчислити константу гідролізу калію фториду, визначити ступінь гідролізу цієї солі у розчині з $C_M=0,01$ і pH розчину. *Відповідь:* $h=3,88 \times 10^{-5}$; $\text{pH}=7,59$.
12. При якій молярній концентрації мурашиної кислоти ($K=2 \times 10^{-4}$) 95% її знаходиться у недисоційованому стані? *Відповідь:* 0,8 моль/л.
13. Обчислити молярну концентрацію і еквівалентність (нормальність) сірчаної кислоти, pH розчину якої дорівнює 4,2. *Відповідь:* $C_M = 3,15 \times 10^{-5}$; $C_N=6,3 \times 10^{-3}$.
14. Визначити pH розчинів хлороводневої (соляної) кислоти і натрію гідроксиду ($C_N=0,05$). *Відповідь:* $\text{pH}=1,3$; $\text{pH}=12,7$.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №9

ЗАСТОСУВАННЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК В СІЛЬСЬКОМУ ГОСПОДАРСТВІ

Мета: ознайомитися з основними властивостями простих речовин та сполук елементів, вміти їх прогнозувати в ряду аналогів; уміти складати ланцюжки перетворень сполук і простих речовин; знати основні схеми та технологічні параметри добування основних простих речовин зі сполук, а також промислово важливих хімічних сполук

Пестициди” є терміном багатогранним, який охоплює хімічні речовини різних класів, які використовуються у різних галузях народного господарства. У медицині їх застосовують для боротьби з членистоногими, які переносять такі небезпечні хвороби як малярію, чуму, туляремію, енцефаліт, сонну і слонову хвороби, численні кишкові захворювання; у промисловості – для зберігання неметалевих матеріалів (полімерів, деревини, текстильних виробів), боротьбі з обростанням морських плавзасобів, для боротьби з сіркотвірними бактеріями, для попередження корозії металевих комунікацій. В значних масштабах пестициди застосовують у сільському господарстві для боротьби з членистоногими (інсектициди і акарициди), нематодами (нематодциди), грибами (фунгіциди) і бактеріями (бактерициди) захворюваннями рослин і тварин та боротьби з бур'янами (гербіциди). До пестицидів відносяться і стимулятори росту рослин (ретарданти), які застосовують для попередження полягання різних культур, для

дефоліації (видалення листя) і десикації (підсушування рослин біля коріння), щоб полегшити збирання урожаю або зберегти від засухи і заморозків. В якості інсектицидів зараз використовують переважно фосфорганічні сполуки, синтетичні піретроїди і частково, в основному в Африці, Китаї і Південній Азії, хлорорганічні речовини лідан – 98- 100 % - ізомер гексахлорциклогексану і гексахлоран – технічну суміш ізомерів гексахлорциклогексану з 12-13 % - ізомеру. Серед гербіцидів, препаратами, що не втратили свого значення, є 2,4-Д (2,4-дихлороксифеноксиоцтова кислота) і її похідні, 2- метил-4-хлор-фенооцтова кислота і її похідні, які поки що в широких масштабах використовують для боротьби з бур'янами в посівах зернових культур як і похідні арилоксифеноксипропіонової кислоти, а в посівах цукрового бур'яку для боротьби з бур'янами застосовують препарат фюзилад-супер за норм витрат 125 г/га. В якості фунгіцидів і протравлювачів насіння у великих кількостях використовують дитіокарбамати (ТМТД, манеб, цинеб, полікарбацин, манкоцеб, сполуки міді) і нові системні пестициди (можуть рухатися судинною системою рослин). Великим досягненням останніх десятиріч є відкриття системної фунгіцидної дії у бенлата і похідних триазолу і морфоліну. Найбільш поширеними препаратами триазолового ряду є байтан, байлетон і пропіконазол. Карбоксин використовують для протравлення насіння.

Летальна доза (LD50) показує, яка доза пестициду необхідна для даної популяції, щоб ймовірність загибелі особин склала 50%, її визначають статистичним шляхом. Для цього всю піддослідну сукупність розбивають на групи і на кожен незалежну групу, що складається з великого числа особин, впливають досліджуванним препаратом у різних зростаючих дозах. У першій групі з мінімальною дозою загинуть (або захворіють), очевидно, найменш стійкі особини; у другій групі, де препарат застосований в більшій дозі, крім найменш стійких особин загине ще й частина більш стійких і т. д. У підсумку виходить статистично наростаючий ряд, в якому загибель збільшується з підвищенням дози препарату.

В якості фактора моделі виступає «вимірювач» дози:

$$x = \lg(d),$$

де d – доза інсектициду.

На осі абсцис відкладають логарифми доз досліджуваного препарату, а по осі ординат – відсотковий вираз загибелі піддослідних особин, трансформований в умовні ймовірнісні величини, які називаються пробіти (від англійського probability unit – ймовірнісна одиниця).

Значення пробіт, відповідні даному відсотку загибелі особин, знаходять за табл.1.

Таблиця 1 -Таблиця для перетворення відсотка частоти загибелі особин в пробіти

Загибель (%)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	-	2,67	2,95	3,12	3,25	3,36	3,45	3,52	3,59	3,66
10	3,72	3,77	3,82	3,87	3,92	3,96	4,01	4,05	4,08	4,12
20	4,16	4,19	4,23	4,26	4,29	4,33	4,36	4,39	4,42	4,45
30	4,48	4,50	4,53	4,56	4,59	4,61	4,64	4,67	4,69	4,72
40	4,75	4,77	4,80	4,82	4,85	4,87	4,90	4,92	4,95	4,97
50	5,00	5,03	5,05	5,08	5,10	5,13	5,15	5,18	5,20	5,23
60	5,25	5,28	5,31	5,33	5,36	5,39	5,41	5,44	5,47	5,50
70	5,52	5,55	5,58	5,61	5,64	5,67	5,71	5,74	5,77	5,81
80	5,84	5,88	5,92	5,95	5,99	6,04	6,08	6,13	6,18	6,23
90	6,28	6,34	6,41	6,48	6,55	6,64	6,75	6,88	7,05	7,33

Приклад 1. Препарат випробовували в якості контактного інсектициду на мухах, яких поміщали в чашку по 20-25 штук. Вивчали кілька концентрацій препарату, причому для кожної з концентрацій використовували по дев'ять паралельних чашок. Визначали загибель мух у кожній чашці, а потім за даними загибелі в дев'яти чашках обчислювали середню частоту загибелі для кожної дози. Результати експерименту представлені в табл.2.

Таблиця 2 - Результати дослід по випробуванню дії інсектициду на мухах

Доза D (концентрація, мг/л)	Середня загибель (%)	Перетворені відсотки значення доз загибелі	
		$\lg D$ (вісь X)	значення пробітів (вісь Y)
250	13	2,398	3,87
500	15	2,699	3,96
1000	22	3,000	4,23
2000	39	3,301	4,72
8000	66	3,903	5,41

Розв'язування: У табл. 2 наведено дані про середню загибель мух в залежності від концентрації інсектициду і зроблені перетворення

цих величин, які необхідні для трансформації S-подібної кривої на пряму лінію – перетворення відсотків пробіти, а доз – в їх логарифми.

Тепер є всі необхідні дані для побудови графіка, що виражає залежність «ефект-доза». По осі абсцис відкладають логарифми доз препарату, а по осі ординат – значення пробітів. Через знайдені точки проводять пряму лінію, яка шляхом інтерполяції дозволяє визначити LD_{50} або, якщо це необхідно, будь-яку іншу дозу загибелі, наприклад LD_{95} (рис.1).

Для 50%-ої загибелі (пробіт дорівнює 5) $\lg(LD_{50}) = 3,58$. За антилогарифмами знаходять дозу LD_{50} , яка становить 2800 мг/л інсектициду. Аналогічно визначають концентрацію і для LD_{95} , яка становить 75800 мг/л інсектициду.

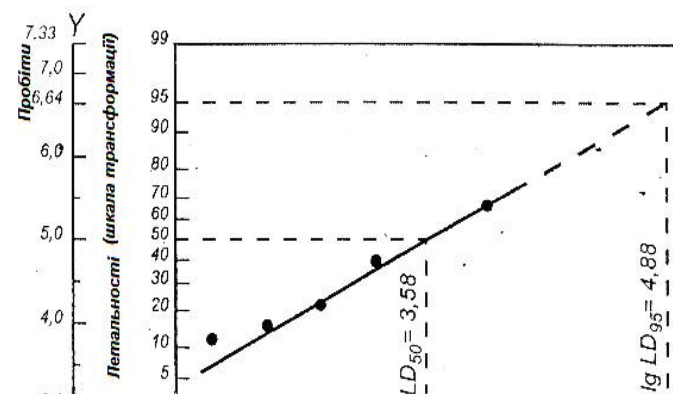
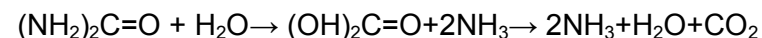


Рис. 1. Обробка результатів дослід за допомогою пробіт-аналізу (розрахунок LD_{50} і приблизна оцінка LD_{95})

Карбамід як речовина під назвою «сечовина» давно відома як кінцевий продукт перетворення білків в організмі. Карбамід – безбарвна кристалічна речовина, що не має запаху, добре розчинна у воді, спирті, рідкому амоніаку, сульфур (VI) оксиді. Температура плавлення 132,7°C, густина $1,33 \cdot 10^3$ кг/м³. За нормальних умов ця речовина пожежо- і вибухонебезпечна, не токсична. Карбамід виявляє властивості слабкої кислоти внаслідок наявності аміногруп. Розчин його не змінює забарвлення лакмусу, але з кислотами він може давати солі. При нагріванні з розчинами кислот або лугів карбамід зазнає гідролізу. При цьому спочатку утворюється карбонатна кислота, яка будучи нестійкою розкладається:



Подібне розщеплення карбаміду з виділенням амоніаку відбувається при так званому аміачному бродінні сечі під впливом мікроорганізмів. Карбамід широко застосовується в сільському господарстві. Він виявився чудовим азотним добривом. Вміст азоту в ньому вищий, ніж у інших азотних добривах:

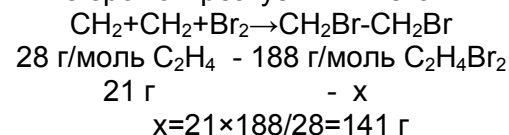
Добриво	Вміст нітрогену, %	Реакція ґрунтового розчину
Рідкий амоніак NH_3	82,4	лужна pH $\leq 11,5$
Аміачна вода $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	20...22	лужна pH $\leq 11,5$
Амонію хлорид $\text{NH}_4 \text{Cl}$	25	слабко кисла pH ≥ 5
Амонію сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	21	слабко кисла pH ≥ 5
Карбамід $(\text{NH}_2)_2\text{C}=\text{O}$	46,6 $M((\text{NH}_2)_2\text{C}=\text{O}) = (14+2)2 + 12 + 16 = 60$ г/моль $W(\text{N}) = \{2A(\text{N})/M((\text{NH}_2)_2\text{C}=\text{O})\}100\% = \{2 \times 14/60\}100\% = 46,6\%$	нейтральна pH = 7
Аміачна селітра NH_4NO_3	35	слабко кисла pH ≥ 5
Натрієва селітра Na NO_3	16	нейтральна pH = 7
Кальцієва селітра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	15...15,5	нейтральна pH = 7

Він менш гігроскопічний, добре розсівається і не закислює ґрунт. У зв'язку з високим вмістом нітрогену, норми внесення його в ґрунт значно нижчі, ніж для інших мінеральних добрив. Карбамід застосовується в сільському господарстві і як корм для жуйних тварин. У травному тракті цих тварин живуть бактерії, здатні перетворювати Нітроген карбаміду в білкові речовини, які далі засвоюються організмом. Згодовування сечовини як добавки до основного корму телятам і вівцям дає значний приріст живої ваги, у корів підвищуються надої молока. У великих кількостях застосовують карбамід в хімічній промисловості, наприклад для синтезу сечовино-формальдегідних пластичних мас, що йдуть на виготовлення різних декоративних і опоряджувальних мінералів, пористих матеріалів, посуду, галантерейних виробів тощо. Для задоволення потреб сільського господарства і промисловості карбамід добувають синтетичним способом. Випускають карбамід двох марок: А – для використання в хімічній промисловості і тваринництві, Б- для

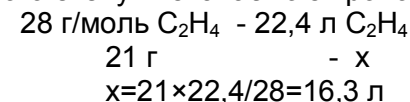
використання в сільському господарстві. Карбамід є реакційною речовиною, що утворює комплекси з багатьма сполуками, наприклад гідроген пероксидом, які використовують як зручну і безпечну форму «сухого» гідроген пероксиду. Спроможність сечовини утворювати комплекси включення з алканами використовується для депарафінації нафти. При нагріванні до $150\text{—}160^\circ\text{C}$ карбамід розкладається з утворенням диуретану ($\text{R}'\text{R}''\text{N}-\text{C}(\text{O})\text{OR}$), амоніаку, вуглекислого газу. При взаємодії з кислотами утворює солі. При алкілюванні утворюються алкіл сечовини, при взаємодії з спиртами – уретани, при ацилюванні – уреїди (N-ацилсечовини RCONHCONH_2). Остання реакція широко використовується у синтезі гетероциклічних сполук, наприклад пірамідинів. Карбамід легко конденсується з формальдегідом, що зумовлює його широке застосування у виробництві смол.

Приклад 2. При пропусканні 20 л суміші повітря з етиленом (н.у.) через бром маса реакційної суміші збільшилася на 21 г. Назвіть речовину, отриману в результаті реакції і знайдіть її кількість (г). Визначіть % вміст етену в газовій суміші.

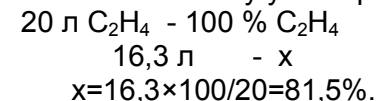
Розв'язування: з бромом реагує тільки етан:



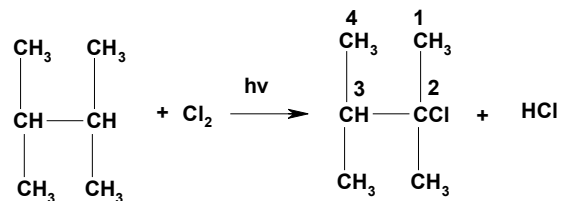
Об'єм поглиненого етену визначаємо з пропорції:



Обчислюємо об'ємний вміст етилену у повітряній суміші:

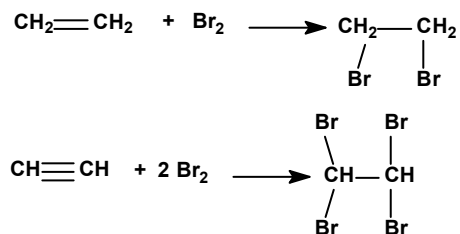


Класичним прикладом реакції радикального заміщення для насичених сполук є реакція з галогенами під дією УФ-опромінення, яке обумовлює розпад на вільні радикали молекул галогену. Оскільки реакція є радикальною, утворюється суміш всіх можливих продуктів заміщення, але слід враховувати, що найбільш рухливим є водень при третинному атомі вуглецю, а найменш рухливим є водень при первинному вуглецевому атомі. Наприклад, для 2,3-диметилбутану в результаті реакції радикального заміщення у великій кількості буде утворюватися 2-хлор-2,3-диметилбутан:

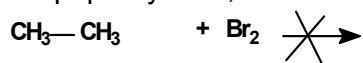


Приклад 3. За допомогою яких якісних реакцій можна відрізнити етан, етилен та ацетилен?

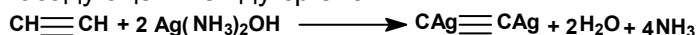
Розв'язування: Найлегше відрізнити насичену сполуку (етан) від ненасичених етилену та ацетилену за реакцією знебарвлення бромної води. Насичені сполуки за нормальних умов не реагують з галогенами, а алкени та алкіни легко знебарвлюють бромну воду (розчин бром у воді):



Отже, сполука, яка не прореагувала, є етан.



Наступним кроком є проведення якісної реакції на потрійний зв'язок з аміачним розчином оксиду срібла ($\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{OH}$), яка супроводжується виділенням осаду ацетиленіду срібла:

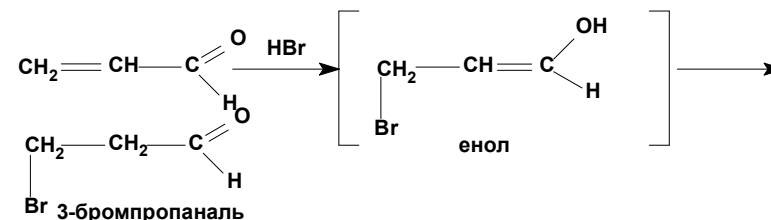


Етилен не взаємодіє з цим реагентом:

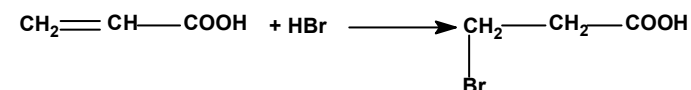


Сполуки, які містять у молекулі карбонільну групу і кратні зв'язки, називаються ненасиченими альдегідами та кетонами. Наведений альдегід має назву акролеїн (пропен-2-аль) та ще його відносять до α , β -спряжених карбонільних сполук. Хімічні властивості α , β -ненасичених альдегідів, що містять у своєму складі спряжену систему, мають деякі особливості. Приєднання до них галогеноводнів та води перебігає проти правила Марковнікова.

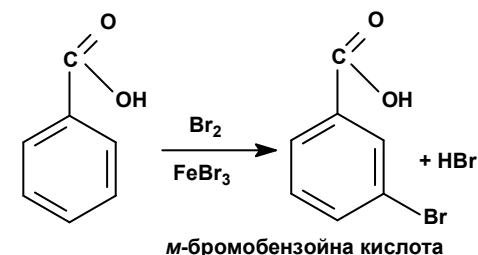
Так, спочатку відбувається приєднання бромистого водню по кінцях спряженої системи з утворенням нестійкого енолу, який одразу ізомеризується в альдегід:



Реакційна здатність ненасичених монокарбонових кислот обумовлена наявністю в їх структурі карбоксильної групи та кратного (подвійного) зв'язку. За рахунок наявності карбоксильної групи ненасичені кислоти вступають в реакції, що характерні для насичених кислот, а за рахунок кратного зв'язку в вуглеводневому радикалі вони проявляють властивості алкенів (алкінів). Однак приєднання галогеноводнів до α , β -ненасичених кислот відбувається проти правила Марковнікова. Це пояснюється електроноакцепторним впливом карбоксильної групи за рахунок $-M$ та $-I$ -ефектів. Тому при дії HBr на акрилову кислоту утворюється β -бромпропіонова кислота:

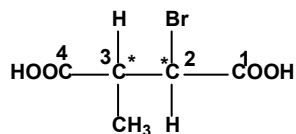


За рахунок наявності бензольного кільця аренмонокарбонові кислоти вступають в реакції електрофільного заміщення (нітрування, сульфування, галогенування), характерні для ароматичних вуглеводнів. Карбоксильна група є орієнтантом другого роду, тому в реакціях електрофільного заміщення вона направляє замісник (групу, що атакує) в *мета* – положення:



Приклад 4. Напишіть проекційні формули всіх стереоізомерних форм сполуки $\text{HOOC}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHBr}-\text{COOH}$. Які з них є енантіомерами та які – діастереомерами?

Розв'язування: Спочатку необхідно зобразити структурну формулу кислоти (назва сполуки за систематичною номенклатурою 2-бromo-3-метил-бутан-1,4-діоїва кислота).

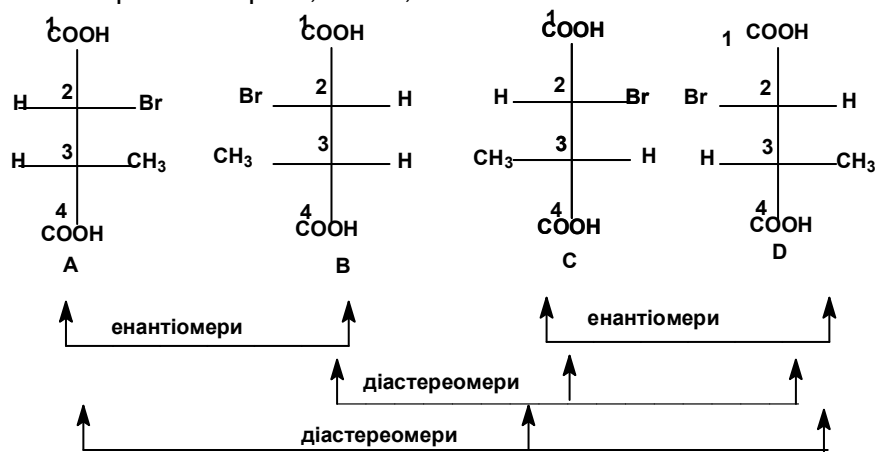


Видно, що сполука має два атоми вуглецю (C-2 та C-3), кожний з яких містить по 4 різні замісники (H, Br, COOH та $\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$ для C-2 і H, CH_3 , COOH та $\text{CH}(\text{Br})\text{COOH}$ для C-3) і тому є асиметричними. Тоді кількість можливих стереоізомерів складає $2^2 = 4$.

Наводимо їх у вигляді проєкційних формул Фішера, враховуючи деякі прийняті правила їх побудови:

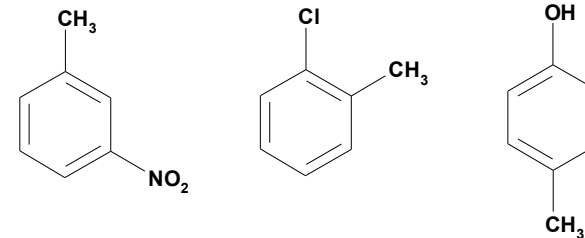
- асиметричні атоми вуглецю знаходяться у точці перетину горизонтальної та вертикальної ліній і не позначаються символом C;
- для гідроксикислот (а також амінокислот та галогенокарбонових кислот) на вертикальній лінії розташовують карбоксильну групу, а на горизонтальній – атом водню та групи з гетероатомами (OH -, NH_2 -, галогени).

Тепер слід згадати, що енантіомерами (антиподами) є пари стереоізомерів, які характеризуються взаємопротилежним розміщенням атомних груп біля всіх асиметричних вуглецевих атомів. Отже, енантіомерами є пари A,B та C,D.



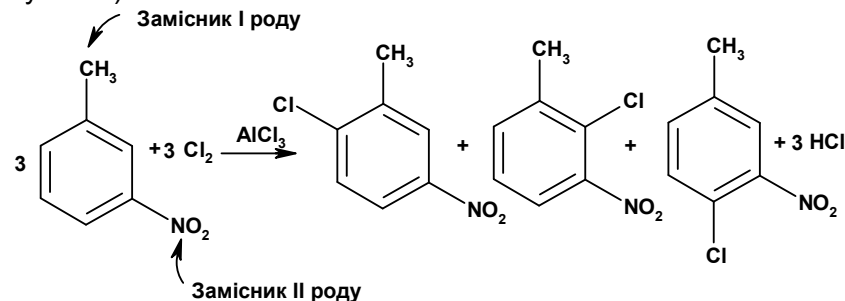
Стереоізомери, які характеризуються однаковим просторовим розміщенням атомних груп біля одного з асиметричних атомів та взаємопротилежним – у інших, називаються діастереомерами. Отже, діастереомерами є пари A,C (конфігурація атома C-2 співпадає, а C-3 – протилежна); B,C (конфігурація атома C-3 співпадає, а C-2 – протилежна); A,D (конфігурація атома C-2 співпадає, а C-3 – протилежна); B,D (конфігурація атома C-3 співпадає, а C-2 – протилежна).

Приклад 5. Напишіть реакції хлорування наступних сполук:



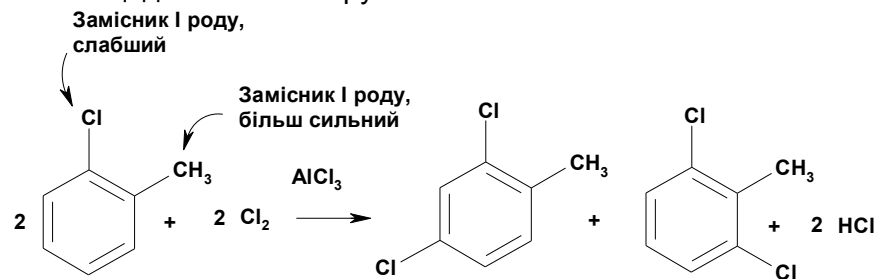
Розв'язування: Необхідно згадати правила орієнтації для двозаміщених аренів:

- у разі наявності замісників I та II роду місце вступу третього замісника визначатиме тільки замісник I роду. Отже, м-нітротолуол при хлоруванні утворює суміш трьох хлоропохідних, де атом хлору знаходиться у о- та п-положеннях відносно метильної групи (орієнтуюча дія нітрогрупи не враховується):

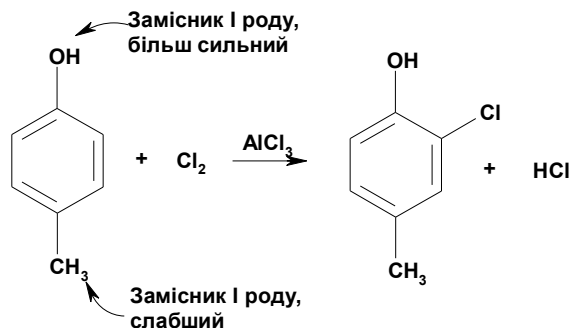


- у випадку двох замісників I роду вступ третього замісника визначається тим із замісників, що є більш сильним орієнтантом.

Отже, у випадку о-хлоротолуолу атоми хлору входять у о- та п-положення щодо метильної групи:



- у випадку п-крезолу місце входження третього замісника визначає OH -група, яка є більш сильним орієнтантом I роду.



Приклад 6. Хлорпохідне насиченого вуглеводню має молекулярну масу 237. Процентний склад цієї сполуки: Cl – 89,9%; C-10,1%. Знайдіть його молекулярну формулу:

Розв’язування: формула хлорпохідного насиченого вуглеводню C_yCl_x :

$$x:y = \omega(C)/A(C) : \omega(Cl)/A(Cl),$$

де ω – масова частка елемента в сполуці, %;

A- атомна маса елемента.

$$x:y = 10,1/12,01 : 89,9/35,5 = 8,41 : 2,53 \text{ або } 8,41/2,53 : 2,54/2,53 = 3,32 : 1.$$

$$12 \times 3,32x + 36x = 237$$

$$x = 3$$

Отже, формула сполуки C_2Cl_6

Приклад 7. Тіосечовина містить 15,79 % Карбону, 42,11 Сульфору, 36,84 Нітрогену і 5,26 Гідрогену. Встановити молекулярну формулу тіосечовини.

Розв’язування: маси елементів відносяться одна до одної як ряд чисел: 15,79: 42,11: 36,84: 5,26. Позначимо невідому формулу тіосечовини $C_xS_yN_zH_t$, де x,y, z, t- відповідно числа атомів елементів у молекулі тіосечовини. Знайдемо атомні частки цих елементів у даній сполуці, поділивши їх масовий вміст на відповідні атомні маси:

$$x : y : z : t = 15,79/12 : 42,11/32 : 36,84/14 : 5,26/1 = 1,316 : 1,316 : 2,631 : 5,260$$

Розділивши добуті атомні частки елементів на найменшу з них, дістанемо співвідношення між кількостями атомів у сполуці, тобто:

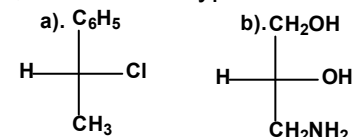
$$x : y : z : t = 1,316/1,316 : 1,316/1,316 : 2,631/1,316 : 5,260/1,316 = 1 : 1 : 2 : 4,$$

яке відповідає найпростішій (емпіричній) формулі тіосечовини CSN_2H_4 . Щоб встановити молекулярну формулу сполуки, потрібно знати молекулярну масу цієї речовини. Визначена експериментально вона дрівнює 76. Порівнюємо це значення з молекулярною масою, що

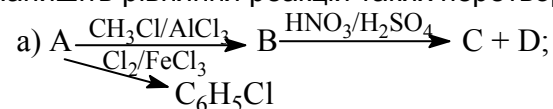
відповідає найпростішій формулі: $12 + 32 + 14 \times 2 + 1 \times 4 = 76$. Отже, наведена формула – молекулярна.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

- Обчислити масу амоніаку, яку можна добути при гідролізі розчину амідру оцтової кислоти масою 5,9 г.
- Як отрутохімікат використовується сполука $CCl_2=CCl-CCl=CCl_2$. Як, на вашу думку, реагуватиме ця сполука з воднем? Напишіть рівняння реакції.
- Схарактеризуйте значення хімічних засобів захисту рослин для сільського господарства. Які речовини використовуються з цією метою у нашій місцевості?
- Дихлоретан широко використовується для боротьби з шкідниками, що водяться в коморах. Виходячи з норми 300 г дихлоретану на $1m^3$ приміщення, знайдіть скільки моль цієї речовини, потрібно для знезараження приміщень кубатурою $500 m^3$.
- Встановіть формулу речовини складу C_7H_7Cl , яка при хлоруванні надлишком хлору при сонячному опроміненні та підвищеній температурі перетворюється на сполуку складу $C_7H_4Cl_4$. При окисненні вихідна сполука утворює о-хлоробензойну кислоту.
- Напишіть реакції бромовання толуолу і етилбензолу а) в присутності каталізатора, б) при сонячному опроміненні. Дайте назви одержаним галогенопохідним. Порівняйте механізми реакцій.
- Для протруєння насіння зернових культур використовують гексахлорбензен. Враховуючи, що ця сполука не містить гідрогену, напишіть її формулу й визначте розрахунками, чого в ній більше Карбону чи Хлору?
- Напишіть реакції гідробромовання 2-метил-бутен-3-аль-1 та пропеналю. Що буде відбуватися при дії на ці сполуки хлору в кислому середовищі?
- Дайте визначення за R,S-номенклатурою таким оптичним ізомерам:



10. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень:



ПРИРОДНІ ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНІ РЕЧОВИНИ

Мета: продовження вивчення особливостей будови органічних сполук, фізичних і хімічних властивостей та їх фізіологічного значення

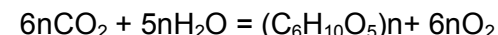
Нітроген входить до складу багатьох сполук, що знаходяться в рослинах – білків, амінокислот, амідів, фосфатидів, нуклеїнових кислот, тощо. В залежності від кількості і складу цих сполук в рослинах в значній мірі змінюється якість врожаю та поживна цінність рослинних продуктів. Загальна кількість Нітрогену в рослинах коливається в широких межах. В коренеплодах і картоплі його вміст складає 0,1-0,5; в зерні злаків – 1,5-3,5; в зерні бобових культур – 4,0-6,0. Вміст білків в різних рослинах та їх органах коливається в значній мірі:

Рослини та органи	Білок	Рослини та органи	Білок
Трави пасовищ	2-4,8	Корені:	
Трави сіянци:		цукрових буряків	0,9
тимофіївка	2,5	кормових буряків	0,7
житняк	4,4	моркви	0,8
вівсяниця	2,8	бульби картоплі	1,5
суданка	2,5	бобово - злакових	8-12
вика	3,5	пшениці	12-20
конюшина червона	3,0	ячменю	10-14
люцерна	3,8	рису	5-7
Гичка:		вівса	9-19
цукрових буряків	2,7	гороху	22-24
кормових буряків	1,7	вики	28
моркви	2,6	люпину	35
		льону	18-34
		соняшнику	13-19

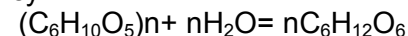
Білки – високомолекулярні нітрогеновмісні органічні речовини складної будови. Вони становлять основну частину протоплазми клітин і тому містяться в усіх рослинних і тваринних організмах. Білки є в крові, молоці, м'язах, шкірі, кістках. Білкову природу мають ферменти і багато гормонів. З білків складаються волосся, роги, копита. Поряд з жирами і вуглеводами білки становлять основу нашої їжі. До складу білків входять Карбоген, Гідроген, Нітроген, часто Сульфур. Іноді вони містять фосфор, Ферум та інші елементи. Молекулярна вага білків дуже різноманітна: від десятків до мільйонів г/моль. Білки зазнають гідролізу, в результаті якого утворюються амінокислоти, аміногрупа і карбоксильна група яких розташовані в як найближчому сусідстві одна з одною. Одні білки (білок курячого яйця) розчиняються у воді, утворюючи колоїдний розчин, інші розчиняються лише в кислоті або лугах.

Крохмаль є продуктом фотосинтезу. Він утворюється в рослинах з вуглекислого газу і води. Для фотосинтезу використовується енергія

сонячного світла, що вбирається зеленим пігментом листя – хлорофілом. Сумарне рівняння утворення крохмалю в рослині має такий вигляд:



Як видно, при засвоєнні (асиміляції) рослинами вуглекислого газу одночасно відбувається виділення кисню, який поповнює атмосферний кисень, що витрачається на процеси дихання організмів, на реакції горіння, повільного окиснення. Крохмаль, що нагромаджується в листках, зазнає гідролізу:



Глюкоза, що утворюється при цьому, як речовина розчинна, розноситься рослинними соками в інші органи рослин і служить матеріалом для синтезу (жирів, білків тощо) та побудови всіх клітин і тканин. В бульбах, насінні глюкоза знов утворює крохмаль, запасом якого живиться проросток, поки у нього немає листя і коріння. Бульби картоплі містять 20% крохмалю, зерна пшениці й кукурудзи – до 70%, рису – близько 80%.

Фотосинтез відіграє велику роль у сільському господарстві. Одержання високих урожаїв пов'язане з синтезом органічних речовин у рослинах, розвиток тваринництва потребує кормів – продуктів того самого фотосинтезу. Тому керування фотосинтезом, стимулювання його має величезне значення для розвитку сільського господарства. Де застосуванням передової агротехніки, добрив, стимуляторів росту та інших засобів створюються найкращі умови для фотосинтетичної діяльності рослин, там досягаються і високі врожаї.

Крохмаль – білий порошок, нерозчинний у воді. Це природна високомолекулярна речовина, молекули якої складаються з елементарних ланок $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$, що багато разів повторюються. Молекули крохмалю неоднакові по величині: в них входить різне число ланок – від кількох сотень до кількох тисяч. Тому можна говорити про середнє значення n у формулі крохмалю і про середню молекулярну вагу його. На відміну від багатьох інших високомолекулярних сполук молекули крохмалю різняться не тільки числом елементарних ланок, а й своєю структурою. Поряд з молекулами лінійної структури, середня вага яких кілька десятків тисяч, є молекули розгалуженої структури, з середньою молекулярною вагою в сотні тисяч.

Крохмаль є основним вуглеводом нашої їжі. Проте безпосередньо його не може засвоювати організм. Подібно до жирів, спершу він зазнає гідролізу. Цей процес починається вже при пережовуванні їжі, в роті, під дією ферменту, що міститься в слині. Гідроліз крохмалю продовжується в кишківнику. Глюкоза, що утворюється, всмоктується через стінки кишківника в кров і надходить у печінку, а звідти – на живлення всіх

тканин організму. Надлишок глюкози відкладається в печінці у вигляді високомолекулярного вуглеводу – глікогену. Цей запасний глікоген знову перетворюється в глюкозу в міру витрачання її організмом. Проміжні продукти гідролізу крохмалю (декстрини) легше засвоюються, ніж сам крохмаль, бо вони складаються з менших за розмірами молекул і краще розчиняються у воді. Приготування їжі часто пов'язане саме з перетворенням крохмалю в декстрин. Частковий гідроліз крохмалю відбувається при варінні картоплі, при випіканні хліба. Якщо процес гідролізу до кінця не довести, то утворюється густа солодка маса – суміш декстринів і глюкози – патока.

Крохмаль складається з двох речовин: амілази і амінопектину. Обидві вони в холодній воді нерозчинні: в гарячій воді амілаза утворює колоїдний розчин (крохмальний клейстер), а амілопектин лише набухає. В картопляному крохмалі міститься 67 % амілази, амінопектину – до 33 %. Вміст крохмалю в картоплі залежить від сорту цієї культури, а також від доз внесеного добрива, ґрунтокліматичних умов.

Вуглеводи – основне джерело енергії, що створюється в результаті обміну речовин. Сахароза добре відома у вигляді звичайного цукру. Це білі солодкі на смак кристали, добре розчинні у воді. Температура плавлення сахарози 160 °С, при застиганні розплавленої сахарози утворюється прозора маса – карамель. Сахароза міститься в багатьох рослинах – у соку берези, клена, в моркві, дині. Особливо багато її в коренях цукрових буряків і цукровій тростині. З цих рослин і добувають сахарозу. Тому вона ще називається буряковим і тростинним цукром. Глюкоза поступається солодкістю перед звичайним буряковим цукром. Вона зустрічається майже в усіх органах рослин: у плодах, корінні, листі, квітках. Особливо багато її у виноградному соку і в стиглих фруктах і ягодах. Разом з фруктозою вона становить основну частину бджолиного меду. Глюкоза є в тваринних організмах. У крові людини 0,1 % глюкози.

Глюкоза ($C_6H_{12}O_6$) є альдегідоспиртом. Як спирт вона утворює складні ефіри, як альдегід окислюється аміачним розчином аргентум оксиду або купрум (II) гідроксиду в спиртокислоту. При відновленні альдегідогрупи утворюється шестиатомний спирт. Важливою хімічною властивістю глюкози є бродіння під дією органічних каталізаторів (ферментів). Молекула сахарози складається із сполучених один з одним залишків фруктози і глюкози, в якій не зберігається альдегідогрупа.

Вміст цукрів має значення при оцінці якості плодів і овочів. При правильному зберіганні втрати цукрів в плодах знижуються і краще зберігається їх якість. Найчастіше вміст цукру у рослинах визначається поляриметричним та об'ємним методами. Оптичний метод кількісного

визначення цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ одержав широке застосування при аналізі цукрових буряків. Він відрізняється простотою, точністю і невисокою вартістю, лежить в основі оцінки врожаю цукрових буряків як сировини для цукрової промисловості, а також в процесі хімічного контролю заводського виробництва цукру. Вміст цукру в цукрових буряках залежить від сорту, внесення добрив, агротехніки і віку рослин.

Жири є складними ефірами трьохатомного спирту гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ і жирних кислот. В рослинних жирах (маслах) зустрічається багато різних кислот (пальмітинова, меристинова, олеїнова, лінолева або льняна, ліноленова тощо). Аналіз складу вуглеводнів, жирів і білків рослин показує, що серед органічних речовин жири відрізняються найбільшим вмістом Карбону, Гідрогену і найменшим - Оксигену. Отже жири – найменш насичені сполуки. Це обумовлює їх здатність приєднувати багато кисню при згорянні і виділяти велику кількість тепла. Утворення і накопичення жиру в рослинах зв'язане з їх живленням. Особливо велике значення має забезпеченість рослин фосфором. Різні за хімічним складом і деякими фізичними якість жири володіють і загальною властивістю – розчинятися в ефірі, бензині, ацетоні, хлороформі. Саме на цій властивості і ґрунтуються методи їх кількісного визначення.

Приблизний вміст жиру в рослинах наведено нижче:

Рослинний матеріал	Вміст, %	Рослинний матеріал	Вміст, %
Зерно: жита	1,7-2,5	Насіння: льону	35-40
пшениці	1,4-3,2	конопель	30-35
ячменю	1,8-4,0	гірчиці	34-40
кукурудзи	3,7- 4,5		
проса	3,1-3,9	соняшника	40-59
вівса	4,5-6,0	макуха олійних культур	7-10
гороху	0,7-3,0	Сіно: злакових	1,8-3,4
вики	0,9-1,4	бобових	1,7-4,2
квасолі	0,7-3,6	Солома: бобових	1,8-2,3
гречки	1,9-3,7	злакових	1,5-2,3
люпину	3,7-5,3	Коренеплоди	0,09-0,35

Розрізняють жири тваринного і рослинного походження. У тварин жирові речовини відкладаються, головним чином, на внутрішніх органах і в підшкірній тканині (клітковині); значна кількість жирів міститься у молоці ссавців. Тваринні жири, як правило, – тверді речовини. Рослинні жири частіше бувають рідкими, їх називають оліями (кокосове масло – твердий рослинний жир). Рідкі жири утворені головним чином ненасиченими кислотами. Жири, утворені переважно насиченими кислотами, тверді (яловичий і баранячий жир). З підвищенням вмісту ненасичених кислот точка плавлення жирів знижується, вони стають більш легкоплавкими (свиняче сало, вершкове масло). Рідкі жири внаслідок наявності кратних зв'язків у молекулах не тільки приєднують водень, вони можуть окислюватися і зазнавати полімеризації.

Жири є багатим джерелом енергії. Джерелами для утворення жиру в організмі людини є жири харчових продуктів тваринного і рослинного походження; крім того вони можуть синтезуватися в організмі з вуглеводів та в меншому ступені з білків. Жири виконують різноманітні функції в організмі людини. Вони входять до складу клітинних структур і приймають участь в забезпеченні нормальної життєдіяльності клітин. Підшкірний жировий шар запобігає переохолодженню тіла людини, захищає його від механічних впливів. Жири сприяють засвоєнню жиророзчинних вітамінів. Біологічна цінність жирів полягає у наявності в них життєво важливих поліненасичених жирних кислот (лінолевої, ліноленової і арахідонової). Вони не утворюються в організмі і тому є незамінними. Насичені жирні кислоти (масляна, стеаринова, пальмітинова та ін.) в біологічному відношенні малоактивні.

Природні жири містять фосфатиди і стерини. Фосфатиди (лецитин і холін) регулюють обмін жирів в організмі, запобігають відкладанню жиру в організмі. З групи стеринів важливу участь в життєво важливих процесах бере холестерин. Він необхідний для утворення вітаміну D, статевих гормонів і гормонів надниркових залоз. Порушення обміну холестерину в організмі є одним з факторів виникнення атеросклерозу. Виникненню атеросклерозу може сприяти висококалорійне, надмірне харчування. Особливо багато холестерину в продуктах тваринного походження. Згораючи в організмі, 1г жиру дає 9,3 кал, що у 2,5 рази більше калорій, які дає така сама кількість білків або вуглеводів. Жири повинні становити 30 % добової калорійності. Добова потреба в жирах – 80-100 г.

Для одержання твердого мила виділену суміш вищих жирних кислот нейтралізують содою. Якщо нейтралізацію суміші вищих жирних кислот проводять за допомогою поташу (калій карбонату), то утворюється калійне («зелене») мило, на відміну від натрієвого, має рідку консистенцію. При нейтралізації суміші жирних кислот оксидами

лужноземельних і перехідних металів (Ca, Mg, Sn, Pb тощо) утворюються нерозчинні у воді, так звані «металічні» мила, які використовують як медичні пластирі (наприклад, простий свинцевий) та ін. Молекули мила містять у своїй структурі гідрофільний (такий, що «тягнеться» до молекул води) карбоксилат-аніонний фрагмент і гідрофобний (такий, що «уникає» контакту з водою) протяжний карбоновий ланцюг. Через таку будову мила мають практично однакову здатність розчиняти як гідрофільні (вода, спирти тощо), так і ліпофільні (вуглеводні, жири, етери тощо) речовини. Крім того, на відміну від молекул натрієвих і калієвих солей нижчих жирних кислот, молекули мила здатні до агрегації («злипання» одна з одною) з утворенням сферичних структур - міцел.

Аналогічний механізм має процес солюбілізації нерозчинних у воді органічних (у тому числі лікарських) речовин. Ширше застосування мил як миючих засобів обмежене тим, що в твердій воді (з підвищеним вмістом іонів Ca^{2+} та Mg^{2+}) мила утворюють нерозчинні солі Кальцію та Магнію, які осаджуються у вигляді пластівців і забруднюють поверхні. На утворення цих солей витрачається значна кількість мила. Будучи солями слабких кислот і сильних основ, мила внаслідок гідролізу утворюють лужне середовище у водних розчинах, що зумовлює подразливу дію мил на слизові оболонки. Зазначені вади мил були причиною створення широкого асортименту дешевших і більш технологічних синтетичних замінників мил - детергентів.

Детергенти, або синтетичні миючі засоби, як і мила, відносять до ПАР. Їхні молекули також містять неполярний (гідрофобний) вуглеводневий фрагмент і полярну (гідрофільну) частину. Детергенти з розгалуженими вуглеводневими ланцюжками неприйнятні в екологічному відношенні, оскільки під час очищення стічних вод вони не розкладаються мікроорганізмами, що призводить до накопичення синтетичних миючих речовин у природних водоймищах у згубних концентраціях. На відміну від мил, синтетичні миючі засоби не утворюють нерозчинних солей з катіонами кальцію та магнію, а їх водні розчини мають нейтральну реакцію, оскільки детергенти є або солями сильних кислот і сильних основ, або не містять груп, здатних гідролізуватися за звичайних умов. Важливою перевагою детергентів перед милами є також те, що їх виробництво не потребує використання як сировини жирів - цінних харчових продуктів.

Маргарин - це харчовий жир, що являє собою суміш гідрогенізованих жирів рослинного та тваринного походження з додаванням вершків, смакових та ароматичних речовин, наприклад, діацетила $\text{CH}_3\text{—CO—CO—CH}_3$ та ін. Технічні саломаси (т. пл. 39—49 °C) - сировина для вироблення мила, стеарину тощо. Унаслідок

гідрогенізації жирів змінюються не лише їх фізичні властивості. Завдяки різкому зменшенню кількості подвійних зв'язків у молекулах вони набувають стійкості до дії окисників, зокрема кисню повітря, що запобігає гіркненню. При цьому зберігається висока поживність, характерна для кращих сортів рослинних і тваринних жирів, але, на відміну від тваринних жирів, продукти гідрогенізації рослинних олій не містять домішок холестерину, надлишок якого в організмі призводить до атеросклерозу.

Воски - це естери вищих жирних кислот і високомолекулярних спиртів, які містять парну кількість атомів Карбону в кислотних і спиртових залишках. Здебільшого воски є насиченими сполуками. Найчастіше до складу восків входять цетиловий ($C_{16}H_{33}OH$) і мірициловий ($C_{30}H_{61}OH$) спирти. Воски поділяють на тваринні (спермацет, бджолиний віск, ланолін та інші) і рослинні (карнаубський віск). До восків прийнято відносити також і озокерит (гірський віск) - мінеральний продукт (т. пл. 58-100 °C), що являє собою суміш переважно насичених вуглеводнів, здебільшого з розгалуженими ланцюгами. Застосовують озокерит у медицині (озокеритолікування), для виготовлення мастил, кремів, гідрофобізації матеріалів тощо. Температура плавлення восків підвищується з подовженням карбонового ланцюга молекул, тому є воски м'які та тверді. До м'яких восків належать ланолін і спермацет. Ланолін одержують шляхом очищення шерстяного воску овець, який є сумішшю естерів ланолінового спирту ($C_{12}H_{23}OH$), вищих жирних кислот ($C_{18}-C_{24}$) з високим вмістом вільних жирних спиртів і кислот (до 45 %), вуглеводнів (до 18 %) та ін. Цей віск виділяється шкірними залозами овець і у великій кількості (5—16 %) залишається на вовні. Ланолін (т. пл. 36—42 °C) нерозчинний у воді, проте, на функціональні похідні карбонових кислот відміну від інших восків, здатний утворювати стійкі емульсії навіть з подвійною масою води. Остання властивість дозволяє використовувати ланолін як мазеву основу для введення в неї водорозчинних лікарських речовин. Спермацет на 98 % складається із цетину $C_{15}H_{31}COOC_{16}H_{33}$. Його отримують виморожуванням спермацетового жиру, який одержують витоплюванням спермацетового мішка голови кашалота. Спермацет широко використовується у фармації як основа для мазей, кремів, а також у виробництві мила, свічок тощо. Прикладом твердого воску є карнаубський віск (покрив листя бразильської воскової пальми). Він містить понад 80 % естерів вищих жирних кислот з кількістю атомів Карбону 16—28 і вищих спиртів, що містять 30—32 атоми Карбону. Карнаубський віск є компонентом полірувальних паст, необхідний при виробленні шкір, у виробництві копіювального паперу. Бджолиний віск містить 72 % естерів вищих

жирних кислот і вищих спиртів (33 % мірицилпальмітату $C_{15}H_{31}COOC_{30}H_{61}$), до 13,5 % вільних кислот і 12—12,5 % вуглеводнів. Температура плавлення бджолиного воску 62-70 °C. Одержують віск із бджолиних стільників; використовують для виготовлення штучної вошни, як компонент полірувальних паст, мазей, косметичних препаратів тощо.

Ліпіди, або жироподібні речовини, — це численна група природних органічних сполук, здебільшого похідних вищих аліфатичних кислот і спиртів. Ліпіди містяться в усіх клітинах живих організмів і беруть участь у різноманітних фізіологічних та біохімічних процесах. За будовою та властивостями вони дуже неоднорідні. Проте всі ліпіди мають спільну особливість - розчинність у неполярних розчинниках (етері, хлороформі, вуглеводнях). Різне відношення жироподібних речовин до дії гідролізуючих реагентів покладено в основу поділу ліпідів на омилювані та неомилювані. До неомилюваних ліпідів належать не здатні до гідролізу ізопреноїди та простагландини. Омилювані ліпіди поділяють на прості ліпіди, гідроліз яких дає суміш тільки спиртів і карбонових кислот (жири та воски), і складні ліпіди, що утворюють при гідролізі, крім спиртів і карбонових кислот, також фосфатну кислоту, моно- або олігосахариди (фосфоліпіди та гліколіпіди). Простагландини регулюють обмін речовин у клітинах організму, тобто є «клітинними гормонами». Відомо, що вони впливають на процеси згортання крові, знижують кров'яний тиск і пригнічують виділення шлункового соку. Найважливішою властивістю простагландинів є їх здатність стимулювати скорочення непосмугованих м'язів. Є відомості про можливість використання простагландинів і як бронхолітичних, антивиразкових та інших засобів. Механізм дії простагландинів досі не з'ясовано, проте встановлено, що деякі протизапальні засоби гальмують біосинтез і послаблюють фізіологічну дію простагландинів.

Група терпенів включає терпенові вуглеводні та їх оксигеновмісні похідні (спирти, альдегіди, кетони), так звані терпеноїди. До терпенових вуглеводнів належать ненасичені вуглеводні складу $(C_5H_8)_n$, де n вказує кількість ізопренових фрагментів і коливається від 2 до 8. У природі терпени зустрічаються в складі ефірних масел. На відміну від жирних олій ефірні олії леткі й повністю випаровуються, не залишаючи масних плям. Ефірні масла - джерела запахів різноманітних рослин (троянда, м'ята, лаванда, апельсин, лимон та ін.). Аромат суниць, наприклад, зумовлений вмістом в ефірній олії майже 50 різних терпенів. До похідних ментану належить терпеноїд ментол - основний компонент ефірного масла м'яти перцевої.

Каротиноїди - група природних пігментів, подібних за будовою до каротину (пігмент уперше було виділено з моркви). Молекули

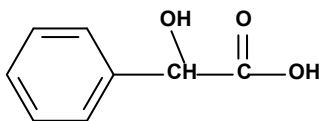
каротиноїдів мають у своєму складі значну кількість спряжених подвійних зв'язків, чим, власне, і пояснюється їхнє забарвлення. Подвійні зв'язки мають транс-конфігурацію. Більшість каротиноїдів належать до тетратерпенів, бо їх молекули містять 40 атомів Карбону. Каротиноїди розчинні в рослинних і тваринних жирах, зазвичай легко окиснюються киснем повітря. Каротин - пігмент жовто-червоного кольору, міститься в моркві, молоці, вершковому маслі, листі рослин і багатьох плодах. Яскраве забарвлення листя восени зумовлене наявністю каротину, який стає помітним внаслідок руйнування зеленого пігменту - хлорофілу. Усі ізомери каротину є попередниками вітамінів групи А, тобто провітамінами. Під впливом ферментів в організмі вони розщеплюються за місцем зв'язку $C_{15}-C_{16}$ з утворенням вітаміну A_1 — ретинолу.

Вітамін A_1 (ретинол) міститься тільки в продуктах тваринного походження. Багатими його джерелами є вершкове масло, яєчний жовток, печінка тварин і морських риб, риба'чий жир. У рослинах вітамін A_1 не зустрічається. За фізичними властивостями це кристалічна речовина жовтого кольору, т. пл. $63-64\text{ }^{\circ}\text{C}$, легко розчинна в жирах.

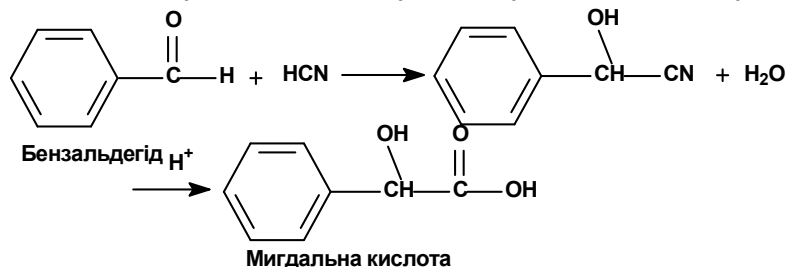
Вітамін А вважається фактором росту. При нестачі його в їжі спостерігається затримка росту, схуднення, знижується опірність організму до інфекційних захворювань. Ранньою ознакою А-вітамінної недостатності є послаблення сутінкового зору (куряча сліпота).

Приклад 1. Як синтезувати мигдальну кислоту із бензальдегіду?

Розв'язування: Мигдальна кислота має наступну структурну формулу:



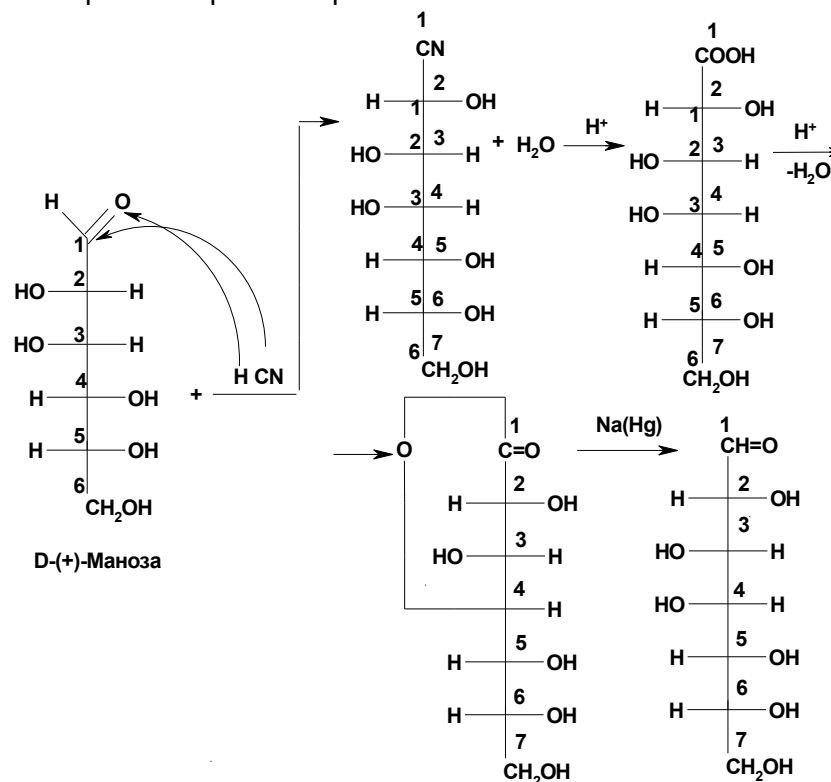
Тобто, мигдальна кислота є ароматичною α -оксикислотою. Слід згадати, що загальним методом синтезу α -оксикислот є ціангідринний синтез, за яким і можна синтезувати мигдальну кислоту з бензальдегіду:



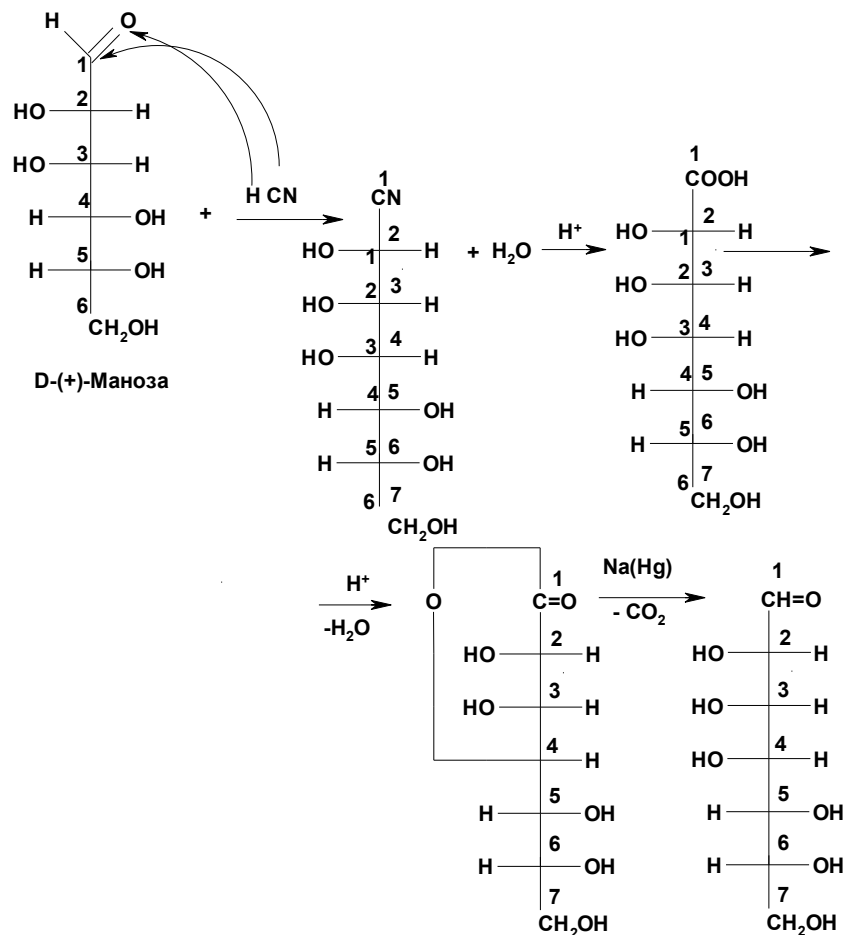
Приклад 2. Запишіть по стадіях процес ціангідринного синтезу, в якому вихідною речовиною є маноза.

Розв'язування: маноза є одним із стереоізомерів моносахариду, що містить альдегідну групу та має 6 вуглецевих атомів. Формулу стереоізомеру необхідно зображати за допомогою проекційної формули Фішера. Ціангідринний синтез складається з чотирьох стадій. Слід бути уважними при написанні першої стадії - приєднання HCN . На цій стадії утворюються два стереоізомерних продукти за рахунок створення нового асиметричного атома вуглецю, отже, наступні стадії необхідно писати окремо для утворення двох стереоізомерів.

Перший стереоізомер:



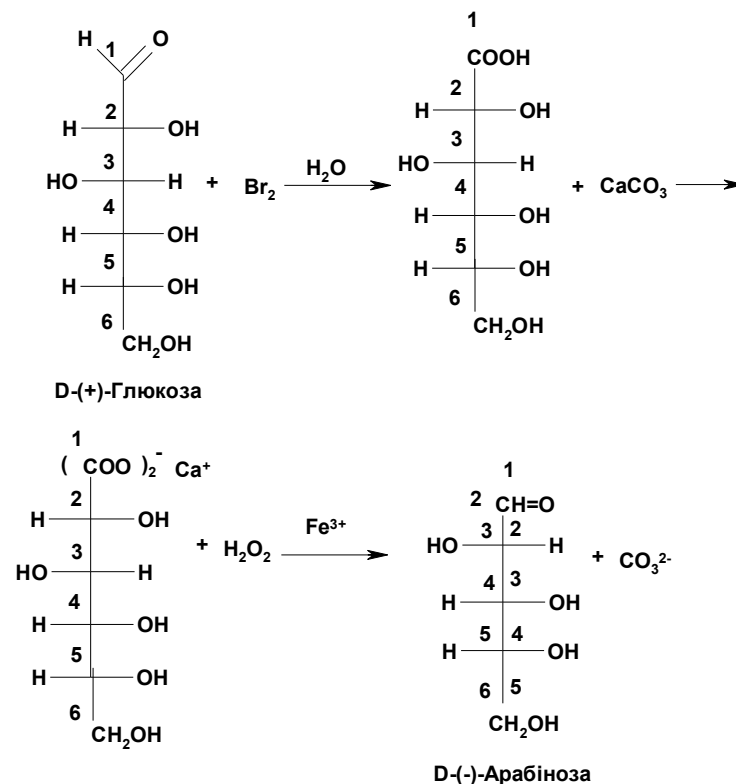
Другий стереоізомер:



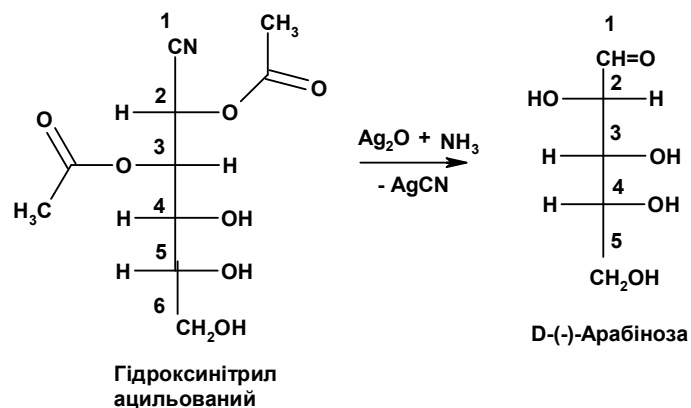
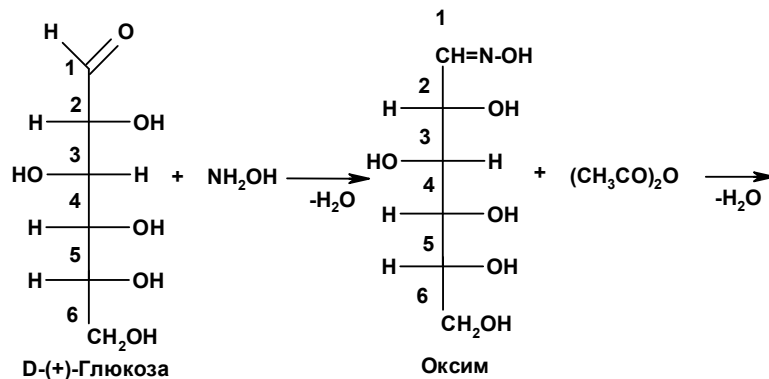
Отже, в результаті синтезу утворюються дві стереоізомерні альдогептози (загальна кількість атомів вуглецю – 7).

Приклад 3. За допомогою яких реакцій можна виконати перетворення D-глюкози у відповідні пентози?

Розв'язування: Враховуючи те, що глюкоза є альдогексозою (містить альдегідну групу та має 6 атомів вуглецю), а за умовою задачі необхідно синтезувати альдопентозу (сполуку з 5 атомами вуглецю), скористаємось розщепленням за Руфом для зменшення довжини вуглецевого ланцюга.



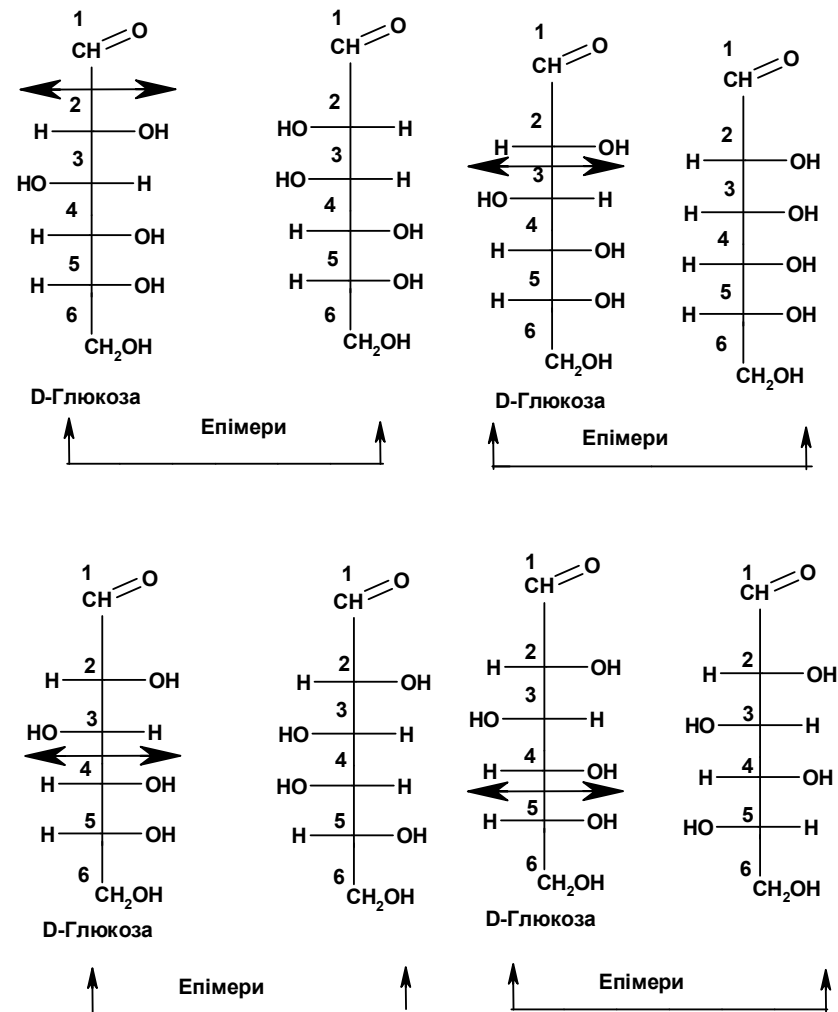
Отже, в результаті проведених перетворень утворюється D-(-)-Арабіноза. Перехід від вищих моносахаридів до нижчих можна здійснити також через розщеплення за А. Волем з використанням гідроксиламіну:



Приклад 4. Напишіть проекційні формули моноз, епімерних D-глюкозі.

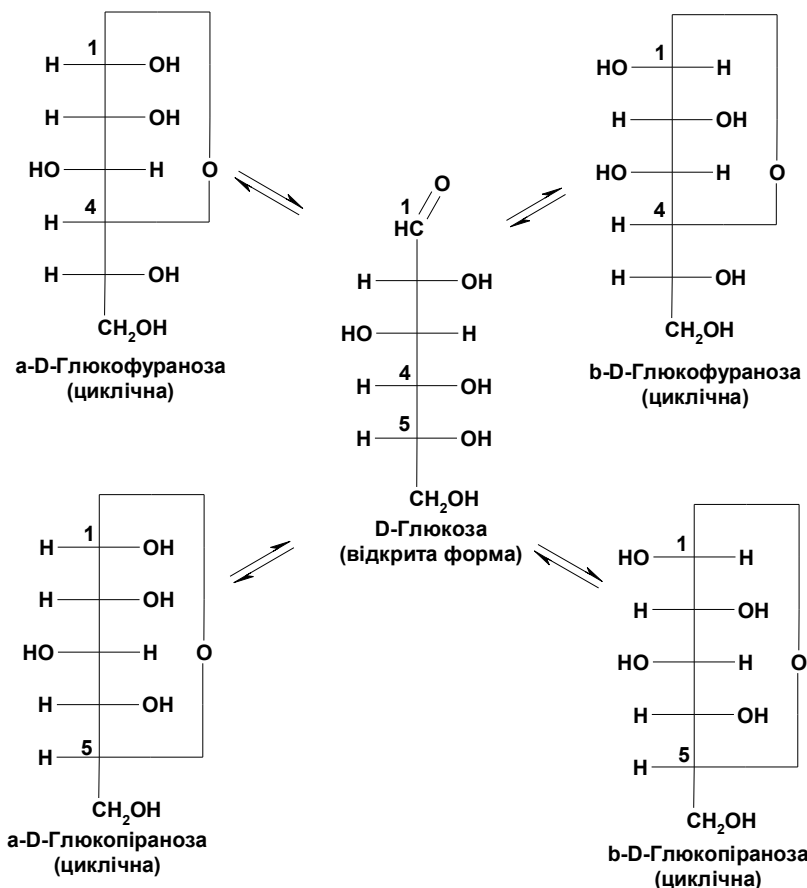
Розв'язування: Слід згадати, що *епімерами* називають діастереомери, що розрізняються конфігурацією тільки одного вуглецевого атому.

Отже, щоб написати всі проекційні формули епімерів D-глюкози, необхідно послідовно змінювати на протилежну - конфігурацію у кожного з асиметричних атомів вуглецю, відповідно одержимо чотири епімери для D-глюкози:

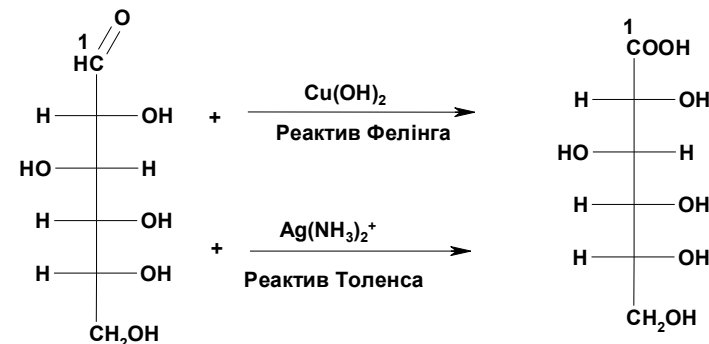


Приклад 5. Як, використовуючи різницю у властивостях, ідентифікувати D-глюкозу і метил-D-глюкозид?

Розв'язок: а) Перш за все слід згадати, що моносахариди можуть існувати як у відкритій ланцюговій, так й у циклічній формі. Остання утворюється за рахунок взаємодії альдегідної (або кетонної) групи з гідроксильною групою атомів вуглецю C-4 або C-5, що й призводить до утворення *циклічного напівацеталю* (при взаємодії з C-4 утворюється п'ятичленний цикл, що називається *фуранозним*, а з C-5 – шестичленний, що називається *піранозним*). Напівацетальна група, що утворюється, називається *глікозидною*. В обох випадках утворюється додатковий асиметричний центр (C-1), що призводить до появи ще двох стереоізомерів – α - та β -аномерів.



Циклічна форма вільно переходить у розчині у відкриту, яка зберігає відновні властивості моносахаридів. Похідні циклічної форми, що утворюються при взаємодії глікозидної OH-групи з гідроксилвмісними сполуками (спиртами, фенолами і т.п.) називаються *глюкозидами*. Наприклад, в результаті взаємодії з метиловим спиртом в умовах кислотного каталізу утворюються *метилглюкозиди*. Для глюкозидів перехід у відкриту форму з вільною альдегідною групою стає неможливим, отже, вони втрачають відновні властивості. Отже, головною відмінністю глюкозидів від моносахаридів є відсутність відновних властивостей. Розв'язуючи запропоновану задачу, необхідно написати реакції, що доводять відновні властивості D-глюкози:

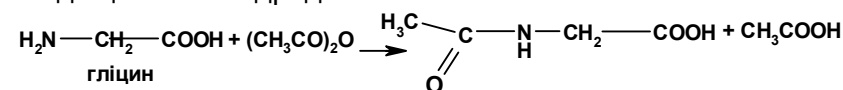


D-метилглюкозид не відновлює ці сполуки, оскільки не має вільної альдегідної групи.

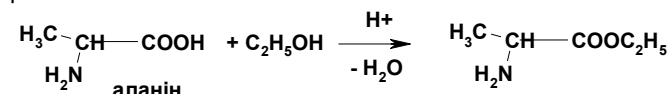
Приклад 6. Синтезуйте гліцилаланін.

Розв'язування: Оскільки гліцилаланін – це дипептид, який складається із залишків амінокислот гліцину та аланіну, необхідно згадати пептидний синтез. В основі синтезу пептидів лежить процес утворення пептичного (амідного) зв'язку між карбоксильною групою однієї α -амінокислоти та аміногрупою – іншої. В процесі синтезу виникають складнощі, пов'язані з необхідністю сполучати залишки амінокислот у певній послідовності. Наприклад, при взаємодії гліцину і аланіну можливе утворення чотирьох дипептидів: гліцилаланіну, аланілгліцину, гліцилгліцину і аланілаланіну. Тому для проведення цілеспрямованого синтезу слід створити такі умови, за яких одна з амінокислот взаємодіяла б карбоксильною групою, а інша – аміногрупою. З цією метою здійснюють захист функціональних груп, які не беруть участі в утворенні пептидного зв'язку.

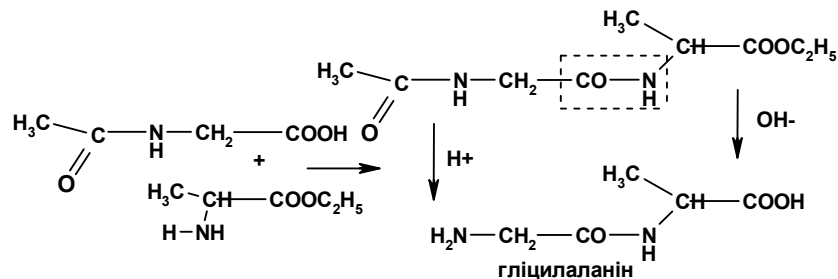
1. Для захисту аміногруп використовують реакцію ацилювання, наприклад оцтовим ангідридом:



2. Щоб захистити карбоксильну групу аланіну, проводять реакцію естерифікації:



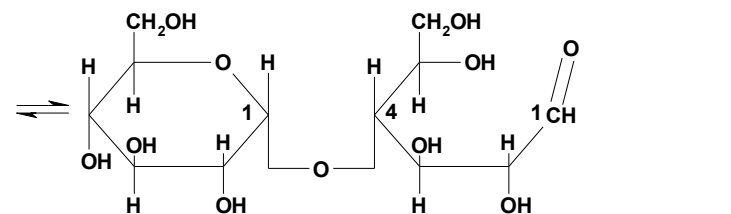
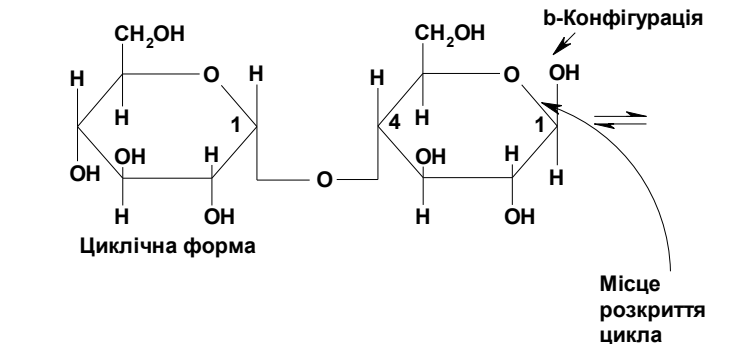
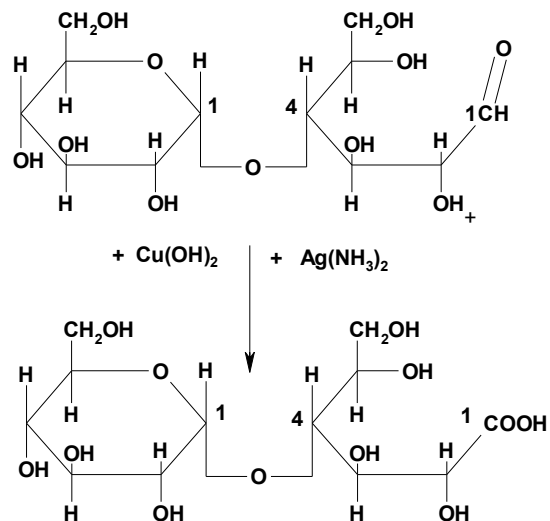
3. Утворення пептидного зв'язку та зняття захисту:



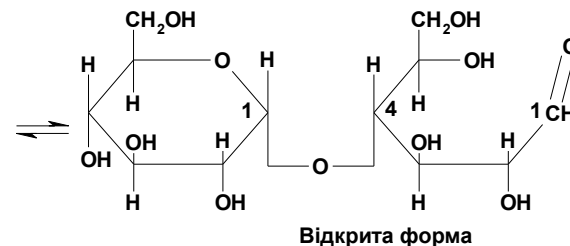
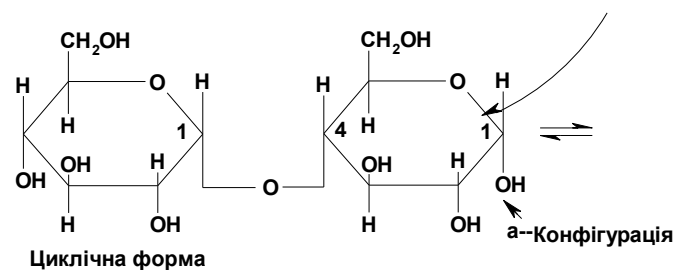
Приклад 7. Як повинен бути побудований відновлюючий олігосахарид, що складається з двох молекул α -D-глюкози?

Розв'язування: Дисахарид буде відновлюючим, якщо у своєму складі він має хоча б одну вільну напівацетальну групу. Тільки у такому випадку він зберігатиме здатність до розкриття циклу та буде реагувати з реактивами Фелінга і Толенса за рахунок наявної карбонільної групи.

Розв'язок задачі можна записати у такому вигляді:



або



Контрольні питання

1. Напишіть схему окислення Д(+) ксилози до моно- та дикарбонових кислот. Чи будуть ці кислоти оптично активними?
2. На глюкозу подійте: а) аміачним розчином оксиду срібла, б) гідроксиламіном, в) оцтовим ангідридом, г) метиловим спиртом (НСІ).
3. Скільки ізомерних спиртів утворюється при відновленні ізомерних альдотетроз? Чи всі вони будуть оптично активними?
4. Напишіть проєкційні формули моноз, епімерних D-галактозі.
5. Зообразіть будову α - і β -метил-Д-глюкозидів у вигляді піранозних та фуранозних формул.

Домашнє завдання

1. Скласти рівняння реакції окислення триакоктану, враховуючи, що при цьому утвориться одноосновна насичена кислота з 15 атомами вуглецю в молекулі?
2. Зобразити графічні формули жирів, які утворюються, якщо в реакцію етерифікації вступають пальмітинова, стеаринова кислоти і гліцерин одночасно.
3. Добуто 5,88 т гліцерину. Розрахувати, яку кількість жиру потрібно для цього, якщо прийняти, що жир представляє чистий триолеїн і що при нагріванні з водою вдалося розщепити тільки 85 % жиру.
4. Щоб визначити вільний луг у милі, до його наважки додають у надлишку розчин барій хлориду до припинення утворення осаду баритового мила; останній відфільтровують і фільтрат титрують розчином кислоти. Чим є баритове мило і що міститься у фільтраті? Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.
5. Кислотне число жиру дорівнює 7. Скільки мл 0,1 н. розчину калій гідроксиду піде на нейтралізацію 4 г цього жиру?
6. Чим відрізняються: а) молочна кислота та β -оксипропіонова кислота; б) (+) та (-) молочні кислоти? Напишіть формули оптичних ізомерів для бутандіол-2,3-діової-1,4-кислоти.
7. Синтезуйте молочну кислоту з оцтового альдегіду. Подійте на неї NaOH, Na, оцтовим ангідридом, нагрійте цю кислоту.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №11

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ТИПОВИХ ЗАДАЧ З ФІЗИЧНОЇ І КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

Мета: навчитися з'ясувати, який хімічний процес описується в умові задачі; вписати потрібні довідкові дані; вибрати для обчислень основні формули; записати рівняння реакції; з'ясувати за цим рівнянням кількісні відношення між реагуючими речовинами; здійснити обчислення

Осмотичний тиск має велике значення в біології, оскільки оболонки клітини-це напівпроникні мембрани, а клітина в цілому – мікроосмометр. Якщо рослину занурити у воду або поливати рослину водою з малим вмістом розчинених речовин, то вода проникає у клітини рослини, створюючи в них гідростатичний тиск. У результаті цього клітина стає міцною і пружною (явище тургору). Якщо ж рослину поливати водою, концентрація розчинених речовин в якій більша, ніж у клітинному розчині, то вода з клітини відсмоктується, клітина зморщується і може загинути (явище плазмолізу).

Усі процеси обміну речовин у клітинах пов'язані з явищем осмосу. Осмос являється однією із причин, що зумовлює піднімання води і поживних речовин від кореневої системи по стовбурах дерев і стеблах рослин. Кожна жива клітина має або оболонку, або поверхневий шар протоплазми, які за своїми властивостями являються напівпроникними (тобто, мембранами). Кров, лімфа, а також рідини, які знаходяться в тканинах людини і тварин являють собою водні розчини молекул, іонів різних речовин органічного і неорганічного походження. Ці розчини мають певний осмотичний тиск (осмотичний тиск крові 0,8 МПа). Організм людини і тварин здатні підтримувати осмотичний тиск на певному постійному рівні. При зміні осмотичного тиску організм його відновлює, змінюючи кількість і склад слини, поту, сечі та ін.

Дуже ефективним осмотичним апаратом є нирка ссавців. Основна метаболічна функція нирки полягає в видаленні кінцевих продуктів обміну із крові за рахунок осмосу, в більш концентрований розчин-сечу, через напівпроникну мембрану. При цьому кількість іонів Na^+ , Cl^- , K^+ та інших, які необхідні для нормального процесу життєдіяльності організму, внаслідок цього процесу зменшується. Проте, одночасно, активно протікає і зворотній процес – поповнення цих іонів у крові через ту ж саму мембрану.

В м'язових рідинах прісноводних риб концентрація розчину більша ніж води, і вони поповнюють воду в організмі шляхом осмосу через свої зяброві мембрани. Протилежний процес протікає у морських рибах. Вони виділяють з м'язової рідини організму воду у більш концентрований розчин морської води через зяброві мембрани. Щоб компенсувати ці витрати, вони активно п'ють морську воду.

Самовільний процес переміщення розчинника через напівпроникну перегородку із розчину меншої концентрації в сторону розчину з більшою концентрацією називається осмосом. Той гідростатичний тиск, при якому припиняється явище осмосу (явище односторонньої дифузії) називається осмотичним тиском.

Осмотичний тиск розбавленого розчину неелектроліту прямо пропорційний його концентрації і абсолютній температурі. Розчини

різних речовин неелектролітів, що мають однакову концентрацію при одній і тій же температурі чинять однаковий осмотичний тиск. Такі розчини називаються ізотонічними. Розчин, що має менший осмотичний тиск в порівнянні з осмотичним тиском будь-якого стандартного розчину (наприклад, клітинного соку) називають гіпотонічним, а навпаки, - називають гіпертонічним.

Метод кріоскопії використовують для визначення ефективної (осмотичної $C_{осм}$) концентрації біологічних, агрономічних і лікарських об'єктів (кров, молоко, клітинний сік, розчини для ін'єкцій, ґрунтові розчини і ін.). Вивчаючи замерзання і кипіння розчинів, Рауль встановив: підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розведених розчинів неелектролітів прямо пропорційне молярній концентрації розчину.

$$\Delta t_{зам.} = K_{кр.} \cdot \frac{m_{р.р.} \cdot 1000}{M \cdot m_{р-ка}}; \quad \Delta t_{кип.} = K_{еб.} \cdot \frac{m_{р.р.} \cdot 1000}{M \cdot m_{р-ка}};$$

де $\Delta t_{зам.}$ – зниження температури замерзання;

$\Delta t_{кип.}$ – підвищення температури кипіння;

$K_{кр.}$ – кріоскопічна стала;

$K_{еб.}$ – ебуліоскопічна стала;

$m_{р.р.}$ – маса розчиненої речовини;

M – молекулярна маса розчиненої речовини;

$m_{р-ка}$ – маса розчинника.

Відповідно, температура кипіння розчину і температура його замерзання будуть дорівнювати:

$$t_{зам.} (р-ну) = t_{зам.} р-ка - \Delta t_{зам.}; \quad t_{кип.} (р-ну) = t_{кип.} р-ка + \Delta t_{кип.}$$

Однією з характеристик біологічних об'єктів є окислювально-відновний потенціал (ОВП), який характеризує відношення окислених і відновлених форм. Величина ОВП ґрунту залежить від вологості, аерації та інтенсивної діяльності мікрофлори. Окислювально-відновний потенціал – інтегральна величина, яка показує здатність системи віддавати або приймати електрони відносно електрода порівняння. Значний вплив на величину ОВП мають такі сполуки, що зустрічаються в ґрунтах: NO_3^- , NO_2^- , NH_3^+ , SO_4^{2-} , H_2S ; Mn^{2+} , Mn^{3+} , Mn^{4+} ; Co^{2+} , Co^{3+} та інші.

Окислювально-відновний потенціал впливає на стан азоту в ґрунті. Фіксація азоту бактеріями зменшується при збільшенні вмісту в ґрунтового розчині речовин з великим ОВП. Процеси нітрифікації та денітрифікації і амоніфікації відбуваються лише за відповідних окислювальних умов. Величиною ОВП ґрунту визначається також, в яких сполуках у ньому буде знаходитися азот, залізо, марганець, сірка.

Одна з причин різкої зміни ЧОВП є мала буферна здатність і ємність окислювально-відновної системи в ґрунті.

У дисперсних системах на межі поділу фаз самовільно відбуваються процеси у напрямку зменшення вільної поверхневої енергії. Внаслідок цього дисперсні системи термодинамічно нестійкі. Самовільний процес зменшення сумарної поверхні призводить до зменшення дисперсності, тобто до укрупнення частинок. Наприклад, злиття краплин у туманах і емульсіях, агрегація високодисперсних частинок. У колоїдних розчинах частинки дисперсної фази через різні причини (додавання розчинів електролітів та інших речовин, зміни температури тощо) починають об'єднуватись в агрегати, розмір яких перевищує розмір частинок колоїдного розчину (тобто частинки стануть більші від 10^{-7} м). Явище об'єднання частинок дисперсної фази в агрегати називається коагуляцією. Здатність подрібнених систем зберігати розмір частинок протягом довгого часу називається агрегатною стійкістю колоїдних систем.

Рівняння Шишковського описує залежність поверхневого натягу розчину від концентрації ПАР:

$$\sigma = \sigma_0 - a \ln(1 + bc), \quad (1)$$

де σ_0 і σ – поверхневий натяг води і розчину відповідно, н/м;

a і b – емпіричні константи (величина a не змінюється в гомологічному ряду, а b – індивідуальна для кожної речовини. Константа b зв'язана з величиною граничної адсорбції відношенням:

$$\Gamma_{\infty} = \frac{a}{RT}. \quad (2)$$

Мірою поверхневої активності речовини є константа b в рівнянні Шишковського і похідна:

$$G = - \left(\frac{d\sigma}{dc} \right)_{c \rightarrow 0}, \quad (3)$$

яку можливо представити графічно, якщо відома залежність поверхневого натягу від концентрації. Рівняння Ленгмюра для адсорбції ПАР:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{kc}{1 + kc}, \quad (4)$$

$$\frac{c}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\infty} k} + \frac{c}{\Gamma_{\infty}}. \quad (5)$$

Із рівняння (5) слідує, що при справедливості рівняння (1) ізотерма адсорбції, побудована в координатах $c/\Gamma = f(c)$, буде прямою лінією з кутовим коефіцієнтом, рівним $1/\Gamma_\infty$.

Площу, зайняту молекулою в поверхневому шарі, обчислюють за формулою:

$$S_0 = \frac{1}{\Gamma_\infty N_A} \quad (6)$$

Для адсорбції газів на твердій поверхні теорія Ленгмюра встановлює наступну залежність між величиною адсорбції і рівноважним тиском газу:

$$\Gamma = \Gamma_\infty \frac{kp}{1+kp}, \quad (7)$$

де Γ_∞ - гранично можлива величина адсорбції при повному заповненні активних центрів поверхні;

k - константа, пропорційна енергії взаємодії молекул газу з адсорбентом.

Перетворюємо (7) в лінійне рівняння:

$$\frac{p}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_\infty k} + \frac{1}{\Gamma_\infty} p \quad (8)$$

Рівняння Фрейндліха для адсорбції газів:

$$\Gamma = \beta P^{1/n} \quad (9)$$

Рівняння, яке пов'язує лінійну швидкість пересування границі золь-бічна швидкість u (м/с) з величиною ξ -потенціалу:

$$u = \frac{\varepsilon \varepsilon_0 H \xi}{\eta}, \quad (10)$$

де ε – діелектрична проникність середовища;

ε_0 – електрична константа, рівна $8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м;

H – градієнт зовнішнього поля, В/м;

η – в'язкість середовища, Па·с.

Для визначення електроосмотичної швидкості використовують формулу:

$$E = \frac{p \varepsilon \varepsilon_0 \xi}{\eta x} \quad (11)$$

де p – тис, що приводить рідину у рух, Па;

E – потенціал течії, В.

$$v = \frac{\varepsilon \varepsilon_0 I \xi}{\eta x} \quad (12)$$

де v – об'ємна швидкість м³/с;

I – сила струму, А;

ε – питома електропровідність середовища, См·м⁻¹.

Між прикладеною напругою і потенціалом течії існує залежність:

Приклад 1. Осмотичний тиск розчину сечовини при 0⁰С дорівнює $6,8 \times 10^5$ Па. Знайти її масу в розчині об'ємом 1л.

Розв'язування: За рівнянням Вант-Гоффа:

$$M = mRT/pV,$$

де M – молекулярна маса речовини, г/моль;

m – маса розчину, кг;

R – універсальна газова стала ($8,31 \text{ Н} \cdot \text{м} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$);

T – температура, К;

p – тиск розчину, Н/м²;

V – об'єм розчину, м³.

$$m = MpV/RT$$

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12 + 16 + (14 + 1 \times 2) \times 2 = 60 \text{ г/моль або } 60 \times 10^{-3} \text{ кг.}$$

$$m = 60 \times 10^{-3} \times 6,8 \times 10^5 \times 1 \times 10^{-3} / (8,31 \times 273) = 18,4 \text{ г}$$

Приклад 2. Чи ізотонічні 0,6%-ий розчин сечовини і 0,05М розчин хлористого натрію, якщо останній повністю дисоційований.

Розв'язування: Знайдемо осмотичний тиск сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. В 99,4 г H_2O міститься 0,6 г сечовини. В 1000 г H_2O міститься g г сечовини:

$$g = 1000 \times 0,6 / 99,4 = 6,04 \text{ г.}$$

Тоді:

$$m = 60g/M = 6,04/60 = 0,1 \text{ моль/кг.}$$

Знаходимо осмотичний тиск розчину сечовини:

$$P_1 = cRT = 0,1 \times 0,082 \times 273 = 2,24 \text{ атм.}$$

Знаходимо осмотичний тиск 0,05 М розчину NaCl:

$$P_2 = icRT.$$

Для повністю дисоційованого розчину електроліту, коли $\alpha = 1$, то $i = 2$:

$$P_2 = 2 \times 0,05 \times 0,082 \times 273 = 2,24 \text{ атм.}$$

Оскільки $P_1 = P_2$, то ці розчини ізотонічні.

Приклад 3. Визначити температуру замерзання 3%-ного розчину глюкози, якщо $E_{\text{кр}} = 1,86$.

Розв'язування: Розрахуємо моляльну концентрацію розчину глюкози: в 97 г H_2O міститься 3 г глюкози в 1000 г H_2O міститься 30,92 г глюкози:

$$m = 30,92/180 = 0,172 \text{ моль/кг.}$$

Таким чином:

$$\Delta t_3 = 0,172 \times 1,86 = 0,311 \text{ і } t_3 = -0,31 \text{ } ^\circ\text{C.}$$

Приклад 4. Визначити ступінь дисоціації хлороцтової кислоти у розчині, якщо в 100 г води міститься 1 г CH_2ClCOOH . Зниження температури замерзання цього розчину дорівнює 0,218.

Розв'язування: Розрахуємо молярну концентрацію хлороцтової кислоти: в 1000 г H_2O міститься 10 г кислоти, що складає:

$$m = 10 / 94,5 = 0,105, \text{ моль/кг.}$$

Знайдемо коефіцієнт Вант-Гоффа:

$$\Delta t_3 = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}; i = \Delta t_3 / 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} = 0,218 / (0,105 \times 1,86) = 1,11; \alpha = (i - 1) / (n - 1) = (1,11 - 1) / (2 - 1) = 0,11 \text{ або } 11\%.$$

Приклад 5. Розрахуйте, при якій температурі буде замерзати або кипіти розчин, який містить 54 г глюкози у 250 г води. Кріоскопічна стала води – 1,86. Ебуліоскопічна стала води - 0,52.

Розв'язування: Згідно II закону Рауля:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$t_{\text{зам. (р-ну)}} = t_{\text{зам. р-ка}} - \Delta t_{\text{зам.}};$$

Визначаємо молекулярну масу глюкози:

$$M (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ г/моль};$$

Визначаємо зниження температури замерзання розчину глюкози у воді:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 1,86 \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 250} = 2,232 \text{ } ^\circ\text{C};$$

Отже, температура замерзання розчину, який містить 54 г глюкози у 250 г води, становить:

$$t_{\text{зам. (р-ну)}} = 0 - 2,232 = -0,232 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Визначаємо підвищення температури кипіння розчину глюкози у воді:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 250} = 0,624 \text{ } ^\circ\text{C};$$

Отже, температура кипіння розчину, який містить 54 г глюкози у 250 г води, становить: $\Delta t_{\text{кип.}} = 100^0 + 0,624^0 = 100,624 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Приклад 6. Визначити енергію Гіббса поверхні 10 г туману води, якщо поверхневий натяг води складає 71,84 мДж/м², дисперсність крапель 40 мкм-1. Густина води 0,996 г/см³.

Розв'язок: Енергія Гіббса поверхні визначається рівнянням:

$$G_s = \sigma S,$$

де $\sigma = 71,84 \text{ мДж/м}^2 = 71,84 \times 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$ - поверхневий натяг води;

S- площа поверхні крапель, м².

Зв'язок між питомою поверхнею сферичних крапель $S_{\text{пит}}$ з площею поверхні S, об'ємом V, дисперсністю D виражається рівнянням:

$$S_{\text{пит}} = S/V = 6D, S = 6DV = 6Dm/\rho,$$

де $m = 10 \text{ г} = 10 \times 10^{-3} \text{ кг}$ - маса води (туману);

$$\rho = 0,996 \text{ г/см}^3 = 996 \text{ кг/м}^3 \text{ - густина води};$$

$$D = 40 \text{ мкм}^{-1} = 40106 \text{ м}^{-1} \text{ - дисперсність.}$$

$$S = 6 \times 40 \times 10^6 \times 10 \times 10^{-3} / 996 = 2409,6 \text{ м}^2;$$

$$G_s = 71,84 \times 10^{-3} \times 2409,6 = 173,1 \text{ Дж.}$$

Приклад 7. Розрахувати роботу адгезії у системі ртуть/скло, якщо крайовий кут $\theta = 130^0$, а поверхневий натяг ртуті $\sigma = 475 \text{ мДж/м}^2$ ($T = 293 \text{ K}$). Визначити коефіцієнт розтікання ртуті на склі.

Розв'язування: Роботу адгезії визначаємо за рівнянням Допре Юнга:

$$W_a = \sigma(1 + \cos\theta).$$

$$W_a = 475(1 + \cos 130^0) = 170 \text{ мДж/м}^3.$$

Коефіцієнт розтікання обчислюємо за рівнянням:

$$f = W_a - W_k,$$

де W_k - робота когезії.

$$f = 170 \times 2 \times 475 = -780 \text{ мДж/м}^2.$$

Оскільки $f < 0$, ртуть не розтікається на склі.

Приклад 8. Визначити константу швидкості набрякання полімеру за наступними даними:

Час набрякання, хв.	5	90	240	∞
Ступінь набрякання, α	0,33	2,33	3,41	3,66

Розв'язування: Кінетичне рівняння процесу набрякання ВМС в лінійній інтегральній формі може бути записано так:

$$\ln(\alpha_{\text{max}} / (\alpha_{\text{max}} - \alpha)) = tk,$$

де α_{max} – максимальний ступінь набрякання;

α - поточний ступінь набрякання (на момент часу t);

k- стала швидкості набрякання.

Константа швидкості набрякання дорівнює:

$$k = 1/t = \ln(\alpha_{\text{max}} / (\alpha_{\text{max}} - \alpha)).$$

Обчислюємо k для різних моментів часу:

$$k = 1/5 = \ln(3,66 / (3,66 - 0,33)) = 0,019 \text{ хв.}^{-1}$$

$$k = 1/90 = \ln(3,66 / (3,66 - 2,33)) = 0,011 \text{ хв.}^{-1}$$

$$k = 1/240 = \ln(3,66 / (3,66 - 3,41)) = 0,011 \text{ хв.}^{-1}$$

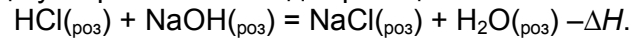
Середнє значення:

$$k = 1/3(0,01 + 0,011 + 0,011) = 0,014 \text{ хв.}^{-1}$$

Приклад 9. 50 мл соляної кислоти 2,0 М концентрації налили в стакан. Потім до кислоти додали такий же об'єм, з такою ж

концентрацією гідроксиду натрію. В результаті реакції спостерігається збільшення температури на 14,2°C. Знайти молярну ентальпію реакції нейтралізації, якщо питома теплоємність води дорівнює $4,184 \times 10^{-3} \text{ кДж} \cdot \text{г}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$.

Розв'язування: Молярна зміна ентальпії в реакції становить: $\Delta H = Q_p / n$, де Q_p – теплота, що виділяється при експерименті; n – число молів води, що утворилась внаслідок реакції:



Знак мінус в правій частині рівняння свідчить, що енергія системи зменшується. Визначення молярної ентальпії реакції нейтралізації відбувається в такий послідовності:

1. Знаходження Q . Оскільки реакція протікає при постійному тиску (калориметричний стакан відкритий), то $Q = Q_p$. Питома теплоємність реакційної суміші приблизно співпадає з теплоємністю води. Із умови задачі відомо, що $m = 50 \text{ г (HCl)} + 50 \text{ г (NaOH)} = 100 \text{ г}$. Підставляємо значення в рівняння:

$$Q = m C_m \Delta T = 100 \times 4,184 \cdot 10^{-3} \times 14,2 = 5,68 \text{ кДж}.$$

2. Заходимо число молів n води. Із рівняння реакції маємо, що один моль H_2O одержали з одного моля HCl , тобто число молів $\text{H}_2\text{O}(\text{роз})$, що утворилась внаслідок реакції чисельно відповідає кількості молів HCl , що прореагувала в реакції. Кількість молів HCl , що вступило в реакцію, знаходимо таким чином:

$$n(\text{HCl}) = \text{об'єм} \times \text{концентрація} = 50 \times 10^{-3} \times 2,0 = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Знаходимо ΔH .

$$\Delta H = - Q_p / n = - 5,68 / 0,1 = - 56,8 \text{ кДж/моль}.$$

Приклад 10. 15 г аргону знаходиться під тиском 1,5 атм при температурі 15°C. Визначити кількість теплоти, роботу і зміну внутрішньої енергії газу, при ізобарному нагріванні до 45°C.

Розв'язування: Знаходимо число моль аргону:

$$n = m / M = 15 / 40 = 0,375 \text{ моль}.$$

Оскільки процес нагрівання газу – ізобарний, то кількість тепла, що витрачається на нагрівання аргону дорівнює:

$$Q = n C_p (T_2 - T_1).$$

Оскільки аргон є одноатомним ідеальним газом, то ізобарна теплоємність дорівнює: $C_p = C_v + R$.

Ізохорна теплоємність одноатомного ідеального газу дорівнює:

$$C_v = 3/2 R.$$

Отже,

$$C_p = 3/2 R + R = 1,5 \times 8,314 + 8,314 = 20,785 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Кількість тепла дорівнює:

$$Q = 20,785 \times 0,375 \times (318 - 288) = 233,83 \text{ Дж}.$$

Робота, що здійснюється системою:

$$A = P(V_2 - V_1).$$

Оскільки початковий і кінцевий об'єм аргону невідомий, то скористаємося для розв'язку рівнянням Менделєєва – Клапейрона:

$$P \Delta V = n R \Delta T \quad (P V_2 - P V_1) = n R (T_2 - T_1).$$

Отримуємо:

$$A = n R (T_2 - T_1) = 0,375 \times 8,314 \times (318 - 288) = 93,53 \text{ Дж}.$$

Зміна внутрішньої енергії системи:

$$\Delta U = Q + A = 233,83 + 93,53 = 327,36 \text{ Дж}.$$

Приклад 8. 100 л азоту під тиском 5 бар ізобарно охолоджуються до 50 л. Визначити кількість тепла, роботу і зміну внутрішньої енергії газу.

Розв'язування: Оскільки процес ізобарний, то кількість тепла, що пішла на охолодження дорівнює:

$$Q = n C_p (T_2 - T_1).$$

Оскільки азот двоатомний ідеальний газ, то ізохорна теплоємність дорівнює:

$$C_v = 5/2 R = 2,5 \times 8,314 = 20,785 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Ізобарна теплоємність:

$$C_p = C_v + R = 20,785 + 8,314 = 29,1 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}.$$

Початкова і кінцева температури азоту можна визначити з рівняння стану ідеального газу:

$$P V_1 = n R T_1 \quad T_1 = P V_1 / n R \quad T_2 = P V_2 / n R.$$

Отримуємо:

$$Q = n C_p (P V_2 / n R - P V_1 / n R) = n C_p P / n R (V_2 - V_1) = C_p P / R (V_2 - V_1).$$

Тиск переводимо в кілопаскалі:

$$1 \text{ бар} = 10^5 \text{ Па} = 10^2 \text{ кПа}.$$

Кількість тепла дорівнює:

$$Q = 29,1 \times 5 \times 10^2 / 8,314 (50 - 100) = - 87503 \text{ Дж} = - 87,5 \text{ кДж}.$$

Знак "-" показує, що теплота поглинається. Кількість роботи дорівнює:

$$A = P(V_2 - V_1) = 5 \times 10^2 (50 - 100) = - 25000 \text{ Дж} = - 25 \text{ кДж}.$$

Знак "-" показує, що робота системи проводиться проти стиснення газу.

$$\Delta U = Q + A = - 87,5 - 25 = - 112,5 \text{ Дж}.$$

Знак "-" показує, що внутрішня енергія газу зменшилася.

Приклад 9. Питома електропровідність 0,01Н розчину KCl при 25°C дорівнює $0,1413 \text{ См} \cdot \text{м}^2$. Розрахувати молярну електропровідність.

Розв'язування: Підставимо відповідні значення в рівняння:

$$\lambda = 1000 k / C = 1000 \times 0,1413 / 0,01 = 1,4 \times 10^4 \text{ (См} \cdot \text{м}^2) / \text{кмоль}.$$

Приклад 10. Розрахувати молярну електропровідність оцтової кислоти при нескінченному розведенні при 25°C, якщо відомо, λ^∞ (См $\cdot$ м²)/кмоль. HCl , CH_3COONa , NaCl відповідно дорівнюють 38,1; 7,8; 10,9.

Розв'язування: Молярна електропровідність оцтової кислоти при нескінченному розведенні визначається по закону Кольрауша: . Іон H_3O^+ входить до складу HCl , а іон CH_3COO^- – до складу CH_3COONa . В цих електролітах ще містяться іони Cl^- , Na^+ . Тоді $(\text{См}\cdot\text{м}^2)/\text{кмоль}$:

$$\lambda^\infty_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}; \lambda^\infty = \lambda_{\text{HCl}} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COONa}} - \lambda_{\text{NaCl}} = 38,1 + 7,8 - 10,9 = 35,2 (\text{См}\cdot\text{м}^2)/\text{кмоль}.$$

Приклад 11. Питома електропровідність 0,5Н розчину одноосновної слабкої кислоти при 25°C дорівнює 0,09 $\text{См}/\text{м}^2$. Молярна електропровідність при нескінченному розведенні λ^∞ становить 35,1 $(\text{См}\cdot\text{м}^2)/\text{кмоль}$. Визначити ступінь дисоціації, константу дисоціації і рН розчину кислоти.

Розв'язування: Розрахуємо молярну електропровідність 0,5Н розчину кислоти: $(\text{См}\cdot\text{м}^2)/\text{кмоль}$:

$$\alpha = \lambda / \lambda^\infty = 0,18 / 35,1 = 5,1 \times 10^{-3}$$

Знаходимо ступінь дисоціації:

$$K = \alpha^2 C = (5,1 \times 10^{-3})^2 \cdot 0,5 = 1,3 \times 10^{-5}$$

Знаходимо значення константи дисоціації:

$$C_{\text{H}^+} = C_\alpha = 0,5 \times 5,1 \times 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-3}$$

Розрахуємо рН розчину:

$$\text{pH} = -\lg 2,5 \times 10^{-3} = 3 - 0,39 = 2,61$$

Приклад 12. Визначити концентрацію іонів водню, якщо рОН розчину дорівнює 8,65, температура 25°C.

Розв'язування: Визначаємо рН розчину. $\text{pH} = 14 - 8,65 = 5,35$.

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}; C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,35} = 100,65 \times 10^{-6} = 4,47 \times 10^{-6} \text{ моль/л}.$$

Приклад 13. Визначити рН 0,001 Н розчину CH_3COOH , якщо $\alpha = 0,134$.

Розв'язування: $C_{\text{H}^+} = C_\alpha = 0,001 \times 0,134 = 0,000134 \text{ моль/л}.$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,34 \times 10^{-4} = -(0,13 - 4) = 3,87.$$

Приклад 14. При вивченні кінетики коагуляції золю AgI коагулянт K_2SO_4 отримали такі експериментальні дані:

Т, с	0	40	200	280
$v_\Sigma \times 10^{-14}$	2,69	2,49	2,04	1,85

(v_Σ – концентрація частинок в одиниці об'єму).

Визначити час половинної коагуляції та дослідне значення константи швидкості коагуляції за температурою $T = 283\text{K}$ і в'язкості $\eta = 1,308 \times 10^{-3} \text{ Па}$ і порівняти з дослідним значенням. Зробити висновок.

Розв'язування: Рівняння Смолуховського для швидкої коагуляції у лінійній формі має вигляд:

$$v_0/v = 1 + t/\theta,$$

де v_0 – концентрація частинок у початковий момент часу ($t=0$);

v – концентрація частинок у довільний момент часу t ;

θ – час половинної коагуляції.

Побудова графіка в координатах v_0/v – t дає пряму лінію, яка відтинає на осі ординат відрізок з довжиною 1 при нульовому значенні часу. А котангенс кута нахилу цієї прямої дорівнює величині θ . Обчислюємо значення v_0/v для кожного моменту часу ($v_0 = 2,69 \times 10^{-14}$ частинок/м³).

Т, с	0	40	200	280
v_0/v	1,0	1,08	1,32	1,45

Знаходимо котангенс кута нахилу цієї прямої (відношення довжини суміжного катету до довжини протилежного катету):

$$\text{ctg} \alpha = (280 - 0) / (1,45 - 1) = 622,2.$$

Отже, час половинної коагуляції $\theta = 622,2$ с. Константу швидкості коагуляції знаходимо за рівнянням:

$$k = 1/v_0\theta$$

$$k = 1 / (2,69 \times 10^{-14} \times 622,2) = 5,97 \times 10^{-18} \text{ м}^3/\text{с}.$$

Теоретичне значення константи швидкості коагуляції знаходимо за допомогою рівняння:

$$k = 8k_B T / 3\eta,$$

де k_B – постійна Больцмана.

$$k = (8 \times 1,38 \times 10^{-23} \times 283) / (3 \times 1,308 \times 10^{-3}) = 7,55 \times 10^{-18} \text{ м}^3/\text{с}.$$

Теоретичне значення константи швидкості практично співпадає з розрахованим за експериментальними даними. Отже, коагуляція є швидкою і підкоряється теорії Смолуховського.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. За допомогою рівняння Ленгмюра обчислити величину адсорбції азоту на цеоліті при $p = 2,8 \cdot 10^2 \text{ Па}$, $\Gamma_\infty = 38,9 \cdot 10^{-3} \text{ кг/кг}$, а $k = 0,156 \cdot 10^{-2}$. За експериментальними даними адсорбції CO_2 на активованому вугіллі знайти константи рівняння Ленгмюра провести розрахунки і побудувати ізотеру адсорбції:

Рівноважний тиск $p \cdot 10^{-2}$, Па	9.9	49.7	99.8	200.0	297.0	398.5
Величина адсорбції $\Gamma \cdot 10^3$, кг/кг	32.0	70.0	91.0	102.0	107.3	108.0

2. За даними адсорбції CO_2 на вугіллі побудувати ізотеру адсорбції і визначити константи ізотерми адсорбції Фрейндліха:

Рівноважний тиск						
$P \cdot 10^{-2}$, Па	5.0	10.0	30.0	50.0	75.0	100.0
$\Gamma \cdot 10^3$, кг/кг	3.0	5.5	16.0	23.0	31.0	35.0.

3. Знайти ξ - потенціал для суспензії кварцу в воді. При електрофорезі частинки рухаються до аноду; зміщення границі складає $5 \cdot 10^{-2}$ м за 180 с; градієнт напруги зовнішнього поля $H = 10 \cdot 10^{-2}$ В/м, діелектрична проникність середовища $\epsilon = 81$, електрична константа $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м, в'язкість середовища.

4. Поглинання води рослинами завдяки осмосу створює всередині клітин осмотичний тиск, який сприяє пружності тканин (тургор). За яких умов ця пружність знижується і рослина в'яне? Чим відновити тургор?

5. Чим пояснити, що осмотичний тиск особливо високий у насіння і рослин засушливих зон і порівняно низький у болотних рослин?

6. Осмотичний тиск в організмі ссавців коливається від 669 до 810 кПа. Якою повинна бути молярна концентрація розчину, щоб при 20°C осмотичний тиск дорівнював би максимальному значенню?

7. Осмотичний тиск клітинного соку наземних органів болотних рослин при 20°C $2,026 \times 10^5$ - $16,2 \times 10^5$ Па, а степових $8,104 \times 10^5$ - $40,52 \times 10^5$ Па. Якій молярній концентрації розчину відповідає мінімальне значення осмотичного тиску для болотних рослин і максимальне для степових? В якому молярному співвідношенні знаходяться ці концентрації?

8. Яким повинен бути тиск пари при 100°C розчину сечовини з масовою часткою речовини 10%? Тиск парів води при 100°C дорівнює $1,013 \times 10^5$ Па.

9. Визначити площу поперечного перетину молекули стеаринової кислоти $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, якщо 0,0001 г її утворюють на поверхні води мономолекулярний шар площею 47 см^2 . Якщо густина стеаринової кислоти $0,85 \text{ г/см}^3$, якою буде довжина її окремої молекули?

10. 64 г кисню знаходиться при н.у. Знайти роботу розширення, кількість тепла і зміну внутрішньої енергії при ізохорному нагріванні до тиску 2 атм.

11. Осмотичний тиск розчину гемоглобіну в воді, що містить 124 г/л при 17°C , дорівнює 0,0435 атм. Визначити молекулярну масу гемоглобіну.

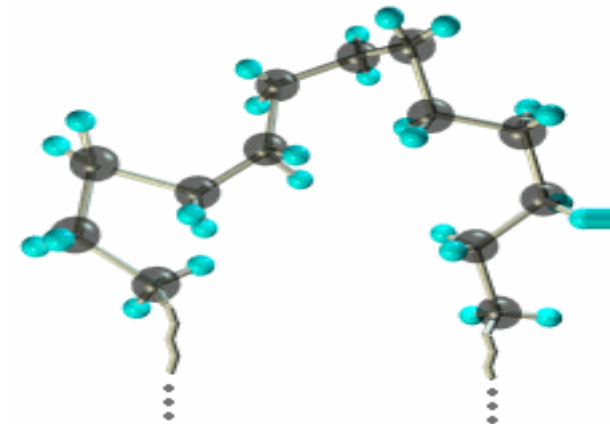
12. Температура замерзання ґрунтового розчину $-0,38^\circ\text{C}$. Визначити загальну осмотичну концентрацію розчину.

13. Температура замерзання крові в нормі $-0,560^\circ\text{C}$. В патологічному випадку замерзання крові $-0,8^\circ\text{C}$. Це вказує на осмотичну гіпертонію чи гіпотонію крові? Чому?

14. Визначити концентрацію гідроксильних іонів в крові людини при температурі 37°C і 40°C , якщо при 37°C $=13,61$, а при 40°C $=13,54$, якщо рН крові при зміні температури залишається постійним – 7,36.

ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

*для студентів денної і заочної форм навчання
напрямку 101 – екологія*



ПРАВИЛА З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Загальні положення

1. Студенти несуть відповідальність за невиконання правил техніки безпеки при виконанні лабораторних робіт.
2. При виконанні всіх робіт треба бути максимально обережними, пам'ятати, що неухважність, недостатнє знання властивостей речовин і правил роботи з приладами, може бути причиною нещасного випадку. При використанні речовин, фізіологічні властивості яких Вам не відомі, поводитися з ними треба так, як з високотоксичними речовинами.
3. Пити, приймати їжу в хімічній лабораторії категорично заборонено! Нюхати будь-які речовини в лабораторії слід обережно, не нахилиючись над посудом і не вдихати на повні груди, а направляючи до себе пари чи газу рукою. Сильні отрути взагалі нюхати не можна.
4. Вносити з лабораторії реактиви, передавати їх стороннім особам категорично заборонено.
5. Більшість органічних речовин є леткими і горючими. Пари їх вибухонебезпечні. Тому нагрівання таких речовин треба проводити особливо обережно.
6. Всі працюючі в лабораторії повинні мати халати для захисту верхнього одягу від пошкоджень хімічними речовинами.
7. Студенту забороняється працювати в лабораторії одному, а також при відсутності викладача чи лаборанта.

Вимоги безпеки перед початком роботи

1. Приміщення, в якому проводяться хімічні роботи (лабораторія, кабінет), повинно мати добре діючу витяжну шафу.
2. Хімічні лабораторії і кабінети повинні мати постійний приток свіжого повітря, що досягається шляхом природної вентиляції (відкриті вікна, квартирки).
3. Робочі місця повинні бути добре освітлені як природним, так і штучним освітленням.
4. Робочі столи повинні бути покриті вогнетривким і антикорозійним матеріалом.
5. На робочому місці повинні знаходитись лише реактиви і посуд, необхідні для роботи.
6. Не залишайте запалених пальників, ввімкнених нагрівальних приладів, виходячи з лабораторії, навіть ненадовго.

Вимоги безпеки під час виконання роботи.

1. При виконанні хімічних дослідів суворо дотримуйтесь вимог методики, яка описана в практикумі.
2. Виконувати можна лише ті досліді, які передбачені планом заняття.
3. Беручи речовину для дослідів, треба уважно читати етикетку, а при найменшому сумніві наводити довідку або проводити перевірку.
4. Пробірку, в якій нагрівається рідина, слід тримати отвором вбік, а не до себе чи до сусіда. Рідина внаслідок перегрівання нерідко викидається з пробірки. Для попередження цього треба прогрівати весь вміст пробірки.
5. Будь який прилад перед дослідом повинен бути ретельно оглянутим і перевіреним. Неприпустимо проведення дослідів, під час яких виділяється газ, або відбувається нагрівання, в герметично закритому посуді.
6. Не нагрівати плоскодонних колб та іншого плоскодонного посуду на відкритому вогні, необхідно підкладати азбестові сітки.
7. При виконанні особливо небезпечних дослідів користуйтеся засобами індивідуального захисту (гумові рукавички, окуляри тощо).
8. Подрібнення їдких лугів, натронного вапна, йоду, солей двохромової кислоти, солей аніліну та інших речовин, що дають отруйний газ або пил, а також всі маніпуляції з отруйними газами і парами, виконувати у витяжній шафі.
9. При змішуванні речовин, що супроводжується виділенням тепла, користуватися фарфоровим посудом, так як тонкостінний хімічний посуд при нагріванні може тріснути.
10. Не запалювати водень та інші горючі газу без попередньої їх перевірки на чистоту.
11. При збиранні приладів для дослідів з гарячими газами або парами використовувати запобіжні трубки з мідними сітками.
12. При всіх дослідів, які можуть супроводжуватися вибухом, розбризкуванням чи розкиданням речовини, працювати особливо уважно, дотримуючись всіх мір безпеки:
 - а) одягати захисні окуляри;
 - б) в особливо небезпечних випадках демонструвати дослід за товстим склом.
15. При роботі з натрієм та калієм:
 - а) одягати захисні окуляри;
 - б) різати на сухому папері;
 - в) остерігатися води, тримати пінцетом чи щипцями (у випадку необхідності можна брати сухими руками, змоченими гасом);
 - г) повністю зрізати кірку і уважно видаляти всі включення, що не мають металевго блиску;

д) обрізки одразу зібрати в банку з гасом.

16. При роботі з масляними і парафіновими банями остерігатися води. Невелика кількість води при нагріванні під шаром масла перегрівається, і відбувається вибух.

Вимоги безпеки після закінчення роботи

1. Привести до порядку робоче місце: вимити посуд (пробірки, колби, стакани, чашки тощо), перекрити воду, витерти стіл.
2. Перевіривши, чи закриті всі банки з реактивами, поставити їх на місце.

Вимоги безпеки в екстремальних ситуаціях

1. В лабораторії знаходяться медичні засоби на випадок опіків, порізів. Якщо будь-який реактив потрапить на шкіру, то, перш за все, потрібно змити реактив водою, а вже потім використовувати нейтралізуючі речовини. Особливо важливо швидко промити очі, якщо в них потрапив будь-який реактив.
2. Для нейтралізації кислот і лугів, що потрапили на тіло чи одяг, слід використовувати розчини соди, амоніаку, оцтової кислоти, борної кислоти.
3. У всіх випадках поранення – глибокого порізу, отруєння, серйозних опіків тощо необхідно терміново звернутися до лікаря, але насамперед треба допомогти потерпілому, використовуючи всі засоби індивідуальної першої допомоги.
4. При отруєнні газами треба швидко і щільно зачинити дверці витяжної шафи, в якій проводився дослід, припинити дослід, відкрити вікна і двері. Потерпілого швидко винести на повітря, розстебнути одяг, зняти пояс, облити груди, голову і обличчя холодною водою, піднести до носа потерпілого хустину чи вату, змочену нашатирним спиртом. Коли потерпілий опритомніє, дати йому міцного чаю. При неглибокому отруєнні хлором чи бромом необхідно дати понюхати суміш етилового спирту з нашатирним спиртом.
5. При отруєнні лугами (каустичною содою, нашатирним спиртом, поташем і т.д.) дати випити молока або соку лимона. Не давати блювотних засобів.
6. При отруєнні кислотами потерпілому давати пити воду з льодом, з тертою крейдою, золою, 1%-м розчином питної соди. Не давати блювотних засобів і не промивати шлунок.
7. У випадку пожежі використовувати протипожежні засоби, які є в лабораторії.

Лабораторна робота №1

Визначення молекулярної маси і маси еквіваленту речовини

Мета: експериментальне визначення молярної маси еквіваленту металу і молекулярної маси складної речовини

Дослід 1. Визначення молярної маси еквіваленту металу методом витіснення

Зміст роботи полягає у вимірюванні об'єму водню, що витісняється відомою масою даного металу. Надалі шляхом обчислень визначають молярну масу еквіваленту металу.

Прилад для дослідів показаний на рис. 1.

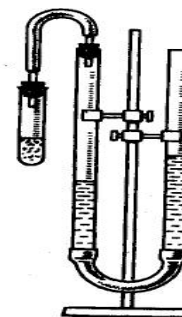


Рис. 1. Прилад для визначення еквіваленту металу методом витіснення

Перевірте герметичність приладу. Для цього добре закріпіть пробки в пробірці і бюретці і перемістіть приєднану посудину вниз так, щоб рівень води в ній був нижчий за рівень води в бюретці. Якщо прилад герметичний, то спочатку рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім буде залишатися постійним. Якщо рівень води продовжує знижуватись, це означає, що прилад не герметичний і його треба загерметизувати.

Зніміть пробірку і встановіть рівень води в бюретці на позначці "0" або трохи нижче. Влийте в пробірку 5 мл розведеної соляної кислоти. Зважте приблизно 0,030 г алюмінію на технічних терезах з точністю $\pm 0,01$ г. Помістіть алюміній на суху стінку пробірки так, щоб він не торкався кислоти. Щільно закрийте пробірку, слідкуючи за тим, щоб метал не потрапив у кислоту. Переконайтеся у тому, що прилад закритий герметично. Після цього, перемішуючи приєднану посудину

знизу догори, встановіть рівень води в бюретці і воронці на однаковій позначці біля "0", для того щоб тиск у середині приладу дорівнював атмосферному. Запишіть в лабораторний журнал початковий рівень води в бюретці (a_1). Покази потрібно зчитувати за нижньою лінією меніску.

Зіштовхніть метал у соляну кислоту. Спостерігайте виділення водню і зниження рівня води в бюретці. Після закінчення досліду дайте пробірці охолонути до кімнатної температури і встановіть знову рівень води в бюретці і воронці на тій самій позначці. Запишіть рівень води в бюретці після досліду (a_2).

Результати досліду внесіть до лабораторного журналу, зокрема зазначивши: масу металу m , г; кімнатну температуру T , К; атмосферний тиск $p_{\text{атм}}$, мм рт.ст. або Па; тиск насиченої водяної пари для даної температури, $p_{\text{H}_2\text{O}}$, Па. Проведіть обчислення:

- парціального тиску водню p_{H_2}

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{атм}} + \rho g(a_2 - a_1) - p_{\text{H}_2\text{O}};$$

- об'єму виділеного водню V

$$V = (a_2 - a_1)10^{-6} \text{ м}^3,$$

де a_1 — рівень води в бюретці до досліду, см;

a_2 — рівень води в бюретці після досліду, мл;

ρ - густина води, 10^3 кг/м^3 ;

g – прискорення вільного падіння, 9.8 м/с^2 ;

- маси водню з формулою Менделєєва – Клапейрона

$$m = \frac{M p_{\text{H}_2} V}{RT},$$

де V — об'єм водню, м^3 ;

M — молярна маса водню, кг;

R — універсальна газова стала ($8,314 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$);

- молярної маси еквіваленту металу

$$E_{\text{Me}} = \frac{E_{\text{H}_2} m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}_2}},$$

Порівняйте одержаний результат з теоретично обчисленим і знайдіть відносну похибку визначення Δ :

$$\Delta = \frac{E_{\text{Me}} (\text{теор.}) - E_{\text{Me}} (\text{експер.})}{E_{\text{Me}} (\text{теор.})},$$

Зробіть висновки щодо причин виникнення похибки визначення молярної маси еквіваленту металу.

Дослід 2. Визначення молекулярної маси вуглекислого газу

Суху плоскодонну колбу об'ємом 250-300 мл закривають пробкою, олівцем для скла позначають рівень, до якого входить пробка, і зважують на технічних терезах з точністю $\pm 0,01$ на повітрі (m_1). Вуглекислий газ з апарата Кіппа пропускають крізь промивальницю з концентрованою сульфатною кислотою для висушування і наповнюють ним колбу, опустивши кінець газовідвідної трубки до її дна. Повноту наповнення колби газом встановлюють за згасанням піднесеної до отвору колби запаленої скалки. З наповненої вуглекислим газом колби виймають газовідвідну трубку, швидко вставляють у горло колби пробку до позначки, зробленої олівцем, і перекривають кран апарата Кіппа. Колбу з вуглекислим газом зважують на технічних терезах (m_2), а потім повторно наповнюють її вуглекислим газом і зважують знов. Якщо різниця мас між першим і другим зважуванням не перевищує $0,01 \text{ г}$, це означає, що колба заповнена газом повністю. Наливають у колбу воду до позначки і виливають її у мірний циліндр. Виміряний об'єм вуглекислого газу дорівнює об'єму вуглекислого газу і такому самому об'єму витісненого повітря (V). За виміряними величинами роблять обчислення у такому порядку:

$$m_3 = 1,293V_0,$$

де $1,293$ – маса 1 л повітря за н.у., г;

$$PV/T = P_0V_0/T_0,$$

де P – тиск газу, Па;

V – об'єм газу, м^3 ;

T – абсолютна температура, К;

$$R = P_0V_0/T_0,$$

де R – універсальна газова стала, що дорівнює $8,31 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$ або $0,082 \text{ атм}\cdot\text{л}/(\text{моль}\cdot\text{К})$;

$m_4 = m_1 - m_3$ – маса порожньої колби, г;

$m_5 = m_2 - m_4$ – маса вуглекислого газу в колбі, г;

$$PV = RTm_5/M,$$

де M – молекулярна маса вуглекислого газу, г/моль .

Знаходять різницю у відсотках між визначеною експериментально молекулярною масою (M_1) та розрахованою (M_2):

$$100(M_1 - M_2)/M_1 = \pm \text{П} \text{ \%}.$$

Контрольні питання

1. Чим відрізняється найпростіша формула речовини від молекулярної, та на основі яких досліджень встановлюють ці формули? Які відомості про речовину можуть дати найпростіша і молекулярна формули?
2. Чи можна відношення мас двох сполук замінити відношенням їхніх ваг? Відповідь обґрунтуйте.
3. Молекулярна маса оксиду елементу (IV) відноситься до молекулярної маси хлориду цього елемента як 2:7. Визначте атомну масу і назвіть цей елемент.

Домашнє завдання

1. Обчисліть молярну масу еквіваленту металу, якщо з його наважки масою 0,4864 г добуто оксид масою 0,8062 г.
2. При взаємодії хлору з міддю масою 0,32 г утворився хлорид масою 0,677 г. Обчисліть молярну масу еквіваленту міді і ступінь окиснення міді в утвореному хлориді.
3. Яке значення приймає молярна маса еквівалента Феруму (III), якщо відносна атомна маса Феруму дорівнює 55,8.
4. Яка умовна частинка буде еквівалентом оксиду Cl_2O_7 в реакціях з KOH і Na_2S у водному розчині при окисненні сірки до S^{6+} і утворенні HCl ?
5. Якщо для калію, магнію і алюмінію $n=1$ моль, то чому дорівнює n для еквівалента кожного із цих металів?
6. Скільки молярних мас еквівалентів міститься в зазначеній масі простої речовини: кисень – 32 г; водень – 5,08 г; фтор – 76 г?

Лабораторна частина № 2

Періодичний закон Д.І.Менделєєва, періодична система і будова атома

Мета: експериментально продемонструвати взаємозв'язок елементів, зв'язок кількісних і якісних змін

Дослід 1. Одержання амфотерних сполук і вивчення їх властивостей.

а) Наливають у одну пробірку 5 – 6 краплин розчину солі заліза(II), в другу – 5 – 6 краплин соль (II) і в третю 5 – 6 краплин розчину соль нікель (II). У кожну пробірку краплями додають 2н. розчин лугу. Що спостерігається? У які кольори забарвлені осаді? Складають рівняння реакцій. На осад гідроксиду заліза (II) та кобальту діють розчином пероксиду водню. Що спостерігається? Записують рівняння реакцій. Роблять висновки; б) У пробірку наливають невелику кількість розчину ($C = 0,1$ моль/л) натрій гідроксиду, до якого доливають розчин цинк

сульфату чи хлориду такої ж концентрації до утворення осаду. Одержаний осад розділяють у дві пробірки. В одну пробірку доливають розчин хлоридної кислоти ($C=1$ моль/л), а в другий – розчин натрій гідроксиду ($C=1$ моль/л) до розчинення осадів.

Дослід 2. **Однчасна взаємодія декількох простих речовин з концентрованою хлоридною кислотою.** У лапку металевого штативу закріплюють дерев'яну планку з чотирма отворами, в яких знаходяться мідні дротинки загнуті знизу у вигляді гачків. На планці прикріплюють знаки хімічних елементів навпроти кожного отвору. До дротинок прикріплюють за допомогою тонкої мідної дротинки невеликі шматочки (як горошина) натрію, магнію, алюмінію та кремнію. Всі речовини одночасно опускають у пробірки з хлоридною кислотою. Як можна розташувати метали за їх здатністю витискувати водень? Чи спостерігається реакція з кремнієм?

Дослід 3. **Зміна активності галогенів у зв'язку зі збільшенням їх відносної атомної маси (зарядів ядер).** Користуються приладом з попереднього досліду (дослід 2). У пробірки наливають розчини відповідних галогенідів, прикріплюють етикетки з формулами солей, а на дротинки прикріплюють невеликі ватні тампони: до двох дротинок – змочені хлорною, а до двох інших – бромною водою й одночасно опускають їх у пробірки з розчинами галогенідів. Пояснить явище, яке спостерігається. Запропонуйте методику використання досліду.

Дослід 4. **Відмінність іонів від атомів та молекул.** а). В одну пробірку наливають розчин калій йодиду ($C=0,1$ моль/л), а в іншу – йодну воду. В обидві пробірки додають крохмальний клейстер. Пояснить явище, яке спостерігається.

б). До розчину ферум(III) і (II) хлориду додають розчин калій роданіду. Чи в обох пробірках спостерігається зміна забарвлення? Чому?

Контрольні питання

1. Елемент розташований у II групі головній підгрупі. Його вищий оксид масою 30,6 г, реагуючи з водою утворює 34,2 г гідрату оксиду. Визначте елемент та запишіть електронну формулу його атома.
2. Хімічний елемент має будову зовнішнього енергетичного рівня $3s^23p^5$. За будовою зовнішнього енергетичного рівня визначити, який це елемент, написати формули його вищого оксиду та гідрату оксиду, визначити характер їх властивостей (кислотний, основний, амфотерний) та написати рівняння хімічних реакцій, які підтверджують характер властивостей цих сполук.

3. Кислота має формулу типу H_2EO_3 . У кислотоутворюючого елемента вищий ступінь окислення. Елемент розташований у IV періоді і належить до р-елементів. Назвіть кислоту, складіть формулу оксиду, що відповідає наведеній кислоті.
4. Елемент розташований у III періоді, утворює газоподібну водневу сполуку, в якій він тривалентний. Напишіть формулу водневої сполуки і формулу вищого оксиду цього елемента.
5. Напишіть електронну формулу атома елемента з протонним числом 15, формули його вищого оксиду і сполуки з Гідрогеном. Зазначте типи хімічного зв'язку та ступені окиснення цього елемента у даних сполуках. Окисником чи відновником можуть виступати ці речовини?

Домашнє завдання

1. Кислота має формулу типу H_2EO_4 . Елемент у ній виявляє вищий ступінь окислення, а його атом має чотири електронних рівні. Що це за кислота?
2. Елемент утворює з воднем летку водневу сполуку, формула якої EH_2 . Про який елемент ідеться, якщо відомо, що у його атома на 3 електронних рівні більше, ніж у атома найпоширенішого у природі елемента? Назвіть елементи. Що спільного у будові зовнішніх електронних оболонок цих атомів?
3. Напишіть електронну формулу атома елемента з протонним числом 17, формули його вищого оксиду і сполуки з Гідрогеном. Зазначте типи хімічного зв'язку та ступені окиснення цього елемента у даних сполуках. Окисником чи відновником можуть виступати ці речовини?

Лабораторна робота №3

Хімічні властивості Гідрогену і його сполук

Мета: засвоїти лабораторний спосіб добування водню; вивчити його фізичні хімічні властивості; сформуувати вміння поводження з приладами для добування і збирання газів

Дослід 1. Одержання водню.

а) У пробірку на $1/4$ її об'єму наливають розбавлену хлоридну кислоту (1:1) і кладуть 3-4 шматочки цинку. Пробірку закривають пробкою з газовідвідною трубкою з відтягнутим кінцем, перевіряють водень на чистоту й підпалюють.

б) Одержати водень у великих кількостях можна в апараті Кіппа (АКТ-500). В реактор поміщають диск для твердих реагентів і закривають зливний отвір пробкою. Лійку з'єднують з горлом реактора. Через отвір у реакторі, що призначений для установки газового крана,

за допомогою лійки для порошків засипають гранули цинку. Встановлюють газовий кран і відкривають його. За допомогою конічної лійки наливають кислоту через верхній отвір лійки апарата Кіппа, доки кислота не підніметься над поверхнею цинку на 1-1,5 см. Потім кран закривають.

Дослід 2. Перевірка водню на чистоту. Методом витіснення повітря збираємо водень у пробірку, яку тримаємо вертикально догори дном. Подалі від апарата Кіппа підносимо пробірку до пальника. Якщо чути різкий звук при згорянні, то це означає, що водень змішаний з повітрям. У цьому випадку не можна підпалювати водень безпосередньо біля приладу, бо може вибухнути прилад. Необхідно повторно перевіряти водень на чистоту, доки при підпалюванні водню в пробірці буде чути лише глухий легкий звук. Лише після цього можна підпалювати водень біля виходу із приладу.

Дослід 3. Переливання водню із однієї посудини в іншу. Воднем наповнюють невеликий циліндр чи стакан методом витіснення води. Потім над ним розміщують інший з повітрям, куди й переливають водень. (Другий циліндр повинен бути меншого розміру). Великий циліндр ставлять на стіл, а менший підносять до вогню. Відбувається загоряння водню в ньому. При внесенні вогню у великий циліндр спалахування водню не відбувається. Циліндри необхідно обклеїти липкою стрічкою.

Дослід 4. Наповнення воднем мильних бульбашок. Готують мильний розчин. Для цього в фарфорову чашку кладуть стружку туалетного мила чи прального порошку й доливають невелику кількість води. Для надання міцності стінкам бульбашок, додають декілька крапель гліцерину. З газовідвідною трубкою від апарата Кіппа за допомогою гумових трубок з'єднують алонж, у який кладуть ватний тампон. Вата поглинати дрібненькі краплі кислоти, які будуть руйнувати бульбашки. Відкривають краник і опускають кінець газовідвідної трубки в приготовлений розчин. Кінець трубки тримають під нахилом і регулюють краником апарата Кіппа так, щоб надувалися невеликі бульбашки (діаметром 4-5 см). Різким рухом руки мильну бульбашку відривають від кінця газовідвідної трубки, вона піднімається вгору.

Дослід 5. Горіння водню в кисні. У колбу набирають кисень і вносять у неї водень (попередньо перевірити на чистоту!), запалений біля кінця газовідвідної трубки. На стінках колби з'являються краплі води.

Дослід 6. Вибух гримучої суміші. Для одержання гримучої суміші її готують змішуванням водню і кисню в об'ємних співвідношеннях 2:1. Поліетиленову банку заповнюють спочатку киснем

(1/3), а потім воднем (2/3) методом витіснення води. Під водою банку закривають скляною пластинкою і переносять на пластмасовий штатив. Швидко прийнявши скляну пластинку, підносять запалений пальник. Відбувається вибух і банка злітає вгору.

Дослід 7. Відновлення купрум(II) оксиду воднем. Водень (перевірити на чистоту) пропускають над нагрітим купрум(II) оксидом. Пробірку з оксидом закріплюють у штативі похило вниз отвором, щоб вода, яка утвориться в результаті реакції, стікала. Охолоджують одержану мідь у потоці водню, адже відновлена мідь на повітрі знову окислиться.

Контрольні питання

1. Після вибуху 200 мл суміші водню та кисню і приведення її до нормальних умов залишилося ще 20 мл газу, що підтримує горіння. Знайдіть об'ємні частки газів у складі вихідної суміші.
2. Суміш азоту з воднем пропустили над нагрітим каталізатором. Після реакції об'єм газів зменшився на 14 л. Визначте об'єм вихідної суміші за умови, що азот і водень прореагували повністю.
3. При спалюванні водню в кисні об'єм газової суміші скоротився на 12 мл. Обчисліть об'єм водню у вихідній суміші. Об'єми виміряно при 110 °C і $1,013 \cdot 10^5$ Па.
4. Підірвали 87 мл суміші водню з киснем (об'єм виміряний при 110 °C і $1,013 \cdot 10^5$ Па). Після вибуху й приведення продуктів реакції до вихідних умов об'єм газу склав 60 мл. Визначте склад вихідної суміші.
5. Суміш водню з хлором в об'ємному відношенні 3 : 2 помістили в закриту скляну посудину над водою і поруч спалили стрічку магнію. Як зміниться тиск у посудині, якщо відомо, що при цьому прореагувало 50 % хлору? Розчинністю хлору і водню у воді можна знехтувати.

Домашнє завдання

1. Обчисліть склад суміші водню, метану та кисню в об'ємних частках, якщо ця суміш об'ємом 40 мл після проходження реакції зменшила свій об'єм до 31 мл, а після пропускання продуктів реакції через розчин лугу – до 28 мл. Усі об'єми виміряні за однакової температури. Чи в усіх випадках задача має розв'язок? Поясніть.
2. У природній воді водень знаходиться у вигляді нуклідів протію ($A_r=1,008$ а.о.м.) та дейтерію ($A_r=2,014$ а.о.м.). Після електролізу води середня молярна маса водню дорівнює 1,228 г/моль. Визначити нуклідний (ізотопний) склад водню (в мольних частках) у воді після електролізу.

Лабораторна робота №4

Пом'якшення води натронно-содовим методом і методом іонного обміну

Мета: порівняти ефективність хімічного і фізико-хімічного методу іонного обміну

Дослід 1. Пом'якшення води натронно-содовим методом

Попередньо визначити загальну, карбонатну, не карбонатну твердість і вміст CO_2 , на основі яких визначити наважку соди і гідроксиду натрію, необхідні для усунення твердості. Наважки реагентів зважити на аналітичних терезах. Соду розчиняють в 1 л води, налитої в колбу на 2 л. Вміст колби струшують 3 хв. В розчин додають наважку гідроксиду натрію і струшують ще 2-3 хв. Розчин відстоюють і фільтрують через складчастий фільтр. Перші порції фільтрату зливають. Відбирають із фільтрату 200 мл води і визначають у ній усі види твердості і вміст вуглекислого газу. Порівнюють дані аналізу до і після пом'якшення.

Дослід 1. Пом'якшення води методом іонного обміну Дослід проводять в катіонітній колонці (рис.1).

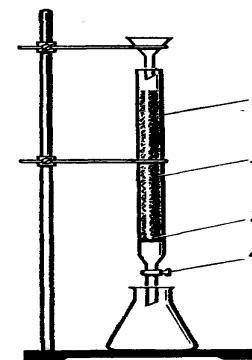


Рис. 1. Катіонітна колонка:

1- скляна трубка (довжина 0,7 м і діаметр 0,03 м); 2- катіоніт (КУ-сульфовуглець, висота 0,5 м); 3- скляна вата; 4-кран

Регенерують катіоніт пропусканням через колонку 0,7 л 8% розчину хлориду натрію впродовж 25-30 хв. (швидкість регулюють краном). Із катіоніту вимивають виділені солі дистильованою водою до повного зникнення хлорид-іонів (проба AgNO_3). Паралельно з гененерацією і промиванням катіоніту проводиться визначення загальної твердості води. Для пом'якшення повільно пропускають 200-250 мл води через колонку. Воду збирають в колбу і визначають в ній загальну твердість.

Складають рівняння реакцій хімічного пом'якшення води, записують розрахунки наважок гідроксиду і карбонату натрію, складають рівняння реакцій регенерації катіоніту і іонообмінного пом'якшення води. Результати аналізу подають у вигляді таблиці:

Хімічне пом'якшення		Іонообмінне пом'якшення	
T ₃ до пом'якшення	T ₃ після пом'якшення	T ₃ до пом'якшення	T ₃ після пом'якшення

Зробити висновок про ефективність способів пом'якшення.

Контрольні питання

1. Які з перелічених нижче речовин можна застосувати для усунення тимчасової твердості води, зумовленої присутністю в ній бікарбонату кальцію: кухонну сіль, їдкий натр, соду, соляну кислоту. Відповідь обґрунтуйте рівняннями відповідних реакцій.
2. Які з перелічених нижче речовин можна застосувати для зменшення твердості води, зумовленої присутністю в ній гіпсу: кухонну сіль, їдкий натр, карбонат калію. Відповідь обґрунтуйте рівняннями відповідних реакцій.
3. Найповніше пом'якшується вода при добавлянні до неї натрій фосфату. Складіть скорочені іонні реакції, що відбуваються при цьому.

Домашнє завдання

1. Роль води в природі.
2. Хімічний склад поверхневих і підземних вод.

Лабораторна робота №5

Хімічні властивості галогенів і їх сполук

Мета: на основі періодичного закону Д.І. Менделєєва і теорії будови речовини систематизувати знання про властивості галогенів; на прикладі взаємодії галогенів з металами, воднем і водою поглибити знання про окисно-відновні процеси; встановити причинно-наслідкові зв'язки між будовою, властивостями, розповсюдженням в природі і застосуванням галогенів

Дослід 1. Одержання хлору. (Дослід проводять під витяжною шафою). У колбу Вюрца кладуть 20-30 г окисника (манган(IV) оксид, чи калій тетраоксоманганат(VII), чи залишок після добування кисню із калій тетраоксоманганату(VII)). При добуванні хлору із манган(IV) оксиду, реакцію проводять при нагріванні. Збирають хлор у плоскодонні колби. Для цього газовідвідну трубку колби Вюрца з'єднують з колбою. Колба закрита гумовою пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої

опускають у розчин лугу для поглинання хлору. У колбу Вюрца невеликими дозами доливають концентровану хлоридну кислоту. Заповнення колби хлором спостерігаємо за зелено-жовтим забарвленням (поставте за колбою білий листок паперу). Після заповнення колби хлором, її щільно закривають пробкою.

Дослід 2. Горіння в хлорі міді. 5-6 тоненьких мідних дротинок добре нагрівають і за допомогою тигельних щипців опускають у колбу з хлором. Мідь розжарюється і згоряє, заповнюючи колбу бурим димом купрум(II) хлориду та купрум(I) хлориду. На дно банки слід насипати невелику кількість піску, адже при горінні міді розплав її солей капає на дно колби і вона може лопнути.

Дослід 3. Горіння в хлорі заліза. У ложечці для спалювання сильно нагрівають невелику кількість (2 г) порошку заліза і невеликими порціями висипають його в колбу з хлором. Залізо горить, розкидаючи в різні сторони іскри. На дно колби перед початком дослідів насипають піску.

Дослід 4. Горіння в хлорі фосфору. У ложечку для спалювання кладуть невелику кількість (на кінчику ножа) червоного фосфору і опускають його в колбу з хлором. Фосфор горить у хлорі без попереднього нагрівання.

Дослід 5. Розчинність хлору в воді й приготування хлорної води. У 1 об'ємі води при кімнатній температурі розчиняється 2,5 об'єми хлору. Для приготування хлорної води через холодну воду під витяжною шафою на протязі 5-8 хвилин пропускають сильний струмінь хлору. Коли вода стане жовтою, пропускання хлору припиняють.

Дослід 6. Знебарвлення хлором органічних барвників. У стакан наливають ледь забарвленої води (фуксином чи фіолетовим чорнилом). У зафарбовану воду добавляють до знебарвлення хлорної води, яку одержали в попередньому досліді.

Дослід 7. Горіння в хлорі ацетилену. У пробірку з хлором опускають невеликий (як горошина) шматочок кальцій карбіду й піпеткою капають декілька крапель води. Ацетилен спалахує й виділяється кіптява (сажа). Хлор віднімає від ацетилену Гідроген (утворюється HCl), а Карбон виділяється у вигляді сажі.

Дослід 8. Одержання гідроген хлориду. Для одержання гідроген хлориду користуються таким же приладом, як і для одержання хлору. У колбу насипають 15-20 г натрій хлориду. Із крапельної воронки приливають невеликими порціями концентровану сульфатну кислоту. Для прискорення реакції колбу підігрівають. Газ збирають методом витіснення повітря у колбу, розташовану отвором вгору. Газовідвідну трубку опускають до дна колби. Утворення білого туману біля горла колби свідчить про наповнення її гідроген хлоридом. Після наповнення

колби газом нагрівання припиняють, а кінець газовідвідної трубки опускають у колбу з водою так, щоб вона була над поверхнею води.

Дослід 9. Розчинність гідроген хлориду у воді (дослід “фонтан”). Велику товстостінну колбу заповнюють гідроген хлоридом і закривають гумовою пробкою з газовідвідною трубкою. Щільно закривши отвір трубки пальцем, опускаємо її в кристалізатор з водою, підфарбованою синім лакмусом. Відпустивши палець так, щоб у трубку потрапило декілька крапель води, знову закриваємо трубку пальцем і, вийнявши колбу з кристалізатора, декілька разів струшуємо колбу так, щоб вода потрапила в колбу (пальцем весь час щільно закриваємо отвір трубки!). Знову перекидаємо колбу в кристалізатор з водою й під водою приймаємо палець від газовідвідної трубки. Внаслідок того, що в краплі води розчинився майже весь гідроген хлорид, що був у колбі, в колбі створюється розрідження і вода під атмосферним тиском утворює фонтан. Розчин стає червоним.

Дослід 10. Взаємодія бром у з алюмінієм. У пробірку наливають 1-2 мл бром у й закривають хлоркальцієвою трубкою, де знаходиться активоване вугілля. Пробірку закріплюють у штативі й підставляють коробочку з вологим піском. Відкривають пробірку, кидають в неї невелику кількість алюмінієвої фольги й знову закривають. Через декілька секунд алюмінієва фольга починає реагувати з бромом, розжарюючись і рухаючись по поверхні бром у. (Пробірку після досліду не мити!).

Дослід 11. Витіснення бром у хлором. У пробірку наливають розчин бромід у (NaBr чи KBr) і додають невелику кількість хлорної води. У результаті виділення бром у розчин набуває темно-жовтого забарвлення.

Дослід 12. Взаємодія йоду з металами. На жерстяній чи скляній пластинці змішують рівні об'єми розтертого в порошок йоду й порошок алюмінію. Суміш (3-5 г) шпателем збирають в невелику гірку й капають із піпетки декілька крапель води. Суміш накривають скляним ковпаком. Між йодом і алюмінієм відразу ж починається бурна реакція.

Контрольні питання

1. Маємо суміш хлороводню і хлориду дейтерію. Масова частка Хлору в суміші становить 96,73%. Визначте масову частку хлориду дейтерію в суміші.
2. Суміш гідроген хлориду і гідроген бромід у масою 5,51 г розчинили у воді. На нейтралізацію добутого розчину витратили калій гідроксид масою 5,04 г. Визначити масові частки галогеноводнів у вихідній суміші.

3. Під час реакції з хлоридною кислотою сплаву магнію з алюмінієм масою 50 г виділився водень об'ємом 48,25 л (н.у.). Визначити масові частки металів у сплаві.
4. Суміш заліза та залізної окалини (Fe_3O_4) масою 2,02 г прореагувала з надлишком хлоридної кислоти. Дією амоніаку на утворений розчин осадили ферум(II) гідроксид, який легко окиснюється киснем повітря до ферум(III) гідроксиду. Осад відфільтрували і прожарили, внаслідок чого одержали 2,20 г ферум(III) оксиду. Визначити масовий склад взятої суміші.
5. Суміш газів Cl_2 та HCl об'ємом 22,4 л пропустили через нагріті металеві стружки. Коли увесь Cl_2 та HCl прореагували, маса стружки збільшилась на 42,6 г. Визначити склад суміші.

Домашнє завдання

1. Природний хлор містить два ізотопи: ^{35}Cl і ^{37}Cl . Відносна атомна маса Хлору дорівнює 35,45. Визначте мольну частку в % кожного ізотопу Хлору.
2. 30 г суміші заліза, ферум(II) оксиду і ферум(III) оксиду обробили 514,5 г 10%-ного розчину сульфатної кислоти. Обчислити процентний склад вихідної суміші, якщо відомо, що вона повністю розчинилася, при цьому виділилося 1,12 л (н.у.) водню і витратилася вся кислота.
3. При обробці 4,14 г суміші фториду і хлориду калію надлишком концентрованої сульфатної кислоти утворилося 1,344 дм³ (н.у.) газу. Визначити масовий склад взятої суміші солей та об'ємний склад газу.

Лабораторна робота №6

Електролітична дисоціація. Іонні реакції

Мета: зрозуміти сутність електролітичної дисоціації; на прикладі сполук з іонним і полярним зв'язком зрозуміти її механізм

Дослід 1. Взаємодія цинку з сульфатною кислотою. У суху пробірку кладуть 2-3 шматочки цинку і доливають 2-3 мл концентрованої сульфатної кислоти. Що ви спостерігаєте? Потім кислоту з цинком переливають в іншу пробірку, в якій є вода (у 5 разів більше взятого об'єму кислоти). Поясніть явище, яке спостерігаєте.

Дослід 2. Властивості розчину оцтової кислоти у воді та ацетоні. У суху пробірку наливають 4-5 мл насиченого розчину метилового оранжевого в ацетоні, куди додають 3-4 краплі концентрованої оцтової кислоти та кристалик ацетату натрію. Після перемішування розчин набуває оранжевого забарвлення, що характерне для метилового оранжевого в нейтральному середовищі. Одержаний розчин розливають у дві пробірки і проводять такі досліди:

а) У пробірку з розчином поступово доливають воду. Як змінюється забарвлення? Чому? Додамо в пробірку 2-3 г глини (чи каоліну). Пробірку сильно струснути і залишити стояти до осадження глини. Як змінився колір розчину? Чому?

б) У другу пробірку додають порошок магнію. Що ви спостерігаєте? Потім у пробірку доливають невелику кількість води. Що відбулося. Поясніть явища, які ви спостерігали.

Дослід 3. Властивості сухого вапна та його водного розчину. У суху пробірку насипають невелику кількість гашеного вапна і додають невелику кількість сухого фенолфталеїну. Пробірку енергійно струшують. Чи відбуваються якісь зміни? У пробірку додають декілька крапель води. Що відбувається? Дайте пояснення явищам, які ви спостерігали.

Дослід 4. Демонстрація електролізу розчину купрум(II) хлориду. В U-подібну трубку наливають 5%-ний розчин купрум(II) хлориду. У розчин занурюють вугільні електроди і включають електричний струм від випрямляча "Практикум" чи В-24 не більше 12 В. Що ви спостерігаєте на катоді та аноді? Як показати учням виділення хлору?

Дослід 5. Електроліз розчину натрій хлориду. Шматочок сирі картоплини (довжиною 4-5 см, шириною 1-1,5 см і товщиною 1 см), змочений натрій хлоридом та розчином фенолфталеїну, кладуть на лист паперу. Потім до шматочка картоплі підводять на відстані 3 см одна від одної тонкі мідні дротинки із загнутими кінцями, які приєднують до випрямляча "Практикум" чи до батарейки від кишенькового ліхтарика. Що ви спостерігаєте?

Дослід 6. Гідроліз солей. а) У три пробірки наливають відповідно розчини натрій карбонату, сульфату(IV) та сульфід у й додають по декілька крапель фенолфталеїну. Поясніть явища, які ви спостерігаєте; б) У пробірки наливають відповідно розчини алюміній сульфату, алюміній хлориду, цинк хлориду та купрум(II) хлориду. В усі пробірки додають розчин лакмусу. Поясніть явища, які ви спостерігаєте; в) Налийте в пробірку 2-3 мл розчину алюміній хлориду і 2-3 мл розчину натрій сульфід. Зверніть увагу на колір осаду, що утворився, та на запах газу, що виділяється. Алюміній сульфід, який утворюється в результаті реакції обміну, повністю гідролізує. Напишіть рівняння реакцій; г) Налийте в пробірку 0,5 мл розчину бісмут(III) нітрату і поступово приливайте дистильовану воду. Що спостерігається? Чому? Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу бісмут(III) нітрату (одним із продуктів реакції є бісмут(III)оксо нітрат BiONO_3). До осаду, що випав, додайте декілька крапель нітратної кислоти. Що спостерігається? Поясніть дослід, користуючись принципом

Ле Шательє; д) Налийте в пробірку 1-2 мл розчину натрій ацетату і прилийте кілька крапель розчину фенолфталеїну. Нагрійте розчин в полум'ї пальника до кипіння. Що спостерігається? Охолодіть пробірку під струменем води. Поясніть результати досліду і напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакцій гідролізу натрій ацетату.

Дослід 7. Визначення концентрації розчину за допомогою іншого розчину точно відомої концентрації За допомогою лійки (піднімаючи її) налейте в бюретку титрований (точно відомої концентрації) розчин NaOH . Якщо в наконечнику бюретки залишилися бульбашки повітря, їх необхідно видалити. Для цього спрямуйте наконечник бюретки вгору, натисніть на скляну кульку, яка знаходиться в гумовій трубці, і виливайте розчин з бюретки в підставлений скляний посуд (стакан, колба). Відзначте рівень розчину в бюретці за нижнім краєм меніска (верхньої увігнутої поверхні рідини).

Хімічну піпетку на 10 мл сполосніть розчином кислоти, концентрацію якої визначаєте, потім наберіть дозатором 10 мл кислоти (до відзначеної мітки), перенесіть в чисту конічну колбу для титрування, додайте 2-3 краплі розчину фенолфталеїну.

Спочатку проведіть орієнтовне титрування. Для цього поставте колбу з кислотою на аркуш білого паперу під бюретку так, щоб наконечник бюретки був опущений у колбу приблизно на 1 см. Лівою рукою натисніть на скляну кульку, яка знаходиться в гумовій трубці, і долийте в колбу 1 мл розчину лугу. Правою рукою розчин в колбі весь час збовтуйте коловими рухами. Намагайтесь розчин перемішувати так, щоб краплі його не залишались у верхній частині колби, і носик бюретки не торкався стінок. Продовжуйте додавати по 1 мл розчину лугу до закінчення реакції, на що вказує поява рожевого забарвлення розчину в колбі. Затрачений на нейтралізацію об'єм лугу ($V_{\text{ор}}$), виміряний з точністю до 1 мл, запишіть в таблицю.

При наступному точному титруванні долийте з бюретки в колбу на 1 мл розчину лугу менше, ніж при орієнтовному титруванні. Потім доливайте розчин лугу краплями, безперервно перемішуючи розчин в колбі, поки рожеве забарвлення, що з'являється від однієї доданої краплі лугу, не буде зникати протягом 1 хв. Об'єм лугу (V_1), який затратили на титрування, запишіть у таблицю (з точністю до 0,1 мл). Повторіть титрування ще два рази і об'єми лугу V_2 і V_3 запишіть у таблицю. З одержаних даних (V_1 , V_2 і V_3) знайдіть середній об'єм лугу ($V_{\text{сер}}$) і запишіть у таблицю:

$C_{\text{екв}} (\text{NaOH})$	Об'єм розчину лугу, витраченого на титрування, мл				
	$V_{\text{ор}}$	V_1	V_2	V_3	$V_{\text{сер}}$
$V (\text{H}_2\text{SO}_4)$					

Розрахуйте молярну концентрацію еквівалентів і титр розчину сульфатної кислоти:

$$C_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_{\text{екв}}(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{сер}}(\text{NaOH})}{V(\text{H}_2\text{SO}_4)} (\text{моль/л})$$

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{E(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot C_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{1000} (\text{г/мл})$$

Контрольні питання

1. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища: а) алюміній нітрату; б) калій сульфід; в) калій хлориду? Напишіть іонні рівняння, що підтверджують вашу думку.
2. Запишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі добування малорозчинних основ феруму (III), нікелю та цинку різними способами.
3. Обчисліть сумарну кількість речовин іонів Ca^{2+} та Cl^- та їх масу, у розчині об'ємом 1 л, в якому міститься 0,3 моль кальцій хлориду.
4. У чотирьох пробірках містяться такі іони: S^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , Cl^- . Які реактиви потрібні для їх виявлення? Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.
5. Є розведена соляна кислота ($d=1,1$ при 15°C). Скільки грамів їдкою натру піде на нейтралізацію таких кількостей цієї кислоти: а) 500 г; б) 500 мл?

Домашнє завдання

1. Запишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі добування нерозчинних солей барій сульфату, кальцій карбонату та купрум(II) сульфід різними способами.
2. Яка сумарна кількість та маса речовин іонів цинку та нітрат-іонів міститься у розчині об'ємом 0,7 л, який містить 0,2 моль цинк нітрату?
3. Виявіть у розчині такі іони: I^- , PO_4^{3-} , I^- , S^{2-} . Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.
4. Після випарювання 20 г розчину залишилося 4 г солі. Яка була концентрація розчину?
5. До 80 г 15% розчину додано 20 г води. Якою стала концентрація розчину?

Лабораторна робота № 7 Хімічні властивості Карбону і Силіцію та їх сполук

Мета: загальна характеристика елементів підгрупи Карбону в світлі теорії будови атома і положення їх в періодичній системі; розглянути фізичні і хімічні властивості елементів і їх сполук

Дослід 1. Адсорбція вугіллям бареників із розчину. У колбу наливають ледь підфарбований водний розчин (фуксину чи фіолетового чорнила) і додають 2-3 чайні ложки деревного вугілля. Після збовтування розчину і відстоювання вугілля забарвлення зникає.

Дослід 2. Адсорбція вугіллям газу. Колбу заповнюють нітроген(IV) оксидом і насилають деревного вугілля. Горло колби щільно закривають пробкою. Після струшування колби забарвлення газу зникає.

Дослід 3. Одержання карбон(IV) оксиду в лабораторії. В апарат Кіппа кладуть мармур і наливають розчин хлоридної кислоти (1:1).

Дослід 4. Переливання карбон(IV) оксиду з стакана в стакан. На двох хімічних стаканах роблять написи № 1 і № 2. Стакан № 1 заповнюють вуглекислим газом із апарата Кіппа шляхом витіснення повітря. Наповнення стакана визначають за скіпкою, що горить, в атмосфері вуглекислого газу вона тухне. Із стакана № 1 CO_2 переливають як рідину в стакан № 2. Потім за допомогою скіпки, що горить, перевіряємо наявність вуглекислого газу в обох стаканах.

Дослід 5. Горіння магнію в карбон(IV) оксиді. У банку чи стакан з карбон(IV) оксидом вносять запалену магнієву стрічку, яка продовжує горіти. На стінках банки осідає білий наліт магній оксиду і виділяється вуглець у вигляді сажі.

Дослід 6. Одержання гелю силікатної кислоти. У пробірці до 10%-ного розчину натрій силікату доливають половину об'єму розведеної хлоридної кислоти (1:1). Швидко перемішують паличкою суміш. Випадає гель кислоти. Пробірку з одержаною кислотою можна перекинути догори дном, але гель при цьому не виливається.

Дослід 7. Гідроліз солей силікатної кислоти. До розчину натрій силікату додають по краплях розчину фенолфталеїну. Забарвлення розчину стає малиновим.

Дослід 8. Просочування тканини розчином силікату. У пробірку з розчином натрій силікату чи калій силікату опускають кусочок тканини. Через декілька хвилин його виймають із розчину, підсушують над полум'ям і потім вносять у полум'я. Тканина не горить.

Контрольні питання

1. При обробці 6,32 г суміші карбонату і гідрокарбонату натрію

сульфатною кислотою утворилося 14,49 г кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Визначити масовий склад суміші карбонату і гідрокарбонату натрію.

- У воді у вигляді суспензії містилося 14,88 г суміші карбонатів кальцію та магнію. Для перетворення їх на гідрогенкарбонати витрачено газ, що утворився внаслідок спалювання 5,6 дм³ етану (н. у.). Визначити масовий склад суміші карбонатів кальцію та магнію.
- Суміш натрій гідрогенкарбонату і карбонату масою 95 г нагріли до постійної маси, що виявилася рівною 79,5 г. Обчисліть масові частки компонентів суміші.
- Суміш складається з карбон монооксиду і карбон діоксиду об'ємом 150 мл. Цю суміш спалили в надлишку кисню. Об'єм газової суміші зменшився на 45 мл. Розрахуйте об'ємні частки компонентів вихідної суміші. Всі об'єми приведені до однакових умов.
- При спалюванні 134,4 л суміші метану, карбон монооксиду і етану отримали 179,2 л карбон діоксиду. Об'єми виміряні за н. у. Визначте об'єм етану в газовій суміші.
- Газова суміш, що складається з водню, метану і карбон монооксиду, має густину 0,857 г/л за н. у. Для повного спалювання 1 л суміші потрібно 4,52 л повітря. Визначте об'ємні частки компонентів суміші.
- Суміш карбон монооксиду з киснем займає об'єм 1,1 л (н. у.). Після згоряння усього карбон монооксиду газову суміш пропустили через розчин натрій гідроксиду, маса якого збільшилася на 1,375 г. Визначте склад вихідної суміші газів.

Домашнє завдання

- Вуглекислий газ, добутий у результаті повного згоряння вугілля масою 2,4 г, пропустили крізь розчин масою 40 г з масовою часткою натрій гідроксиду 20%. Обчисліть масу утвореної солі.
- Внаслідок пропускання CO_2 через розчин, що містить 6 г гідроксиду натрію, утворилось 9,5 г суміші кислоти і середньої солей. Визначити об'єм вуглекислого газу, що прореагував (н.у.).

Лабораторна робота № 8

Хімічні властивості Нітрогену і його сполук

Мета: вивчити фізичні і хімічні властивості сполук Нітрогену і продемонструвати їх генетичний зв'язок

Дослід 1. Одержання аміаку нагріванням нашатирного спирту. У колбі нагрівають нашатирний спирт, він розкладається на аміак і воду. У пробку колби вставляють довгу трубку, яка слугує не

лише для виходу аміаку, але й для конденсації води. Аміак збирають у перекинуту догори дном суху колбу. Чому?

Дослід 2. Розчинення аміаку у воді (дослід “фонтан”). При кімнатній температурі в одному об'ємі води розчиняється 700 об'ємів аміаку. Колбу з аміаком закривають гумовою пробкою з газовідвідною трубкою. Щільно закривши отвір трубки пальцем, опускаємо її в кристалізатор з водою, до якої додаємо декілька крапель фенолфталеїну. Відпустивши палець так, щоб у трубку потрапило декілька крапель води, знову закриваємо трубку пальцем і, вийнявши колбу з кристалізатора, декілька разів струшуємо колбу так, щоб декілька крапель води потрапили в колбу (пальцем весь час щільно закриваємо отвір трубки!). Знову перекидаємо колбу в кристалізатор з водою й під водою приймаємо палець від газовідвідної трубки. Внаслідок того, що в краплі води розчинився майже весь аміак, що був у колбі, в ній створюється розрідження і вода під атмосферним тиском утворює фонтан. Розчин стає малиновим.

Дослід 3. Взаємодія аміаку з кислотою. а). До скляної палички, змоченої хлоридною кислотою, підносять скляну паличку, змочену нашатирним спиртом. Спостерігаємо утворення білого диму. Пояснити це явище й запропонувати методику використання цього досліду.

б). Один скляний циліндр ополоснути концентрованим розчином хлоридної кислоти, а інший – концентрованим розчином аміаку. Циліндри накривають скляними пластинками і ставлять один отвором до іншого. Скляні пластинки знімаємо і декілька разів перевертаємо циліндри. Вони наповнюються білим димом.

Дослід 4. Одержання нітроген(II) оксиду. У колбу кладуть мідь (стружки, дріт, ошурки) і додають розбавлену нітратну кислоту (1:1). Колбу злегка підігривають для початку реакції. Спочатку колба заповнюється бурим димом нітроген(IV) оксиду через наявність у колбі повітря. Коли буре забарвлення в колбі зникне, збирають методом витіснення води нітроген(II) оксид, який накривають скляною пластинкою. (Дослід проводять під витяжною шафою!).

Дослід 5. Окиснення нітроген(II) оксиду. З колби з нітроген(II) оксидом знімають скляну пластинку. У результаті окиснення нітроген(II) оксиду над посудиною з'являється газ бурого кольору – нітроген(IV) оксид. (Дослід проводити під витяжною шафою!).

Дослід 6. Одержання нітроген(IV) оксиду. Нітроген(IV) оксид одержують із міді та концентрованої нітратної кислоти. Реакція йде без нагрівання. Збирати газ методом витіснення води не можна (NO_2 реагує з водою). Його збирають методом витіснення повітря. (Дослід проводять під витяжною шафою!).

Дослід 7. Хімічні властивості нітроген(IV) оксиду. У колбу з нітроген(IV) оксидом доливають невелику кількість води: буре забарвлення зникає, адже нітроген(IV) оксид є кислотним оксидом і реагує з водою. Індикатором визначають реакцію середовища одержаного розчину.

Дослід 8. Окиснювальні властивості нітратної кислоти. а). *Загоряння тліючої скіпки в нітратній кислоті.* Концентровану нітратну кислоту в пробірці, вертикально закріпленій у штативі, нагрівають і тліючою скіпкою торкаються до поверхні кислоти. Скіпка спалахує й виділяється нітроген(IV) оксид.

б). *Горіння скипидару в нітратній кислоті.* У чашку для випарювання, що стоїть у великому стакані, наливають суміш 2-3 мл концентрованих нітратної та сульфатної кислот (у об'ємних відношеннях 1:1), до якої по краплях додають піпеткою чи склянкою трубкою скипидар. Скипидар загоряється, при цьому відбувається виділення бурого газу нітроген(IV) оксиду.

При проведенні досліду слід дотримуватися таких правил:

1. Стакан обов'язково накривають фанерою з отвором, через який додають скипидар, так як інколи полум'я буває великим і можна отримати опіки;
2. Не нахилийтеся над стаканом, у якому проводять дослід.

Дослід 10. Розклад нітратів. а). У пробірку кладуть декілька кристалів купрум(II) нітрату й нагрівають. Виділяється бурий газ нітроген(IV) оксиду. Написати рівняння реакції розкладу цієї солі.

б). Пробірку на 1/5 її об'єму заповнюють калій нітратом, вертикально закріплюють у лапці штатива й нагрівають. Сіль плавиться, а коли з'являються бульбашки газу, в пробірку кидають шматочок деревного вугілля. Воно яскраво горить, "бігаючи" по розплавленій поверхні нітрату. Після цього в пробірку опускають кристалики сірки, які горять сліпуче яскраво. Якщо взяти велику кількість селітри й сірки, то пробірка може розплавитися, тому під неї слід покласти азбестову сітку чи поставити чашку з піском.

Контрольні питання

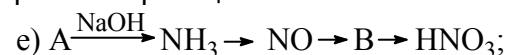
1. При пропусканні еквімолярної азотоводневої суміші крізь контактний апарат прореагувало 20 % суміші. Визначити об'ємний склад у відсотках газової суміші, що виходить із контактного апарата.
2. Суміш азоту з воднем пропустили над нагрітим каталізатором. Після реакції об'єм газів зменшився на 14 л. Визначте об'єм вихідної суміші за умови, що азот і водень прореагували повністю.
3. До 300 мл 0,8 М розчину нітратної кислоти додали 200 мл 0,5 М розчину натрій карбонату. Визначити склад утворених продуктів та їх

молярну концентрацію в утвореному розчині, якщо вважати, що його об'єм не зменшиться при виділенні вуглекислого газу.

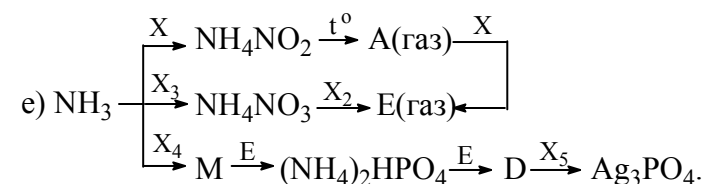
4. При розчиненні в розбавленій нітратній кислоті 12,16 г суміші порошоків заліза та міді виділилося 3,584 дм³ нітроген(II) оксиду (н. у.). Визначити масовий склад суміші порошоків.
5. До суміші азоту з метаном об'ємом 100 мл додали 100 мл кисню (кисень узятий у надлишку) і підпалили. Після закінчення реакції і конденсації парів води об'єм газів склав 120 мл. Об'єми газів виміряні за однакових умов. Визначте об'єм азоту у вихідній суміші.

Домашнє завдання

1. При розчиненні в нітратній кислоті 6 г сплаву міді зі сріблом утворилося 14,68 г суміші безводних нітратів міді і срібла. Визначити масовий склад у відсотках сплаву срібла з міддю
2. При прожарюванні 14,56 г суміші нітратів калію і натрію утворилося 12,00 г суміші нітритів цих металів. Визначити масовий склад взятої та утвореної сумішей.
3. Розрахуйте, який об'єм повітря з об'ємною часткою азоту 79 % переробляється в процесі отримання 1 т аміачної селітри?
4. Визначте речовини А і В у схемах перетворень та складіть відповідні рівняння реакцій:



5. Визначити невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:

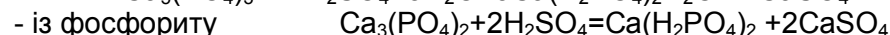
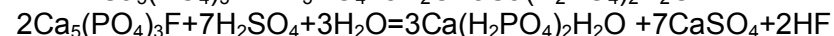
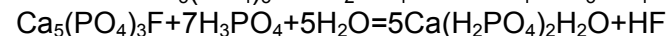
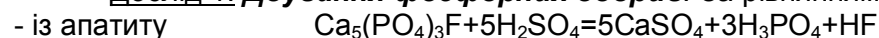


Лабораторна робота № 9

Добування мінеральних добрив

Мета: оволодіти навичками синтезу речовин, визначення їх виходу і вмісту засвоєного рослинами компоненту

Дослід 1. Добування фосфорних добрив. За рівняннями реакції:



обчислюють необхідну кількість сульфатної кислоти на 20-30 г апатиту чи фосфориту. Так як у вихідних сполуках завжди присутні домішки, на розкладання яких витрачається сульфатна кислота, то її беруть з 5-10% надлишком до стехіометричної кількості. Для досліду використовують 62-64 % розчин сульфатної кислоти, який готують розбавленням більш концентрованого розчину. Концентрацію добутої кислоти перевіряють за густиною з допомогою ареометра. Розрахований об'єм сульфатної кислоти наливають у попередньо зважений фарфоровий стакан і нагрівають до 323-333 К. При перемішуванні впродовж 10-12 хв. окремими порціями пересипають в стакан наважку вихідної речовини, перемішують впродовж 10-15 хв., переносять у термостат і витримують 1-1,5 год. при температурі 373-384 К. Після охолодження стакан зважують. За різницею мас визначають вихід, а потім проводять аналіз на загальний вміст основного компоненту. Масу наважки 2-2,5 г взяту з точністю 0,0002 г розтирають у фарфоровій ступці. Приливають 25 мл дистильованої води, розтирають і фільтрують рідину у мірну колбу на 250 мл, в яку попередньо наливають 5-6 мл 10% розчину соляної кислоти. Залишок у ступці ще три рази розтирають з водою, відстоюють і декантують рідину через фільтр у мірну колбу. Осад переносять на фільтр і промивають водою, доки в колбі не збирється 200 мл фільтрату. Розчин доводять до мітки і ретельно перемішують (розчин 1).

Фільтр з нерозчиненим осадом переносять в мірну колбу на 250 мл, приливають 100 мл розчину Петермана, щільно закривають пробкою і струшують, доки фільтр не розпадеться на окремі волокна. Колбу з вмістом витримують 15 хв. при 333 К, перемішують суспензію і витримують ще 15 хв. при тій же температурі. Колбу охолоджують, доводять об'єм розчину до мітки дистильованою водою, перемішують і фільтрують через фільтр в конічну колбу, відкидаючи перші каламутні порції фільтрату. Отриманий розчин містить цитратно- розчинний оксид фосфора (розчин 2).

Загальний вміст засвоєваної фосфорної кислоти визначають, відбираючи по 50 мл обох отриманих розчинів, які переносять в стакан, додають 10 мл розчину цитрату амонію (50%) і нейтралізують аміаком по фенолфталеїну. Для осадження фосфат-іонів при безперервному перемішуванні повільно приливають 25-35 мл магнезійної суміші і 20 мл 2,5% аміаку. Суміш перемішують впродовж 30 хв. і витримують 30-40 хв. (можна залишити на 4-16 год.). Осад переносять на беззольний фільтр, промивають 3-4 рази розчином аміаку (2,5%). Фільтр разом з осадом переносять в попередньо прожарений і зважений тигель, висушують, випалюють при 1273-1323 К до отримання білого осаду.

Масову частку засвоєного фосфору обчислюють за формулою:

$$w=0,638m \times 500 \times 100 / (100m_1) = 319m / m_1,$$

де 0,638 – коефіцієнт для перерахунку маси $Mg_2P_2O_7$ на масу P_2O_5 ;

m – маса прожареного залишку $Mg_2P_2O_7$, г;

m_1 – маса наважки суперфосфату, г;

100- загальний об'єм розчину (першого і другого), взятий для аналізу, мл.

Результати роботи записують в таблицю:

Маса наважки сировини, г	Маса сульфатної кислоти у перерахунку на 100%, г	Об'єм розчину сульфатної кислоти, мл	Вихід $Ca(H_2PO_4)_2$		Маса наважки суперфосфату, г	Маса залишку, г	Вміст P_2O_5 , г
			Теоретичний, г	Практичний, г або %			

Для аналізу суперфосфату готують розчини:

1. Розчин Петермана – розчин, що вміщує 173 г одноводної лимонної кислоти (158,17 г безводної солі) і 43 г аміачного азоту на 1 л розчину.

2. Розчин цитрату амонію (50%)- 500 г лимонної кислоти розчиняють в 600 мл розчину аміаку (25%). Добутий розчин нейтралізують по метиловому червоному лимонною кислотою або аміаком, розбавляють до 1 л дистильованою водою, перемішують і фільтрують.

3. Магнезійна суміш – розчиняють 70 г NH_4Cl , 55 г $MgCl_2 \cdot H_2O$ в 200-250 мл води, додають 250 мл розчину гідроксиду натрію (10%), розбавляють водою до 1 л, перемішують і після 24-годинної витримки фільтрують.

Дослід 2. Добування аміачної селітри Реакційним апаратом слугує скляна трубка діаметром 50-60 мм висотою 300-400 мм з припаяними знизу і зверху відводами для приєднання колби В'юрца (рис. 1). В нижню частину трубки вкладають скловолокно і насипають скляну насадку; в верхню частину трубки вставляють крапельницю. Замість трубки можна використовувати кожух водяного холодильника, але при цьому необхідно щоб відводи, особливо нижній, були загнуті догори для уникнення потрапляння розчинів в трубки, по яким надходить аміак із колби В'юрца, де він утворюється за рахунок обережного нагрівання його концентрованого розчину або за рахунок реакції взаємодії хлориду амонію з гашеним вапном.

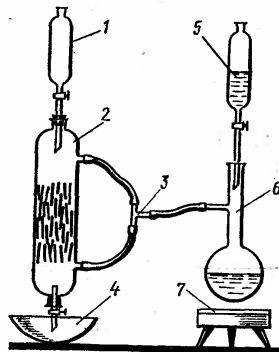


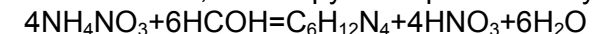
Рис.1. Установка для отримання аміачної селітри:
1,5-крапельниці; 2-реактор; 3-трійник; 4-фарфорова чашка; 6-колба
В'юрца; 7-електроплитка

Перед початком роботи перевіряють концентрацію азотної кислоти і аміаку: розчини обережно наливають в циліндри і за допомогою ареометрів визначають густину. По довіднику знаходять процентний вміст азотної кислоти і аміаку. Він має бути 48-60% для азотної кислоти і не менше 25% для розчину аміаку. Після цього за завданням викладача 15-20 мл азотної кислоти наливають в крапельницю, а в колбу В'юрца-75-100 мл розчину аміаку. Колбу закривають пробкою і нагрівають на закритій електроплитці. Після того як аміак починає надходити в нейтралізатор, відкривають кран крапельниці і повільно, по краплинам пропускають через нейтралізатор азотну кислоту. Аміачна селітра у вигляді білого туману конденсується і безперервно стікає в нижню частину реактора і звідти у зважену фарфорову чашку.

Закінчивши доливати кислоту, закривають кран крапельниці і продовжують декілька хвилин пропускати аміак. Потім перевіряють кислотність розчину аміачної селітри лакмусовим папером. Якщо розчин має кислу реакцію, то його переливають в крапельницю і знову пропускають через нейтралізатор, не припиняючи подачу аміаку. Цю операцію проводять до появи лужної реакції розчину. Після цього припиняють подачу аміаку із колби В'юрца, ополіскують крапельницю 3-4 рази порціями дистильованої води по 5 мл і промивають цими порціями нейтралізатор. Промивні води приєднують до розчину аміачної селітри і ставлять фарфорову чашку з розчином на піщану баню. Помішуючи розчин скляною паличкою, випарюють його до появи білих парів. Температура плаву при цьому досягає 433K. Після охолодження і кристалізації аміачної селітри зважують чашку і, розрахувавши масу отриманої селітри, визначають її вихід в процентах, виходячи із кількості взятої азотної кислоти. Результати роботи заносять в таблицю:

Аміачна кислота				Розчин аміаку		Нітрат амонію		Вихід η (%)
Об'єм (мл)	Густина (г/см ³)	Концент- рація, %	Маса перерахунку на 100% (г)	Густина (г/см ³)	Об'єм (мл)	Теоре- тичний вихід (г)	Практич- ний вихід (г)	

Найбільш зручним, хоча і приблизним способом визначення амонійного азоту вважають формальдегідний метод. При взаємодії формальдегіду з аміачною селітрою утворюється гексаметилентетрамін і виділяється азотна кислота, яка титрується розчином лугу:



Зважену з точністю до 0,0002 г масу наважки 1,5-2,0 г солі вміщують у мірну колбу на 250 мл і розчиняють в дистильованій воді, доводять розчин до позначки і ретельно перемішують. Після цього 50 мл розчину формальдегіду (40%) переносять в конічну колбу на 100-150 мл, додають 3-5 краплі фенолфталеїну і нейтралізують розчином гідроксиду натрію концентрації 0,1моль/л. До цього розчину солі додають 10 мл нейтралізованого розчину формальдегіду, 3-5 краплі формальдегіду перемішують і після 1-2 хвилин витримки титрують розчином гідроксиду натрію концентрації 0,1моль/л до слабо-рожевого забарвлення. Визначають вміст NH_3NO_3 в солі за формулою:

$$x_1 = \frac{V \times 0,008 \times 10}{m} \times 100$$

де V- об'єм розчину гідроксиду натрію 0,1моль/л витраченого на титрування, мл;

0,008- маса нітрату амонію в г, що відповідає масі гідроксиду натрію, яка вміщується в 1мл розчину концентрації 0,1моль/л;

m- маса наважки солі, г;

Вміст амонійного азоту (%) визначається за формулою:

$$x_1 = \frac{V \times 0,0014 \times 10}{m} \times 100$$

де V- об'єм розчину гідроксиду натрію витраченого на титрування, мл;

0,0014- маса амонійного азоту (г), яка відповідає масі гідроксиду натрію, яка вміщується в 1мл розчину концентрації 0,1моль/л;

m- маса наважки солі, г.

Результати аналізу представляють у вигляді таблиці:

Маса наважки солі (г)	Об'єм розчину NaOH, витраченого на титрування (мл)	Маса нітрату амонію в наважці (г)	Вміст амонійного азоту (%)
-----------------------	--	-----------------------------------	----------------------------

Дослід 3. Отримання хлориду калію із сильвініту. Для виконання роботи беруть 50 г сильвініту або суміші солей хлоридів натрію і калію. Готують маточний розчин з 12,5% KCl і 18,5% NaCl в 150 г розчину. Суміш солей переносять в термостійку склянку на 250 мл з мішалкою і термометром, наливають приготований маточний розчин і нагрівають при перемішуванні на закритій плиті до кипіння. Після цього швидко відділяють розчин від осаду або на воронці для гарячого фільтрування або на воронці Бюхнера в вакуумі водоструменевого насосу (рис.2).

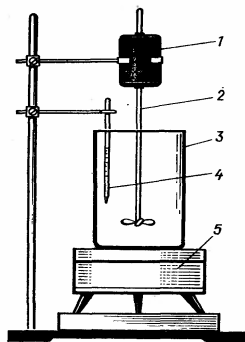


Рис.2. Установка для розділення сильвініту:

1-електродвигун; 2-мішалка; 3-склянка; 4-термометр; 5-електроплитка

Залишений на фільтрі осад переносять знову в склянку, а фільтрат осаджують до кімнатної температури, відфільтровують осад хлориду калію і маточним розчином знову обробляють осад в склянці. Цю операцію повторюють 2-3 рази після чого залишок і осад із фільтра висушують, зважують і аналізують на вміст хлориду калію.

Маточний розчин після останнього відокремлення хлориду калію можна зберегти для використання в подальших дослідках. Визначення маси калію, який вміщується в продуктах до і після розділення суміші, може бути проведене одним із вагових методів: перхлоратним, тетрафенілборатним, кобальтнітратним, гідротартратним, дипікриламіним і за допомогою магнієвої солі гексанітродифеніламіну. Вибір методу залежить від реактивів, які є в лабораторії і часу, який відведений для лабораторної роботи.

В якості прикладу розглянемо метод визначення вмісту калію в вигляді тетрафенілборату нерозчинного у воді. Масу наважки близько 5 г зважену з точністю до 0,0001г вміщують в склянку, додають 300 мл дистильованої води, 3мл концентрованої H_2SO_4 і обережно розчиняють при кип'ятінні впродовж 30 хвилин. Після охолодження отриманий розчин відфільтровують в мірну колбу на 500 мл, осад на фільтрі промивають до негативної реакції на іони хлору, доводять об'єм

розчину до позначки і перемішують. Відбирають піпеткою 10 мл розчину і переносять в склянку на 100 мл, куди додають 25 мл дистильованої води, 1-2 краплини метилового червоного і 3 мл розчину оцтової кислоти (10%) до зміни кольору. Склянку з утвореним розчином нагрівають на водяній бані до 317 K і при перемішуванні повільно додають 8-10 мл 0,1моль/л розчину $Na[(C_6H_5)_4B]$, осаджуючи тетрафенілборат калію. Залишають склянку на водяній бані на 5-10 хвилин, охолоджують до кімнатної температури, відфільтровують осад через попередньо зважений скляний фільтр, промивають 4-5 раз невеликими порціями промивного розчину і три рази холодною водою. Загальний об'єм промивних вод 50-60 мл. Промивний розчин-суміш 100 мл розчину оцтової кислоти (1%) і 3,4 мл розчину тетрафенілбората натрію концентрації 0,1моль/л. Фільтр з осадом висушують в сушильній шафі до постійної маси при температурі 393 K і зважують. Розраховують масову частку хлориду калію в перерахунку на суху речовину по формулі:

$$\omega(KCl) = \frac{0,208 \times 500 \times 100m}{10m_2(100 - x_1)} \times 100$$

де m- маса висушеного осаду тетрафенілборату калію, г;

m_2 -маса наважки суміші, г;

0,208 – коефіцієнт (маса хлориду калію, яка відповідає 1г тетрафенілборату калію);

x_1 - вміст води в суміші, %.

Результати дослідів представити у вигляді таблиці:

Взято води, г	Взято солей, г		Випало солей із розчину, г		Вихід солі, %
	KCl	NaCl	KCl	NaCl	

Контрольні питання

- Обчисліть: а) скільки сульфатної кислоти (з розрахунку на 100%) теоретично треба витратити, щоб добути 1 т суперфосфату з кальцій фосфату; б) скільки сульфатної кислоти (з розрахунку на 100%) теоретично треба витратити, щоб добути 1 т подвійного суперфосфату.
- Кісткове борошно, яке використовується як добриво, за стандартом повинно мати в своєму складі не менше як 30% P_2O_5 . Скільки тут буде кальцію фосфату?
- Взаємодією негашеного вапна з парою метафосфорної кислоти можна добути високопроцентне добриво. Складіть рівняння реакції і розрахуйте вміст P_2O_5 у метафосфаті.

Домашнє завдання

1. Обчисліть, скільки кальцій сульфату утворюється на 1 ваг.ч. дигідрофосфату кальцію при добуванні з апатиту простого суперфосфату. Для спрощення вважати, що вихідний препарат не має домішок.
2. Суперфосфат не можна перемішувати з вапном. Чому? Підтвердіть відповідь рівнянням реакції.
3. Чому простий суперфосфат не розчиняється повністю у воді?

Лабораторна робота № 10

Хімічні властивості Сульфуру і його сполук

Мета: *н загальна характеристика елементів підгрупи Карбону в світлі теорії будови атома і положення їх в періодичній системі; розглянути фізичні і хімічні властивості елементів і їх сполук*

Дослід 1. Особливості плавлення сірки. У пробірку на 1/3 її об'єму кладуть невеликі шматочки сірки і нагрівають до плавлення сірки (119°). При подальшому нагріванні сірка темніє й починає ставати густішою. Якщо в цей момент пробірку перевернути догори дном, то сірка не виллється. При сильнішому нагріванні сірка знову розріджується, а при 445° кипить. Киплячу сірку виливають у стакан чи кристалізатор з водою, роблячи пробіркою кругові рухи. У воді загусає пластична сірка. Якщо вийняти її з води (скляною паличкою), то вона розтягується як гума.

Дослід 2. Взаємодія сірки з воднем. У пробірку кладуть невеликий (як горошина) шматочок сірки злегка підігрівують дно пробірки, щоб сірка прилипла до скла. Після охолодження в пробірку поміщають синій лакмусовий папірець так, щоб він прилип до стінки. Пробірку перевертають догори дном і заповнюють воднем методом витіснення повітря. Після цього пробірку закривають складеним вдвоє листком чистого білого паперу, змоченого розчином плюмбум(II) нітрату (в цей час пробірку тримають догори дном!). Папір слід вдавнити великим пальцем у пробірку. Потім, перекинувши її отвором догори і не приймаючи пальця від отвору пробірки, нагріти сірку до кипіння. Лакмусовий папірець червоніє, фільтрувальний папір покривається темним плюмбум(II) сульфідом. Якщо відкрити пробірку і понюхати, то відчувається запах дигідроген сульфід.

Дослід 3. Одержання сульфур (IV) оксиду. До міді (ошурки, дріт, стружки) доливають концентрованої сульфатної кислоти й нагрівають. Збирають сульфур(IV) оксид методом витіснення повітря.

Дослід 4. Властивості сульфатної кислоти. а) При опусканні скіпки в концентровану сульфатну кислоту спостерігається її

обвуглювання, виділяється вільний вуглець; б) На папері щось пишуть чи малюють розведеним розчином сульфатної кислоти за допомогою скляної палички. Після обережного нагрівання над полум'ям паперу вода випаровується, а сульфатна кислота стає більшої концентрації, внаслідок чого папір обвуглюється і на ньому з'являється напис чи малюнок; д) У стакан на 100-150 мл кладуть 10 г розтертого в порошок цукру й додають 1 мл води до утворення густої маси. Потім доливають 5 мл концентрованої сульфатної кислоти. Після перемішування цукор обвуглюється, а одержаний вуглець частково окислюється в карбон(IV) оксид за рахунок відновлення сульфатної кислоти до сульфур(IV) оксиду. Газоподібні продукти, що виділяються, піднімають всю масу, яка піднімається із стакана.

Контрольні питання

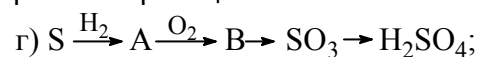
1. 32,05 г сплаву Zn з металом, що стоїть в ряді напруг після водню, обробили надлишком H_2SO_4 (розб.). У результаті реакції виділилось 4,48 л газу. До нерозчинного залишку додали концентровану гарячу H_2SO_4 до повного розчинення, в результаті чого виділилось 6,72 л газу. Визначити склад суміші, якщо метал двовалентний.
2. Суміш містить 35% $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, 60% $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ та інертні домішки. Скільки цієї суміші потрібно для отримання 0,7 г Al_2O_3 ?
3. 27,2 г суміші Fe та FeO розчинили в H_2SO_4 і випарили до сухих речовин. Отримали 111,2 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Визначити склад суміші.
4. В результаті взаємодії концентрованого розчину сірчаної кислоти з цукровою пудрою отримали 16,8 л суміші газів і воду. Внаслідок пропускання утвореної суміші газів через розчин перманганату калію отримали сульфати калію і марганцю (II), а також сірчану кислоту. Визначити якісний і об'ємний склад газової суміші. Розрахуйте кількість витраченої солі.
5. Обчислити процентний склад олеуму (розчин сульфур(VI) оксиду в сульфатній кислоті), в якому вміст Сульфуру як елемента становить 33% (за масою).

Домашнє завдання

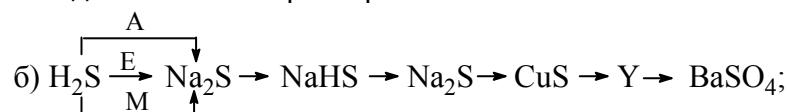
1. Маємо суміш сульфур(IV) оксиду та сульфур(VI) оксиду. Масова частка Оксигену в суміші становить 54,55%. Визначте масові частки оксидів у суміші.
2. Сульфур діоксид, що отримали при спалюванні 12,2 л дигідроген сульфід при 25°C і $1,013 \cdot 10^5$ Па, пропустили через 500 мл 25%-ного розчину натрій гідроксиду (густина розчину 1,28 г/моль). Яку сіль – кислу чи середню – отримали при цьому? Обчисліть масу цієї солі.
3. Сировиною для промислового отримання сульфатної кислоти служить

мінерал пірит (сульфатний колчедан), FeS_2 . Розрахуй те масу піриту, що містить 5 % індиферентних домішок, яка необхідна для отримання 1,5 т олеуму, що містить 8% сульфатного ангідриду.

4.Визначте речовини А і В у схемах перетворень та складіть відповідні рівняння реакцій:



5.Визначити невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:



Лабораторна робота № 11

Кінетика хімічних реакцій, хімічна рівновага

Мета: дослідження впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. У три пронумеровані пробірки наливають розбавленого 1:200 розчину ($C_N=1$ г-екв/л) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (динатрій триоксотіосульфат): у першу – 5 мл, у другу – 10 мл, у третю – 15 мл. До вмісту першої пробірки доливають 10 мл води, а другої – 5 мл води. У три другі пробірки наливають по 5 мл розведеної (1:200) сульфатної кислоти. У кожну пробірку з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ доливають при перемішуванні по 5 мл приготовленої сульфатної кислоти і визначають час з моменту додавання кислоти до помутніння розчину в кожній пробірці. Результати записують за такою формою:

№ пробірки	Об'єм р-ну $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ мл	Об'єм H_2O , мл	Об'єм р-ну H_2SO_4 , мл	Загальний об'єм розчину	Умовна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Час протікання реакції до помутніння τ	Швидкість реакції в умовних одиницях $\vartheta = \frac{1}{\tau}$
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	-	5	20	3С		

Відобразити графічно залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин, відклавши на осі абсцис умовні

концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на осі ординат – швидкість реакції $\vartheta = \frac{1}{\tau}$.

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури. Для досліді взяти розведені (1:200) розчини $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 . Налити в

три великі пронумеровані пробірки по 10 мл розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в інші три пробірки – по 10 мл розчину сульфатної кислоти і розділити їх на три пари: по пробірці з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 в кожній парі.

Відмітити температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини перших двох пробірок, струснути і визначити час з моменту доливання кислоти до помутніння розчину.

Дві інших пробірки помістити в хімічний стакан з водою і нагріти воду до температури на 10°C вище від кімнатної. Злити вміст пробірок, струснути й визначити час проходження реакції до помутніння вмісту пробірки.

Повторити дослід з двома пробірками, що залишилися, нагрівши їх у стакані з водою на 20°C вище від кімнатної температури. Результати записати в таблицю:

№ пробірки	Об'єм р-ну $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ мл	Об'єм р-ну H_2SO_4 , мл	Температура, $^\circ\text{C}$	Час протікання реакції до помутніння, τ	Швидкість реакції в умовних одиницях $\vartheta = \frac{1}{\tau}$
1	10	10	$^\circ\text{C}$		
2	10	10	$^\circ\text{C}+10^\circ$		
3	10	10	$^\circ\text{C}+20^\circ$		

Побудуйте графік, який ілюструє залежність швидкості реакції від температури для даного досліді. Для цього на вісь абсцис нанесіть значення температури досліді, а на вісь ординат – величину швидкості реакції.

Дослід 3. Визначення залежності швидкості реакції від площі поверхні реагуючої твердої речовини. а) У дві пробірки наливають по 3-5 мл 10% розчину сульфатної кислоти. В одну пробірку опускають шматочок цинку, а в другу всипають трохи порошку цинку. Порівнюють швидкості реакцій в пробірках; б) Аналогічно проводять досліді зі шматочком і порошком магнію, діючи на них 10% розчином сульфатної кислоти. Записують рівняння і зміни, що відбуваються.

Дослід 4. Вивчення впливу концентрації на зміщення хімічної рівноваги. У склянку наливають 50 мл води, додають 1-2 краплі 0,1 н розчину Ферум (III) хлориду і стільки ж 0,1 н розчину калій роданіду. Суміш добре перемішують і розливають у чотири пробірки. У першу з них додають близько 1 мл концентрованого розчину FeCl_3 , у другу – стільки ж концентрованого розчину KCNS , у третю – трохи

кристалічного KCl. Четверту пробірку залишають для контролю. Записують зміни, що відбуваються.

Дослід 5. Вивчення впливу температури на зміщення хімічної рівноваги. Використовують дві колби, сполучені між собою скляною трубкою і заповнені Нітроген (IV) оксидом. За зміною забарвлення суміші можна дійти висновку про зміщення рівноваги. Одну з колб занурюють у стакан з гарячою водою, а другу – в стакан з холодною. Спостерігають зміну забарвлення газової суміші в колбах. Пояснюють дослід, виходячи з принципу Ле Шательє.

Контрольні питання

1. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 40 до 60°C, приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції рівний трьом.
2. Як зміниться швидкість реакції $A_2 + 2B_2 \rightleftharpoons 2AB$, якщо збільшити тиск у 5 разів?
2. Як зміниться швидкість реакції $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$, якщо зменшити об'єм газової суміші у три рази?
3. Концентрації вихідних речовин під час реакції $A_2 + 3B_2 \rightleftharpoons 2AB_3$ у закритій посудині становили по 6 моль/л. Обчислити концентрацію добутої речовини AB_3 , якщо концентрація речовини A_2 у цей час становила 2 моль/л.
4. Реакція при температуру 50°C відбувається за 6 хв. 45 с. За який час скінчиться ця реакція при 70°C, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?

Домашнє завдання

1. Гази X та Y реагують відповідно до рівняння: $X + 2Y \rightarrow 2Z$. У посудині місткістю 10 л вихідні кількості X та Y становили по 2 моль. Через 4 секунди утворився газ Z, кількість речовини якого становила 0,8 моль. Визначити середню швидкість реакції за речовиною X та кількості речовин газів X та Y, що залишилися в посудині.
2. Концентрації газоподібних речовин A і B відповідно становлять 0,1 і 0,2 моль/л. Як зміниться концентрація цих речовин, якщо тиск у системі збільшити в 5 разів?
3. Рівновага в системі $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ при деякій температурі встановилася при концентраціях NO_2 – 2,06 моль/л, NO – 2,24 моль/л, O_2 – 2,12 моль/л. Визначити константу рівноваги і обчислити вихідну концентрацію NO_2 .

Лабораторна робота №12

Хімічні властивості металів та їх сполук

Мета: на основі періодичного закону Д.І. Менделєєва і теорії будови речовини систематизувати знання про властивості металів; на прикладі взаємодії металів з солями поглибити знання про окисно-відновні процеси

Дослід 1. Взаємодія натрію з водою. Стакан з водою ставлять на столик, поміщають фоновий екран, кидають у воду очищений за допомогою фільтрувального паперу шматочок натрію величиною з горошину. У воду капають фенолфталеїну.

Дослід 2. Забарвлення полум'я сполуками лужних металів. Для досліду готують розчини солей: натрій хлорид, калій хлорид, літій хлорид. У полум'ї декілька разів прожарити ніхромову дротинку від електроспіралі, змочують її в розчині калій хлориду і вносять у полум'я. Спостерігають фіолетове забарвлення.

Дротинку промивають у соляній кислоті, добре випалюють у полум'ї, потім змочують у розчині солі літію і вносять у полум'я. З'являється малинове забарвлення. Після обробки в соляній кислоті і прожарювання дротинку, змочену в розчині натрій хлориду, вносять у полум'я. Спостерігають жовте забарвлення.

Дослід 3. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів. Дослід проводять як і в попередньому досліді. Забарвлення полум'я: солі кальцію – цегляно-червоне, барію – жовто-зелене.

Дослід 4. Дослідження міцності плівки алюміній оксиду. Смужку алюмінієвої фольги беруть тигельними щипцями і вносять в гарячу частину полум'я. Алюміній розжарюється і плавиться (температура плавлення Al 658° C, а температура полум'я вища 1000° C). Але він не розтікається, бо тримається в міцній плівці алюміній оксиду.

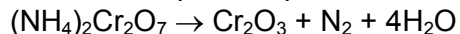
Дослід 5. Взаємодія алюмінію з водою. Якщо зруйнувати оксидну плівку на алюмінії, то він активно взаємодіє з водою. Для цього його опускають у воду, в яку добавили невелику кількість лу. З'являється бульбашки водню.

Дослід 6. Взаємодія алюмінію з кислотами та лугами. а). У три пробірки наливають по 2-3 мл розчинів кислот: сульфатної (1:5), хлоридної (1:1), нітратної (1:1). У всі пробірки кладуть по невеликому шматочку алюмінію. Що спостерігаєте?

б). У пробірку наливають 2-3 мл розчину натрій гідроксиду (C=2 моль/л), у який кладуть маленький шматочок алюмінію. Після невеликого нагрівання енергійно йде реакція з виділенням водню.

Дослід 7. Одержання хром(III) оксиду (дослід "Вулкан"). На демонстраційному столі кладуть великий лист паперу, на який кладуть азбестову сітку і висипають на сітку гіркою діамоній дихромат(VI)

$((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$. У верхню частину гірки ставлять 1-3 головки з сірника і запалюють їх – починається енергійний розклад солі:



Дослід 8. Каталітичні властивості хром(III) оксиду. У велику колбу наливають декілька мілілітрів концентрованого водного розчину аміаку. Рідину в колбі гарно збовтують, щоб утворилася суміш аміаку з повітрям. У ложечку для спалювання насипають свіжовиготовлений хром(III) оксид (одержаний у досліді “Вулкан”), сильно нагрівають його і опускають у щойно приготовлену суміш аміаку з повітрям. У присутності каталізатора хром(III) оксиду аміак окиснюється – утворюється дим із частинок амоній нітрату(IV) та амоній нітрату(VI), а хром(III) оксид розжарюється. Якщо його струсити з ложечки у верхній частині колби, то утворюється сніп іскор, які химерно рухаються всередині посудини.

Дослід 9. Одержання манган(VII) оксиду. У фарфорову чашку помістять невелику кількість (біля 0,5 г) калій тетраоксоманганату(VII) (KMnO_4) і додайте декілька крапель концентрованої сульфатної кислоти. Утворюється темно-зелена рідина.

У довгу скляну трубочку помістити не щільний ватний тампон змочений спиртом, кінчик трубки, до якого ближче знаходиться вата, вмочити в одержаний манган(VII) оксид і злегка подути з протилежного кінця. З трубки вилітає полум’я.

Скляну паличку опускають у манган(VII) оксид і торкаються нею до гніту спиртівки – він одразу ж спалахує.

Дослід 10. Якісні реакції на йони Fe^{2+} і Fe^{3+} . а). До розчину ферум(III) хлориду доливають декілька крапель калій роданіду. Розчин забарвлюється в криваво червоний колір.

б). У пробірку наливають 1 мл розчину ферум(II) хлориду і доливають розчин калій роданіду. Чи зміниться забарвлення розчину?

Дослід 11. Взаємодія спирту з натрієм. У пробірку з 1-2 мл абсолютного етилового спирту вкидають невеликий шматочок натрію, закривають пробірку пробкою з прямою газовідвідною трубкою і після витіснення повітря з пробірки підпалюють водень. Після того, як весь натрій прореагує, у пробірку капають фенолфталеїну. Чи зміниться забарвлення розчину?

Дослід 3. Взаємодія гліцерину з натрієм. У пробірку з 2-3мл гліцерину кидають маленький кусочок натрію. Для початку реакції гліцерин можна злегка нагріти, після чого реакція йде досить енергійно. Гліцерин при цьому обуглюється, а інколи й загорається.

Дослід 4. Утворення купрум(II) гліцерату. У пробірку наливають 2-3 краплі розчину купрум(II) сульфату, додають таку ж кількість розчину лугу до утворення осаду. До одержаного осаду купрум(II) гідроксиду додають по краплях гліцерин до повного

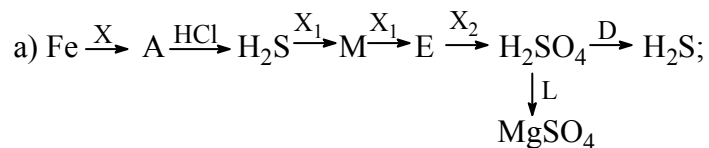
розчинення осаду. Для того, щоб одержати темно-синій розчин, слід брати невеликий надлишок лугу.

Контрольні питання

1. Хром(VI) оксид масою 5 г вступив у реакцію з амоніаком об’ємом 2,24 л (н.у.). Добутий твердий продукт сплавив з надлишком натрій гідроксиду, а потім подіяли на реакційну суміш надлишком розчину сульфатної кислоти. Яку масу кристалогідрату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ можна виділити з добутого розчину?
2. Залізо масою 14 г сплавив з сіркою масою 4,8 г. До добутої суміші речовин добавили надлишок хлоридної кислоти. Які гази при цьому утворюються? Визначте об’єми цих газів, виміряні за нормальних умов.
3. При згорянні у кисні натрію утворюється пероксид Na_2O_2 , калію – надпероксид KO_2 . Зразок сплаву натрію з калієм масою 24,6 г спалили в кисні, добувши суміш продуктів горіння масою 42,2 г. Визначте масові частки металів у сплаві.
4. У результаті спалювання 10,4 г трьохвалентного металу в атмосфері хлору утворилося 31,7 г солі. Який метал спалили?
5. При окисненні суміші, що містить залізо, мідь і алюміній, витрачено 5,32 л кисню (н. у.), для взаємодії такої ж наважки цієї ж суміші із хлоридною кислотою, молярна концентрація якої дорівнює 5 моль/л, було потрібно 120 мл розчину, а при дії надлишку розчину натрій гідроксиду виділилося 1,12 л водню (н. у.). Визначте склад суміші металів.

Домашнє завдання

1. Сплав натрію і калію масою 13,1 г помістили в воду. Для нейтралізації одержаного розчину затратили розчин об’ємом 109,6 мл з масовою часткою нітратної кислоти 25% і густиною 1,15 г/мл. Чому дорівнює масова частка натрію в сплаві?
2. Зразок сплаву цинку, алюмінію і міді масою 20 г обробили надлишком концентрованого розчину лугу. При цьому виділився газ об’ємом 7,1 л (н.у.). Маса нерозчинного залишку становила 2 г. Визначте масові частки металів у сплаві.
3. Сплав натрію з калієм знайшов застосування в атомній промисловості як теплоносії. Для визначення кількісного складу 1,232 г сплаву обробили водою. Об’єм водню, що виділився, виміряний при 20° С і тиску 103 кПа, склав 0,519 л. Розрахуйте склад (у масових частках) натрійкалієвого сплаву.
4. Визначити невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:



Лабораторна робота №13 Класи неорганічних сполук

Мета: узагальнити знання про вивчені елементи і їх сполуки

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів а) *Одержання та властивості сульфур (IV) оксиду.* Нагрійте в залізній ложечці грудочку сірки, поки вона не займеться (зверніть увагу на колір полум'я). Опустіть ложечку з сіркою, яка горить, в колбу з водою і прикрийте її скляною пластинкою. Потримайте ложечку з палаючою сіркою над водою 15-20 с, після чого вміст колби збовтайте і перевірте реакцію розчину синім лакмусовим папірцем. Який газ утворюється при горінні сірки? Що утворюється при взаємодії цього газу з водою? Зробіть висновки про хімічні властивості цього газу. Складіть рівняння реакцій; б) *Одержання і властивості фосфор (V) оксиду.* Проведіть з червоним фосфором дослід, аналогічний досліду А. Складіть рівняння реакцій горіння фосфору і взаємодії продукту горіння з водою (з утворенням мета-, ди- і ортофосфатної кислот); в) *Взаємодія кальцій оксиду з водою.* Маленьку грудочку кальцій оксиду (негашеного вапна) збовтайте в пробірці з 1,5-2 мл води. Реакцію розчину перевірте фенолфталеїном (2-3 краплі). Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок про хімічний характер кальцій оксиду; г) *Властивості магній оксиду і Нікол (II) оксиду.* В дві пробірки покладіть по крупинці магній оксиду. В одну з них прилийте 1,5-2 мл розведеної хлоридної кислоти, а в другу – таку ж кількість концентрованого розчину натрій гідроксиду. Вміст пробірки, в якій реакція при кімнатній температурі не відбувається, нагрійте. Аналогічний дослід проведіть з Нікол (II) оксидом. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок про хімічний характер магній оксиду і Нікол (II) оксиду; д) *Властивості цинк оксиду та плюмбум (II) оксиду.* Проведіть дослід, аналогічний досліду Г, з цинк оксидом та Плюмбум (II) оксидом. Для розчинення плюмбум(II) оксиду замість хлоридної візьміть розведену нітратну кислоту. Чому? Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок про хімічний характер цих оксидів.

Дослід 2. Отримання і властивості гідроксидів а) *Отримання і властивості Купрум (II) гідроксиду.* Внести у дві пробірки по 2-3 краплі розчину CuSO_4 і стільки ж 2н розчину NaOH . Що спостерігається? (Відмити колір осаду). В одну пробірку з осадом додати 2н розчин нітратної кислоти до повного розчинення осаду. В

другу пробірку додати надлишок 2н розчину NaOH . Що спостерігається? Написати рівняння реакцій, визначити властивості Купрум (II) гідроксиду; б) *Отримання і властивості Хром (III) гідроксиду.* У дві пробірки внести по 3-4 краплі розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і додати в кожну по 1 краплі 2н розчину NaOH . Додати в одну пробірку з осадом 2н розчин HNO_3 , в другу – надлишок 2н NaOH . Що спостерігається? Відмити колір отриманих розчинів і написати рівняння реакцій. Визначити характер і властивості Хром (III) гідроксиду; в) *Одержання та властивості малорозчинних у воді основ та амфотерних гідратів оксидів.* В окремі пробірки налейте по 2 мл розчинів солей: Нікол(II) сульфату, кальцій хлориду, алюміній сульфату, цинк сульфату. До кожної пробірки додайте краплями розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Що це за осаді? Напишіть рівняння реакцій їх утворення. Вміст кожної пробірки збовтайте та розділіть на дві частини. До однієї прилийте розведеної хлоридної кислоти, а до другої – концентрованого розчину NaOH . Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок про хімічну природу всіх гідратів оксидів.

Дослід 3. Дія розчинів кислот і основ на індикатори В одну пробірку внести 2-3 краплі 2н розчину NaOH , в іншу – 2-3 краплі 2н розчину HNO_3 . В кожну пробірку додати по 1-2 краплі розчину лакмусу. Як зміниться забарвлення індикатору? Аналогічний дослід зробити з індикатором фенолфталеїном. Як змінюється забарвлення індикатору?

Дослід 4. Одержання та властивості солей а) Внести в пробірку 2-3 краплі розчинів солей BaCl_2 і K_2CrO_4 . Відмити колір отриманого осаду. Написати рівняння реакції в молекулярній та іонно-молекулярній формах; б) В пробірку внести шматочок заліза, додати 3-4 краплі 2н розчину HNO_3 . Що спостерігається? в) В одну пробірку внести 3-4 краплі розчину CuSO_4 , в іншу – 3-4 краплі розчину Na_2SO_4 . В кожну пробірку додати по шматочку цинку. Що спостерігається? Зробити висновок про напрямок подібних реакцій з точки зору взаємного розташування металів в ряду активності? г) Налити в пробірку 3 мл розчину кальцій гідроксиду і пропускайте через нього з апарату Кіппа карбон(IV) оксид до утворення осаду. Відзначте колір осаду і продовжуйте пропускати газ. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакцій одержання кальцій карбонату і перетворення його в кальцій гідрокарбонат. Одержаний розчин розділіть у дві пробірки. В одну пробірку додайте розчину кальцій гідроксиду, а вміст другої нагрійте до кипіння. Які зміни відбуваються в пробірках? Напишіть рівняння реакцій; д) У 3 мл води розчиніть декілька кристаликів калій гідрогенсульфату і розділіть розчин на дві пробірки. В одну пробірку вкиньте синій і

червоний лакмусовий папірці. Який із них змінив колір? Чому? Напишіть рівняння реакцій електролітичної дисоціації калій гідрогенсульфату. До другої пробірки прилийте 2-3 мл розчину соди (натрій карбонат). Що відбувається? Напишіть рівняння реакцій; ж) До 3 мл розчину Кобальт (II) хлориду краплями додавайте розчин натрій гідроксиду до утворення синього осаду кобальт(II) гідроксо хлориду. Складіть рівняння реакції. Вміст пробірки перемішайте і розділіть на дві частини. До однієї долийте розведеного розчину HCl до розчинення осаду, а до другої – концентрованого розчину NaOH. Опишіть спостереження. Напишіть рівняння реакцій. Зверніть увагу, що спочатку утворюється основна сіль CoOHCl , а потім основа – Co(OH)_2 ; з) До 2 мл розчину алюміній сульфату прилийте розчину амоній гідроксиду. Що відбувається? У результаті реакції, залежно від кількості прилитого амоній гідроксиду, можуть утворюватися алюмінійгідроксо сульфат, алюмінійдигідроксо сульфат або алюміній гідроксид. Напишіть усі три рівняння реакцій.

Дослід 5. Отримання та властивості комплексних сполук
а) Помістіть у фарфоровий тигель декілька кристалів мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і підігрійте. Зверніть увагу на зміну кольору речовини. Після охолодження тигля додайте декілька крапель води. Відзначте колір розчину. Напишіть рівняння реакції (координаційне число Cu^{2+} дорівнює 4); б) Налийте в пробірку 1 мл розчину Купрум(II) сульфату і додайте 0,5 мл розведеного розчину натрій гідроксиду. До одержаного осаду додайте краплями концентрований розчин аміаку. Що відбувається? Зверніть увагу на колір розчину. Напишіть рівняння реакції розчинення Купрум(II) гідроксиду з утворенням тетраамінкупрум(II) гідроксиду. До одержаного розчину додайте краплями концентровану нітратну кислоту. Зверніть увагу на зміну кольору розчину. Напишіть рівняння реакції розкладу комплексу нітратною кислотою; в) Проведіть дослід, аналогічний попередньому, з розчином Нікол (II) сульфату. Зверніть увагу на колір осаду нікол(II) гідроксиду і колір розчину комплексної сполуки. Напишіть рівняння реакцій (координаційне число Ni^{2+} дорівнює 6); г) До 0,5 мл розчину аргентум нітрату прилийте 0,5 мл розчину натрій хлориду. Що спостерігається? До одержаного осаду додайте краплями концентрований розчин аміаку. Що відбувається? Напишіть рівняння реакцій одержання аргентум хлориду і його взаємодії з амоній гідроксидом (координаційне число Ag^+ дорівнює 2). До одержаного розчину краплями додавайте концентровану нітратну кислоту. Що відбувається? Чому? Напишіть рівняння реакцій; д) До 0,5 мл розчину аргентум нітрату додайте 0,5 мл розчину натрій хлориду. Осад розділіть на дві частини. До однієї з них додайте 2 мл розчину натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Що відбувається? До другої частини прилийте 2 мл концентрованого розчину натрій хлориду і підігрійте. Що

спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Які з наведених оксидів реагують з хлоридною кислотою: MgO , CO_2 , SnO , Ta_2O_5 , CrO_3 , K_2O ? Написати рівняння реакцій.
2. До яких груп належать за своїми хімічними властивостями наведені нижче оксиди: SO_2 , CaO , CuO , CO_2 , P_2O_5 , N_2O , CO , SiO_2 , Al_2O_3 , FeO ?
3. Написати формули кислот, які відповідають солям: Na_2SO_3 , K_2SO_4 , CaCO_3 , Na_2CrO_4 , KMnO_4 , AgNO_3 , Na_3PO_4 , Na_3BO_3 . Назвати ці кислоти і написати формули їхніх ангідридів.
4. Виходячи з формул кислот, написати формули відповідних ангідридів: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3AsO_4 , HPO_3 , HMnO_4 , H_2CrO_4 . Визначити усі можливі кислотні залишки і вказати їхні заряди.
5. Написати у вигляді сполучення оксидів такі солі: Na_3PO_4 , KNO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Домашнє завдання

1. Як із заліза, сірки, води й кисню добути два оксиди, дві солі і дві кислоти? Відповідь поясніть рівняннями реакцій.
2. Є алюміній, кисень, вода, Купрум (II) сульфат, залізо, хлорид та кислота. Теба добути: мідь, алюміній сульфат, алюміній хлорид (двома способами), Ферум (II) сульфат. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
3. Наведіть приклади утворення кислот: з двох рідких речовин; з газоподібної і рідкої речовини; з твердої і рідкої речовини.

Лабораторна робота №14 Окисно-відновні процеси

Мета: систематизувати знання про окисно-відновні процеси; про найважливіші окисники та відновники; ступінь окиснення; навчитися складати рівняння окисно-відновних реакцій; вміти класифікувати окисно-відновні реакції; ознайомитися з факторами, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій; здійснювати обчислення хімічних еквівалентів у окисно-відновній реакції.

Дослід 1. Процеси за участю типових окисників. а) Розчин сульфату заліза (II) підкисліть сірчаною кислотою та додайте по краплям розчин перманганату калію. Поясніть зміну кольору розчину. До одержаної суміші додайте розчин роданіду калію. Поясніть зміну кольору розчинів. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Визначте окисник та відновник; б) Підкислений сірчаною кислотою розчин щавлевої кислоти нагрійте до кипіння та додайте по краплям розчин перманганату калію. Поясніть причину зміни кольору розчину. Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник; в) До розчину дихромату калію, підкисленого сірчаною кислотою, додайте розчин сульфату заліза (II), а потім розчин роданіду калію. Поясніть зміни

кольору розчину. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Визначте окисник та відновник; г) До йодно́ї води додайте розчин тіосульфату натрію. Поясніть зміну кольору розчину. Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник. д) Насипте в пробірку трохи кристалічного нітрату калію, покладіть шматок мідного дроту, додайте концентрованої сірчаної кислоти та нагрійте. Поясніть процеси, що відбуваються. Напишіть рівняння реакцій. Визначте окисник та відновник; ж) Мідні ошурки нагрійте у фарфоровій чашці на відкритому полум'ї. Спостерігайте взаємодію міді з киснем повітря. Запишіть свої спостереження. Напишіть рівняння реакції; з) У колбу помістіть мідні ошурки і залийте їх розбавленою азотною кислотою. Оксид азоту (II), що виділяється, зберіть у циліндрі над водою. Зверніть увагу на його колір. Вийміть циліндр з води і відкрийте його отвір. Спостерігайте за взаємодією оксиду азоту (II) з киснем повітря. Як при цьому змінюється колір? Запишіть свої спостереження. Напишіть рівняння реакцій. У кожній з них визначте окисник та відновник.

Дослід 2. Процеси за участю типових відновників а) До підкисленого розчину сульфату натрію додайте розчин дихромату калію. Поясніть зміну кольору розчину. Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник; б) Проведіть аналогічну реакцію, взявши замість сульфату натрію розчин хлориду олова (II), підкислений соляною кислотою. Поясніть зміну кольору розчину. Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник; в) Покладіть у пробірку декілька кристалів йодиду калію, додайте у витяжній шафі трохи концентрованої сірчаної кислоти. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник; г) До підкисленого сірчаною кислотою розчину дихромату калію додайте гранули металічного цинку. Поясніть зміну кольору розчину. Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник та відновник; д) До окиснених чорних мідних ошурок, одержаних у досліді 3.2.6., додайте 0,5 г дрібного вугілля. Суміш помістіть у колбу з газовідвідною трубкою (див. рис. 1.1) і рівномірно сильно нагрійте. Газовідвідну трубку занурте у розчин вапняної води. Під час прожарювання реакційної суміші спостерігайте за утворенням металічної міді та осаду в розчині вапняної води. Про що свідчить утворення осаду. Запишіть свої спостереження та рівняння відповідних реакцій.

Дослід 3. Процеси за участю сполук, що можуть виявляти окисні і відновні властивості а) Розчин пероксиду водню підкисліть сірчаною кислотою та поділіть на три частини. До першої додайте розчин перманганату калію, до другої — розчин йодиду калію, до третьої — дрібний порошок сульфиду свинцю. Наявність йоду доведіть за допомогою 1%-ного розчину крохмалю. Поясніть зміну кольору

розчинів і осаду в кожному випадку. Напишіть рівняння відповідних реакцій і схеми електронного балансу. Визначте окисник та відновник у кожному процесі. Чому одна й та сама речовина може виступати відновником або окисником? б) Розчин нітриту натрію підкисліть розведеною сірчаною кислотою та поділіть на три частини. До першої додайте розчин перманганату калію, до другої — розчин йодиду калію, до третьої — розчин хлориду заліза (II). Наявність йоду доведіть за допомогою 1%-ного розчину крохмалю, а іонів заліза (III) — за допомогою розчину роданіду калію. Поясніть зміну кольору розчинів у кожному випадку. Напишіть рівняння всіх реакцій, що відбулися, і схеми електронного балансу. Визначте окисник та відновник у кожному процесі.

Дослід 4. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції а) Помістіть у три пробірки шматочки металічного цинку, заліза і міді відповідно. До кожної з них долийте по 2–3 см³ розведеної сірчаної кислоти. Що спостерігається? Напишіть рівняння відповідних реакцій і поясніть, в якому випадку можлива взаємодія металу з кислотою? Що в цих реакціях є окисником і чому? б) Налийте у дві пробірки по 2–3 см³ концентрованої сірчаної кислоти. В одну пробірку опустіть шматочок заліза, в другу — міді. Що спостерігається? Потім обережно нагрійте обидві пробірки. Який газ виділяється? Що в цих реакціях є окисником? Напишіть рівняння реакцій; в) Помістіть у дві пробірки шматочками металічного заліза і міді відповідно та прилийте по 2–3 см³ розведеної азотної кислоти. Який газ виділяється в кожному випадку? Що в цих реакціях є окисником? Напишіть рівняння реакцій; г) Помістіть у дві пробірки з концентрованою азотною кислотою шматочки металічної міді, а в іншу — алюмінію. Що спостерігається? Що в цих реакціях є окисником? Чому алюміній не взаємодіє з такою кислотою? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції а) У фарфорову чашку помістіть 5–7 г кристалічного дихромату амонію (NH₄)₂Cr₂O₇. За допомогою сірника підпаліть його. Спостерігайте екзотермічну реакцію розкладу, що супроводжується виділенням великої кількості газоподібних продуктів. Запишіть свої спостереження. Що в цій реакції є окисником і відновником? Напишіть рівняння реакції; б) У пробірку з кількома краплями концентрованого розчину пероксиду водню додайте 1–2 мл 2 н. сірчаної кислоти. Який газ виділяється? До якого типу відноситься ця реакція? Що в цій реакції є окисником і відновником? Напишіть рівняння реакції; в) У пробірку помістіть близько 1 г нітрату міді і обережно рівномірно нагрійте відкритим полум'ям. Спостерігайте за зміною кольору солі і виділенням газу. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Вплив зовнішніх факторів на хід окисно-відновних процесів а) У три пробірки налейте по 1 мл розчину сульфату натрію. У першу пробірку додайте 1 мл концентрованого розчину гідроксиду натрію, а в другу — 1 мл розбавленої сірчаної кислоти. В усі пробірки при перемішуванні додайте по краплинах розчин перманганату калію. У першій з'являється зелене забарвлення, у другій — розчин знебарвлюється, у третій — випадає бурий осад. Поясніть зміну кольору розчинів і появу осаду в кожному випадку. Напишіть всі рівняння реакцій і схеми електронного балансу. Визначте окисник та відновник у кожному процесі. Зробіть висновок про вплив кислотності на дію окисника та хід окисно-відновного процесу; б) Проведіть дослід окислення сульфату натрію перманганатом калію, як описано в розділі 3.7.1, з попереднім нагріванням лужного розчину сульфату натрію до кипіння. Випадає бурий осад. Напишіть всі рівняння реакції. Зробіть висновок про вплив температури на дію окисника та хід окисно-відновного процесу; в) Зберіть прилад для добування газу, у який помістіть діоксид марганцю і соляну кислоту. Підготуйте дві пробірки з розбавленим розчином гідроксиду натрію: одну — охолоджену льодом, а іншу — нагріту до кипіння. Хлор, що виділяється з приладу, протягом 0,5 хв. пропускайте у кожну з пробірок. Після цього першу пробірку знову поставте в стакан з льодом, а другу нагрійте. Кожну з пробірок випробуйте розчином йодиду калію, до якого попередньо додайте кілька крапель 1%-ного розчину крохмалю. У першій пробірці з'являється синє забарвлення, а у другій — ні. Чому? До другої пробірки додайте по краплинах розчину соляної кислоти до появи синього забарвлення. Запишіть і поясніть свої спостереження. Напишіть відповідні рівняння реакцій. Зробіть висновок про вплив температури хід процесу взаємодії хлору з лугом.

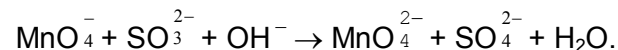
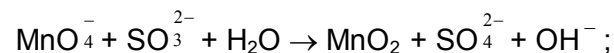
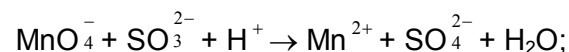
Контрольні питання

1. Які реакції належать до окисно-відновних? Наведіть приклади найважливіших відновників та окисників.
2. Напишіть електронні формули заряджених частинок сірки S^{2-} , S^0 , S^{4+} , S^{6+} . Які з сполук, що відповідають цим зарядженим частинкам, можуть бути лише відновниками, відновниками і окисниками, лише окисниками?
3. Визначте, до якого типу окисно-відновних реакцій належать процеси, які відповідають таким реакціям: $2H_2S + SO_2 = 2H_2O + 3S$; $2Ag_2O = 4Ag + O_2$. Вкажіть у них окисник та відновник.
4. Розташуйте наведені нижче частинки: а) у порядку зростання їх

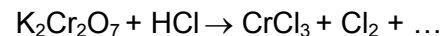
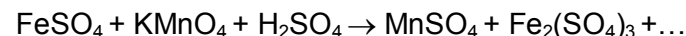
окисних властивостей: $Cr_2O_7^{2-}$, H_2O_2 , Ag^+ , Cl_2 , MnO_4^- . б) у порядку зростання їх відновних властивостей: Ni , Br^- , Sn^{2+} , H_2O_2 , Mg .

5. Складіть електронні та електронно-іонні рівняння напівреакцій окиснення та відновлення процесів, які відповідають таким хімічним реакціям: $KMnO_4 + HI \rightarrow MnI_2 + I_2 + KI + H_2O$; $Zn + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$. Розставте коефіцієнти у наведених реакціях.

6. Складіть іонні рівняння реакцій і розставте коефіцієнти:



7. Закінчіть рівняння реакції, складіть іонні рівняння реакцій і розставте коефіцієнти:



Рекомендована література

1. Гольдфарб Я.Л. и др. Сборник задач и упражнений по химии — М.: Просвещение, 1987.
2. Ерыгин Д.П., Шишкин Е.А. Методика решения задач по химии. — М.: Просвещение, 1989.
3. Назаренко Г.Д., Кривошей В.Г. Ускладнені задачі з хімії — К.: Рад. шк., 1972
4. Николаенко В.К. Решение задач повышенной сложности по общей и неорганической химии — К.: Рад.шк., 1990.
5. Практикум по неорганической химии / Под ред. Бабич Л.В., Базезин С.А. и др. — М.: Просвещение, 1983.
6. Середа І.П. Конкурсні задачі з хімії — К.: Вища школа, 1995.
7. Хомченко І.Г. Збірник задач і вправ з хімії — К.: Вища школа, 1992.
8. Шаповалов А.І. Методика розв'язування задач з хімії. — К.: Рад.шк., 1989.
9. Шиян Н.І., Андрієвська О.С., Джурка Г.Ф., Магда В.І. Методичні рекомендації щодо розв'язування типових розрахункових задач з хімії. —Полтава. —1991.

