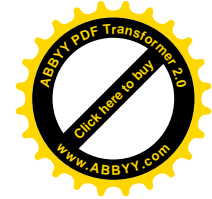
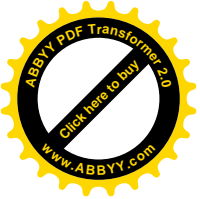


Міністерство освіти і науки України

Харківський національний автомобільно-дорожній університет  
кафедра "Екології та хімії"

**Методичні вказівки**  
**до виконання лабораторних робіт**  
з дисципліни "**Хімія**" для студентів 1 курсу  
спеціальності 7.070801

Харків 2004



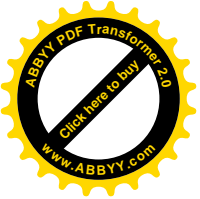
Міністерство освіти і науки України

Харківський національний автомобільно-дорожній університет

**Лабораторний журнал**  
з дисципліни **"Хімія"**  
для виконання лабораторних робіт  
для студентів 1 курсу  
спеціальності 7.070801

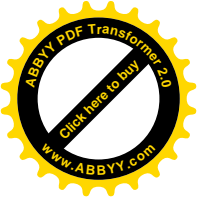
Затверджено методичною  
радою університету,  
протокол № 12 від 11.11.2003 р.

Харків 2004



Укладачи:

доц. Внукова Н.В.  
ст.викл. Маракіна Л.Д.  
ст.викл. Гнилицька А.І.  
викл. Єгорова Л.М.  
кафедра екології і хімії

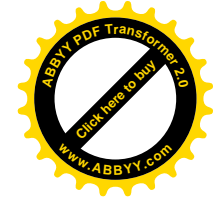
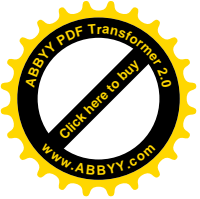


Міністерство освіти і науки України

Харківський національний автомобільно-дорожній університет

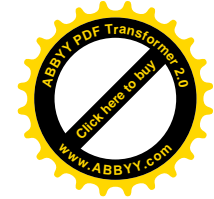
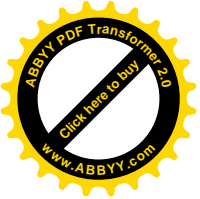
До друку дозволяю  
Проректор

Гладкий І.П.



## З М І С Т

	стор.
Лабораторна робота № 1. <b>“Окислювальна – відновлювальні реакції”</b>	6
Лабораторна робота № 2. <b>“ Визначення еквіваленту металу по водню”</b>	14
Лабораторна робота 3. <b>“Концентрація розчинів”</b>	24
Лабораторна робота № 4 <b>“Комплексні сполуки”</b>	31
Лабораторна робота № 5. <b>“Гідроліз солей”</b>	40
Лабораторна робота № 6. <b>”Хімічні властивості металів”</b>	46
Лабораторна робота № 7. <b>”Електрохімічні властивості металів”</b>	49
Лабораторна робота № 8. <b>”Корозія і захист металів”</b>	52
Лабораторна робота № 9. <b>“Електроліз солей ”</b>	59
Лабораторна робота № 10 <b>“Хімічна кінетика та хімічна рівновага”</b>	63
Лабораторна робота № 11 <b>”Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації”</b>	71
Лабораторна робота №12 <b>“ Отримання і властивості колоїдних розчинів “</b>	77



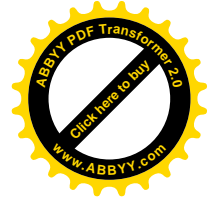
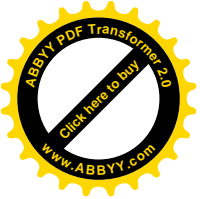
## ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ

### В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

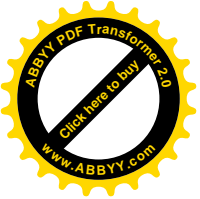
Працюючи в хімічній лабораторії необхідно постійно пам'ятати про техніку безпеки.

Майте на увазі деякі загальні вказівки:

1. Вхід до лабораторії у верхньому одязі суворо заборонений.
2. Студент повинен акуратно користуватися приладами і реактивами.
3. Під час роботи необхідно утримувати робоче місце в чистоті та порядку. Забороняється класти на стіл згортки, портфелі, сумки. Їх необхідно залишати в відведеному для цього місці.
4. Склянки с реактивами повинні закриватися пробками і ставиться на відповідне місце на полиці. Реактиви, які виставленні для загального користування, не повинні нестися на робочі місця.
5. Досліди з отруйними та речовинами, які неприємно пахнуть проводити у витяжній шафі. Нюхати газу можна, спрямовуючи потік повітря до себе рухом руки.
6. При роботі постійно слідкувати, щоб реактиви, особливо кислоти та луги, не попадали на лице, руки, одяг. Для цього, наливаючи розчин, пробірку і склянку необхідно тримати на деякій відстані від себе.
7. Надлишок реактиву виливайте в склянку для зливу.
8. Акуратно вносьте в пробірки концентровані кислоти та луги, остерігайтесь пролити їх на руки, на одяг, на стіл. Якщо кислота або луг попали на шкіру чи на одяг, швидко великою кількістю води змийте їх і зверніться за допомогою до викладача. Про пролиті у великій кількості концентровані кислоти і луги також повідомте викладача або лаборанта



9. Не працюйте з легко спалахуючими речовинами поблизу горілок, що запалені.
10. З отруйними і речовинами, що сильно пахнуть працюйте у витяжній шафі, перевіривши чи працює тяга.
11. Продумайте добре техніку експерименту, щоб не могла відбутися аварія; не нагрівайте в закритих судинах газоподібні речовини, при нагріванні рідин в пробірках тримайте їх отвором в сторону від себе і від товаришів, гарячі предмети беріть спеціальними щипцями и т. д.
12. Не зливайте розчини, які містять отруйні сполуки, в раковину і не проливайте їх. Залишки отруйних реактивів зливайте в спеціальні судини по вказівці лаборанта.
13. Не їжте в лабораторії. Після роботи в лабораторії ретельно вимийте руки.  
Крім перелічених вище загальних вказівок, ознайомтесь на першому лабораторному занятті зі спеціальною інструкцією з техніки безпеки, яка знаходиться у лабораторії.
14. Реактиви і прилади загального користування не несіть на свої столи — вони повинні знаходитися завжди на відведеному на них місці.
15. Усі спостереження записуйте до лабораторного журналу безпосередньо після кожного досліду. Не робіть записи в чернетках і на окремих листочках.
16. По закінченні роботи вимийте і здайте лаборанту посуд і прилади, приведіть до порядку робоче місце, перевірте газовий кран, дайте дайте викладачу на підпис журнал.



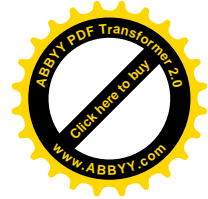
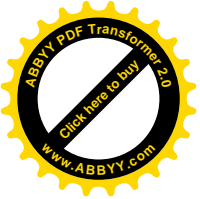
## ОБОВ'ЯЗКИ СТУДЕНТА, ЯКИЙ ВИКОНУЄ ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

1. Студент повинен приходити до лабораторії підготовленим. Він повинен вивчити теоретичний матеріал з теми, а також ознайомитися з методикою виконання і оформлення роботи, щоб усвідомлено виконувати лабораторну роботу, вирішувати задачі або вправи.
2. Перед початком лабораторної роботи студент виконує завдання для поточного контролю.
3. Лабораторний журнал заповнюється безпосередньо на занятті.
4. Після проведених дослідів і оформлення лабораторного журналу студент здає залік викладачу на занятті.
5. Студенти, які пропустили заняття, повинні відпрацювати їх по графіку консультацій і підписати отримані результати у викладача з його дозволу у чергового лаборанта.
6. Студенти, які пропустили 3 заняття, не допускаються в лабораторію без дозволу декана.
7. До виконання лабораторних робіт допускаються студенти, які під розписку ознайомилися з правилами з техніки безпеки.

## НАВЧАЛЬНІ ПОСІБНИКИ, ЯКІ ПРОПОНОВАНІ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЗАНЯТЬ.

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 702с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Ірпінь, 1998. – 479 с.
3. Левант Г.Е. и Райцын Г.А Практикум по общей химии.- М.: Высшая школа . 1971. – 336.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. М.: Химия, 1979. – 336 с.





6. Е.М.Соколовская, Общая химия, 1980, гл. V, с. 125-176
7. Н.Л. Глинка, Задачи и упражнения по общей химии, 1980, с. 80-96
8. К.И.Евстратова и др. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа. 1990. –487с.
9. Н.В. Романова Загальна та неорганічна хімія, Київ Ірпінь 1998 р.
10. Г.А. Корчинський Хімія Поділля – 200.

### Лабораторна робота №1 “Окислювально – відновлювальні реакції”

**Мета роботи:** вивчення реакцій, що протікають з зміною ступеню окислення атомів.

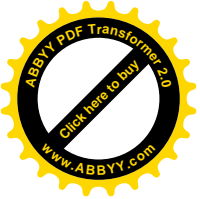
Для виконання роботи студент повинен: вміти визначати ступінь окислення будь – якого елемента у сполуках, правильно записувати реакції окислення і відновлення, найти окисник и відновник в даній реакції, оцінити можливість протікання і швидкість окислювально – відновних реакцій. (ОВР).

Література: [1. с.255 – 262; 2. розд.10. с. 182 – 187; 3. с. 139 -144; 4. с.144-153].

Реакції, котрі протікають з зміною ступені окислення атомів, які входять до складу реагуючих речовин, називаються **окислювально - відновлювальними**.

**Ступінь окислення** – це умовний заряд атому у сполуці. Сума ступенів окислення атомів у сполуці завжди дорівнює нулю. Ступінь окислення простої речовини дорівнює 0.

Основні положення теорії окислювально-відновних реакцій.



1. **Окисленням** називається процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном. Наприклад:



( при окисленні позитивна ступінь окислення підвищується ).

2. **Відновленням** називається процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном. Наприклад:



3. Атоми, молекули або іони, котрі віддають електрони, називаються **відновниками**. Під час реакції вони окислюються. Атоми, молекули або іони, котрі приєднують електрони, називаються окисниками. Під час реакції вони відновлюються.

4. Окислення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язано з окисленням.

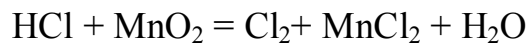
### **Складання рівнянь окислювально – відновлювальних реакцій:**

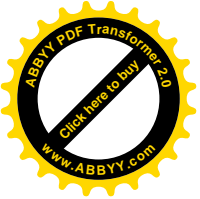
Застосовують два методи складання рівнянь окислювально – відновлювальних реакцій – метод електронного балансу и метод напівреакцій.

#### **Метод електронного балансу.**

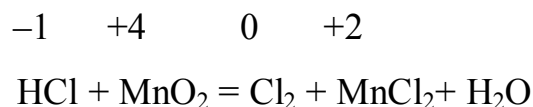
Порівнюють ступені окислення атомів у вихідних і кінцевих речовинах, при цьому керуються правилом: *число електронів, які віддав відновник, повинно дорівнювати числу електронів, що приєднав окисник.*

**Приклад 1.** Складемо рівняння реакції взаємодії оксиду марганцю (IV) з концентрованою соляною кислотою. Запишемо формули вихідних і кінцевих речовин реакції:

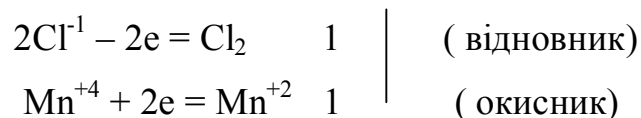




Покажемо зміну ступенів окислення атомів до и після реакції

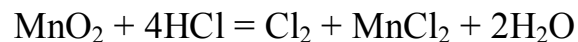


Ця реакція окислювально - відновлювальна, так як змінюється ступінь окислення атомів хлору и марганцю. HCl – відновник, MnO<sub>2</sub> – окисник. Складаємо електронні рівняння:



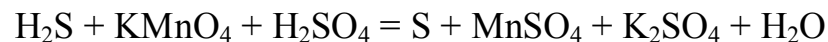
і знаходимо коефіцієнти при відновнику і окиснику. Вони відповідно 2 и 1. Коефіцієнт 2 ( а не 1) ставиться тому, що 2 атоми хлору зі ступінню окислення –1 віддають 2 електрони. Цей коефіцієнт вже стоїть у електронному рівнянні.

Знаходимо коефіцієнти для інших реагуючих речовин. З електронних рівнянь видно, що на 2 моля HCl приходить 1 моль MnO<sub>2</sub>. Однак, враховуючи, що для зв'язування двохзарядного іону марганцю, який утворюється потрібно ще 2 моля кислоти, перед відновником слід поставити коефіцієнт 4. Тоді води буде 2 моля. Кінцеве рівняння має вид:

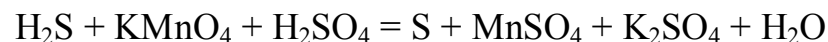
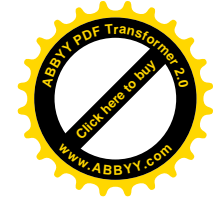
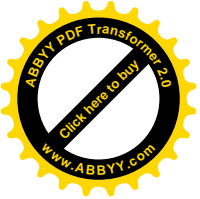


Перевірку правильності написання рівняння можна обмежити підрахунком числа атомів одного будь – якого елемента, наприклад, хлору: у лівій частині 4 и в правій 2 + 2 = 4.

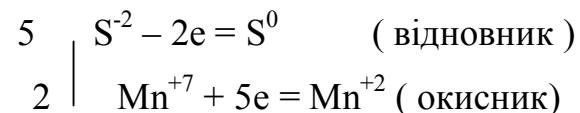
**Приклад 2.** Складання реакції взаємодії сірководню з підкисленим розчином перманганату калію. Напишемо схему реакції – формули вихідних і одержаних речовин:



Потім покажемо змінення ступнів окислення атомів до і після реакції

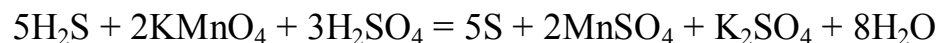


У атомів сірки и марганцю змінюються ступені окислення ( $\text{H}_2\text{S}$  – відновник,  $\text{KMnO}_4$  – окисник). Складаємо електронні рівняння, т.ч. відображаємо процеси віддачі і приєднання електронів.



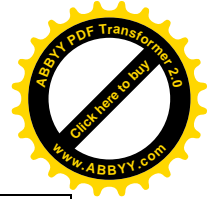
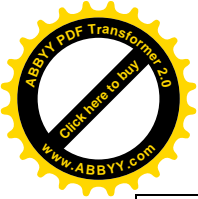
Знаходимо коефіцієнти при окиснику ( $\text{KMnO}_4$ ) и відновнику ( $\text{H}_2\text{S}$ ), а потім при інших реагуючих речовинах. З електронних рівнянь видно, що потрібно взяти 5 моль  $\text{H}_2\text{S}$  и 2 моль  $\text{KMnO}_4$ , тоді отримаємо 5 моль атомів S и 2 моль  $\text{MnSO}_4$ . Крім того, порівнюючи атоми у лівій та правій частинах рівняння, знайдемо, що утворюється 1 моль  $\text{K}_2\text{SO}_4$  і 8 молей води.

Кінцеве рівняння реакції буде мати вид



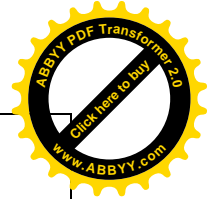
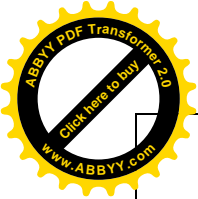
Правильність написання рівняння підтверджується підрахунком атомів одного елемента, наприклад кисню: у лівій частині їх  $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$  і в правій  $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$ .

Відомо, що правильно написання рівняння реакції є відображенням закону збереження маси речовин. Тому число одних і тих же атомів у вихідних речовинах и продуктах реакції повинно бути однаковим.

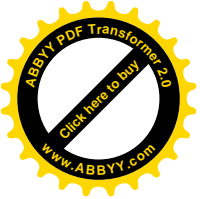


## Експериментальна частина

№ з/п	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій та висновки
1.	<p style="text-align: center;"><b><u>Окислення іона йоду.</u></b></p> <p>В пробірку налити 3-4 мл розчину KI, прибавити 3-4 краплі толуолу і декілька крапель розчину FeCl<sub>3</sub>. Енергійно збовтати вміст пробірки і відмітити, що відбувається. Пояснити зміни, що відбуваються.</p> <p>Запишіть рівняння реакції. Розставити коефіцієнти за допомогою методу електронного балансу.</p> <p>Вкажіть окисник і відновник.</p>	$KI + FeCl_3 \rightarrow KCl + FeCl_2 + I_2$
2.	<p style="text-align: center;"><b><u>Окислення іону марганцю Mn<sup>+2</sup></u></b></p> <p>В пробірку помістити 0,5 г PbO<sub>2</sub>, прилити 2-3 мл концентрованої азотної кислоти, 1—2 кап. розчину MnSO<sub>4</sub> і обережно нагріти розчин до кипіння. Розбавити рівним об'ємом води і дати відстоятися двоокису свинцю, що не прореагувала. вказати який колір має розчин над осадом. Запишіть рівняння реакції. Розставити коефіцієнти методом електронного балансу.</p> <p>Вкажіть окисник і відновник.</p>	$PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
3.	<p style="text-align: center;"><b><u>Відновлення іону Cr<sup>+6</sup></u></b></p> <p>В пробірку налити 2—3 мл біхромату калію K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, підкислити декількома каплями сірчаної кислоти і</p>	$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 +$



	<p>добавити 2—3 мл розчину FeSO<sub>4</sub>. Пояснити зміни, що спостерігаються.</p> <p>Запишіть рівняння реакції. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу.</p> <p>Вкажіть окисник і відновник.</p>	$+ \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
4.	<p><b><u>Відновлювання іону марганцю Mn<sup>+7</sup></u></b></p> <p>В пробірку налити 2-3 мл перманганату калію KMnO<sub>4</sub>, підкислити декількома краплями сірчаної кислоти і прилити 3-4 мл розчину Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>. Пояснити зміни, що спостерігаються. Написати рівняння реакції і підібрати коефіцієнти.</p>	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5.	<p><b><u>Порівнювальна сила окисників.</u></b></p> <p>а) в пробірку налити 3 мл розчину KI, добавити 3 мл розчину азотистої кислоти NaNO<sub>2</sub> і декілька крапель 25% розчину сірчаної кислоти. Вміст пробірки прокип'ятити.</p> <p>Відмітити колір парів, що виділяються.</p> <p>б) в пробірку налити розчин KMnO<sub>4</sub>, підкислити 1-2 мл 25% розчину сірчаної кислоти і до отриманої суміші по краплям прилити азотистої кислоти NaNO<sub>2</sub> до знебарвлення розчину. Пояснити причину знебарвлення.</p> <p>Написати рівняння реакції і підібрати коефіцієнти..</p> <p>Вказати яку роль відіграє NaNO<sub>2</sub> в першій і у другій реакції.</p>	$\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p><b>Висновки:</b></p>



## Питання і задачі

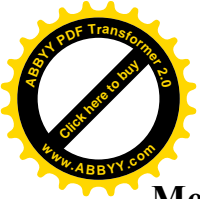
1. Які реакції є окислювально - відновлювальними?
2. Складіть іонні і молекулярні рівняння реакцій, які протікають по схемам:
  - а)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
  - в)  $\text{FeCl}_2 + \text{HClO}_3 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - г)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - д)  $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
  - ж)  $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{KAlO}_2$

Визначить, що є окисником і відновником в реакціях.

Роботу виконав « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р.

Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 2 “Визначення еквіваленту металу по водню”

**Мета роботи:** засвоєння сутності закону еквівалентів і експериментальне визначення еквівалентної і атомної маси металу методом витіснення водню з кислоти.

Для виконання роботи студент повинен знати закон еквівалентів, універсальний газовий закон, вміти розраховувати еквівалентні маси і еквівалентні об'єми речовин по хімічним формулам і рівнянням реакцій. Вміти користуватися установкою для вимірювання об'єму газу, що виділився.

Література: [1. гл. 1. с.29-31; 2. розд.1. с. 20 -21; 3. с.44 – 50; 4. с.44-51].

**Еквівалентом елемента** називається вагова кількість його, що з'єднується з однією ваговою частиною водню або з вісьма ваговими частинами кисню або заміщуючи їх в сполуках

Кількість речовини в грамах, чисельно дорівнює його еквіваленту, називається грам- еквівалентом.

Різні елементи реагують один з одним в еквівалентних кількостях. Знаючи валентність та атомну вагу елемента, можна визначити його еквівалент, так як між цими величинами є залежність:

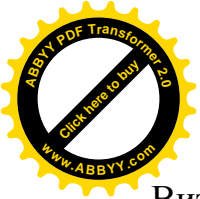
$$\text{Еквівалент} = \text{атомна вага} / \text{валентність}$$

Еквівалент будь-якої простої речовини (наприклад, металу) може бути знайденим хімічним шляхом різними методами.

Якщо елемент утворює сполуку з воднем або киснем, еквівалент його може бути визначений безпосередньо з цієї сполуки.

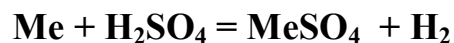
Якщо елемент витісняє водень з його сполуки, то еквівалент такого елемента можна визначити по кількості водню, що виділяється.





Еквівалент можна також визначити з сполуки з іншими елементами, еквівалент яких відомий.

Визначення еквіваленту металу методом витіснення полягає у тому, в тому, що на точну наважку будь – якого металу діють кислотою.



Заміряють об'єм водню, що виділяється під час реакції. Так як еквівалент металу є вагова кількість його, яка витісняє одну вагову кількість водню, то еквівалент знаходиться з формули:

$$E_{\text{Me}} = \frac{\text{атомна вага}}{\text{валентність}} \quad \text{або} \quad E_{\text{Me}} = \frac{\text{вага Me}}{\text{вага H}_2}$$

Але у досліді заміряють об'єм водню, тому зручніше, користуватися грам-молекулярним об'ємом, визначити еквівалент з об'ємних співвідношень по формулі:

$$E_{\text{Me}} = \frac{\text{наважка Me} \times 11200}{V_0},$$

де  $V_0$  – об'єм водню, який виділився, приведений до нормальних умов; 11200 – об'єм грам - еквіваленту водню, мл.

Еквівалентом складної речовини називається така його вагова кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню (1,008 в. ч.) або кисню (8 в. ч) або взагалі с одним еквівалентом будь якої іншої речовини.

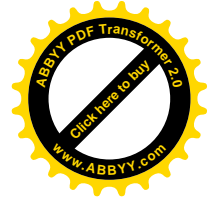
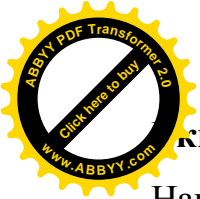
Еквівалент складної речовини - оксиду, кислоти, лугу, солі визначається наступним чином..

**Еквівалент оксиду** – є сума еквівалент металу + еквівалент кисню ( $E_{\text{оксиду}} = E_{\text{Me}} + E_{\text{O}}$ ).

**Еквівалент кислоти** дорівнює її молекулярній вазі, поділеній на основність кислоти.

Наприклад:  $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98\text{г/моль}; \text{H}_3\text{PO}_4$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{98}{3} = 32,7$$



**Еквівалент лугу** дорівнює його молекулярній вазі, поділеній на валентність металу або число гідроксильних груп.

Наприклад:  $M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74\text{г/моль}$ .

$$E_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{74}{2} = 37.$$

**Еквівалент солі** дорівнює її молекулярній вазі, поділеній на добуток числа атомів металу у молекулі солі і валентності цього металу. Наприклад  $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342\text{г/моль}$ .

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{2 \times 3} = 57.$$

Еквівалент складної речовини можна визначити з вагових співвідношень, в яких взаємодіє одна речовина з іншою, еквівалент якої відомий (закон еквівалентів): *маси речовин, які реагують між собою без залишку прямо пропорційні їх хімічним еквівалентам* Математично цей закон можна виразити наступною залежністю:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2},$$

где  $m_1$  – маса першої речовини;

$m_2$  – маса другої речовини;

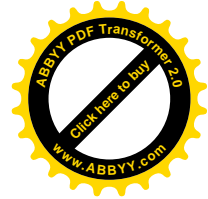
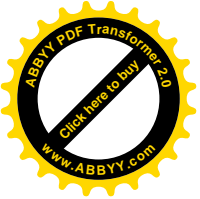
$E_1$ - еквівалент першої речовини;

$E_2$  – еквівалент другої речовини.

В тих випадках, коли в реакції приймають участь гази, закон еквівалентів можна виразити так:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V^1_{\text{г}} - \text{ЭКВ}}{V^2_{\text{г}} - \text{ЭКВ}},$$

где  $V_1$  – об'єм першої речовини;



$V_2$  – об'єм другої речовини;

$V_{\text{Г-ЭКВ}}^1$  – об'єм г- еквіваленту першої речовини;

$V_{\text{Г-ЭКВ}}^2$  – об'єм г-еквіваленту другої речовини.

Для цього випадку закон еквівалентів можна сформулювати наступним чином: *об'єми газів, що реагують між собою без залишку, прямо пропорційні об'ємам їх грам - еквівалентів.*

Об'єм грам – еквіваленту водню при нормальних умовах дорівнює:

$$V_{\text{Г-ЭКВ}}^{\text{H}} = \frac{22,4\text{л}}{2} = 11,2 \text{ л} = 11200\text{мл}$$

Об'єм грам – еквіваленту кисню при нормальних умовах дорівнює:

$$V_{\text{Г-ЭКВ}}^{\text{O}} = \frac{22,4\text{л}}{4} = 5,6 \text{ л} = 5600\text{мл}$$

У хімічній практиці трапляються випадки, коли одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому стані, а інша у газоподібному. Для цих випадків закон еквівалентів можна виразити формулою

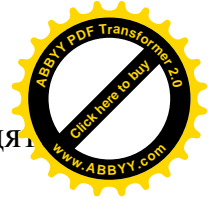
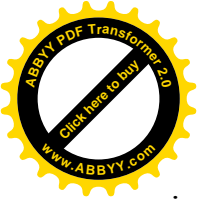
$$\frac{m}{E_i} = \frac{V}{V_{\text{Г-ЭКВ}}},$$

где  $m$  – маса твердої речовини

$E$  – еквівалент твердої речовини;

$V$  – об'єм газу;

$V_{\text{Г-ЭКВ}}$  – об'єм грам – еквіваленту газу.

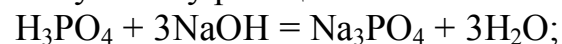


Для реакцій обміну еквіваленти сполук можна обчислити наступним чином. Еквівалент кислоти знаходять діленням молекулярної ваги на число атомів водню, які приймають участь у реакції.

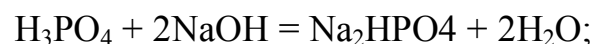
$$E_k = \frac{M}{N_H};$$

де  $M$  – молекулярна вага кислоти, г/моль;

$N_H$  – кількість молей водню, які приймають участь у реакції.



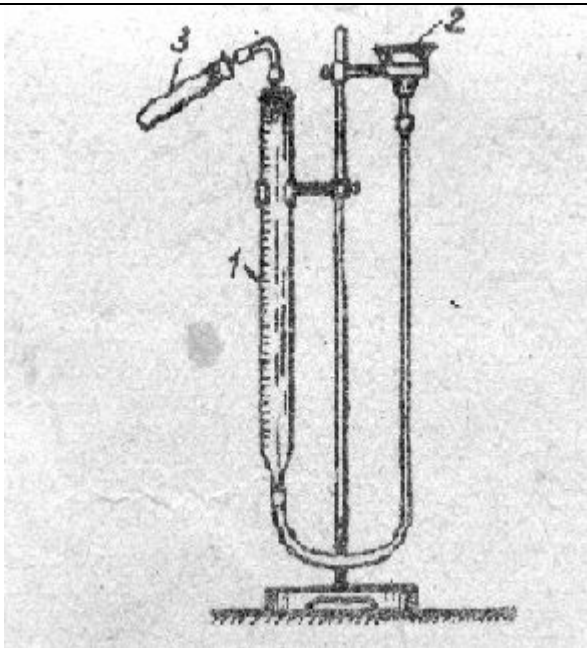
$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{3};$$



$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{2};$$

### Експериментальна частина

№ з/п	Завдання	Данні досліду, розрахунок, висновки
	<p>Цим методом можна визначити еквіваленти активних металів. (магнію, алюмінію, хрому, марганцю и інш.) здатних витіснити водень з розбавлених кислот.</p> <p>Прилад для досліду складається з бюретки (1), яка з'єднана за допомогою гумової трубки з лійкою (2) і пробіркою(3) / см. мал.</p>	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Об'єм водню, що виділився: <math>V_{H_2} = V_2 - V_1</math>.</li><li>2. Температура: <math>T = 273 + t</math>.</li><li>3. Тиск водню: <math>P_{H_2} = P_{атм} - P_{паров}</math></li><li>4. Привести знайдений об'єм водню до нормальних умов.</li></ol>



Перед початком роботи перевірити прилад на герметичність, для чого лійку підняти на деяку висоту, щоб рівень води у бюретці був на нульовій рисці і слідкувати за рівнем води у бюретці при підніманні та опусканні лійки. Якщо прилад герметичний, то в перший момент при підніманні або опусканні лійки рівень води в бюретці ледь зміниться, а в подальшому залишиться, то прилад не герметичний, потрібно більш щільно підігнати пробки.

#### Порядок виконання

1. Відміряти мірним циліндром 5мл сірчаної кислоти і обережно вилити у пробірку приладу так, щоб стінки пробірки не були змочені кислотою.
2. Зважити на торзійних вагах 30-40мг металу і помістити його на суху стінку пробірки, тримаючи пробірку в

$$V_0 = \frac{V * P_{H_2}}{760 * (273 + t)}, \text{ мл}$$

5.. Знаючи вагу металу, що прореагував  $g$  і об'єм водню, що виділився при нормальних умовах, обчислити еквівалент металу, користуючись грам – молекулярним об'ємом

$$E_{Me} = \frac{g * 11200}{V_0}$$

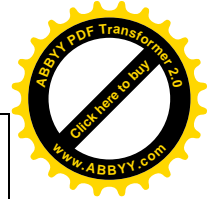
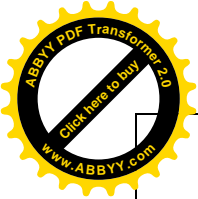
6. По еквіваленту визначити, який метал був взятий для досліду, враховуючи, що метал двовалентний.

7. Порівняти отриманий еквівалент металу з теоретичним і обчислити процент помилки.

$$\Pi = \frac{+ E_{теор.} - E_{практ}}{E_{теор.}} * 100\%$$

**Обчислення по даним експерименту:**

**Висновки:**

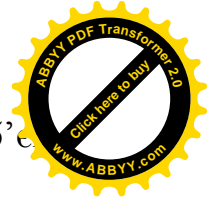
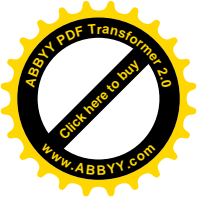


похилому положенні, потім пробірку закрити пробкою, не змінюючи її положення.

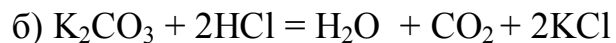
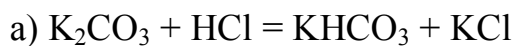
3. Перевірити прилад на герметичність, встановити рівень води в бюретці і лійці на однаковій висоті і записати положення меніску у бюретці., яка з'єднана з пробіркою.
4. Стряхнути метал у кислоту, переводячи пробірку у вертикальне положення, спостерігати виділення водню і витіснення води з бюретки.
5. По закінченню реакції дати пробірці остигнути до кімнатної температури, після чого знову привести рівень води у бюретці і лійці до однієї висоти і відмітити положення меніску у бюретці. По різниці рівнів води до досліду і після знайти об'єм водню, що виділився (V). Відмітити і записати показники термометру (t) и барометру (p) під час досліду.

#### Питання та задачі:

1. Під час згоряння 5 г алюмінію утворюється 9,44г оксиду алюмінію. Визначити еквівалент алюмінію.
2. При розчиненні у кислоті 5,06 г металу виділилося 2,8 л водню, який виміряний при н.у. Визначити еквівалент металу.
3. Деяка кількість металу, еквівалент якого 28, витісняє з кислоти 700мл водню, який виміряний при н.у. Визначити вагу металу.
4. Обчислити атомну масу двовалентного металу і визначити який це метал, якщо 8,34г металу окислюється 0,680л кисню ( н.у.).



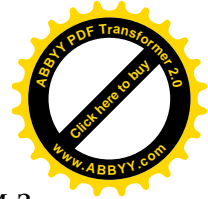
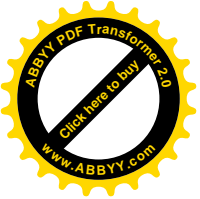
5. Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7 г сірчаної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу и і об'єм водню, що виділився (н.у.).
6. На відновлення 1,80 г оксиду металу витрачено 833 мл водню, який виміряний при н.у. Обчисліть маси оксиду і металу.11
7. На нейтралізацію 2,45г кислоти йде 2,00 г гідроксиду натрію. Визначити еквівалентну масу кислоти.
8. Визначити еквіваленти карбонату калію при реакціях, що протікають по рівнянням:



Роботу виконав: " \_\_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 200\_р.

Роботу прийняв " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 200\_р

Підпис викладача \_\_\_\_\_



### Лабораторна робота № 3 “Розчини”

**Мета роботи:** придбання навиків приготування розчинів різної концентрації як ваговим методом так і об'ємним з використанням фіксаналів.

Для виконання роботи студент повинен знати склад розчину, способи вираження концентрації розчинів, вміти здійснювати перерахунки з однієї концентрації в іншу.

Література: [1. гл. 1. с.29-31; 2. розд.1. с. 20 -21; 3. с.44 – 50; 4. с.93-105]

**Концентрація** – це відношення кількості розчиненої речовини до кількості розчину або розчинника.

Концентрацію розчину можна виразити різними способами.

**Процентна концентрація розчину** показує скільки процентів складає маса розчиненої речовини від маси розчину.

Залежність між процентною концентрацією розчину (с), масою розчиненої речовини ( $m_1$ ) і масою розчина ( $m_2$ ) виражають наступною формулою:

$$c = 100 \frac{m_1}{m_2} \tag{1}$$

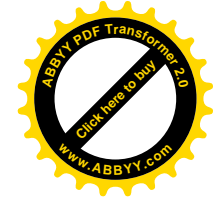
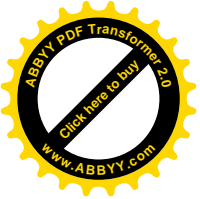
Якщо відома густина розчину (d), то значно простіше замість його маси виміряти об'єм (v) в мілілітрах. Так як маса розчину дорівнює добуткові густини на об'єм, н.е.  $m_2 = dv$ , то вираз для процентної концентрації набуває вигляду:

$$c = 100 \frac{m_1}{dv} \tag{2}$$

**Приклад.** Скільки потрібно взяти гідроксиду калію, щоб приготувати 500 г 8%-ного розчину?

**Рішення.** Потрібно знати величини  $m_1$ . З формули (1) визначаємо





$$m_1 = \frac{cm_2}{100} = \frac{8 \cdot 500}{100} = 40 \text{ г.}$$

**Приклад.** Скільки потрібно взяти гідроксиду натрію і води для того, щоб приготувати 0,5 л 20%-ного розчину?

**Рішення.** Так як нам відомий об'єм розчину, то необхідно взяти значення густини 20%-ного розчину їдкою натру ( $d = 1,225 \text{ г/см}^3$ ) .. По формулі (2) визначаємо:

$$m_1 = \frac{cvd}{100} = \frac{20 \cdot 500 \cdot 1,225}{100} = 122,5 \text{ г}$$

Маса води

$$m = m_2 - m_1 = vd - m_1 = 500 \cdot 1,225 - 122,5 = 490 \text{ г.}$$

Приймаємо густину води рівною 1 г/мл. Отже, води потрібно взяти 490 мл.

**Молярна концентрація** розчину показує *кількість грам – молекул речовини, яка розчинена у одному літрі розчину.*

В математичній формі її можна виразити так:

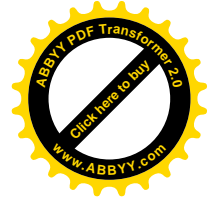
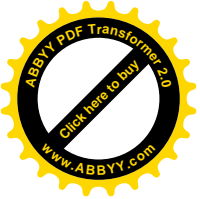
$$c_M = \frac{n}{v}, \quad (3)$$

де  $c_M$  – молярна концентрація розчину, моль/л;  $n$  – кількість грам-молекул розчиненої речовини;  $v$  – об'єм розчину, л.

Так як кількість грам-молекул  $n = \frac{m_1}{M}$ , де  $M$  – грам-молекулярна вага, то

$$c_M = \frac{m_1}{Mv}. \quad (4)$$

В тому випадку, коли об'єм розчину вимірюється в мілілітрах, вираз для молярної концентрації приймає вид



$$c_M = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mv} \quad (5)$$

**Приклад.** Скільки грамів кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потрібно взяти, щоб приготувати 2 л 0,2 М розчину?

**Рішення.** Молекулярна вага  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  дорівнює 286. Отже, маса грам-молекули 286г. Підставив в формулу (4) значення всіх величин, отримуємо

$$m_1 = c_M Mv = 0,2 \cdot 286 \cdot 2 = 114,4 \text{ г.}$$

**Приклад.** Скільки мілілітрів 30%-ної соляної кислоти потрібно взяти для приготування 500 мл 0,1 М розчину?

**Рішення.** Так як об'єм розчину заданий в мілілітрах, то застосовуємо формулу (5)

$$c_M = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mv}$$

Звідси

$$m_1 = \frac{c_M Mv}{1000}$$

Але ця кількість  $\text{HCl}$  повинна знаходитися в  $v^1$  мл 30%-ного розчину. Знайдемо його значення з формули.

$$v' = 100 \frac{m_1}{cd}$$

Підставимо в цей вираз значення  $m_1$ , отримаємо

$$v' = \frac{100 c_M Mv}{1000 cd} = \frac{c_M Mv}{10 cd}$$

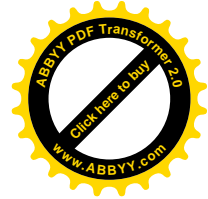
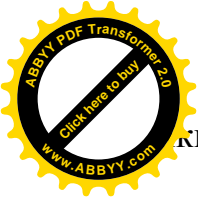
Густина 30%-ного розчину  $\text{HCl}$   $d = 1,152 \text{ г/мл}$ ,  $M_{\text{HCl}} = 36,48$ . Інші величини задані. Підставляємо значення величин в формулу, отримуємо

$$v' = \frac{0,1 \cdot 36,46 \cdot 500}{10 \cdot 30 \cdot 1,152} = 5,25 \text{ мл}$$

### Інший метод рішення задачі

Насамперед навчимося розглядати наступні поняття: М розчин NaOH. Це значить в 1 л такого розчину міститься 1,5 моля  $\text{NaOH}$ , т. ч. 60г,

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль NaOH} - 40 \text{ г} \\ 1,5 \text{ моля} - x \text{ г} \\ x = 60 \text{ г} \end{array}$$



якщо 0,2 М розчин  $H_2SO_4$ . Це значить

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль } H_2SO_4 - 98 \text{ г} \\ 0,2 \text{ моля} - x \text{ г} \\ x = 19,6 \text{ г} \end{array}$$

В 500 мл розчину:  $19,6 \text{ г} - 1 \text{ л розчину}$   
 $x \text{ г } H_2SO_4 - \text{ в } 0,5 \text{ л розчину}$   
 $x = 9,5 \text{ г}$

**Приклад.** Визначити молярну концентрацію розчину NaOH (20%) густина якого дорівнює 1,22 г/мл.

**Рішення.**

1. Визначити об'єм розчину:  $V = \frac{m}{d}$ ;  $x = \frac{100}{1,22} = 82_{мл}$ . Визначаємо вміст NaOH в 1 л такого розчину:

$$\begin{array}{r} \text{в } 82 \text{ мл розчину} - 20 \text{ г} \\ \text{в } 1000 \text{ мл} - x \\ x = 244 \text{ г} \end{array}$$

2. Визначимо молярну концентрацію, враховуючи, що

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль NaOH} - 40 \text{ г} \\ x - 244 \text{ г} \\ x = 6,1 \text{ моль/л тобто } 6,1 \text{ М} \end{array}$$

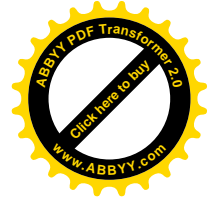
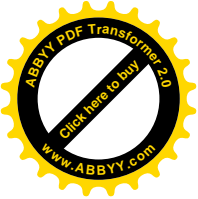
**Моляльна концентрація розчину** показує кількість грам-молекул речовини, що розчинена в 1000г розчинника. В математичній формі вона виражається так:

$$c_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mm_3}, \quad (6)$$

де  $c_m$  – моляльна концентрація розчину;  $m_1$  – маса розчиненої речовини;  $M$  – маса грам-молекули розчиненої речовини;  $m_3$  – маса розчинника.

**Приклад.** В 200 г води розчинили 6,37 г  $MgCl_2$ . Визначити моляльну концентрацію розчину.

**Рішення.** Молекулярна вага  $MgCl_2$  дорівнює 95,24 г/моль. Підставимо значення усіх величин формулу (6), отримаємо



$$c_m = \frac{6,37 \cdot 1000}{200 \cdot 95,24} = 0,33.$$

Щоб визначити молярну концентрацію, необхідно розраховувати число молей розчиненої речовини на 1000 г розчинника.

**Приклад.** В 1120 г розчину міститься 196 г  $H_2SO_4$ . Визначити молярність такого розчину.

**Рішення.**

1. в 1120 г розчину: 196 г  $H_2SO_4$  и 924 г  $H_2O$   
на 924 г  $H_2O$  приходить ся 196 г  $H_2SO_4$   
на 1000 г  $H_2O$  – x  
x = 212 г  $H_2SO_4$

2. Визначимо число молей  $H_2SO_4$  в 212 г  $H_2SO_4$

1 моль – 98 г

x – 212 г

x = 2,16 моль

Отже, молярність розчину  $c_m = 2,16$

**Нормальна концентрація розчину** показує кількість грам-еквівалентів розчиненої речовини в одному літрі розчину.

В математичній формі вона виражається формулою

$$c_n = \frac{m_1}{E_v}, \quad (7)$$

де  $c_n$  – нормальна концентрація розчину, г-екв/л;  $m_1$  – маса розчиненої речовини, г;  $E_v$  – маса грам-еквіваленту речовини. Якщо об'єм розчину, г;  $v$  – К об'єм розчину, л.

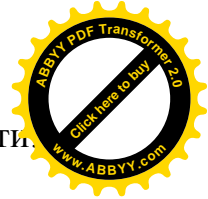
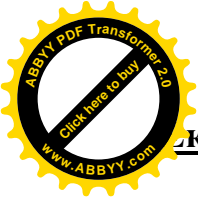
вимірюється в мілілітрах, вираз для нормальної концентрації приймає вид:

$$c_n = \frac{m_1 \cdot 1000}{E_v},$$

Для розрахунків нормальної концентрації необхідно уміти обчислювати еквіваленти розчинених речовин:

**Еквівалент кислоти** – це така її кількість, яка містить один еквівалент водню, здатного до заміщення металом, тобто

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{\text{мольна маса кислоти}}{\text{основність кислоти}}$$



**Еквівалент лугу** – така кількість його, яка містить еквівалент металу і взаємодіє з одним еквівалентом металу кислоти.

$$E_{\text{лугу}} = \frac{\text{мольна маса лугу}}{\text{валентність металу}}$$

**Еквівалент солі** –

$$E_{\text{солі}} = \frac{\text{мольна маса солі}}{\text{число атомів металу} \cdot \text{валентність металу}}$$

**Приклад.** Скільки грамів кристалічної соди потрібно взяти для того, щоб приготувати 2л 0,5 Н розчину?

**Рішення.** Формула кристалічної ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ). Її молекулярна вага дорівнює 286 г/моль.

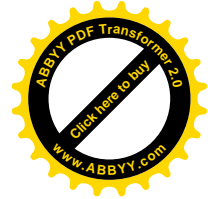
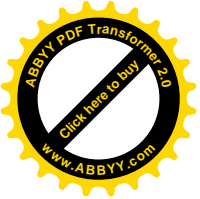
$$E_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106/2 = 53.$$

- а)  $1\text{Н} - 53 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$   
 $0,5 \text{ Н} - x$   
 $x = 26,5 \text{ г}$
- б)  $26,5 \text{ г} - \text{в } 1\text{л р-ру}$   
 $x - \text{в } 2\text{л р-ру}$   
 $x = 53 \text{ г (Na}_2\text{CO}_3)$
- в)  $\text{в } 286 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} - 106 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$   
 $\text{в } x \text{ Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} - 53 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$   
 $x = 143 \text{ г}$

Отже, для приготування 2л 0,5Н розчину потрібно 143 г кристалічної соди ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ).

### Експериментальна частина

№ з/п	Завдання	Розрахунки, спостереження, висновки
3.	<b>Дослід 1.</b> Приготування розчину заданої процентної	



### **концентрації з наважки.**

Цей спосіб застосовується головним чином для приготування розчину солей.

Отримати у викладача завдання на приготування розчину визначеного об'єму і концентрації.

Розрахувати необхідну кількість речовини для приготування розчину заданої концентрації.

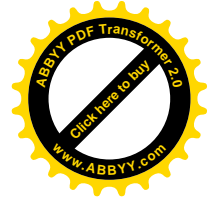
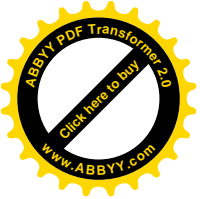
Зважити на хімічних вагах с точністю до 0,01 г годинникове скло. Потім помістіть на нього суху соль в кількості, приблизно рівній розрахунковій. Зважте годинникове скло з сіллю також з точністю до 0,01г і підрахуйте масу солі.

Розрахувати, виходячи з маси солі, необхідну кількість води і відміряйте його мірним циліндром.

Взяти плоскодонну колбу і через лійку обережно перенести в неї наважку солі. Годинникове скло над лійкою обмити невеликою кількістю води, яка відміряна для розчинення. Іншу відміряну воду вилити невеликими порціями так, щоб всю сіль з лійки змити в колбу. Закрити колбу пробкою, стряхнути її декілька разів, щоб уся соль повністю розчинилася.

Виміряти густину отриманого розчину ареометром і перевірити по таблиці у справ очнику правильність приготування розчину. Колбу з розчином здати лаборанту.

4. **Дослід 2 . Приготування розчину заданої молярної і нормальної концентрацій з наважки твердої речовини.**  
Цей спосіб застосовується для приготування розчину солей і кристалічних кислот, коли концентрація розчину повинна задовольняти точності 0,01 г-моль/л або г-екв/л.

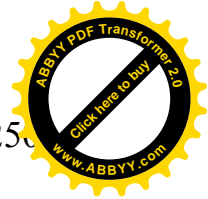
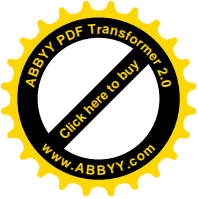


Отримати у викладача завдання, а у лаборанта мірну колбу потрібного об'єму, бюкс і задану речовину. Розрахувати кількість речовини, необхідну для приготування розчину. Зважити його на хімічних вагах. Зважити порожній бюкс с точністю до 0,01г. Висипати в бюкс приготовлену речовину і знову зважити з тією ж точністю. Значення маси порожнього бюкса и бюкса з речовиною записати. Обчислити масу речовини з точністю до 0,01г.

В горлечко мірної колби вставити лійку і обережно, щоб не розсипати, перенести взяту наважку на лійку. Бюкс ополоснути невеликою кількістю води і злити її на лійку. Цю операцію повторити декілька раз, доки на стінках бюкса не залишиться ніяких кристаликів. Через лійку в колбу приблизно до половини її об'єму невеликими порціями налити воду. При цьому старайтеся всі кристали з лійки змити в колбу. Закрити колбу пробкою і стряхнути декілька разів до повного розчинення речовини. Потім обережно долити в колбу воду до риски (нижній меніск води повинен торкатися риски). Вміст колби знову перемішати. Приготовлений розчин здати лаборанту.

#### Задачі для самостійної роботи

1. Обчислити молярність, нормальність, молярність і титр 12% р-ру  $\text{CuSO}_4$  ( $d = 1,12 \text{ г/см}^3$ ).
2. На титрування 26 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  затрачено 22,5 мл 0,2Н розчину  $\text{NaOH}$ . Визначити титр, молярну концентрацію  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
3. Визначити масу  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  необхідну для приготування 1,5 кг 12% розчину (розрахованого на безводну суміш).

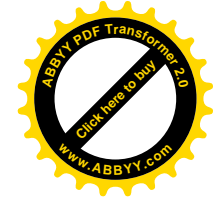
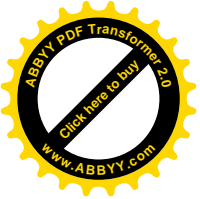


4. Яку масу фосфату калію і води потрібно взяти для приготування розчину з масовою часткою  $K_3PO_4$  8% масою 25 г. У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8г. Густина бензолу рівна 0,06 г/мл. Визначити масову частку сірки у розчині.
5. У води масою 40 г розчинили залізний купорос  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  масою 3,5 г. Визначити масову частку сульфату заліза у розчині, який отримали.
6. До розчину сірчаної кислоти об'ємом 400 мл, густина якого дорівнює 1,1 г/мл, а масова частка  $H_2SO_4$  15%, добавили воду масою 60 г. Визначити масову частку сірчаної кислоти у розчині, який отримали.
7. Визначити молярну концентрацію розчину, який отримали при розчиненні сульфату натрію масою 42,6 г у воді масою 300 г, якщо густина отриманого розчину дорівнює 1,12 г/мл.
8. Яка маса хлориду калію потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 300 мл і з концентрацією 0,15 М  $KCl$ .
9. Який об'єм 4% розчину соляної кислоти ( $d = 1,018 \text{ г/см}^3$ ) потребується для приготування 1 л 0,5 М розчину.

Роботу виконав \_\_\_\_\_ «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 р.      Роботу прийняв «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_





## Лабораторна робота № 4 "Комплексні сполуки"

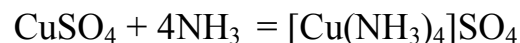
**Мета роботи:** закріпити знання про склад, будову і властивості комплексних сполук.

Для виконання роботи студент повинен знати: координаційну теорію Вернера, донорно-акцепторний зв'язок, класифікацію і дисоціацію комплексних сполук, їх стійкість.

Література: [1. гл. ХУ11, с. 556; гл.ХУ111, с.563 – 587; 2. розд.11. с.355 – 368; 3. с. 131 – 135; 4. с.131-135]

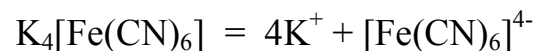
. До комплексних сполук відносяться молекулярні сполуки визначеного складу, утворення яких з більш простих молекул не пов'язано з виникненням нових електронних пар, наприклад,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Утворюються ці речовини при з'єднанні декількох різних молекул в одну більш складну:

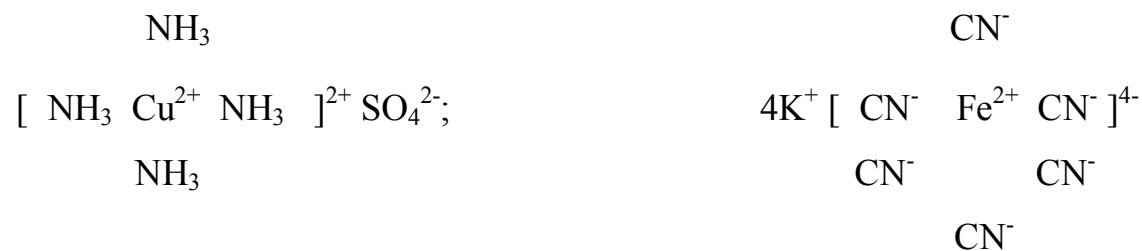
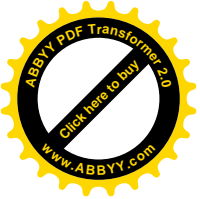


З цього видно, що комплексні сполуки складені так, що в них входять визначені числа молекул одного виду і молекул іншого виду, т. ч. вони є речовинами визначеного молекулярного складу. Більшість таких сполук є електролітами, утворюючи в розчинах прості і більш складні організовані комплексні іони.

Електролітична дисоціація комплексних сполук, які приведені вище, протікає по схемам:



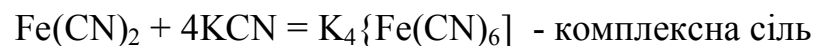
Подібний характер дисоціації говорить про своєрідну будову комплексних сполук:

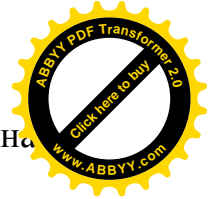
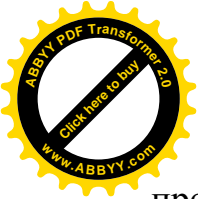


В центрі складного іону знаходиться атом – **комплексоутворювач** (*метал*). Поблизу комплексоутворювача у визначеному порядку розташовані (координовані) полярні молекули або іони іншого знаку, а іноді і ті і інші разом; їх називають **лігандами**. Комплексоутворювач разом з лігандами складає **внутрішню сферу** комплексу. Іони, які далеко розташовані від комплексоутворювача менш міцно пов'язані з ним, знаходяться у **зовнішній сфері** комплексу. Внутрішню сферу комплексу заключають у квадратні скобки. Число, яке показує кількість молекул чи іонів, а іноді і тих і других у внутрішній сфері, називається **координаційним числом**. В приведених прикладах іони  $\text{Cu}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{2+}$  є комплексоутворювачами, молекули  $\text{NH}_3$  і іони  $\text{CN}^-$  - лігандами. У зовнішній сфері знаходиться у першому випадку іон  $\text{SO}_4^{2-}$ , у другому – іони  $\text{K}^+$ . Координаційні числа: у міді – 4, у заліза – 6.

Хорошими комплексоутворювачами є іони елементів В-груп (d- елементи). У якості лігандів часто зустрічаються молекули  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{NH}_3$ , іони  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  і т.п.

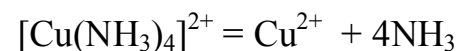
Комплексні солі подібні з подвійними солями. Подібно останнім, вони утворюються шляхом з'єднання двох простих солей. Наприклад,





Різниця між ними полягає в тому, що подвійні солі дають при дисоціації усі ті іони, які знаходяться у розчині простих солей:  $KMgCl_3 = K^+ + Mg^{2+} + 3Cl^-$

Самі комплексні іони також здатні до дисоціації, але звичайно не в дуже великому ступені, наприклад

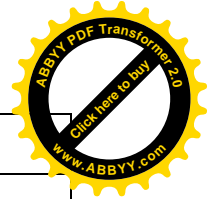
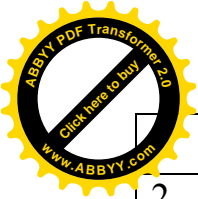


Дисоціація протікає зворотно і рівновагу різко здвинуто вліво. Відповідно до закону дії мас,  $K_{нест} = \frac{[Cu^{2+}][NH_3]^4}{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}]}$

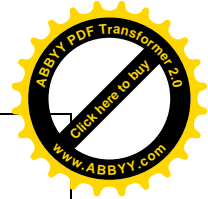
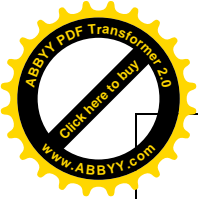
Константа  $K$  у даному випадку називається *константою нестійкості комплексних іонів*. Чим більше величина константи, тим сильніше здатність іону дисоціювати на складові частини.

### Експериментальна частина

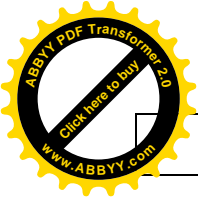
№ з/п	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій, висновки
1.	<p><b><u>Утворення сполук з комплексними катіонами</u></b></p> <p>а) налити у пробірку 1 мл розчину <math>AgNO_3</math> і додати розчин <math>NaCl</math>, дати осаду відстоятися і злити з нього рідину. Потім прилити розчин гідроксиду амонію до розчинення осаду, який отримали.</p> <p>б) до розчину мідного купоросу прилити розчин <math>NaOH</math>, на осад подіяти розчином <math>NH_4OH</math>. Відмити</p>	



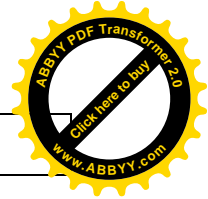
	зміну забарвлення. Написати рівняння реакції.	
2.	<p><b><u>Утворення сполук з комплексними аніонами</u></b></p> <p>До 1 мл розчину <math>\text{Hg}(\text{NO}_3)_2</math> прилити по краплям розчин <math>\text{KI}</math> до утворення яскраво – червоного осаду йодистої ртуті. Потім продовжувати повільно доливати розчин <math>\text{KI}</math> до розчинення осаду. Написати рівняння відповідних реакцій.</p>	
3.	<p><b><u>Дисоціація подвійної солі</u></b></p> <p>У три пробірки налити розчин <math>\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2</math>. В одній пробірці випробовують розчин на присутність іону <math>\text{Fe}^{3+}</math>, в другій— на присутність іона <math>\text{SO}_4^{2-}</math>, в третій— на присутність іона амонію <math>\text{NH}_4^+</math>. Для цього в першу пробірку додають розчин роданистого амонію. Вказати, в який колір забарвлюється розчин і пояснити чому це відбувається. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формі. У другу пробірку — розчин <math>\text{BaCl}_2</math>, в третю — небагато розчину <math>\text{NaOH}</math> і нагріти до кипіння. Написати рівняння реакції в молекулярному та іоном виді.</p>	
4.	<p><b><u>Дисоціація комплексної солі</u></b></p> <p>В 2 пробірки налити розчин <math>\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math>. Написати рівняння електролітичної дисоціації даної солі. В одній пробірці випробовують розчин на наявність іона <math>\text{K}^+</math>, в другій— на наявність іона <math>\text{Fe}^{3+}</math>. Для цього в першу пробірку додають розчин кислого виннокислого натрію <math>\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6</math>, який дає з іонами <math>\text{K}^+</math> безкольоровий осад <math>\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6</math>. Виділення осаду</p>	



	<p>прискорюють тертям скляної палички о внутрішні стінки пробірки і охолодження її холодною водою під краном. Складіть рівняння реакції у іоні у виді. В другу пробірку додають розчин роданистого амонію. Указати, чи є в розчині <math>K_3[Fe(CN)_6]</math> іон <math>Fe^{3+}</math>?</p>	
5.	<p><b><u>Вплив концентрації розчину хлориду кобальту</u></b></p> <p>В пробірку налити декілька крапель хлориду кобальту, додати до нього декілька крапель конц. розчин <math>NH_4CNS</math> до зміни забарвлення розчину з рожевого у синій у результаті утворення комплексного іону <math>[Co(CNS)_4]^{2-}</math>. Написати рівняння реакції у іоні у виді.</p> <p>Отриманий розчин сильно розбавляють водою. Як змінюється забарвлення розчину? Чим пояснити? Чи стійкий іон <math>[Co(CNS)_4]^{2-}</math>? напишіть рівняння дисоціації комплексного іону і його константу нестійкості.</p>	
6.	<p><b><u>Комплексні сполуки в реакціях обміну</u></b></p> <p>а) в пробірку налити 2-3 мл розчину <math>K_3[Fe(CN)_6]</math> (червона кров'яна сіль) і прилити 2-3 краплі розчину <math>FeSO_4</math>. Спостерігайте утворення осаду турнбулевої сині <math>Fe_3[Fe(CN)_6]_2</math>. Написати рівняння реакції у іоні у виді.</p> <p>б) в пробірку налити 2-3 краплі розчину <math>K_4[Fe(CN)_6]</math> (жовта кров'яна сіль) і прилити 2-3 краплі <math>FeCl_3</math>. Спостерігайте утворення темно—синього осаду берлинської лазурі <math>Fe_4[Fe(CN)_6]_3</math>. Написати рівняння</p>	



реакції у іоном виді.



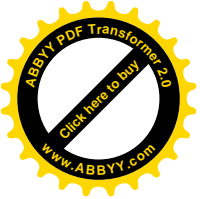
### Питання і задачі

1. Що таке комплексні сполуки, донорно-акцепторний зв'язок, комплексоутворювач, ліганди?
2. Яким іонам притаманна роль комплексоутворювача? Які молекули і іони часто є лігандами?
3. Знайдіть заряд комплексоутворювача в сполуках  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$   $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$   $\text{K}_2[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]$ .
4. Складіть рівняння електролітичної дисоціації:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ .
5. Складіть координаційні формули: а)  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ; б)  $\text{CdCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{CdCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_4 \cdot \text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$   
 $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ ;  $3\text{KNO}_3 \cdot \text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$ ;  $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Роботу виконав: \_\_\_\_\_ « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 г.

Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 5 “Гідроліз солей”

**Мета** роботи: експериментально провести гідроліз солей, вивчити вплив температури і розбавлення розчину на ступінь гідролізу.

Для виконання роботи студент повинен знати іоній добуток води, рН середовища, усі випадки гідролізу солей, написання іонних рівнянь гідролізу, індикатори, ступінь гідролізу.

Література: [1. гл. У111, с. 249 – 254; 2. розд.9. с.178 – 181; 3. 126 – 130; 4.с.126- 130 ].

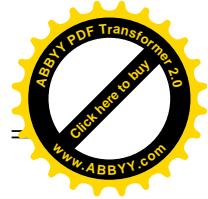
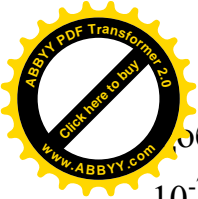
Водні розчини багатьох солей проявляють кислу або лужну реакцію. Так, реакція розчину хлориду алюмінію  $AlCl_3$  – кисла, а реакція розчину карбонату натрію  $Na_2CO_3$  – лужна. Іона теорія пояснює ці явища взаємодію води з іонами солі. Відомо, що вода в незначному ступені дисоціює на іони  $H^+$  и  $OH^-$ , які знаходяться у рівновазі з дуже великою кількістю молекул води:  $H_2O = H^+ + OH^-$ .

Константа дисоціації води 
$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

В виду досить малого ступеня дисоціації рівноважна концентрація води практично дорівнює числу грам-молекул води в 1л, т.ч.. є постійною величиною. Звідси добуток константи дисоціації води на її рівноважну концентрацію – також величина постійна:

$$K[H_2O] = K_b$$

З виразу для константи дисоціації води видно, що  $K_b = [H^+][OH^-]$ .



Добуток концентрацій іонів водню і гідроксид - іонів  $K_w$  називається *іонним добутком води*. Так як у воді  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  г-іон/л, то  $[H^+] [OH^-] = K_w = 10^{-14}$ .

В будь-яких водних розчинах є гідроксид-іони і іони водню, але в таких концентраціях, що їх добуток дорівнює  $10^{-14}$ . В чистій воді  $[H^+]$  дорівнює  $10^{-7}$ , середовище нейтральне; при  $[H^+]$  менше  $10^{-7}$  – лужне, а при  $[H^+]$  більше  $10^{-7}$  – кисле. Замість концентрації іонів водню користуються *водневим показником (pH)*:

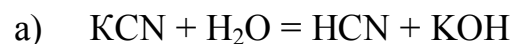
$$pH = -\lg [H^+]$$

У нейтральному середовищі  $pH = 7$ , в лужному  $pH > 7$ , в кислому  $pH < 7$ . Для приблизного визначення pH користуються індикаторами, тобто речовинами, які міняють своє забарвлення в залежності від лужності або кислотності середовища. Часто з цією метою використовують лакмус, фенолфталеїн, метиловий жовтогарячий.

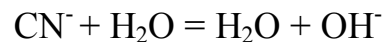
При розчиненні солі у воді іони солі можуть з іонами води утворювати малодісоційовані сполуки, що приводить до змінення концентрації іонів  $H^+$  и  $OH^-$  і зміщенню іонної рівноваги води.

При зв'язуванні вільних іонів  $OH^-$  з'являється надлишок іонів водню і розчин набуває кислую реакцію.

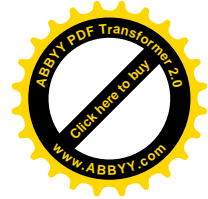
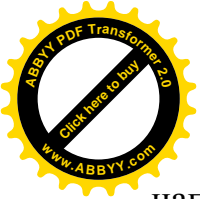
З'єднання аніонів солі з іонами  $H^+$  води спричиняє утворення надлишку іонів  $OH^-$ , розчин стає лужним. Взаємодія іонів солі з іонами води, супроводжується зміненням концентрації іонів водню або гідроксильних іонів, називається *гідролізом солі*. Гідролізу підлягають тільки солі, утворені: 1) слабкою кислотою і сильним лугом, наприклад  $K_2CO_3$ ;



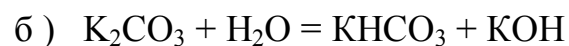
або



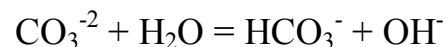




При гідролізі солей слабких багатоосновних кислот у розчині утворюються не вільні кислоти, а їх кислі солі, наприклад

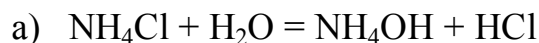


або

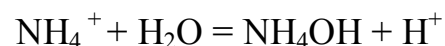


Реакція розчину лужна.

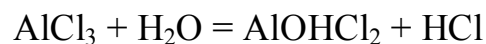
2) сильною кислотою і слабкою основою, наприклад  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



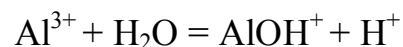
або



Якщо катіон не однозарядний, то звичайно утворюються не вільні основи, а основні солі, наприклад

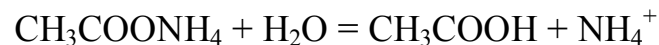


або

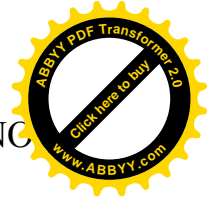
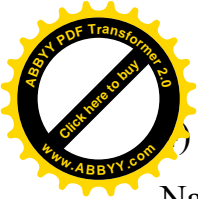


Реакція розчину кисла.

3) слабкою кислотою і слабкою основою, наприклад  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ :



Реакція середовища залежить від відносної сили кислоти і основи. У даному випадку при однаковому ступені дисоціації (1,3%) реакція розчину нейтральна.

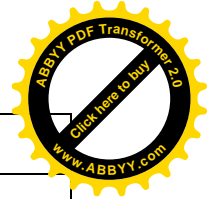
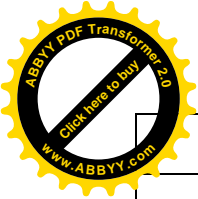


солі, які утворені сильними основами і сильними кислотами, гідролізу не підлягають, наприклад:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и др.

Гідроліз є зворотнім процесом. Відношення числа гідролізованих молекул солі до загальних молекул солі, називається *ступенем гідролізу*. Ступінь гідролізу збільшується з підвищенням температури і розбавленням розчину.

### Експериментальна частина.

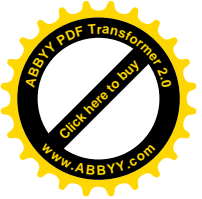
№ з/п	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій, висновки
1.	<p><b><u>Дослідження реакцій розчинів солей.</u></b></p> <p>В окремі пробірки налити 1-2 мл. розчинів наступних солей: хлористого натрію, вуглекислого натрію, сірчаво-кислого алюмінію, випробувати реакції лакмусом.</p> <p>Які солі, що випробуються підлягають гідролізу?</p> <p>Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу.</p>	
2.	<p><b><u>Вплив температури на гідроліз.</u></b></p> <p>Налити у пробірки 3-4 мл розчину оцтовокислого натрію та 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Поступово нагріти розчин до кипіння. Звернути увагу на змінення забарвлення розчину при нагріванні і при охолодженні гарячого розчину.</p> <p>Дати пояснення. Написати рівняння реакцій</p>	



	гідролізу оцтовокислого натрію.	
3.	<p style="text-align: center;"><b><u>Вплив розведення розчину на гідроліз.</u></b></p> <p>Налити в пробірку 1-2 мл розчину азотнокислого вісмуту і розбавити в 2-3 рази водою. Рівняння реакції гідролізу, знаючи, що в осад випала основна сіль <math>\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3</math>.</p>	
4.	<p style="text-align: center;"><b><u>Повний гідроліз солей</u></b></p> <p>1) До 1-2 мл розчину сіркокислого алюмінію прилити приблизно такий же об'єм соди. Спостерігайте утворення осаду. Дайте пояснення. Складіть рівняння процесу, що протікає.</p> <p>1) Налити у пробірку 2-3 мл розчину хлорного заліза, додати крист. <math>\text{CH}_3\text{COONa}</math> і прокип'ятити. Що відбувається? Дайте пояснення. Складіть рівняння реакцій, що проходять.</p>	

#### Питання та задачі.

1. Що таке іонний добуток води?
2. Що таке рН?
3. Що називається гідролізом, ступенем гідролізу?
4. Скласти молекулярні, молекулярно-іонні рівняння гідролізу солей:  $\text{Na}_2\text{S}$   $\text{CuSO}_4$   $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , сумісний гідроліз солей нітрату свинцю і сульфід натрію.

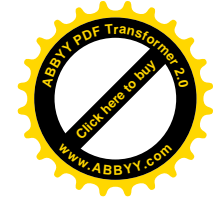


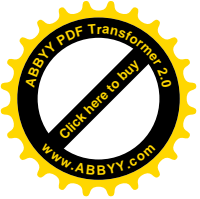
5. Чи може довго існувати водний розчин ацетату заліза? Чи буде стійким цей розчин?

роботу виконав «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 р.

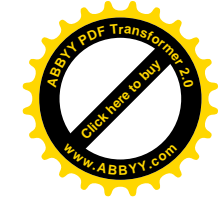
Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р

Підпис викладача \_\_\_\_\_





## Лабораторна робота № 6 “Хімічні властивості металів”



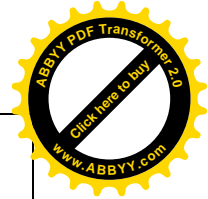
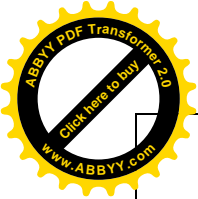
**Мета** роботи: на практиці вивчити відношення основних конструкційних металів до різних середовищ: розчинів лугів, кислот різної концентрації.

Для виконання роботи необхідно знати характер взаємодії соляної, азотної, сірчаної кислот, лугів з металами різної активності; амфотерні метали, складання ОВР, знаходити окисник і відновник.

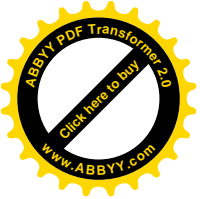
Література: [ 1. с.505-507, 509-510, 552-555, 592-593, 600-601, 613-617, 667-668; 2. с.280-284]

### Експериментальна частина.

№ досліду	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій, висновки
1.	<p style="text-align: center;"><b><u>Дія кислот на метали</u></b></p> <p>В окремі пробірки помістити шматочки цинку та міді, прилити по 2-3 мл соляної кислоти. Спостерігати, що відбувається.</p> <p>Написати рівняння реакції. Вказати окисник і відновник.</p>	
2.	<p style="text-align: center;"><b><u>Дія розбавленої сірчаної кислоти на метал</u></b></p> <p>В окремі пробірки з алюмінієм та міддю прилити по 2-3 мл розбавленої сірчаної кислоти і трохи нагріти. Відмітити, що відбувається.</p> <p>Написати рівняння реакції. Вказати окисник і відновник.</p>	
3.	<p style="text-align: center;"><b><u>Дія розбавленої азотної кислоти на метал.</u></b></p> <p>Шматочки міді і алюмінію помістити в окремі пробірки,</p>	



	<p>прилити по 2-3 мл розбавленої азотної кислоти і трохи нагріти. Скласти рівняння реакцій, підібрав коефіцієнти по правилу підбора для окислювально – відновлювальних процесів вказати окисник і відновник</p>	
4.	<p><b><u>Дія концентрованої азотної кислоти на метали</u></b></p> <p>Шматочки міді і алюмінію покласти в окремі пробірки і прилити по 2-3 мл концентрованої азотної кислоти. Пояснити явища, які відбуваються. Скласти рівняння для реакцій, що протікають.</p>	
5.	<p><b><u>Дія лугів на метали</u></b></p> <p>Помістити в окремі пробірки по шматочку заліза і алюмінію і прилити по 2-3 мл 30%-го розчину лугу. Трохи нагріти. Пояснити явища, що відбуваються. Написати рівняння реакцій.</p>	
6.	<p><b><u>Отримання гідроокисів металів.</u></b></p> <p>В окремі пробірки налити по 2-3 мл розчину солі алюмінію і міді. В кожену пробірку додати лугу до утворення осаду (осад зберегти). Написати рівняння реакцій.</p>	
7	<p><b><u>Відношення гідроокисів до кислот і основ</u></b></p> <p>Кожний із осадів, що отримали в досліді 6, поділити на 2 частини. На одну подіяти азотною кислотою, на другу – розчином лугу. Звернути увагу на розчинність гідроокисів у кислоті і лугу. Написати рівняння реакцій як в молекулярному так і іонному вигляді. Вказати, яка з гідроокисів є амфотерна.</p>	



## Питання та задачі

1. Що таке ряд активності металів?
2. Як змінюється відновлювальна здатність металів зверху вниз в ряду активності металів?
3. Які метали володіють амфотерними властивостями? Перелічити їх.

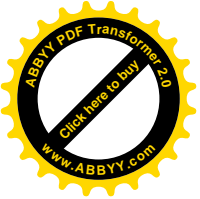
4. Дописати рівняння реакцій:



Роботу виконав «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 г.

Роботу прийняв «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 г

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Практична робота № 7 "Електрохімічні властивості металів"



**Мета роботи:** оволодіти методикою складання гальванічних елементів, розрахунку ЕДС гальванічних елементів.

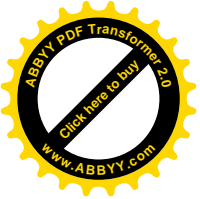
Для виконання роботи студент повинен знати: як правильно користуватися рядом напруження металів при складанні схеми гальванічного елемента, які реакції протікають при роботі гальванічного елемента, як розрахувати ЕДС його при різних концентраціях електроліту по формулі Ернста. Будова водневого електроду.

Література: [1. с. 263-296; с. 512-513; с.675; 2. розд.10. с.189 – 196; 3. с. 153 - 160].

### Питання та задачі

1. Що називають електродним потенціалом металу?
2. Що представляє собою водневий електрод?
3. Як скласти гальванічний елемент?
4. Які процеси відбуваються у гальванічному елементі?
5. Що називається:
  - а) електродним потенціалом; б) стандартним електродним потенціалом?
6. В якому напрямку протікає окислювально - відновлювальна реакція у гальванічному елементі?
7. Який метал буде негативним і який позитивним полюсом гальванічного елемента, який складається з цинкового і срібного електродів, які занурені в розчини їх солей? Відповідь мотивуйте.



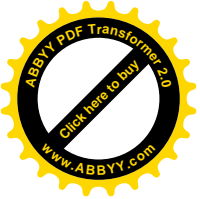


8. Визначити Е.Д.С.. гальванічного елементу, який складається з цинкового електроду, який занурений в 0,0001М розчин сульфату цинку, і нікелевого електроду, який занурений в 0,1М розчин сульфату нікелю.
9. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких нікель є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння процесів, які протікають на нікелевих електродах під час роботи елементів в першому і в другому випадках.
10. Складіть схеми гальванічних елементів для визначення нормальних електродних потенціалів електродів  $Al/Al^{3+}$  и  $Cu/Cu^{2+}$  в парі з нормальним водневим електродом. Катодом чи анодом є електроди  $Al/Al^{3+}$  і  $Cu/Cu^{2+}$ ?
11. Які гальванічні елементи називаються концентраційними? Скласти гальванічний концентраційний елемент з срібла, розрахувати Е.Д.С. якщо  $c_A = 0,001$  моль/л,  $c_K = 1$  моль/л.
12. Яке явище називають поляризацією гальванічного елемента?
13. Що таке деполяризація?

Роботу виконав « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 г.

Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 8 "Корозія та захист металів"



**Мета** роботи: вивчити умови виникнення корозійних процесів, впливу різних факторів на швидкість електрохімічної корозії, ознайомитися з найбільш важливими методами захисту від корозії.

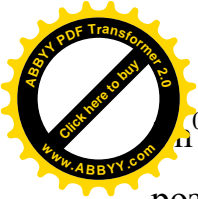
Для виконання роботи студент повинен знати, що таке корозія металів, типи корозії, умови протікання електрохімічної корозії, методи захисту виробів від корозії, уміти описати роботу гальванічних пар, які виникають при електрохімічній корозії, обрати метали для катодного і анодного покриттів, оцінити дію інгібітору.

Література: [1. с. 534-542; 2. розд.7, с. 316 – 318; 3. с. 168 – 175; 4. с.23-35 ].

Руйнування металу як наслідок хімічної або електрохімічної взаємодії його з навколишнім середовищем називається *корозією*. Розрізняють два види корозії – хімічну і електрохімічну. Якщо окислення металу проходить як звичайна хімічна реакція (сполука заліза з киснем при високій температурі з утворенням окалини), то корозію називають хімічною.

Електрохімічна корозія металів спостерігається при зіткненні металів с водою, розчинами електrolітів, атмосферним повітрям і іншими вологими газами. В цих випадках процес корозії супроводжується переміщенням електронів з одних ділянок металу до інших, т.ч появою електричного струму.

В якості прикладу електрохімічної корозії розглянемо дію сірчаної кислоти на технічний цинк, який містить домішки заліза. На поверхні такого цинку виникає багато мікроскопічних гальванічних елементів  $Zn / H_2SO_4 / Fe$ , в яких цинк служить анодом, а залізо – катодом. На цинку протікає анодний процес:



$Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$  ( окислення ); а на залізі – кат одній процес :  $2H^+ + 2e = 2H = H_2$  ( відновлення ). Крім цього, цинк може розчинятися і при безпосередній взаємодії з кислотами в результаті реакції  $Zn^0 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$ . Але дослід показує, що швидкість цієї реакції дуже мала порівняно зі швидкістю розчинення цинку як анода гальванопари.

При описанні корозійних явищ, так же як і гальванічних елементів, той метал, який окисляється називають анодом, а процес окислення – анодним. Метал, на якому електрони переходять до окислювача, називають катодом, а процес відновлення – катодним. При контакті двох металів анодом буде метал, електродний потенціал якого більш негативний.

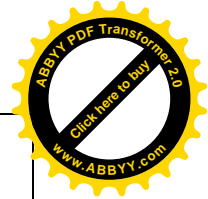
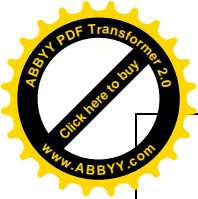
Механізм корозії в кислій і нейтральному середовищі різний. Особливості корозії в кислому середовищі розглянуті на прикладі Zn/ Fe. Якщо середовище нейтральне, то катодний процес має вид  $2 H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$ .

При корозії металу у вологому середовищі ( надлишок кисню ) окисником є молекули кисню, який розчинений у воді, які на катоді перетворюються у іони  $OH^-$ :  $O_2 + 2 H_2O + 4e = 4OH^-$ .

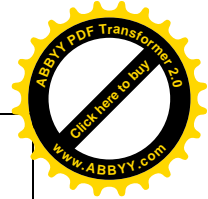
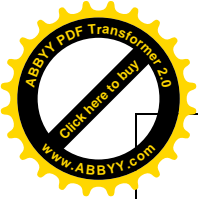
Так як іони або молекули, що пов'язують електрони у катодному процесі, називають деполяризаторами, то часто говорять про водневу деполяризацію у кислому середовищі і кисневу деполяризацію в нейтральній.

### Експериментальна частина

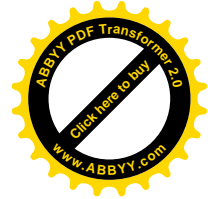
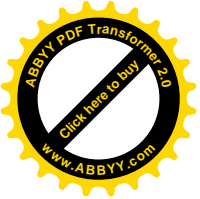
№ з/п	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій і висновки
1.	<b><u>Типи корозійних руйнувань</u></b> Змочіть смугу фільтрувального паперу розчином $K_4[Fe(CN)_6]$ і приложіть її до чистої поверхні залізної пластинки. Зверху положіть 2-3 листа чистого паперу і невеликий вантаж. До кінця заняття зніміть фільтрувальний папір і по	



	характеру його посиніння зробіть висновок про тип корозійного руйнування: суцільна корозія, плямами або крапкова (піттинг).	
2.	<p><b><u>Вплив мікрогальванічних елементів на корозію цинку у сірчаній кислоті</u></b></p> <p>В пробірку налейте 2 мл розчину сірчаної кислоти і занурте одну гранулу цинку. Спостерігайте за розчиненням цинку. Через одну хвилину до гранули цинку, яка знаходиться у розчині, доторкніться мідною проволокою. Чому розчинення цинку стало більш інтенсивним? Напишіть рівняння.</p>	
3.	<p><b><u>Вплив іонів міді на розчинення цинку в кислоті</u></b></p> <p>В дві пробірки налити однакову кількість розбавленої сірчаної кислоти. В одну з них додати 2-3 мл розчину мідного купоросу <math>\text{CuSO}_4</math>. В кожну з пробірок помістити по шматочку цинку. В якій пробірці починається інтенсивна реакція? Складіть рівняння реакцій, що відбуваються і зробіть висновок</p>	
4.	<p><b><u>Корозія в результаті різного доступу кисню</u></b></p> <p>Із-за різного доступу кисню до металевої поверхні на ній утворюється гальванопара особливого виду: ділянка металу, в більшому ступені покрита адсорбованими молекулами кисню, виконує роль катода: ділянка, до якої доступ кисню утруднений,</p>	

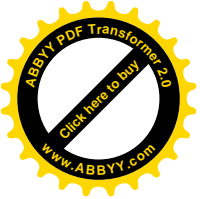


	<p>виявляється анодом. Візьміть залізну пластинку і зачистіть на ній невелику ділянку наждаковим папером. Обполощіть її водою і обсушіть фільтрувальним папером. На зачищену ділянку нанесіть краплю спеціального реактиву, що складається з NaCl і <math>K_3[Fe(CN)_6]</math> і фенолфталеїну. Через 3-5 хв. ви побачите у центрі краплі синю пляму, а по її краю рожеву або малинове забарвлення. Складіть схеми дії гальванопари і зробіть висновок</p>	
5.	<p style="text-align: center;"><b><u>Вплив іонів хлору на корозію</u></b></p> <p>Іони <math>Cl^-</math> та <math>SO_4^{2-}</math> по-різному впливають на захисну окисну плівку алюмінію. В той час як іон <math>SO_4^{2-}</math> практично не руйнує її, іон <math>Cl^-</math> сприяє сильному руйнуванню.</p> <p>Опустіть дві проволочки з алюмінію в пробірки з розчином солей хлорної міді і мідного купоросу. Поясніть явища, які відбуваються. Вказати, який газ і чому виділяється в одній з пробірок. Написати рівняння реакції.</p>	
6	<p style="text-align: center;"><b><u>Застосування інгібіторів</u></b></p> <p>Налийте в три пробірки 1Н р-р HCl. В 1 проб. – шматочок цинку, в 2 – залізні стружки, 3 - шматочок Al. Коли виділення газу стане інтенсивним, додайте уротропін в кожную пробірку. Що спостерігаєте? Поясніть дію інгібітора корозії. Запишіть рівняння відповідних реакцій.</p>	



## Питання та задачі

1. Що таке корозія металів і від чого вона залежить?
2. Коротко сформулюйте відмінність електрохімічної корозії від хімічної.
3. Що таке катодний і анодний процеси в явищах електрохімічної корозії?
4. Чим відрізняється корозія заліза у кислому середовищі від корозії в нейтральному середовищі?
5. Для яких металів може представляти небезпеку лужне середовище? Чому?
6. Розглянути корозію: Ni/Cu, Cr/Fe, Fe/Co в кислому і нейтральному середовищі. Привести продукти корозії.
7. Як буде проходити в кислому середовищі корозія заліза: а) вкритого міддю; б) вкритого марганцем (у випадку порушення суцільності покриття) Відповідь мотивуйте.
8. В якому випадку корозія заліза буде проходити бистріше: у випадку лудженого заліза або оцинкованого? приведіть схему роботи мікрогальванопари в кислому і нейтральному середовищі.
9. Методи захисту металу від корозії.
10. Які хімічні способи захисту металів від корозії вам відомі?
11. Який процес називається оксидуванням? Приведіть приклад.
12. Який процес називається анодуванням? Відповідь ілюструйте прикладом.



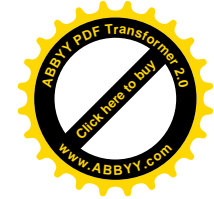
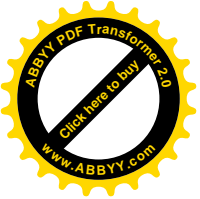
13. Які покриття є катодними ? анодними?

14. Що таке протекторний захист?

15. Яке покриття краще захищає метал від корозії анодне або катодне і чому?

Роботу виконав « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р. Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 9 "Електроліз солей"

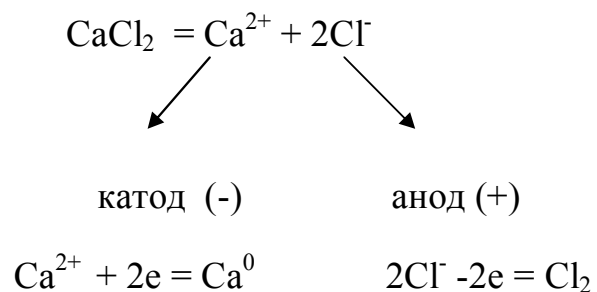
**Мета** роботи: знайомитися з процесами, які протікають на розчинних і нерозчинних електродах при електролізі водних розчинів електролітів, з розрахунками мас твердих і рідких речовин і об'ємів газів, які утворюються на електродах.

Для виконання роботи студент повинен знати: послідовність протікання електродних процесів на катоді і на аноді, закони електролізу.

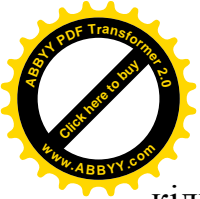
Література: [1. гл.1X. с.285 – 294; 2. розд. 10. с. 198 – 203; 3. с. 161 - 168 ]

*Електролізом* називається хімічний процес, який відбувається при пропусканні постійного електричного струму через розплав або розчин електроліту. Хімічні реакції, які протікають при електролізі, залежать від властивостей розчиненого електроліту, розчинника і матеріалу електродів.

Розрізняють електроліз розплавів і розчинів електролітів; з розчиним і нерозчинним анодом. В якості прикладів розглянемо електроліз розплаву хлориду кальцію (електроди графітові). Процес електролізу можна представити наступною схемою:







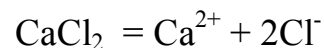
При електролізі водного розчину хлориду кальцію у катода концентруються іони кальцію і іони водню ( незнач. кількість), у анода –  $\text{Cl}^-$  та  $\text{OH}^-$  іони. Необхідно пам'ятати: а) при електролізі солей більш активних металів - лужних і лужноземельних металів - на катоді відновлюються іони водню (або молекули води). При електролізі розчинів солей малоактивних металів на катоді відбувається відновлення іонів металів. б) послідовність розрядження аніонів на аноді така

-  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  ;

-  $\text{OH}^-$  ( $\text{H}_2\text{O}$ );

-  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$

Схема електролізу розчину  $\text{CaCl}_2$  :



катод (-)

анод (+)

$\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

$2\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

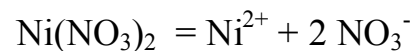
(відн-я)

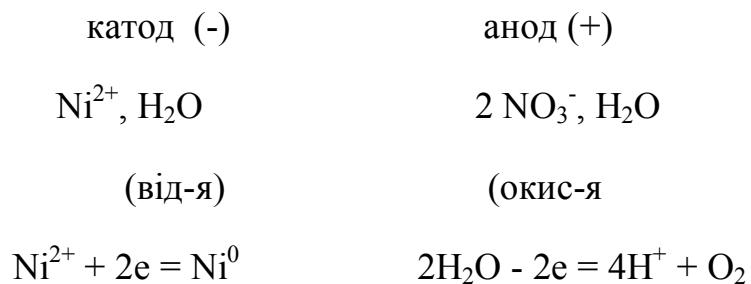
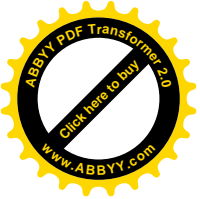
(окисл-я)



в розчині -  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

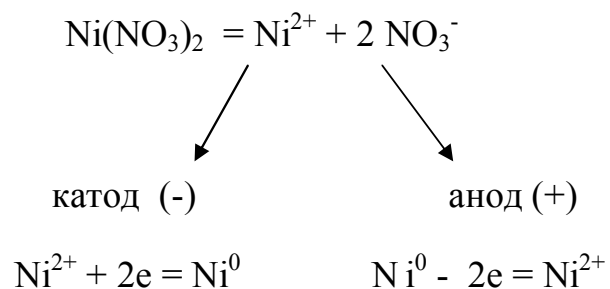
Схема електролізу розчину  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  (графітові електроди)





в розчині -  $\text{HNO}_3$

Електроліз нітрату нікелю при нікелевому аноді зводиться до виділення вільного нікелю на катоді і поступовому розчиненню анода. Процес цей може бути виражений схемою



Концентрація нітрату нікелю в розчині в результаті цього зберігається сталою.

Кількість електрики, окисленого або відновленого на електроді, може бути підраховано, відповідно законам Фарадея, по формулі:

$$m = \frac{m_{\text{г-экв}} \cdot It}{96500},$$



$m$  – маса речовини, окисненого або відновленого на електроді;  $m_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}}$  – величина грам-еквіваленту речовини;  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час електролізу, сек.

Приклад. Скільки грамів срібла виділиться на катоді, якщо пропускати через розчин  $\text{AgNO}_3$  струм в 4А на протязі 10 хв?

Рішення. Масу срібла, що виділилося можна підрахувати безпосередньо по вищенаведеній формулі, підставив в неї значення  $m_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}} \text{Ag} = 107,8$ ;  $I = 4\text{А}$ ;  $t = 10 \times 60 = 600$  сек.

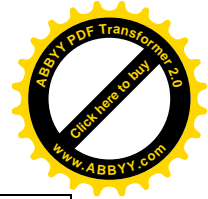
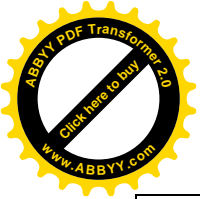
$$m = \frac{107,8 * 4 * 600}{96500} = 2,68 \text{ г.}$$

В такому випадку, коли речовина, що утворилася при електролізі, знаходиться в газоподібному стані. Його об'єм можна підрахувати по формулі

$$V = \frac{V_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}} * I * t}{96500},$$

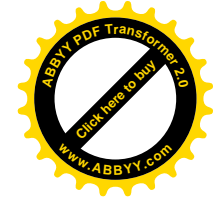
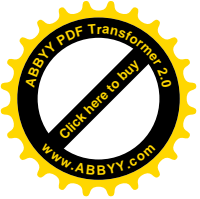
де:  $V$  – об'єм газу, який виділився, л;

$V_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}}$  – об'єм грам-еквіваленту газу  $V_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}}^{\text{O}} = 5,6$  л;  $V_{\Gamma\text{-}\text{ЭКВ}}^{\text{H}} = 11,2$  л.



## Експериментальна частина

№ дослідю	Завдання	Спостереження , рівняння реакцій та висновки
1.	<p><b><u>Електроліз розчину з нерозчинним анодом</u></b></p> <p>Налийте в U – подібну трубку розчин <math>\text{CuSO}_4</math> . Користуючись вугільними електродами, пропустіть струм на протязі 10 хвилин. складіть рівняння реакцій, що протікають на аноді і катоді.</p> <p>Підрахуйте, яка кількість міді виділиться на катоді при силі струму 2А на протязі 30 хв.</p>	
2.	<p><b><u>Електроліз з розчиним анодом</u></b></p> <p>Приєднайте електрод з міддю, яка в попередньому досліді виділилася до позитивного полюса джерела струму, а інший електрод – до негативного полюсу, пропускаючи електричний струм. Складіть рівняння реакцій , що протікають на електродах. Зробіть висновок про застосування такого методу електролізу.</p>	
3.	<p><b><u>Електроліз водного розчину сульфату міді</u></b></p> <p>В U– подібну трубку для електролізу налити розчин сірчаноокислого натрію, до якого доданий розчин лакмусу. Включити струм і спостерігати змінення забарвлення розчину у електродів. Дати пояснення змінення забарвлення. Скласти схему електролізу водного розчину сірчаноокислого натрію.</p>	



## Питання та задачі

1. Що називають електролізом?

Написати рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі водних розчинів приведених нижче речовин з графітовими електродами: а) нітрату кальцій; б) гідроксиду натрію; в) сульфату заліза; г сірчаної кислоти; д) нітрату що протікають на електродах при електролізі розчину сульфату нікелю з нікелевим анодом.

4. Струм силою 1,5А проходить через розчин сульфату заліза (II) на протязі години. Визначити масу речовин, що виділилися на електродах..

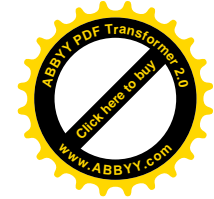
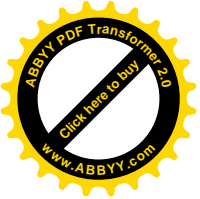
5. При проходженні струму 5А через розчин електроліту за 2 години 20 хв. виділилося 12,4 г металу. Визначити його еквівалентну масу .

6. Де застосовується електроліз на практиці?

Роботу виконав « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р..

Роботу прийняв « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 10 "Хімічна кінетика та хімічна рівновага"

**Мета** роботи: вивчити залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин і температури.

Для виконання роботи студент повинен знати основні поняття і закони хімічної кінетики. Уміти записувати формули закону діючих мас, правила Вант - Гоффа.

Література: [1. гл. У1, с.163 – 175; 2. розд.6. с. 121 – 133; 3. с.78 – 87; 4. с. с. 53 – 58]

Вчення про швидкість хімічних реакцій називається хімічною кінетикою. Швидкість реакції вимірюють зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. Середня швидкість реакції обчислюється по формулі:

$$V_{\text{ср}} = \frac{c_1 - c_2}{t},$$

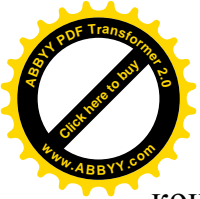
де  $c_1$  – навчальна концентрація речовини,  $c_2$  – її концентрація через проміжок часу  $t$ . Звичайно користуються молярними концентраціями, а за одиницю часу обирають секунду, хвилини, години в залежності від швидкості протікання реакції.

На швидкість реакції впливають природа речовини, їх концентрація, температура, присутність каталізаторів і домішок.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражена в законі дії мас.

Для того, щоб отримати рівняння закону дії мас, представимо рівняння хімічної реакції в загальному виді:  $mA + nB = pC + gD$ . Тоді швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин:  $V = k [A]^m [B]^n$ , де  $[A]$  і  $[B]$  – концентрації речовин А і В,  $m$  та  $n$  – їх стехіометричні коефіцієнти. Наприклад для реакції:  $2NO + O_2 = 2NO_2$

$$V = k [NO]^2 [O_2]$$



Коефіцієнт пропорційності  $k$  називають константою швидкості. Численно  $k$  дорівнює швидкості реакції, коли концентрації реагуючих речовин дорівнюють одиниці; залежить від природи реагуючих речовин, від температури, від присутності каталізаторів, але не залежить від концентрації речовини.

При підвищенні температури швидкість реакції збільшується. Для більшості реакцій підвищення температури на  $10^{\circ}\text{C}$  викликає збільшення швидкості в 2-4 рази. Температурним коефіцієнтом реакції називають відношення  $\frac{k_{t+10}}{k_t}$ , де  $k_t$  – константа при температурі  $t$ , а  $k_{t+10}$  – константа при температурі на  $10^{\circ}\text{C}$  вище.

Наприклад, обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, якщо підвищити температуру системи від  $20$  до  $100^{\circ}\text{C}$ , значення температурного коефіцієнта дорівнює 3.

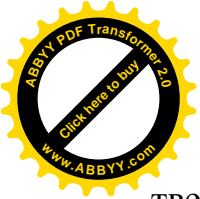
*Рішення.* Виходячи з умови задачі, температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3, т. ч.  $k_{t+10}/k_t = \gamma = 3$ . При підвищенні температури на будь – яке число градусів відношення

$$\frac{k_{t_2}}{k_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Показник ступеня для температурного коефіцієнта швидкості знайдемо з умови задачі

$$\frac{100 - 20}{10} = 8$$

Звідси швидкість реакції збільшиться в  $3^8$  раз, т.ч. приблизно в 6600 разів.



Процеси, в яких реагуючі речовини знаходяться в різних агрегатних станах, наприклад, тверда речовина та рідина, тверда речовина та газ), називаються *гетерогенними*. В загальному випадку швидкість реакцій в гетерогенних процесах пропорційна поверхні доторкання реагуючих речовин. Застосовуючи закон дії мас для гетерогенних процесів, наприклад для реакції горіння вугілля з киснем  $C + O_2 = 2CO$ , вираз залежності швидкості реакції від концентрації приймає вид  $v = k[O_2]$ .

Хімічною рівновагою називається такий стан системи, при якому швидкості прямої і зворотної реакції рівні між собою.

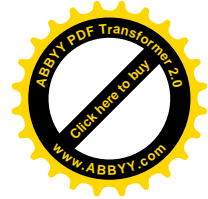
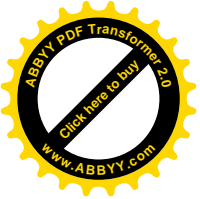
Функціональна залежність між концентраціями речовин, що знаходяться у стані рівноваги, наприклад,  $mA + nB = pC +$

$$gD \text{ виражається по закону дії мас наступною формулою: } K = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

т.ч. хімічна рівновага настає в момент, коли відношення добутку концентрацій отриманих речовин до добутку концентрацій вихідних речовин стане рівним деякій сталій величині  $K$ , яку називають константою рівноваги. Змінення умов ( концентрацій реагуючих речовин, температури, тиск ), при яких система знаходиться в стані хімічної рівноваги, приводить до руйнування рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги відбувається відповідно до принципу Ле Шательє: *якщо змінити одну з умов, при яких система знаходиться в стані хімічної рівноваги (концентрацію, температуру, тиск ) то в системі відбуваються процеси, які послаблюють проведену зміну*. Наприклад, в реакції, яка відома під назвою синтез аміаку,

$N_2 + 3H_2 = 2NH_3 -\Delta H$  збільшення тиску викликає зміщення рівноваги вправо, так як пряма реакція приводить до зменшення числа молекул газів , отже при незмінному об'ємі судини до зменшення тиску. Підвищення температури змістить рівновагу в сторону ендотермічної рівноваги, а охолодження системи – в сторону екзотермічної.





## Експериментальна частина

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації.

Заготовте 3 розчини тіосульфату натрію різної концентрації. Для цього в першу склянку відміряйте, користуючись бюретками 5 мл третю склянку – 15 мл тіосульфату натрію.

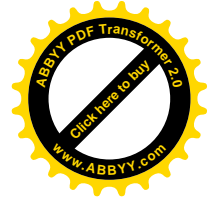
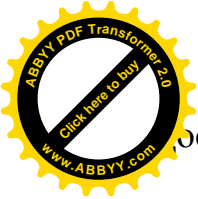
В 3 пробірки відміряйте мензуркою по 5 мл розбавленого розчину сірчаної кислоти. Прилийте кислоту в першу склянку і стряхніть її. В момент приливання кислоти пустіть в хід секундомір. Замітьте час, який пройшов від початку до появи слабкої каламуті (опалесценції). Так же поступіть і з іншими заготовленими розчинами тіосульфату натрію.

Розрахуйте швидкість  $v$ . Заповніть таблицю I та побудуйте графік функції  $v_{\text{отн}} = f(c_{\text{отн}})$

Зробіть висновок про вплив концентрації на швидкість гомогенної реакції.

Таблиця 1.

№ склянки	Розчин 1		Розчин 2 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ , мл	Відносна концентрація, $c_{\text{отн}}$	t, с	Відносна швидкість, $v_{\text{отн}} = 1/t$
	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ , мл	$V_{\text{H}_2\text{O}}$ , мл				
1	5	10	5			
2	10	5	5			
3	15	–	5			



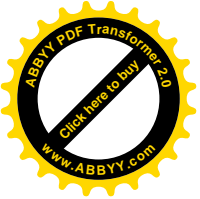
## Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури.

В 5 пробірок відібрати по 2 мл розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . В інші 5 пробірок – по 1 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Першу пару розчинів зливають при кімнатній температурі і відраховують секундоміром час появи каламуті. Розчини 2-5 термостатують, занурюючи кожну пару пробірок в термостійку склянку з водою, яка нагріта на  $10^\circ$  вище приведеної  $t$  в табл. 2. Витримують розчини в склянці 1 хвилину, а потім зливають розчини, занурюючи їх знову в склянку з водою, відраховують час появи каламуті. Заповніть табл.2. Побудуйте графік  $v = f(t^0)$  і зробіть висновок про вплив температур на швидкість реакції.

Таблиця 2.

№№ пробирки	Розчин 1 $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ , мл	Розчин 2 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ , мл	$V$ общ. мл	$t^0$ , c	t, сек	$v = 1/t$
1	2	1	3	20		
2	2	1	3	30		
3	2	1	3	40		
4	2	1	3	50		
5	2	1	3	60		

Дослід 3. Для спостереження здвигу хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин зручно користуватися реакцією взаємодії хлорного заліза і роданистого амонію. З речовин цієї системи тільки  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  є інтенсивно забарвленим в вишневий колір. Тому будь – яка зміна концентрації  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$

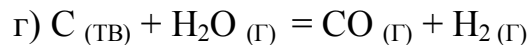
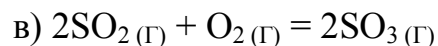
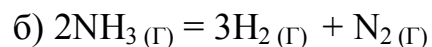
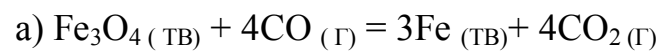
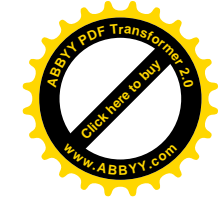
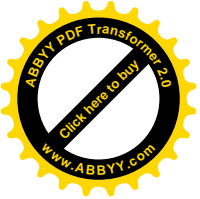


позначається на інтенсивності забарвлення розчину, що дає можливість спостерігати, в якому напрямку здвигается рівновага при зміні концентрації реагуючих речовин.

- а) в склянку налити 100 мл води та додати по 3 краплі  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Утворюється розчин блідо-червоного кольору.
- б) отриманий розчин розлити порівну в чотири пробірки.
- в) першу залишити для порівняння, в другу додати 1-2 краплі концентрованого розчину  $\text{FeCl}_3$ , в третю – стільки ж  $\text{NH}_4\text{CNS}$ , а в четверту – насипати трохи твердого  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- г) порівняти колір розчинів і впевнитися в тому, що пройшов зсув рівноваги.
- д) пояснити зміни кольору в кожній з трьох пробірок з точки зору принципу Ле-Шательє.
- е) скласти рівняння константи рівноваги для даної зворотної реакції.
- и) чим пояснити, що збільшення концентрації  $\text{NH}_4\text{CNS}$  викликає більш ефективно зміщення рівноваги, чим збільшення концентрації  $\text{FeCl}_3$ ?

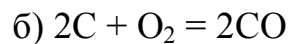
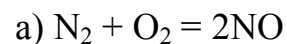
#### Питання та задачі

1. Сформулюйте закон дії мас.
2. Що називають температурним коефіцієнтом швидкості хімічної реакції?
3. Яка залежність між швидкістю хімічної реакції і температурою?
4. Написати вираз для швидкості прямої і зворотної реакції і вираз константи рівноваги:



**Як зміниться б) та в) при збільшенні концентрації вихідних речовин в два рази?**

5. Як змінюється швидкість хімічної реакції в прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи в три рази при постійній температурі?



в)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{FeO} + \text{CO}_2$  деякої реакції дорівнює 3. В скільки разів збільшиться швидкість даної реакції при підвищенні температури на  $60^\circ\text{C}$ ?

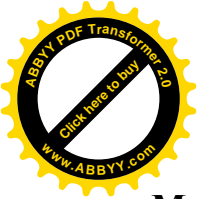
7. Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від  $10$  до  $50^\circ\text{C}$  швидкість реакції збільшилася в 16 разів.

8. Як потрібні одночасно змінити температуру і тиск в системі  $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO} - \Delta\text{H}$ , щоб підвищити вихід діоксиду вуглецю?

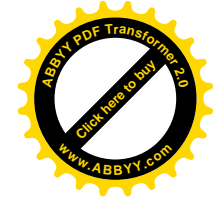
Роботу виконав « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р.

Роботу прийняв \_\_\_\_\_ « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200 р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота № 11 "Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації"



**Мета роботи:** ознайомитися з термохімічним експериментом і розрахунком, визначити тепловий ефект реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою.

Для виконання роботи студент повинен знати основні положення теорії електролітичної дисоціації, основні поняття та закони термохімії.

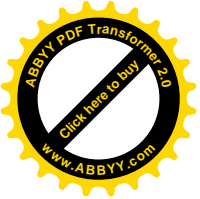
Література: [1.гл. У1, с.166-170; 2. розд.5.с.111-120; 3. с. 44-51 ]

прилади та реактиви, які використовуються:

1. Калориметр.
2. Хімічні склянки об'ємом 250 мл - 2 шт.
3. Хімічний термометр з точністю до  $0,1^{\circ}\text{C}$ .
4. Дві бюретки на 50 мл.
5. Розчин  $0,5\text{ N HCl}$ .
6. Розчин  $0,5\text{ N NaOH}$

Для визначення  $\Delta H$  реакції нейтралізації використовується спрощений калориметр.

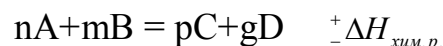
1. У внутрішню склянку калориметра з теплоізолюючою муфтою налити відміряні з бюретки 90 мл  $0,5\text{ N}$  розчину соляної кислоти.
2. В другу склянку налити з другої бюретки 50 мл  $0,5\text{ N}$  розчину їдкого натру.
3. Заміряти температуру розчину  $\text{HCl}$  за допомогою термометра з точністю до  $0,1^{\circ}\text{C}$ , залишити термометр у склянці з розчином кислоти. Записати температуру розчину до початку реакції.



4. Швидко, щоб зменшити теплообмін з навколишнім середовищем, але обережно, до кислоти влити з іншої склянки розчин лугу і перемішати термометром суміш розчинів.

Визначити температуру реагуючих речовин в калориметрі після реакції, відмітив саму високу температуру розчину.

5. Підрахувати теоретичну  $\Delta H$  реакції нейтралізації, користуючись наслідком закону Гесса (ентальпія хімічної реакції дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції і сумою ентальпій утворення вихідних речовин, реагентів).



$$\Delta H_{\text{хім.р.}} = [p(\Delta H_C) + g(\Delta H_D)] - [n(\Delta H_A) + m(\Delta H_B)],$$

де  $n, m, p, g$  – коефіцієнти

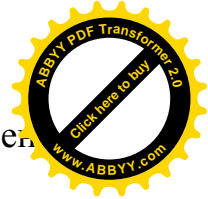
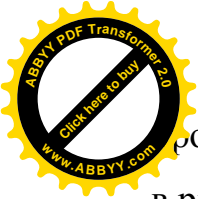
$\Delta H_A, \Delta H_B, \Delta H_C, \Delta H_D$  – теплоти утворення сполук A, B, C, D.

ентальпія утворення простих сполук рівна 0 (наприклад  $O_2, H_2, N_2, Cl_2$ ).

6. Визначити кількість теплоти  $Q$  (в кДж), що виділяється при нейтралізації 50 мл 0,5 Н розчину соляної кислоти лугом, прийнявши густину усіх розчинів рівній одиниці, а теплоємність розчинів – рівній теплоємності води, т.ч. 4,184 Дж/г\*град (1 кал/г\*град). Підрахунок теплоти, яка утворилася проводиться по формулі:  $Q = 4,184 \cdot V \cdot t$ , де  $V$  – об'єм розчину після нейтралізації (в мл), рівній масі кислоти і лугу (в г).

$$t = t_{\text{макс.}} - t_{\text{нач.}} - \text{змінення температури при реакції, } ^\circ\text{C.}$$

Теплоту утворення (ентальпію) хімічної сполуки (кількість теплоти, яке виділяється або поглинається при утворенні 1 грам-молекули даної складної речовини з простих речовин) відносять до стандартного стану т.ч. до  $25^\circ\text{C}$  ( $298^\circ\text{K}$ ) і  $p = 1$  атм. позначимо  $\Delta H_{298}^0$ . Кількість енергії, яке виділяється або поглинається системою в ході реакції при



проведенні її в умовах сталої температури і тиску, що віднесене до взаємодії такого числа молей речовин, яке приведе до проведення в рівнянні реакції, є тепловим ефектом реакції (тепловмістом або ентальпією системи).

Позитивне значення  $\Delta H$  утворюється у тому випадку, коли система поглинає енергію у ході процесу.

7. Складіть рівняння реакції нейтралізації і розрахуйте тепловий ефект нейтралізації 1 грам-еквіваленту кислоти (в кДж), враховуючи, що 50 мл 0,5 Н розчину містять 0,025 г-екв кислоти.

8. Визначить (в %) відносну похибку досліду, якщо теоретичне значення теплового ефекту реакції нейтралізації 1 г-екв. соляної кислоти сильним лугом дорівнює 57,3 кДж (13,7 ккал).

### Обчислення

Підрахунок теплоти, яка утворилася проводиться по формулі:  $Q = Vd c t$

$V$  – об'єм розчину після нейтралізації,  $\text{см}^3$

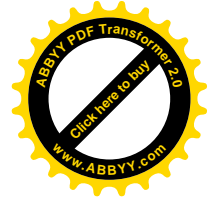
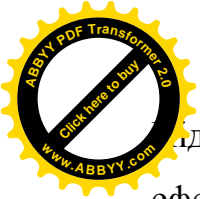
$d$  – питома вага розчину,  $\text{г/см}^3$

$c$  – теплоємність розчину,  $\text{г.град.}$

$t$  – змінення температури рідини  $^{\circ}\text{C}$

$$t = t_{\text{кін.}} - t_{\text{поч.}}$$

Питома вага розчину прийняти рівним одиниці, теплоємність розчину – рівній2 теплоємності води. Складіть рівняння реакції нейтралізації і розрахувати тепловий ефект нейтралізації. 1 грам - еквіваленту кислоти і, крім того, врахувати, що  $\Delta H = -Q$



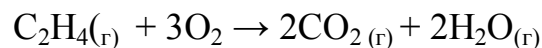
вдрахувати  $\Delta H$  реакції нейтралізації і визначити процент похибки, маючи на увазі, що істинне значення теплового ефекту реакції нейтралізації  $\Delta H = -13,75$  ккол. або  $-55,898$  кдж.

### Питання і задачі

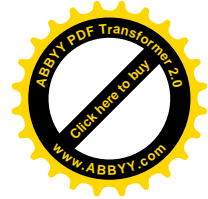
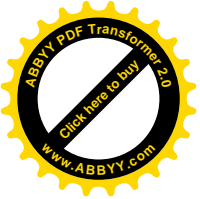
1. Сформулюйте 1 закон термодинаміки.
2. Що таке ізольована термодинамічна система?
3. Що таке ентальпія?
4. Сформулюйте закон Гесса і наслідки з нього.
5. Сформулюйте II закон термодинаміки.
6. Що таке ентропія?
7. Що таке ізобарно – ізотермічний потенціал, або вільна енергія Гібсу?
8. **Приклад розрахунку.** Обчисліть тепловий ефект реакції згоряння етилену, якщо відомо, що  $\Delta H^0_{C_2H_4(g)} = +52,30$  кДж/моль;  $\Delta H^0_{CO_2(g)} = -393,51$  кДж/моль;  $\Delta H^0_{H_2O(g)} = -241,83$  кДж/моль.

Для рішення цієї задачі потрібно скласти термохімічне рівняння реакції. Термохімічними рівняннями реакцій, в яких коло символів хімічних сполук приводяться їх агрегатний стан, а такі чисельні значення стандартних теплот (ентальпій) утворення.

Термохімічне рівняння згоряння етилену:







Термохімічні рівняння можна додавати і віднімати, як звичайні алгебраїчні рівняння.

Обчислюємо  $\Delta H$  реакції, застосовуючи наслідки з закону Гесса:

$$\Delta H_{\text{хим. р}} = [ 2 (\Delta H_{\text{CO}_2(\text{г})}) + 2(\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})})] - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_4}$$

$$\Delta H_{\text{хим. р}} = [ 2 ( - 393,51) + 2 (-241,83)] - 52,3 .$$

9. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення окису хрому алюмінієм, якщо відомо, що  $\Delta H^0_{\text{Cr}_2\text{O}_3} =$

- 1152,23 кДж/моль,

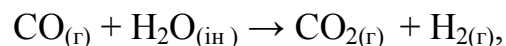
$$\Delta H^0_{\text{Al}_2\text{O}_3} = - 1669,41 \text{ кДж/моль.}$$

10. Обчисліть тепловий ефект реакції згоряння етилового спирту, якщо

$$\Delta H^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{л})} = +42,36 \text{ кДж/моль, } \Delta H^0_{\text{CO}_2(\text{г})} = - 393,51 \text{ кДж/моль,}$$

$$\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})} = - 241,83 \text{ кДж/моль}$$

11. Обчисліть ізобарно – ізотермічний потенціал (енергію Гіббса)  $G^0$  реакції, яка протікає по рівнянню



якщо відомі стандартні теплоти утворення ( $\Delta H^0_{293}$  кДж/моль):

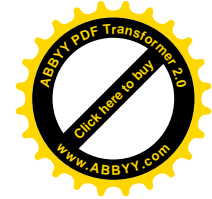
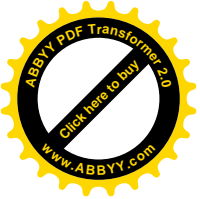
$$\text{CO}(\text{г}) = - 110,52; \text{H}_2\text{O}(\text{ін}) = - 285,84; \text{CO}_2(\text{г}) = - 393,51$$

і стандартні абсолютні ентропії ( $S^0_{298}$  Дж/К•моль ) :  $\text{CO}(\text{г}) = 197,91;$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 69,94; \text{CO}_2(\text{г}) = 213,65; \text{H}_2(\text{г}) = 130,59$$

Величину енергії Гіббса можна визначити з співвідношення

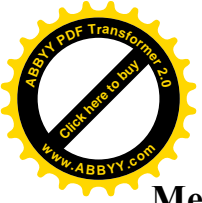
$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0,$$



$T$  – абсолютна температура,  $^{\circ}\text{K}$

Роботу виконав «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 р. Роботу прийняв «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200 р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## Лабораторна робота №12 “ Отримання і властивості колоїдних розчинів “

**Мета роботи:** вивчити на практиці способи отримання і властивості колоїдних систем, їх стійкість.

Для виконання роботи студент повинен знати: відмінність колоїдної системи від істинного розчину і грубодисперсної суміші, будова колоїдної частки, отримання, властивості і застосування колоїдних систем.

Література: [1. гл. X, с. 295 – 330; 2. розд.8. с.160 – 163; 3. с.135 – 138; 4. с. 116 – 119; 8. с.366-459]

Системи, в яких одна складова частина розподілена в мілкороздробленому стані в середовищі другої, називаються дисперсними.

Складова частина, розподілена у вигляді окремих мілких твердих часток, крапельок рідини або бульбашок газу, складає **дисперсну фазу**, а те середовище, в якому розподілена дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**.

Дисперсні системи можуть бути класифіковані по двом ознакам:

1. По агрегатному стану дисперсної фази і дисперсійного середовища.
2. По величині часток дисперсної фази.

В залежності від агрегатного стану дисперсійного середовища, дисперсні системи діляться на 3 типи: газоподібні, рідкі та тверді. Кожний тип в свою чергу ділиться на класи по трьом агрегатним станам дисперсної фази. Загальне число можливих видів дисперсних систем 8.

Дисперсної системи, яка утворена двома газами, не існує, так як гази змішуються у будь-яких відношеннях, утворюючи однофазні системи



Властивості дисперсної системи визначаються розмірами часток дисперсної фази, т.ч.. ступенем роздробленості або дисперсності. Ступенем дисперсності  $D$  називають величину, яка зворотна до середнього діаметру або радіусу часток:  $D = 1/2r$ .

По ступеню дисперсності усі дисперсні системи ділять на 3 групи:

1. Зависі— діаметр часток більше  $10^{-5}$  см.
2. Колоїдні розчини /золі/ — діаметр часток  $10^{-5} - 10^{-7}$  см.
3. Істині розчини - діаметр часток менше  $10^{-7}$  см.

Зависі можуть існувати у вигляді суспензій та емульсій. В першому випадку тверда речовина розповсюджено в рідині /крейда у воді/, в другому — рідина в рідині /жир у воді/.

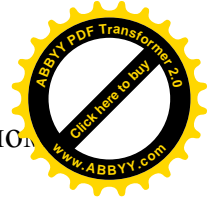
Найбільш дослідженими і практично важливими є колоїдні розчини, тобто такі дисперсні системи, в яких дисперсійне середовище знаходиться у рідкому стані, а дисперсна фаза — в рідкому або в твердому стані.

Незалежно від виду і стану дисперсної фази, колоїдні розчини називають золями.

При утворенні колоїдних систем велику роль відіграють адсорбційні явища. Молекули малорозчинної речовини, яка утворюється після реакції, з'єднуються разом, утворюючи більш крупні частки — агрегати молекул.

Завдяки значному розміру цих часток на поверхні розділу утворюються умови, що необхідні для явища адсорбції

Іони, що знаходяться у розчині адсорбуються на частках, які внаслідок цього здобувають однойменні електричні заряди.



Поява зарядів заважає об'єднанню часток в більш крупні агрегати, які могли б випасти у осад. Таким чином, адсорбція іонів з розчину запобігає випадінню осаду і визначає стійкість золя.

Деякі речовини в колоїдному ступені дисперсності здатні адсорбувати на своїй поверхні багато молекул розчинника, які утворюють сольватну оболонку /якщо дисперсійне середовище — вода, то гідратну/.

Сольватні оболонки, так же як і адсорбовані іони, зумовлюють стійкість колоїдних розчинів, так як запобігають зближенню колоїдних часток. Колоїдні розчини володіють своєрідними електричними і оптичними властивостями.

При пропусканні постійного електричного струму в колоїдну систему /електрофорез/ усі колоїдні частки двигаются до одного полюса, а протилежні іншого. Частки колоїдних розчинів розсіюють світло, чим пояснюється їх опалесценція при боковому освітленні.

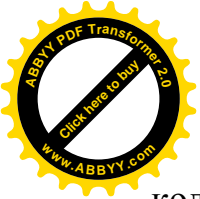
### **ОТРИМАННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ**

Для отримання колоїдних розчинів або золей і їх тривалого існування потрібні наступні неодмінні умови:

1. Наявність двох взаємно - нерозчинних компонентів, як умова утворення двох фаз.
2. Досягнення колоїдного ступеня дисперсності  $10^{-5} - 10^{-7}$  см<sup>-1</sup>. речовини дисперсної фази.
3. Концентрація дисперсної фази повинна бути незначною.

Колоїдні розчини /золі/ можуть бути отримані двома принципово різними методами:

1. Роздробленням /диспергуванням/ крупних часток на більш мілкі— дисперсійні методи.
2. Агрегацією молекул, атомів або іонів в більш крупні колоїдні частки /агрегати/ - конденсаційні методи.



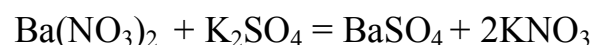
Найпростішим дисперсійним методом є механічне дроблення вихідної речовини. За допомогою спеціальних колоїдних млинів – можуть бути отримані частки діаметром 10мкм. Подібне дроблення речовини можна здійснити електричним розпиленнями в електричній дузі і іншими способами, наприклад, методом ультразвуку.

Найбільш часто застосовуються конденсаційні методи. Ці методи досить різноманітні. Основними з них є: Метод заміни розчинника (фізичний) полягає в заміні одного дисперсійного середовища іншим, в якому речовина дисперсійної фази не розчина.

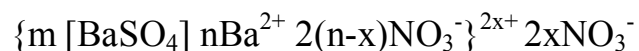
Хімічні методи полягають в утворенні важко розчинної речовини в результаті хімічної реакції. По типу реакції, що протікає розрізняють методи: гідролізу, відновлення, окислення, подвійного обміну та т.п.

Реакції подвійного обміну дозволяють отримати багато золь важкорозчинних сполук . Наприклад, при змішуванні розбавлених розчинів нітрату барію і сульфату калію при умові надлишку одного з реагентів сульфату барію не випадає в осад, а утворює колоїдний розчин.

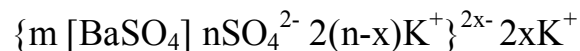
Реакція між нітратом барію і сульфатом калію протікає по схемі

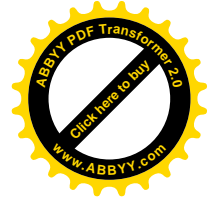
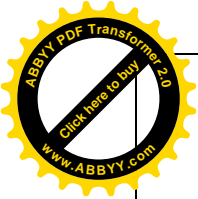


При проведенні реакції в присутності надлишку нітрату барію міцела золя буде мати будову:



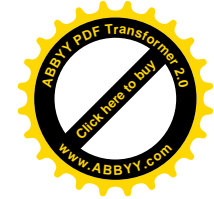
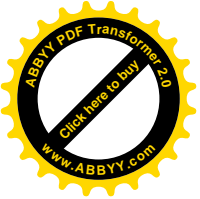
Надлишок сульфату калію до утворення золя з частками іншого знаку заряду:





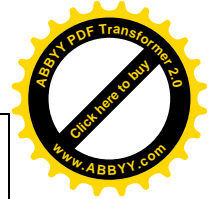
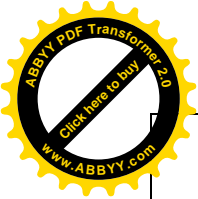
## Експериментальна частина

№ з/п	Завдання	Спостереження, рівняння реакцій і висновки
1.	<p style="text-align: center;"><b><u>Отримання гідрозолу сірки</u></b></p> <p>В пробірку налити дистильованої води і прибавити туди декілька крапель спиртового розчину сірки. Відзначити, що відбувається. Дати точну характеристику методу, який застосовується для отримання золя. В чому краще розчиняється сірка – в спирті чи в воді? Чи можливо утворення колоїдного розчину, якщо речовина добре розчина в даному розчиннику? Чи можна назвати золь сірки стійким?</p>	
2	<p style="text-align: center;"><b><u>Отримання золя бромистого срібла.</u></b></p> <p>Взяти 2 пробірки, в одну налити трохи розбавленого розчину NaBr, а в іншу – концентрованого розчину NaBr. В кожен пробірку прибавити декілька крапель розчину азотнокислого срібла.</p> <p>Написати рівняння реакції і пояснити явища, які спостерігаються. До яких методів отримання колоїдних розчинів відноситься даний спосіб? Накресліть структуру колоїдної частки бромиду срібла, знаючи, що в адсорбційному шару знаходяться а) іони брому; б) іони срібла.</p>	
3.	<p style="text-align: center;"><b><u>Отримання колоїдного срібла.</u></b></p> <p>Налити в пробірку 5 мл 0,001н. аміачного розчину азотнокислого срібла і прибавити туди 2 – 3 краплі 0,1%-го розчину танина та 1-2 краплі 1%-ного розчину сульфату натрію. Пробірку нагрійте і спостерігайте забарвлення розчину як наслідок утворення колоїдних часток срібла в результаті відновлення іонів срібла танином. Указати, до яких методів отримання колоїдних розчинів відноситься даний метод.</p>	



4.	<p><b><u>Отримання гідрозоля гідрату окису заліза.</u></b></p> <p>В дві пробірки налити по 10 мл дистильованої води розчину хлорного заліза. Відмітити, що відбувається в кожній пробірці. Написати рівняння реакції. Якого кольору отриманий гідрозоль? До яких методів відносять даний метод отримання колоїдного розчину? Накресліть структуру колоїдної частки ( міцели ) гідроокису , вважаючи що в адсорбційному шару знаходяться іони <math>Fe^{3+}</math>.</p>	
5.	<p><b><u>Отримання емульсії масла.</u></b></p> <p>Налити в пробірку дистильованої води до третини її об'єму, додати декілька крапель масла і, закрити пробірку пробкою, декілька разів струсність. Утворюється нестійка емульсія — крапельки масла швидко злипаються один з одним.</p> <p>Прилити в пробірку декілька крапель 1% розчину мила і струснути її. Утворюється стійка емульсія. Поясніть роль мила в утворенні стійкої емульсії.</p>	
6.	<p><b><u>Коагуляція електролітами.</u></b></p> <p>В три пробірки налити по 5 мл золя гідрату окису заліза і з бюреток по краплям прилити в першу пробірку розчин хлористого натрію, в другу - сульфату натрію, а в третю – фосфорнокислого натрію. ( в бюретках 0,1N розчини). Приливання розчинів солей приводить до помутніння розчинів – доки не почнеться коагуляція золя. Відмітити, скільки крапель розчину кожної солі потрібно для</p>	

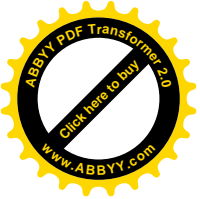




	<p>коагуляції. Який електроліт більш сильно коагулює золь гідрату окису залізу? Чим це можна пояснити? Покажіть схему будови міцели колоїдного трьохгідроокису заліза і вказати іони електролітів, що викликають розрядку колоїдних часток. Від чого залежить коагулююча сила електроліту?</p>	
7.	<p><b><u>Взаємна коагуляція колоїдів</u></b> Нанести на фільтрувальний папір по краплі різних барвників: метил-віолет, метиленової синьки, метилоранжу, пікринової кислоти та колоїдного розчину трьохгідроокису заліза. Відмітити, що відбувається у кожному окремому випадку. Визначити знак заряду колоїдних часток.</p>	
8.	<p><b><u>Захисна дія ліофільного колоїду.</u></b> Налити в дві пробірки по 5 мл розчину колоїдного гідроокису заліза і в одну з них прибавити 1 мл розчину желатини (1%). Потім в обидві пробірки прилити по краплям рівну кількість розчину сірчанокислового алюмінію. Після прибавлення кожної краплини електроліту пробірки необхідно струшувати. Де швидше відбувається коагуляція при додаванні електроліту: _ в пробірці без желатини або з желатиною? Яка роль желатини?</p>	

### Питання та задачі

1. Що таке дисперсна система?
2. Класифікація дисперсних систем.
3. Чим відрізняються — зависі, колоїдні та істині розчині?



4 Способи отримання колоїдних розчинів.

5. Поясніть роль мила при утворенні стійкої емульсії.

6. Знайдіть помилки у формулі міцели :  $\{m[\text{SrCO}_3]n\text{Cl}^- (n-x)\text{Sr}^{+2}\}^- x\text{Sr}^{+2}$  , якщо для утворення золя карбонату стронцію одним з вихідних розчинів був карбонат натрію. Який був другий розчин? Якщо гранула дійсно негативна, то який розчин був в надлишку?

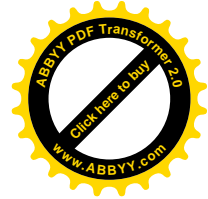
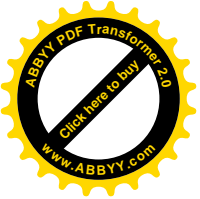
7. При отриманні золя сульфіді цинку по рівнянню:  $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$  в дифузному шарі знайдені іони натрію. Допишіть рівняння реакції, складіть схему утворення золя і формулу гранули, її заряд. Назвіть ту речовину, яка була взята в надлишку

8. Складіть формулу міцели сульфіді кадмію, який отримали в надлишку  $\text{H}_2\text{S}$ . Який з приведених нижче електролітів володіє найбільшою коагулюючою здатністю по відношенню до даного золя:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ?

Роботу виконав: " \_\_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 200\_р.

Роботу прийняв " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 200\_ р.

Підпис викладача \_\_\_\_\_



## ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 702с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Ірпінь, 1998. – 479 с.
3. Левант Г.Е. и Райцын Г.А Практикум по общей химии.- М.: Высшая школа . 1971. – 336.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. М.: Химия, 1979. – 336 с.
6. Е.М.Соколовская, Общая химия, 1980, гл. V, с. 125-176
7. Н.Л. Глинка, Задачи и упражнения по общей химии, 1980, с. 80-96
8. К.И.Евстратова и др. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа. 1990. – 487с.
9. Н.В. Романова Загальна та неорганічна хімія, Київ Ірпінь 1998 р.
10. Г.А. Корчинський Хімія Поділля – 200.