Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет

НЕОРГАНІЧНА ТА ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних занять
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
освітньої програми «Експертиза харчових продуктів та продовольчої сировини»
галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво
спеціальності G 13 Харчові технології
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2026

УДК 54
Х 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ
Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів, технологій та гостинності ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2026 року.
Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,
протокол № ___ від «__» _____ 2026 року.

Завідувач кафедри харчових технологій та хімії_____ І.М. Дударєв

Укладач: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Рецензент: _____ І.А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударєв, д.т.н., професор, завідувач кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Х 46

Неорганічна та органічна хімія [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Експертиза харчових продуктів та продовольчої сировини» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. Луцьк: ЛНТУ, 2026. 80 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна та органічна хімія».

Призначене для здобувачів спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання.

© Шемет В.Я. 2026

Зміст

ВСТУП 4

Лабораторне заняття 1. Порядок роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії. Основні поняття і закони хімії. Визначення еквівалентної маси металу. 6

Лабораторне заняття 2. Будова атома. Структура електронних оболонок атомів. 11

Лабораторне заняття 3. Типи хімічних зв'язків і будова молекул. 16

Лабораторне заняття 4. Основні класи неорганічних сполук. Координаційні сполуки. 19

Лабораторне заняття 5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів. 23

Лабораторне заняття 6. Реакції в розчинах електролітів. Гідроліз солей. 28

Лабораторне заняття 7. Хімічні властивості металів. 32

Лабораторне заняття 8. Хімічні властивості неметалів. 35

Лабораторне заняття 9. Способи очистки органічних речовин. 38

Лабораторне заняття 10. Алкани. Алкени. 44

Лабораторне заняття 11. Алкіни. Арени. 49

Лабораторне заняття 12. Властивості функціональних похідних вуглеводнів. 56

Лабораторне заняття 13. Властивості карбонових кислот. 61

Лабораторне заняття 14. Вуглеводи. 64

Лабораторне заняття 15. Амінокислоти. Білки. 70

ДОДАТКИ 75

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА 79

Вступ

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна та органічна хімія». Для кожної теми коротко подано опис методики виконання експерименту і обчислень, контрольні питання для самостійної роботи здобувачів, а також деякі теоретичні відомості.

Перед початком лабораторного практикуму кожен здобувач освіти повинен добре засвоїти правила роботи і техніку безпеки в хімічній лабораторії, а також способи надання при необхідності першої допомоги.

Система оцінювання навчальних досягнень здобувачів проходить у відповідності до чинного положення «Про організацію освітнього процесу в Луцькому національному технічному університеті». Оцінювання знань здобувачів освіти здійснюється відповідно до загальних критеріїв паралельно за:

– 4-бальною національною шкалою (позитивні оцінки – «відмінно», «добре», «задовільно» або «зараховано», негативні оцінки – «незадовільно» або «незараховано»);

– 100-бальною накопичувальною шкалою ЄКТС.

Згідно системи оцінювання передбачено три види контролю: поточний, модульний та підсумковий.

Поточний контроль є обов’язковим та проводиться впродовж семестру з метою забезпечення зворотного зв’язку між науково-педагогічним працівником та здобувачами освіти у процесі навчання та для перевірки рівня теоретичної й практичної підготовки здобувачів освіти на кожному етапі вивчення навчальної дисципліни.

Модульний контроль передбачає проміжне оцінювання якості засвоєння здобувачем освіти теоретичного і практичного матеріалу за певним змістовим модулем навчальної дисципліни. При модульному контролі оцінюванню підлягають: рівень теоретичних знань та практичні навички з тем, включених до змістового модуля; самостійне опрацювання тем; виконання індивідуальних завдань (КПІЗ).

Підсумкова оцінка з навчальної дисципліни обчислюється як середньозважена з оцінок, отриманих за залікові модулі.

Залікові модулі та вагові коефіцієнти залікових модулів

Види контролю	Поточний контроль	Модульний контроль			Підсумковий контроль	Підсумкова оцінка
Залікові модулі	Заліковий модуль 1 (15 лабораторних занять)	Заліковий модуль 2 (модульна контрольна робота 1)	Заліковий модуль 3 (модульна контрольна робота 2)	Заліковий модуль 4 (КПІЗ)	Заліковий модуль 5 (екзамен)	
Вагові коефіцієнти	30%	15%	15%	10%	30%	100%

Шкала та критерії оцінювання знань здобувачів

Бали за шкалою ЛНТУ	За шкалою ECTS	За державною (національною) шкалою		Критерії оцінювання знань здобувачів
		іспит	залік	
90–100	A (відмінно)	відмінно	зараховано	здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, виявляє і демонструє особисті творчі здібності, вміє самостійно здобувати нові знання, демонструє ґрунтовні знання, вміння та практичні навички; без допомоги викладача знаходить та опрацьовує необхідну інформацію, використовує набуті знання і вміння для прийняття рішень у нестандартних ситуаціях, переконливо аргументує відповіді, використовує методи наукового обґрунтування власних рішень, самостійно розкриває власні обдарування й нахили
85–89	B (дуже добре)	добре	зараховано	здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, застосовує його на практиці, вільно розв'язує вправи і задачі у стандартних ситуаціях, самостійно виправляє допущені помилки, кількість яких є незначною, обґрунтовує та аргументує свою думку
75–84	C (добре)			здобувач освіти вміє: зіставляти, узагальнювати, систематизувати інформацію під керівництвом викладача, в цілому, самостійно застосовувати її на практиці; контролювати власну діяльність; виправляти помилки, серед яких є суттєві; добирати окремі аргументи для підтвердження своїх думок
65–74	D (задовільно)	задовільно	зараховано	здобувач освіти відтворює значну частину теоретичного матеріалу, демонструє знання і розуміння основних положень з допомогою викладача; поверхнево відтворює і аналізує навчальний матеріал, виправляє помилки, серед яких є значна кількість суттєвих
60–64	E (достатньо)			здобувач освіти володіє навчальним матеріалом на рівні, вищому за початковий, значну його частину відтворює на репродуктивному рівні або володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу
35–59	FX (недостатньо з можливістю повторного складання)	незадовільно	незараховано	здобувач освіти володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу
0–34	F (незадовільно з обов'язковим повторним курсом)			здобувач освіти володіє матеріалом на рівні елементарного розпізнавання і відтворення окремих фактів, елементів, об'єктів

Лабораторне заняття 1

Тема. ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ.

Мета. Засвоїти правила техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії. Повторити основні закони і поняття хімії, вивчені у середній школі. Експериментально визначити еквівалентну масу металу методом витіснення водню з кислоти.

І. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

При роботі в хімічній лабораторії необхідно дотримуватись наступних правил:

1. Працювати старанно і уважно, дотримуватись тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори, тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. При виконанні експериментів дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в методичних рекомендаціях.
4. Уважно спостерігати за ходом досліду і відмічати кожну його особливість і зміни (випадання або розчинення осаду, зміну забарвлення, температури, виділення газу тощо).
5. Оформлення лабораторної роботи необхідно підготувати вдома та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за наступною схемою:

- Дата, номер і тема лабораторної роботи.
- Номер і назва досліду.
- Короткий зміст або умови проведення досліду.
- Схема або малюнок приладу.
- Спостереження і результати.
- Рівняння реакцій.
- Розрахунки.
- Висновки.

6. Без дозволу викладача забороняється проводити експерименти, не вказані в інструкції.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив витерти, дотримуючись обережності. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в урну чи в спеціальну посудину, але не у зливну раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце і здати його черговому, який виключає світло, газ, воду.

ІІ. ПРАВИЛА РОБОТИ З РЕАКТИВАМИ

1. На кожній склянці з реактивом повинна бути етикетка з назвою і концентрацією реактиву (для розчинів).
2. Реактиви слід витрачати економно. Сухі реактиви з баночок брати чистим шпателем чи спеціальною ложечкою. Наливаючи рідкі реактиви, склянку слід тримати етикеткою до себе.

3. Реактиви загального користування, що знаходяться на спеціальних поличках або у витяжних шафах, забороняється заносити на свої робочі місця.

4. Після використання реактиву склянку слід відразу ж щільно закрити тим самим корком і поставити на місце. Не можна тримати реактиви відкритими і, закриваючи, плутати корки.

5. Не зсипати і не зливати реактиви, що були взяті в надлишку, назад в склянку: це може зіпсувати весь реактив в склянці.

6. Якщо реактив відбирають піпеткою, то не можна тією ж піпеткою, не вимивши її, брати інший реактив.

7. Не виливати в раковини невикористані концентровані кислоти і луги, а також реактиви, що містять сполуки срібла, ртуті: їх треба зливати в спеціальні склянки.

ІІІ. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Всі досліди, при яких виділяються отруйні гази і пара, а також досліди з концентрованими кислотами, проводити у витяжній шафі при включеній вентиляції.

2. Концентровані кислоти і луги наливати в пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не попадали на руки і одяг.

3. При розбавленні концентрованих кислот, особливо сульфатної, вливати невеликими порціями кислоту в воду, а не навпаки.

4. Не нюхати гази, що виділяються, близько нахиляючись до посуду. При визначенні запаху газу чи рідини обережно вдихати повітря, злегка направляючи струмінь його від посуду до себе помахом руки.

5. Не працювати з легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.

6. При наливанні реактивів не нахилятись над посудом з рідиною, щоб уникнути попадання реактиву на обличчя чи одяг.

7. Не нахилятися над посудом з рідиною, що нагрівається, тому що вона може вибризнути.

8. При нагріванні рідини в пробірці її треба тримати так, щоб отвір пробірки був направлений в бік від себе і від товаришів, що знаходяться поруч.

9. Не залишати шматків металічного натрію на повітрі, не викидати їх в раковину чи в урну з сміттям.

10. При загорянні горючих рідин негайно погасити вогонь, накинувши протипожежну ковдру або засипати полум’я піском.

11. Гарячі предмети брати тільки спеціальними щипцями.

12. Якщо під час роботи пролито кислоту чи луг у великій кількості, негайно повідомити лаборанта чи викладача.

13. Після роботи в лабораторії треба старанно вимити руки.

IV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

1. При попаданні кислоти на руки або обличчя їх треба негайно витерти сухою ватою, старанно змити уражене місце сильним струменем води, а потім 5% розчином гідрокарбонату натрію (питної соди).
2. При попаданні лугу на руки або обличчя їх потрібно спочатку витерти ватою, змити водою, а потім – 2% розчином борної кислоти.
3. При попаданні лугу або кислоти в очі треба добре помити очі великою кількістю води, а потім 3% розчином гідрокарбонату натрію, якщо в очі попала кислота, або 2% розчином борної кислоти, якщо в очі попав луг, і негайно звернутись до лікаря.
4. При опіках гарячими предметами треба прикласти на обпечене місце вату, змочену етиловим спиртом або 3-5% розчином перманганату калію і перев'язати бинтом. При серйозних опіках необхідно відразу звернутись до лікаря.
5. У випадку порізів рук слід насамперед видавити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, змастити рану 3% спиртовим розчином йоду, а тоді забинтувати.
6. При отруєнні необхідно відразу звернутись до лікаря.

ПОРЯДОК ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

У процесі виконання лабораторної роботи студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначати всі його особливості: зміну кольору, теплові ефекти, покази приладу і т. п.

Записи у лабораторному журналі роблять у такому порядку:

1) назва лабораторної роботи, дата виконання;
2) мета роботи;
3) короткі теоретичні відомості, які належать до цієї роботи;
4) малюнок приладу або установки з коротким описом;
5) результати експерименту, зведені у таблиці;
6) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
7) висновки. Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом.

Малюнки, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки проводять у лабораторному журналі. Значення символів і коефіцієнтів, які входять у формулу, записують безпосередньо під формулою у тій послідовності, в якій вони наведені у формулі.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Основні поняття хімії.
2. Як розрахувати молярну масу складних речовин. Одиниці вимірювання молярної маси.
3. Основні закони хімії. Визначення відносної густини одного газу за іншим.
4. Поняття "еквівалент" та "еквівалентна маса", "молярний об'єм", "еквівалентний об'єм".
5. Закон еквівалентів, математичний вираз закону. Еквівалент та еквівалентна маса основних класів неорганічних сполук.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1. Скласти прилад, зображений на рисунку 1.

2. Зважити порошок магнію (близько 0,05 *г*) на торзійній вазі. Загорнути наважку в фільтрувальний папір.

3. Заповнити кристалізатор водопровідною водою приблизно на 2/3 об’єму.

4. Повністю заповнити циліндр водою і помістити його в кристалізатор отвором вниз так, щоб в циліндрі не було бульбашок повітря. Для цього циліндр з водою накрити шматочком фільтрувального паперу і папір притиснути лівою рукою, при цьому циліндр взяти в праву руку. Швидко перевернути циліндр, помістити у воду, і якщо повітря не попало в циліндр, закріпити його в штативі.

5. В колбу налити 15-20 мл розчину хлоридної кислоти, тримаючи колбу в горизонтальному положенні. В горло колби помістити фільтрувальний папір з наважкою магнію.

6. Закрити отвір колби корком з газовідвідною трубкою. Кінець трубки ввести під водою в отвір циліндра.

7. Повернути колбу у вертикальне положення, щоб наважка магнію попала в кислоту. Спостерігати виділення газу, який збирається у верхній частині циліндра, витісняючи воду.

8. Після завершення реакції результати подати у вигляді таблиці.

9. Прилад розібрати і привести в порядок робоче місце.

10. Обчислити еквівалентну масу магнію і помилку експерименту.

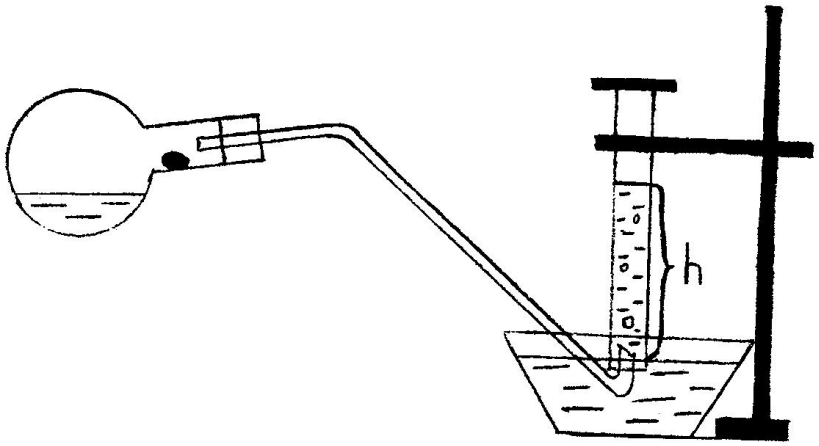


Рисунок 1. Прилад для визначення еквівалентної маси металу.

Результати досліду

Параметри досліду	Умовне позначення	Одиниці вимірювання	Числове значення
Маса магнію	$m(Mg)$	*г*	
Об'єм водню, що виділився	$V(H_2)$	*мл*	
Висота стовпа води в циліндрі від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води в циліндрі	h	*мм*	
Атмосферний тиск в лабораторії	$P_{атм}$	*мм.рт.ст.*	
Пружність водяної пари при температурі досліду /таблиця 1/	$P(H_2O)$	*мм.рт.ст.*	
Температура в приміщені	T	*К*	
Температура за н.у.	T^0	*К*	273
Тиск за н.у.	P^0	*мм.рт.ст.*	760
Еквівалентний об'єм водню за н.у.	$V_E(H_2)$	$\frac{мл}{моль.екв.}$	11200

РОЗРАХУНКИ

1. Обчислити тиск водню в циліндрі:

$$P(H_2) = P_{атм} - P(H_2O) - \frac{h}{13{,}6}$$

2. Привести об'єм водню, що виділився, до нормальних умов:

$$V^0H_2 = \frac{P(H_2) \cdot V(H_2) \cdot T^0}{P^0 \cdot T}$$

3. Розрахувати еквівалентну масу магнію:

$$M_E(M_g) = \frac{m(Mg) \cdot V_E(H_2)}{V^0(H_2)}$$

4. Обчислити абсолютну і відносну помилку експерименту:

$$\Delta M_E(Mg)_{абс.} = | M_E(M_g)_{теор} - M_E(M_g)_{експ} |$$

$$M_E(M_g)_{відн} = \frac{\Delta M_E(M_g)_{абс}}{M_E(M_g)_{теор}} \cdot 100\%$$

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. З 2,9 г гідроксиду металу можна одержати 9,2 г його броміду. Визначити еквівалентну масу металу. Сформулювати закон, за яким виконуються подібні задачі.

2. Для відновлення 6,8 г оксиду металу потрібно стільки ж водню, скільки його виділяється при реакції 13 г цинку з кислотою. Визначити еквівалентну масу оксиду металу та еквівалентну масу металу.

3. З 7,7 г нітрату металу одержано 3,2 г його гідроксиду. Визначити еквівалентну масу металу.

4. Обчислити еквівалент і еквівалентну масу ортофосфорної кислоти в реакціях утворення гідрофосфатів та фосфату натрію. Записати відповідні реакції.

5. Обчислити еквівалент і еквівалентну масу сульфатної кислоти в реакціях утворення гідросульфату та сульфату натрію. Записати відповідні реакції.

6. Чому дорівнює при н.у. еквівалентний об'єм кисню? На спалювання 1,5 г двовалентного металу витрачено 0,69 л O_2 (н.у.). Обчислити еквівалентну масу металу та його атомну масу.

7. На нейтралізацію 7,330 г гіпофосфітної кислоти H_3PO_2 витрачено 4,444 г $NaOH$. Обчислити еквівалентну масу, основність кислоти і записати рівняння реакції нейтралізації.

8. На нейтралізацію 0,943 г фосфітної кислоти H_3PO_3 витрачено 1,291 г KOH. Обчислити еквівалентну масу, еквівалент та основність кислоти і записати рівняння реакції нейтралізації.

9. На реакцію з 0,4375 г солі витрачено 0,1400 г $NaOH$. Обчислити еквівалентну масу солі в цій реакції. Сформулювати закон, використаний при обчисленні.

Лабораторне заняття 2

Тема. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.

Мета. Ознайомитись із сучасними уявленням про будову атома. Засвоїти поняття про квантові числа та їх фізичний зміст. Навчитись записувати електронну формулу атома. З'ясувати суть періодичного закону і будову періодичної системи та їх взаємозв'язок з будовою атома. Навчитись характеризувати властивості елемента, виходячи з його місця в періодичній системі. Розкрити філософське значення періодичного закону.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальні уявлення про будову атома. Модель атома Резерфорда. Постулати Бора.
2. Поняття про двоїсту природу електрона. Принцип невизначеності Гейзенберга.
3. Порядковий номер елемента в періодичній системі, його фізичний зміст. Ізотопи.
4. Квантові числа і взаємозв'язок між ними.
5. Принцип несумісності Паулі, принцип найменшої енергії, правило Гунда.
6. Сучасне формулювання періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи.
7. Зв'язок положення елемента в періодичній системі із будовою його атома. Фізичний зміст періодичного закону, номера періоду, номера групи, підгрупи.
8. Розміщення *s*-, *p*-, *d*-, *f*- елементів у періодичній системі.

9. Визначення поняття – "енергія іонізації", "енергія спорідненості до електрона", "відносна електронегативність". Як змінюються названі величини залежно від радіуса атома елемента в періодах і групах?

10. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Місце металів і неметалів у періодичній системі. Хімічний характер оксидів та їх гідратів відповідно до місця елемента в періодичній системі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості.

На основі своїх дослідів Резерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома: в ценрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра. Ядро атома складається з позитивно заряджених протонів і нейтральних нейтронів. Число протонів у ядрі відповідає порядковому номеру елеметна в періодичній системі.

Електрон – елементарна частинка, яка володіє найменшим існуючим в природі негативним електричним зарядом ($1{,}602 \cdot 10^{-19}$Кл). Маса електрона $9{,}1095 \cdot 10^{-28}$г, тобто майже в 2000 разів менше маси атома водню.

Заряд ядра (виражений в одиницях заряду електрона) чисельно рівний порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Стан електрона в атомі не можна представити як рух матеріальної частинки по якій-небудь орбіті, він визначається імовірністю знаходженя електрона в даній точці атомного простору.

Простір навколо ядра, в якому найбільш імовірне перебування електрона, називається *орбіталлю*.

Згідно з квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значеннями 4 квантових чисел: n – головного, l – орбітального, m_l – магнітного, s – спінового.

Головне квантове число n визначає радіус квантового рівня (середню віддаль від ядра до ділянки підвищенної електронної густини) або загальну енергію електрона на певному рівні.

Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називають енергетичним рівнем електрона в атомі.

Енергетичні рівні позначають ще великими латинськими буквами:

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

Орбітальне (азимутальне) ***квантове число l*** характеризує енергію електрона на підрівні, або форми електронних орбіталей. Орбітальне квантове число l може мати значення від 0 до n – 1.

Енергетичні підрівні позначають цифрами і маленькими латинськими буквами:

0	1	2	3
s	p	d	f

Кількість можливих енергетичних підрівнів на даному енергетичному рівні рівна номеру енергетичного рівня або головному квантовому числу.

Відповідно до буквенних позначень енергетичних підрівнів електрони, які перебувають на них, називають s – електронами, p – електронами, d – електронами, f – електронами. На першому енергетичному рівні можуть перебувати лише s електрони; на другому – s і p електрони, на третьому - s , p, d електрони, на четвертому - s , p, d, f електрони.

Стан електрона в атомі, що відповідає певним значеням n і l записують так: спочатку цифрою головне квантове число, а потім буквою – орбітальне квантове число, верхній індекс – число даних електронів $1s^2$, $4p^1$ і т. д.

Магнітне квантове число m_l характеризує просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля. Воно має значення 0, ±1, ±2, ±3, ±……±*l*. Всього число орбіталей з даним *l* буде 2*l* + 1.

s – стану *l* = 0 відповідає одна орбіталь $m_l = 0$

p *l* = 1 відповідає 3 орбіталі -1, 0, 1

d *l* = 2 відповідає 5 орбіталей -2, -1, 0, 1, 2

f *l* = 3 відповідає 7 орбіталей -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3.

Спінове квантове число $\mathbf{m_s}$ характеризує власне обертання електрона навколо своєї осі. Воно має значення $\pm^1/_2$.

Принципи і правила заповнення електронами атомних орбіталей.

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електонів, які мають однаковий набір всіх 4 квантових чисел (заборона Паулі).

З принципу Паулі випливає, що на одній орбіталі може знаходитися лише два електрони з $m_s = -½$ і $m_s = ½$. Відповідно на :

s – орбіталі – 2 електрони;

p - орбіталі – 6 електронів;

d - орбіталі – 10 електронів;

f - орбіталі – 14 електронів.

Послідовність заповнення атомних орбіталей:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s = 3d < 4p < 5s = 4d < 5p < 6s = 5d = 4f < 6p < 7s = 6d = 5f < 7p.

Правило Гунда: сумарне спінове число електронів певного підрівня має бути максимальним.

Спочатку заповнюються орбіталі по одному електрону, а потім по другому. Два електрони з протилежними спінами на одній і тій же орбіталі утворюють двохелектронну хмару (спарюються), називаються спареними і їх сумарний спін дорівнює нулю.

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва: ***властивості простих речовин, а також властивості і форми сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.*** Отже, із зростанням заряду ядра відбувається закономірна періодична повторюваність властивостей елементів.

Розташування елементів у певному порядку називається ***періодичною системою,*** яка є графічним вираженням періодичного закону.

Основними структурними одиницями періодичної системи є періоди і групи.

Період - це горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їхніх атомних мас (порядкового номера). Період - послідовний ряд елементів, в атомах яких відбувається заповнення однакового числа електронних

шарів. При цьому номер періоду співпадає із значенням головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня.

У s- і p- елементів заповнюється зовнішній рівень, у d – елементів - другий ззовні, а f - елементів – третій ззовні.

1, 2 і 3 періоди – малі періоди, які містять по 8 елементів.

4 і 5 періоди містять по 18 елементів.

6 період містить 32 елементи.

7 період ще незакінчений.

Кожен період, крім I, починається лужним металом і завершується благородним газом.

Групою періодичної системи називають вертикальний ряд, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. У періодичній системі є вісім груп – у відповідності з максимальним числом електронів на зовнішньому рівні незбуджених атомів.

Положення в групах s- і p- елементів визначається загальним числом електронів зовнішнього рівня. Наприклад, $3s^2 3p^3$, який має на зовнішньому рівні 5 електронів, належить до 5 групи.

Положення в групах d-елементів обумовлене загальним числом s-електронів зовнішнього і d-електронів передостаннього рівнів.

Елементи груп діляться на підгрупи. S- і p-елементи складають головну підгрупу, або А-підгрупу; d- елементи складають побічну або В-підгрупу.

У малих періодах із збільшенням порядкового номера спостерігається поступове зменшення металічних і зростання неметалічних властивостей. У групах зверху вниз металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються.

Можна зробити висновок, що найактивніші метали містяться в періодичній системі зліва і внизу таблиці, а найактивніші неметали справа і зверху.

На основі теорії будови атомів було встановлено причину періодичної зміни властивостей елементів у системі, а саме: ***властивості елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводиться періодичним повторенням подібних електронних утворень.***

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити:
   а/ кількість електронів в атомі, б/ порядковий номер елемента, в/ атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

Розв'язання.

а) Оскільки число протонів у атомі дорівнює числу електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

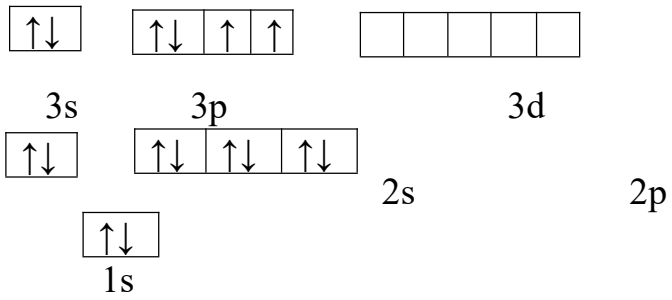
б) Заряд ядра рівний кількості протонів у атомі і чисельно відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, і цей елемент – Сульфур S.

в) Атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:

$A_r(S) = 16 + 16 = 32$ (а.о.м.)

Електронна формула Сульфуру – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.

Електронну орбіталь графічно зображають у вигляді квадрату, а електрони – у вигляді стрілок. Так, записана вище електронна формула Сульфуру має вигляд:



2. Визначити місце в періодичній системі елемента, атоми якого мають електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

Розв'язання.

Даний елемент знаходиться у IV періоді, бо його електрони розміщені на 4 енергетичних рівнях. Сума електронів – 25, отже, порядковий номер елемента теж 25, і це – Манган Mn.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 4, 9, 21. До якого електронного сімейства відноситься кожний із цих елементів?
2. Скласти електронні формули атомів елементів III періоду. В чому подібність і відмінність в будові їх атомів?
3. Скласти електронні формули елементів IV групи: C; Si; Ti. В чому подібність і відмінність електронних структур атомів елементів головної та побічної підгруп?
4. Зобразити графічно електронні структури атомів фосфору та ванадію, обґрунтувати подібність та різницю в їх властивостях.
5. Описати системою квантових чисел стан електронів: $2s^1$; $3p^3$; $4s^2$; $3d^2$.
6. Визначити місце в періодичній системі елементів, атоми яких мають електронні структури, виражені електронними формулами: $1s^2 2s^2 2p^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.
7. Виходячи із положення елементів фосфору, магнію і марганцю в періодичній системі, дати їх загальну характеристику за таким планом:

а/ електронна формула атома та розподіл електронів по енергетичних комірках;

б/ положення в періодичній системі /період, група, електронне сімейство, підгрупа/;

в/ вищий та нижчий ступені окислення елемента, відповідні сполуки з киснем та воднем.

г/ хімічний характер оксидів та їх гідратів.

8. Охарактеризувати властивості елемента, який має електронну конфігурацію: $3d^3 4s^2$; …$5s^2 5p^5$; …$6s^5$. Назвати ці елементи.
9. Який нижчий та вищий ступінь окислення проявляють вуглець, фосфор, сірка, йод? Чому? Скласти формули сполук цих елементів, які відповідають таким ступеням окислення.
10. Чому марганець проявляє металічні властивості, а хлор - теж елемент VII групи - неметалічні? Відповідь мотивуйте, записавши будову атомів цих елементів. Написати формули вищих оксидів та гідроксидів названих елементів.

Лабораторне заняття 3

Тема. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

Мета. Розглянути та засвоїти характер взаємодії між атомами і способи утворення молекул. Прослідкувати вплив будови атомів на характер зв'язку. Засвоїти типи хімічного зв'язку, валентні можливості елементів та взаємозалежність між хімічним зв'язком та геометрією молекули.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Природа та властивості хімічного зв'язку на підставі квантово-механічних уявлень. Типи хімічного зв'язку.
2. Типи ковалентного зв'язку: неполярний /гомеополярний/ та полярний /гетерополярний/.
3. Йонний зв'язок.
4. Залежність хімічних і фізичних властивостей речовини від типу зв'язку.
5. Що таке гібридизація атомних орбіталей? Які типи гібридизації існують? Яка форма гібридних електронних хмар?

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

В залежності від характеру розподілу електронної густини в речовині розрізняють три основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, іонний і металічний.

Між'ядерна відстань між хімічно-зв'язаними атомами називається довжиною зв'язку. Кут між уявними лініями, які проходять через ядра хімічно-зв'язаних атомів називається валентним кутом. Енергія зв'язку визначає його міцність.

Хімічний зв'язок в основному здійснюється валентними електронами. У s- і p-елементів валентними є електрони зовнішнього шару, а у d-елементів – електрони s-підрівня зовнішнього еннергетичного рівня і d-підрівня передостаннього енергетичного рівня. Хімічний зв'язок здійснюється за рахунок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

Хімічна природа елемента зумовлюється здатністю його атома віддавати або приєднувати електрони, що кількісно характеризуються енергією іонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю.

Мінімальна енергія, яка необхідна для відриву електрона від незбудженого атома, називається енергією іонізації (I, кДж/моль або еВ/атом).

Енергетичний ефект приєднання електрона до нейтрального атома, молекули або радикалу з перетворення в негативно заряджений іон називається спорідненістю до електрона (A, кДж/моль, еВ/атом).

Для характеристики відносної здатності атомів певної сполуки набувати негативного заряду (відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів тієї самої сполуки) користуються величиною електронегативності. За Р. Маллікеном, чисельно електронегативність атома дорівнює півсумі його енергії іонізації I і спордненості до електрона A:

$X = ½ (I + A)$.

Шкала відносних електонегативностей елементів за Л. Полінгом наведена в додатках (табл. 2) (електронегативність фтору прийнято рівною 4).

Двоелектронний двоцентровий зв'язок називається ковалентним зв'язком.

Ковалентний зв'язок здійснюється тоді, коли взаємодіють атоми з однаковими або близькими значеннями електронегативності, тобто ковалентний зв'язок утворюють атоми однакової хімічної природи або близькі за хімічними властивостями. Ковалентний зв'язок виникає також при утворенні багатоатомних сполук, наприклад координаційних.

1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами, причому ця електронна пара належить обом атомам.

2. Всі зв'язки в молекулі незалежні один від одного і строго локалізовані в міжатомних проміжках.

3. Ковалентний зв'язок тим міцніший, чим в більшій мірі перекриваються електронні хмари взаємодіючих атомів.

Для наглядного зображення валентних схем користуються наступним способом. Електрони, які знаходяться в зовнішньому електронному шарі позначають крапками, які розміщують навколо хімічного символа атома. Спільні для двох атомів електрони показують крапками, які поміщають між їх хімічними символами.

Утворення H_2 можна зобразити:

H + H = H : H

Кожен з атомів набуває стійкої двоелектронної оболонки, подібно до оболонки атома He.

Кожна пара електронів, яка зв'язує два атоми відповідає одній рисці в стуктурній формулі:

Ковалентний зв'язок, утворений за рахунок пари електронів, яка першопочатково належала одному атому (донору електронної пари) і вільної орбіталі другого атома (акцептора електронної пари), називають донорно – акцепторним.

Якщо молекула утворена з двох атомів з однаковими значеннями електронегативності, то електронна пара (або пари) мірою належить обом атомам, тобто електронна хмара розміщується симетрично відносно ядер атомів. Такий ковалентний зв'язок називається неполярним, а молекули з таким типом зв'язку неполярними (H_2, Cl_2, O_2, N_2).

У молекулі, утвореній з двох атомів з різними значеннями електронегативності, спільна електронна пара зміщена до атома з більшою електронегативністю. Утворена при цьому електронна хмара несиметрична. Хімічний зв'язок, в якому електронна пара зміщена до одного з атомів називається полярним, а відповідні молекули полярними. У молекулах з полярним зв'язком атом з більшою електронегативністю набуває негативного заряду, а з меншою – позитивного ($H^+ : Cl^-$).

Іонний зв'язок проявляється тоді, коли електронегативності елементів різко відрізняються між собою, тобто коли взаємодіють атоми з різко відмінними хімічними властивостями.

Іонний зв’язок треба розглядати як граничний випадок полярного ковалентного зв’язку, коли пара електронів, яка утворює зв’язок настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить тільки цьому атому.

В звичайних умовах іонні сполуки представляють собою кристалічні речовини. Тому для іонних сполук поняття простих двоіонних молекул типу NaCl і CsCl втрачає зміст, а весь кристал можна розглядати як гігантську молекулу, яка складається з великого числа іонів NanCln і CsnCln.

На відміну від ковалентних й іонних сполук, в металах невелике число електронів одночасно зв’язує велике число атомних ядер, а самі електрони можуть переміщатися в металі. Інакше кажучи, в металах має місце сильно нелокалізований хімічний зв’язок. Згідно однієї з теорій метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, зв’язаних один з одним колективізованими електронами (електронним газом).

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Вказати типи хімічного зв’язку в молекулах: F_2, KBr, N_2, H_2S, CaO, PH_3, $NaHCO_3$.Зобразити графічні формули молекул.
2. Вказати типи хімічного зв’язку в кристалах: NaCl, C(алмаз), H_2O(лід), J_2 ,Cu.
3. Показати перекривання електронних хмар при утворенні хімічних зв’язків у молекулах: HCl, H_2O, N_2, NH_3. Вказати , – зв’язки і геометрію цих молекул.
4. Вказати, у бік якого атома зміщуються спільні електронні пари в молекулах сполук: PCl_5, C_2H_2, Cl_2O.
5. Наведіть приклади молекул, в яких між атомами є зв’язки типу: s-s; s-p; p-p( ), p-p( ).
6. Визначити ковалентність F, Cl, O, S в основному і збудженому стані. Навести приклади молекул для різної ковалентності атомів.
7. В чому суть квантово–механічних уявлень про утворення ковалентного зв’язку (показати на прикладі утворення молекули H_2).
8. Показати валентні схеми утворення молекул O_2, HF, Cl_2, HCl.
9. Показати, як перекриваються електронні хмари атомів у молекулах BeF_2, BF_3, CH_4 (з врахуванням гібридизації атомних орбіталей). Яка геометрія цих молекул?
10. Як відрізняються за властивостями сполуки з іонним та ковалентним зв’язками?

Лабораторне заняття 4

Тема: ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета: Засвоїти класифікацію оксидів та гідроксидів, способи їх одержання та хімічні властивості.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке оксиди? На які групи поділяються оксиди?
2. Навести приклади несолетвірних та амфотерних оксидів.
3. З якими сполуками реагують солетвірні оксиди?
4. Які хімічні властивості основ вам відомі? Навести приклади реакцій.
5. Які хімічні властивості кислот вам відомі? Навести приклади реакцій.
6. Класифікація солей. Способи їх отримання.
7. Фізичні та хімічні властивості солей. Поширення солей в природі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Всі неорганічні речовини поділяються на прості і складні. Молекули простих речовин складаються з атомів одного елемента. Складні неорганічні речовини поділяються на такі основні класи:

1) оксиди;
2) гідрати оксидів:
   - основи;
   - кислоти;
   - амфотерні гідроксиди;
3) солі.

Оксидами називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є кисень в ступені окиснення -2.

CO_2 O = C = O; B_2O_3 O = B - O - B = O

Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей. Їх утворюють неметали у своїй нижчій ступені окиснення (+1, +2):

CO; SiO; NO; N_2O.

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називаються солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

Основними називаються оксиди, гідратами яких є основи. Їх утворюють метали в низьких ступенях окиснення (+1,+2, +3):

Li_2O; Na_2O; K_2O; CaO; MgO; BaO; MnO; CrO

Кислотними називаються оксиди, гідратами яких є кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):

N_2O_5; SO_3; $C1_2O_7$; CrO_3; Mn_2O_7; V_2O_5; MoO_3

Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов можуть виявляти властивості і основних і кислотних оксидів:

BeO; ZnO; TiO_2;$A1_2O_3$; PbO; PbO_2; SnO; SnO_2; MnO_2; Cr_2O_7.

Хімічні властивості

I. Основні оксиди:

1) оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з H_2O:

$Na_2O + H_2O = 2\ NaOH$

2) реагують з кислотами і кислотними оксидами:

$CaO + CO_2 = CaCO_3$; $BaO + 2\ HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + H_2O$.

II. Кислотні оксиди:

1) реагують з основами і основними оксидами:

$K_2O + Mn_2O_7 = 2\ KMnO_4$

$2NO_2 + 2\ NaOH = NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$.

2) як правило реагують з водою:

$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$.

III. Амфотерні оксиди:

1) з водою не взаємодіють;

2) з кислотами і кислотними оксидами взаємодіють як основні оксиди:

$ZnO + SO_3 = ZnSO_4$

$Al_2O_3 + 6\ HCl = 2\ AlCl_3 + 3\ H_2O$

3) з основами і основними оксидами взаємодіють як кислотні оксиди:

$ZnO + MgO = MgZnO_2$

$ZnO + 2\ NaOH + H_2O = Na_2[\ (Zn(OH)_4]$

Основами називаються сполуки, які складаються з катіонів металу та гідроксогруп OH^-: NaOH, $Ca(OH)_2$. Число груп OH^-, здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

За теорією електролітичної дисоціації основи - це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише гідроксид-іонів.

Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді. Такі сильні основи називаються лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи: **$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$**

Дисоціація слабкої основи: **$Pb(OH)_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2\ OH^-$**

Хімічні властивості

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами:

$2\ NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$

$2\ NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

$2\ NaOH + ZnO_2 = Na_2ZnO_2 + H_2O$

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

3) взаємодія з солями:

-середніми:

$CuSO_4 + 2\ NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

-кислими:

$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

-основними:

$CuOHCl + NaOH = Cu(OH)_2 + NaCl$

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватись на метал. Число атомів водню, здатних до заміщення, визначає основність кислоти. Наприклад:

- Одноосновні кислоти: соляна (хлористоводнева або хлоридна) кислота HCl; азотна (нітратна) кислота HNO_3;
- Двоосновні кислоти: сірководнева (сульфідна) кислота H_2S; сірчана (сульфатна) кислота H_2SO_4;
- Триосновна кислота: ортофосфорна (ортофосфатна) кислота H_3PO_4.

За складом кислоти поділяються на кисневмісні (H_2CO_3; H_2SO_4) і безкисневі (HC1; H_2S).

Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона водню H^+. За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

- сильні (дисоціює >50% молекул) - HC1; HNO_3; H_2SO_4;
- середні (дисоціює ≈30% молекул) - H_2SO_3; H_3PO_4;
- слабкі (дисоціює <3% молекул) - H_2CO_3; H_2S.

Дисоціація сильної кислоти:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Дисоціація слабкої кислоти:

$$H_2S \leftrightarrow 2H^+ + S^{-2}$$

Хімічні властивості

1. Взаємодія з основами і основними оксидами:

$$HCl + Mg(OH)_2 = MgOHCl + H_2O$$

$$HCl + MgOHCl = MgCl_2 + H_2O$$

2. Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

$$6HCl + Al_2O_3 - 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$2HCl + Zn(OH)_2 = ZnCl_2 + 2\ H_2O$$

3. Взаємодія з солями:

—середніми: $2HC1 + K_2SiO_3 = H_2SiO_3 + 2\ KCl$

—основними: $HC1 + CuOHCl = CuCl_2 + H_2O$

—кислими: $HCl + NaHCO_3 = NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$

4. Взаємодія з металами:

$$Zn + 2HCl = ZnCI_2 + H_2\uparrow$$

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

Амфотерні гідроксиди - це гідроксиди, які в залежності від умов реакції можуть проявляти і основні, і кислотні властивості:

$Al(OH)_3$, або H_3AlO_3, або $HAlO_2$

$Zn(OH)_2$ або H_2ZnO_2

Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:

$$Me^{n+} + n\ OH^- \leftrightarrow Me(OH)_n \leftrightarrow H_nMeO_n \leftrightarrow n\ H^+ + MeO_n^{n-}$$

Хімічні властивості

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа).
2) взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Взаємодія основних оксидів з кислотами.

У пробірку помістити невелику кількість купрум (II) оксиду CuO, додати 3-4 мл розчину хлоридної кислоти та підігріти. Що відбувається? Відмітити забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія солей з кислотами.

Кусочок крейди (кальцій карбонат) опустити в пробірку з хлоридною кислотою. Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою. Газ, що виділяється, використати для досліду №3.

Дослід 3. Взаємодія кислотних оксидів з основами.

В пробірку налити 3-4 мл розчину $Ca(OH)_2$ та пропустити вуглекислий газ. Що спостерігається? Написати рівняння реакції. Як кальцій гідрокарбонат перетворити на кальцій карбонат?

Дослід 4. Одержання та властивості основ.

У дві пробірки налити по 1-2 мл розчинів: у першу - барій хлориду, в другу – купрум сульфату. До кожного налити по 2-3 мл розчину лугу. Які зміни спостерігаються?

Записати рівняння реакцій та спостереження.

Розділити вміст кожної з пробірок надвоє, одержавши дві однакові групи:

а/ Пробірки першої групи по черзі обережно нагріти на полум'ї пальника, безперервно струшуючи. Пояснити спостереження, подавши рівняння реакцій. Зробити висновок про термічну стійкість одержаних гідроксидів.

б/ До осадів другої групи пробірок долити хлоридної кислоти /10%/. Записати рівняння реакцій, відзначивши спостережені зміни. Зробити висновок про хімічний характер досліджуваних гідроксидів.

Дослід 5. Одержання та властивості амфотерного гідроксиду.

У пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і обережно доливати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Звернути увагу на вигляд осаду, записати рівняння реакції та спостереження.

Розділити одержаний осад у 2 пробірки. В одну долити 10% розчин хлоридної кислоти, в іншу - 30% розчин лугу. Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках. Записати рівняння реакцій та спостереження. Пояснити причину розчинення осаду в кислоті і в лугові, зробивши висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Дослід 6. Взаємодія солі з сіллю.

а) В пробірку до 3-5 мл розчину барій хлориду BaCl2 додати 2-3 мл розчину натрій сульфату Na2SO4. Що відбувається?

б) У пробірку з 2-3 мл розчину аргентум нітрату AgNO3 додати 1-2 мл розчину натрій хлориду NaCl. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати формули оксидів за поданою валентністю елемента: Cu(II); B(III); Al(III); C(II); S(VI); Mn(VII).

Вказати хімічний характер оксидів та записати формули відповідних їм гідратів.

2. Написати формули ангідридів кислот: H_2SO_4; H_3BO_3; HClO; $HMnO_4$

3. З якими з перелічених речовин буде реагувати хлоридна кислота: N_2O_5; $Zn(OH)_2$; CaO; H_3PO_4; $AgNO_3$; $HAlO_2$, H_2SO_3; Cu(OH)Cl; K_2CO_3; NaHS. Написати рівняння реакцій

4. Які з перелічених речовин будуть реагувати з натрій гідроксидом: HNO_3; CaO; $Zn(OH)_2$; CO_2; $CuSO_4$; $Ca(OH)_2$; $KHCO_3$; P_2O_5; $HAlO_2$; Cu(OH)Cl. Назвати вихідні речовини і продукти реакції.

5. Склати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: алюміній – алюміній оксид – алюміній сульфат – алюміній гідроксид – натрій алюмінат.

6. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такий цикл перетворень:

1. $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4) \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$

2. $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4$

3. $FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$.

4. $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow \rightarrow Cu_3(PO_4)_2 \rightarrow Cu(H_2PO_4)_2$.

5. $SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow \rightarrow Ca(HSO_3)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$.

6. $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow \rightarrow Al(OH)SO_4 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$.

7. $NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$.

8. $P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

9. $Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnCl_2$.

1. 10. $KOH \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$.

Лабораторне заняття 5

Тема. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ.

Мета. Навчитись обчислювати концентрації розчинів та вести перерахунки з одного способу вираження концентрації в інший.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини? Чим відрізняється розчин від суміші?
2. Що означають поняття "концентрація розчину", "розчинність", "насичений розчин"?
3. Основні способи вираження концентрації розчинів.
4. Основні положення гідратної теорії розчинів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Істинними розчинами називають стійкі рідкі або тверді гомогенні дисперсні системи, склад яких може змінюватися в досить широких межах. Розчинення – самовільний процес розподілу однієї речовини в іншій в результаті дифузії.

Складовими частинами (компонентами) розчину є розчинник і розчинена речовина. Кількісний склад розчинів визначається концентрацією, тобто відносним вмістом компонентів.

Кількісний склад **(концентрацію)** розчину можна виразити кількома способами. При обчисленні концентрації розчинів використовують позначення:

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

$m_{р\text{-}ну}$ – маса розчину, г;

$M_{р.р.}$ – молярна маса розчиненої речовини г/моль;

$\nu_{р.р.}$ – кількість розчиненої речовини, моль;

$\nu_{екв.р.р.}$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль;

$V_{р.р.}$ – об'єм розчиненої речовини, л;

$V_{р\text{-}ну}$ – об'єм розчину, л.

1. **Масова частка** (відсоток, процент) розчиненої речовини ω – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

$$\omega = \frac{m_{р.р.}}{m_{р\text{-}ну}} \cdot 100\%$$

2. **Об'ємна частка** розчиненої речовини $\omega_{об.}$ - це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$\omega_{об.} = \frac{V_{р.р.}}{V_{р\text{-}ну}} \cdot 100\%$$

3. **Молярність** (молярна концентрація) $C_м$ – визначає кількість розчиненої речовини (*моль*) в 1*л* (1000 $см^3$) розчину.

$$C_м = \frac{\nu_{р.р.}}{V_{р-ну}} = \frac{m_{р.р.}}{M_{р.р.} \cdot V_{р\text{-}ну}}$$

Наприклад, якщо в одному літрі розчину сульфатної кислоти міститься 1 моль (98 г) H_2SO_4, то молярна концентрація розчину $C_м$ = 1 *моль*/*л*.

Прийняті позначення:

- одномолярний розчин 1 *М* (1 *моль*/*л*);
- децимолярний розчин 0,1 *М* (0,1 *моль*/*л*);
- сантимолярний розчин 0,01 *М* (0,01 *моль*/*л*);
- мілімолярний розчин 0,001 *М* (0,001 *моль*/*л*);

4. **Нормальність** (молярна концентрація еквівалента), *Сн* – визначає число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1*л* (1000 $см^3$) розчину.

$$C_н = \frac{\nu_{екв.р.р.}}{V_{р-ну}} = \frac{m_{р.р.}}{M_{Е\,р.р.} \cdot V_{р\text{-}ну}}$$

Наприклад, якщо в 1 л розчину сульфату натрію міститься 71 г (1 *моль* еквівалентів) Na_2SO_4, то нормальність розчину $C_н$ = 1 *моль-екв*/*л*, розчин однонормальний /1*Н*/.

5. **Моляльність** (моляльна концентрація), C_m – визначає кількість розчиненої речовини на 1 *кг* розчинника.

$$C_m = \frac{\nu_{р.р.}}{m_{р-ка}} \cdot 1000 = \frac{m_{р.р.}}{M_{р.р.} \cdot m_{р\text{-}ка}} \cdot 1000$$

6. **Мольна частка**, *N* – визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2 + \nu_3 + ...}$$

де $\nu_{1,2,3}$ – кількість речовини компонентів 1,2,3, і т.д.

Для обчислення концентрації розчинів часто використовується густина. Густина (*ρ*,*г*/*см*^{3}, *кг*/*дм*^{3}, *г*/*мл*) - це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – рівна наближено 1 *г*/*см*^{3}. Густина розчину відрізняється від густини розчинника. Залежність між масою /*m*/, об'ємом /*V*/ та густиною /*ρ*/ розчину виражається формулою:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією між розчинами, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2,$$

де C_{H_1}, C_{H_2} - нормальні концентрації реагуючих розчинів, *моль екв*/*л*;

V_1, V_2 - об'єми реагуючих розчинів, *л*.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Приготування розчину солі.

Розрахувати, яку масу солі та води треба взяти для приготування 100 г 5%-ного розчину.

На техніко-хімічній вазі зважити сіль.

Пересипати наважку в колбу на 250 мл.

Відміряти циліндром на 100 мл необхідний об'єм дистильованої води, влити її в колбу і розчинити сіль при перемішуванні.

Одержаний розчин перелити в мірний циліндр на 100 мл і визначити густину розчину ареометром.

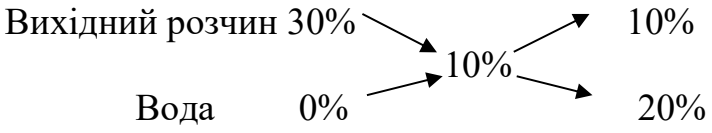
Всі розрахунки і результати зважування записати в лабораторний зошит. За густиною /див. табл. 3 у Додатках/ знайти масову частку /відсоткову концентрацію/ солі в розчині. Встановити величину розбіжності знайденої концентрації з заданої. Обчислити молярність отриманого розчину.

Дослід 2. Приготування розчинів заданої концентрації шляхом розбавлення.

Приготувати 150 мл а) 10%-ного, б) 5%-ного розчину КОН шляхом розбавлення 30%-ного розчину. Розрахувати об'єми вихідного 30%-ного розчину і води використовуючи "правило хреста" і значення густин розчинів на підставі таблиці 3 Додатків.

Виконання завдання.

Записуємо схему розрахунків за "правилом хреста" для одержання 10%-ного розчину.



Одержаний розчин

За "правилом хреста" ми визначимо масові співвідношення 30%-ного розчину КОН і води, які необхідно взяти для приготування розчину.

Отже, на 1 мас. частину 30%-ного розчину треба взяти 2 мас. частини води. При цьому ми одержимо 3 мас. частини 10%-ного розчину КОН.

Визначимо масу 150 мл одержаного 10%-ного розчину. За "правилом хреста" визначаємо маси вихідного розчину і води, і далі їх об'єми. Відмірені об'єми 30%--ного розчину КОН і води злити в колбу на 250 мл, закрити колбу корком і старанно перемішати розчин. Відлити частину розчину в циліндр, виміряти ареометром густину отриманого розчину і за таблицею 4 визначити його відсоткову концентрацію.

Записати в лабораторний зошит всі розрахунки, а також виміряну густину і практично отриману концентрацію приготовленого розчину.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Обчислення масової частки розчиненої речовини.

Приклад: При 200 ^0C в 100 *кг* води розчинено 15,6 *кг* нітрату калію. Масова частка нітрату калію в розчині:

$$\omega = \frac{15,6}{15,6+100} = 0,135 \text{ або } 13,5\%(мас.)$$

2. Обчислення об'ємної частки розчиненої речовини.

Приклад: 24,5 *мл* етилового спирту C_2H_5OH розбавили водою до об'єму 120 *мл*. Об'ємна частка спирту:

$$\omega_{об} = \frac{24,5}{120} = 0,264 \text{ або } 20,4\% \ (об.)$$

3. Обчислення молярності розчину (молярна концентрація).

Приклад: Обчислити молярну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою $AICI_3$ 16%. Густина розчину 1,149 *г*/*см*^{3}.

Розв'язок: За умовою у ста грамах розчину є 16 грамів $AICI_3$.

$$M\ (AICI_3) = 133,5\ г/моль$$

Маса 1000 *см*^{3} розчину: $m = V \cdot p = 1000 \cdot 1,149 = 1149\ г.$

Маса $AICI_3$ у 1000 *см*^{3} розчину

$$m\ (AICI_3) = \frac{16 \cdot 1149}{100} = 188,84\ г$$

Кількість речовини $AICI_3$ в 1000 *см*^{3} розчину /молярна концентрація/:

$$См = \frac{188,84}{133,5} = 1,41\ моль/л$$

4. Обчислення моляльності розчину /моляльна концентрація/.

Приклад: Яка моляльна концентрація 16% розчину хлориду алюмінію?

Розв'язок: За умовою в 100 *г* розчину 16 *г* $AICI_3$ і 84 *г* H_2O:

$$M\ (AICI_3) = 133,5\ г/моль$$

Маса $AICI_3$ на 1000 *г* H_2O.

$$m\ (AICI_3) = \frac{16}{84} \cdot 1000 = 191,9\ г.$$

Кількість $AICI_3$ на 1000 *г* H_2O.

$$\nu\ (AICI_3) = \frac{191,9}{133,5} = 1,43\ моль.$$

Моляльність розчину *Cm* = 1,43 *моль*/*кг.*

5. Обчислення молярної /мольної/ частки.

Приклад: Знайти мольну частку етилового спирту C_2H_5OH у його водному розчині з масовою часткою 10% C_2H_5OH.

Розв'язок: За умовою 100 *г* розчину містить 10 *г* C_2H_5OH та 90 *г* H_2O.

$$M\,(H_2O) = 18\ г/моль; \qquad M\,(C_2H_5OH) = 46\ г/моль;$$

$$\nu\,(H_2O) = \frac{90}{18} = 5\ моль; \qquad \nu\,(C_2H_5OH) = \frac{10}{46} = 0{,}22\ моль.$$

Мольна частка спирту в розчині

$$N = \frac{0{,}22}{5 + 0{,}22} = 0{,}042$$

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. В одному літрі /$дм^3$/ розчину знаходиться 10,8 *г* сульфатної кислоти. Яка молярна і еквівалентна концентрація цього розчину? Кислоту рахувати за двохосновну.

2. В реакцію з 30 *мл* /$см^3$/ сульфатної кислоти вступило 50 *мл* /$см^3$/ розчину лугу з еквівалентною концентрацією 0,3 *моль екв./л*. Скільки грамів сульфатної кислоти використано для одержання цього розчину? Використати закон еквівалентів. Кислоту рахувати за двохосновну.

3. Розчин калій нітрату містить 192,6 *г* KNO_3 в одному літрі (ρ = 1,14 *г*/$см^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.

4. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 *М* розчині (ρ = 1,29 *г*/$см^3$).

5. Який об'єм води потрібно прилити до 100 *мл* 48% розчину нітратної кислоти (ρ= 1,368 *г*/$см^3$), щоб одержати 20%-й розчин?

6. Якою стане масова відсоткова концентрація 32% розчину нітратної кислоти, (ρ = 1,2 *г*/$см^3$), коли до 500 *мл* його долити 1 літр води?

7. До 100 *мл* 80% розчину нітратної кислоти (ρ = 1,46 *г*/$см^3$) долили 400 *мл* води. Якою стала відсоткова концентрація розчину?

8. Якою стане масова відсоткова концентрація 70% розчину сульфатної кислоти (ρ = 1,811 *г*/$см^3$), якщо до 400 *мл* його долити 500 *мл* води?

9. Для розчинення деякої маси кальцій карбонату витрачено 35 *мл*, 1,025 *Н* розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.

10. Обчислити еквівалентну концентрацію /нормальність/ 18% розчину натрій гідроксиду (ρ = 1,203 *г*/$см^3$).

11. До 1 *л* 10% розчину калій гідроксиду (ρ = 1,092 *г*/$см^3$), долити 0,5 *л* 5% розчину *КОН* (ρ =1,045*г*/$см^3$), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 *л*. Яка молярність розчину, що утворився?

12. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду I_2 в 500 *г* чотирьоххлористого вуглецю CCI_4. Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.

13. Скільки літрів 0,2 *М* розчину натрій хлориду можна одержати з 300 *г* *NaCl*?

14. В 750 *мл* розчину є 10,0 *г* хлоридної кислоти. Обчислити молярну і еквівалентну концентрацію цього розчину.

15. Розчин, утворений розчиненням 5,0 *г* толуолу C_7H_8 в 225 *г* бензолу C_6H_6 має густину 0,876 *г*/$см^3$. Обчислити відсоткову і молярну концентрації цього розчину.

16. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 *моль/л* потрібний для нейтралізації 50 $см^3$ розчину, що містить 0,40 *г* натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

17. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату (ρ = 1,105 $г/см^3$) потрібно взяти для приготування 5 *л* 2% розчину (ρ = 1,020 $г/см^3$)?

18. Із 10 *кг* 20% розчину при охолодженні виділилося 400 *г* солі. Якою стала відсоткова концентрація охолодженого розчину?

19. Змішали 300 *г* 20% розчину і 500 *г* 40% розчину натрій хлориду. Обчислити масову відсоткову концентрацію одержаного розчину.

1. Із 700 *г* 60% розчину сульфатної кислоти випарували 200 *г* води. Якою стала масова концентрація розчину (у відсотках)?

Лабораторне заняття 6

Тема. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ.

Мета. З'ясувати причини електролітичної дисоціації кислот, основ і солей. Навчитись писати іонні рівняння. Закріпити поняття "ступінь електролітичної дисоціації", "константа дисоціації". Навчитися писати йонні та молекулярні рівняння гідролізу. Визначити pH розчинів.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Константа електролітичної дисоціації.
3. Сильні і слабкі електроліти. Іонний добуток води. pH середовища.
4. Сильні та слабкі електроліти
5. Гідроліз солей.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Згідно положень теорії Арреніуса при розчиненні у воді електроліти розпадаються на позитивно і негативно заряджені іони – ***катіони***, до них належать іони металів і водню. Негативно заряджені іони називаються ***аніонами***; до них належать іони кислотних залишків і гідроксильні іони. Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані невпорядкованого теплового руху.

Процес електролітичної дисоціації зображають, користуючись хімічними рівняннями. Наприклад, дисоціація HCl виразиться рівнянням:

$$HCl \Leftrightarrow H^+ + Cl^-$$

Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об'єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідратацію іонів. Іони утворюють з водою (коли вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані іони. Отже, при розчиненні електролітів молекули розщеплюються на іони; іони взаємодіють з молекулами розчинника. При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно.

При розпаданні на іони кислот утворюються іони гідроксонію:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Гідроксоній

Ступенем дисоціації електроліту називається відношення числа його молекул, що розпалися в розчині на іони, до загального числа його молекул в розчині.

$$\alpha = C_{дис}/C_{заг}$$

$C_{дис}$ – число молів продисоційованого електроліту (моль/л);

$C_{заг}$ – загальна концентрація електроліту (моль/л).

З цього виразу видно, що $0 < \alpha < 1$. (може бути виражений в процентах).

За величиною ступеня дисоціації 0,01 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на ***сильні*** і ***слабкі.*** До сильних електролітів належать електроліти, які у водних розчинах дисоційовані практично повністю. (Поняття ступеня дисоціації до них по суті і не може бути застосоване). Це більшість солей, $HClO_4$, $H[BF_4]$, HNO_3, HCl, HBr та інші кислоти, гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Слабкі електроліти дисоціюють частково. До них належать більшість органічних кислот, H_2CO_3, H_2S, HCN, NH_4OH та інші. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення хімічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини:

$$CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Величина ступеня дисоціації залежить від:

- Хімічної природи речовини;
- Концентрації розчину;
- Природи розчинника.

Ступінь дисоціації можна розрахувати і за величиною електропровідності

Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабкого електроліту між молекулами і іонами можна записати вираз константи рівноваги. Для дисоціації оцтової кислоти:

$$\mathbf{CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^- + H^+}$$

Константа рівноваги має вигляд:

$$\mathbf{K = [CH_3COO^-]\,[H^+]/[CH_3COOH].}$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабкого електроліту, називається *константою дисоціації* (див. табл. 5 Додатків)**.** Вона залежить від:

- Природи електроліту,
- Природи розчинника, температури розчину, але не залежить від концентрації електроліту.

Вона характеризує здатність кислоти або основи розпадатися на іони: чим вище К, тим легше електроліт дисоціює.

Багатоосновні кислоти і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. У розчинах цих кислот встановлюються складні рівноваги, в яких беруть участь йони різного заряду.

$H_2CO_3 \Leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$, $K_1 = [H^+]\,[HCO_3^-]/[H_2CO_3]$

$HCO_3^- \Leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$, $K_2 = [H^+]\,[CO_3^{2-}]/[HCO_3^-]$.

Якщо $K_1 \cdot K_2 = K = [H^+]^2[CO_3^{2-}]/[H_2CO_3]$

K_1, K_2 – ступінчасті константи дисоціації, а $K_{дис.}$ – сумарна константа дисоціації. При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто $K_1 > K_2 > K_3$.

Між константою і ступенем дисоціації встановлено зв'язок, відомий як **закон розведення Оствальда.** Нехай маємо дисоціацію слабкого електроліту CH_3COOH:

$$CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Нехай С – концентрація оцтової кислоти, моль/л,

α - ступінь дисоціації оцтової кислоти.

$[CH_3COO^-] = [H^+] = \alpha \cdot$ Смоль/л, оскільки α = Сдис./Сзаг., концентрація недисоційованої оцтової кислоти буде $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$ моль/л. Тоді, для константи рівноваги (для константи дисоціації) оцтової кислоти маємо:

$$K_{дис} = \frac{\alpha \cdot C \cdot \alpha \cdot C}{C(1-\alpha)} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1-\alpha}.$$

Це рівняння є математичним виразом закону розведення.

Якщо електроліт є дуже слабким, то $\alpha << 1$, тоді $\lim(1-\alpha) = 1$, а закон розведення запишеться так:

$$K_{дис.} = C \cdot \alpha^2 \text{ або}$$

$$\alpha = \sqrt{K_{дис.} \cdot C}.$$

З останього рівняння чітко випливає, що із зменшенням концентрації електроліту ступінь його дисоціації зростає.

Йонний добуток води – це добуток концентрації (активності) йонів H^+ та OH^-, який у будь-якому водному розчині є величина стала:

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

$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$.

$pH + pOH = 14$.

$pH = -\lg[H^+]$ – водневий показник розчину.

У нейтральному середовищі концентрації йонів гідрогену і гідроксилу рівні, тому $pH = pOH = 7$, у кислому - $pH<7$, у лужному - $pH>7$.

Взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабкого або погано розчинного електроліту, називається ***гідролізом солі.***

Реакції гідролізу, звичайно, протікають без зміни ступеня окиснення. І в загальному випадку під гідролізом розуміють реакції обмінного розкладу між водою і відповідною сполукою.

Сумарний ефект гідролізу визначається природою присутніх у розчині катіонів й аніонів.

За невеликим винятком, майже всі солі є сильними електролітами. Це значить, що незалежно від того, взаємодією якої кислоти чи основи вони отримані, у воді солі дисоціюють практично повністю.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

<u>Дослід 1.</u> Іонні реакції.

а) В три пробірки налити по 2 *мл* розчину сульфатів натрію, цинку, алюмінію і долити по 2 *мл* розчину барій хлориду (або нітрату). Відмітити у трьох пробірках однаковий осад барій сульфату. Записати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі. Записати загальне скорочене іонне рівняння.

б) До 2 *мл* розчину карбонату натрію додати таку ж кількість розбавленої соляної кислоти. Спостерігати виділення вуглекислого газу, який утворився внаслідок розкладу слабого електроліту вугільної кислоти. Записати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

в) До 1 мл розчину оцтової кислоти додати 2-3 краплини лакмусу. Додавати розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення з рожевого на голубе. Записати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

Зробити висновок про умови протікання реакції між електролітами в розчинах.

Дослід 2. Реакція середовища при гідролізі солей.

Визначити за допомогою універсального індикаторного папірця та pH-метра *pH* розчинів солей: натрій карбонату, натрій сульфату, кальцій хлориду, алюміній сульфату, натрій сульфіду, ферум (III) хлориду. Зробити висновок, як впливає сила кислот та основ, що утворюють солі, на *pH* розчинів цих солей.

Записати рівняння гідролізу солей в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Результати досліду оформити у вигляді таблиці.

№ п/п	Формула солі	Забарвлення індикатора	*pH* розчину	Середовище

Дослід 3. Повний гідроліз солей.

Налити в пробірку 2-3 *мл* розчину солі алюмінію (хлориду або сульфату) і додати такий же об'єм розчину карбонату натрію. Спостерігати утворення білого аморфного осаду і виділення бульбашок газу. Записати рівняння реакції, враховуючи повний гідроліз карбонату алюмінію.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Дати визначення кислоти, основи і солі з позиції теорії електролітичної дисоціації.
2. Написати рівняння дисоціації на іони сполук-електролітів: H_3PO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, враховуючи можливість ступінчатої дисоціації. Розділити електроліти на сильні, слабкі та середньої сили.
3. До кожної з речовин: $NaCl$, $CuSO_4$, $Al(OH)_3$, $Ca(HCO_3)_2$ додали розчин натрій гідроксиду. В яких випадках відбулись реакції? Виразити їх молекулярними та іонними рівняннями.
4. Визначити pH 0,001 М розчинів HCl, H_2SO_4 та NaOH (дисоціацію вважати повною).
5. Визначити ступінь дисоціації, концентрацію йонів гідрогену і pH 0,01 М розчину оцтової кислоти.
6. Навести приклади солей, розчини яких мають кисле, лужне та нейтральне середовище.
7. Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій гідролізу солей: NH_4Cl, $MgCl_2$, K_2CO_3, $(NH_4)_2S$. Яке значення *pH* мають розчини цих солей?

Лабораторне заняття 7

Тема. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.

Мета. Вивчити хімічні властивості металів – відношення до води, кислот, лугів, солей. Пов'язати хімічну активність металів у водних розчинах з величинами їх стандартних електродних потенціалів.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Розташування металів у періодичній системі.
2. Кристалічна будова металів.
3. Фізичні властивості металів.
4. Основні хімічні властивості металів.
5. Загальні способи добування металів. Використання металів у техніці.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Головна особливість металів – здатність легко віддавати електрони при хімічних реакціях, проявляючи тільки відновні властивості. Атом металу перетворюється при цьому в додатньо заряджений іон: $Me - ne = Me^{n+}$.

Серед елементів періодичної системи переважаюча більшість – метали. Це *s* – метали (I, II групи, головні підгрупи, крім водню і гелію), *d*-, *f* – метали (побічні підгрупи всіх груп періодичної системи) та *p* – метали (лівий нижній кут *p*-елементів від діагоналі "бор-астат").

Відновна здатність металів при реакціях у водних розчинах визначається місцем металу у ряду напруг, де метали розташовані в порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів, φ_0, В (*таблиця 7).* Більш активним є той метал, стандартний потенціал якого менший. Стандартний потенціал системи $2H^+/H_2$ прийнято рівним нулю. Метал, який розміщений ближче до початку ряду напруг, і має менше значення стандартного потенціалу, є активнішим від тих членів ряду, що стоять за ним, і може витісняти їх з водних розчинів солей:

$Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb$;

$Cu + Hg(NO_3)_2 = Cu(NO_3)_2 + Hg$.

Потенціал **витіснення водню з води** (pH =7) становить – 0,41B. Отже, водень з води можуть витісняти ті метали, потенціал яких менший, ніж – 0,41B. Це метали від початку ряду напруг до заліза включно $(\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B)$. Наприклад:

$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2$

Проте метали від алюмінію по хром /включно/ захищаються щільною нерозчинною оксидною плівкою і реакція практично не іде.

Взаємодія металів з кислотами наведена в таблиці:

Таблиця 7.1

Взаємодія з кислотами HCl, H_2SO_4, HNO_3 металів K, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Які метали взаємодіють
Конц. HCl Розв.	H^+	H_2	Усі метали, що розміщені ліворуч H_2
Розв. H_2SO_4	H^+	H_2	Усі метали, що розміщені ліворуч H_2
Конц.	S^{+6}	SO_2	Малоактивні метали від Fe, Co, Cr пасивуються
		H_2S, S	Активні метали до Cr, Al пасивується
Розв. HNO_3	N^{+5}	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
Конц.	N^{+5}	N_2O, N_2, NH_4NO_3	Активні метали до Cr
		NO_2	Усі метали, окрім Pt, Au; Al, Cu, Fe, Co, Ni пасивуються

На підставі цієї таблиці можна записати ряд реакцій:

$Zn+HCl=ZnCl_2+H_2$

$Zn+H_2SO_4$ (розб.)$=ZnSO_4+H_2$

Приклади рівнянь реакцій, де не утворюється водень, оскільки ці кислоти мають окислювальні властивості.

$3Zn+4H_2SO_4$ (конц.)$=3ZnSO_4+S+4H_2O$

$Sn+2H_2SO_4$ (конц)$=SnSO_4+SO_2+2H_2O$

$3Zn+4HNO_3$ (конц.)$=3Zn(NO_3)_2+2NO_2+2H_2O$

$5Zn+12HNO_3$ (розб.)$=5Zn(NO_3)_2+N_2+6H_2O$

$4Mg+10HNO_3$ (розб.)$=4Mg(NO_3)_2+NH_4NO_3+3H_2O$

Суміш нітратної і хлоридної кислот (“царська горілка”) окислює всі метали, крім компактних осмію, родію та іридію:

$Au + H\overset{+5}{N}O_3 + 3HCl \rightarrow A\overset{+3}{u}Cl_3 + \overset{+2}{N}O\uparrow + 2H_2O$;

$3Pt^0 + 4H\overset{+5}{N}O_3 + 12HCl \rightarrow 3\overset{+4}{Pt}Cl_4 + 4\overset{+2}{N}O\uparrow + 8H_2O$.

З лугами взаємодіють метали, що мають амфотерні оксиди і гідроксиди. При цьому водень виділяється, якщо метал достатньо активний:

$Zn+2NaOH=Na_2ZnO_2+H_2\uparrow$

натрій цинкат

$2Zn+2NaOH+2H_2O=2Na_2[Zn(OH)_4]+H_2\uparrow$;

натрій цинкат

$2Al+6NaOH+6H_2O=2Na_3[Al(OH)_6]+3H_2\uparrow$;

натрій алюмінат

$Sn+2NaOH+4H_2O=Na_2[Sn(OH)_6]+2H_2\uparrow$;

натрій станат

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою.

У фарфорову чашку налити до половини води і добавити 2-3 краплі фенолфталеїну. Пінцетом опустити невеликий шматочок натрію або кальцію. Який газ виділяється під час реакції? Пояснити зміну забарвлення води. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 2. **Дія кислот-неокисників на метали.**

У три пробірки налити 2-3 *мл* розведеної сульфатної або хлоридної кислоти і опустити в них кусочки металів: цинку, заліза, міді. Записати величини стандартних електродних потенціалів і пояснити різницю у властивостях металів. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 3. **Дія кислот-окисників на метали.**

У три пробірки налити по 2-3 *мл* розведеної нітратної кислоти і опустити в них кусочки металів: цинку, олова, міді. Який газ виділяється під час реакції? Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 4. **Дія лугів на метали.**

У три пробірки налити по 2-3 *мл* розчину лугу (*NaOH* або *KOH*) і опустити в них кусочки металів: алюмінію, цинку, заліза. Що спостерігається? Пояснити різницю в поведінці металів. Записати рівняння реакцій, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 5. **Дія розчинів солей на метали.**

В одну пробірку налити 2-3 *мл* розчину купрум сульфату, а в іншу – розчину цинк сульфату. В обидві пробірки опустити кусочки заліза. Записати рівняння реакції. Пояснити спостереження на основі значень стандартних потенціалів металів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Які з поданих реакцій відбуваються у водних розчинах?

1) $Mg + HCl \rightarrow$ 2) $Ca + HCl \rightarrow$ 3) $Cu + HCl \rightarrow$ 4) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow$ 5) $Hg + CuSO_4 \rightarrow$ 6) $Na + H_2O \rightarrow$ 7) $Fe + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ 8) $Ni + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow$ 9) $Al + Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow$ 10) $Ni + H_2O \rightarrow$ 11) $Fe + ZnCl_2 \rightarrow$ 12) $Mg + ZnSO_4 \rightarrow$

2. Закінчити рівняння, урівняти їх методом електронного балансу:

1) $Cu + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow$ 2) $Zn + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow$ 3) $Fe + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow$ 4) $Ag + HNO_3$ (розб.) $\rightarrow$ 5) $Al + HNO_3$ (розб.) $\rightarrow$ 6) $Mg + H_2SO_4$ (розб.) $\rightarrow$

3. Закінчити рівняння реакції:

1) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow$

2) $Zn + NaOH + H_2O \rightarrow$

4. Яким повинен бути вихід хрому, при отриманні його алюмотермічним способом з хром (III) оксиду Cr_2O_3 масою 1 т, якщо надлишок цього оксиду складає 12 %. Яка маса алюмінію для цього потрібна?

5. Яка масова частка домішок в залізній руді, якщо при виготовленні чавуну на кожну тисячу тони руди витрачається вапняк масою 175 т і при цьому утворюється шлак масою 328 т.

Лабораторне заняття 8
Тема. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ.

Мета. Ознайомитися з основними хімічними властивості неметалів, навчитися складати рівняння хімічних реакцій

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Назвати елементи неметали. Назвати найбільш активний елемент-галоген.
2. Пояснити з якими речовинами здатний реагувати хлор.
3. Пояснити які властивості виявляє оксиген: окислювальні чи відновні.
4. Пояснити чому в лабораторних умовах азот не взаємодіє з воднем.
5. Назвати які властивості виявляє Силіцій.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Неметали – це хімічні елементи, атоми яких здатні приєднувати електрони або утворювати спільні електронні пари. До неметалів належать Гідроген, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флуор, Фосфор, Сульфур, Хлор, Бром, Йод та інші. У періодичній системі вони переважно розташовані у правій верхній частині, а Гідроген займає окреме положення.

Для неметалів характерні невисокі температури плавлення і кипіння порівняно з більшістю металів. За звичайних умов вони можуть перебувати в різних агрегатних станах. Наприклад, Оксиген і Нітроген – гази, Бром – рідина, а Карбон, Сульфур і Фосфор – тверді речовини.

Тверді неметали, як правило, крихкі, не мають металічного блиску та погано проводять тепло й електричний струм. Винятком є графіт – алотропна форма Карбону, яка добре проводить електричний струм. Неметали можуть мати різне забарвлення: Сульфур жовтий, Фосфор може бути білим або червоним, Хлор – жовто-зелений газ, Бром – червоно-бура рідина.

Атоми неметалів мають відносно високу електронегативність і здатність притягувати електрони. Тому в хімічних реакціях вони часто приймають електрони, перетворюючись на негативно заряджені йони, або утворюють ковалентні зв’язки за рахунок спільних електронних пар.

Неметали реагують із металами з утворенням солей. Наприклад:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

З іншими неметалами вони переважно утворюють ковалентні сполуки. Наприклад, Гідроген і Оксиген утворюють воду:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

Багато неметалів реагують з Оксигеном, утворюючи оксиди. Оксиди неметалів часто мають кислотний характер: $C + O_2 \rightarrow CO_2$.

Важливою властивістю неметалів є їхня участь в окисно-відновних реакціях. Вони можуть виступати як окисники, приймаючи електрони від інших речовин. Деякі неметали, наприклад Оксиген і Хлор, мають високу окиснювальну здатність.

Неметали мають велике значення для живої природи, харчових технологій, медицини та промисловості. Оксиген необхідний для дихання, Карбон входить до складу органічних речовин, Нітроген – білків і нуклеїнових кислот, Фосфор – нуклеотидів, а Сульфур є складовою деяких амінокислот. Галогени та їхні

сполуки використовують для знезараження води, виробництва харчових добавок, полімерів та інших матеріалів.

Отже, неметали характеризуються різноманітними фізичними та хімічними властивостями, а їхні сполуки відіграють важливу роль у природі та практичній діяльності людини.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Отримання кисню

а) Помістити в пробірку 2-3 мікрошпателі кристалів калій перманганату, закріпити пробірку в штативі вертикально і нагріти на пальнику. Внести в пробірку тліючу скіпку і переконатися у виділенні кисню.

Написати рівняння розкладу калій перманганату, враховуючи, що утворюється калій манганат, манган (IV) оксид та кисень.

б) У плоскодонну колбу налити 10-15 мл концентрованого (30 %) розчину гідроген пероксиду, додати невелику кількість (на кінці шпателя) порошку манган (IV) оксиду. який каталізує реакцію. Внести в пробірку тліючу скіпку і переконатися у виділенні кисню. Записати рівняння реакції.

Дослід 2. Горіння простих та складних речовин у кисні.

Внести за допомогою залізної ложечки запалену на повітрі сірку у колбу з киснем (дослід 1). Порівняти інтенсивність горіння сірки на повітрі і в атмосфері кисню. Записати реакцію горіння сірки. Що спостерігаємо? Записати рівняння реакції.

Виконати аналогічно до попереднього досліду горіння в атмосфері кисню таких речовин: червоного фосфору, деревного вугілля, стрічки магнію. Записати рівняння реакції.

Дослід 3. **Хімічні властивості галогенів.**

а) Якісне виявлення йоду.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду добавити 1-2 мл розчину калій йодиду, а через 1 хв. 1 мл розчину крохмалю. Що спостерігається? Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

б) Характерні реакції на іони галогенів.

Утворення осадів AgCl, AgBr і AgJ є реакцією, характерною на іони галогенів. Отримайте вказані речовини реакцією обміну. Необхідні розчини солей брати в кількості 4-5 крапель. До отриманих розчинів додати по 2-3 краплі розчину нітратної кислоти. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, які відбуваються, відзначте колір отриманих осадів і результат дії на них нітратної кислоти.

Дослід 4. Отримання аміаку і вивчення його властивостей. Якісна реакція на NH_4^+ - іон.

В пробірку поміщають 5-6 крапель 0,5н розчину амоній хлориду, додають 5-6 крапель 2н розчину натрій гідроксиду. На слабкому полум'ї пальника підігріти розчин. До отвору пробірки піднести мокрий лакмусовий папірець і відзначте зміну забарвлення. До отвору пробірки піднести паличку, змочену концентрованою соляною кислотою. Відзначте появу білого диму.

Написати рівняння реакцій: а) отримання аміаку; б) взаємодії аміаку з водою, яка частково приводить до утворення іону амонію, в) взаємодії аміаку з хлоридною кислотою.

Дослід 5. Відновні властивості аміаку.

У дві пробірки внести окремо по 3-4 краплі 0,5н розчинів калій перманганату і калій біхромату. В кожну з пробірок додати по 3-5 крапель 25%-ного розчину аміаку. В кожному випадку розчини злегка підігріти до зміни їх забарвлення.

Написати відповідні рівняння реакцій, враховуючи, що в кожному випадку аміак головним чином окиснюється до молекулярного азоту, перманганат відновлюється до MnO_2, а калій біхромат - до Cr_2O_3. У всіх випадках відзначте зміну забарвлення розчину.

Дослід 6. Отримання диоксиду вуглецю і його розчинення у воді.

Підготовлену пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-6 крапель). В іншу пробірку помістити шматочок крейди, додати 10 мл 2н розчину хлоридної кислоти і закрити пробірку корком з газовідвідною трубкою. Кінець газовідвідної трубки занурити в нейтральний розчин лакмусу. Пропускати газ 2-3 хв.. Відзначити зміну забарвлення лакмусу.

Написати схему рівноваги, яка існує у водному розчині діоксиду вуглецю. Як зміститься рівновага при додаванні у розчин лугу? кислоти? Вказати причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Яка речовина не містить атомів карбону:

1) крейда; 2) гіпс; 3) сода; 4) графіт; 5) фулерен.

2. До якого класу неорганічних сполук належить CO_2:

1) основа; 2) основний оксид; 3) кислотний оксид; 4) амфотерний оксид; 5) сіль.

3. Записати електронну формулу атома Карбону. Вказати кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

4. Скільки грамів фосфору потрібно спалити для одержання 1 моль фосфорного ангідриду.

5. Яку масу фосфору можна отримати із 5,1 кг фосфориту $Ca_3(PO_4)_2$.

6. Визначити об’єм амоніаку, необхідний для приготування 100 г 10 % розчину амоній гідроксиду.

7. Яка маса сірки повинна згоріти для одержання 2 моль сульфур (IV) оксиду.

8. При зливанні водних розчинів хлоридної кислоти та натрій сульфіду виділяється газ із неприємним запахом. Вказати його молекулярну масу.

9. Який об’єм гідроген хлориду в літрах (н.у.) треба взяти для нейтралізації розчину, що містить 40 г натрій гідроксиду.

10. Вказати кількість електронів, які приймає Хлор в даній окисно-відновній реакції:

$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$

Лабораторне заняття 9

Тема. СПОСОБИ ОЧИСТКИ ОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН.

Мета. Засвоїти основні способи очистки органічних сполук.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які етапи включає процес кристалізації? Вимоги до розчинника. Описати методику перекристалізації.
2. Як розрізняють перегонки за умовами проведення? Які типи перегонок ви знаєте? У яких випадках вони застосовуються?
3. Закон Рауля. Відносна леткість.
4. Які рідкі суміші можна розділити? Що таке ректифікація?
5. Як проводити перегонку при атмосферному тиску?
6. Як проводити сублімацію?
7. Для чого використовується екстракція? Опишіть методику її проведення.
8. Що таке коефіцієнт розподілення? Як працює апарат Сокслета?

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Органічні речовини, що виділені із природних джерел (чи одержані синтетично), часто забруднені різними домішками. Ось чому, перш ніж приступити до вивчення органічних сполук, необхідно одержати їх у чистому вигляді.

Для виділення і очищення органічних сполук застосовуються такі методи: кристалізація, сублімація, екстракція, перегонки, хроматографія (на папері, на колонках з адсорбентом, тонкошарова) та ін. Показниками ступеню чистоти одержаної органічної речовини є фізичні константи: температура плавлення (загустіння), температура кипіння (замерзання), питома вага (густина), показник заломлення світла, молекулярна рефракція та ін.

Кристалізація - один з найширше застосовуваних методів очищення твердих речовин, а також розділення сумішей. Принцип даного методу ґрунтується на різній розчинності речовин в розчиннику залежно від його температури.

Процес кристалізації включає:

1) приготування нагрітого насиченого розчину речовини у відповідному розчиннику;

2) фільтрування гарячого розчину від нерозчинених домішок,

3) охолодження розчину, яке призводить до кристалізації,

4) відділення кристалів від маточного розчину,

5) сушка кристалів.

Для успішного проведення кристалізації важливе значення має правильний вибір розчинника. Одна з головних вимог до розчинника полягає в тому, щоб останній розчиняв речовину, яку потрібно кристалізувати, значно краще при нагріванні, ніж на холоді. Розчинник не повинен розчиняти домішки (в такому випадку їх можна буде відфільтрувати) або, навпаки, повинен розчиняти їх дуже

добре (тоді при охолодженні розчину вони не випадуть разом з основним продуктом і залишаться в маточному розчині). Відомості про розчинність органічних сполук можна знайти в довідковій літературі, а якщо такі дані відсутні, то підбирають відповідний розчинник на основі пробних дослідів в пробірках. При цьому треба мати на увазі, що "подібне розчиняє подібне".

Гарячий розчин, насичений речовиною, яку потрібно кристалізувати, відфільтровують від нерозчинених домішок, потім фільтрат охолоджують. Осад, що випадає при охолодженні, відділяють фільтруванням, промивають свіжим розчинником, а потім сушать. Для більш повного виділення осаду охолодження можна проводити у охолоджуючих сумішах.

При розчиненні органічних сполук, що містять смолисті домішки, останні можуть надати забарвлення розчину. Забарвлені домішки, як правило, ускладнюють кристалізацію основного продукту. Ці домішки за фізико-хімічними властивостями в більшості випадків відрізняються від основного продукту і можуть бути видалені з розчину за допомогою адсорбентів.

Сублімацію (або возгонку) застосовують для очищення твердих речовин, які при нагріванні минаючи рідку фазу (не плавлячись), переходять у пару, яка при охолодженні легко знову конденсується у твердий стан.

Дистиля́ція, перегонка – процес розділення твердих або рідких речовин (чи їхньох суміші) на складові частини (компоненти) шляхом випаровування з наступною конденсацією без доступу повітря. Процес дистиляції заснований на різній здатності речовин переходити в пароподібний стан у залежності від температури і тиску.

При дистиляції рідину нагрівають у колбі (перегінному кубі) до температури кипіння, пару пропускають через холодильник, де вона збирається, утворюючи очищений від домішок дистилят (наприклад, дистильована вода). Дробова дистиляція слугує для розділення рідин, що киплять при різній температурі. У міру підвищення температури кипіння суміші змінюють приймач і отримують ряд фракцій дистиляту. Повторну дистиляцію для більш досконалого очищення називають ректифікацією.

Шляхом дистиляції неможливо розділити азеотропні суміші рідин, тобто суміші рідин, що киплять при даному зовнішньому тиску при постійній температурі без зміни складу. Прикладом такої суміші є 96 % водний розчин етилового спирту, який кипить за температури 78,17 °С.

Екстракція базується на використанні різниці в розчинності органічних речовин і домішок в тому чи іншому розчиннику. Підбирають відповідний розчинник, який добре розчиняє необхідну речовину і погано розчиняє домішки. Найчастіше в лабораторії органічної хімії екстрагування проводять з водних розчинів. Для виділення органічних речовин, що розчинені у воді, використовують подільну лійку. Ефір, ацетон, бензол, хлороформ, чотири хлористий вуглець та інші часто використовують як розчинники органічних сполук.

Знаючи коефіцієнт розподілення між обома розчинниками, можна легко визначити, скільки раз доцільно в даних умовах проводити видалення. Найкращого ефекту можна досягнути при неперервному видаленні. Для екстракції розчинної речовини із суміші твердих речовин, наприклад, ефірів, пахучих речовин з квітів, кори дерев тощо, використовують апарат Сокслета, в якому і відбувається багаторазове неперервне видалення.

В багатьох випадках при видаленні з водної фази рекомендують перед тим наситити водний розчин якою-небудь сіллю. В результаті цього коефіцієнт розподілення речовини, як правило, змінюється в сприятливу сторону, полегшується розділення шарів і зменшуються втрати розчинника за рахунок розчинення його у воді.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Кристалізація бензойної кислоти.

У склянку або колбу ємністю на 35 - 50 мл наливають 25 мл води та додають 0,5 г забрудненої бензойної кислоти, вміст нагрівають до початку кипіння; при цьому бензойна кислота повністю розчиняється. Одночасно, в окремій колбі нагрівають воду, яка знадобиться в подальшому для змивання, а також готують пристрій для гарячого фільтрування: на дно склянки наливають 2 - 3 мл води так, щоб дно склянки було цілком покрите водою і вільно вставляють конічну лійку зі складчастим фільтром; нагрівають воду до кипіння.

Після того як пари води обігріють лійку, на фільтр обережно виливають гарячий розчин бензойної кислоти. Колбу, у якій проводилося розчинення, двічі споліскують гарячою водою (по 2 - 3 мл).

Гарячий розчин швидко фільтрують через маленький складчастий фільтр. В процесі фільтрування нерозчинні домішки залишаються на фільтрі.

Одержаний гарячий фільтрат ділять на дві частини (А і Б). ФільтратА швидко охолоджують, занурюючи пробірку в воду з льодом; бензойна кислота випадає при цьому у вигляді маленьких кристалів. Другу частину фільтрату Б залишають повільно охолоджуватися на повітрі (20-25 хвилин); утворюються великі пластинчасті кристали. При роботі з щавлевою кислотою розчиняють 2 г кислоти в 5 мл води та роблять так само, як описано вище. Щавлева кислота кристалізується у вигляді голок; і в цьому випадку величина кристалів теж залежить від швидкості охолодження.

Дослід 2. Сублімація нафталіну.

В стакан насипають 0,5-1 г нафталіну і накривають годинниковим склом. Стакан обережно підігрівають на пісочній бані. При цьому пари сублімованого нафталіну охолоджуються на поверхні годинникового скла і осідають на ньому у вигляді кристалів.

На скло необхідно покласти вату, змочену холодною водою. Якщо пари виділяються інтенсивно, стакан знімають з пісочної бані. Після охолодження годинникове скло обережно знімають. На ньому видно чисті кристали нафталіну чи іншої речовини. Домішки, які не сублімуються, залишаються в стакані. Інші прості пристрої для сублімації при атмосферному тиску зображено на рис. 9.

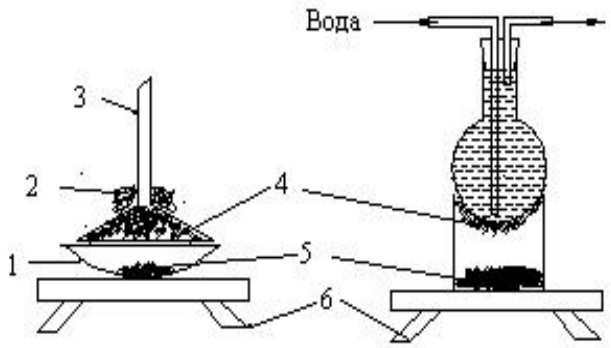


Рис. 9. Пристрої для сублімації речовин: 1 - порцелянова чашка, 2 – змочена водою вата, 3 – лійка,4 – сублімована речовина, 5 - речовина з домішками, 6 – електроплитка.

Порцелянову чашку накривають лійкою, яка за діаметром трохи менше від чашки. Вузький кінець лійки нещільно закривають ватою, а для того щоб сублімована речовина не попала знову в чашку, її закривають круглим листком фільтрувального паперу з декількома отворами в ньому. На зовнішню сторону лійки можна положити вату, що змочена водою для кращого охолодження.

У другому пристрої для сублімування речовину вміщують у низький стакана без носика і закривають круглодонною колбою, через яку пропускають воду. При високих температурах сублімації вода в колбі може бути і непроточною. В процесі сублімації нагрівати речовину потрібно дуже повільно.

Дослід 3. Проста перегонка з колбою Вюрца.

Для перегонки забруднених рідин (перегонки води, спирту, хлороформу, ацетону та ін.) складають установку (рис. 10). При збиранні установки необхідно звернути увагу на те, щоб ртутна кулька термометра знаходилася приблизно на 0,5 см нижче отвору відвідної трубки і щоб він добре обмивався парою рідини, яку переганяють. В колбу Вюрца наливають рідину для перегонки на дві третини її об'єму, додають декілька шматочків битого фарфору і закривають пробкою з термометром так, щоб ртуть термометра була дещо нижче рівня відвідної трубки. При допомозі пробки відвідну трубку колби Вюрца з'єднують з холодильником, через який циркулює холодна вода. На вільний кінець холодильника з пробкою надівають алонж і опускають його в колбу-приймач. Колба Вюрца закріплюється над джерелом нагрівання (колбонагрівач). Усі частини приладу з'єднують герметично, щоб через них не проходила пара.

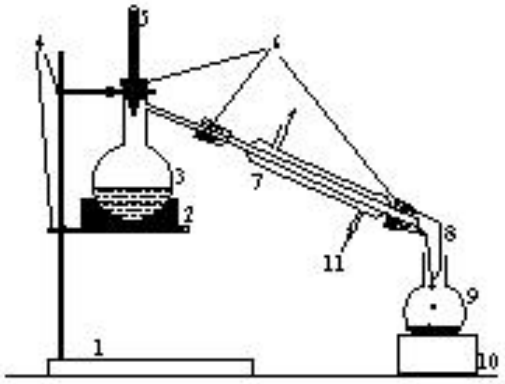


Рис. 10. Установка для простої перегонки з колбою Вюрца: 1 – штатив, 2 колбонагрівач, 3 – колба Вюрца, 4 – держаки, 5 –термометр, 6 – гумові пробки, 7 – холодильник, 8 – алонж, 9 – колба-приймач, 10 – підставка.

Колба Вюрца нагрівається до кипіння рідини. Пара, що проходить через відвідну трубку в холодильник, охолоджується і конденсується в рідину, яка стікає в колбу-приймач. Термометр показує температуру кипіння рідини, що переганяється. Швидкість перегонки встановлюють в межах 2-3 краплі в секунду. Потрібно ретельно слідкувати за тим, щоб внутрішній об’єм приладів, що не передбачені для роботи під тиском, завжди був з’єднаний з атмосферою.

Після закінчення перегонки витирають приймачі, якщо вони охолоджувалися водою, і зважують їх. З охолодженої перегінної посудини, виймають пробку з термометром і від’єднують холодильну трубку, а посудину із залишком зважують. Всі дані записують в робочий журнал, після чого обраховують долю кожної фракції від загальної кількості взятої суміші (в %), а також залишку.

Дослід 4. Екстракція.

У ділильну лійку ємністю 50-100 мл наливають 10-15 мл 5% водного розчину гідрохінону і 5-10 мл діетилового етеру (рис. 11). Лійку закривають пробкою (1) і перевертають краном (4) уверх, підтримуючи однією рукою пробку, а другою - кран і енергійно струшують 2-3 хв. В процесі струшування необхідно кілька разів на короткий час відкривати пробку для випуску пари етеру. Після цього перевертають лійку пробкою уверх, ставлять її в штатив на кілька хвилин для розділення водного (3) та етерного (2) шарів.

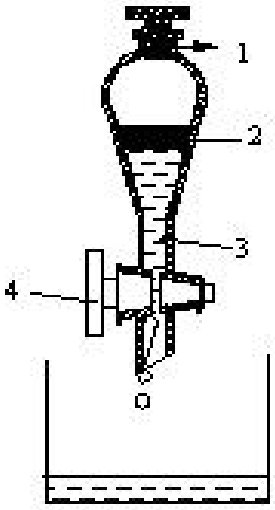


Рис 11. Ділильна лійка.

Потім відкривають пробку і через кран виливають спочатку увесь водний шар в колбу, а етерний шар через верхній отвір лійки в іншу суху та чисту колбу. Частину етерної витяжки наливають на годинникове скло і випаровують у витяжній шафі на теплій водяній бані (подалі від вогню). На годинниковому склі залишається гідрохінон.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Для очищення 0,5 г забрудненої бензойної кислоти використали 25 мл води. Після охолодження та фільтрування отримали 0,38 г чистої бензойної кислоти. Обчисліть вихід очищеної речовини у відсотках.

2. Поясніть, чому при повільному охолодженні гарячого розчину бензойної кислоти утворюються більші кристали, ніж при швидкому охолодженні. Який спосіб охолодження доцільніше використовувати для отримання великих кристалів?

3. Для перекристалізації органічної речовини запропоновано воду, етанол і гексан. Речовина добре розчиняється в етанолі при нагріванні та майже не розчиняється при охолодженні. Який розчинник доцільно вибрати? Обґрунтуйте відповідь.

4. У суміші містяться нафталін і нерозчинна домішка. Запропонуйте спосіб очищення нафталіну та поясніть, на якій властивості речовини ґрунтується цей метод.

5. Суміш містить дві рідини з температурами кипіння 78 °С і 100 °С. Який метод розділення доцільно застосувати? Яка речовина першою перейде в дистилят? Обґрунтуйте відповідь.

6. Гідрохінон міститься у водному розчині. Для його вилучення використали діетиловий етер. Опишіть послідовність операцій під час екстракції за допомогою ділильної лійки та поясніть, навіщо під час струшування періодично відкривають пробку.

Лабораторне заняття 10

Тема: АЛКАНИ. АЛКЕНИ.

Мета: Засвоїти основи класифікації органічних сполук. Закріпити знання про методи добування та хімічні властивості вуглеводнів.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація органічних сполук.
2. Поняття про гомологічні ряди і функціональні групи (конкретні приклади).
3. Ізомерія органічних сполук на прикладі вуглеводнів.
4. Хімічні та фізичні властивості алканів.
5. Знаходження вуглеводнів у природі.
6. Хімічні властивості ненасичених вуглеводнів.
7. Якісні реакції ненасичених вуглеводнів.
8. Наведіть приклади, що ілюструють правила Марковникова та Зайцева.
9. Полімеризація.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Органічна хімія – це хімія сполук Карбону (органічних сполук). За іншим визначенням органічна хімія — це хімія вуглеводнів та їх похідних. Основою органічної хімії є структурна теорія, або теорія хімічної будови органічних сполук, яку розробили в другій половині XIX ст. і в яку величезний внесок зробила наукова школа російського хіміка О.М. Бутлерова.

Основні положення структурної теорії:

1) Атоми в органічних молекулах сполучені між собою у певній послідовності відповідно до їх валентності. Ця послідовність називається хімічною будовою. Карбон у всіх органічних сполуках чотиривалентний.

2) Хімічну будову можна виразити структурною формулою, в якій хімічні зв'язки між атомами зображуються рисочками. Загальне число рисочок, що відходять від коленого атома, дорівнює його валентності.

3) Фізичні та хімічні властивості речовин залежать не лише від їх кількісного і якісного складу, але й від будови молекул. Речовини, що оцисуються однаковою молекулярною формулою (Ізомери), можуть мати цілком різні фізичні й хімічні властивості.

4) Атоми в молекулі взаємно впливають один на одного. Властивості кожного атома залежать не лише від його природи, а й від його оточення.

Органічні сполуки, які складаються тільки з атомів карбону і гідрогену, називаються ***вуглеводнями.*** При цьому розрізняють гомологічні ряди ациклічних насичених та ненасичених вуглеводнів, які називають ***аліфатичними;*** насичених

циклічних вуглеводнів (C_nH_{2n}), які називають ***аліциклічними*** та ненасичених циклічних похідних бензолу - ***ароматичних*** сполук.

Інші органічні сполуки найчастіше можна розглядати як похідні вуглеводнів, до складу яких замість атомів гідрогену входять різні ***функціональні групи.*** Серед функціональних груп виділяють: гідроксильні групи -ОН спиртів, карбонільні групи >С=О альдегідів і кетонів, карбоксильні групи -СООН кислот, аміногрупи -NH_2 первинних амінів, групи -С=N нітрилів тощо. ***Вуглеводневими радикалами*** називаються одно- (іноді більше) валентні залишки, утворені послідовним відніманням від молекули вуглеводню атомів гідрогену. Наприклад:

CH_4 (метан); -CH_3 (метил);

C_2H_6 (етан); -C_2H_5 (етил);

C_3H_8 (пропан); -C_3H_7 (пропіл);

C_6H_6 (бензол); -C_6H_5 (феніл) тощо.

Для всіх класів органічних сполук дуже поширеним є **явище ізомерії**. Воно полягає в тому, що однаковому якісному і кількісному складу можуть відповідати декілька (не менше двох) речовин, які мають різну просторову будову, а від того й різні фізичні та хімічні властивості.

Назви органічних сполук утворюють згідно з правилами Міжнародного союзу чистої і прикладної хімії (ІЮПАК), які базуються, головним чином, на женевській номенклатурі. Ці назви створюються за наведеними нижче правилами.

1. Назву кожної сполуки утворюють, виходячи з назви найдовшого нерозгалуженого ланцюга атомів Карбону в молекулі.

2. Вибраний найдовший нерозгалужений ланцюг відповідає певному представнику гомологічного ряду. Гомологічний ряд, в свою чергу, позначається функціональним закінченням:

насичені вуглеводні позначаються закінченням -ан: CH_4 -метан, C_2H_6 - етан, C_3H_8 - пропан, C_4H_{10} - бутан і т.д.;

етиленові - закінченням - *ен:* C_2H_4 - етен, C_3H_6 -пропен, C_4H_8 - бутен;

ацетиленові - закінченням *–ін або ин:* C_2H_2 - етин, C_3H_4 -пропін, C_4H_6 - бутин;

спирти - закінченням -*ол:* CH_3OH - метанол, C_2H_5OH - етанол, C_3H_7OH - пропанол, C_4H_9OH - бутанол;

альдегіди - закінченням -аль: HCHO - метаналь, CH_3CHO — етаналь, C_2H_5CHO - пропаналь;

кетони - закінченням -*он:* пропанон, ацетон, бутанон.

Кислоти вважаються карбоксилвмісними похідними відповідного вуглеводню: CH_4 - метан HCOOH - метанова (мурашина) кислота;

C_2H_6 - етан CH_3COOH - етанова (оцтова) кислота;

C_3H_8 - пропан C_2H_5COOH - пропанова (пропіонова) кислота;

C_4H_{10} - бутан C_3H_7COOH - бутанова (масляна) кислота і т.д.

У амінів перед закінченням *-амін* вказуються радикали: $C_2H_5NH_2$ - етиламін, $(C_2H_5)_2NH$ - диетиламін, $(C_2H_5)_3N$ - триетиламін.

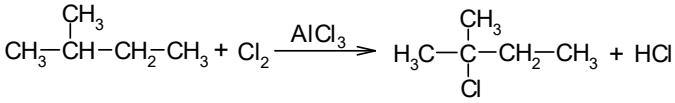
3. Положення замісників уздовж ланцюга атомів Карбону вказують після номера цих атомів. Нумерацію починають з того кінця, до якого ближче замісник. Якщо замісник повторюється кілька разів, у назві вказують його число префіксами ди-, три- і т.д., наприклад:

За наявності у вибраному ланцюгу кратного зв'язку нумерація атомів Карбону починається від кратного зв'язку:

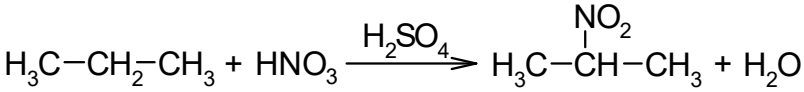
Остання цифра відповідає номеру атома Карбону, біля якого знаходиться кратний зв'язок.

Насичені вуглеводні (**алкани)** – це речовини, що важко вступають в реакції при звичайних температурах. Вони не здатні вступати в реакції приєднання. Найбільш характерні для них реакції - реакції *електрофільного заміщення*.

Взаємодія з галогенами. При взаємодії з галогенами найлегше заміщуються атоми Гідрогену, зв'язані з третинним атомом Карбону, гірше – біля вторинного і найгірше – біля первинного:

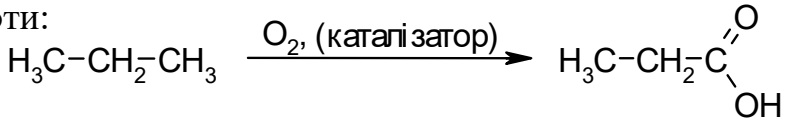


Реакція з нітратною кислотою (нітрування). Реакція нітрування алканів відома як реакція Коновалова. Концентрована нітратна кислота при нагріванні окислює насичені вуглеводні, а на холоді не діє на них. З розведеною нітратною кислотою при нагріванні і під тиском можливе заміщення гідрогену в вуглеводні на залишок нітратної кислоти $–NO_2$ (нітрогрупу). Заміщення відбувається біля менш гідрогенізованого атома Карбону:

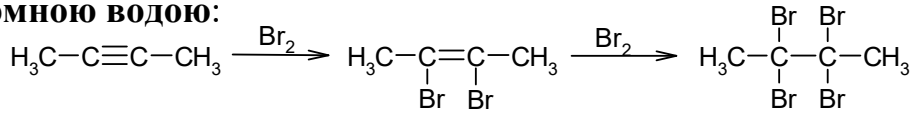


Відношення до дії окисників і високих температур. При низьких температурах алкани стійкі навіть до дії сильних окисників. Розчин перманганату калію ($KMnO_4$) чи хромова суміш ($K_2Cr_2O_7$ + $H_2SO_{4(конц.)}$) при кімнатній температурі не окислюють насичені вуглеводні.

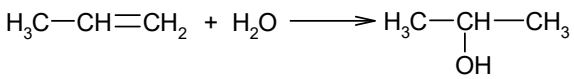
При високих температурах під дією кисню алкани спалахують і згоряють з утворенням CO_2 і H_2O, виділяючи велику кількість тепла. При низьких температурах і наявності каталізатора шляхом окиснення можна отримати карбонові кислоти:



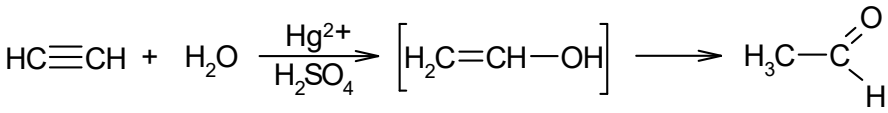
Для ненасичених вуглеводнів (**алкенів, алкінів)** характерні реакції *приєднання, окиснення і полімеризації.* Якісною реакцією на кратні зв'язки є **реакція з бромною водою**:



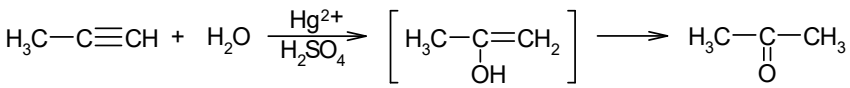
Реакція **гідратації** (чи гідрогалогенування) ненасичених вуглеводнів відбувається за правилом Марковнікова. Атом Гідрогену приєднується до більш гідрогенізованого атома Карбону, а гідроксильна група (чи галоген) – до Карбону, у якого атомів Гідрогену менше, чи взагалі нема:



При гідратації ацетилену, через проміжну сполуку (вініловий спирт), утворюється оцтовий альдегід (*реакція Кучерова*):

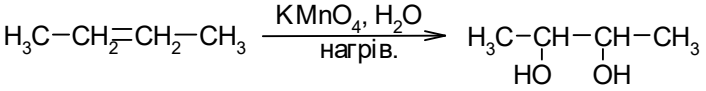


При гідратації гомологів ацетилену, так як реакція протікає за правилом Марковнікова, завжди утворюються кетони:

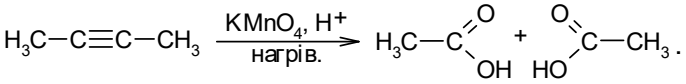


Залежно від умов ненасичені вуглеводні **окислюються** по різному. При високих температурах на повітрі вони згоряють, утворюючи CO_2 і H_2O.

За інших умов реакції окиснення можуть протікати без розриву подвійного (потрійного) зв'язку і з його розривом, залежно від умов і середовища. За м'яких умов окиснення алкенів іде до утворення двохатомних спиртів:



Окиснення алкінів відбувається з розривом потрійного зв'язку:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Якісне визначення вуглецю і водню.

На дно сухої пробірки насипають біля 0,1 *г*. порошку оксиду міді (I) і стільки ж органічної речовини (наприклад, глюкози). В верхню частину пробірки вкладають ватний тампон, на який насипають 2 *мм* шар безводного купрум

сульфату, пробірку закривають корком з трубкою, кінець якої занурюють в розчин барій гідрооксиду. Першу пробірку поступово нагрівають на полум'ї пальника, тримаючи її майже в горизонтальному положенні. Спостерігають посиніння шару купрум сульфату (доказ наявності водню) і помутніння баритової води (доказ наявності вуглецю). Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Якісне визначення галогенів в органічних сполуках.

Мідний дріт закручують на кінці з спіраль, прожарюють цей кінець дроту в полум'ї пальника, ще теплим занурюють в органічну сполуку, що містить галоген, наприклад у хлороформ $CHCl_3$ і швидко вносять знову у полум'я пальника, яке забарвлюється в яскраво зелений колір.

Дослід 3. Одержання та властивості метану.

У суху пробірку з газовідвідною трубкою насипають 1/4 її об'єму суміші, яка складається з однієї частини зневодненого CH_3COONa та двох частин попередньо прожареного натронного вапна. Пробірку з сумішшю нагрівають полум'ям пальника. Спочатку прогрівають всю пробірку, а потім сильно нагрівають суміш. Газ, що виділяється, пропускають в окремій пробірці з розчином $KMnO_4$. Який газ виділяється? Чи змінюється забарвлення розчину? Чому? Записати рівняння реакції повного і неповного горіння метану.

Дослід 4. Одержання та властивості етилену.

У суху пробірку з газовідвідною трубкою наливають 5-6 *мл* завчасно приготовленої суміші, що складається з однієї частини етилового спирту та трьох частин концентрованої сульфатної кислоти, і кидають маленький кусочок пемзи для рівномірного кипіння суміші. Пробірку закривають пробкою з газовідвідною трубкою і суміш обережно нагрівають. Газ, що виділяється, пропускають в окремій пробірці з розчином $KMnO_4$. Який газ виділяється? Чи змінюється забарвлення розчину? Чому? Записати рівняння реакцій. Записати рівняння реакції повного і неповного горіння етилену.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Написати схеми і назвати продукти реакцій пропену: а) гідратації; б) гідрування; в) окиснення розчином KMnO4; г) галогенування; д) полімеризації.

2. Написати схеми і назвати продукти реакцій 1-бутену з: а) воднем; б) водою; в) хлороводнем; г) полімеризації. Сформулювати правило Марковникова.

3. Відносна густина алкану за воднем дорівнює 29. Визначте молекулярну формулу цього алкану та назвіть його.

4. Алкен масою 5,6 г повністю прореагував із бромом масою 16 г. Визначте молекулярну формулу алкену та назвіть його.

5. Який об'єм водню (н. у.) необхідний для повного гідрування 11,2 л етилену? Який вуглеводень утвориться в результаті реакції?

6. Під час повного згоряння 8,4 г алкену утворилося 26,4 г CO_2. Визначте молекулярну формулу алкену та назвіть його.

7. Здійсніть такі перетворення:

$CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_5Cl$

Лабораторне заняття 11

ТЕМА: АЛКІНИ. АРЕНИ.

Мета: Закріпити знання про методи добування та хімічні властивості ненасичених вуглеводнів. Засвоїти номенклатуру, хімічні властивості та методи добування ароматичних вуглеводнів.

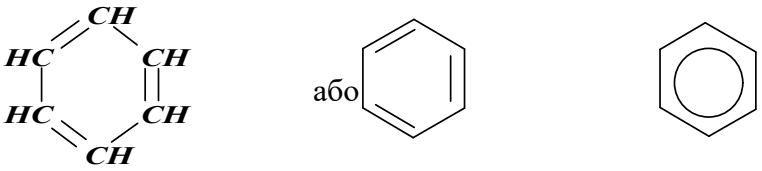
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Номенклатура, фізичні і хімічні властивості алкінів.
2. Методи добування алкінів.
3. Реакція Кучерова.
4. Кислотні властивості ацетилену. Ацетиленіди.
5. Які сполуки називають ароматичними?
6. Методи отримання бензену.
7. Які типи реакцій характерні для ароматичних вуглеводнів?

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Аренами, або ароматичними вуглеводнями, називаються органічні сполуки, молекули яких містять один або декілька циклів з шести атомів Карбону, - бензенове кільце. Бензен та його найпростіші гомологи – безбарвні рідини з характеринми запахами, що не змішуються з водою. Деякі вищі гомологи – тверді речовини.

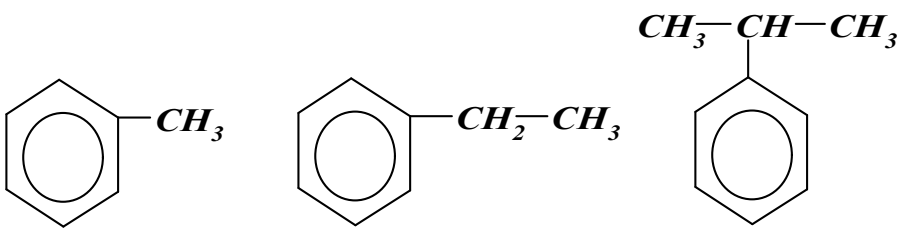
Бензен (бензол)



Між атомами Карбону існує σ-зв’язок і шестиелектронний кільцевий π-зв’язок, який охоплює одночасно всі шість атомів Карбону.

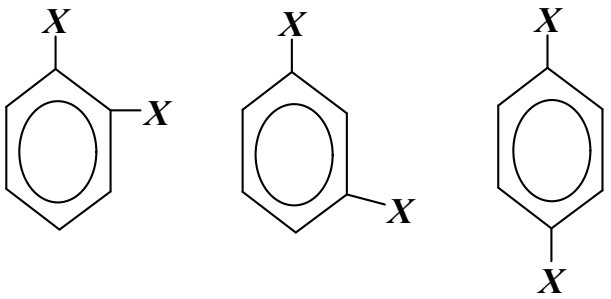
Гомологи бензену (бензолу)

Гомологи бензену – це похідні бензену, утворені в результаті заміщення атомів гідрогену бензенового ядра насиченими вуглеводневими радикалами.

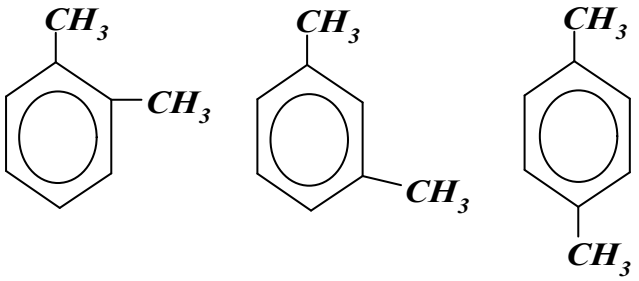


толуен етилбензен
ізопропілбензен

Якщо в бензені є не один, а кілька замісників, то для позначення їх положення атоми Карбона в ядрі нумерують.



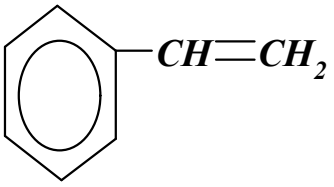
1,2- або орто- (о-) 1,3- або мета- (м-) 1,4- або пара- (п-)



о-ксилен 1,2-диметилбензен м-ксилен 1,3-диметилксилен п-ксилен 1,4-диметилбензен

Арени з ненасиченими бічним ланцюгом

Серед них найбільш поширеним є стирол (вінілбензен, фенілетилен): $C_6H_5-CH=CH_2$.



Стирол застосовують для одержання бутадієн-стирольного каучуку і пластмас.

Бензенове ядро дуже стійке і тому ароматичні сполуки, зокрема бензен – проявляють схильність до реакцій заміщення, подібно до парафінів. Наявність замісників в бензеновому ядрі змінює його стійкість і реакційну здатність.

Для ароматичних вуглеводнів характерні такі типи реакцій:

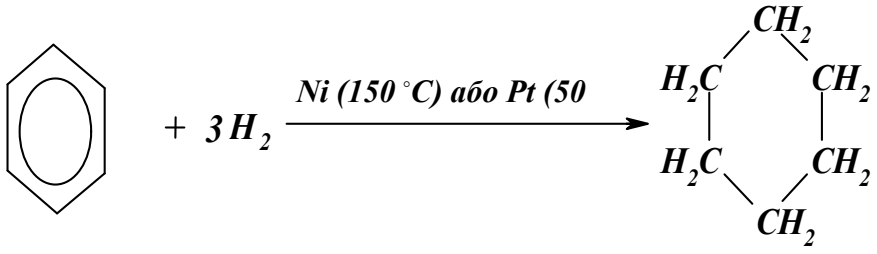
1) реакція заміщення;

2) реакції приєднання;

3) дія окислювачів.

Реакції приєднання:

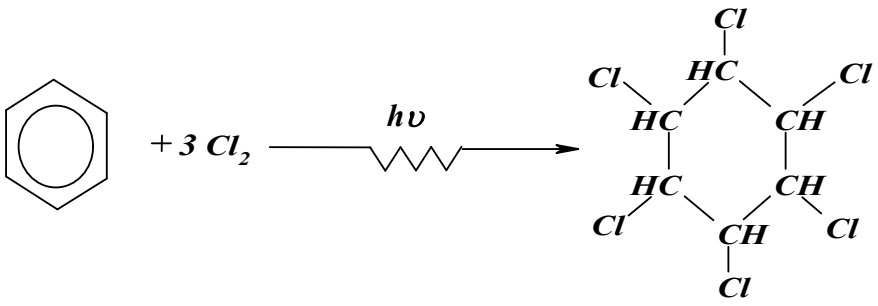
а) приєднання водню (реакція гідрування):



циклогекса
н

б) приєднання галогенів:

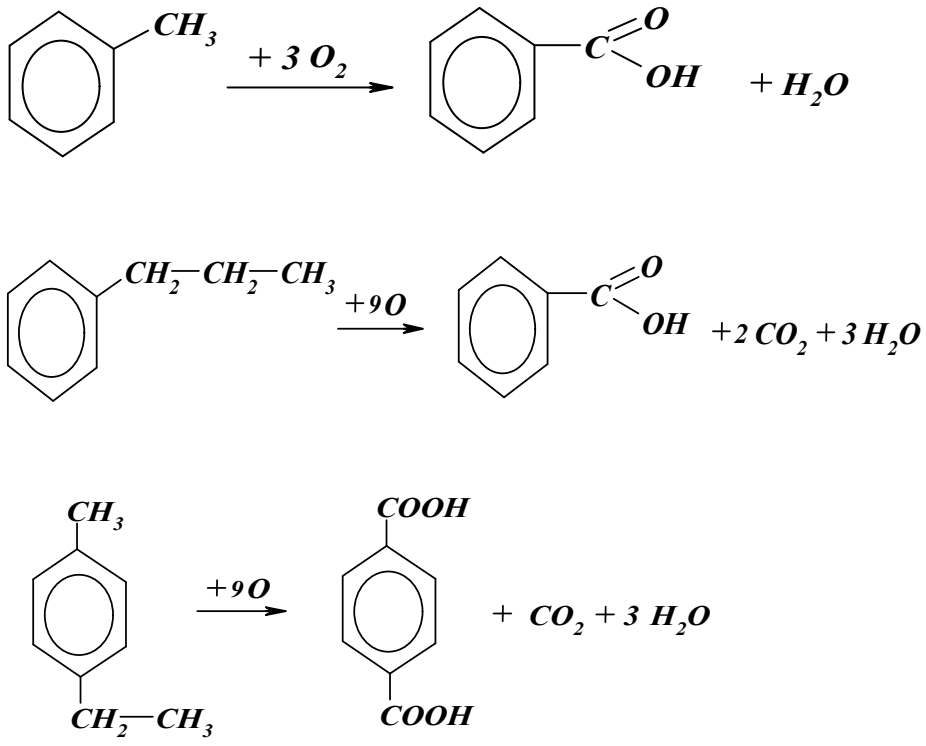
Якщо діяти хлором чи бромом на бензен при освітленні ультрафіолетовими промінями або прямим сонячним світлом, відбувається приєднання шести атомів галогена:



гексахлорциклогекса
н

Дія оскиснювачів

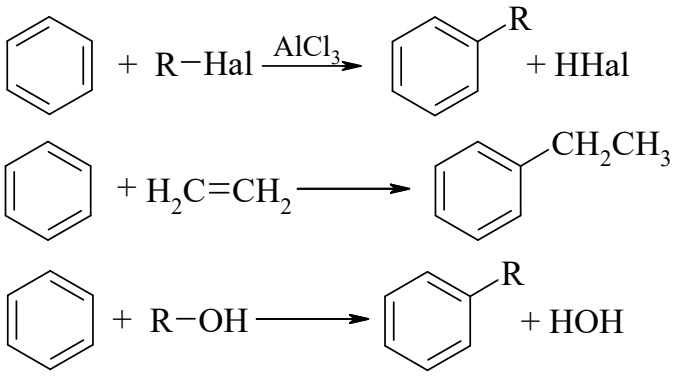
Бензен дуже стійкий до дії окислювачів. Він не окислюється при дії розбавленої HNO_3, розчина $KMnO_4$ тощо. Гомологи бензену окислюються значно легше. Але і в них бензенове ядро досить стійке до дії окисників, просте приєднання до ядра вуглеводневі радикали окислюються. Вуглеводневий радикал при дії окисників руйнується і перетворюється в карбоксильну групу, при цьому завжди утворюється бензойна кислота:



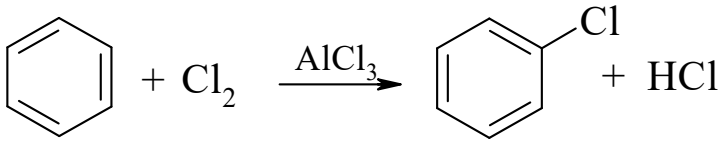
терефталева кислота

Реакції електрофільного заміщення

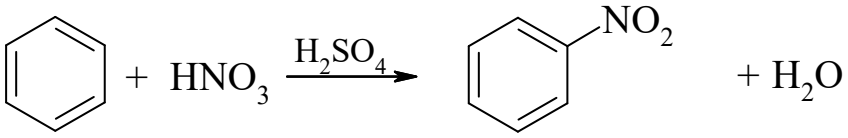
1. Алкілування за Фріделем-Крафтцом (каталізатор – кислоти Льюіса):



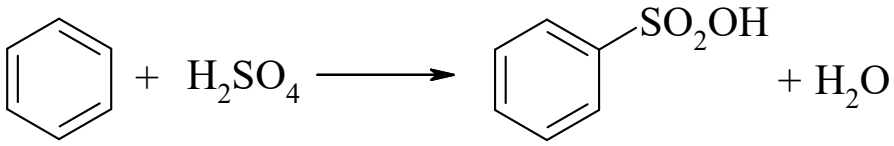
2. Галогенування:



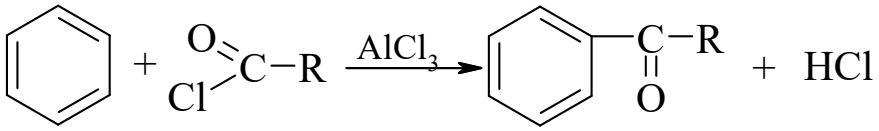
3. Нітрування:



4. Сульфування:



5. Ацилювання:



Правила заміщення в бензольному ядрі

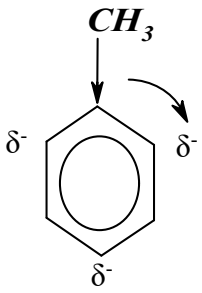
Якщо похідні бензолу вступають в реакції електрофільного заміщення, то новий замісник вступає переважно у певні положення відносно замісників, які вже є.

Усі замісники за їх напрямною дією поділяють на дві основних групи.

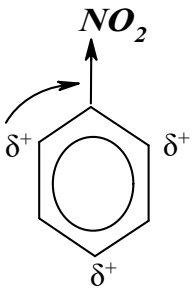
Замісники I роду – це електроно-донорні групи: $-OH$; $-NH_2$; $-NHR$; $-NR_1R_2$; $-Hal$. Вони спрямовують наступні замісники орто- і пара- положення.

Замісники II роду – це електронно-акцепторні групи: $-NO_2$; $-SO_3H$; $-COOH$; $-CN$. Вони спрямовують наступні замісники в мета-положення.

Місце приєднання нового електрофільного замісника ілюструють наведені нижче схеми поляризації бензинового ядра:



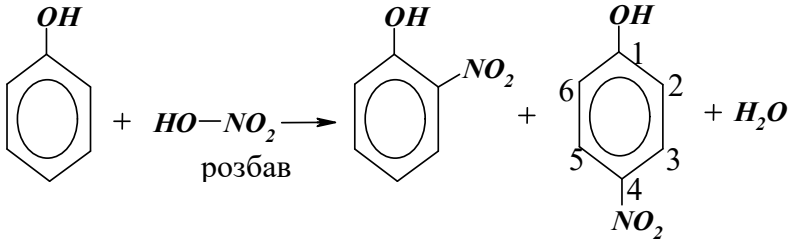
дія замісника I роду



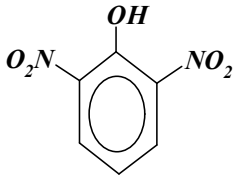
дія замісника II роду

Приклади реакцій заміщення в бензольному ядрі:

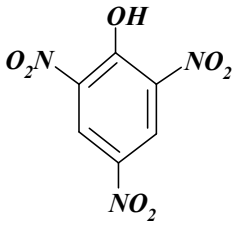
а)



В результаті дії концентрованої нітратної кислоти утворюється:

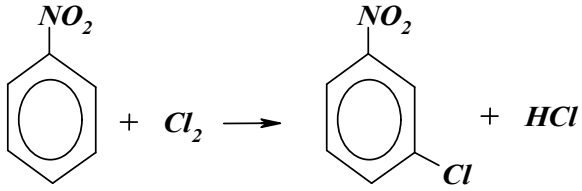


2,6-



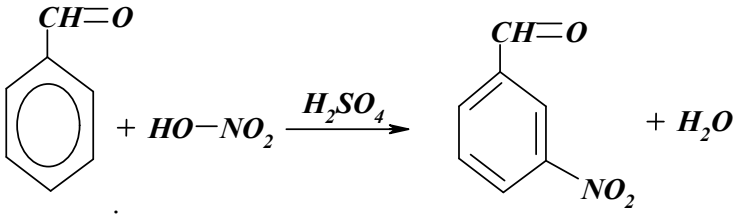
2,4,6-
тринітрофенол

б)



м-хлорнітробензол

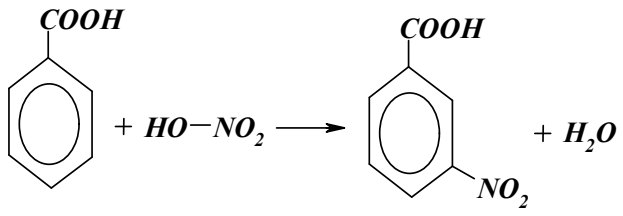
в)



бензальдегід

м-нітробензальдегід

г) при нітруванні бензойної кислоти утворюється мета- нітробензойна кислота:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Одержання та властивості ацетилену.

У суху пробірку з газовідвідною трубкою поміщають 2-3 кусочки кальцій карбіду і наливають 1/3 води. Пробірку швидко закривають корком з газовідвідною трубкою. Газ, що виділяється, пропускають в окремій пробірці з розчином $KMnO_4$. Який газ виділяється? Чи змінюється забарвлення розчину? Чому? Записати рівняння реакцій. Записати рівняння реакції повного і неповного горіння ацетилену

Дослід 2. Одержання бензену та дослідження його властивостей.

У порцеляновій ступці розтирають 2 - 3 г бензоату натрію з 4 - 6 г попередньо прожареного натронного вапна. Приготовлену суміш поміщають у пробірку, яка закрита пробкою з газовідвідною трубкою. Пробірку закріплюють похило в штативі й обережно нагрівають її вміст. Кінець газовідвідної трубки поміщають у пробірку, занурену в склянку з холодною водою. Бензен, що утворюється, збирається на дні пробірки. Написати рівняння реакції утворення бензену, охарактеризувати колір і запах сполуки, що утворилася.

У пробірку поміщають 2 - 3 мл бензолу, 2 мл 0,1%-го розчину $KMnO_4$, 2-3 краплі 10%-го розчину сульфатноїї кислоти і збовтують. Спостерігають, чи відбувається зміна забарвлення.

Дослід 3. Властивості толуену.

До 1-2 мл толуолу додають 2-3 мл розчину брому в чотирихлористому вуглеці і 0,1 - 0,2 г залізних ошурок, суміш нагрівають на водяній бані. Записують рівняння реакції і спостереження.

У пробірку поміщають 2 - 3 мл толуолу, 2 мл 0,5%-го розчину $KMnO_4$ і 2-3 краплі 10%-го розчину сульфатної кислоти. Вміст пробірки струшують і обережно нагрівають. Записати рівняння реакції, що відбувається, і спостереження.

Дослід 4. Окиснення толуену.

У пробірку наливають 2-3 мл толуену, додають 2 мл розчину калій перманганату і 2-3 краплі 10%-го розчину сульфатної кислоти. При струшуванні і обережному нагріванні забарвлення розчину змінюється і вибіляється бурий осад манган диоксиду. Толуен окислюється до бензойної кислоти.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Обчисліть об’єм ацетилену (н. у.), який можна отримати з 6,4 г кальцій карбіду, якщо вихід реакції становить 90 %. Запишіть рівняння реакції.

2. Запишіть рівняння реакції гідратації пропіну за реакцією Кучерова. Назвіть органічний продукт реакції та визначте, до якого класу органічних сполук він належить.

3. Запишіть рівняння реакцій повного та неповного горіння ацетилену. Обчисліть об’єм кисню (н. у.), необхідний для повного спалювання 5,6 л ацетилену.

4. При нагріванні бензоату натрію з натронним вапном утворюється бензен. Запишіть рівняння реакції та обчисліть масу бензену, яку можна отримати з 14,4 г бензоату натрію, якщо вихід бензену становить 80 %.

5. Запишіть рівняння реакцій:

а) нітрування бензену;

б) бромування бензену в присутності каталізатора.

Назвіть продукти реакцій та вкажіть тип реакцій.

6. Запишіть рівняння реакції окиснення толуену до бензойної кислоти. Яка частина молекули толуену окиснюється? Порівняйте стійкість до окиснення бензену і толуену та поясніть спостереження під час досліду з розчином $KMnO_4$.

7. Назвіть за систематичною номенклатурою сполуки:

а) $CH{\equiv}CH$;

б) $CH_3–C{\equiv}CH$;

в) $CH_3–C{\equiv}C–CH_3$;

г) $CH_3–CH_2–C{\equiv}C–CH_3$.

8. Доповніть рівняння реакцій та назвіть продукти:

- $HC{\equiv}CH + H_2 \rightarrow$
- $HC{\equiv}CH + Br_2 \rightarrow$
- $HC{\equiv}CH + H_2O \rightarrow$
- $HC{\equiv}CH + O_2 \rightarrow$

9. Визначте, у якому положенні відносно метильної групи відбуватиметься переважне заміщення під час нітрування толуену. Запишіть рівняння реакції та назвіть основні продукти.

10. Розподіліть наведені речовини на алкіни та арени: ацетилен, бензен, пропін, толуен, бут-1-ин, етилбензен. Для кожної групи назвіть характерний тип реакцій.

Лабораторне заняття 12

Тема. ВЛАСТИВОСТІ ФУНКЦІОНАЛЬНИХ ПОХІДНИХ ВУГЛЕВОДНІВ.

Мета. Засвоїти номенклатуру спиртів, альдегідів та кетонів. Дослідити хімічні властивості спиртів, альдегідів та кетонів. Окреслити сфери їх застосування у харчовій промисловості та методи отримання.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація та номенклатура функціональних похідних вуглеводнів.
2. Хімічні властивості функціональних похідних вуглеводнів.
3. Способи промислового отримання етилового спирту.
4. Багатоатомні спирти – етиленгліколь, гліцерин.
5. Сфери застосування функціональних похідних вуглеводнів у харчовій промисловості та методи їх отримання.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Номенклатура. Розглянемо, як утворюються назви таких сполук:

а) H_3C-CH_2-OH б) $H_3C-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-CH_3$ в) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-OH$

За радикально-функціональною номенклатурою назви спиртів походять з назви радикалу, сполученого з гідроксильною групою –ОН. Для наведених вище сполук отримаємо назви: а) етиловий спирт; б) ізопропіловий спирт; в) ізобутиловий спирт.

За міжнародною замісниковою номенклатурою назва спирту будується від назви насиченого (чи ненасиченогого) вуглеводню з додаванням закінчення –ол, положення гідроксильної групи вказується номером. Так, назви спиртів: а) етанол; б) пропанол-2; в) 2-метилпропанол-1 або 2-метилпропанол.

Хімічні властивості. Атом Гідрогену гідроксильної групи в спиртах проявляє певну рухливість (активність). Подібно до води, спирти взаємодіють з лужними металами, утворюючи алкоголяти:

$$2R-OH + 2Na \longrightarrow 2R-ONa + H_2\uparrow$$

Проте спирти не так бурно взаємодіють з натрієм, як вода. Причому із збільшенням числа атомів Карбону у вуглеводневому радикалі активність спиртів зменшується.

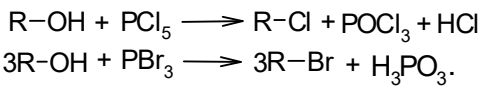
Алкоголяти – тверді речовини, добре розчиняються у відповідному спирті. При дії води – гідролізують.

Заміщення гідроксильної групи спиртів на галоген. Заміщення відбувається при дії надлишку галогеноводню з використанням водовіднімаючих

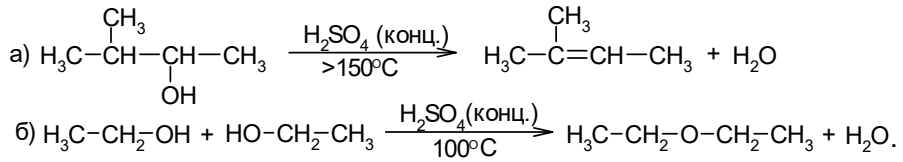
$$R-OH + HBr \xrightarrow{H_2SO_4\ (конц)} R-Br + H_2O$$

засобів:

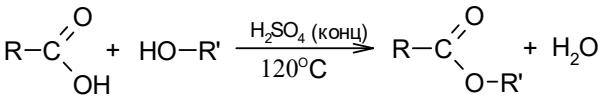
Замість галогеноводнів краще використовувати галогеніди фосфору:

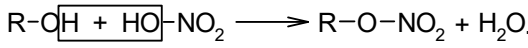


Дегідратація спиртів. Залежно від температури і кількісних співвідношень спирту і концентрованої H_2SO_4 можливі два випадки дегідратації: *внутрішньомолекулярна* (а) і *міжмолекулярна* (б):



Реакція естерифікації. Перебіг реакції естерифікації залежить від будови спирту і кислоти. Легше за всіх естерифікації піддаються первинні спирти, а найважче – третинні:

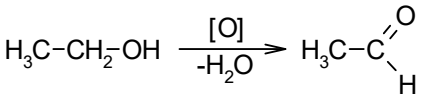




Спирти утворюють естери і з мінеральними кислотами:

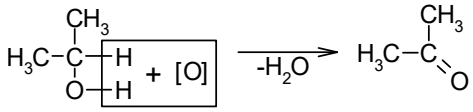
Окиснення спиртів. Повне окиснення спиртів відбувається з утворенням вуглекислого газу CO_2 і води H_2O.

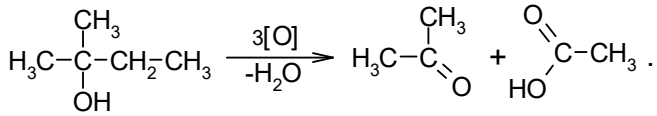
При помірному окисленні первинні спирти окислюються до альдегідів,



вторинні – до кетонів:

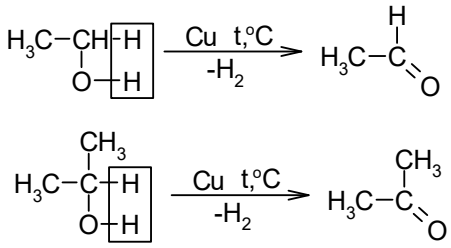
Третинні спирти окислюються значно важче, ніж первинні і вторинні. Під



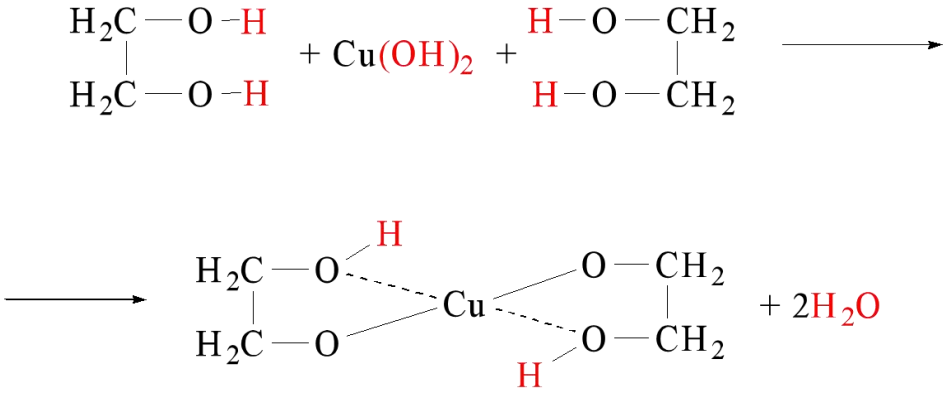


дією сильних окисників і нагріванні відбувається розрив зв’язків між вуглецевими атомами і розпад молекули:

Дегідрування спиртів. При пропусканні парів первинних і вторинних спиртів над поверхнею розжарених роздроблених металів (Cu, Fe) відбувається дегідрування спиртів:



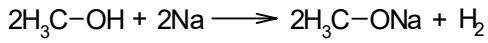
Якісною реакцією на спиртові групи в багатоатомних спиртах є реакція з купрум (II) гідроксидом, утворюється комплексна сполука синього кольору:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Утворення натрій алкоголятів та їх гідроліз.

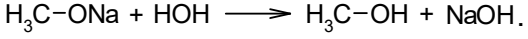
У пробірку наливають 2-3 мл метилового або етилового спирту. Потім додають шматочок очищеного металічного натрію, попередньо висушивши його від гасу між листками фільтрувального паперу. При цьому спостерігається



взаємодія металічного натрію зі спиртом з утворенням натрій алкоголяту. Реакція супроводжується виділенням тепла:

Швидкість утворення алкоголятів у міру збільшення молекулярної маси спирту поступово зменшується.

Після повного розчинення металічного натрію утворений алкоголят

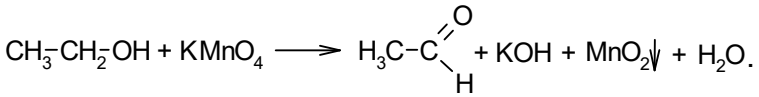


розкладають водою:

Розчин випробовують фенолфталеїном (характерне малинове забарвлення в лужному середовищі).

Дослід 2. Окиснення етилового спирту калій перманганатом.

У пробірку наливають 1-2 мл етилового спирту, додають 1 мл водного розчину калій перманганату і нагрівають. При цьому утворюється оцтовий альдегід, який можна виявити за характерним запахом, а калій перманганат знебарвлюється і випадає бурий осад мангану (IV) оксиду:



Якщо взяти надлишок калію перманганату, то оцтовий альдегід, що утворився, окислюється далі до оцтової кислоти.

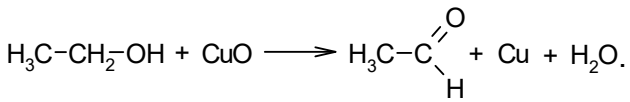
Досить енергійно протікає реакція етилового спирту з твердим калій перманганатом у присутності концентрованої сульфатної кислоти. У фарфорову чашку поміщають 2-3 г кристалічного калій перманганату і туди ж доливають 1-2 мл концентрованої сульфатної кислоти до утворення кашоподібної суміші. Якщо тепер додати 0,5-1 мл етилового спирту, то реакція відбувається настільки бурхливо, що спирт самозаймається і горить ледь голубуватим полум'ям. *Дослід потрібно проводити дуже обережно, тому що можливе розбризкування суміші!*

Дослід 3. Утворення купрум гліцерату.

У пробірку наливають 1-2 мл 10 % -ного розчину натрій гідроксиду і декілька крапель розчину мідного купоросу. При цьому утворюється голубий осад гідроксиду міді. До одержаного осаду додають 2-3 краплі гліцерину і збовтують. Спостерігають розчинення осаду і появу темно-синього забарвлення, що вказує на утворення купрум гліцерату.

Дослід 4. Утворення етаналю при окисненні спирту.

У пробірку наливають 3-4 мл одного із таких спиртів: метилового, етилового, пропілового чи бутилового. Із мідного дроту виготовляють спіраль, яку вносять в полум'я пальника і нагрівають до червоного жару. При цьому мідь окислюється до оксиду міді. Розжарену окислену спіраль опускають у пробірку із спиртом. Відбувається окиснення спирту і спостерігається відновлення оксиду міді, що покриває мідну дротинку, до вільної міді червоного кольору:



Операцію повторюють 2-3 рази. Утворення альдегідів виявляють фуксинсірчистою кислотою шляхом додавання до охолодженого розчину декількох крапель безбарвної фуксинсірчистої кислоти. У випадку присутності альдегідів з'являється червоно-фіолетове забарвлення.

Дослід 5. Відновлення альдегідами сполук двохвалентної міді.

До 1 мл розчину досліджуваного альдегіду додають 0,5 мл розведеного розчину лугу і потім по краплях розчин сульфату міді до утворення осаду. Одержану суміш нагрівають до початку кипіння, при цьому осад змінює своє забарвлення.

Дослід 6. Відновлення альдегідами сполук срібла.

Розчин альдегіду наливають по 1 мл в дві пробірки і додають в кожну по 1мл аміачного розчину оксиду срібла. В одну з пробірок додають ще 2-3 краплі розведеного розчину лугу, струсивши пробірки, ставлять їх у штатив. Спостерігають, в якій пробірці зміни наступлять раніше. Якщо срібло не

виділяється, то нагрівають пробірки з рідиною кілька хвилин на водяній бані до 50-60^{0}С.

Дослід 7. Утворення йодоформу з альдегідів і кетонів.

До 1-2 мл розведеного водного розчину досліджуваної речовини додають 1 мл розчину йоду і потім декілька крапель розчину лугу до зникнення забарвлення. Спостерігаємо утворення жовтого осаду йодоформу з характерним запахом. Осад утворюється в деяких розчинах дуже швидко і без нагрівання.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Назвіть за систематичною номенклатурою такі сполуки:

а) CH_3OH;

б) C_2H_5OH;

в) $CH_3–CH_2–CH_2OH$;

г) $CH_3–CHOH–CH_3$;

д) $HO–CH_2–CH_2–OH$.

2. Запишіть рівняння реакції спиртового бродіння глюкози. Обчисліть масу етанолу, яку можна отримати з 180 г глюкози, якщо вихід реакції становить 85 %.

3. Запишіть рівняння реакцій взаємодії етанолу та гліцерину з металічним натрієм**.** Який газ виділяється під час реакції? Поясніть, чому утворені алкоголяти під час взаємодії з водою створюють лужне середовище.

4. Запишіть послідовність реакцій окиснення етанолу калій перманганатом: етанол → етаналь → етанова кислота**.**

Вкажіть, як змінюється забарвлення розчину $KMnO_4$.

5. Поясніть, чому під час додавання гліцерину до свіжоодержаного $Cu(OH)_2$ утворюється інтенсивно синій розчин. Запишіть рівняння реакції та назвіть утворену сполуку.

6. Назвіть сполуки:

а) $HCHO$;

б) CH_3CHO;

в) CH_3CH_2CHO;

г) CH_3COCH_3;

д) $CH_3COCH_2CH_3$.

Визначте, які з них є альдегідами, а які – кетонами.

7. До розчину альдегіду додали аміачний розчин оксиду срібла та нагріли. На стінках пробірки утворився блискучий шар срібла. Яка це якісна реакція? Запишіть загальне рівняння реакції та поясніть, яка група альдегіду окиснюється.

8. До розчину етаналю додали луг і розчин купрум(II) сульфату, а потім нагріли суміш. Спостерігали утворення осаду червоного кольору. Яка речовина утворилася? Запишіть рівняння реакції та поясніть зміну забарвлення.

9. До досліджуваної органічної речовини додали розчин йоду та луг. Утворився жовтий осад із характерним запахом. Яка речовина утворюється? Які з наведених сполук можуть давати цю реакцію: етаналь, пропаналь, ацетон, етанол? Обґрунтуйте відповідь.

Лабораторне заняття 13

ТЕМА. ВЛАСТИВОСТІ КАРБОНОВИХ КИСЛОТ.

МЕТА. Засвоїти номенклатуру карбоксильних сполук. Дослідити хімічні властивості карбонових кислот.

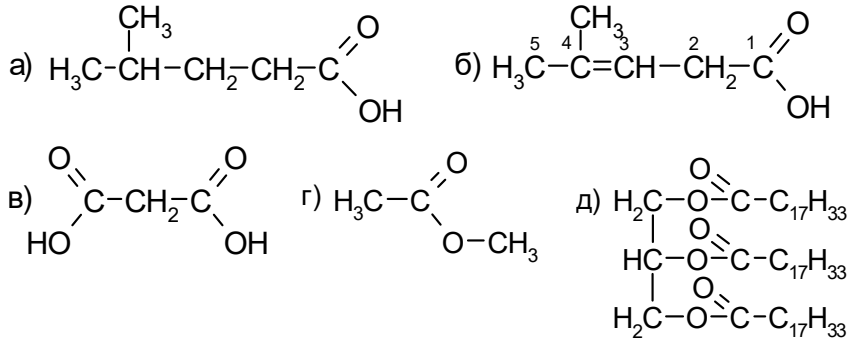
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація карбонових кислот
2. Номенклатура карбоксильних сполук.
3. Хімічні властивості карбоксильних сполук.
4. Охарактеризуйте хімічні властивості оцтової кислоти і її похідних.
5. Наведіть способи одержання карбонових кислот.
6. Використання карбонових кислот.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Номенклатура. До складу карбонових кислот входить карбоксильна група –COOH.

Розглянемо, як утворюються назви таких сполук:

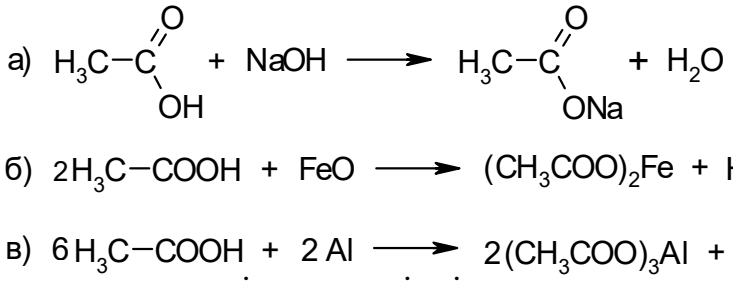


Тривіальні назви історичного походження - використовуються латинські назви кислот. Так, а) ізокапронова кислота; в) малонова к-та; г) метиловий ефір оцтової кислоти, або метилацетат.

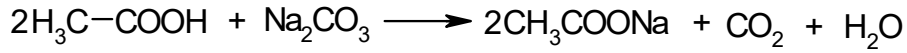
За міжнародною номенклатурою назви дають, утворюючи прикметники від назви відповідного алкану. Головним обирають найдовший ланцюг з карбоксильною групою. Атом Карбону карбоксильної групи завжди позначається цифрою 1, яка в назві не пишеться, але мається на увазі. Так, в наших випадках: а) 4-метилпентанова к-та; б) 4-метилпентен-3-ова к-та; в) пропандіова к-та; г) метиловий естер етанової кислоти метилетаноат; д) тригліцерид олеїнової кислоти або триолеїн.

Хімічні властивості карбонових кислот визначаються властивостями карбоксильної групи і зв’язаного з нею вуглеводневого радикала, а також їх взаємним впливом. Розглянемо реакції кислот: а) зумовлені рухливістю атома Гідрогену в карбоксилі (кислотні властивості), б) базовані на властивості гідроксильної групи карбоксилу заміщуватися різними атомами чи групами і в) реакції за рахунок зв’язаного з карбоксилом вуглеводневого радикала.

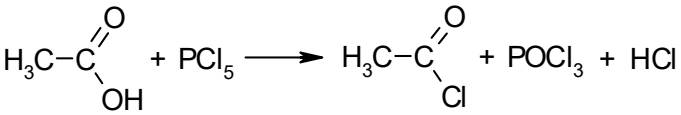
При взаємодії з основами (а) (реакція нейтралізації), з основними оксидами (б) чи активними металами (в) Гідроген карбоксильної групи кислоти заміщується на метал і утворюються солі карбонових кислот:



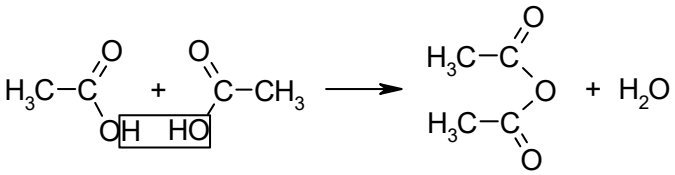
Карбонові кислоти, як і неорганічні кислоти, **взаємодіють із солями слабких кислот**:



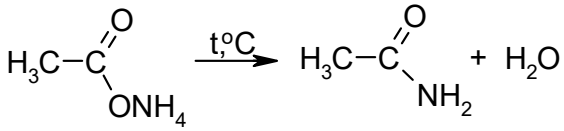
Гідроксильна група карбоксилу здатна **заміщуватись на галоген**, при цьому утворюються галогенангідриди карбонових кислот. Найбільш часто застосовуються хлорангідриди; вони утворюються, наприклад, при дії на кислоти хлориду фосфору (V) PCl_5:



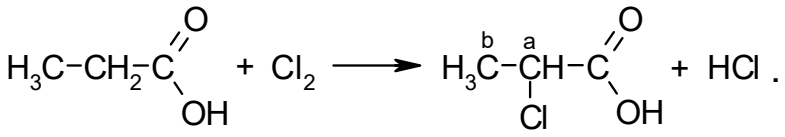
При відніманні молекули води від двох молекул кислоти утворюються **ангідриди карбонових кислот**:



Аміди карбонових кислот утворюються в результаті заміщення гідроксилу в карбоксилі кислоти на одновалентний залишок аміаку – аміногрупу $–NH_2$. Аміди отримують нагріванням сухих амонієвих солей карбонових кислот; при цьому виділяється вода й утворюється амід:



Галогени можуть заміщувати гідроген у вуглеводневих радикалах кислот, утворюючи галогенкарбонові кислоти; при цьому під дією карбоксильної групи найбільш легко **заміщуються атоми гідрогену в α–положенні** до цієї групи:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Встановлення сили карбонових кислот.

На смужку універсального індикаторного паперу наносять по краплі розчини органічних кислот і хлоридної кислоти. За допомогою шкали визначають pH цих розчинів. Результати досліду записують.

Дослід 2. Утворення солей карбонових кислот.

У три пробірки поміщають, відповідно, магній, цинк, карбонат натрію. До металів наливають розчин оцтової кислоти. Якщо реакція з цинком проходить повільно, то її підігрівають. До отвору кожної пробірки підносять запалений сірник. Що спостерігається?

Дослід 3. Відношеня карбонових кислот до окислювачів.

У три пробірки наливають по 2 мл розчинів мурашиної, оцтової і щалевої кислот. До кожного розчину додають по 1 мл 10% розчину сірчаної і 1 мл 1% розчину перманганату калію. Пробірки обережно нагрівають і спостерігають за зміною забарвлення.

Дослід 4. Розклад оксалатної кислоти при нагріванні.

2 г оксалатної (щавлевої) кислоти насипають у суху пробірку і закривають її корком з газовідвідною трубкою, відтягнутий кінець якої занурений в іншу пробірку з вапняною водою.

Дослід 4. Реакція срібного дзеркала.

В окремій ретельно вимитій пробірці готують аміачний розчин гідрооксиду срібла. Доливають такий самий об’єм розчину мурашиної кислоти. Пробірку з реакційною сумішшю нагрівають декілька хвилин на водяній бані (температура води в бані 60 - 700С).

Записують спостереження і рівняння реакцій.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Назвіть за міжнародною номенклатурою такі сполуки:

а) HCOOH;

б) CH_3COOH;

в) CH_3CH_2COOH;

г) $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$;

д) HOOC–COOH.

2. Запишіть рівняння реакцій взаємодії оцтової кислоти з магнієм і цинком**.** Який газ виділяється під час реакції? Як його можна виявити?

3. До розчину оцтової кислоти додали натрій карбонат. Запишіть рівняння реакції. Який газ утворюється? Як експериментально довести його наявність?

4. У три пробірки внесли розчини мурашиної, оцтової та щавлевої кислот і додали $KMnO_4$ у кислому середовищі. Вкажіть, у яких пробірках відбуватиметься знебарвлення перманганату калію. Поясніть, чим мурашина кислота відрізняється від інших насичених карбонових кислот.

5. Під час нагрівання щавлевої кислоти утворюються газоподібні продукти. Запишіть рівняння реакції її розкладу. Який газ спричиняє помутніння вапняної води? Як довести утворення другого газу?

6. Для нейтралізації 12,0 г оцтової кислоти використали розчин натрій гідроксиду. Обчисліть масу NaOH, необхідну для повної нейтралізації кислоти. Запишіть рівняння реакції та назвіть утворену сіль.

7. Складіть рівняння реакції оцтової кислоти з кальцій гідроксидом. Визначте назву утвореної солі.

8. Запишіть рівняння реакції взаємодії оцтової кислоти з етанолом. Назвіть утворений естер та вкажіть умови проведення реакції.

9. Запишіть рівняння добування оцтової кислоти окисненням етаналю. До якого типу реакцій належить цей процес?

10. У трьох пробірках містяться розчини етанолу, етаналю та гліцерину. Запропонуйте послідовність якісних реакцій, за допомогою яких можна визначити кожну речовину. Запишіть рівняння відповідних реакцій та вкажіть характерні ознаки їх перебігу.

Лабораторне заняття 14

ТЕМА. ВУГЛЕВОДИ.

МЕТА. Засвоїти класифікацію та властивості вуглеводів. Дослідити хімічні властивості моно- і дисахаридів, крохмалю.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Поширення вуглеводів у природі.
2. Класифікація вуглеводів.
3. Поняття про оптичну активність.
4. Хімічні властивості моносахаридів.
5. Сахароза. Інверсія цукру.
6. Полісахариди. Харчові волокна.
7. Використання вуглеводів як продуктів харчування.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Вуглеводи – біохімічні сполуки, що утворюються в рослинах як первинні продукти фотосинтезу. У рослинах вуглеводи становлять 80…90 % маси, причому в різних частинах вміст їх різний. Так, у зелених частинах рослин він становить 2,5…6 %, у бульбах картоплі і коренеплодах – 10…20 %, у зернах злаків – до 70 %.

У складі організму людини і тварин вуглеводи присутні в меншій кількості, ніж білки та ліпіди, і становлять усього приблизно 2 % від маси сухих речовин.

Однак для людини їхнє значення дуже велике. Про це свідчать різноманітні функції, які виконують вуглеводи.

Енергетична функція. Вуглеводи на 60 % забезпечують організм енергією. При окиснюванні 1 г вуглеводів виділяється близько 4 ккал енергії.

Пластична функція. Вуглеводи беруть участь у синтезі багатьох речовин, необхідних для життєдіяльності організму, таких, як нуклеопротеїни, липоїди, складні ферменти, мукополісахариди й ін.

Функція поживних речовин. Вуглеводи мають здатність відкладатися в організмі у вигляді глікогену – запасного вуглеводу, що витрачається в міру необхідності. Глікоген в основному зосереджений у печінці й м'язах. При повноцінному харчуванні в печінці може накопичуватися до 10 % глікогену від маси печінки, у м'язах – до 2 %. При голодуванні запаси глікогену знижуються до 0,2 %. Захисна функція. Густі секрети (слизи), виділювані різними залозами, багаті на мукополісахариди. Вони охороняють стінки порожніх органів від механічних ушкоджень, від проникнення патогенних бактерій і вірусів.

Регуляторна функція. Представник вуглеводів – клітковина має грубу структуру. Потрапляючи з їжею в шлунково-кишковий тракт, вона викликає механічне роздратування стінок шлунка і кишечнику, підвищує їхню активність і сприяє спорожнюванню.

Специфічна функція. Окремі представники вуглеводів виконують особливі функції в організмі, наприклад беруть участь у проведенні нервових імпульсів, утворенні антитіл, забезпеченні специфічності груп крові, нормальної діяльності центральної нервової системи.

За сучасною класифікацією вуглеводи підрозділяються на три основні групи залежно від їхнього складу, структури й властивостей: моносахариди, олігосахариди й полісахариди.

Моносахариди. Вуглеводи цієї групи мають карбонільну групу (альдегідну або кетонну). Вони є похідними багатоатомних спиртів і мають склад $C_nH_{2n}O_n$. Найпоширенішими моносахаридами є альдогексози, альдопентози, кетогексози. Альдози можуть окиснюватися до відповідних кислот, одночасно відновлюючи солі металів. Ця властивість використовується для проведення якісних та кількісних реакцій для їх виявлення.

Олігосахариди. У складі молекул олігосахаридів перебуває від 2 до 10 залишків моносахаридів, з'єднаних глікозидними зв'язками. У цю групу входять дисахариди, трисахариди і т.п.

Дисахариди – складні цукри, кожна молекула яких при гідролізі розпадається на дві молекули моносахаридів. Емпірична формула $C_{12}H_{22}O_{11}$. Серед дисахаридів найбільше значення мають мальтоза, лактоза, сахароза, целобіоза. Поряд з полісахаридами дисахариди є основними вуглеводами в їжі людини і тварин.

Полісахариди. Це високомолекулярні вуглеводи, що складаються з великого числа моносахаридів. Вони мають гідрофільні властивості і при розчиненні у воді утворюють колоїдні розчини. Полісахариди підрозділяються на гомо- і гетерополісахариди. Гомополісахариди. До їхнього складу входять моносахариди одного типу. Наприклад, крохмаль і глікоген побудовані тільки з молекул глюкози, інулін – із фруктози. Найбільш важливими гомополісахаридами є крохмаль, глікоген, клітковина (целюлоза), що складаються із залишків молекул глюкози, а також пектинові речовини. Із залишків молекул фруктози побудований

полісахарид інулін, манани містять залишки молекул манози, галактани – галактози. Крохмаль являє собою суміш лінійного полісахариду – амілози (10…30 %) і амілопектину (70…90 %), загальна формула яких – $(C_6H_{10}O_5)_n$. Гідролітичне розщеплення крохмалю відбувається поступово, з утворенням проміжних продуктів – декстринів і мальтози, при повному гідролізі виділяється глюкоза. Глікоген ("тваринний крохмаль") – головний резервний полісахарид людини і вищих тварин.

Целюлоза (клітковина) $(C_6H_{10}O_5)_n$ широко поширена в рослинному світі. Вона є основною структурою стінок клітин, обумовлюючи їхню міцність і еластичність. Пектинові речовини – полісахариди рослинного походження. Вони являють собою високомолекулярні сполуки, що перебувають у великій кількості в ягодах, фруктах і овочах. У якості мономерних залишків містять D-галактуронову кислоту.

Гетерополісахариди складаються з різного виду моносахаридів (глюкози, галактози) і їхніх похідних (аміносахарів, гексуронових кислот). У їхньому складі виявлені і інші речовини: азотисті основи, органічні кислоти. До гетерополісахаридів відносять полісахариди.

Мукополісахариди являють собою желеподібні липкі речовини. Вони виконують різні функції, у тому числі структурну, захисну, регуляторну. Мукополісахариди становлять основну масу міжклітинної речовини тканин, входять до складу шкіри, хрящів, синовіальної рідини. В організмі мукополісахариди зустрічаються в комплексі з білками (глікопротеїни) і жирами (гліколіпіди). У рослинах вони представлені камедями.

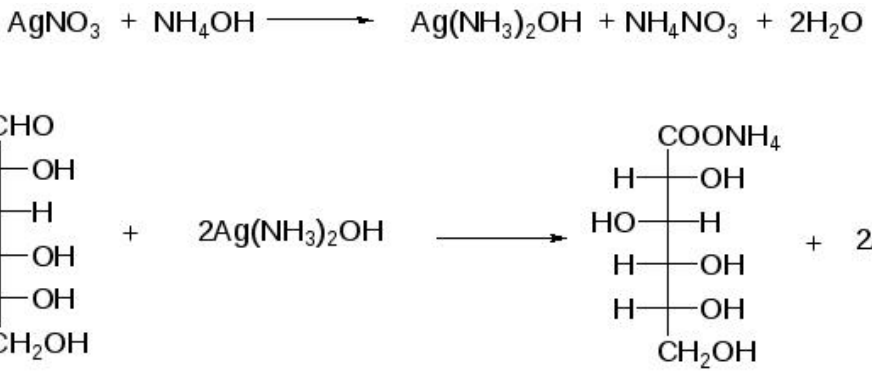
Гіалуронова кислота також є гетерополісахаридом. Вона входить до складу сполучної тканини в якості основного "цементуючого" компонента клітин і міжклітинної речовини. У зв'язку із цим їй належить важлива роль у формуванні бар'єрних функцій організму, що сприяє захисту його від інфекцій, іонізуючої радіації, вона також бере участь в обміні води в організмі.

Геміцелюлози відносяться до гетерополісахаридів, тому що побудовані з різних моносахарів. Геміцелюлози в рослинах супроводжують целюлозу. При їхньому гідролізі утворюється суміш різних моносахаридів (D-галактоза, D-ксилоза, D-арабіноза, уронові кислоти, D-маноза, D-глюкоза).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

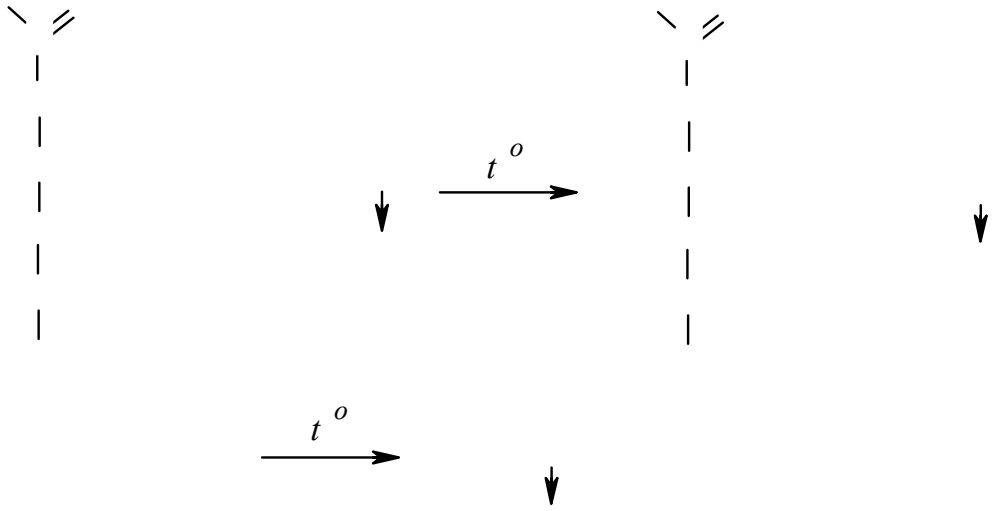
Дослід 1. Утворення срібного дзеркала.

У чисту пробірку, вимиту гарячим лугом і виполоскану дистильованою водою, поміщають 1-2 мл розчину аргентум нітрату, додають розчину аміаку до розчинення осаду і доливають рівний об’єм 3 %-ного розчину глюкози. Пробірку поміщають на декілька хвилин у нагріту до 70-90 ^oC воду. При цьому металічне срібло, що виділяється при окисненні глюкози, осідає на стінках пробірки у вигляді дзеркала.



Дослід 2. Окиснення глюкози купрум (II) гідроксидом у лужному розчині (реакція Троммера).

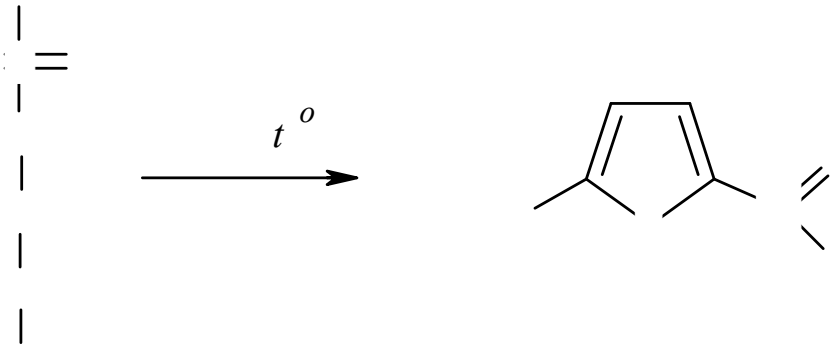
У пробірку наливають 2 мл 3 %-ного розчину глюкози, 2-3 мл 10 %-ного розчину натрій гідроксиду і додають краплями 0,5 мл 1 %-ного розчину купрум (II) сульфату. Купрум (II) сульфат взаємодіє з лугом і утворює осад гідроксиду, який розчиняється при збовтуванні, тому що глюкоза, що має у своєму складі гідроксильні групи, має властивість давати з купрум (II) гідроксидом розчинні комплексні сполуки (сахарати) інтенсивного синього кольору. Верхній шар вмісту пробірки обережно нагрівають у полум'ї пальника до початкового кипіння і спостерігають зміну забарвлення розчину. При цьому глюкоза окисляється у глюконову кислоту і з'являється жовтий осад, що переходить у червоний осад купрум (I) оксиду. Позитивну реакцію Троммера дають тільки ті вуглеводи, які мають вільний глікозидний гідроксил, тобто всі моносахариди, а із дисахаридів – мальтоза, лактоза і деякі інші. Вуглеводи, що не мають вільної альдегідної або кетонної групи, тобто сахароза, крохмаль, глікоген і інші, реакції Троммера не дають.



Дослід 3. Реакція Селіванова на кетогексози.

Характерною реакцією на кетогексози є одержання червоного забарвлення при нагріванні їх з концентрованою хлоридною кислотою у присутності резорцину. До 2-3 мл 1 %-ного фруктози доливають близько 2 мл реактиву Селіванова і нагрівають на водяній бані. Спостерігають появу вишнево-червоного забарвлення. Забарвлення залежить від взаємодії оксиметилфурфуролу, що

утворюється з резорцином. Альдогексози в цих умовах реагують набагато повільніше, і розчин забарвлюється лише у блідорожевий колір.



Дослід 4. Гідроліз (інверсія) сахарози.

У пробірку поміщають 4 мл 2 %-ного розчину сахарози, декілька крапель розведеної сульфатної кислоти і кип'ятять протягом 3-5 хвилин. Розчин розділяють на дві пробірки. У першій проводять реакцію Троммера. Без попереднього гідролізу сахароза купрум (II) гідроксиду не відновлює, тому що її молекула не має вільних глікозидних гідроксилів або вільних карбонільних груп. З другою частиною кислого гідролізату проробляють реакцію Селіванова. До розчину додають концентровану хлоридну кислоту, кристалик резорцину і нагрівають. Поява вишнево-червоного забарвлення вказує на присутність у гідролізаті фруктози.

Дослід 5. Відновна здатність лактози та мальтози

В одну пробірку наливають 2 мл розчину лактози, в іншу 2 мл розчину мальтози. В обидві пробірки потім додають по 1 мл розчину гідроксиду натрію і по п'ять крапель розчину сульфату міді. Пробірки обережно нагрівають у полум'ї пальника й спостерігають утворення червоного осаду геміоксиду міді.

Завдяки наявності вільної альдегідної групи в молекулі лактози, целобіози та мальтози ці дисахариди мають редукуючі властивості й можуть брати участь у реакціях відновлення, зокрема, дають позитивну реакцію Троммера.

Дослід 6. Реакція крохмалю з йодом

У пробірку наливають 2 мл розчину крохмалю, додають одну-дві краплі розчину Люголя. Уміст пробірки перемішують. Унаслідок взаємодії крохмалю з йодом утворюється комплексна адсорбційна сполука синього кольору. Переносять 1 мл рідини в іншу пробірку, куди додають 1 мл розчину гідроксиду натрію чи калію. Спостерігають знебарвлення вмісту пробірки, що свідчить про взаємодію молекулярного йоду з лугом.

Суміш, що залишилася в пробірці, нагрівають на водяній бані. Спостерігають зникнення синього забарвлення (розчин стає жовтим через вміст йоду). Синій колір знову з'являється під час охолодження. Зникнення забарвлення внаслідок нагрівання зумовлене руйнуванням вторинної структури амілази і вивільненням йоду, з охолодженням вторинна структура відновлюється, нестійкі комплекси крохмалю з йодом також відновлюються, тому колір знову стає синім.

Дослід 7. Якісне виявлення крохмалю.

У хімічний стакан помістити1-2 г крохмалю, додати 2-3 мл води, перемішати і при перемішуванні долити гарячої води до отримання прозорого розчину. Вистудити розчин, капнути у нього 1-2 краплі розчину йоду в калій йодиді. Виявити з допомогою йоду крохмаль у харчових продуктах (хліб, картопля, майонез, сосиски).

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розподіліть наведені речовини на моносахариди, дисахариди та полісахариди: глюкоза, фруктоза, сахароза, мальтоза, лактоза, крохмаль, целюлоза, глікоген.

2. Запишіть молекулярні формули глюкози, фруктози, сахарози та крохмалю. Визначте, які з цих речовин є моносахаридами, а які – полісахаридами.

3. Вуглеводи забезпечують організм приблизно 4 ккал енергії з 1 г. Скільки енергії виділиться під час окиснення 75 г вуглеводів?

4. У пробірку внесли розчин глюкози та аміачний розчин аргентум нітрату, після чого нагріли. Яке явище спостерігатиметься? Поясніть, чому глюкоза дає позитивну реакцію «срібного дзеркала».

5. До розчину глюкози додали NaOH і $CuSO_4$ та нагріли. Опишіть спостереження і поясніть утворення червоного осаду. Яка властивість глюкози лежить в основі цієї реакції?

6. Як можна експериментально відрізнити глюкозу від фруктози за допомогою реакції Селіванова? Вкажіть колір, який з’являється в присутності фруктози.

7. Запишіть рівняння гідролізу сахарози. Які моносахариди утворюються в результаті реакції? Поясніть, чому після гідролізу сахароза починає давати позитивну реакцію Троммера.

8. Із наведених дисахаридів визначте ті, що мають відновні властивості: сахароза, мальтоза, лактоза, целобіоза. Поясніть, з якою структурною особливістю це пов’язано.

9. До розчину крохмалю додали розчин Люголя. Яке забарвлення з’явиться? Що відбудеться із забарвленням під час нагрівання та подальшого охолодження? Поясніть спостереження.

10 Під час повного гідролізу крохмалю утворюється глюкоза. Запишіть рівняння реакції та обчисліть, скільки грамів глюкози можна отримати з 162 г крохмалю за умови повного перебігу реакції.

Лабораторне заняття 15

Тема. АМІНОКИСЛОТИ ТА БІЛКИ.

МЕТА. Вивчити будову амінокислот та білків, способи їх утворення та хімічні властивості.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Амінокислоти, способи їх отримання.
2. Хімічні властивості амінокислот.
3. Пептидний зв’язок.
4. Структура білків.
5. Якісні реакції на білки.
6. Вміст білків у продуктах харчування.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Амінокислоти – це гетерофункціональні сполуки, що містять у своєму складі як аміно-, так і карбоксильну групи. Амінокислоти розрізняють за кількістю цих груп (моноаміномонокарбонові, моноамінодикарбонові, діаміномонокарбонові, діамінодикарбонові) та наявністю додаткових функціональних груп (наприклад, гідроксильної, сульфгідрильної) або гетероатомів (наприклад сірки), за взаємним розміщенням аміно- і карбоксильної групи (наприклад α-, β-, γ-амінокислоти). Амінокислоти різняться також характером радикалів (ациклічні та циклічні, ароматичні та циклічні неароматичні, карбоциклічні та гетероциклічні) та їх полярністю – полярні (гідрофільні) та неполярні (гідрофобні). Усі амінокислоти, за винятком гліцину, який не має радикала і хірального центру, є оптично активними сполуками, тобто обертають площину поляризованого світла. Вони поділяються на амінокислоти L- та D-стереохімічних рядів, які відрізняються просторовим розміщенням замісників, напрямленням обертання площини поляризованого світла і біологічною активністю. Особливо виділяють протеїногенні амінокислоти, тобто такі, з яких побудовані білки живих організмів. Протеїногенними є L-α-амінокислоти. Для організмів амінокислоти можуть бути замінними та незамінними, а також частково або умовно замінними. Для кожного виду живих організмів існує свій певний набір незамінних амінокислот. Наприклад, для людини незамінними є вісім амінокислот, дві амінокислоти умовно замінні – вони обов’язкові для дітей і необов’язкові для дорослих.

Амінокислотний склад – важлива характеристика білка. Від того, які саме амінокислоти та в якій послідовності входять до складу білкової молекули (від якісного і кількісного складу), залежить просторова структура білка та його функції.

Повноцінні харчові білки за амінокислотним складом відповідають амінокислотному складу білків організму.

Білки – полімери, що не розгалужуються, мінімальна структурна одиниця яких – амінокислота (АК). Амінокислоти з'єднані між собою пептидним зв'язком. Поліпептиди, які здатні мимоволі формувати і утримувати певну просторову структуру, яка називається конформацією, відносять до білків. Стабілізація такої структури можлива лише при досягненні поліпептидами певної довжини. Тільки маючи певну просторову будову, білок може функціонувати.

Рівні організації білкової молекули. Первинним рівнем (або структурою) – організації білкової молекули називають послідовність амінокислотних залишків, з'єднаних між собою пептидним зв'язком.

Вторинна структура – це просторове розташування атомів головного ланцюга молекули білка, наприклад альфа-спіралі і бета-листи. Вона утворюється і утримується в просторі за рахунок утворення водневих зв'язків між боковими угрупуваннями АК основного ланцюга.

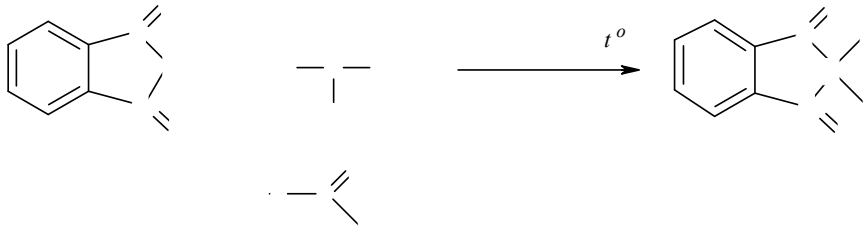
Третинна структура – це властивий даному білку спосіб укладання поліпептидного ланцюга у просторі. Це основа функціональності білка. Вона забезпечує стабільність обширних ділянок білків, що складаються з безлічі амінокислотних залишків та бокових груп. Такі впорядковані в просторі ділянки білка формують активні центри ферментів або зони зв'язування. Пошкодження третинної структури приводить до втрати функціональної активності білка. Стабільність третинної структури залежить в основному від не ковалентних взаємодій всередині білкової глобули, а переважно водневих зв'язків і ван-дерваальсових сил.

Четвертинна структура – розміщення в просторі взаємодіючих між собою субодиниць, утворених окремими поліпептидними ланцюгами. Тобто у формуванні четвертинної структури беруть участь не пептидні ланцюги, а глобули, які утворені з кожного з цих ланцюгів окремо. Четвертинна структура – це вищий рівень організації білкової молекули і він властивий далеко не всім білкам. Зв'язки, що формують цю структуру нековалентні: водневі, електростатичної взаємодії.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Нінгідринова реакція на α-амінокислоти.

Нінгідринова реакція характерна для аміногруп, які розміщені в α-положенні відносно карбоксильної групи. Під час нагрівання з нінгідрином α-амінокислоти окиснюються і розпадаються на альдегід, вуглекислий газ та аміак, нінгідрин відновлюється до дикетооксигідриндену:



Виділений аміак реагує з іншою молекулою нінгідрину та з дикетооксигідринденом з утворенням сполуки, яка забарвлює розчин в інтенсивний фіолетово-синій колір.

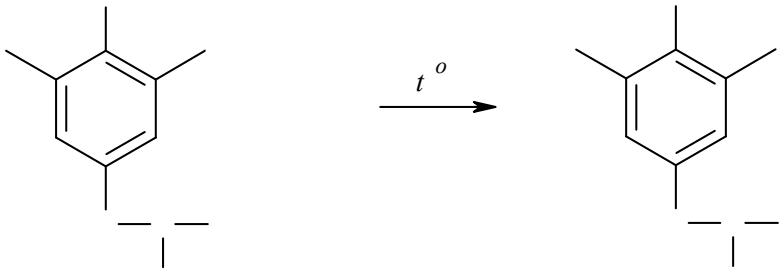
У пробірку вносять 2–3 краплі розчину α-амінокислоти (або гідролізату білка), додають 1–2 краплі 0,1 М розчину нінгідрину, злегка підігрівають і спостерігають за зміною забарвлення розчину.

Дослід 2. Ксантопротеїнова реакція

У пробірку вносять 1–2 краплі розчину тирозину (або білка), 2–3 краплі концентрованої азотної кислоти, нагрівають і спостерігають за зміною

забарвлення розчину. Потім по одній краплі додають під час перемішування розчин аміаку до зміни забарвлення.

Ксантопротеїнова реакція є характерною для ароматичних амінокислот фенілаланіну, тирозину, триптофану, бензольне кільце яких нітрується за дії концентрованої азотної кислоти з утворенням нітросполук, що забарвлюють розчин у жовтий колір; забарвлення переходить у жовтогаряче при додаванні аміаку.



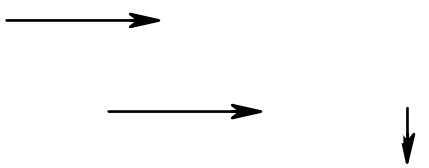
Ксантопротеїнова реакція дуже чутлива, тому за її допомогою легко виявляють не лише ароматичні амінокислоти, але й білки, до складу яких вони входять.

Дослід 3. Реакція Фоля на сірковмісні амінокислоти (вільні або у складі пептидів та білків)

У пробірку вносять 1 мл розчину цистеїну, 2 мл концентрованого розчину гідроксиду натрію та 1 мл реактиву Фоля. Суміш ретельно перемішують і кип'ятять на водяній бані 2 хв. Під час кип'ятіння в лужному середовищі пептидів або білків, що містять сірковмісні амінокислоти, від них легко відщеплюється сірка у вигляді сірководню, який у лужному середовищі утворює сульфід натрію. Рівняння реакції за участю цистеїну має такий вигляд:



Сульфід натрію можна виявити за допомогою іонів важких металів, наприклад свинцю, які утворюють з іонами сірки нерозчинний сульфід свинцю чорного кольору. Розчинний ацетат свинцю під час взаємодії з гідроксидом натрію утворює плюмбіт натрію, який у ході реакції із сульфідом натрію утворює чорний осад сульфіду свинцю:

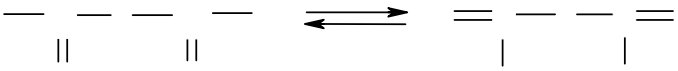


Через 3–5 хв випадає чорний осад сульфіду свинцю.

Дослід 4. Біуретова реакція для виявлення пептидних зв'язків у пептидах та білках

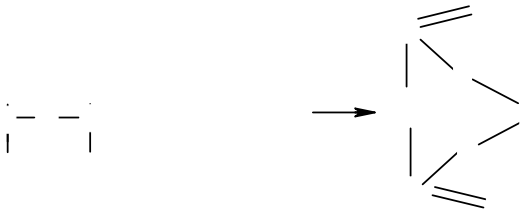
До 3 мл яєчного білка додають 1 мл розчину гідроксиду натрію, одну-дві краплі розчину сульфату міді і перемішують.

Біурет можна одержати під час нагрівання сечовини до температури 180 °С, він не є пептидом, але має два пептидні зв’язки. У лужному середовищі біурет енолізується:

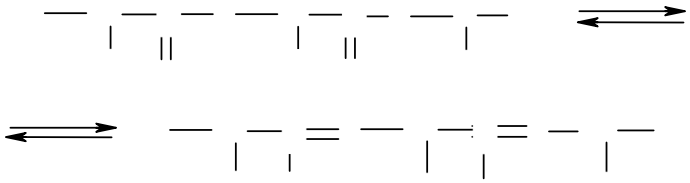


Гідроксид міді(II) для проведення біуретової реакції одержують реакцією взаємодії сульфату міді(II) із гідроксидом натрію (чи калію):

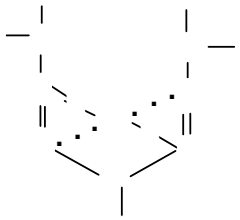
Дві молекули біурету в енольній формі взаємодіють із гідроксидом міді (II) й формують комплекс, у якому координаційні зв’язки утворені за рахунок електронних пар атомів азоту іміногруп. Комплекс біурету з міддю утворюється за такою схемою:



Подібний комплекс із міддю можуть утворювати пептиди та білки. Спочатку пептидні зв’язки в лужному середовищі енолізуються:



Найпростіший пептид, який дає позитивну біуретову реакцію, – трипептид:



Білки, що мають пептидні зв’язки в енольній формі, взаємодіють із гідроксидом міді (II) і утворюють подібні комплекси.

Уміст пробірки забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.

Дослід 5. Фракційне осадження білків методом висолювання

У пробірку вливають 2–3 мл сироватки крові, додають такий самий об’єм насиченого розчину сульфату амонію, перемішують. В осад випадають глобуліни (50 % насичення розчину), які мають відносно велику молекулярну масу і невеликий заряд. Осад відфільтровують. До осаду на фільтрі додають невелику кількість води. В одержаному розчині містяться глобуліни, наявність яких виявляють шляхом кип’ятіння, спостерігаючи утворення осаду.

Фільтрат з розчином альбумінів розливають у дві пробірки. У першу пробірку додають кристалічний сульфат амонію до повного насичення (100 %-го насичення розчину). В осад випадають альбуміни. Уміст другої пробірки кип'ятять, спостерігають утворення осаду білків (альбумінів).

Дослід 6. Виявлення пентоз за реакцією Фелінга

У пробірку вносять 1 мл гідролізату нуклеопротеїну і нейтралізують 10 %-м розчином натрій гідроксиду (за наявності лакмусу) та додають такий самий об'єм реактиву Фелінга. Уміст пробірок перемішують і нагрівають. Реакція ґрунтується на здатності пентоз під час нагрівання в лужному середовищі окиснюватися, відновлюючи блакитний купрум(II) гідроксид до жовтого купрум(I) гідроксиду з наступним утворенням осаду купрум(I) оксиду цегляно-червоного кольору.

Спостерігають появу забарвлення.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Назвіть за систематичною номенклатурою амінокислоти:

а) $NH_2–CH_2–COOH$;

б) $CH_3–CH(NH_2)–COOH$;

в) $HO–CH_2–CH(NH_2)–COOH$.

Вкажіть, які з них належать до α-амінокислот.

2. Запишіть рівняння реакцій взаємодії гліцину з хлоридною кислотою та натрій гідроксидом. Поясніть, чому амінокислоти можуть проявляти як кислотні, так і основні властивості.

3. Складіть рівняння реакції взаємодії гліцину та аланіну з утворенням дипептиду. Покажіть, між якими функціональними групами утворюється пептидний зв'язок.

4. Складіть рівняння реакції утворення дипептиду під час взаємодії двох молекул гліцину. Вкажіть, яка молекула відщеплюється під час утворення пептидного зв'язку, та назвіть продукт реакції.

5. До розчину білка додали концентровану нітратну кислоту та нагріли. Розчин набув жовтого забарвлення, а після додавання аміаку – жовтогарячого. Які амінокислотні залишки зумовлюють цю реакцію? Поясніть механізм появи забарвлення.

6. Під час гідролізу білка утворилося 15 г гліцину. Визначте кількість речовини гліцину та кількість його молекул.

7. У 200 г харчового продукту міститься 32 г білка. Обчисліть масову частку білка у продукті у відсотках.

8. Яка кількість речовини та яка маса аланіну міститься у 8,9 г цієї амінокислоти? Визначте також кількість молекул аланіну.

9. У 250 г молока міститься 8,0 г білка. Обчисліть масову частку білка в молоці у відсотках.

10. Під час реакції утворення дипептиду з гліцину та аланіну виділилося 1,8 г води. Обчисліть масу дипептиду, що утворився, якщо реакція відбулася кількісно.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

НАЗВИ НАЙВАЖЛИВІШИХ КИСЛОТ ТА КИСЛОТНИХ ЗАЛИШКІВ

Формула	Назва кислоти	Аніон	Назва аніона
HCl	хлоридна	Cl^-	хлорид
HBr	бромідна	Br^-	бромід
HI	йодидна	I^-	йодид
HNO_3	нітратна	NO_3^-	нітрат
HNO_2	нітритна	NO_2^-	нітрит
H_2SO_4	сульфатна	SO_4^{2-}	сульфат
H_2SO_3	сульфітна	SO_3^{2-}	сульфіт
H_2S	сульфідна	S^{2-}	сульфід
H_2CO_3	карбонатна	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	силікатна	SiO_4^{2-}	силікат
H_3PO_4	ортофосфатна	PO_4^{3-}	ортофосфат
H_2CrO_4	хроматна	CrO_4^{2-}	хромат
$H_2Cr_2O_7$	біхроматна	$Cr_2O_7^{2-}$	біхромат
$HMnO_4$	манганатна (VII)	MnO_4^-	манганат (VII)

Таблиця 2

ВІДНОСНА ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ДЕЯКИХ АТОМІВ

Період	Група						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2.1						
2	Li 0.98	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
3	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
4	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 2.0	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.4

Таблиця 3

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ

за 15°С, г/мл

%	H_2SO_4	HNO_3	HCl	%	H_2SO_4	HNO_3
4	1,027	1,020	1,018	52	1,415	1,322
6	1,038	1,031	1,028	54	1,435	1,334
8	1,052	1,043	1,038	56	1,456	1,345
10	1,066	1,054	1,047	58	1,477	1,356
12	1,080	1,066	1,057	60	1,498	1,367
14	1,095	1,078	1,068	62	1,520	1,377
16	1,109	1,090	1,078	64	1,542	1,387
18	1,124	1,103	1,088	66	1,565	1,396
20	1,139	1,115	1,098	68	1,587	1,405
22	1,155	1,128	1,108	70	1,611	1,413
24	1,170	1,140	1,119	72	1,634	1,422
26	1,176	1,153	1,129	74	1,657	1,430
28	1,202	1,167	1,139	76	1,681	1,438
30	1,219	1,180	1,149	78	1,704	1,445
32	1,235	1,193	1,159	80	1,727	1,452
34	1,252	1,207	1,169	82	1,749	1,459
36	1,268	1,221	1,179	84	1,769	1,466
38	1,286	1,134	1,189	86	1,787	1,372
40	1,303	1,246	1,198	88	1,802	1,477
42	1,321	1,259	-	90	1,814	1,483
44	1,338	1,272	-	92	1,824	1,487
46	1,357	1,285	-	94	1,8312	1,491
48	1,376	1,298	-	96	1,8355	1,495
50	1,395	1,310	-	98	1,8395	1,501
				100	1,8305	1,513

Таблиця 4

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КОН при 15°С

Концентрація, %	Густина, г/см^3	Концентрація, %	Густина, г/см^3
2	1,016	22	1,196
4	1,033	24	1,217
6	1,048	26	1,240
8	1,065	28	1,263
10	1,082	30	1,286
12	1,100	32	1,310
14	1,118	34	1,334
16	1,137	36	1,358
18	1,156	38	1,384
20	1,176	40	1,411

Таблиця 5

КРІОСКОПІЧНІ І ЕБУЛІОСКОПІЧНІ КОНСТАНТИ ДЕЯКИХ РОЗЧИННИКІВ

Розчинник	Кріоскопічна константа K_K, $^0C \cdot кг/моль$	Ебуліоскопічна константа K_E, $^0C \cdot кг/моль$
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,14	2.57
Хлороформ	4,90	3,88
Оцтова кислота	3,90	3,10
Етанол	-	1,20
Диетиловий ефір	1,73	2,02

Таблиця 6

РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

Р о з ч и н н і с т ь												
Катіони	Аніони											
	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3OO^-
H^+		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
Na^+, K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
Mg^{2+}	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ca^{2+}	М	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Al^{3+}	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	М
Cr^{3+}	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Zn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Р	Р	Р	Н	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Co^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Cd^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Hg^{2+}	-	Р	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Hg^+	-	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М
Cu^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	-	-	Р
Sn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	-	Р	Р	Н	-	-	Р
Pb^{2+}	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Ag^+	-	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М

Р – розчиняється у воді.
М – мало розчиняється у воді.
Н – практично не розчиняється.
Риска – сполука розкладається водою або не існує.

Таблиця 7

Періодична система хімічних елементів Д. Менделєєва (короткий варіант)

Період	Група I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	**H** 1 1,0079 Гідроген Водень							**He** 2 4,0026 Гелій
2	**Li** 3 6,941 Літій	**Be** 4 9,012 Берилій	**B** 5 10,81 Бор	**C** 6 12,011 Карбон Вуглець	**N** 7 14,0067 Нітроген Азот	**O** 8 15,999 Оксиген Кисень	**F** 9 18,998 Флуор Фтор	**Ne** 10 20,179 Неон
3	**Na** 11 22,990 Натрій	**Mg** 12 24,305 Магній	**Al** 13 26,981 Алюміній	**Si** 14 28,086 Силіцій	**P** 15 30,973 Фосфор	**S** 16 32,06 Сульфур Сірка	**Cl** 17 35,453 Хлор	**Ar** 18 39,948 Аргон
4	**K** 19 39,098 Калій	**Ca** 20 40,08 Кальцій	**Sc** 21 44,956 Скандій	**Ti** 22 47,90 Титан	**V** 23 50,941 Ванадій	**Cr** 24 51,996 Хром	**Mn** 25 54,938 Манган	**Fe** 26 55,847 Ферум Залізо; **Co** 27 58,933 Кобальт; **Ni** 28 58,70 Нікель
	Cu 29 63,546 Купрум Мідь	**Zn** 30 65,38 Цинк	**Ga** 31 69,72 Галій	**Ge** 32 72,59 Германій	**As** 33 74,921 Арсен	**Se** 34 78,96 Селен	**Br** 35 79,904 Бром	**Kr** 36 83,80 Криптон
5	**Rb** 37 85,468 Рубідій	**Sr** 38 87,62 Стронцій	**Y** 39 88,906 Ітрій	**Zr** 40 91,22 Цирконій	**Nb** 41 92,906 Ніобій	**Mo** 42 95,94 Молібден	**Tc** 43 [99] Технецій	**Ru** 44 101,07 Рутеній; **Rh** 45 102,905 Родій; **Pd** 46 106,4 Паладій
	Ag 47 107,868 Аргентум Срібло	**Cd** 48 112,40 Кадмій	**In** 49 114,82 Індій	**Sn** 50 118,71 Станум Олово	**Sb** 51 121,75 Стибій	**Te** 52 127,60 Телур	**I** 53 126,904 Йод	**Xe** 54 131,29 Ксенон
6	**Cs** 55 132,91 Цезій	**Ba** 56 137,33 Барій	***La** 57 138,905 Лантан	**Hf** 72 178,49 Гафній	**Ta** 73 180,948 Тантал	**W** 74 183,85 Вольфрам	**Re** 75 186,207 Реній	**Os** 76 190,2 Осмій; **Ir** 77 192,22 Іридій; **Pt** 78 195,09 Платина
	Au 79 196,967 Аурум Золото	**Hg** 80 200,59 Меркурій Ртуть	**Tl** 81 204,37 Талій	**Pb** 82 207,37 Плюмбум Свинець	**Bi** 83 208,980 Бісмут	**Po** 84 [209] Полоній	**At** 85 [210] Астат	**Rn** 86 [222] Радон
7	**Fr** 87 [223] Францій	**Ra** 88 226,025 Радій	****Ac** 89 [227] Актиній	**Rf** 104 [261] Резерфордій	**Db** 105 [262] Дубній	**Sg** 106 [263] Сиборгій	**Bh** 107 [262] Борій	**Hs** 108 [265] Гасій; **Mt** 109 [266] Майтнерій; **Uun** 110 [272] Унуннілій
Вищі оксиди	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Леткі водневі сполуки				RH_4	RH_3	H_2R	HR	

*Лантаноїди	58 140,12 **Ce** Церій	59 140,908 **Pr** Празеодим	60 144,24 **Nd** Неодим	61 [145] **Pm** Прометій	62 150,4 **Sm** Самарій	63 151,96 **Eu** Європій	64 157,25 **Gd** Гадоліній	65 158,925 **Tb** Тербій	66 162,50 **Dy** Диспрозій	67 164,93 **Ho** Гольмій	68 167,26 **Er** Ербій	69 168,93 **Tm** Тулій	70 173,04 **Yb** Ітербій	71 174,97 **Lu** Лютецій
**Актиноїди	90 232,038 **Th** Торій	91 [231] **Pa** Протактиній	92 238,029 **U** Уран	93 [237] **Np** Нептуній	94 [244] **Pu** Плутоній	95 [243] **Am** Америцій	96 [247] **Cm** Кюрій	97 [247] **Bk** Берклій	98 [251] **Cf** Каліфорній	99 [252] **Es** Ейнштейній	100 [257] **Fm** Фермій	101 [258] **Md** Менделевій	102 [259] **No** Нобелій	103 [260] **Lr** Лоуренсій

Рекомендована література

Базова

1б. Басов В.П., Родіонов В.М. Хімія: загальна, неорганічна та органічна. *Каравела.* 2022. 320 с.

2б. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі: Начальний посібник. Ч.1. *Львів "Магнолія-2006",* 2024. 400 с.

3б. Кокшарова Т.В. Неорганічна хімія : навч. посіб. *Одеса : Екологія*, 2023. 316 с.

4б. Цветкова Л.Б., Романюк О.П. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2. *Каравела.* 2022, 358 с.

5б. David R. Klein, Laurie S. Starkey. Organic chemistry. John Wiley & Sons. 2025. 1520 с.

Допоміжна

1д. Харчова хімія: Навчальний посібник / Мороз І.А., Гулай О.І., Шемет В.Я. Луцьк: ІВВ ЛНТУ. 2022. 236 с.

2д. Черно Н.К., Антіпіна О.О., Малинка О.В., Вікуль С.І. Основи хімії та методи аналізу харчової продукції. *Херсон: Олді плюс*, 2024. 360 с.

3д. Технології одержання і властивості монокристалів PbI_2: Монографія / Т.В. Фурс, О.І. Гулай, В.Я. Шемет, В.І. Шваб'юк Луцьк: ЛНТУ, 2022. 148 с.

4д. Загальна неорганічна хімія. Збірник задач і вправ: навчальний посібник / Е.В. Потапенко, І.П. Ісаєнко. Полтава: Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2023. 120 с.

5д. Рідкісноземельні метали як критична сировина. Короткий огляд. / О. Гулай, В. Шемет, Т. Фурс. Праці НТШ. Хім. наук. 2022. Том. LXX. С. 79-89. DOI: https://doi.org/10.37827/ntsh.chem.2022.70.079

6д. Beran J.A., Lassiter M. Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. *John Wiley & Sons*. 2022. 109 p.

7д. Біологічна і біоорганічна хімія: у 2 книгах. Книга 1. Біоорганічна хімія: підручник / Б.С. Зіменковський, В.А. Музиченко, І.В. Ніженковська та ін., 2022. 272 с.

8д. Неорганічна хімія. Біоактивність неорганічних сполук: навчальний посібник / О.Е. Марцинко, І.Й. Сейфулліна, Т.О. Кіосе. Одеса: Олді+, 2023. 330 с.

9д. Chromatographic Determination of the Chemical Composition of Apple Chips Extract, Methods and Objects of Chemical Analysisthis link is disabled / Hulai, O.I., Shemet, V.Ya., Klimovych, O.S. 2023, 18(1), pp. 33–41. https://doi.org/10.17721/moca.2023.33-41

10д. Шемет В.Я., Гулай О.І. Харчові добавки натурального походження: короткий огляд. Товарознавчий вісник. – 2023. – Вип. 16, с. 6-18. / URL: http://tovvisnik.lutsk-ntu.com.ua/index.php/tovvisnik/article/view/239/209

11 д. Kovrov, O., Koveria, A., Shemet, V., Ovcharenko, A., Cherdantseva, K., Panteleieva, O., & Malichenko, V. (2026). Ecological assessment of soil quality affected by the Shahed-136 drone strike: Case study in Kirovograd region, Ukraine. Sustainable Environment, 12(1), 2615531. https://doi.org/10.1080/27658511.2026.2615531

12д. Mikulich, O., Furs, T., Shemet, V., & Bondarskii, O. (2026). Powder Modifier Effect on the Mechanical Behavior of Polyurethane Foams. Procedia Structural Integrity, 81, 210-215. https://doi.org/10.1016/j.prostr.2026.03.036

Інформаційні ресурси

1р. Періодична система. http://ptable.com

2р. Lessons Worth Sharing. https://ed.ted.com/periodic-videos

3р. Phet Interactive Simulations
https://phet.colorado.edu/uk/simulations/filter?subjects=chemistry&type=html

4р. Labster / Virtual Labs for University https://www.labster.com

Рекомендовані курси

1. General Chemistry. TUBAF. https://suuuport.de/general-chemistry, https://suuuport.de/general-chemistry-2.

Неорганічна та органічна хімія [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Експертиза харчових продуктів та продовольчої сировини» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. Луцьк: ЛНТУ, 2026. 80 с.

Комп'ютерний набір В.Я. Шемет
Редактор В.Я. Шемет

Підп. до друку «__»_____2026 р. Формат 60х84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 5.
Тираж 50 прим.

Луцький національний технічний університет
вул. Львівська, 75, Луцьк, 43018, Україна