

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Державний університет «Житомирська політехніка»
Кафедра наук про Землю

ЖУРНАЛ

для лабораторних робіт

з хімії

студента I курсу
факультету _____

заочного відділення

групи _____

ПРИЗВИЩЕ, Ім'я

*ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1***ТЕМА: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ****ДОСЛІД 1. Реакція диспропорціювання натрій сульфїту*****Виконання роботи***

1. У дві сухі пробїрки помістити по 2 – 3 кристаликів натрій сульфїту (Na_2SO_3). Одну з них залишити у штативї як контрольну, а другу нагрївати у витяжній шафї протягом 7 – 10 хвилин.

2. Після охолодження вміст кожної пробїрки розчинити, доливши по 0,5 мл дистильованої води при розмішуванні скляною паличкою.

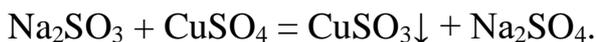
3. В обидві пробїрки додати по 2 – 3 краплини розчину купрум (II) сульфату (CuSO_4) і зафіксувати забарвлення осадів, що випадають.

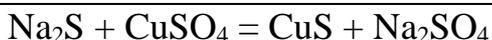
Запис даних дослїду

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



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





3. Відмітити і пояснити спостереження за зміною забарвлення осадів:



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

Висновок

ДОСЛІД 2. Розкладання амоній дихромату

Виконання роботи

У пробірку помістити декілька мікрошпателів амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагрівати нижню частину пробірки протягом 0,5 хвилин. Спостерігати появу зелених пластівців хром(III) оксиду і виділення вільного азоту разом з парами води.

Запис даних дослідів

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



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 (KMnO_4).

2. Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 2 – 3 краплини сульфатної кислоти (H_2SO_4) ($\text{pH} < 7$), у другу – таку ж кількість дистильованої води H_2O ($\text{pH} = 7$), а у третю – стільки ж розчину калій гідроксиду (KOH) ($\text{pH} > 7$).

3. В усі три пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателі кристалічного калій нітриту KNO_2 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 реакції диспропорціонування одержаної речовини.

Запис даних дослідю

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 дослідю окиснюється до калій нітрату, а по-друге, що сполукам мангану залежно від його ступеня окиснення притаманні різні забарвлення:

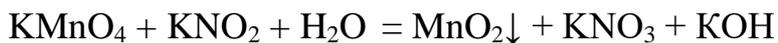
- перманганат-аніон MnO_4^- у розведених розчинах має рожевий колір, а з підвищенням концентрації може змінюватися до фіолетового;
- манганат-аніон MnO_4^{2-} має яскраво зелене забарвлення;
- оксид MnO_2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

2. Визначити ступені окиснення елементів в реакціях відновлення KMnO_4 , скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

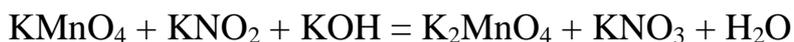
- У кислому середовищі (pH < 7):



- У нейтральному середовищі (pH = 7):



- У лужному середовищі (pH > 7):



3. У рівнянні реакції диспропорціювання K_2MnO_4 визначити ступені окиснення елементів, скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.



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

Висновок

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ТЕМА: ХІМІЧНА РІВНОВАГА

ДОСЛІД 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Виконання роботи

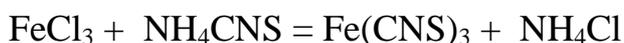
1. У чистій пробірці змішати по 1,5 – 2,0 мл 0,0025н розчинів FeCl₃ та NH₄CNS, а потім приблизно розділити вміст пробірки на чотири частини.

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 досліджу

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



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 FeCl_3 і
напрямок зміщення хімічної рівноваги:

в) змінення забарвлення при додаванні насиченого розчину NH_4CNS і
напрямок зміщення хімічної рівноваги:

д) змінення забарвлення при додаванні кристалів NH_4Cl і напрямком
зміщення хімічної рівноваги:

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

Висновок

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

ТЕМА: КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

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

Виконання роботи

1. Для одержання комплексних сполук у чисту пробірку влити 15 – 16 краплин розчину CuSO_4 і додати 1 – 3 краплини 25%-ного розчину амоніаку – до утворення осаду купрум (II) гідроксосульфату – $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Зафіксувати його забарвлення, а потім і наступне змінення кольору при подальшому додаванні NH_4OH до повного розчинення осаду внаслідок утворення суміші добре розчинних тетраамінокупрум (II) 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 BaCl_2 , а у другу занурити декілька гранул олова.

Запис даних досліду

1. Вказати появу або змінення забарвлення у кожній пробірці.

а) колір вихідного розчину CuSO_4 :

б) забарвлення осаду $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, що випадає при додаванні перших порцій NH_4OH до розчину CuSO_4 :

в) забарвлення розчину, що утворюється внаслідок розчинення осаду $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ при додаванні надлишку NH_4OH :

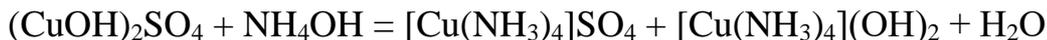
2. Розставити коефіцієнти в рівняннях всіх проведених реакцій. *Для реакцій обміну скласти іонно-молекулярні рівняння.*

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

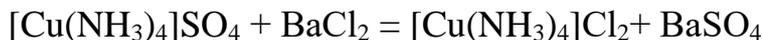


г) розчинення осаду купрум (II) гідроксосульфату при додаванні до

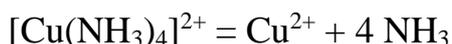
нього надлишку амоній гідроксиду:



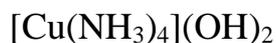
в) якісних реакцій, проведених з комплексними сполуками:



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 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, і записати вираз константи нестійкості, який для комплексу тетраамінокупрум (II) дорівнює $2,1 \cdot 10^{-13}$:



3. Навести назви комплексних сполук:



4. Для комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 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

ТЕМА: ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

ДОСЛІД 1. Мідно-цинковий гальванічний елемент

Виконання досліду

1. Одну склянку заповнити $1M$ розчином $ZnSO_4$, а другу – $1M$ розчином $CuSO_4$.
2. Сполучити склянки, як показано на рис. 1 за допомогою електролітного містка 3, що містить насичений розчин KCl у суміші із агар-агаром.
3. Занурити у розчин $ZnSO_4$, цинкову пластинку, а у розчин $CuSO_4$ – мідну; з'єднати обидві пластинки металевою дротинкою з гальванометром 4.
4. Спостерігати відхилення стрілки, що вказує на виникнення електричного струму внаслідок протікання електрохімічних процесів, зафіксувати показання гальванометра.

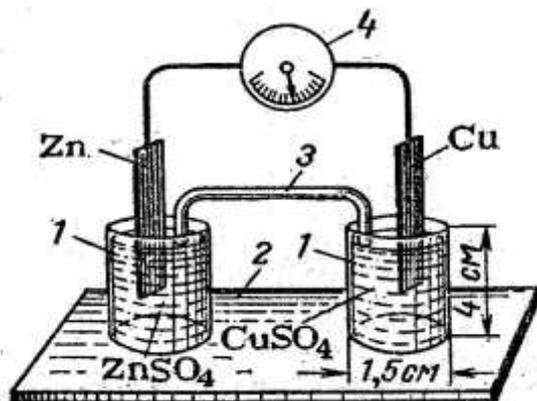


Рис. 2 Гальванічний елемент: 1 – склянки з розчинами солей;
2 – підставка; 3 – електролітний місток; 4 – гальванометр.

Запис даних досліду

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

$$\varphi^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 \text{ В}, \quad \varphi^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34 \text{ В}$$

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

Анод: _____

Катод: _____

3. Скласти хімічну схему (умовний скорочений запис) гальванічного

елемента Даніеля-Якобі.

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

Анодний процес: _____

Катодний процес: _____

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

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

$$\varphi_{Me/Me^{n+}} = \varphi_0 + \frac{0.059}{n} \lg(Me^{n+})$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал ($\varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В, $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В); n – заряд йона. Концентрації електролітів вважати такими: $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1$ моль/л.

Анодний електродний потенціал:

Катодний електродний потенціал:

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

ЕРС_{експ.} = _____

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

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
