

**Кафедра спеціальної хімії та хімічної технології
Національного університету цивільного захисту України**

X I M I Я

**Робочий зошит
(Лабораторні роботи)**

_____ навчальна група

Прізвище, ініціали _____

Друкується за рішенням засідання
кафедри спеціальної хімії та хімічної
технології НУЦЗ України
Протокол від 29.05.2018 № 11

Рецензенти: кандидат хімічних наук, доцент О.В. Александров, Українська
інженерно-педагогічна академія.

Хімія: робочий зошит. (Лабораторні роботи). / Укладачі:
В.Д. Калугін, О.В. Христин, М.А. Чиркіна. – Х.: НУЦЗУ, 2018. – 60 с.

Підп. до друк 26.06.18. Формат 60x84 1/16.
Папір 80г/м² Друк ризограф. Умовн.-друк. арк. 3,8.
Вид. № 53/18.
Сектор редакційно-видавничої діяльності
Національного університету цивільного захисту України
61023 м. Харків, вул. Чернишевська, 94.

ЗМІСТ

Правила безпеки праці	4
Перша допомога при нещасних випадках	5
Лабораторна робота № 1. Визначення теплових ефектів хімічних реакцій	6
Лабораторна робота № 2. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин	10
Лабораторна робота № 3. Хімічна рівновага	15
Лабораторна робота № 4. Реакції в розчинах електролітів	18
Лабораторна робота № 5. Окисно-відновні реакції	22
Лабораторна робота № 6. Хімічні властивості металів....	27
Лабораторна робота № 7. Хімічні властивості неметалів	33
Лабораторна робота № 8. Хімічні властивості вуглеводнів	41
Лабораторна робота №9. Хімічні властивості оксигенвмісних органічних сполук.....	46
Лабораторна робота № 10. Властивості нітрогенвмісних та елементоорганічних сполук, особливості їх горіння ...	52

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПРАЦІ

1. До роботи в лабораторії допускаються особи, що пройшли первинний інструктаж з безпеки праці. Виконання поточної роботи здійснюється після інструктажу і відповідного запису в журналі інструктажу з правил безпеки праці.

2. До виконання роботи допускаються особи, що знають мету і порядок проведення роботи, ознайомлені із основними частинами лабораторного устаткування та їх призначенням.

3. При проведенні роботи слід чітко додержуватись порядку їх проведення. Безпосереднє виконання допускається після дозволу викладача.

4. Роботу треба виконувати уважно та обережно, не допускаючи попадання речовин на відкриті ділянки тіла, одяг і особливо в очі.

5. Не можна брати речовини руками і пробувати їх на смак.

6. При визначенні речовин за запахом склянку слід тримати на відстані і спрямовувати рухом руки повітря від отвору склянки до носу.

7. Досліди з летючими токсичними речовинами, легкозаймистими і горючими рідинами, а також концентрованими кислотами, треба проводити з використанням витяжної шафи при робочій вентиляції.

8. Розводячи концентровані кислоти, особливо сірчану, необхідно обережно вливати кислоту у воду, охолоджуючи отриману суміш.

9. Під час нагрівання рідин у пробірках слід тримати їх отвором вбік від людей.

10. Категорично заборонено користуватись відкритим полум'ям при нагріванні легкозаймистих і горючих рідин.

11. Нагрівальні прилади слід розташовувати на теплоізоляційних прокладках.

12. Розжарені і гарячі предмети до повного охолодження слід розміщувати на негорючих прокладках.

13. Категорично заборонено зливати в каналізацію концентровані розчини кислот і лугів, органічні розчинники, а також засмічувати твердими предметами раковини.

14. Після закінчення роботи необхідно вимкнути газ, електроенергію і воду, провести прибирання робочих місць.

15. Місце для проведення лабораторних робіт повинно відповідати вимогам електробезпеки за ГОСТ 12.1.019 і санітарно-гігієнічним вимогам за ГОСТ 12.1.005.

ПЕРША ДОПОМОГА ПРИ НЕЩАСНИХ ВИПАДКАХ

1. При пораненні склом необхідно видалити уламки з рани, змастити краї рани розчином йоду і перев'язати її бинтом.

2. При хімічному опіку рук або обличчя розчинами лугів або кислот реактив потрібно змити великою кількістю води. Вразі випадку з розчином лугу, вражене місце обробити 1% розчином борної кислоти. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.

3. При термічному опіку уражене місце необхідно обробити етиловим спиртом, після чого накласти суху стерильну пов'язку. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.

4. При попаданні реактивів в очі їх треба промити великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОВИХ ЕФЕКТІВ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи: експериментальне визначення теплоти нейтралізації калориметричним методом.

Теоретична частина.

Розділ хімії, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називається **термохімією**. Визначають два види теплових ефектів: а) при постійному тиску $Q_p = -\Delta H$, б) при постійному об'ємі $Q_v = -\Delta U$. Термодинамічна функція H називається **ентальпією**, а функція U – **внутрішньою енергією**. Реакції, що відбуваються з виділенням тепла ($Q > 0$, $\Delta H(\Delta U) < 0$) називаються **екзотермічними**, а з поглинанням тепла ($Q < 0$, $\Delta H(\Delta U) > 0$) – **ендотермічними**.

Зміна ентальпії та внутрішньої енергії пов'язані рівнянням:

$$\Delta H = \Delta U + P \Delta V,$$

де P – тиск, ΔV – зміна об'єму системи.

Основою для термохімічних розрахунків є **закон Гесса: тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить тільки від природи та фізичного стану речовин, що приймають участь у реакції.**

Для практичних розрахунків застосовують **наслідок з закону Гесса: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції і сумою теплот утворення початкових речовин.**

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

де ΔH_f° – **стандартні теплоти утворення** речовин (подаються у довідниках), індекси ($^\circ$) позначають **стандартні умови** ($P=101,3$ кПа, $T=298$ К), ν позначає стехіометричні коефіцієнти.

Стандартною теплою утворення називається тепловий ефект реакції утворення 1 моля речовини з простих речовин за стандартних умов. Теплоти утворення простих речовин прийняті за нуль.

Хімічні рівняння, в яких зазначається тепловий ефект реакції, називаються **термохімічними рівняннями**. В термохімічних рівняннях вказують агрегатний стан речовини (к–кристалічний,

р–рідкий, г–газоподібний). Звичайно теплові ефекти реакцій горіння відносять до 1 моля горючої речовини, тому в термохімічних рівняннях можуть бути дрібні коефіцієнти. Теплові ефекти реакцій визначаються в спеціальних приладах, які називаються калориметрами. Кількість тепла, що виділяється або поглинається при проведенні експерименту, обчислюється за формулою:

$$Q = K \cdot \Delta t = \dots\dots\dots (1.1)$$

де K – теплоємність калориметра (сума теплоємностей усіх складових частин калориметра разом з розчином), Δt – зміна температури в ході процесу.

Теплоємність калориметра ще називають **сталю калориметра**. Сталу калориметра визначають в попередньому досліді, проводячи будь-який процес з визначеним тепловим ефектом (її значення надає викладач).

Порядок виконання роботи

Дослід проводиться у спрощеному калориметрі. У внутрішню склянку налити 15 мл одномолярного розчину NaOH. Занурити в розчин лугу термометр і заміряти температуру з точністю 0,1 К – початкову температуру (t_1). У невеликий стаканчик налити 15 мл одномолярного розчину HCl і заміряти температуру (t_2). Початкова температура розраховується як середнє арифметичне температур кислоти та лугу ($t_{почат} = (t_1 + t_2) / 2$) = Обережно вилити розчин соляної кислоти у внутрішню склянку калориметра. Перемішуючи розчин, слідкувати за зміною температури у калориметрі. Найбільше значення температури буде кінцевою температурою досліді ($t_{кін}$).

Розрахунки

Записати в лабораторний журнал об’єми та концентрації кислоти та лугу ($V_K, C_K, V_{л}, C_{л}$), а також початкову ($t_1, t_2, t_{почат}$) та кінцеву температури досліді ($t_{кін}$). Розрахувати зміну температури протягом досліді $\Delta t = t_{кін} - t_{почат}$. Всі експериментальні дані та результати розрахунків вносяться до таблиці.

$K,$ $\frac{\text{кДж}}{\text{К}}$	$V_K,$ л	$C_K,$ $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$V_{л},$ л	$C_{л},$ $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$t_1,$ $^{\circ}\text{C}$	$t_2,$ $^{\circ}\text{C}$	$t_{поч.},$ $^{\circ}\text{C}$	$t_{кін},$ $^{\circ}\text{C}$	$\Delta t,$ $^{\circ}\text{C}$	$n,$ моль	$\Delta H,$ $\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$

За формулою (1.1) розрахувати теплоту реакції нейтралізації (стала калориметра надається викладачем). Для визначення теплового ефекту треба перерахувати кількість теплоти на 1 моль реагентів (кислоти та лугу). Розрахувати кількість кислоти, що прореагувала, за формулою $n = C \cdot V = \dots$ (розмірність C – моль/л, V – л). Тоді тепловий ефект реакції нейтралізації буде дорівнювати: $\Delta H = -Q/n = \dots$

Експериментально визначену величину треба порівняти з теоретично розрахованою величиною:

$$\Delta H_r^\circ(\text{теор}) = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ(\text{H}^+) - \Delta H_f^\circ(\text{OH}^-)$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ кДж/моль}, \quad \Delta H_f^\circ(\text{H}^+) = 0, \quad \Delta H_f^\circ(\text{OH}^-) = -230,0 \text{ кДж/моль}$$

Відносну похибку (%) розрахувати за формулою

$$\delta = 100 \times (\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{експ}}) / \Delta H_{\text{теор}} = \dots$$

Наприкінці роботи треба зробити висновки, в яких вказати значення експериментально визначеного теплового ефекту та відносну похибку цієї величини.

Висновки: _____

Питання для письмової відповіді.

1. Теплоти утворення яких речовин дорівнюють нулю?
 2. Які реакції називаються екзотермічними, а які - ендотермічними?
 3. Що таке внутрішня енергія та ентальпія?
 4. Які є види теплових ефектів а) за умовами протікання, б) за знаком теплового ефекту?
 5. Запишіть закон Гесса для реакції $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$?
 6. Що таке теплота згоряння?
 7. Яка кількість тепла виділиться при згорянні 200 г гексану (C_6H_{14})?
- _____
- _____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

Мета роботи: вивчення впливу концентрації взаємодіючих речовин на швидкість хімічної реакції.

Теоретична частина

Швидкість хімічної реакції визначається зміною кількості речовин, які вступають в реакцію або утворюються в результаті реакції, за одиницю часу в одиниці об'єму для гомогенних реакцій або на одиницю поверхні розподілу фаз в гетерогенних реакціях.

$$v_{\text{гом}} = (1/V) \frac{dn}{d\tau} = \frac{dC}{d\tau}, \quad v_{\text{гет}} = (1/S) \frac{dn}{d\tau},$$

де n – кількість речовини, C – концентрація речовини, τ – час, V – об'єм, S – площа поверхні розподілу.

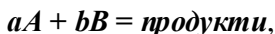
Середня швидкість реакції за проміжок часу $\Delta\tau$ буде:

$$V_{\text{СЕР}} = \Delta C / \Delta\tau.$$

Швидкість хімічної реакції залежить від природи взаємодіючих речовин і умов проведення реакції (температури, концентрації, присутності каталізатора). Залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин визначається **законом діючих мас**:

при постійній температурі швидкість простішої реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Так для реакції:



можна записати:

$$V = k \times C_A^a \times C_B^b,$$

де k – **константа швидкості**, що не залежить від концентрацій реагуючих речовин, але залежить від природи речовин, температури та присутності каталізатора.

При підвищенні температури швидкість більшості реакцій зростає згідно з **правилом Вант-Гоффа**:
при підвищенні температури на кожні 10 К швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази.

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

де γ – **температурний коефіцієнт швидкості реакції**.

Якщо температура змінюється не на 10 К, то користуються

рівнянням:

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

Більш точним є **рівняння Арреніуса**:

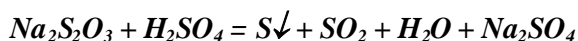
$$k = A \times e^{-E_{акт}/(RT)}$$

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

Енергія активації – це надлишкова енергія в порівнянні з середньою, яку повинні мати реагуючі частинки, щоб їхні зіткнення спричинили хімічні взаємодії. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин та присутності **каталізатора**. Каталізатори звичайно зменшують енергію активації, тобто підвищують швидкість реакції. Речовини, які підвищують енергію активації, називаються **інгібіторами**.

Порядок виконання роботи

Залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин вивчимо на прикладі гомогенної реакції між розчинами тіосульфату натрію та сірчаної кислоти:



Сірка, яка утворюється при реакції, визиває помутніння розчину, яке легко спостерігати візуально.

Спочатку треба приготувати розчини тіосульфату натрію різних концентрацій. Для цього в чотири пробірки налити послідовно: в першу 1 мл розчину тіосульфату і 3 мл дистильованої води, у другу 2 мл тіосульфату натрію і 2 мл дистильованої води, в третю 3 мл тіосульфату натрію і 1 мл дистильованої води, в четверту 4 мл тіосульфату натрію. Виміри об'ємів води і тіосульфату натрію здійснювати за допомогою бюретки.

Вимірити мірним циліндром 3 мл сірчаної кислоти і прилити кислоту по черзі в чотири пробірки з розчином тіосульфату натрію. Для перемішування реагуючих розчинів пробірки закрити пробкою і декілька разів перевернути. Визначити час з моменту зливання до моменту початку помутніння в кожній пробірці.

Результати спостережень записати в таблицю:

Номер пробірки	V, мл Na ₂ S ₂ O ₃	V, мл H ₂ O	V, мл суміші	Відносна конц. Na ₂ S ₂ O ₃	V, мл H ₂ SO ₄	Час появи мути τ, с	Відн. швидк. 1/τ, с ⁻¹
1	1	3	4	1	3		
2	2	2	4	2	3		
3	3	1	4	3	3		
4	4	0	4	4	3		

Розрахунки

Розрахувати швидкість реакції в умовних одиницях ($V=1/\tau$). Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації тіосульфату натрію, відкладаючи на осі абсцис концентрацію, а на осі ординат – швидкість реакції в умовних одиницях. Зробити висновок про залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату натрію.



Висновки: _____

Питання для письмової відповіді.

1. Що таке: а) швидкість реакцій; б) середня швидкість реакції?
2. Від яких факторів залежить швидкість реакції?
3. Запишіть закон діючих мас для реакцій:
а) $2NO + O_2 = 2NO_2$, б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$.
4. Що таке константа швидкості реакції? Від яких факторів вона залежить?
5. Сформулюйте правило Вант-Гоффа.
6. Як зміниться швидкість хімічної реакції, якщо температуру підвищити на 30 °С? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 4.

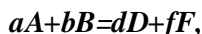
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи: вивчити вплив концентрації взаємодіючих речовин на стан хімічної рівноваги.

Теоретична частина

Хімічна рівновага – це стан системи, при якому швидкості прямої та зворотної реакції є рівні між собою. При цьому концентрації реагуючих речовин не змінюються і їх називають **рівноважними концентраціями**. У стані рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин в ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, є величиною сталою, яка називається **константою рівноваги**.

Для реакції:



константа рівноваги запишеться:

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

де [] позначають рівноважну концентрацію.

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

Константа рівноваги пов'язана зі зміною енергії Гіббса (ΔG°) хімічної реакції:

$$\ln K = -\Delta G^\circ / RT.$$

Порядок виконання роботи

Змішати в склянці 10 мл розбавленого розчину хлориду заліза (III) (FeCl_3) і 10 мл розчину роданіду калію (KSCN). Розлити приготовлений розчин в чотири пробірки, одну з яких залишити як контрольну. В першу пробірку додати 1 мл концентрованого розчину FeCl_3 , в другу – невелику кількість кристалічного роданіду калію, в третю – кристалічний хлорид калію. Розчини в усіх пробірках перемішати.

Визначити і пояснити зміну інтенсивності забарвлення розчину, порівнюючи його з розчином у контрольній пробірці. Записати рівняння реакції між FeCl_3 і KSCN . Записати вираз для константи рівноваги цієї реакції. Зробити висновок щодо напрямку зміщення рівноваги при додаванні: FeCl_3 , KSCN і KCl . Пояснити зміни, що спостерігаються, керуючись принципом Ле-Шательє.

Висновки:

Питання для письмової відповіді.

1. Який стан називається станом хімічної рівноваги?
2. Як записується константа рівноваги?
3. Зі зміною якої термодинамічної функції пов'язана константа рівноваги?
4. Які фактори впливають на: а) положення рівноваги, б) величину константи рівноваги?
5. Записати вираз для констант рівноваги реакцій:
а) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$, б) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{CO} = 3\text{Fe}(\text{р}) + 4\text{CO}_2$.
6. В якому напрямку зміститься рівновага реакцій:
а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$; $\Delta H_r^0 = -193$ кДж.б) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$; ; $\Delta H_r^0 = 54$ кДж при зниженні температури? При зниженні тиску?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: вивчення впливу різних факторів на ступінь електролітичної дисоціації та вивчення можливостей протікання реакцій в розчинах електролітів.

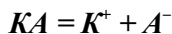
ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Електроліти – це речовини, які розпадаються в розчинах або розплавах на позитивно заряджені йони (катиони) і негативно заряджені йони (аніони). Процес розпаду молекул на йони називається **електролітичною дисоціацією**. Речовини, які повністю розпадаються на йони, називаються **сильними електролітами**, а які частково – **слабкими електролітами**. До сильних електролітів належать більшість солей, деякі кислоти (HNO_3 , HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HClO_4), деякі основи (LiOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2). До слабких електролітів відноситься більшість кислот (H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3), більшість основ (Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , NH_4OH), а також вода.

Для характеристики сили електролітів введені поняття **ступінь дисоціації** (α) та **константа дисоціації** (K).

Ступінь дисоціації – відношення числа асоційованих часток до вихідного числа часток речовини.

Для електроліту KA , який дисоціює згідно з рівнянням:



константа дисоціації запишеться:

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

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

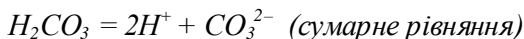
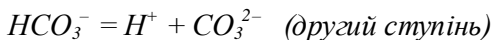
да:

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

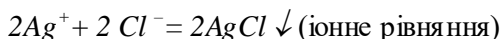
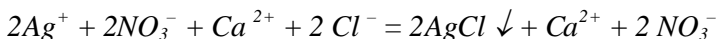
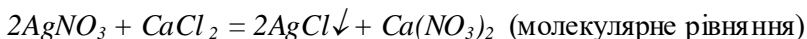
де C – загальна концентрація електроліту.

Константа дисоціації залежить від природи електроліту, температури, розчинника, але не залежить від концентрації електроліту. Ступінь дисоціації залежить від усіх відзначених факторів.

Багатоосновні кислоти та багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. Наприклад: $H_2CO_3 = H^+ + HCO_3^-$ (перший ступінь)



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



Порядок виконання роботи

Дослід 1. Реакції з утворенням осаду.

В пробірку внести 2-3 краплі розчину $AlCl_3$. В цю ж пробірку додати 2-3 краплі KOH . Спостерігати утворення осаду. До осаду, що утворився, додати надлишок розчину KOH (4 -5 крапель) і інтенсивно перемішати. Спостерігати ефект реакції.

Дослід 2. Реакції з утворенням газів.

В пробірку внести 2-3 краплі розчину карбонату натрію (Na_2CO_3) і додати туди стільки ж розчину соляної кислоти. Визначити, що відбувається.

Дослід 3. Реакції з утворенням слабого електроліту.

В пробірку внести 2-3 краплі розчину Na_2SiO_3 і додати декілька крапель розчину соляної кислоти. Визначити, що відбувається.

Оформлення результатів роботи

Написати рівняння реакцій в молекулярній і іонній формі. Пояснити, в яких випадках протікають реакції в розчинах електролітів.

Питання для письмової відповіді.

1. Що таке електроліти та неелектроліти?
2. Що таке константа та ступінь дисоціації?
3. В яких випадках можуть перебігати іонообмінні реакції?
4. Написати рівняння ступінчастої дисоціації сульфідної кислоти і вираз для констант дисоціації.
5. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій, що протікають між речовинами: K_2S і H_2SO_4 , $NaOH$ і HCl , $AgNO_3$ і KCl .
6. Ступінь дисоціації оцтової кислоти в розчині з концентрацією 0,1 моль/л дорівнює $1,32 \times 10^{-2}$. Розрахуйте константу дисоціації оцтової кислоти.

Особистий підпис

Відмітка

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: дослідження окисно-відновних властивостей речовин, засвоєння методики складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Теоретична частина

Окисно-відновними реакціями називаються реакції, що протікають із зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин. **Ступінь окиснення** – це умовний заряд атома в молекулі, розрахований, виходячи з припущення, що молекула складається з іонів. Правило для розрахунків ступеня окиснення – алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю. Зміна ступеню окиснення пов'язана з перебігом електронів або зміщенням електронних пар.

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

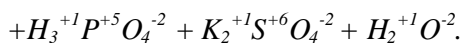
Елементи, які знаходяться у вищому ступені окиснення, можуть тільки відновлюватися, тому їх атоми спроможні лише приймати електрони. Елементи, які знаходяться у нижчому ступені окиснення, можуть лише віддавати електрони. Речовини, що містять елементи в проміжних ступенях окиснення, можуть як віддавати, так і приймати електрони.

Одним з методів складання рівнянь окислювально-відновних реакцій є **метод електронного балансу**. За цим методом складають електронні рівняння, в яких вказуються ступені окиснення, а також число відданих та прийнятих електронів. Кількість відданих електронів має дорівнювати кількості приєднаних електронів. Наприклад, щоб встановити коефіцієнти в рівнянні:

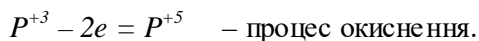
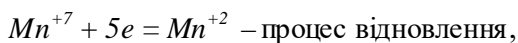


по-перше треба визначити ступені окиснення елементів:

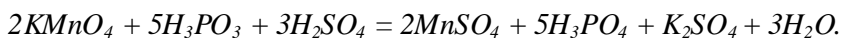




Ступінь окиснення змінюється у атомів *Mn* і *P*. Ці зміни можна виразити електронними рівняннями:

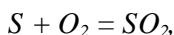


Кількість електронів, що віддані, повинна дорівнювати кількості електронів, що прийняті. Для цього першу реакцію треба помножити на 2, другу на 5 (+10 е та -10 е). Вносимо ці коефіцієнти в рівняння реакції. Коефіцієнти перед речовинами, атоми яких не змінюють ступінь окиснення, знаходимо шляхом підбору.



За механізмом перебігу розрізняють: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціонування. **Міжмолекулярні** - це реакції, в яких окисник і відновник є різні речовини. У **внутрішньомолекулярних** реакціях зміна ступеня окислення атомів відбувається в одній молекулі. У реакціях **диспропорціонування** окисником і відновником є атоми того самого елемента.

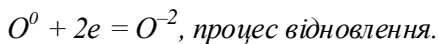
Реакція горіння є типовою окисно-відновною реакцією. Кисень повітря в цій реакції виступає в якості окисника, а горюча речовина – в якості відновника. Наприклад, реакція горіння сірки:



Сульфур, який має ступінь окиснення 0, віддає чотири електрони



а атом кисню приєднує 2 електрони



Дослід. Вплив рН середовища на окисно-відновні реакції.

В три пробірки налити по 3 мл розчину перманганату калію. В першу додати 2 мл H_2SO_4 , в другу 2 мл H_2O , в третю 2 мл KOH . В кожну пробірку додати по 3 мл розчину свіжоприготованого розчину сульфїту калію (K_2SO_3). Відзначити зміни, що спостерігаються.

Оформлення результатів роботи

Скласти рівняння окисно-відновних реакцій, використовуючи метод електронного балансу. Зробити висновок про те, яка речо-

Висновки: _____

Питання для письмової відповіді.

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що таке окисник і відновник?
3. Що таке ступінь окиснення?
4. Які є типи окисно-відновних реакцій?
5. У чому полягає суть методу електронного балансу?
6. Яка речовина є окислювачем в реакціях горіння в повітрі?
7. Визначити ступінь окислення сірки в сполуках: H_2S , H_2SO_3 , Na_2SO_4 , SO_2 .
8. Закінчити рівняння реакцій і підібрати коефіцієнти:



Lined area for handwritten text or signatures.

Особистий підпис

Відмітка

Підпис викладача

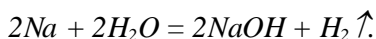
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Мета роботи: практичне знайомство з хімічними властивостями металів та їх сполук.

Теоретична частина

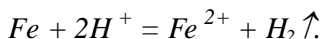
Характерною відзнакою металів є їх *здатність до віддання електронів*. **Активні метали** легко віддають електрони, неактивні важко віддають їх. Активність металів визначається величиною їх стандартного електродного потенціалу. Чим більш негативний стандартний електродний потенціал, тим метал більш активний. Для металів не характерно прийняття електронів, що властивість виявляють неметали.

Найбільш активні метали (лужні та лужноземельні) бурхливо реагують з водою:



Водень, що утворюється під час реакції, може загорітися або вибухнути. **Тому активні метали не можна гасити водою та водними розчинами**. Більшість інших металів за звичайних умов стійкі до дії води. Це пояснюється їх малою хімічною активністю (Cu, Ag, Au, Pt) або утворенням на поверхні металів стійких поверхневих плівок (Al, Ti, Be).

Метали, що розташовані в ряду активностей до водню, реагують з водними розчинами кислот (HCl, H₂SO₄, H₃PO₄) з виділенням водню:

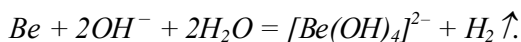


Більш сильні окисні властивості порівняно з іонами H⁺, проявляють азотна й концентрована сірчана кислоти. Під їхню дію здатні окислюватися і деякі неактивні метали (Cu, Ag, Hg):

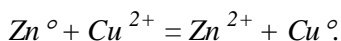


Деякі метали під дією концентрованих кислот *пасивуються*, що пояснюється утворенням на їх поверхні дуже стійких оксидних або солевих плівок.

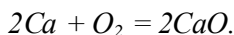
З розчинами лугів реагують метали з **амфотерними** властивостями (Be, Al, Zn):



Метали можуть реагувати з розчинами солей. Більш активні метали витискують менш активні з розчинів їхніх солей:

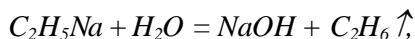
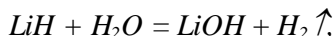
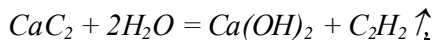


Під дією кисню повітря за звичайних умов досить швидко окислюються тільки активні метали (лужні та лужноземельні):

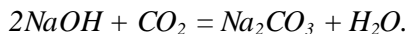
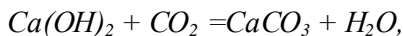


В умовах пожежі активні метали інтенсивно горять. Метали середньої активності (Fe, Al, Zn, Be) в компактному стані не горять. Вони здатні до горіння у вигляді стружки, фольги, тонкого дроту, маленьких шматочків. **Особливо пожежонебезпечні порошки металів**, за деяких умов вони здатні до самоzapалювання.

Зі сполук металів найбільше пожежонебезпечні гідриди та карбіди металів, а також металоорганічні сполуки. Їх не можна гасити водою тому, що вони з нею бурхливо реагують з утворенням горючих речовин:



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



Порядок виконання роботи

Дослід 1. Взаємодія металів з киснем повітря

Взяти пінцетом маленький шматок магнієвої стружки і піднести її до полум'я сирника.

Дослід 2. Взаємодія металів з водою. (виконується викладачем).

В хімічний стакан налити води і помістити в нього шматочок натрію. Спостерігати ефект реакції.

Дослід 3. Взаємодія металів з кислотами.

В дві пробірки помістити по шматочку магнію і міді. Додати в обидві пробірки 3-4 краплі розчину сірчаної кислоти;. Порівняти відношення цих металів до розчину сірчаної кислоти. В пробірку помістити шматочок міді і додати декілька крапель концентрованої азотної кислоти. Який газ почне виділятися.

Дослід 4. Взаємодія металів з розчинами лугів.

В дві пробірки помістити по шматочку алюмінію і заліза. Додати до пробірок невелику кількість розчину гідроксиду калію. Порівняти відношення металів до розчинів лугів.

Дослід 5. Взаємодія металів з розчинами солей

В дві пробірки помістити по шматочку магнію і міді. Додати до пробірок невелику кількість розчину хлориду заліза (Ш). Порівняти відношення металів до розчинів солей.

Оформлення результатів роботи

Скласти рівняння реакцій, що відбуваються, в молекулярній та іонній формах. У висновках сформулювати які метали реагують з водою, кислотами, розчинами лугів і розчинами солей. Які з газів, що вилучаються, є пожежонебезпечними, які токсичними? Які з використаних у роботі речовин можуть викликати заpalення?

Питання для письмової відповіді.

1. Як змінюються металічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?
 2. Які метали відносяться до лужних, лужноземельних і легких конструкційних?
 3. Сформулюйте правила, які визначають можливість реакції металів з водою, кислотами та лугами?
 4. Для гасіння яких металів не можна використовувати воду? Чому?
 5. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - a). $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaSO_4$.
 - б). $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe$.
 - в). $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2$.
 - г). $Na \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3$.
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ

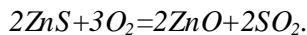
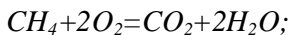
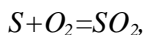
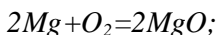
Мета роботи: практичне знайомство з хімічними властивостями деяких неметалів.

Теоретична частина

У періодичній системі неметали розташовані тільки в головних підгрупах наприкінці періоду (крім першого періоду). Усі неметали, крім гідрогену і гелію, є *p*-елементами. Основна властивість неметалів з точки зору хімії – **здатність до приєднання електронів**. Активні неметали виявляють велику здатність до приєднання електронів, неактивні - невелику здатність до приєднання електронів. Віддають свої електрони неметали тільки більш електронегативним металам.

Елементи головної підгрупи восьмої групи періодичної системи елементів (*He, Ne, Ar, Kr, Xe, Ra*) – називаються *інертними (благородними) газами*. Вони хімічно мало активні, тому не виявляють ні металічних, ні неметалічних властивостей.

У вигляді простих речовин **неметали виявляють окисні властивості**. Наприклад, кисень взмозі окислювати більшість металів, неметалів і складних речовин:

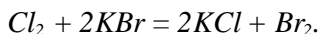


Для багатьох речовин реакція окислення киснем може відбуватися у вигляді **процесу горіння**. Горіння можуть викликати і деякі інші неметали: фтор та хлор.

Найбільш поширений на землі неметал – **кисень**. Він складає 21% (за об'ємом) складу повітря. Кисень входить до складу води, оксидів, гідроксидів та багатьох солей. Кисень входить до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Кисень – речовина, яка підтримує дихання людини та тварин. Алотропна модифікація кисню – **озон** (O_3) захищає поверхню землі від ультрафіолетового випромінювання.

В головній підгрупі сьомої групи періодичної системи елементів знаходяться **галогени** (*F, Cl, Br, I, At*), які є типовими неметалічними елементами. Електронегативність в підгрупі галогенів зме-

ншується зверху донизу. Більш активні галогени витісняють менш активні з їх сполук:



Багато простих і складних речовин можуть окислюватися галогенами. Такі реакції можуть відбуватися у вигляді процесу горіння. *Особливо вогнебезпечні газоподібні та рідкі галогени – фтор та хлор.* Крім того, ці речовини та їх сполуки є *отруйними*. Органічні сполуки, до складу яких входять галогени, (*фреони, хладони*) застосовуються як вогнегасячі засоби.

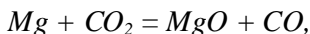
Карбон утворює велику кількість сполук. Кількість сполук карбону перебільшує загальну кількість всіх сполук інших елементів. Більшість сполук карбону відноситься до *органічних сполук*. До неорганічних сполук вуглецю відносять оксиди карбону (CO , CO_2), карбіди металів (CaC_2 , Al_4C_3 та ін.), вугільну кислоту (H_2CO_3) та її солі ($NaHCO_3$, K_2CO_3 , $CaCO_3$).

Вуглекислий газ утворюється при згорянні вуглецю та вуглецевмісних речовин:



Вуглекислий газ не підтримує горіння, що дозволяє використовувати його під час гасіння пожеж. Він широко застосовується як *інертний розріджувач* в стаціонарних установках об'ємного гасіння, в ручних вогнегасниках (ОВ-2, ОВ-5) і пересувних вогнегасниках (ВП-2М). Особливістю вуглекислого газу є його здатність при дроселюванні утворювати пластівці “снігу”. Вогнегасяча концентрація CO_2 для більшості речовин складає 20-30 об'ємних %.

Деякі активні метали горять у вуглекислому газі:



тому його не можна використовувати при гасінні лужних та лужноземельних металів.

Вуглекислий газ утворюється при взаємодії солей слабкої вугільної кислоти (H_2CO_3) з сильними кислотами. Так, в старому пінному вогнегаснику (ВХП-10) при його роботі відбувається реакція:



Вуглекислий газ, що виділяється, утворює піну (до розчину $NaHCO_3$ додані піноутворювачі). Таку піну називають “хімічною піною”.

Сухий порошок $NaHCO_3$ використовується в порошкових засобах гасіння (вогнегасячі порошки). При попаданні в умови підвищеної температури бікарбонат натрію розкладається з поглинанням тепла та вилученням вуглекислого газу:



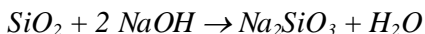
При горінні вуглецевмісних речовин в умовах недостачі кисню замість вуглекислого газу може утворюватися *чадний газ* (CO). Оксид карбону (II) може горіти в повітрі:



При підвищених температурах CO відновлює більшість металів з їх оксидів.

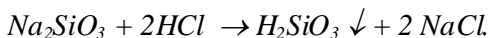


Силіцій за поширенням у земній корі (27,6 %) посідає друге місце після кисню. Більшість гірських порід (кварц, слюда, польові шпати, пісок, глина) – сполуки силіцію. Оксид силіцію (IV) є кислотним. Під час сплавлення з лугами утворює *силікати*:



Дрібнодисперсний діоксид силіцію (*силікагель*) є адсорбентом. *Силікагель*, що насичений хладами, використовувався як вогнегасячий порошок.

З водою SiO_2 не реагує, але іншим шляхом можна здобути дуже слабку *метасилікатну кислоту* (H_2SiO_3).



Солі силікатної кислоти називаються *силікатами*. У воді розчиняються лише силікати лужних металів. Водний розчин силікату натрію – це силікатний клей.

Сполуки силіцію мають велике значення в промисловості будівельних матеріалів. Під час прожарювання вапняку ($CaCO_3$) і глини утворюється *цемент*. Сполуками кремнію є також *кераміка* та *скло*.

Нітроген – у вигляді простої речовини – азоту, основна складова частина атмосфери (78% об.). В вигляді простої речовини азот малореакційноздатен. Азот не підтримує горіння, тому його

використовують при гасінні пожеж в замкнених приміщеннях. Найбільш важливим сполуками азоту – є нітрати – солі нітратної (азотної) кислоти. Нітрати є сильними окисниками тому їх суміші з органічними речовинами вибухо небезпечні. Азот також входить до складу солей амонія (NH_4^+).

Фосфор має декілька алотропних модифікацій. Найбільш поширений з них білий (жовтий), червоний та чорний фосфор. Червоний та особливо білий фосфор - пожежонебезпечні речовини. Білий фосфор схильний до теплового займання, навіть за звичайних умов.

Зі сполук фосфору в пожежній справі використовуються деякі солі ортофосфатної кислоти (H_3PO_4). Так, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ використовується в порошкоподібних засобах пожежогасіння. Деякі солі фосфорної кислоти використовуються також як антипірени.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Добування вуглекислого газу та його властивості.

а) в пробірку внести декілька шматочків мармуру (CaCO_3) і додати 10 мл розчину соляної кислоти. Закрити пробірку пробкою з газовідводною трубкою. Кінець трубки опустити в стакан. Через 2-3 хвилини внести запалену лучину в стакан, заповнений вуглекислим газом. Що відбувається з полум'ям лучини?

б) в пробірку налити 2-3 мл концентрованого розчину гідрогенкарбонату натрію та додати 2-3 мл розчину сірчаної кислоти. Спостерігати зміни, що відбуваються.

в) повторити дослід б) з тією різницею, що до розчину гідрогенкарбонату додати декілька крапель будь-якого піноутворювача.

Дослід 2. Добування кисню та його властивості.

В пробірку налити 5-7 мл розчину пероксиду водню (H_2O_2), додати в нього 1 мікрошпатель MnO_2 . Після початку реакції розкладання H_2O_2 піднести до отвору пробірки лучину, що тліє. Що спостерігається?

Дослід 3. Добування нерозчинних силікатів.

В пробірку налити декілька крапель розчину силікату натрію. Після чого додати стільки ж розчину хлориду кальцію та інтенсивно встряхнути. Пробірку перевернути. Відмігити втрату розчинном текучості.

Дослід 4. Одержання гелеподібних вогнезахисних покриттів.

У прилад для розпилювання рідин (Рис.2) залити в одну ємкість розчин силікату натрію, в іншу розчин хлориду кальцію. Направити форсунки приладу на екран, включити розпилювач на декілька секунд. Спостерігати на екрані утворення шару вогнезахисного гелю.

Дослід 5. Горіння сірки у повітрі.

Покладіть невелику грудочку сірки в залізну ложечку, нагрійте її на полум'ї газового пальника до займання сірки. Зверніть увагу на колір полум'я та на запах продуктів горіння..

Дослід 6. Адсорбційні властивості активованого вугілля.

Налийте в пробірку блідий розчин чорнил будь-якого кольору, додайте трохи порошку активованого вугілля, закрийте пробірку пробкою і добре збовтайте. Зверніть увагу на зміну забарвлення розчину чорнил.

Оформлення результатів роботи

Скласти рівняння реакцій, що відбуваються, в молекулярній та іонній формах. Для окислювально-відновних реакцій записати електронні рівняння та визначити окислювач та відновник.

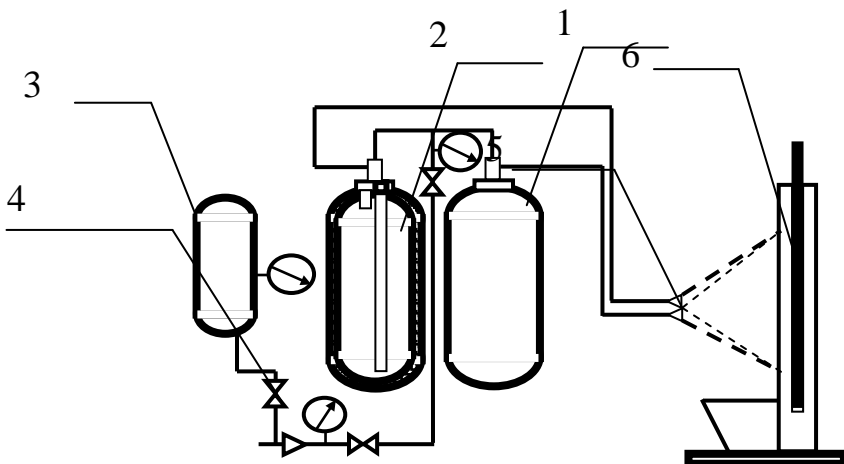


Рис.2. – Схема експериментальної лабораторної установки для дослідження явища гелеутворення

- 1- ємкість з водним розчином силікату лужного металу;
- 2- ємкість з водним розчином солі багатовалентного металу;
- 3- компресор;
- 4- вентиль;
- 5- розпилювач;
- 6- змінний екран.

Висновки:

Питання для письмової відповіді.

1. Як змінюються неметалічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?

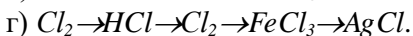
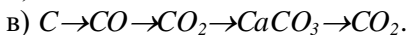
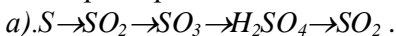
2. Який склад має повітря? Яка складова частина повітря підтримує горіння?

3. Що таке гідриди металів? Чи можна для їх гасіння використовувати воду?

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

5. Що таке карбіди металів? Як вони реагують з водою?

6. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ВУГЛЕВОДНІВ

Мета роботи: практичне знайомство з хімічними властивостями насичених і ненасичених вуглеводнів.

Теоретична частина

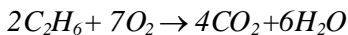
Вуглеводні – найпростіші органічні сполуки. Вони складаються з двох елементів – вуглецю та водню. Залежно від характеру зв'язків між атомами у вуглеводневому ланцюгу їх поділяють на **насичені, ненасичені та ароматичні**.

Вуглеводні, в молекулах яких атоми вуглецю зв'язані між собою простим зв'язком, а інші їх валентності насичені атомами водню, називають насиченими. **Алкани** – це різновид насичених вуглеводнів з відкритим ланцюгом. Вони утворюють гомологічний ряд із загальною формулою C_nH_{2n+2} . **Гомологічним** рядом називається послідовність подібних за своєю будовою та хімічними властивостями речовин, що відрізняються одна від одної за складом молекул на одну або декілька **гомологічних різниць** ($-CH_2-$)

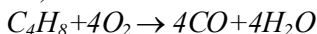
Циклоалкани – насичені вуглеводні з замкненим ланцюгом. Загальна формула гомологічного ряду циклоалканів – C_nH_{2n} . Вуглеводні, в молекулах яких атоми вуглецю зв'язані між собою кратними (подвійними або потрійними) зв'язками, називають **ненасиченими**. Найважливішими ненасиченими вуглеводнями є **етиленові** (містять один подвійний зв'язок – загальна формула C_nH_{2n}), **дієнові** (два подвійних зв'язки – загальна формула C_nH_{2n-2}), **ацетиленові** (один потрійний зв'язок – загальна формула C_nH_{2n-2}).

Ароматичні вуглеводні – це карбоциклічні вуглеводні, в молекулах яких містяться ядра **бензолу** C_6H_6 .

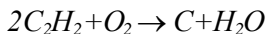
Усі вуглеводні здатні до **реакції горіння**. При повному згорянні утворюється вуглекислий газ і вода:



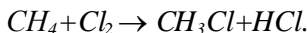
За недостатком кисню замість вуглекислого газу може утворюватися **чадний газ** (CO):



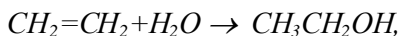
Сполуки з багатим вмістом вуглецю при горінні в повітрі згоряють не повністю – при цьому утворюється сажа (кіптяве полум'я):



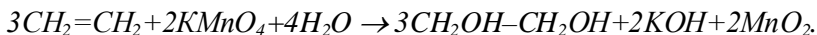
Алкани – хімічно малоактивні речовини. Для них характерні реакції **заміщення**:



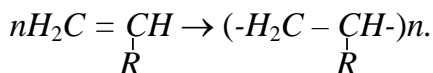
Ненасичені вуглеводні більш активні. Вони вступають в реакції **приєднання** (з галогенами, галогеноводнями, воднем, водою):



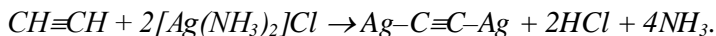
легко окиснюються:



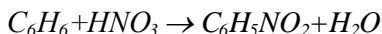
Ненасичені сполуки вступають у **реакції полімеризації**:



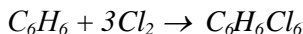
Ацетилен виявляє властивості кислот, його атоми водню можуть заміщуватися на атоми металу:



За хімічними властивостями ароматичні вуглеводні відрізняються від алканів і алкенів. Найхарактернішими для них є реакції заміщення, які відбуваються з концентрованими кислотами, на відміну від алканів.



Реакції приєднання для ароматичних вуглеводнів відбуваються важче, ніж у ненасичених вуглеводнів (при підвищеній температурі, наявності каталізатора, ультрафіолетового випромінювання):



Порядок виконання роботи

Дослід 1. Добування та властивості ацетилену.

В пробірку налити 10 мл води та додати до неї шматочок карбиду кальцію. Пробірку закрити пробкою з газовідводною трубкою. Приготувати дві пробірки: одну з підкисленим розчином $KMnO_4$, а іншу

з бромною водою. Пропустити газ, що виділяється, крізь розчини KMnO_4 і бромної води, газовідводну трубку повернути отвором догори і запалити газ, що виділяється. Звернути увагу на світимість полум'я.

Дослід 2. Горіння вуглеводнів.

В маленькі фарфорові чашечки налити 1-2 мл бензину, керосину та солярки. Підпалити ці речовини. Порівняти швидкість горіння. В таку ж чашечку покласти трохи парафіну та спробувати його запалити сірником. Сірником також запалити парафінову свічку. Яка різниця в запалюванні парафіну та парафінової свічки?

Оформлення результатів роботи

Записати рівняння реакцій, що відбуваються. В другому досліді пояснити різницю в швидкості реакцій горіння різних речовин, взявши до уваги різницю в тиску насиченої пари речовин.

Висновки: _____

Питання для письмової відповіді.

1. Сформулюйте основні положення теорії хімічної будови органічних сполук.
2. Скільки ізомерів має бутан? Написати їх формули і дати назви.
3. Які типи хімічного зв'язку існують в органічних сполуках?
4. Що таке вільні радикали? Навести приклади.
5. Що таке гомологи? Навести приклади.
6. Які формули відображають склад алканів, алкенів, алкінів? Навести приклади.
7. Які продукти утворюються при горінні вуглеводнів? Навести приклади.
8. Які реакції характерні: а) для насичених вуглеводнів; б) ненасичених вуглеводнів? Написати рівняння реакцій.

Lined area for writing notes or answers.

Особистий підпис

Відмітка

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИГЕНВІСНИХ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета роботи: практичне знайомство з хімічними властивостями кисневмісних органічних сполук.

Теоретична частина

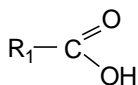
Оксигенвмісні сполуки – це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або декілька атомів гідрогену заміщені на функційні групи, до складу яких входить один або декілька атомів кисню, окрім функційної групи – NO_2 .

До оксигенвмісних сполук відносяться:

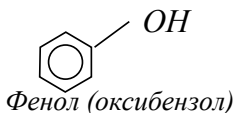
Спирти – похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів гідрогену заміщені на відповідну кількість гідроксильних груп – OH . Спирти називають ще **алкоголями**.

Прості ефіри (етери) – це сполуки, у молекулах яких два вуглеводневих радикали сполучені між собою атомом кисню. Загальна формула етерів: $R - O - R^1$

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



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



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

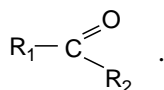


Молекули альдегідів описуються загальною формулою

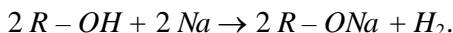


у якій R – атом водню або вуглеводневий радикал. У кетонах, в порівнянні з альдегідами, замість атому гідрогену присутні вуглеводневі радикали, які можуть бути однаковими або різними:

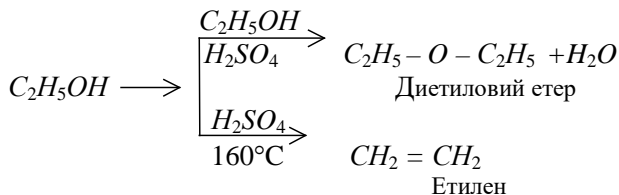
Загальна формула кетонів:



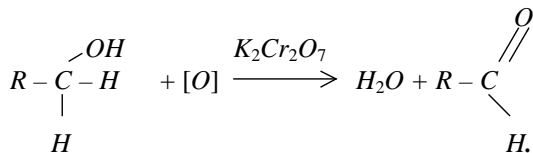
Спирти реагують з лужними металами з утворенням солей **алкоголятів**:



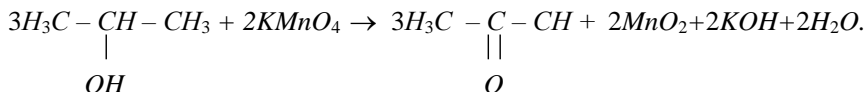
При дії водовіднімаючих засобів, в залежності від умов, спирти можуть утворювати прості ефіри (етери) або ненасичені сполуки:



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



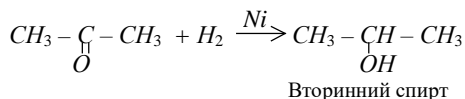
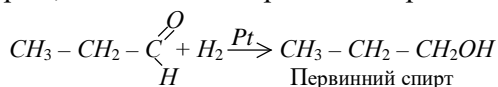
Вторинні спирти при окисленні перетворюються на кетони:



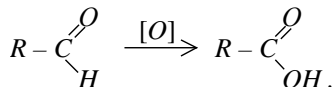
Спирти мають більшу, порівняно з насиченими вуглеводнями, схильність до самозаймання при контакті з сильними окисниками. Полум'я при горінні нижчих спиртів світиться слабо, кіптява не утворюється.

Альдегіди і кетони вступають у численні реакції приєднання до карбонільної групи, в реакції заміщення атомів гідрогену біля α -атомів карбону, в реакції конденсації і полімеризації.

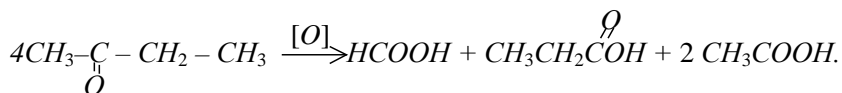
За наявності нікелевих або платинових каталізаторів альдегіди і кетони приєднують водень і відновлюються до спиртів: альдегіди – до первинних спиртів, кетони – до вторинних спиртів:



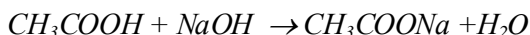
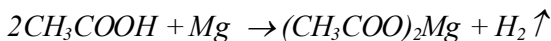
Альдегіди легко окислюються і перетворюються на відповідні карбонові кислоти. У процесі реакції зберігається кількість атомів карбону і структура ланцюга, а альдегідна група перетворюється на карбоксильну:



Окислення кетонів відбувається в жорстких умовах при тривалому нагріванні з утворенням суміші кислот:



Карбонові кислоти виявляють властивості слабких кислот:



Порядок виконання роботи

Дослід 1. Горіння кисневмісних сполук.

Змочити шматочки вати пропанолу, ацетону та гліцерину. Підпалити їх. Порівняти легкість займання та швидкість горіння у трьох випадках.

Дослід 2. Взаємодія спиртів з лужними металами.

У пробірку з 1-2 мл безводного пропанолу кинути шматок натрію. Спостерігати зміни, що відбуваються.

Дослід 3. Властивості оцтової кислоти.

У пробірку налити 2-3 мл оцтової кислоти та додати трохи магнієвих стружок. Підпалити газ, що виділяється.

Дослід 4. Окислення спиртів.

У пробірку помістити 1-2 мл спирту та додати 1 мл сірчаної кислоти. Після додати 2-3 краплі розчину KMnO_4 . Що спостерігається?

Оформлення результатів роботи

Записати рівняння реакцій, що відбуваються. В першому досліді пояснити різницю в швидкості реакцій горіння різних речовин.

Висновки: _____

Питання для письмової відповіді.

1. Які функціональні групи відповідають: а) спиртам, б) кетонам, в) карбоновим кислотам?
2. Що таке прості та складні ефіри? Як називаються реакції їх одержання?
3. Яку загальну формулу мають вуглеводи? Навести приклади декількох вуглеводів.
4. Запишіть реакцію горіння целюлози.
5. Які взаємоперетворення відбуваються при окисленні та відновленні оксигенвмісних сполук? Навести приклади.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10. ВЛАСТИВОСТІ НІТРОГЕНВМІСНИХ ТА ЕЛЕМЕНТООРГАНІЧНИХ СПОЛУК, ОСОБЛИВОСТІ ЇХ ГОРІННЯ

Мета роботи: практичне вивчення хімічних властивостей нітрогенвмісних сполук та елементоорганічних сполук.

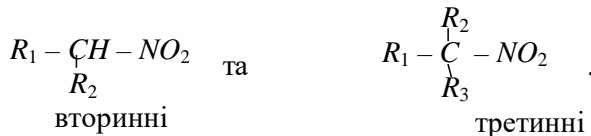
Теоретична частина

Нітрогенвмісні сполуки містять у своєму складі атоми нітрогену, які поєднані безпосередньо з атомами карбону. До основних різновидів нітрогенвмісних сполук відносять: нітросполуки, аміни, амінокислоти.

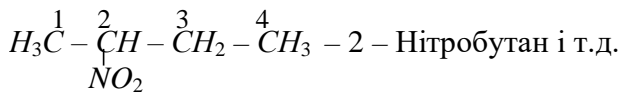
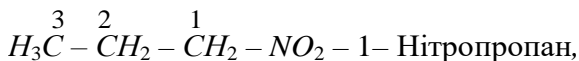
Нітросполуки - це сполуки, що містять у своєму складі одну або кілька нітрогруп – NO_2 .

Нітросполуки можна класифікувати залежно від гібридизації атома вуглецю, з яким сполучена нітрогрупа.

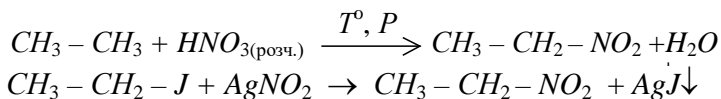
Нітроалкани, в свою чергу, поділяють на первинні $R - CH_2 - NO_2$,



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

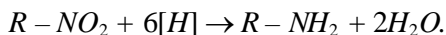


Нітросполуки аліфатичного ряду добувають нітруванням алканів, а також взаємодією йод – і бромалканів з нітриком аргентума:



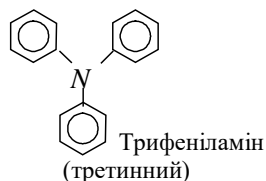
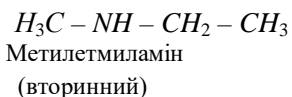
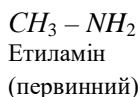
Характерною реакцією нітросполук є їх здатність до відновлення.

Відновлення нігросполук здійснюють атомарним воднем, добуваючи при цьому первинні аміни:

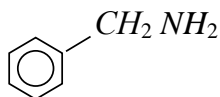


Нігроалкани використовують у техніці як розчинники, а також як вибухові речовини, а в реактивній техніці, у гумовій промисловості як вулканізатори.

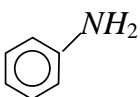
Амінами називають похідні аміака, в якому один, два або три атоми гідрогену заміщені на вуглеводневий радикал. За кількістю заміщених атомів гідрогену в молекулі амоніаку розрізняють первинні, вторинні і третинні аміни:



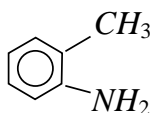
За систематичною номенклатурою назву аміну утворюють з назви відповідного вуглеводню додаванням префіксу **аміно-**. За раціональною номенклатурою назви амінів утворюють додаванням суфіксу – **амін** до назв радикалів; до того ж радикали перелічують за їх ускладненням. Для багатьох амінів використовують тривіальні назви.



Бензиламін



Амінобензен
(анілін)



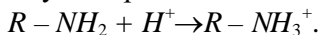
о – Амінотолуен
(о – толуїдин)



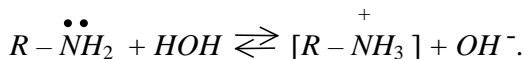
Триетиламін

Майже всі аліфатичні аміни відрізняються характерним запахом зіпсованої риби, а діаміни мають трупний запах. Всі аміни дуже **отруйні**.

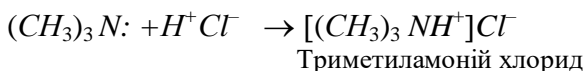
У тривалентному стані атом азоту має неподілену електронну пару, за рахунок якої він утворює донорно-акцепторний зв'язок з протоном, який має вакантну *S* – орбіталь:



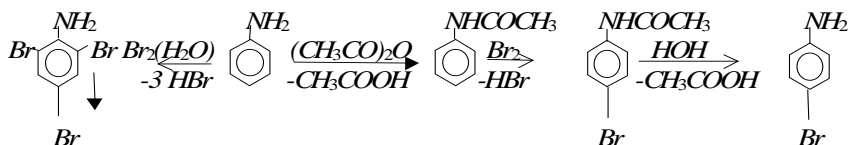
Саме з наявністю неподіленої електронної пари на атомі азоту й пов'язані основні властивості амінів. У водних розчинах аміни приєднують протон від молекули води з утворенням гідроксидів амонійних сполук:



Аліфатичні аміни реагують з кислотами з утворенням четвертинних солей амонію, але, внаслідок полярності $N \leftarrow C$ зв'язку, водневі атоми мають підвищену активність, тому іноді первинні та вторинні аміни „поводять себе” як слабкі кислоти:



Реакція з бромною водою є якісною на анілін, при цьому утворюється осад 2,4,6 – триброманіліну. Щоб добути монобромпохідне аніліну, аміногрупу спочатку ацилюють, потім ацетанлід, що утворюється при цьому, бромують з наступним гідролізом:



При горінні амінів можуть утворюватися токсичні речовини: оксиди нітрогену та синильна кислота. Аміни схильні до самозаймання при контакті з азотно-кислотними окисниками (HNO_3 , NO_2 , N_2O_4). Суміш таких речовин горить з виділенням великої кількості тепла, що дозволяє використовувати їх як компоненти ракетних палив.

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



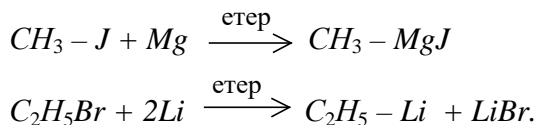
Залежно від довжини утвореного ланцюга, всі поліпептиди умовно можна розділити на пептиди (які містять від 2 до 10 амінокислот), поліпептиди (від 10 до 40 амінокислот) і білки (більше 40 амінокислот). Середня молекулярна маса білків від 4 – 5 тисяч до кількох мільйонів.

Це дуже важливий клас біологічно активних сполук. Білки наявні у вигляді головних компонентів у будь-якій формі живої матерії – мікроорганізмах, тваринах або рослинах. Білки є важливою складовою їжі людини та корму тварин. Людина потребує близько 70 г білка на добу.

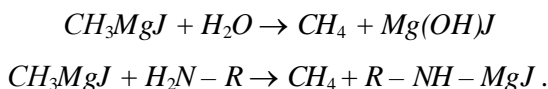
Отже, **білки** – це високомолекулярні природні полімери, що побудовані із залишків амінокислот, які сполучені між собою амідними (пептидними) зв'язками. Кожному білку притаманна властива йому амінокислотна послідовність, і вони мають складну просторову структуру, що визначає їх фізико-хімічні та біологічні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

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

Більшість елементоорганічних сполук можна одержати за реакціями елементів з галогеноалкалами:



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



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

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

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

Порядок виконання роботи.

Дослід 1. Горіння нітропогенних сполук.

Підпалити смужку нітроцелюлози за допомогою сірника. Звернути увагу на характер процесу горіння і колір полум'я. За допомогою сірника підпалити таблетку сухого пального (уротропіну). Порівняти характер горіння нітроцелюлози і уротропіну.

Дослід 2. Отримання триброманіліну.

В пробірку налити 0,5 мл аніліну та 1,5 мл води та добре перемішати. До суміші додати декілька крапель бромної води та енергійно струсити. Спостерігати утворення осаду.

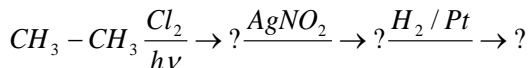
Оформлення результатів роботи

Записати рівняння реакцій, що відбуваються. В першому досліді пояснити інтенсивність процесу горіння нітроцелюлози. Звернути увагу на те, що нітроцелюлоза – основний компонент бездимного порошу. В другому досліді зробити висновок про направляючу дію аміногрупи на атоми брому, що заміщують атоми водню в бензольному кільці (орієнтант першого чи другого роду).

Висновки:

Питання для письмової відповіді.

1. Які сполуки відносять до нітрогенвмісних?
2. Відноситься чи ні нітроцелюлоза до нітрогенвмісних сполук?
3. Написати реакцію отримання нітроетану. Вказати умови, за яких відбуваються реакції нітрування алканів.
4. Записати рівняння реакції отримання тринітробензолу з бензолу. За яких умов відбуваються реакції нітрування ароматичних сполук.
5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



6. Записати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

