**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**

**ЖИТОМИРСЬКИЙ ДЕРЖААНИЙ ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**Кафедра екології**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**«ЖУРНАЛ**

**для лабораторних робіт**

***з хімії»***

**студента І курсу**

факультету \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

заочного відділення

***групи \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_***

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

Затверджено на засіданні науково-

метотодичної ради ЖДТУ

Протокол № 4 від 27.04.2017

**Житомир – 2017**

Методичні вказівки «Журнал для лабораторних робіт з хімії» для студентів заочного відділення освітнього рівня «Бакалавр» технічних спеціальностей. Житомир: ЖДТУ, 2017. – 13 с

Розробник: к. т. н., доц.. Скиба Г.В.

Рецензенти: к. ф.-м. н., доц.. Рудницький В. А. ., к. п. н. Герасимчук О.Л.

Методичні вказівки «Журнал для лабораторних робіт з хімії» для студентів заочного відділення технічних спеціальностей призначений для використання і заповнення його під час лабораторних робіт. Журнал включає в собі методики проведення дослідів та поля для заповнення спостережень, висновків і розв’язування задач. Використовується для здачі звіту з виконання лабораторних робіт.

Розглянуто і рекомендовано на засіданні кафедри екології

Протокол № 7 від 22. 02. 2017 р.

*ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1*

**ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ**

*ДОСЛІД 1.* **Реакція диспропорціювання натрій сульфіту**

***Виконання роботи***

1. У дві сухі пробірки помістити по 2 – 3 кристаликів натрій сульфіту (Na2SO3). Одну з них залишити у штативі як контрольну, а другу нагрівати у витяжній шафі протягом 7 – 10 хвилин.
2. Після охолодження вміст кожної пробірки розчинити, доливши по 0,5 мл дистильованої води при розмішуванні скляною паличкою.
3. В обидві пробірки додати по 2 – 3 краплини розчину купрум (ІІ) сульфату (CuSO4) і зафіксувати забарвлення осадів, що випадають.

***Запис даних досліду***

1. Для рівняння реакції, що проходила при нагріванні натрій сульфіту, визначити ступені окиснення елементів і скласти рівняння електронного балансу, вказавши окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення, розставити коефіцієнти:

Na2SO3 = Na2SO4 + Na2S.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

2. Для рівняння реакції, що проходила при додаванні розчину купрум (ІІ) сульфату в обидві пробірки, скласти розгорнуті та скорочені йонно-молекулярні рівняння:

Na2SO3 + CuSO4 = CuSO3↓ + Na2SO4.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

Na2S + CuSO4 = CuS + Na2SO4

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

3. Відмітити і пояснити спостереження за зміною забарвлення осадів:

|  |
| --- |
| CuSO3 |
| CuS |

4. Зробити висновок з обґрунтуванням, чому процес, що протікає при нагріванні натрій сульфіту, належить до реакцій диспропорціювання:

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ДОСЛІД 2.* **Розкладання амоній дихромату**

***Виконання роботи***

У пробірку помістити декілька мікрошпателів амоній дихромату ((NH4)2Cr2O7). Нагрівати нижню частину пробірки протягом 0,5 хвилин. Спостерігати появу зелених пластівців хром(ІІІ) оксиду і виділення вільного азоту разом з парами води.

***Запис даних досліду***

1. Визначити ступені окиснення, скласти електронний баланс і розставити коефіцієнти, зазначивши, який елемент є окисником, а який – відновником:

(NH4)2Cr2O7 = N2 + Cr2O3 + H2О

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

2. Зробити висновок, визначивши, до якого типу окисно-відновних реакцій та чому належить дана реакція:

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ДОСЛІД 3.* **Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій**

***Виконання роботи***

1. У три пробірки внести по 3 – 4 краплини розчину калій перманганату (KMnO4).
2. Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 2 – 3 краплини сульфатної кислоти (H2SO4) (рН < 7), у другу – таку ж кількість дистильованої води H2O (рН = 7), а у третю – стільки ж розчину калій гідроксиду (KOH) (рН > 7).
3. В усі три пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателі кристалічного калій нітриту KNO2 і перемішати до повного розчинення кристалів.
4. Відмітити змінення забарвлення у кожному випадку. *Особливо слід звернути увагу на пробірку з лужним* *середовищем,* оскільки початкове забарвлення в ній швидко змінюється внаслідок реакціїдиспропорціювання одержаної речовини.

***Запис даних досліду***

1. У рівняннях реакцій, що відображають відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищі, звернути увагу, по-перше, що калій нітрит в умовах досліду окиснюється до калій нітрату, а по-друге, що сполукам мангану залежно від його ступеня окиснення притаманні різні забарвлення:

* перманганат-аніон MnO4– у розведених розчинах має рожевий колір, а з підвищенням концентрації може змінюватися до фіолетового;
* манганат-аніон MnO42– має яскраво зелене забарвлення;
* оксид MnO2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

1. Визначити ступені окиснення елементів в реакціях відновлення KMnO4, скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

* У кислому середовищі (рН < 7):

KMnO4 + KNO2 + H2SO4 = MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

* У нейтральному середовищі (рН = 7):

KMnO4 + KNO2 + H2O = MnO2↓ + KNO3 + КOН

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

* У лужному середовищі (рН > 7):

KMnO4 + KNO2 + KOH = K2MnO4 + KNO3 + H2O

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

3. У рівнянні реакції диспропорціюання K2MnO4 визначити ступені окиснення елементів, скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

K2MnO4 + H2O = KMnO4 + MnO2↓ + КOН

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

4. Зробити висновок, яким чином реакція середовища у розчині впливає на характер відновлення перманганат-аніону, та до якого типу належать розглянуті реакції.

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ДОСЛІД 4.* **Відновлення калій дихромату етиловим спиртом**

***Виконання роботи***

1. Внести в пробірку 5 – 6 краплин розчину калій дихромату (К2Сr2О7); долити туди 2 – 3 краплини концентрованої сульфатної кислоти (H2SO4) густиною 1,84г/мл.

2. Додати 4 – 5 краплин етилового спирту CH3CH2OH і спостерігати появу специфічного запаху та змінення забарвлення розчину.

***Запис даних досліду***

1. У рівнянні реакції відновлення калій дихромату етиловим спиртом до оцтового альдегіду CH3CHО визначити ступені окиснення елементів, скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

K2Cr2O7 + CH3CH2OH + H2SO4 = CH3CHО + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

2. Пояснити, чим обумовлюється: а) зміна забарвлення розчину:

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

б) поява запаху (якого саме?):

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

3. Зробити висновок про відновні властивості деяких органічних сполук.

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2*

**ХІМІЧНА РІВНОВАГА**

*ДОСЛІД 1.* **Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги**

***Виконання роботи***

1. У чистій пробірці змішати по 1,5 – 2,0 мл 0,0025н розчинів FeCl3 та NH4CNS, а потім приблизно розділити вміст пробірки на чотири частини.
2. Одну з цих пробірок залишити як контрольний еталон, а в інші додати такі реактиви: у першу – одну краплину насиченого розчину FeCl3, у другу – одну краплину насиченого розчину NH4CNS, а в третю – декілька кристаликів NH4Cl.
3. Порівняти інтенсивність забарвлення вмісту досліджених пробірок з контрольним еталоном.

***Запис даних досліду***

1. Розставити коефіцієнти і написати в *іонно-молекулярному вигляді* рівняння оборотної реакції, що відбувається при змішуванні вихідних розчинів.

FeCl3 + NH4CNS = Fe(CNS)3 + NH4Cl

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

2. Скласти вираз *константи рівноваги* для досліджуваної рівноважної системи:

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

3.Вказати:

а) які речовини у розчині знаходяться в стані рівноваги:

|  |
| --- |
|  |
|  |

б) як змінюються концентрації речовин при додаванні відповідних реактивів:

|  |
| --- |
|  |
|  |

4. Для кожної пробірки записати свої спостереження.

а) Забарвлення вмісту контрольної пробірки:

|  |
| --- |
|  |
|  |

б) змінення забарвлення при додаванні насиченого розчину FeCl3 і напрямок зміщення хімічної рівноваги:

|  |
| --- |
|  |
|  |

в) змінення забарвлення при додаванні насиченого розчину NH4CNS і напрямок зміщення хімічної рівноваги:

|  |
| --- |
|  |
|  |

д) змінення забарвлення при додаванні кристалів NH4Cl і напрямок зміщення хімічної рівноваги:

|  |
| --- |
|  |
|  |

5.Зробити висновок про вплив концентрації речовин на зміщення хімічної рівноваги.

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3*

**КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ**

*ДОСЛІД 1.* **Одержання та дослідження комплексного купрум****(ІІ)****амоніакатного йона**

***Виконання роботи***

1. Для одержання комплексних сполук у чисту пробірку влити 15 – 16 краплин розчину CuSO4 і додати 1 – 3 краплини 25%-ного розчину амоніаку – до утворення осаду купрум (ІІ) гідроксосульфату – (CuOH)2SO4. Зафіксувати його забарвлення, а потім і наступне змінення кольору при подальшому додаванні NH4OH до повного розчинення осаду внаслідок утворення суміші добре розчинних тетраамінокупрум (ІІ) сульфату і гідроксиду.

2. Одержаний розчин розділити на дві пробірки і провести якісні реакції. Для цього у першу пробірку налити 0,5 – 1,0 мл розчину ВаСl2, а у другу занурити декілька гранул олова.

***Запис даних досліду***

1. Вказати появу або змінення забарвлення у кожній пробірці.

а) колір вихідного розчину CuSO4:

|  |
| --- |
|  |

б) забарвлення осаду (CuOH)2SO4, що випадає при додаванні перших порцій NH4OH до розчину CuSO4:

|  |
| --- |
|  |

в) забарвлення розчину, що утворюється внаслідок розчинення осаду (CuOH)2SO4 при додаванні надлишку NH4OH:

|  |
| --- |
|  |

2. Розставити коефіцієнти в рівняннях всіх проведених реакцій. *Для реакцій обміну скласти іонно-молекулярні рівняння*.

а) утворення осаду купрум (ІІ) гідроксосульфату при додаванні до купрум (ІІ) сульфату однієї краплини амоній гідроксиду:

CuSO4 + NH4OH = (CuOH)2SO4↓ + NH4)2SO4.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

г) розчинення осаду купрум (ІІ) гідроксосульфату при додаванні до нього надлишку амоній гідроксиду:

(CuOH)2SO4 + NH4OH = [Cu(NH3)4]SO4 + [Cu(NH3)4](ОН)2 + Н2О

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

в) якісних реакцій, проведених з комплексними сполуками:

[Cu(NH3)4]SO4 + ВаСl2 = [Cu(NH3)4]Сl2+ ВаSO4

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

[Cu(NH3)4]SO4 + Sn = ….

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

2. З урахуванням того, що обидві комплексні сполуки є сильними електролітами, розглянути рівняння первинної та вторинної дисоціації тільки для однієї з них, а саме – для [Cu(NH3)4](OH)2, і записати вираз константи нестійкості, який для комплексу тетраамінокупрум (ІІ) дорівнює 2,1 · 10-13:

[Cu(NH3)4](OH)2 = [Cu(NH3)4]2+ + 2OH–,

[Cu(NH3)4]2+ = Cu2+ + 4 NH3

|  |
| --- |
|  |
|  |

3. Навести назви комплексних сполук:

|  |  |
| --- | --- |
| [Cu(NH3)4]SO4 |  |
| [Cu(NH3)4](OH)2 |  |

4. Для комплексної сполуки [Cu(NH3)4]SO4 зазначте такі характеристики:

а) внутрішня сфера:

|  |
| --- |
|  |

б) зовнішня сфера:

|  |
| --- |
|  |

в) заряд комплексного йона:

|  |
| --- |
|  |

г) комплексоутворювач, його ступінь окиснення та координаційне число:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  |  | | |
| к.ч. = |  | | |
| д) ліганди | |  | | | ; |
| е) тип комплексу за природою лігандів | | | | | | |  | | , за зарядом комплексу | |
|  | | | | , за класом хімічних сполук | | | |  | | . |

5. У висновках зазначити: а) які сполуки належать до комплексних; б) який фізичний зміст має константа нестійкості, в) яка основа – проста чи комплексна – є більш сильним електролітом та чому:

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

*ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4*

**ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ**

*ДОСЛІД 1.* **Мідно-цинковий гальванічний елемент**

***Виконання досліду***

1. Одну склянку заповнити 1*М* розчином ZnSO4, а другу – 1*М* розчином CuSO4.

2.Сполучити склянки, як показано на рис. 1 за допомогою електролітного містка 3, що містить насичений розчин КСl у суміші із агар-агаром.

1. Занурити у розчин ZnSO4, цинкову пластинку, а у розчин CuSO4 – мідну; з’єднати обидві пластинки металевою дротинкою з гальванометром 4.
2. Спостерігати відхилення стрілки, що вказує на виникнення електричного струму внаслідок протікання електрохімічних процесів, зафіксувати показання гальванометра.

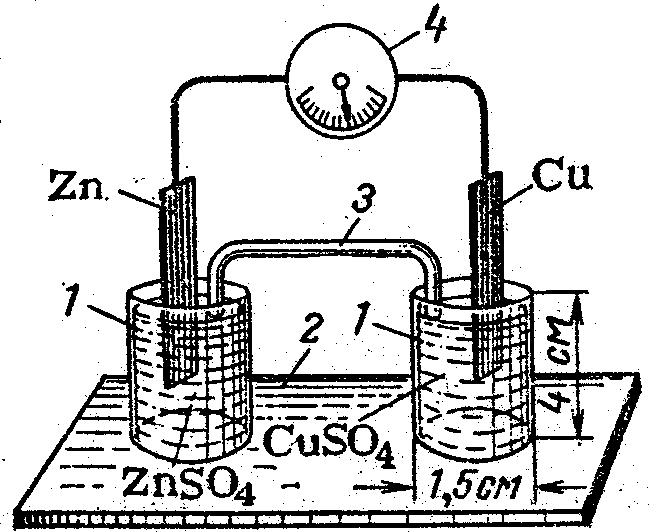


Рис. 2 Гальванічний елемент: 1 – склянки з розчинами солей;

2 – підставка; 3 – електролітний місток; 4 – гальванометр.

***Запис даних досліду***

1. Спираючись на значення стандартних електродних потенціалів металів, вказати, який електрод є анодом, а який – катодом. Чому?

***φ***оZn2+/Zn=– 0,76 B, ***φ***oCu2+/Cu= + 0,34 B

|  |
| --- |
|  |
|  |

1. Які процеси – окиснення чи відновлення – протікають на електродах?

|  |  |
| --- | --- |
| Анод: |  |
| Катод: |  |

1. Скласти хімічну схему (умовний скорочений запис) гальванічного елемента Даніеля-Якобі.

|  |
| --- |
|  |

1. Написати електронні рівняння електродних процесів і сумарне рівняння хімічної реакції, внаслідок якої виникає електричний струм.

|  |  |
| --- | --- |
| Анодний процес: |  |
| Катодний процес: |  |
|  |  |

1. Визначити напрямок переміщення електронів у зовнішньому ланцюгу і напрямок переміщення йонів у розчинах.

|  |
| --- |
|  |
|  |

4.Обчислити теоретичні значення анодного і катодного потенціалів, використовуючи рівняння Нернста:

)

де ***φ*о** – стандартний електродний потенціал (***φ***оZn2+/Zn= – 0,76 B, ***φ***oCu2+/Cu= + 0,34 B); n – заряд йона. Концентрації електролітів вважати такими: [Zn2+] = [Cu2+] = 1моль/л.

Анодний електродний потенціал:

|  |
| --- |
|  |
|  |

Катодний електродний потенціал:

|  |
| --- |
|  |
|  |

5. Записати експериментально одержане значення електрорушійної сили (ЕРС) гальванічного елемента.

|  |  |
| --- | --- |
| ЕРСексп. = |  |

6.Розрахувати теоретичне значення ЕРС (як різницю електродних потенціалів катоду і аноду) і порівняти його з експериментально одержаною величиною, обчисливши відносну погрішність **у**.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

7.В висновках зазначити: а) за рахунок чого в гальванічному елементі виникає електричний струм; б) чинники, що впливають на величину реального електродного потенціалу металу; в) причини, які зумовлюють різницю між теоретичним і експериментальним значеннями ЕРС.

***Висновок***

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

**Методичні вказівки «Журнал для лабораторних робіт з хімії» для студентів заочного відділення освітнього рівня «Бакалавр» технічних спеціальностей.**

Розробник: к. т. н., доц.. Скиба Г.В.

Редакційно-видавничий відділ

Житомирського державного технологічного університету

|  |
| --- |
| Підписано до друку . Формат 60×84 1/16.  Гарнітура Times New Roman. Папір офсетний. Ум. друк. арк.  Зам. № .Наклад \_\_прим. |

Житомиський державний технологічний університет

10005, м. Житомир, вул. Чуднівська, 103