Національний університет
водного господарства
та природокористування

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та природокористування

Кафедра хімії та фізики

05-06-11

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

для виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни **„ХІМІЯ”** для студентів за напрямом підготовки 6.050301 «Гірництво» (професійне спрямування „Розробка родовищ та видобування корисних копалин”) денної та заочної форм навчання

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Рекомендовано
методичною комісією
за напрямом підготовки
6.050301 „Гірництво»,
протокол №__ від __.__.2013 р.

Рівне – 2013

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Методичні вказівки для виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни „Хімія” для студентів за напрямом підготовки 6.050301 «Гірництво» (професійне спрямування „Розробка родовищ та видобування корисних копалин”) денної та заочної форм навчання/ Н.М.Буденкова, Н.М.Корчик, Г.І.Назарук, О.І.Мисіна - Рівне: НУВГП, 2013. – 52с.

Упорядники: Н.М.Буденкова, доцент кафедри хімії та фізики;
Н.М.Корчик, доцент кафедри хімії та фізики;
Г.І.Назарук, ст.викладач кафедри хімії та фізики;
О.І.Мисіна, ст.викладач кафедри хімії та фізики

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Відповідальний за випуск: М.В.Яцков, канд.техн.наук,
завідувач кафедри хімії та фізики

© Н.М.Буденкова,
Н.М.Корчик,
Г.І.Назарук,
О.І.Мисіна, 2013
© НУВГП, 2013

Національний університет
водного господарства
та природокористування

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА.....4

Лабораторна робота №1. Класи неорганічних сполук. Оксиди. Гідроксиди.....5

Лабораторна робота №2. Класи неорганічних сполук. Кислоти. Солі.....10

Лабораторна робота №3. Визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом.....16

Лабораторна робота №4. Приготування розчину хлоридної кислоти та визначення її концентрації титруванням 22

Лабораторна робота №5. Реакції в розчинах електролітів.....28

Лабораторна робота №6. Йонний добуток води. Водневий показник (*pH*) розчинів.....30

Лабораторна робота №7. Гідроліз солей.....32

Лабораторна робота №8. Колоїдні розчини.....35

Лабораторна робота №9. Окисно-відновні реакції.....38

Лабораторна робота №10. Електрохімічний ряд напруг металів. Гальванічні елементи.....42

Лабораторна робота №11. Корозія металів і методи захисту від корозії.....45

Лабораторна робота №12. Комплексні сполуки.....48

ЛІТЕРАТУРА.....51

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Національний університет
водного господарства
та природокористування

ПЕРЕДМОВА

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає реформування школи шляхом впровадження кредитно-трансферної системи організації навчального процесу. Така система включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни „Хімія" максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів, охоплюють основні розділи хімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ОКСИДИ. ГІДРОКСИДИ

Теоретична частина

Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні.** Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** (*N_2O, NO, CO, SiO*).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними.** За хімічними властивостями вони поділяються на **основні, кислотні** та **амфотерні.**

Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних (*Li, Na, K, Rb, Cs*), лужноземельних (*Ca, Sr, Ba, Ra*), Магнію, Лантану, а також перехідних металів (*Mn, Cr, Ni, Fe, Cu*) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:

$$K_2O + SO_3 = K_2SO_4,$$

$$BaO + CO_2 = BaCO_3,$$

$$MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O,$$

$$CrO + 2HCl = CrCl_2 + H_2O.$$

Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):

$$K_2O + H_2O = 2KOH.$$

Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (*CO_2, B_2O_3, N_2O_5, P_2O_5, SO_3, SO_2, N_2O_3*), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення (*CrO_3, MnO_3, Mn_2O_7*). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей:

$$P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2,$$

$$N_2O_5 + 2KOH = 2KNO_3 + H_2O,$$

$$CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O,$$

Національний університет
водного господарства
та природокористування

$$Mn_2O_7 + Na_2O = 2NaMnO_4.$$

Майже всі кислотні оксиди, окрім SiO_2 і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3 \text{ - сульфітна кислота,}$$

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3 \text{ - нітратна кислота,}$$

$$Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4 \text{ - манганатна(VII) кислота,}$$

$$MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4 \text{ - манганатна(VI) кислота.}$$

Ангідридами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегідратації (відбирання води) від відповідних оксигеновмісних кислот:

$$2HNO_3 = N_2O_5 + H_2O \text{ - нітратний ангідрид,}$$

$$H_2SO_4 = H_2O + SO_3 \text{ - сульфатний ангідрид.}$$

Амфотерними оксидами називають оксиди, які мають слабко виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних підгруп (BeO, Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехідних металів у проміжному ступені окиснення (ZnO, Cr_2O_3, MnO_2, SnO_2, Fe_2O_3, TiO_2).

У перехідних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хімічний характер оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного:

$$\overset{+2}{Cr}O \rightarrow \overset{+3}{Cr}_2O_3 \rightarrow \overset{+6}{Cr}O_3.$$

основний амфотерний кислотний

Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабко виражені основні властивості, з утворенням солей:

$$Cr_2O_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O,$$

$$Al_2O_3 + 3SiO_2 \underline{\underline{\text{ сплавлення }}} Al_2(SiO_3)_3.$$

Проявляючи слабко виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:

Національний університет
водного господарства
та природокористування

$$ZnO + Na_2O \overset{t}{=} Na_2ZnO_2,$$

натрій цинкат

$$Al_2O_3 + 2NaOH \overset{t}{=} 2NaAlO_2 + H_2O,$$

натрій метаалюмінат

$$Al_2O_3 + 6NaOH \overset{t}{=} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O,$$

натрій ортоалюмінат

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \overset{t}{=} 2NaAlO_2 + CO_2 \uparrow.$$

Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:

$NaAlO_2 + 2H_2O = Na[Al(OH)_4]$ **-** натрій тетрагідроксоалюмінат,

$Na_3AlO_3 + 3H_2O = Na_3[Al(OH)_6]$ **-** натрій гексагідроксоалюмінат.

При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4],$$

$$Al_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6].$$

Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони OH^-.

Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O,$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямої гідратації основних оксидів:

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O,$$

$$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl.$$

Амфотерні гідроксиди – це продукти непрямої гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поводять себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O,$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{t>>100^0\,C} \underset{\text{натрій цинкат}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O,$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH\,(концентрований\ \ розчин) \rightarrow \underset{\substack{\text{натрій}\\ \text{тетрагідроксоцинкат}}}{Na_2[Zn(OH)_4]}$$

Експериментальна частина

І. Добування та властивості основних оксидів

1. Добування купрум(II) оксиду.

У пробірку з 5-6 мл розчину купрум(II) сульфату додати 5-6 мл розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та відповідне рівняння реакції. Потім пробірку обережно нагріти до кипіння доти, доки не зміниться колір осаду. Записати спостереження та рівняння реакції, зробити висновок про метод добування купрум(II) оксиду.

2. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

ІІ. Добування і властивості кислотних оксидів

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають

Національний університет водного господарства та природокористування

газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон(IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель лакмусу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
CuO				
CaO				
CO_2				
ZnO				

IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(II) хлориду (нікол(II) хлориду). В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин лугу до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Контрольні запитання

1. Написати формули ангідридів, що відповідають вказаним кислотам: H_2SO_4, H_2CrO_4, HNO_3, $H_4P_2O_7$, $HMnO_4$, H_3BO_3, H_2CrO_4. Написати рівняння реакцій, що підтверджують кислотний характер цих ангідридів.

2. Написати формули оксидів, що відповідають вказаним гідроксидам: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Mg(OH)_2$. Написати рівняння реакцій, що підтверджують основний характер цих ангідридів.

3. Напишіть рівняння реакцій, що підтверджують амфотерний характер Cr_2O_3 та $Sn(OH)_4$.

4. Які з перелічених речовин реагують з гідроксидом калію: HNO_3, CaO, CO_2, $CuSO_4$, P_2O_5, Mn_2O_7, $Ba(OH)_2$, Al_2O_3, N_2O. Скласти відповідні рівняння реакцій.

5. Закінчити можливі рівняння реакцій:

а) $SiO_2 + H_2O \rightarrow$

б) $ZnO + Na_2O \rightarrow$

в) $SO_2 + CrO_3 \rightarrow$

г) $FeO + CaO \rightarrow$

д) $SO_2 + H_2O \rightarrow$

е) $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

є) $KOH + Al(OH)_3 \rightarrow$

ж) $Mn_2O_7 + LiOH \rightarrow$.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КИСЛОТИ. СОЛІ

Теоретична частина

Кислотами називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків.

Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном: H_2S, H_2Se, HCl, HBr, HF, HI, а також HCN, $HCNS$. **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот): H_2SO_3 – продукт гідратації SO_2, $H_2SO_4 – SO_3$, $H_2CrO_4 – CrO_3$, $HNO_3 – N_2O_5$, $H_3PO_4 – P_2O_5$.

Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації

ангідридів називають мета-кислотами, а максимальної – орто-кислотами:

$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ - метафосфатна кислота;

$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$ - дифосфатна кислота;

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ - ортофосфатна кислота.

Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні (*HCl, HBr, HF, HI, HNO_3)*, двоосновні (*H_2SO_4, H_2SiO_3*), триосновні (*H_3PO_4, H_3AsO_4*).

Кислотними залишками називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відірвалися:

$HCl \xrightarrow{-H^+} Cl^-$ - хлорид-аніон;

$H_2SO_3 \xrightarrow{-H^+} \underset{\text{гідрогенсульфіт-аніон}}{HSO_3^-} \xrightarrow{-H^+} \underset{\text{сульфіт-аніон}}{SO_3^{2-}}$;

$H_3PO_4 \xrightarrow{-H^+} \underset{\text{дигідрогенфосфат-аніон}}{H_2PO_4^-} \xrightarrow{-H^+} \underset{\text{гідрогенфосфат-аніон}}{HPO_4^{2-}} \xrightarrow{-H^+} \underset{\text{фосфат-аніон}}{PO_4^{3-}}$;

Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів Гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь окиснення та відповідного суфікса. Якщо оксигеновмісна кислота містить елемент у найвищому ступені окиснення, то його можна не вказувати.

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3; \qquad SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:

Національний університет
водного господарства
та природокористування

$$2KOH + SiO_2 = K_2SiO_3 + H_2O;$$

$$K_2SiO_3 + H_2SO_4 = H_2SiO_3 \downarrow + K_2SO_4.$$

силікатна кислота

Таблиця 1

Систематичні назви кислот та кислотних залишків

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	Нітрат
HNO_2	Нітратна(III), нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфатна(IV), сульфітна	SO_3^{2-}	Сульфіт
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фостфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації:**

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O;$$

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O.$$

Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O;$$

калій сульфат

Національний університет
водного господарства
та природокористування

$$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O.$$

амоній хлорид

Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні. Солі, які у водному розчині дисоціюють на два основних і один кислотний залишки, називають **подвійними:**

$$KMgCl_3 \rightarrow K^+ + Mg^{2+} + 3Cl^-;$$

калій магній хлорид

$$KAl(SO_4)_2 \rightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}.$$

алюміній калій сульфат

В назвах подвійних солей катіони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водному розчині дисоціюють на два кислотних і один основний залишки, називають **змішаними:**

$$CaOCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + Cl^- + ClO^-.$$

кальцій гіпохлорид-хлорид

В назвах змішаних солей аніони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водних розчинах дисоціюють на комплексні йони, називають **комплексними:**

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

калій гексаціонаферат(II)

Кислі солі - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:

$$KOH + H_2SO_4 = KHSO_4 + H_2O;$$

калій гідрогенсульфат

$$KOH + H_3PO_4 = KH_2PO_4 + H_2O.$$

калій дигідрогенфосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

$$KHSO_4 + KOH = K_2SO_4 + H_2O.$$

Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:

$$FeSO_4 + H_2SO_4 = Fe(HSO_4)_2.$$

ферум(II) гідрогенсульфат

Основні солі – продукти часткової нейтралізації багатокислотних основ кислотами:

Національний університет
водного господарства
та природокористування

$$Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O,$$

алюміній дигідроксид хлорид

$$Al(OH)_3 + 2HCl = AlOHCl_2 + 2H_2O.$$

алюміній гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

$$AlCl_3 + NaOH = AlOHCl_2 + NaCl;$$

$$2CaSO_4 + 2KOH = (CaOH)_2SO_4 + K_2SO_4.$$

кальцій гідроксид сульфат

При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:

$$AlOHCl_2 + HCl = AlCl_3 + H_2O,$$

а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:

$$AlOHCl_2 + NaOH = Al(OH)_3 + H_2O.$$

При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:

$$Fe(HSO_4)_2 + (FeOH)_2SO_4 = 3FeSO_4 + 2H_2O.$$

ферум(II) гідрогенсульфат — ферум(II) гідроксид сульфат

Експериментальна частина

I. Добування середніх солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати відповідне рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

II. Добування та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплинами фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислу. Скільки кислих солей можна одержати?

Національний університет водного господарства та природокористування

2. Налити ¼ пробірки вапняної води (розчин $Ca(OH)_2$) і пропускати вуглекислий газ з апарата Кіппа до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

До утвореного розчину долити вапняної води. Записати спостереження та рівняння реакції.

III. Добування та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(П) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

Контрольні завдання

1. Складіть формули таких речовин: калій фосфат, магній гідрогенсульфат, ферум(II) гідроксид сульфід, кальцій ацетат, алюміній дигідрогенфосфат, хром(III) дигідроксид сульфіт, натрій силікат, варій нітрит, купрум(II) гідрогенкарбонат, ферум(III) сульфат.

2. Складіть формули всіх можливих солей (середніх, кислих, основних), які утворюються при взаємодії: а) ферум(III) гідроксиду та сульфатної кислоти; б) кальцій гідроксиду та фосфатної кислоти.

3. Складіть рівняння реакцій між кислотами і основами, в результаті яких утворюються такі солі: натрій нітрат, натрій гідрогенсульфат, натрій дигідрогенфосфат, калій сульфід, ферум(III) сульфат.

4. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Національний університет водного господарства та природокористування

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3.$$

Назвіть утворені солі.

5. Яка сіль утворюється при взаємодії 1 моль цинк гідроксиду та 2 моль фосфатної кислоти. Написати відповідне рівняння реакції.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3
ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ ОБ'ЄМНИМ МЕТОДОМ

Теоретична частина

Еквівалентом речовини (*E*) – називається така частка формульної одиниці *ФО* речовини, яка рівноцінна одному йону гідрогену в кислотно-основних або йонообмінних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях:

$$E = \frac{ФО}{Z}$$

де Z – еквівалентне число.

Під формульною одиницею розуміють або реальні структурні одиниці речовин, здатні існувати самостійно (атоми, молекули, йони), або групи атомів, що входять до складу хімічних формул атомних чи йонних кристалів. Значення Z визначається за рівнянням хімічних реакцій, в якій приймає участь дана речовина:

1. Еквівалентне число Z чисельно дорівнює валентності елементу для простих речовин.

Розрахунок еквівалентів Феруму в реакціях:

а) $Fe + H_2SO_{4\,(РОЗЧ.)} = FeSO_4 + H_2;$

$Fe - 2e = Fe^{+2}$, еквівалентне число становить Z=2.

б) $2Fe + 6H_2SO_{4\,(КОНЦ.)} = Fe_2(SO_4)_3 + 3\,SO_2 + 6H_2O.$

$Fe - 3e = Fe^{+3}$, еквівалентне число становить Z=3.

2. Для кислот еквівалентне число визначається основністю кислоти (кількістю йонів гідрогену, що заміщені на йони металу):

а) $H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O, \quad Z(H_3PO_4) = 1$

б) $H_3PO_4 + 2\,NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O, \quad Z(H_3PO_4) = 2$

в) $H_3PO_4 + 3\,NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O, \quad Z(H_3PO_4) = 3$

Національний університет водного господарства та природокористування

3. Для основ еквівалентне число визначається кислотністю основи (кількістю гідроксогруп заміщених аніонами кислоти):

а) $Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O, \quad Z(Al(OH)_3) = 1$

б) $Al(OH)_3 + 2HCl = Al(OH)Cl_2 + 2H_2O, \quad Z(Al(OH)_3) = 2$

в) $Al(OH)_3 + 3HCl = Al(OH)_3 + 3H_2O, \quad Z(Al(OH)_3) = 3$

4. Для солей та амфотерних оксидів еквівалентне число визначається добутком заряду катіону або аніону (за модулем) n на кількість катіонів (або аніонів) m: $Z = n \cdot m$

а) $NaCl$, $Z = 1 \cdot 1 = 1$;

б) Na_2SO_4, $Z = 1 \cdot 2 = 2$;

в) $Al_2(SO_4)_3$, $Z = 3 \cdot 2 = 6$.

5. Визначення еквівалентного числа речовини окисника та речовини відновника у окисно-відновних реакціях.

Еквівалентне число окисника та відновника у окисно-відновних реакціях визначається кількістю прийнятих чи відданих електронів.

$$3\,H_2S + K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3\,S + K_2SO_4 + 7\,H_2O$$

відновник: $H_2S - 2\bar{e} = S + 2H^+$, $Z = 2$;

окисник: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2Cr^{3+} + 7H_2O$,

За аналогією до молярної маси речовини вводиться поняття **молярної маси еквівалентів речовини ($M_{екв}(X)$) –** маса одного моль еквівалентів речовини (г/моль-екв):

$$M_E(X) = \frac{M(X)}{Z}.$$

Для визначення молярних мас еквівалентів оксидів, основ, кислот і солей використовують формули:

$$M_{E(ОКСИДУ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(ОКСИГЕНУ)};$$

$$M_{E(ОСНОВИ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(OH^-)};$$

$$M_{E(КИСЛОТИ)} = M_{E(ГІДРОГЕНУ)} + M_{E(КИСЛОТНОГОЗАЛИШКУ)};$$

$$M_{ЕКВ.(СОЛІ)} = M_{ЕКВ.(КАТІОНУ)} + M_{ЕКВ.(АНІОНУ)}.$$

Молярний об'єм еквівалентів ($V_E(X)$) – об'єм одного моля газоподібної речовини (л/моль-екв).

Для простих двоатомних газів: $V_E(X) = \frac{Vм}{2 \cdot Z}$.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Для складних газоподібних речовин: $V_E(X) = V_M \frac{M_E(X)}{M(X)}$.

Німецькі хіміки Венцель та Ріхтер встановили (1793 р.), що **речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях:**

$$n_E(X_1) = n_E(X_2), \qquad \text{або} \qquad \frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{m(X_2)}{M_E(X_2)}.$$

Якщо одним з учасників реакції є газоподібна речовина, закон еквівалентів можна записати у вигляді:

$$\frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{V(X_2)}{V_E(X_2)}.$$

Кількість речовини еквівалента $n_E(X) = Z \cdot n(X)$.

Експериментально еквівалент елементу можна визначити хімічним шляхом – визначенням кількості приєднаного або заміщеного елементом Гідрогену, Оксигену або іншого елементу, еквівалент якого відомий, або електрохімічним шляхом на основі закону Фарадея, згідно якого при проходженні 1Ф електроенергії через розчин електроліту на електродах утворюється один еквівалент речовини.

В даній лабораторній роботі використовується найбільш простий спосіб визначення еквівалента металу, що базується на вимірюванні об'єму водню під час реакції його витіснення з розчину сульфатної кислоти:

$$Me + H_2SO_4 = MeSO_4 + H_2.$$

Згідно закону еквівалентів, один еквівалент металу витісняє один еквівалент водню, молярна маса еквівалентів якого становить 1 г/моль-екв.

Експериментальна частина

Визначення молярної маси еквівалентів металу виконується за допомогою приладу, який зображено на рисунку 1. Прилад складається зі штативу (1), на якому закріплені бюретки (2) і (3), з'єднані шлангом (4). Бюретки мають поперечний переріз, рівний 1 см^3, та градуйовані поділки з точністю до 0,2 см^3, нульова поділка знаходиться у верхній частині бюретки. До бюретки (3), за допомогою резинового шлангу приєднана пробірка (5) з газовідвідною трубкою (6). Бюретки заповнені водою, пробірка (5)

Національний університет
водного господарства
та природокористування

– концентрованою сульфатною кислотою. У газовідвідній трубці розміщують шматочок металу з відомою масою, переводять пробірку з положення (7) в положення (6), тоді метал потрапляє в кислоту. При взаємодії металу з кислотою в пробірці (5) виділяється водень, який надходить до бюретки (3) та витісняє з неї воду до бюретки (2). Вимірювання проводяться за однакових положень рівнів води в обох бюретках, що означає однаковий тиск.

Перед початком досліду бюретки повинні заходитись в такому положенні одна відносно одної, щоб рівні води в них були на середині шкали відліку.

Відвідну трубку (6) та корок, що її закриває, перед початком досліду насухо витирають фільтрувальним папером, потім до неї кладуть шматочок металу з відомою масою *m(Me)*.

Трубку щільно закривають корком. Перевіряють прилад на герметичність. Для цього повільно піднімають чи опускають бюретку (2), спостерігаючи за коливаннями рівня води в бюретці (3). Якщо прилад не герметичний, рівень води в обох бюретках буде вирівнюватись.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

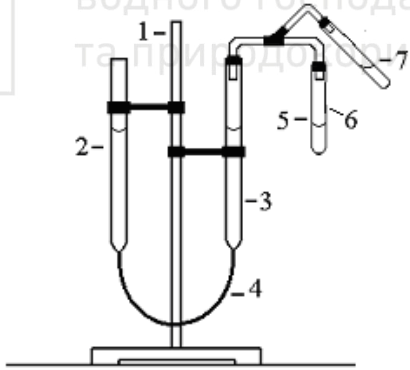

Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом

Після перевірки приладу на герметичність урівнюють рівні води в обох бюретках та фіксують положення рівня води в бюретці (3) по нижньому меніску, записують в зошит V_1 з точністю до 0,1мл. Тоді, обережно скидають метал в кислоту, переводячи пробірку (5) з положення (7) в положення (6). По закінченню процесу розчинення металу в кислоті вирівнюють положення рівнів води в обох

Національний університет водного господарства та природокористування

бюретках і визначають положення рівня в бюретці (3) V_2 з тією ж точністю.

Об'єм водню, що виділився в реакції: $Me + H_2SO_4 = MeSO_4 + H_2$ дорівнює різниці рівнів води в бюретці (3) до та після проведення досліду $V(H_2)$, виміряного за атмосферних умов проведення досліду (P, T). Результати вимірювання занести у таблицю 2.

Таблиця 2

Маса наважки металу, г $m(Me)$	Рівні води в бюретці, см		Об'єм водню, $см^3$ $V(H_2) = V_2 - V_1$	Умови проведення досліду	
	до досліду V_1	після досліду V_2		тиск, P, Па	температура, t^0C

Національний університет водного господарства та природокористування

Розрахунки

1. Виміряний об'єм водню за атмосферних умов проведення досліду (P, T) перераховуємо на нормальні умови за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$\frac{P \cdot V(H_2)}{T} = \frac{P_O \cdot V_O(H_2)}{T_O},$$

де – P_O, V_O, T_O тиск, об'єм та температура за нормальних умов, а P, V, T -тиск, об'єм та температура за умов проведення досліду.

Тиск P газів в бюретці (3) у відповідності до закону Дальтона дорівнює сумі парціальних тисків повітря $P_{ПОВ.}$, водню $P(H_2)$ та насиченої водяної пари $P_{ПАРИ}$: $P = P_{ПОВ} + P(H_2) + P_{ПАРИ}$.

За однакових положень рівнів води в бюретках тиск $P_{АТМ.} = P_{ПОВ.} + P(H_2)$ в бюретці (3) буде меншим від атмосферного на величину тиску насиченої водяної, яка залежить тільки від температури (таблиця 3):

$$P = P_{АТМ.} - P_{ПАРИ}.$$

Тоді, об'єм водню зведений до нормальних умов становить :

$$V_O(H_2) = V(H_2) \cdot \frac{P \cdot T_O}{P_O T}.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

2. Виходячи з математичного виразу закону еквівалентів:

$$\frac{m(Me)}{M_E(Me)} = \frac{V_O(H_2)}{V_E(H_2)},$$

визначаємо молярну масу еквівалентів металу M_E:

$$M_E(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_E(H_2)}{V_O(H_2)}$$

враховуючи те, що за нормальних умов водень займає еквівалентний об'єм, рівний:

$$V_E(H_2) = \frac{Vм}{2 \cdot Z} = 11{,}2 \text{ л/моль-екв},$$

а використана в досліді маса металу *m(Me)* витісняє з кислоти, об'єм водню $V_O(H_2)$, зведений до нормальних умов.

Таблиця 3

Залежність тиску насиченої парціальної пари від температури

t, ^{0}C	Па	мм рт.ст.	t,^{0}C	Па	мм рт.ст.
			20	2337,8	17,53
10	1227,9	9,21	21	2486,4	18,65
11	1306,6	9,8	22	2643,7	19,83
12	1399,9	10,5	23	2809,0	21,07
13	1493,2	11,2	24	2983,7	22,38
14	1599,9	12	25	3167,2	23,76
15	1705,1	12,79	26	3361,0	25,21
16	1817,1	13,63	27	3564,9	26,74
17	1947,1	14,53	28	3779,6	28,35
18	2063,8	15,48	29	4004,9	30,04
19	2197,1	16,48	30	4242,2	31,82

3. Після визначення молярної маси еквівалентів металу розраховуємо молярну масу металу для двох значень еквівалентного числа (валентності металу) *Z*, рівних 2 і 3 за рівнянням:

$$M(Me) = M_E(Me) \cdot Z$$

Національний університет водного господарства та природокористування

За таблицею Д.Менделєєва вибираємо метал з відповідною валентністю, для якого розходження розрахованого значення молярної маси не перевищує 1 –2 г/моль.

4. Розраховуємо відносну похибку досліду:

$$\Delta\, пох. = \frac{\left| M_{E\ ЕКСПЕР.} - M_{E\ ТЕОР.} \right|}{M_{E\ ТЕОР.}} \cdot 100\%,$$

де $M_{E\ ЕКСПЕР.}$ – молярна маса еквівалентів металу, розрахована за отриманими під час досліду даними, $M_{E\ ТЕОР.}$ – теоретично розрахована молярна маса еквівалентів металу.

Контрольні завдання

1. Визначити еквівалентне число та чинник еквівалентності для таких речовин:

а) Fe_2O_3, б) $HClO_4$, в) $NaHS$, г) $MgOHCl$, д) $Ca(OH)_2$.

2. Визначити об'єм карбон(II) оксиду, необхідний для відновлення заліза з 1 кг ферум(III) оксиду за нормальних умов.

3. Визначити молярні маси еквівалентів Купруму та Сульфуру в їх оксидах Cu_2O, CuO, SO_2, SO_3.

4. При окисненні 8,91 г металу утворилося 9,71 г його оксиду. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

5. При розчиненні 0,25 г металу в кислоті виділилося 50,4 мл (н.у.) водню. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4
ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ ТА ВИЗНАЧЕННЯ ЇЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ ТИТРУВАННЯМ

Теоретична частина

Концентрація – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Способи вираження кількісного складу розчинів

1. Масова частка речовини в розчині – ***ω(X)*** – це відношення маси розчиненої речовини *m(X)*, що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину $m_{РОЗЧ.}$

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{РОЗЧ.}} \cdot 100\% \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{РОЗЧ.}},$$

де *X* – розчинена речовина; *m(X)* – маса речовини, г; $m_{РОЗЧ.}$ – маса розчину, г.

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. *ω(X)* в % називається також відсотковою концентрацією й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

2. Молярна частка розчиненої речовини *X* у розчині — це відношення кількості речовини *X* (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях):

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)},$$

де *χ(X)*- молярна частка розчиненої речовини *X*; *n(X)* – кількість моль розчиненої речовини *X*; *n(Y)* – кількість моль розчинника *Y*; *m(X)* – маса речовини, *M(X)* – молярна маса речовини, г/моль; *m(Y)* – маса розчинника, *M(Y)* – молярна маса розчинника, г/моль.

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати молярну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

3. Молярна концентрація речовини *X* у розчині — це відношення кількості речовини *n(X)*, що міститься у розчині, до об'єму ($V_{РОЗЧ.}$) цього розчину.

Молярна концентрація речовини показує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 дм^3 розчину.

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м^3, а для практичного користування — моль/дм^3 або моль/л.

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V_{РОЗЧ.}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{РОЗЧ.}},$$

де *X* – розчинена речовина; *n(X)* – кількість речовини, моль; *m(X)* – маса речовини, *M(X)* – молярна маса речовини, г/моль; $V_{РОЗЧ.}$ – об'єм розчину, л.

Національний університет водного господарства та природокористування

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює:

1моль/дм^3 називається одномолярним розчином (1М розчин);

0,1 моль/дм^3 називається децимолярним розчином (0,1 М розчин);

0,01 моль/дм^3 називається сантимолярним (0,01 М розчин);

0,001 моль/дм^3 називається мілімолярним (0,001 М розчин).

Для розчинів і газів дозволяється також позначення молярної концентрації речовини за допомогою квадратних дужок, в яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад, $[O_2]$ = 0,01 моль/дм^3.

4. Молярна концентрація еквівалентів у розчині або нормальна концентрація (застаріла назва „еквівалентна" концентрація) — це відношення кількості моль еквівалентів ($n_E(X)$) у розчині до об'єму цього розчину ($V_{РОЗЧ.}$):

$$C_H(X) = \frac{n_E(X)}{V_{РОЗЧ.}} = \frac{m(X)}{M_E(X) \cdot V_{РОЗЧ.}},$$

де X – розчинена речовина; $n_E(X)$ – кількість речовини еквівалента, моль; $m(X)$ – маса речовини, $M_E(X)$ – молярна маса еквівалентів речовини, г/моль; $V_{РОЗЧ.}$ – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалентів є моль/м^3, а для практичного користування — моль/дм^3 або моль/л.

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалентів розчинено в 1дм^3 розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

Розчин концентрацією речовини $C_H(X)$ = 1моль/дм^3 називається однонормальним розчином речовини X, тобто розчин, що містить 1 моль-еквівалент речовини в 1дм^3;

з $C_H(X)$ = 0,1моль/дм^3 - децинормальним розчином;

з $C_H(X)$ = 0,01 моль/дм^3 — сантинормальним розчином;

з $C_H(X)$ = 0,001 моль/дм^3 — мілінормальним розчином речовини X.

Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалентів моль/дм^3 допускається скорочення н. або N.

Між молярною концентрацією речовини X у розчині і нормальною концентрацією речовини X у розчині є зв'язок:

$$C_H = Z \cdot C_M.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

Наприклад: 1 М розчин H_2SO_4 відповідає 2н. розчину H_2SO_4 (Z=2); 0,06 М розчин H_2SO_4 відповідає 0,12 н. розчину H_2SO_4 (Z=2); 0,1 н. розчин $KMnO_4$ ($KMnO_4$ = 5) відповідає 0,02 М розчину $KMnO_4$.

5. Моляльність розчиненої речовини в розчині (застаріла назва „моляльна концентрація" розчиненої речовини) – це відношення кількості речовини $n(X)$ (в молях), що міститься у розчині, до маси m розчинника Y (в кг) цього розчину:

$$C_m(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

6. Титр розчину – це маса речовини X, яка міститься в одному см^3 розчину:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_{РОЗЧ.}}.$$

Одиниці вимірювання: кг/см^3, для практичного користування г/см^3, г/мл (остання – несистемна).

Національний університет водного господарства та природокористування

Експериментальна частина

І. Проведення розрахунків

1. Приготувати розчин об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів хлоридної кислоти в розчині 0,1 моль-екв/л з заданою густиною.

2. За заданою густиною хлоридної кислоти (ρ=1,078 г/мл) визначити масову частку кислоти в розчині за табличними даними.

3. Розрахувати масу розчиненої речовини (хлоридної кислоти), яка міститься в розчині об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів розчиненої речовини 0,1 моль-екв/л за формулою:

$$C_E(HCl) = \frac{m(HCl)}{M_E(HCl) V_{РОЗЧ.}},$$

звідки: $m(HCl) = C_E(HCl) \cdot M_E(HCl) \cdot V_{РОЗЧ.}$.

4. Розрахувати масу розчину HCl, яка містить розраховану масу розчиненої речовини - хлоридної кислоти, з формули:

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{РОЗЧ.}} \cdot 100\%,$$

звідки $m_{РОЗЧ.} = \frac{m(HCl)}{\omega(HCl)} \cdot 100\%.$

5. Розрахувати об'єм розчину хлоридної кислоти за відомою густиною:

$$V(HCl) = \frac{m_{РОЗЧ.}}{\rho(HCl)}.$$

II. Приготування розчину

У мірну колбу на 100 мл налити дистильованої води 1/3 від її об'єму. З бюретки прилити розрахований об'єм вихідного розчину хлоридної кислоти, перемішати вміст колби і долити дистильованою водою до мітки на шийці колби. Концентрація одержаного розчину має становити приблизно 0,1моль-екв/л. Визначити концентрацію приготовленого з високою точністю можна методом об'ємного аналізу - титруванням.

Чистою піпеткою (на 10 мл) за допомогою груші відібрати 10 мл приготовленого розчину хлоридної кислоти. Даний об'єм розчину перенести в конічну колбу та додати 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному). Закріплену в штативі бюретку заповнити титрованим розчином *NaOH* і встановити рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Конічну колбу з відібраним розчином хлоридної кислоти та індикатором поставити на аркуш білого паперу під бюретку (носик бюретки мусить на 1-2 см входити в горло колби). При постійному перемішуванні досліджуваного розчину хлоридної кислоти приливати з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до моменту, коли від однієї краплі лугу розчин в колбі набуде малинового забарвлення. Це свідчитиме про те, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слаболужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Рівень розчину лугу в бюретці кожного разу встановлювати на нульову поділку. Луг з бюретки приливати в конічну колбу з досліджуваним розчином кислоти швидко і тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб зафіксувати момент появи забарвлення від однієї краплі лугу.

Національний університет водного господарства та природокористування

Результати трьох титрувань не повинні відрізнятися більше, ніж на 0,1 мл. Результати записати в таблицю 4.

Таблиця 4

№ титрування	$V(HCl)$,мл	$V(NaOH)$, мл	$C_H(NaOH)$	$C_H(HCl)$
1	10			
2	10			
3	10			
Середнє				

III. Обрахунки результатів дослідів

1. Розрахувати молярну концентрацію еквівалентів розчину приготовленої хлоридної кислоти, використовуючи середнє значення об'єму натрій гідроксиду та закон еквівалентів для розчинів :

$$V(HCl) \cdot C_H(HCl) = V(NaOH) \cdot C_H(NaOH).$$

Звідси $C_H = \dfrac{V(NaOH) \cdot C_H(NaOH)}{V(HCl)}$.

2. Розрахувати відносну похибку досліду за формулою:

$$\%пох. = \frac{|C_H(теор.) - C_H(експ.)|}{C_H(теор.)} \cdot 100\%.$$

Відсоток похибки не має перевищувати 1%.

Контрольні завдання

1. Обчислити масову частку солі в розчині, що містить 10 г солі в 40 г води.

2. Визначити масу калій гідроксиду, яку необхідно взяти для приготування 0,1 М розчину об'ємом 2 л.

3. Визначити молярну концентрацію еквівалентів 0,1 М розчину фосфатної кислоти.

4. З 700 г 6%-ного розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Обчислити масову частку H_2SO_4 в утвореному розчині.

5. Визначити масу хлоридної кислоти, яка міститься в 100 мл розчину, якщо відомо, що 15 мл цього розчину прореагували з 20 мл 0,2 н. розчину лугу?

Національний університет
водного господарства
та природокористування

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5
РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

Дисоціація – розпад молекул, йонів, радикалів на частинки з меншою масою.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами.**

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами.**

Електроліти

С И Л Ь Н І:	**С Л А Б К І:**
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: **HNO_3, $HClO_4$, HCl, HBr, HJ, H_2SO_4** (за І ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: **LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$** (за І ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот **(CH_3COOH)**; 3. **H_2CO_3, H_2SiO_3, H_2S, HCN, H_3BO_3, H_2SO_3**; 4. **NH_4OH** та малорозчинні у воді гідроксиди металів: **$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$**

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{ДИСОЦ.}}{N_{ЗАГ.}}.$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфітної кислоти відбувається таким чином:

І ступінь: $H_2SO_3 \rightleftarrows H^+ + HSO_3^-$;

ІІ ступінь: $HSO_3^- \rightleftarrows H^+ + SO_3^{2-}$.

Національний університет водного господарства та природокористування

Константа рівноваги слабкого електроліту K називається константою дисоціації $K_{ДИС.}$ Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфітної кислоти, яка дисоціює за І ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{ДИС.1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]};\ K_1 = 4{,}5 \cdot 10^{-7},$$

а за ІІ ступенем:

$$K_{ДИС.2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]};\ K_2 = 4{,}8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення $K_{ДИС.}$, тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розбавлення Оствальда:

$$K_{ДИС.} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки $\alpha = \sqrt{\frac{K_{ДИС.}}{C_M}}$.

Національний університет водного господарства та природокористування

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

Експериментальна частина

І. Реакції з утворення малорозчинних сполук

В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

ІІ. Реакції з утворенням газоподібних сполук

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках.

Написати рівняння в йонно-молекулярній формі.

Національний університет водного господарства та природокористування

III. Визначення напряму протікання йоннообмінних реакцій з участю електролітів

а) В пробірку налийте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1 н. розчину натрій гідроксиду. Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку кристалічний натрій ацетат і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

Контрольні завдання

1. Які речовини називаються електролітами, за яким принципом їх поділяють на сильні і слабкі електроліти?
2. Які є кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації?
3. Написати вираз константи дисоціації фосфатної кислоти за I і II ступенем дисоціації.
4. Що залежить від концентрації розчину: константа дисоціації чи ступінь дисоціації?
5. Написати рівняння електролітичної дисоціації відомих вам сильних кислот і основ у водних розчинах.

Національний університет водного господарства та природокористування

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6
ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (*pH*)

Теоретична частина

Вода - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22^0 С α_{H_2O} = 1,8 · 10^{-9}. Це означає, що у воді об'ємом 1л при цій температурі тільки 10^{-7} моль дисоціюють на йони:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Внаслідок цього утворюється 10^{-7} моль $[H^+]$ і 10^{-7} моль $[OH^-]$.

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води (K_{H_2O}) і при 22^0 С становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають **нейтральними.**

Розчини, в яких концентрація $[H^+]$ перевищує концентрацію $[OH^-]$ називають **кислими.**

Розчини, де концентрація $[H^+]$ менша ніж $[OH^-]$ є **лужними.**

Кислотність розчину виражають через концентрацію H^+. Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник *pH.*

Водневий показник *pH* – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів.

$$pH = -lg[H^+],$$ а $$pOH = -lg[OH^-],\ pH + pOH = 14.$$

В нейтральних розчинах $pH = 7$, в кислих – $pH < 7$, а в лужних – $pH > 7$.

В розчинах сильних одноосновних кислот *pH* визначається за формулою:

$$pH = -lgC_M(кислоти).$$

В розчинах слабких одноосновних кислот $pH = 1/2pK(кисл.) - 1/2lgC_M(кисл.)$, де pK – показник константи дисоціації кислоти.

Національний університет водного господарства та природокористування

Експериментальна частина

Визначення величини *pH* розчинів електролітів

За величиною *pH* можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електроліту, а й порівняти силу відповідних кислот і основ.

а) В одну пробірку налийте 5-6 крапель 0,1 н. розчину CH_3COOH, а в другу 5-6 крапель 0,1 н. *HC1* і додайте до них 1-2 краплі універсального індикатора або на полоску універсального індикаторного паперу нанесіть скляною паличкою декілька крапель розчину CH_3COOH і *HC1*. Визначте *pH* досліджуваних розчинів. Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення *pH* за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями *pH* 0,1 н. CH_3COOH і 0,1 н. *HCl*. За відомим значенням *pH* і концентрацією розчину CH_3COOH визначте ступінь дисоціації цієї кислоти.

б) Способом, аналогічним п.а визначте *pH* 0,1 н розчину NH_4OH та 0,1 н. *NaOH.*

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Таблиця 5

Колір універсального індикатора в залежності від *pH*

pH	Колір	*pH*	Колір
1-3	червоний	8	зелено-блакитний
4-5	оранжевий	9-10	блакитний
6	жовтий	11-13	фіолетовий
7	зелений		

Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду. Знаючи *pH* розчину NH_4OH і вихідну концентрацію, розрахуйте ступінь дисоціації цього розчину.

Контрольні завдання

1. Що таке йонний добуток води і чому він дорівнює при 298К в чистій воді?

2. Що таке водневий і гідроксильний показник і чому вони дорівнюють при 298К в чистій воді?

3. Визначити водневий та гідроксильний показники розчину, в 500 мл якого розчиненого 2,0 г натрій гідроксиду.

4. Визначити *pH* та *pOH* 0,01 М розчину нітратної кислоти.

5. Концентрація йонів H^+ в розчині хлоридної кислоти дорівнює $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначити *pH* цього розчину.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Теоретична частина

Гідроліз солі – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті чого утворюється слабкий електроліт і змінюється *pH* середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабкого електроліту, наприклад NH_4Cl:

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+,$$

$$NH_4Cl + HOH \rightleftarrows NH_4OH + HCl.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа NH_4OH і сильна кислота HCl, pH цього розчину буде кислим ($pH < 7$).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад K_2CO_3:

I ступінь: $CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$

$$K_2CO_3 + HOH \rightleftarrows KHCO_3 + KOH \text{ ; pH} > 7.$$

Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.

II ступінь: $HCO_3^- + HOH \overset{H^+}{\Leftrightarrow} CO_2 + H_2O + OH^-$

$$KHCO_3 + HOH \overset{H^+}{\Leftrightarrow} CO_2 + H_2O + KOH.$$

Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ($CO_2 + H_2O$) і сильна основа KOH.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад CH_3COONH_4:

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-,$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+,$$

$$CH_3COONH_4 + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH.$$

Реакція такої солі майже нейтральна.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу (*h*) солі** називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{ГІДРОЛ.}}{C_{СОЛІ}}.$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабкого електроліта, що утворюється в результаті гідролізу.

$$K_Г = \frac{K_{H_2O}}{K_Д\ (слабк.електр.)}.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_Г}{C_M}}.$$

Експериментальна частина

І. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо *pH* розчинів солей. Записуємо рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

ІІ. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду 1) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату. Відмітити утворення осаду та виділення газу. Записати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

в) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати декілька кристалів натрій ацетату та 1-2 краплі фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку з розчином солі до кипіння та відмітити зміну забарвлення індикатора. Записати йонно-молекулярне рівняння гідролізу цієї солі. Як вплине температура на ступінь гідролізу солі?

Контрольні завдання

1. Які фактори впливають на ступінь гідролізу солі?
2. Визначити де більший ступінь гідролізу в розчині 0,1 М Na_2CO_3 чи в 0,1 М Na_2SO_3?
3. Які з солей в результаті гідролізу дають кислу реакцію: CH_3COONH_4, Na_2SO_3, $AlCl_3$, $Zn(NO_3)_2$?

Національний університет водного господарства та природокористування

4. Які з вказаних солей в результаті гідролізу дають лужну реакцію: CH_3COONa, Na_3PO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $FeCl_2$, $NaCl$?

5. Визначити *pH* розчину в результаті гідролізу 0,1М розчину CH_3COONa.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №8
КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

Теоретична частина

Дисперсною називають щонайменше двокомпонентну систему, в якій один з компонентів у подрібненому (диспергованому) стані рівномірно розподіляється у масі або об'ємі іншого компонента, що своєю чергою, утворює неперервну фазу (дисперсійне середовище). Приклади дисперсних систем: запорошене повітря (дисперсійна фаза – зависі дрібних частинок грунту), відпрацьоване мастило двигунів (дисперсійне середовище – олія, дисперсна фаза – мікроскопічні частинки сажі).

Колоїдні розчини – гетерогенні системи, в яких частинки дисперсної фази мають ультрамікроскопічні розміри (10^{-7} – 10^{-9} м) і рівномірно розподіляються в рідкому дисперсійному середовищі.

Окрему частинку дисперсної фази в колоїдних розчинах називають міцелою.

Хімічні методи одержання колоїдних систем належать до конденсаційних. Відомо безліч хімічних реакцій, продукти яких виділяються в колоїдно-дисперсній формі:

$$FeCl_3 + 3H_2O = Fe(OH)_3 + 3HCl,$$

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 + 2NaCl.$$

За своїми розмірами міцели колоїдів значно більші, ніж звичайні молекули. Так, середній розмір колоїдної частинки $Fe(OH)_3$ становить 200-400 A^0. Міцела колоїду має складну будову:

$$\underbrace{\Big[\overbrace{\underbrace{mFe(OH)_3}_{\text{ЯДРО}} \cdot \underbrace{nFe^{3+} \cdot xCl^-}_{\text{АДСОРБЦІЙНИЙ ШАР}}}^{\text{ГРАНУЛА}}\Big]^{3n-x} \underbrace{(3n-x)Cl^-}_{\text{ДИФУЗНИЙ ШАР}}}_{\text{МІЦЕЛА}}$$

Національний університет водного господарства та природокористування

Нерозчинне у воді ядро міцели містить m молекул $Fe(OH)_3$, де m = 400-500. Катіони Fe^{3+}(FeO^+) вибірково адсорбуються на поверхні колоїдного ядра, надаючи йому позитивного заряду, такі йони називаються потенцілвизначаючими. Цілісний комплекс – ядро + адсорбційний шар – називають **гранулою.**

Колоїдні системи з рідким дисперсійним середовищем поділяють на **золі** – рідинно-рухливі системи і **гелі** – студеності системи, які характеризуються певними властивостями твердих тіл.

Якщо на той чи інший золь скерувати пучок світла, то у розчині можна бачити світлову смугу (явище Тіндаля). Цей оптичний ефект заснований на явищі опалесценції, який притаманний тільки колоїдним системам.

Коагуляція – процес злипання частинок у колоїдних системах з утворенням більших агрегатів. Ззовні коагуляція проявляється у покаламутненні золю, у зміні забарвлення золю, у випаданні твердої фази в осада.

Коагуляцію можна викликати додаванням стороннього електроліту, змішуванням золів різних колоїдів, гранули яких мають взаємно протилежні заряди.

Тиксотропія – процес перетворення гелю на золь при механічній дії і зворотне перетворення золю на гель при стоянні у спокої. Явище тиксотропії пов'язане з механічним руйнуванням внутрішнього молекулярного каркасу студенця і з відновленням цього каркасу при стоянні у спокої.

Золі гідрофобних колоїдів здатні проводити електричний струм. У разі накладання електричного поля на золь дисперсна фаза починає перемішуватись до полюсів. Це явище отримало назву **електрофорезу.**

Експериментальна частина

І. Одержання золю ферум(III) гідроксиду

В хімічний стакан з 50 мл киплячої дистильованої води при перемішуванні краплями додати 4-5 мл розчину ферум(III) хлориду. Відмітити колір золю, який утворився. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу солі. Чому не випав осад?

ІІ. Одержання золю та гелю силікатної кислоти

а) В пробірку налити 4-5 мл концентрованої хлоридної кислоти і по краплях додавати розведений розчин натрій силікату. Суміш,

струшуючи перемішати, спостерігаючи утворення прозорого розчину золя силікатної кислоти. Скласти йонно-молекулярне рівняння відповідної реакції.

б) В другу пробірку налити 4-5 мл концентрованого розчину натрій силікату і по краплях додавати розчин хлоридної кислоти, струшуючи пробірку, до утворення драглистого осаду силікатної кислоти. Написати будову міцели силікатної кислоти.

III. Коагуляція золю $Fe(OH)_3$

В чотири пробірки налити по 5 мл золю ферум(III) гідроксиду, одержаного в досліді 1, в четверту додати ще дві краплі розчину желатину. Потім в пробірки додати, рахуючи краплі такі розчини до утворення каламуті: в першу – калій гексаціанофератy(III), в другу і четверту – натрій сульфату, в третю – натрій хлориду. Записати результати кількісного визначення коагуляції золю $Fe(OH)_3$ сторонніми електролітами. Пояснити які йони-катіони чи аніони – є коагулянтами. Як впливає величина заряду йона на коагуляцію золю, яка роль желатину?

IV. Оптичні властивості колоїдних розчинів

Стаканчики з колоїдними розчинами ферум(III) гідроксиду, еозина, метиленової синьки та фуксину підставляємо до диску чорного кожуха з вузьким отвором, який закриває камеру інтенсивного джерела світла (діапроектора). Вузький інтенсивний пучок світла пропустити через золі. Спостерігати ефект Тіндаля та опалесценцію, яка добре виражена у еозина.

V. Визначення знака заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

Знак заряду колоїдних частинок (гранул) забарвлених золів можна визначити методом капілярного аналізу, використовуючи залежність їх адсорбції від знака заряду поверхні адсорбенту. Як заряджена поверхня може бути використана поверхня капілярів фільтрувального паперу. При зануренні смужки фільтрувального паперу у воду целюлозні стінки капілярів заряджаються негативно (через дисоціацію гідроксильних груп целюлози), а в прилеглій до них воді накопичуються позитивно заряджені йони гідрогену. Вода добре змочує целюлозу і в капілярах паперу утворює угнутий меніск. У результаті за рахунок сил поверхневого натягу виникає „ефект капілярного підняття” – вода підіймається по капілярах паперу.

Національний університет водного господарства та природокористування

Якщо у воді знаходяться негативно заряджені колоїдні частинки, то вони будуть відштовхуватися від однойменно зарядженої поверхні паперу і підійматися разом з водою.

Якщо ж колоїдні частинки заряджені позитивно, то вони будуть притягуватися протилежно зарядженою поверхнею паперу і злипатися на ній.

По 10 мл забарвлених золів ферум(III) гідроксиду і берлінської блакиті наливають у скляні стаканчики і опускають в них по однаковій вузькій смужці фільтрувального паперу. Верхній кінець смужок прикріплюють скріпками до скляної палички. Через3-5 хвилин зіставляють висоту підняття води і колоїдних частинок гідрозолів ферум(III) гідроксиду і берлінської блакиті. Зробити висновок про заряд частинок цих золів.

Контрольні запитання

1. Колоїдна частинка гідрозоля має структуру $[(SnO_2)_m \cdot nSnO_2^{2-} \cdot xK^+]$. Вказати її електричний заряд. Чи будуть підніматись такі колоїдні частинки разом з водою по смужці фільтрувального паперу?

2. Яка з наведених систем не відноситься до дисперсних: а) $P_1 – Г_2$; б) $P_1 – P_2$; в) $Г_1 – Г_2$; г) $Г_1 – P_2$.

3. Навести склад колоїдної частинки (гранули) золю силікатної кислоти. Чи будуть підніматись такі колоїдні частинки по смужці фільтрувального паперу?

4. Який йон в найменшій концентрації зумовлює коагуляцію золю силікатної кислоти: а) Ca^{2+}; б) SO_4^{2-}; в) $[Fe(CN)_6]^{3-}$; г) Al^{3+}? Чому?

5. Який метод був застосований в лабораторній роботі для одержання золю силікатної кислоти: а) реакція обміну; б) гідроліз водного розчину; в) заміна розчинника; г) диспергування?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними.**

Національний університет водного господарства та природокористування

Ступінь окислення (с.о.) – умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.

У загальному випадку величину і знак с.о. атомів визначають, порівнюючи електронегативність елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний с.о., а атом з меншою електронегативністю – позитивний с.о. Оскільки величини електронегативностей атомів простих речовин однакові, то їх с.о. у цьому разі дорівнюють нулю (N_2, H_2, Cl_2, F_2). С.о. йонів у йонних сполуках дорівнюють величинам їх зарядів. Сума с.о. всіх атомів у молекулі має дорівнювати нулю. Так с.о. Карбону в наведених сполуках дорівнюють: $\overset{-4}{C}H_4$, $\overset{-3}{C}_2H_6$, $\overset{-2}{C}H_3OH$, $\overset{-1}{C}H_3COH$, $H\overset{0}{C}OH$, $\overset{+2}{C}O$, $H_2\overset{+3}{C}_2O_4$, $\overset{+4}{C}O_2$.

Для складання окисно-відновних реакцій (ОВР) застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. При цьому слід дотримуватися такої послідовності. Спочатку записують у молекулярній формі реагуючі речовини та визначають с.о. елементів, які можуть змінювати с.о. за певних умов, наприклад:

$$K\overset{+7}{M}nO_4 + K\overset{+3}{N}O_2 + H_2SO_4 = ...$$

Потім визначають, яка сполука в реакції є окисником, а яка відновником. До **окисників** належать речовини, що мають здатність до приєднання електронів.

У наведеному прикладі $KMnO_4$ містить Манган зі ступенем окиснення +7, і тому він може бути лише окисником. До **відновників** належать речовини, здатні віддавати електрони. Сполука KNO_2, в якій Нітроген має проміжний с.о. +3, може бути як відновником так і окисником. Отже, у наведеній реакції $KMnO_4$ – окисник, а KNO_2 – відновник. KNO_2 може окиснюватися лише до KNO_3, а $KMnO_4$ в кислому середовищі відновлюється до $MnSO_4$:

$$K\overset{+7}{M}nO_4 + K\overset{+3}{N}O_2 + H_2SO_4 = \overset{+2}{M}nSO_3 + K\overset{+5}{N}O_3 + H_2O.$$

Національний університет водного господарства та природокористування

Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник KNO_2 та кількість електронів, які приєднує окисник $KMnO_4$. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між с.о. окисника і відновника до реакції і після неї:

$$\begin{array}{l} \overset{+7}{Mn} + 5\bar{e} = \overset{+2}{Mn} \\ \overset{+3}{N} - 2\bar{e} = \overset{+5}{N} \end{array} \Bigg| \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array}$$

Отже, відновлення Мангану $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$ відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$ - віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається $10\bar{e}$) потрібно, щоб відновлення двох $\overset{+7}{Mn}$ у реакції витрачалося п'ять $\overset{+3}{N}$, тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дворівнюватимуть двом і п'яти:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + H_2O.$$

Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім H^+), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість йонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула K_2SO_4, а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули H_2SO_4:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

На основі балансу атомів гідрогену визначають кількість молекул води:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 =$$
$$= 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

Кількість атомів Оксигену в ОВР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

Експериментальна частина

І. Калій перманганат як окисник в різних середовищах (як відновник можна застосувати розчини Na_2SO_3, $FeSO_4$, KNO_2). В три пробірки налити 2-3 мл розведеного розчину $KMnO_4$.

а) до розчину в першій пробірці додати 1 мл розчину H_2SO_4 і по краплях розчин Na_2SO_3 до знебарвлення. Напишіть рівняння реакції і підберіть коефіцієнти методом електронного балансу, якщо відомо, що в кислому середовищі йон MnO_4^- переходить в йон Mn^{2+}, а йон SO_3^{2-} в йон SO_4^{2-};

б) до другої порції розчину $KMnO_4$ додати 1 мл дистильованої води і по краплях розчин Na_2SO_3 до появи бурого осаду $MnO(OH)_2$. Підберіть коефіцієнти в рівнянні даної реакції:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO(OH)_2 \downarrow + KOH + Na_2SO_4.$$

в) в останню порцію розчину $KMnO_4$ додати 1 мл розчину $NaOH$ і по краплях розчин Na_2SO_3 до появи зеленого забарвлення розчину.

Напишіть та урівняйте рівняння реакції, якщо в лужному середовищі йон MnO_4^- переходить в йон MnO_4^{2-}, а йон SO_3^{2-} в йон SO_4^{2-}:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + ...$$

II. Гідроген пероксид як окисник

До 2 мл розчину KI додати 1 мл розчину H_2SO_4 і по краплях розчину H_2O_2. Записати спостереження. Дописати і урівняти рівняння реакції:

$$H_2O_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + ...$$

III. Гідроген пероксид як відновник

До 2-3 мл розчину $KMnO_4$ додати 1 мл H_2SO_4 та по краплях розчин H_2O_2 до знебарвлення. Закінчити рівняння:

$$H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + ...$$

IV. Відновлення калій дихромату калій йодидом

До 2-3 мл розчину $K_2Cr_2O_7$ додають 1 мл розчину H_2SO_4 та по краплях розчин KI до зміни забарвлення розчину.

Записати спостереження та урівняти рівняння реакції:

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Визначити яка речовина є окисником, а яка – відновником.

V. Розклад амоній дихромату

На азбестову сітку містять купкою 1-2 г кристалічного $(NH_4)_2Cr_2O_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції. Записати спостереження та скласти рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром(III) оксид, азот та вода.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Контрольні завдання

1. Визначити до якого типу відноситься кожна з реакцій, виражена наступними схемами:

а) $N_2O_5 \rightarrow NO_2 + O_2$;

б) $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow S + H_2O$;

в) $SO_3^{2-} + O_2 \rightarrow SO_4^{2-}$.

2. Виходячи зі ступеня окиснення Нітрогену, Сульфуру і Мангану в сполуках NH_3, HNO_2, HNO_3, H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, MnO_2, $KMnO_4$ визначте, які з них можуть бути тільки відновниками і тільки окисниками, які виявляють як окисні, так і відновні властивості.

3. Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між такими речовинами: а) H_2S і HI; б) H_2S і H_2SO_3; в) H_2SO_3 і $HClO_4$?

4. Складіть рівняння окисно-відновної реакції, що проходить за схемою:

$$KMnO_4 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

5. Реакції виражаються схемами:

$$P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI,$$

$$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl.$$

Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій. Для кожної реакції визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником, яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10
ЕЛЕКТОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Теоретична частина

Якщо металеву пластинку опустити у воду, то катіони металу на її поверхні гідратуються. При цьому електрони в металі, що залишаються в надлишку, заряджають його поверхневий шар негативно. Виникає електростатична взаємодія між гідратованими катіонами, що перейшли у рідину, і поверхнею металу. У результаті цього в системі встановлюється рухлива рівновага:

$$Me + mH_2O \rightleftarrows Me(H_2O)^{n+} + n\bar{e}$$

у розчині на металі

де n – число електронів, що беруть участь у процесі. На межі метал-рідина виникає подвійний електричний шар, що характеризується стрибком потенціалу – **електродним потенціалом металу.** Абсолютні значення електродних потенціалів виміряти не вдається. Електродні потенціали залежать від низки чинників (природи металу, концентрації, температури тощо). Оскільки визначають відносні електродні потенціали за зазначених умов –їх називають **стандартними електродними потенціалами (φ^0).**

Стандартним електродним потенціалом металу (φ^0) називають такий електродний потенціал, який виникає при зануренні металу у розчин власного йону з концентрацією 1 моль/л, виміряний порівняно зі стандартним водневим електродом, потенціал якого при 25^0С умовно дорівнює нулю.

Розташовуючи метали в порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів (φ^0), одержують **електрохімічний ряд напруг.**

Розташування того чи іншого металу в ряді напруг характеризує його відновну здатність, а також окисні властивості його йонів у водних розчинах за стандартних умов. Чим менше значення φ^0, тим більші відновні властивості виявляє цей метал у вигляді простої речовини і тим менші окисні властивості виявляють його йони, і навпаки. Електродні потенціали вимірюють за допомогою приладів, що називають **гальванічними елементами.** Окисно-відновна реакція, що характеризує роботу гальванічного елемента, відбувається в напрямку, у якому електрорушійна сила (ЕРС) елемента має позитивне значення.

Залежність електродного потенціалу металу (φ) від концентрації його йонів у розчині виражається рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0{,}059}{n} \cdot \lg C_M ,$$

де n – число електронів, що беруть участь в електрохімічному процесі.

Експериментальна частина

1. В три пробірки налити по 3 мл розчину хлоридної кислоти і внести в кожну окремо по шматочку магнію, цинку і міді. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій.

Національний університет водного господарства та природокористування

2. В пробірки з розчинами натрій сульфату, магній сульфату та купрум(II) сульфату внести по шматочку цинку. В якій з пробірок відбувається реакція?

3. В три пробірки налити по 3 мл розчинів купрум(II) сульфату, внести в кожну окремо по шматочку цинку, алюмінію і міді.

Після проведення кожного досліду необхідно скласти йонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій. Визначте в кожному конкретному випадку що окиснюється, що відновлюється.

4. Складання мідно-цинкового гальванічного елементу.

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1М розчином купрум(II) сульфату, другу – 1М розчином цинк сульфату. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем, тобто скляною П-подібною трубкою, заповнену розчином калій сульфату в агар-агарі. У склянці з курпрум(II) сульфатом розташовують мідний електрод, у склянці з цинк сульфатом цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів. Записати спостереження.

5. Вплив концентрації розчину на ЕРМ гальванічного елементу.

Складають цинково-мідний гальванічний елемент так само, як і у досліді 4, але склянку з розчином курпум(II) сульфату заповнюють не 1М розчином, а 0,1М розчином. Записати спостереження, порівняти ЕРС елемента з ЕРС елементу в досліді 4.

Контрольні завдання

1. Користуючись рядом напруг металів, виберіть два метали, що здатні утворювати гальванічний елемент з максимальною можливою ЕРС.

2. Стандартний електродний потенціал нікелю більший, ніж кобальту. Чи зміниться це співвідношення якщо виміряти потенціал нікелю в розчинів його йонів з концентрацією 0,001 моль/л, а потенціал кобальту – у розчині з концентрацією 0,1 моль/л.

3. Складіть схему гальванічного елемента, в основі роботи якого лежить реакція: $Ni + Pb(NO_3)_2 = Ni(NO_3)_2 + Pb.$

Напишіть електронні рівняння анодного і катодного процесу. Обчисліть ЕРС цього елемента, якщо $[Ni^{2+}]$ = 0,01 моль/л; $[Pb^{2+}]$ = 0,0001 моль/л.

Національний університет водного господарства та природокористування

4. У дві посудин з блакитним розчином мідного купоросу занурили в першу – цинкову пластинку, а в другу – срібну. У якій посудині колір розчину поступово зникає? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідної реакції.

5. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а) $CuSO_4$; б) $MgSO_4$; в) $Pb(NO_3)_2$? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідних реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11
КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ І МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

Теоретична частина

Корозія – процес руйнування металів, що відбувається самовільно і є результатом хімічної або електрохімічної взаємодії металів з навколишнім середовищем.

При електрохімічній корозії на поверхні металу одночасно відбуваються два процеси:

анодний – окиснення металу

$$Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$$

і катодний – відновлення йонів гідрогену (кисле середовище):

$$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$$

або молекул кисню, розчиненого у воді (нейтральне середовище):

$$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-.$$

Йони або молекули, що відновлюються на катоді, називаються **деполяризаторами.** При атмосферній корозії (корозії у вологому повітрі при кімнатній температурі) деполяризатором є кисень.

Речовини, що прискорюють корозію металів називають **активаторами корозії**. До них належать, наприклад хлорид-йони, розчинений у воді кисень тощо.

Для того, щоб запобігти корозії або усунути корозію металів найчастіше застосовують такі методи захисту: ізоляція металів від навколишнього середовища, зміна корозійного середовища та електрохімічні методи захисту металів.

Метал можна ізолювати від навколишнього середовища нанесенням на його поверхню плівки іншого металу.

Національний університет водного господарства та природокористування

Катодне покриття – нанесення на поверхню металу шару менш активного металу. Прикладом катодного покриття є луджене залізо-це залізо покрите оловом. При **анодному покритті** ізолюється менш активний метал більш активним (наприклад, оцинковане залізо), який утворює стійку проти корозії захисну плівку. Стійкі проти корозії захисні плівки добувають обробленням поверхні металів різними хімічними реагентами (**пасиваторами**). Так, щоб запобігти корозії, застосовують фосфатування сталі, яке полягає в утворенні на її поверхні плівки фосфатів феруму і мангану. Для фосфатування використовують суміш солей $Mn(H_2PO_4)_2$ *і* $Fe(H_2PO_4)_2$.

Речовини, незначні добавки яких до корозійного середовища різко зменшують корозію металів, називають **інгібіторами** корозії. Дія інгібіторів полягає в тому, що на поверхні металу вони утворюють захисну адсорбційну плівку.

Суть електрохімічних методів захисту металів від корозії полягає в тому, що металеву конструкцію, яку захищають від корозії, використовують як катод.

Національний університет водного господарства та природокористування

Експериментальна частина

I. Корозія металу, що виникла при контакті двох різних металів

Налити в пробірку 3-4 мл розведеної сульфатної кислоти і внести шматочок цинку. Спостерігати на поверхні цинку виділення газу. Внести в розчин мідну дротину і її кінцем притиснути до гранули цинку. Спостерігати інтенсивне виділення пухирців газу на мідній дротинці. Поясніть, що при цьому відбувається?

II. Дослідження впливу домішок в металі на інтенсивність його корозії

Налити в пробірку 3-4 мл розчину сульфатної кислоти і внести в розчин шматочок цинку. Відзначити швидкість виділення пухирців газу на поверхні цинку. Добавити в пробірку 6-8 крапель розчину купрум(II) сульфату. Чому швидкість виділення газу змінилась?

III. Електрохімічна корозія металів

1. В пробірку налити 3-4 мл розчину ферум(II) сульфату і добавити 2-3 краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. Утворення турнбулевої сині $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ свідчить про наявність в розчині йонів Fe^{2+}.

Національний університет водного господарства та природокористування

2. В три пробірки налити 3-4 мл розчину сульфатної кислоти і добавити в кожну по 2-3 краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. В кожну пробірку опустити канцелярські скріпки з закріпленими в них шматочками металів: цинку, свинцю і міді. В яких пробірках відбувається утворення турнбулевої сині? Який висновок можна зробити про захист заліза від корозії іншими металами.

IV. Дослідження впливу захисних (оксидних) плівок на поверхні металу на швидкість корозії

Взяти два залізних цвяха і очистити їх поверхню наждачним папером. Один цвях занурити в концентровану нітратну кислоту, потім його вийняти з кислоти і опустити в пробірку з розчином купрум(II) сульфату. Другий цвях теж опустити в пробірку з розчином купрум(II) сульфату. Через декілька хвилин відмітити та пояснити зміни, що сталися при цьому. Відобразити суть окисно-відновних процесів, що відбуваються при корозії металів.

V. Дія інгібіторів на корозію цинку

В дві пробірки з 3-4 мл хлоридної кислоти занурюємо по шматочку цинку. Коли виділення водню стає бурхливим в одну з пробірок додаємо уротропін (або формалін). Записати та пояснити спостереження.

Контрольні завдання

1. Як відбувається атмосферна корозія лудженого та оцинкованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

2. Дві залізні пластинки, частково покриті одна оловом, інша міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих пластинок швидше утворюється іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластинок. Який склад продуктів корозії заліза?

3. Залізний виріб покрили свинцем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні цілісності покриття у вологому повітрі і у хлоридній кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках.

4. У якій з перерахованих пар металів корозія у вологому повітрі буде більшою: 1) *Mg-Fe*; 2) *Fe-Cu*; 3) *Fe-Zn*? Чому?

Національний університет
водного господарства
та природокористування

5. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1) *Mg*; 2) *Zn*; 3) *Cu*; 4) *Al*; 5) *Sn.* Написати відповідні рівняння реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №12
КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Теоретична частина

Комплексними (координаційними) сполуками називають такі речовини, у вузлах кристалічної гратки яких містяться складні хімічні частинки, утворені за рахунок координації одним атомом (або кількома атомами) звичайним молекул і йонів, і ці частинки здатні самостійно існувати у розтопленому або розчиненому станах.

Йони або нейтральні атоми, які в комплексній частинці посідають центральне місце й утримують навколо себе певну кількість інших йонів чи молекул, називають **комплексоутворювачами,** або центральними атомами (йонами). Так в йоні амонію NH_4^+ центральним атомом є атом Нітрогену, в йоні $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - йон купруму(II).

Навколо комплексоутворювача завжди групуються (координуються) інші атоми, йони або молекули. В йоні амонію ними є атоми Гідрогену, в йоні $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - молекули амоніаку. Це ліганди. **Лігандами** називають йони або молекули, які безпосередньо сполучаються з комплексоутворювачем координаційними зв'язками.

Ліганди формують навколо центрального йона **внутрішню сферу.** Кількість лігандів у внутрішній сфері визначають **координаційне число** комплексоутворювача. Наприклад, в йона амонію цю сферу формують 4 йони гідрогену, в йона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - 4 молекули амоніаку. Координаційне число (КЧ) різних комплексоутворювачів можуть набувати значень від 2 до 10, причому КЧ = 4-6 мають понад 95% відомих комплексів.

Окрім внутрішньої сфери, у комплексних сполуках зазвичай існує і **зовнішня сфера**, наприклад йон хлору в амоній хлориді $[NH_4]Cl$, нітрат-йони у комплексній сполуці $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$ тощо. Йони або молекули, які містяться у зовнішній сфері, зв'язані в комплексній сполуці значно слабше, ніж йони або молекули внутрішньої сфери. Така відмінність у міцності зв'язування

Національний університет водного господарства та природокористування

зумовлює характер дисоціації комплексних сполук у водних розчинах.

Наприклад, у водному розчині від комплексної сполуки перш за все відокремлюються йони (або молекули), які містяться у зовнішній сфері:

$$[NH_4]Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-,$$

$$[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2NO_3^-.$$

Тоді як подальша дисоціація за схемою:

$$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \rightleftarrows Cu^{2+} + 4NH_3.$$

дуже незначна. Константа дисоціації комплексної частинки називається її **константою нестійкості:**

$$K_{НЕСТ,} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4]^{2+}}.$$

Чим менша величина $K_{НЕСТ.}$, тим стійкіший комплекс.

Заряд комплексної частинки є алгебраїчною сумою зарядів його складових частин – комплексоутворювача і лігандів. Якщо лігандами будуть електронейтральні частинки, то вони не змінюватимуть заряду комплексу.

Наприклад: $[Fe^{2+}(CN)_6^-]^{4-}$; z = +2+6(-1) = -4.

Експериментальна частина

І. Комплексні сполуки Купруму

а) До 2-3 мл розчину купрум(II) сульфату додати розчин амоніаку до розчинення осаду, який спочатку утворився. Чому змінюється забарвлення розчину?. Скласти рівняння реакцій.

б) До розчину одержаної комплексної сполуки додати по краплях розчин натрій сульфіду до утворення чорного осаду. Як пояснити утворення осаду? Скласти йонно-молекулярне рівняння реакції.

ІІ. Комплексні сполуки Цинку

До 3-4 мл розчину цинк хлориду додати по краплях розчин амоній гідроксиду до утворення осаду, а потім додати надлишок алюміній гідроксиду. Що при цьому спостерігається? Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій та назвати комплексну сполуку, яка утворилась.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

III. Комплексні сполуки Феруму

а) В пробірку до 3-4 мл розчину феруму(II) сульфату додати декілька крапель розчину калій гексаціаноферату(III). Спостерігати утворення турнбулевої сині. Скласти йонно-молекулярні рівняння реакції.

б) В пробірку до 3-4 мл розчину феруму(III) хлориду додати декілька крапель розчину калій гексаціаноферата(II). Скласти йонно-молекулярне рівняння реакції утворення берлінської блакиті.

IV. Комплексні сполуки Аргентуму

Одержати осад аргентум галогеніду. До отриманого осаду додати по краплях розчин натрій тіосульфату до розчинення осаду. Як пояснити розчинення осаду? Написати відповідне рівняння реакції.

Контрольні запитання

1. Назвіть комплексоутворювач, ліганди, визначити КЧ в наступних сполуках: $[PdCl(H_2O)(NH_3)_2]Cl$, $K[Cu(CN)_2]$.

2. Знайдіть заряд комплексних частинок: $[Co^{3+}(NH_3)_5Cl]$, $[Ag(NH_3)_2$, $[Cr^{3+}(OH)_6]$, $[Cu^{2+}(H_2O)_4]$.

3. Визначити ступінь окиснення комплексоутворювача в наступних комплексних сполуках: $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Ni(NH_3)_5Cl]^+$, $[AuCl_4]^-$, $[Cr(H_2O)_4Br_2]^+$.

4. Скласти формули комплексних сполук: аміакату Ni^{2+} (КЧ=6), ціаніду Ni^{2+} (КЧ=4).

5. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій утворення комплексних сполук:

а) $Cu(NO_3)_2 + NH_4OH \rightarrow$;

б) $Hg(NO_3)_2 + KI$.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Базова

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1998. – 702 с.

2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1998. – 270 с.

3. Глінка М.Л. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1982. – 608 с.

4. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – К.: Вища школа, 2002. – 423 с.

5. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення, . – Рівне: НУВГП, 2006. – 279 с.

6. Буденкова Н.М., Вербецька К.Ю. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення, . – Рівне: НУВГП, 2006. – 62 с.

7. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення, . – Рівне: НУВГП, 2006. – 214 с.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

Допоміжна

1. Григор'єва В.В. та ін. Загальна хімія. – К., 1991. – 431 с.

2. Поліщук М.М., Яцков М.В. Збірник задач з хімії творчого характеру. – Рівне: РДТУ, 2000. – 31 с.

3. Манековська І.Є., Яцков М.В., Поліщук М.М. Задачі з хімії виробничого змісту. – Рівне: РДТУ, 2000. – 67 с.

4. Боднарюк Ф.М. Хімія, частина І (загальнохімічна). – Рівне: РДТУ, 1999. – 112 с.

5. Романова Н.М. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища школа, 1998. – 430 с.

6. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина І (загальнотеоретична). – Рівне: НУВГП, 2006. – 241 с.

7. Боднарюк Ф.М. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення, . – Рівне: НУВГП, 2007. – 124 с.

8. Лучинский Г.П. Курс химии. – М.: Высшая школа, 1985. – 416 с.

9. Вдовенко О.П. Загальна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2005. – 279 с.

Національний університет
водного господарства
та природокористування

10. Попель П.П. Складання рівнянь хімічних реакцій. – К.: Рута, 2000. – 123 с.

11. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М., 2001 – 744 с.

12. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна і неорганічна хімія. – К.: Либідь, 2001. – 398 с.

13. Слободяник М.С., Гордієнко О.В., Корнілов М.Ю. та ін. Хімія. – К.: Либідь, 2003. – 348 с.

Національний університет
водного господарства
та природокористування