

Сумський державний університет
Кафедра загальної хімії

ЖУРНАЛ
для лабораторних робіт
з *хімії*

студента I курсу
заочного факультету
групи _____

Суми – 2014

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

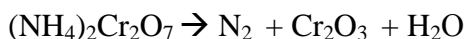
ДОСЛІД 1 Розкладання амоній дихромату

Виконання роботи

У пробірку примістити 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 дослід

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 ОВР та чому належить дана реакція:

Висновок

ДОСЛІД 2 Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

Виконання роботи

- У три пробірки внести по 3-4 краплини розчину калій перманганату KMnO_4 .
- 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 ($\text{pH} > 7$).
- В усі три пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателі кристалічного калій нітриту KNO_2 і перемішати до повного розчинення кристалів.
- 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 дослід

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

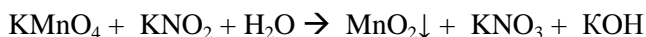
- перманганат-аніон MnO_4^- у розведених розчинах має рожевий колір, а з підвищенням концентрації може змінюватися до фіолетового;
- манганат-аніон MnO_4^{2-} має яскраво зелене забарвлення;
- оксид MnO_2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

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

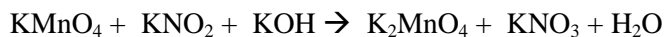
- У кислому середовищі ($\text{pH} < 7$):



- У нейтральному середовищі ($\text{pH} = 7$):



- У лужному середовищі (pH > 7):



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

Висновок _____

ДОСЛІД 3 Реакції диспропорціонування

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



Зробити висновок з обґрунтуванням, чому процес належить до реакцій диспропорціонування:

Висновок

ДОСЛІД 4 Відновлення калій дихромату етиловим спиртом

Виконання роботи

1. Внести в пробірку 5-6 краплин розчину калій дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; долити туди 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 густиною 1,84г/мл.
2. Додати 4-5 краплин етилового спирту $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ і спостерігати появу специфічного запаху та змінення забарвлення розчину.

Запис даних досліду

1. У рівнянні реакції відновлення калій дихромату етиловим спиртом до оцтового альдегіду CH_3CHO визначити ступені окиснення елементів, скласти рівняння електронного балансу, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.



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

б) поява запаху (якого саме?)

3. Зробити висновок про відновні властивості деяких органічних сполук.

Висновок _____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

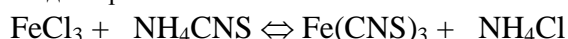
ДОСЛІД 1 Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Виконання роботи

1. У чистій пробірці змішати по 1,5-2,0мл 0,0025н розчинів FeCl_3 та NH_4CNS , 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 FeCl_3 , у другу – 1 краплину насиченого розчину NH_4CNS , а в третю – декілька кристаликів NH_4Cl .
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 дослідженої 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 напрямом зміщення хімічної рівноваги

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

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

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

Висновок

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

ДОСЛІД 1 Одержання та дослідження комплексного купрум (+2) аміакату

Виконання роботи

- 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 основного купрум (+2) сульфату $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Зафіксувати його забарвлення, а потім і наступне змінення кольору при подальшому додаванні NH_4OH до повного розчинення осаду внаслідок утворення суміші добре розчинних тетраамінкупрум (+2) сульфату і гідроксиду.
- 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 досліді

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

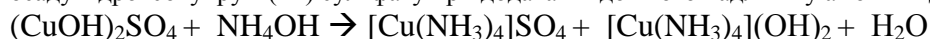
в) забарвлення розчину, що утворюється внаслідок розчинення осаду $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ при додаванні надлишку NH_4OH

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

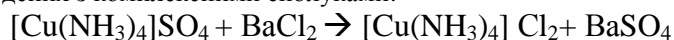
а) утворення осаду гідроксокупрум (+2) сульфату при додаванні до купрум (+2) сульфату однієї краплини амоній гідроксиду:



г) розчинення осаду гідроксокупрум (+2) сульфату при додаванні до нього надлишку амоній гідроксиду:

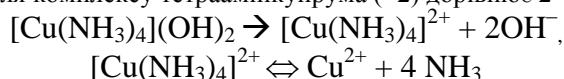


в) якісних реакцій, проведених з комплексними сполуками:



$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{Sn} \rightarrow$ _____

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 тетраамінкупрума (+2) дорівнює $2 \cdot 10^{-13}$:



3. Навести назви комплексних сполук

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ _____

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ _____

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

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

ДОСЛІД 1 Мідно-цинковий гальванічний елемент

Виконання досліду

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

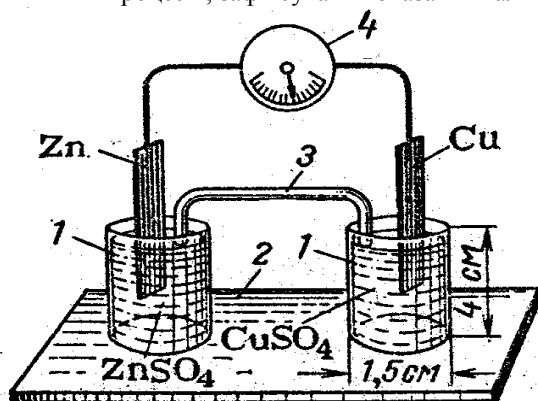


Рисунок 2 – Гальванічний елемент:
1 – склянки з розчинами солей;
2 – підстава;
3 – електролітний місток;
4 – гальванометр.

Запис даних досліду

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

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

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:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{2,3 RT}{n F} \lg [Me^{n+}],$$

де φ° – стандартний електродний потенціал ($\varphi^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$, $\varphi^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$); F – стала Фарадея ($F=965000 \text{ Кл/моль}$) T – температура (для розрахунків взяти $T = 273K$). Концентрації електролітів вважати такими: $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$.

Анодний електродний потенціал:

Катодний електродний потенціал:

5. Записати експериментально одержане значення ЕРС гальванічного елемента.

$$E_{\text{експ}} =$$

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

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 _____
