

Лабораторно – практичні заняття ХТВ2

Вступ. Тема 1. Будова атома.

Лабораторне заняття №1 *Визначення молярної маси еквівалента карбонату кальцію.*

Тема 3. Класифікація неорганічних сполук.

Лабораторне заняття №2 *Добування різних типів основ і вивчення їх властивостей. Добування кислих солей і вивчення їх властивостей. Добування основних солей, вивчення їх властивостей*

Тема 3. Закономірності перебігу хімічних реакцій.

Лабораторне заняття №3. *Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин і температури .*

Тема 5. Теорія електролітичної дисоціації.

Лабораторне заняття №4 *Дисоціація сильних і слабких електролітів.*

Лабораторне заняття №5 *Реакція обміну між розчинами електролітів, що відбуваються з утворенням осаду, газу, слбодисоційованої речовини.*

Тема 8. Неметали сьомої групи.

Лабораторне заняття № 6 *Хлорна вода і її властивості.*

Тема 8. Неметали шостої групи.

Лабораторне заняття № 7 *Добування сірководню. Відновні властивості сірководню. Гідроліз сульфиду натрію. Якісна реакція на сульфат - іон.*

Тема 8. Неметали п'ятої групи.

Лабораторне заняття № 8 *Добування аміаку з амонійних солей та значення його властивостей.*

Тема 9. Метали головних підгруп.

Лабораторне заняття № 9 *Взаємодія лужних металів з водою. Добування оксиду кальцію розкладанням карбонату і гідратація його. Розчинення алюмінію в кислотах і лугах.*

Тема 9. Метали побічних підгруп.

Лабораторне заняття №10 *Добування і властивості $\text{Cr}(\text{OH})_3$; перехід хроматів у дихромати і навпаки.*

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 1

Тема: *Визначення молярної маси еквівалента*

Мета заняття:

Навчальна - *сформувати поняття про молярну масу еквівалента*

виховна - *обережно поводитись з реактивами, вміти скласти ґрунтовні відповіді, робити висновки*

розвиваюча - *розвивати логічне мислення*

Методи: *експеримент*

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Реактиви і обладнання відповідно інструкції, таблиця розчинності

Література (основна та додаткова)

1. *Інструкція до виконання лабораторної роботи.*

2. *Глинка Н.Л «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.423-428*

2. *Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Іванов С. В.*

Загальна неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

3. *Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998*

4. *Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа, 1971*

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань	
систематизувати і узагальнити знання про розчини, про основні методи, способи вираження концентрації. Вдосконалювати вміння проводити розрахунки під час виконання досліджень	

4.	Контроль вихідного рівня знань студентів	35
	Мотивація навчальної діяльності (питання)	
	Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями	
5.	Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці	5
	<i>Ознайомити студентів з загальними положеннями техніки безпеки та правилами роботи в хімічній лабораторії, знати вимоги до безпеки перед початком роботи, вимоги до безпеки в аварійних ситуаціях.</i>	
6.	Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	25
	Зміст завдання:	
	Вивчення способів вираження концентрації розчинів	
	Вирішити прикладні задачі	
7.	Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота	10
	Захист звітів про роботу	
8.	Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	5
	<u>Уміти проводити експеримент, робити висновки, дослідити умови проведення хімічних рівнянь реакцій, вдосконалити навички роботи з лабораторним обладнанням.</u>	
9.	Видача завдання для самостійної роботи	2,5
10.	Прибирання робочих місць	2,5

Лабораторне заняття №1 ХТВ 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ.

Мета: систематизувати і узагальнити знання про розчини, про основні методи, способи вираження концентрації. Вдосконалювати вміння проводити розрахунки під час виконання досліджень

Методичні вказівки

Розчинами називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більшого числа компонентів. Розчини бувають газоподібними, рідкими і твердими.

Розчин складається з речовини і розчинника, тобто середовища, в якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або йонів. Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, прийнято вважати **розчинником**. Якщо ж розчин утворюється в наслідок змішування газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою, розчинником вважають компонент, кількість якого переважає. Вода – найпоширеніший розчинник.

Хід і послідовність виконання завдань

Вивчення способів вираження концентрації розчинів

Масова частка – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5 або 50%) і позначають літерою ω (омега).

Масова частка показує масу розчиненої речовини у 100 г розчину.

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100$$

Малярна концентрація – це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. **Малярність** виражають у молях на літр і позначають літерою М, показує кількість розчиненої речовини в 1л розчину.

$$C_M(x) = \frac{n(x)}{V(x)}, \text{ моль/л}$$

де $n(x)$ – кількість молів розчиненої речовини;

$V(x)$ – об'єм розчину, л.

Молярна концентрація еквівалента – це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Молярну концентрацію еквівалента виражають у молях на літр і позначають літерою «н», а в формулах для обчислення – $c_{\text{ек}}$. Нормальність показує кількість еквівалентів розчиненої речовини в 1л розчину.

$$C_{\text{ек}} = \frac{n(Ex)}{V(x)}, \text{ моль/л}$$

де $n(Ex)$ – кількість молів еквівалентів речовини.

Кількісний склад розчину можна виражати через **полярність** – число молів розчиненої речовини, що міститься в 1000г розчинника.

Титром називають кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1мл розчину. Якщо в 1л сульфатної кислоти з концентрацією 1н міститься 49,04г H_2SO_4 , то титр цього розчину становитиме

$$T = \frac{m}{V} \text{ тому } T_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{49.09}{1000} = 0,04904 \text{ г/мл}$$

$$\text{Також } T = \frac{C_{\text{ек}} \cdot M_{\text{ек}}}{1000},$$

де $M_{\text{ек}}$ – молярна маса еквівалента речовини, г/моль.

Основна перевага цих (0,1н, 0,01н і т.д.) розчинів полягає в тому, що розчини однакової концентрації реагують між собою в однакових об'ємних співвідношеннях. Так, для нейтралізації 1л 1н розчину хлоридної кислоти

потрібно точно 1л 1н розчину гідроксиду натрію, оскільки кожен із цих розчинів містить по одному еквіваленту речовини в 1л.

Отже, між об'ємом розчину і його молярною концентрацією еквівалента існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{ek1}}{c_{ek2}} \text{ або } V_1 c_{ek1} = V_2 c_{ek2}$$

Полярність розчину c – це відношення числа молів розчиненої речовини v до об'єму розчину V :

$$C = v/V$$

Число молів розчиненої речовини v дорівнює масі цієї речовини m , поділеній на її молярну масу M .

Титр робочого розчину за досліджуваною речовиною визначають:

$$T(\text{р.р./д.р.}) = \frac{C(\text{Ер.р.}) \cdot M(\text{д.р.})}{1000}$$

де $C(\text{Ер.р.})$ – молярна концентрація еквіваленту робочого розчину;

$M(\text{Ед.р.})$ – молярна маса еквіваленту досліджуваної речовини.

1. Вирішити прикладні задачі

I варіант

Завдання 1	Розв'язок
В 200 мл розчину міститься 2,45 г сульфатної кислоти. Обчислити полярність і нормальність розчину.	

Завдання 2	Розв'язок
Обчислити титр 0,3н. розчинів калій гідроксиду і щавлевої кислоти.	

--	--

Завдання 3	Розв'язок
Обчислити титр 0,1н. розчину сульфатної кислоти за NaOH і NaHCO ₃ .	

Завдання 4	Розв'язок
Визначити нормальність розчину хлоридної кислоти, на нейтралізацію 20 мл якого було витрачено 18 мл 0,13н. розчину барій гідроксиду.	

Завдання 5	Розв'язок
З 1,26 г щавлевої кислоти H ₂ C ₂ O ₄ · 2H ₂ O приготували 200мл розчину. На титрування 20 мл цього розчину було витрачено 15 мл розчину натрій гідроксиду. Обчислити нормальність і титр розчину натрій гідроксиду.	

II варіант

Завдання 1	Розв'язок
------------	-----------

В 400 мл розчину міститься 5,3 г натрій фосфату. Обчислити полярність і нормальність розчину.	
--	---

Завдання 2	Розв'язок
Обчислити титр 0,15н. розчинів кальцій гідроксиду і натрій карбонату	

Завдання 3	Розв'язок
Обчислити титр 0,2 н. розчину хлоридної кислоти Na_2CO_3 і CaO.	

Завдання 4	Розв'язок
На нейтралізацію 25 мл розчину натрій гідроксиду було витрачено 23 мл 0,18 н. розчину щавлевої кислоти. Визначити нормальність розчину натрій гідроксиду.	

Завдання 5	Розв'язок
Титр розчину щавлевої кислоти дорівнює 0,0123г/мл. Який об'єм води потрібно долити до 200 мл цього розчину, щоб одержати 0,05н. розчину?	

Висновок

Питання підсумкового контролю

1. Що таке еквівалентна концентрація розчину?
2. Вкажіть основні положення гідратної теорії розчинів Д.І.Менделєєва.
3. Яку кількість речовини калій гідроксиду і який об'єм води треба взяти для приготування 400 г розчину з масовою часткою тугу 5,6%?
4. Яку кількість речовини сульфатної кислоти і який об'єм води треба взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою кислоти 9,8%?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: поняття про розчини, їх природу і класифікацію. Визначення різних видів концентрації розчинів

Уміти: визначати розчинні сит твердих речовин у воді. Розв'язувати задачі з визначенням масової і об'ємної кількості речовини, необхідної для

приготування розчинів заданої концентрації. Готовити розчини заданої концентрації з твердої речовини і води; з концентрованого розчину і води

Література:

1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.

1. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 2

Тема: Добування різних типів основ і вивчення їх властивостей. Добування кислих солей і вивчення їх властивостей. Добування основних солей і вивчення їх властивостей.

Мета заняття:

навчальна - сформувати уявлення про добування і властивості різних типів основ, кислих солей і основних солей.

виховна - обережно поводитись з реактивами, вміти складати ґрунтовні відповіді, робити висновки

розвиваюча - розвивати логічне мислення

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

натрій гідрокарбонат (сухий), розчини алюміній сульфату (5%), хлоридної кислоти(5%), купрум (II) сульфату (5%), ортофосфорної кислоти (0,5%), кальцій гідроксиду(насичений), натрій гідроксиду (1 н. 40%)

Література (основна та додаткова)

1.Інструкція до виконання лабораторної роботи.

2. Глинка Н.Л «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.423-428

2.Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. ,Ледовских В.М.,Іванов С. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5

3. Контроль вихідного рівня знань (питання контролю)	17
___1) Які речовини називаються основами?	
___2) Які речовини називаються солями?	
___3) Дати визначення основам, солям з точки зору електролітичної дисоціації	
___4) Класифікація солей	
4. Контроль вихідного рівня знань студентів	35
Мотивація навчальної діяльності (питання)	
Виконання роботи відповідно до інструкції до роботи	
Добування різних типів основ і вивчення їхніх властивостей	
Добування кислих солей і вивчення їхніх властивостей	
Добування основних солей і вивчення їх властивостей	
Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями	
В першому досліді одержати осад $Al(OH)_3$, одержати основну сіль.	
В другому досліді одержати кислу сіль.	
5.Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці	5
Ознайомити студентів з загальними положеннями техніки безпеки та правилами роботи в хімічній лабораторії, знати вимоги до безпеки перед початком роботи, вимоги до безпеки в аварійних ситуаціях.	
6. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	25
Зміст завдання:	
Дослід 1. Добування різних типів основ і вивчення їх властивостей	
Дослід 2. Добування кислих солей і вивчення їх властивостей.	
Дослід 3. Добування основних солей і вивчення їх властивостей.	
7. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота	10
Захист звітів про роботу	
8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	5

Уміти проводити експеримент, робити висновки, дослідити умови проведення хімічних рівнянь реакцій, вдосконалити навички роботи з лабораторним обладнанням.

9. Видача завдання для самостійної роботи 2,5

10. Прибирання робочих місць 2,5

Лабораторне заняття №2 ХТВ 2

ДОБУВАННЯ РІЗНИХ ТИПІВ ОСНОВ І ВИВЧЕННЯ ЇХ ВЛАСТИВОСТЕЙ. ДОБУВАННЯ КИСЛИХ СОЛЕЙ І ВИВЧЕННЯ ЇХ ВЛАСТИВОСТЕЙ. ДОБУВАННЯ ОСНОВНИХ СОЛЕЙ, ВИВЧЕННЯ ЇХ ВЛАСТИВОСТЕЙ.

Мета: ознайомитись зі способами добування та властивостями основ і солей різних типів

Реактиви і обладнання: Натрій гідрокарбонат (сухий), розчини алюміній сульфату (5%), хлоридної кислоти (5%), купрум (II) сульфату (5%), ортофосфатної кислоти (0,5%), кальцій гідроксиду (насичений), натрій гідроксиду (1н. і 40%)

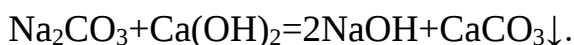
Методичні вказівки

Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи – OH. Число гідроксильних груп у молекулі основи відповідає валентності металу і визначає кислотність основи.

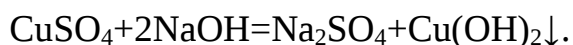
З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електроліти, що дисоціюють у розчині з утворенням гідроксид - іонів OH:



Добувають дією на розчини їхніх карбонатів гашеним вапном. Наприклад:

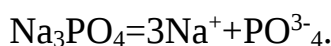


Нерозчинні основи добувають дією розчинних основ на солі того металу, основу якого потрібно добути.



Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену у кислотах на атоми металів, або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.

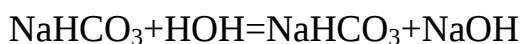
З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це речовини, які під час дисоціації розпадаються на катіони металів та аніони кислотних залишків:



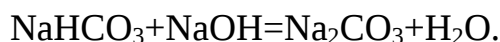
Нормальні солі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот (K_2SO_4 , Na_2CO_3 , K_3PO_4 тощо).

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот ($NaHCO_3$, $KHSO_4$, Na_2HPO_4 тощо).

Кислі солі можна добути гідролізом солей, утворених слабкими багатими основними кислотами:



Кислі солі виявляють властивості кислот



Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі багатими кислотної основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки ($Mg(OH)Cl$, $Zn(OH)Cl$, $(CuOH)_2SO_4$ тощо).

Основні солі добувають дією основи на сіль цієї самої основи, гідролізом солей, утворених слабкими багатими кислотними основами:



Основні солі подібно до основ здатні реагувати з кислотами з утворенням нормальних солей:



Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Добування різних типів основ і вивчення їхніх властивостей

Виконання дослідів	Спостереження
1.1 До 2 мл розчину алюміній сульфату по краплям доливати розчин натрій гідроксиду (1н.) до утворення осаду. До однієї частини осаду долити розчин хлоридної кислоти, а до другої – надлишок розчину лугу.	

Рівняння реакцій:

[illegible][illegible]

Виконання дослідів	Спостереження
2.1 В суху пробірку приладу для добування газів насипати 5 г натрій гідрокарбонату. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою і нагріти. Газ, що виділяється, пропустити через розчин кальцій гідроксиду, до випадання осаду, а потім продовжити пропускання газу до розчинення осаду. До утвореного розчину долити розчин кальцій гідроксиду.	

Рівняння реакцій:

Виконання досліду	Спостереження
2.2 В пробірку налити 2 мл розчину кальцій гідроксиду і додати 1 краплю розчину ортофосфатної кислоти. Спостерігати утворення осаду. Продовжити приливати по краплям розчин ортофосфатної кислоти до розчинення осаду. До утвореного розчину додати розчин кальцій гідроксиду.	

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Добування основних солей і вивчення їх властивостей

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки налити по 2 мл розчину купрум (II) сульфату. В першу пробірку додати 2 мл 4% розчину натрій гідроксиду, а в другу – кілька крапель 1н. розчину натрій гідроксиду і добре перемішати. Звернути увагу на забарвлення утворених осадів. На добутий основний купрум (II) сульфат подіяти розчином хлоридної кислоти	

Рівняння реакцій:

Висновок

Тести підсумкового контролю

1. Серед наведених сполук вкажіть формули амфотерних гідроксидів:

- ☐ NaOH;
- ☐ Zn(OH)₂;
- ☐ Ca(OH)₂;
- ☐ Al(OH)₃;
- ☐ Cu(OH)₂;
- ☐ Cr(OH)₃?

2. Серед наведених сполук вкажіть формулу натрій дигідрофосфату:

- ☐ Na₃PO₄;
- ☐ NaH₂PO₄;
- ☐ NaHPO₄.

3. Серед наведених сполук вкажіть формулу основного купрум (II) карбонату:

- ☐ CuCO₃;
- ☐ Cu(OH)₂;
- ☐ Cu(OH)₂CO₃.

4. Серед наведених рівнянь хімічних реакцій вкажіть реакції нейтралізації:

- ☐ H₂SO₄+CuO→CuSO₄+H₂O;
- ☐ Mg+2HCl→MgCl₂+H₂↑;
- ☐ H₂SO₄+Fe(OH)₂→FeSO₄+2H₂O;
- ☐ SO₂+H₂O→H₂SO₄;
- ☐ NaOH+HCl→NaCl+H₂O.

5. Які з поданих речовин при взаємодії утворюють нерозчинні у воді гідроксиди:

- ☐ CuSO₄+NaOH→;
- ☐ K+H₂O→;
- ☐ Na₂O+H₂O→;
- ☐ FeCl₃+KOH→;
- ☐ Al₂(SO₄)₃+NaOH→?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: класи неорганічних сполук, їх номенклатуру, хімічні властивості. Способи добування. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.

Уміти: складати рівняння хімічних реакцій, що розкривають хімічні властивості оксидів, кислот основ і солей та вивчення їх властивостей

Література:

1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.

1. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне З

Тема: Залежність швидкості хімічних реакцій від концентрації реагуючих речовин і температури.

Мета заняття:

навчальна - сформувати уявлення про швидкість хімічних реакцій і причини, від яких вони залежить.

виховна - формувати вміння спостерігати, аналізувати, робити висновки.

розвиваюча - порівняти значення каталізаторів у хімічному виробництві й у біологічних процесах.

Методи пояснювально - ілюстративні

Матеріально - технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Прибори і реактиви відповідно інструкції. стакани і пробірки, секундомір і термометр, горюче або електроплитка, хімічні стакани на 250мл. Сульфотна кислота (2% розчин), гіпосульфит $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2% розчин), піперка, мензурка.

Література (основна та додаткова)

Інструкції до виконання лабораторної роботи.

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія _-К.: Перун, 1998

2. Глинка Н. Л. Общая химия. -Л.: Химия, 1983 стор. 163-166

3. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовских В. М., Иванов С. В.

Загальна та неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1998

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Концентрація розчинів.	
2) Навести рівняння взаємодії гіпосульфїту з сульфатною кислотою з утворенням сульфуру $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2SO_3 + Na_2SO_4 + S$	
3) Вплив температури на швидкість хімічної реакції.	
4) Що таке каталізатори. Вплив каталізаторів на хід хімічної реакції.	
4. Контроль вихідного рівня знань студентів	35
Мотивація навчальної діяльності (питання)	
Виконання роботи відповідно інструкції до роботи.	
а) залежність швидкості реакції від температури.	
б) залежність швидкості реакції від концентрації	
в) що таке швидкість хімічної реакції, в чому вона вимірюється?	
Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями	
сформулювати залежність швидкості хімічної реакції від концентрації і температури. Вивчення хімічного обладнання і правил роботи з ним.	
5.Інструктаж вступний	5
Правила нагрівання, правила користування реактивами	
6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань	5
Проробити відповідні досліді відповідно до інструкції, зробити узагальнення.	
Заповнити таблицю по зміні концентрації і температури	
7.Поточний контроль виконання роботи	10
Захист звітів по роботі	

8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків) 5

Уміти проводити експерименти, робити висновки, дослідити умови, які впливають на швидкість хімічної реакції, вдосконалити навички роботи з лабораторним обладнанням.

9. Видача завдання для самостійної роботи 2,5

*Температурний коефіцієнт дорівнює 2, а температура підвищилась на 30°C .
У скільки разів зросте швидкість хімічної реакції ?*

10. Прибирання робочих місць

Прибрати робоче місце, помити посуд. 2,5

Лабораторне заняття №3 ХТВ 2

Тема: **ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ І ТЕМПЕРАТУРИ**

Мета: експериментально підтвердити залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин та залежність швидкості реакції від температури.

Матеріально-технічне забезпечення: інструкційні картки до виконання лабораторної роботи, штатив з пробірками, секундомір, електропіч, дистильована вода, розчини: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , хімічний стакан.

Техніка безпеки: 1. Досліди з кислотою виконувати обережно. Якщо кислота попаде на шкіру, треба змити її водою, а потім кислоту нейтралізувати 0,5н розчином NaHCO_3 .

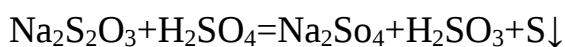
2. Дотримуйтесь правил роботи з нагрівальними приладами

Експериментальна частина

Дослід №1

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації.

Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації речовин, що реагують, можна проводити на реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою. Ця реакція перебігає за рівнянням:



Сірка, що виділяється в результаті реакції, викликає помутніння розчину. Вимірюючи проміжок часу від початку реакції до помітного помутніння розчину, можна судити про відносну швидкість цієї реакції.

Беруть три пробірки, їх нумерують і наливають у першу 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 4 мл дистильованої води, у до лугу – 4 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 2 мл дистильованої води, у третю – 6мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У три інші пробірки наливають по 4 мл H_2SO_4 .

До пробірки №1 вливають розчин H_2SO_4 , включають секундомір і стежать, коли з'явиться каламуть. Записують час появи каламуті. Аналогічно виконують дослід з пробірками №2 і №3, відмічаючи час від моменту зливання розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 , до появи каламуті.

Отримані результати записати в таблицю.

№ реакції	Об'єм розчинів мл			Сумарний обсяг мл	Відносна концентрація	Час появи каламуті	Швидкість реакції
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4				
1	2	4	4	10	1		
2	4	2	4	10	2		
3	6	0	4	10	3		

Прийнявши концентрацію тіосульфату в першій пробірці за одиницю, за отриманими даними побудувати графік, відкладаючи на осі ординат концентрації, а на осі абсцис – відносну швидкість реакції (величину, яка зворотна часу). На осі абсцис можна також відкласти час у секундах, результат, який буде отримано однаковий.



Зробіть висновок:

Дослід №2

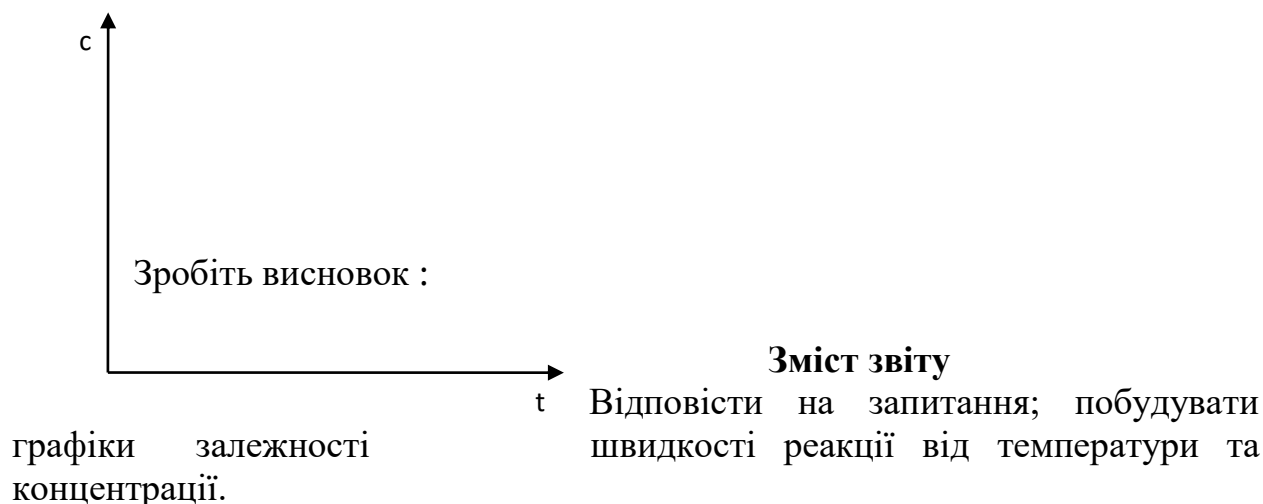
Залежність швидкості хімічної реакції від температури.

Наливають в одну пробірку 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другу пробірку – 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки ставлять у стакан з водою кімнатної температури і витримують 5 – 7 хвилин, щоб пробірки набули температури води. Записують показання термометра. Потім зливають разом вміст обох пробірок, включають секундомір. Розчини перемішують і пробірку ставлять у стакан з водою. Записують час від початку реакції до появи каламуті. Аналогічно повторюють дослід, попередньо підвищивши температуру води в стакані на 10°C і в третьому стакані іще на 10° .

Результати дослідів записати у таблицю.

№ пробірки	Об'єм розчинів мл		t	Час появи каламуті сек..	Відносна швидкість реакції	У скільки разів змінюється швидкість
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				
1	5	5				
2	5	5				
3	5	5				

За отриманими даними побудувати графік відкладаючи на осі ординат температуру, а на осі абсцис – відносну швидкість реакції (величину, яка зворотна часу).



Контрольні запитання

1. Сформулювати закон діючих мас і навести приклади.

2.Що називається температурним коефіцієнтом швидкості хімічної реакції?

3. Що називають константою швидкості хімічної реакції і від яких факторів вона залежить?

4. Напишіть математичний вираз для швидкості хімічних реакції, які перебігають за рівняннями:

$N_2 + O_2 = 2NO$ _____

$C + O_2 = CO_2$ _____

$FeO + H_2 = Fe + H_2O$ _____

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції: $2NO + O_2 = 2NO_2$ якщо збільшити концентрації NO та O_2 відповідно в 2 та в 3 рази?

6. При деякій температурі рівновага реакції $I_2 + H_2 \leftrightarrow 2HI$ встановилась при наступних концентраціях речовин: $[H_2] = 0,25$ моль/л, $[I_2] = 0,05$ моль/л, $[HI] = 0,8$ моль/л. Обчислити константу рівноваги і вихідні концентрації водню і йоду.

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: закон діючих мас та вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій.

Визначення константи хімічної рівноваги для зворотних реакцій та причини її зміщення.

Уміти: розв'язувати задачі на визначення швидкості хімічних реакцій, константи рівноваги хімічних реакцій та проводити термохімічні розрахунки

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 4

Тема: Дисоціація сильних і слабких електролітів. Зміна забарвлення індикатора.

Мета заняття:

навчальна - ознайомити з випадками гідролізу, навчити писати іонні рівняння гідролізу, знати, що таке електроліти

виховна - вміти робити висновки, логічно мислити.

розвиваюча - дослідити властивості розчинів електролітів та встановити фактори, що впливають на дисоціацію, визначити РН розчину.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Таблиця «Гідролізу солей.» Матеріали і обладнання відповідно інструкції до лабораторної роботи: індикатори, розчини солей: Na_2CO_3 ; K_2S ; CuSO_4 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ або NH_4Cl ; NaCl ; FeCl_3 ; NaOH ; AlCl_3 , штатив з пробірками.

Література (основна та додаткова):

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Іванов С. В.

Загальна неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. - М. : Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія. -К. : Вища школа, 1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Контроль вихідного рівня знань (питання контролю)	17
<i>1) Які реакції називаються реакціями нейтралізації?</i> <i>2) Сильні і слабкі електроліти</i> <i>3) Дисоціація кислот, основ, солей</i> <i>4) Дисоціація H_2O</i> <i>5) Водневий показник pH. Визначення середовища</i>	
4. Контроль вихідного рівня знань студентів	35
• Мотивація навчальної діяльності (питання) <i>Гідроліз солей. Випадки гідролізу:</i> <i>1) Сіль утворена сильною основою і сильною кислотою pH розчину</i> <i>2) Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою</i> <i>3) Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою</i> <i>4) Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою</i> • Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями <i>Ознайомлення з pH середовища в залежності від складу солі. Випробування розчинів солей індикаторами.</i> • Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці <u><i>Пом'ятати, що неохайність, неуважність, недостатні знання по властивостям хімічних речовин можуть привести до небажаних випадків.</i></u> <u><i>Уважно читати напис на етикетці при приготуванні розчинів. Обережно працювати з кислотами і лугами</i></u>	
5. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	5
Зміст завдання: Здійснення експерименту по визначенню середовища наданих солей. Вивчення повного гідролізу солей. Заповнити таблицю по визначенню	

середовища і навести рівняння відповідних реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

6.Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота 5

7.Захист звітів про роботу 5

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків) 5

Уміти визначити РН розчину солі. Писати молекулярні і іонні рівняння відповідних реакцій.

9.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

Навести приклади солей утворених слабкою основою і сильною кислотою і навпаки. Записати рівняння у іонному вигляді. Визначити РН середовища. Яке забарвлення буде мати фенолфталеїн і метилоранж у даному середовищі

10.Прибирання робочих місць 2,5

Лабораторне заняття №4 ХТВ 2

Тема: ДИСОЦІАЦІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЗМІНА ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРІВ ЗАЛЕЖНО ВІД РЕАКЦІЙ СЕРЕДОВИЩА. ВПЛИВ ОДНОЙМЕННИХ ІОНІВ НА ДИСОЦІАЦІЮ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

Мета: дослідити властивості розчинів електролітів та встановити фактори, що впливають на дисоціацію. Ознайомитись із зміною забарвлення індикаторів залежно від реакції середовища.

Реактиви і обладнання: розчини натрій хлориду (5%), натрій гідроксиду (0,1н.), хлоридної кислоти (0,1н.), ацетатної кислоти (0,1н.), амоніаку, фенолфталеїну, метилоранжу, лакмусу, кристалічний натрій, ацетат, кристалічний амоній хлорид, дистильована вода.

Методичні вказівки

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називаються *електролітами*.

Електролітична дисоціація – це розщеплення молекул на йони під впливом молекул полярного розчинника.

Солі – сильні електроліти, дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку.

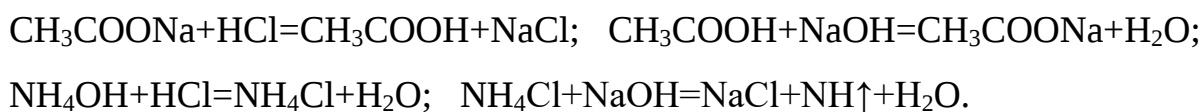
Кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.

Молекули **основ** у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів металу і гідроксильних груп.

Індикаторний метод ґрунтується на тому, що різні індикатори змінюють своє забарвлення за різних значень рН: метилоранж за рН=4,4 світло-червоного кольору, лакмус – за рН=7 жовтого кольору, фенолфталеїн – за рН=9 малинового кольору тощо.

Буферні розчини – це суміші розчину слабкої кислоти (або слабкої основи) та її солі, наприклад, суміш ацетатної кислоти й ацетату натрію $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$, суміш гідроксиду і хлориду амонію $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

У разі додавання до буферних розчинів розчину сильної кислоти або сильної основи відбуваються такі реакції:



Отже, під дією на буферний розчин розчину сильної кислоти або сильної основи змінюється концентрація розчину слабкої кислоти або слабкої основи.

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Дисоціація сильних і слабких електролітів

Виконання досліду	Спостереження
1.1 В склянку налити дистильовану воду і за допомогою приладу випробувати її електропровідність. Чи засвічується лампочка приладу? Чи проводить вода	

електричний струм?	
1.2 В склянку налити розчин натрій хлориду і випробувати його електропровідність. Як світиться лампочка? До яких електролітів можна віднести цей розчин?	
1.3 У чотири склянки налити 0,1 н. розчини хлоридної кислоти, натрій гідроксиду, ацетатної кислоти, амоніаку. Випробувати електропровідність цих розчинів за допомогою приладу. Після кожного випробування електроди промивати в дистильованій воді. відмітити інтенсивність світіння лампочки і зробити висновок про силу досліджуваних електролітів	

Рівняння дисоціації:

Дослід 2. Зміна забарвлення індикаторів залежно від реакції середовища

В три пробірки налити по 2 мл дистильованої води і додати по 1-2 краплі розчину лакмусу. В першу пробірку додати 1 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу – 1 мл розчину натрій гідроксиду. Відмітити зміну забарвлення порівнянно з третьою пробіркою.

Аналогічно дослідити зміну індикаторів метилового оранжевого і фенолфталеїну. Спостереження записати в таблицю:

Індикатор	ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРА
-----------	------------------------

	Нейтральне середовище	Кисле середовище	Лужне Середовище
Лакмус Фенолфталеїн Метилоранж			

Рівняння реакції:

Дослід 3. Вплив однойменних іонів на дисоціацію електролітів

Виконання досліду	Спостереження
3.1 В дві пробірки налити по 2 мл розчину ацетатної кислоти і додати по 1-2 краплі розчину метилоранжу. В першу пробірку додати 2 г натрій ацетату і перемішати, а другу залишити без змін. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. 3.2 В дві пробірки налити по 2 мл розчину амоніаку і додати по 1 краплі розчину фенолфталеїну. В першу пробірку додати 2 г амоній хлориду і перемішати, а другу залишити без змін. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.	

Рівняння дисоціації:

$K_d =$

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Які з наведених електролітів дисоціюють ступіркоасто:

- | | | |
|---|---|--|
| ☐ NaCl; | ☐ K ₂ SO ₄ ; | ☐ Ba(OH) ₂ ; |
| ☐ H ₂ SO ₄ ; | ☐ H ₃ PO ₄ ; | ☐ H ₃ AsO ₄ ? |

2. У розчині є такі іони:

- | | | |
|--|--|---|
| ☐ K ⁺ , H ⁺ , SO ₄ ²⁻ ; | ☐ Na ⁺ , H ⁺ , HPO ₄ ²⁻ ; | ☐ H ⁺ , HSO ₄ ⁻ ; |
| ☐ H ⁺ , NO ₃ ⁻ ; | ☐ Na ⁺ , OH ⁻ ; | ☐ H ⁺ , Cl ⁻ . |

У яких випадках електролітом є кислота?

3. Які з наведених електролітів є сильними:

- | | | |
|---|--|-------------------------------|
| ☐ H ₂ CO ₃ ; | ☐ Cu(OH) ₂ ; | ☐ HCl; |
| ☐ NaNO ₃ ; | ☐ AgBr; | ☐ KOH? |

4. Які з наведених електролітів є слабкими:

- | | | |
|--|--|--|
| ☐ NaOH; | ☐ H ₂ SiO ₃ ; | ☐ Zn(OH) ₂ |
| ☐ Y ₂ S; | ☐ HNO ₃ ; | ☐ NaCl? |

5. Чому дорівнює ступінь дисоціації в 0,002 М розчині амоній гідроксиду при 25°C, якщо $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$:

- | | |
|---|--|
| ☐ $1,8 \cdot 10^{-5}$; | ☐ $9,5 \cdot 10^{-3}$; |
| ☐ $0,36 \cdot 10^{-6}$; | ☐ $9 \cdot 10^{-5}$. |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: поняття про електроліти. Процес дисоціації кислот, основ, солей. Визначення константи дисоціації. Умови протікання реакцій обміну між електролітами до кінця.

Уміти: складати молекулярні та іонні рівняння реакцій. Складати рівняння гідролізу солей. Розв'язувати задачі з визначення ступеня дисоціації і константи дисоціації слабких електролітів.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
3. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 5

Тема: Реакція обміну між розчинами електролітів, що відбувається з утворенням осаду, газу, слабодисоційованої речовини.

Мета заняття:

навчальна - закріпити знання про реакції обміну між розчинами електролітів.

виховна - виховувати навички проведення експериментальної роботи та додержання правил техніки безпеки

розвиваюча - уміння складати молекулярні, повні та скорочені іонні рівняння

Методи: лабораторний

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Розчини: натрій сульфату, барій хлориду, натрій карбонату, плюмбум ацетату, калій йодиду, купрум (II) сульфату, ферум (III) хлориду, сульфатної і хлоридної кислоти, гідроксиду натрію. Штатив з пробірками._

Література (основна та додаткова)

1. В.М.Потапов «Хімія» стор.9; стор.103

2.Глинка Н.Л.Общая химия.-Л.:Химия,1983 стор. 226, 234-237

3.Степаненко О.М.,Рейтер Л. Г. ,Ледовских В.М.,Іванов С. В.

Загальна неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

4.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

5. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Електроліти, неелектроліти.	
2) Теорія електролітичної дисоціації.	

3) Дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах.

4) Умови за яких реакції обміну ідуть до кінця.

4. Контроль вихідного рівня знань студентів 35

- Мотивація навчальної діяльності (питання)

1) Користуючись розчинами які дані одержати: ціль в осаді, гідроксид в осаді, газоподібну речовину, малодисоціюючу речовину (H_2O)

2) Виконати наведені в інструкції експериментальні завдання за наведеними схемами. Навести рівняння відповідних реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями. технологічними прийомами, операціями

Уміння користуватись таблицею розчинності, і наводити приклади реакцій обміну. З'ясувати запис повних і скорочених іонних рівнянь. Навички складання рівнянь по скороченим іонним рівнянням повних і навпаки.

5. Інструктаж вступний 5

При роботі з кислотами й лугами. Необхідність при виконанні дослідів використовувати невелику кількість вихідних розчинів.

6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань 5

1) Одержати в результаті осад (гідроксид, сіль).

2) Одержати газоподібну речовину (CO_2 або NH_3)

3) Одержати малодисоціюючу речовину (H_2O).

4) Виконати експериментальні завдання.

7.Поточний контроль виконання роботи 5

Захист звітів про роботу

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків) 5

Уміння складати іонні рівняння. Вдосконалити вміння проводити хімічні досліди і робити узагальнюючі висновки про умови, за яких реакції обміну відбуваються до кінця.

9.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

1) Навести рівняння дисоціації солей, дати назви солям: K_2SO_4 , $Ba(NO_3)_2$, Na_2S , $AlCl_3$, $CaCO_3$ —

2) Скласти рівняння реакцій між : $BaCl_2 + CuSO_4$; $MgSO_4 + KOH$; $Na_3PO_4 + Ca(OH)_2$

10. Прибирання робочих місць

2,5

Лабораторне заняття №5 ХТВ 2

Тема: РЕАКЦІЯ ОБМІНУ МІЖ РОЗЧИНАМИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, ЩО ВІДБУВАЄТЬСЯ З УТВОРЕННЯМ ОСАДУ, ГАЗУ І СЛАБОДИСОЦІЙОВАНІ РЕЧОВИНИ. ВИПРОБУВАННЯ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ ІНДИКАТОРОМ. ДОБУВАННЯ І ПОВНИЙ ГІДРОЛІЗ У РОЗЧИНІ КАРБОНАТУ АЛЮМІНІЮ

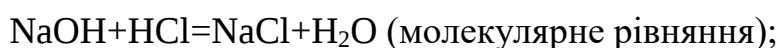
Мета: ознайомитись з реакціями іонного обміну та встановити причини їх проходження до кінця. Дослідити процес гідролізу солей і встановити фактори, які впливають на гідроліз.

Реактиви і обладнання: розчини натрій карбонату, натрій ацетату, натрій хлориду (5%), амоній хлориду, алюміній сульфату, натрій гідроксиду, сульфатної кислоти (1н.), фенолфталеїну, індикаторний папір, пробірки.

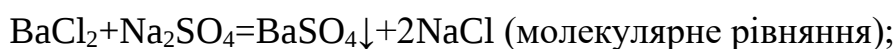
Методичні вказівки

Реакція між електролітами звичайно зводиться до взаємодії між йонами, яка відбувається тільки тоді, коли продуктом реакції є важкорозчинний осад, слабкий електроліт або летка сполука. Наприклад:

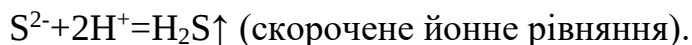
а) нейтралізація сильної кислоти лугом з утворенням слабого електроліту:



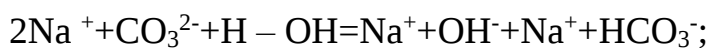
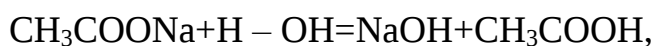
б) взаємодія двох сильних електролітів з утворенням важкорозчинного осаду:

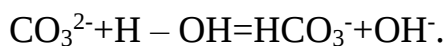


в) взаємодія двох сильних електролітів з утворенням леткої сполуки:

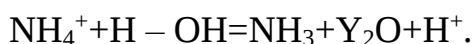
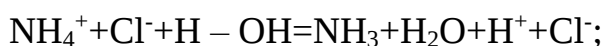
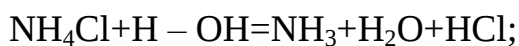


Взаємодія йонів солі і молекул води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт, називається *гідролізом солі*. Однак не всі солі піддаються гідролізу.





Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізують з утворенням основ (одно кислотних) або основних солей.



Під час реакції утворюється слабка основа і вивільнюються йони Гідрогену, які й зумовлюють кислу реакцію розчину; рН розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде тим меншим, чим слабкіша основа і вища концентрація солі.

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Реакція обміну між розчинами електролітів

Виконання досліду	Спостереження
1.1 В пробірку налити 1 мл розчину натрій сульфату і 1 мл розчину барій хлориду	
1.2 В пробірку налити 2 мл розчину натрій карбонату і 1мл розчину сульфатної кислоти.	
1.3 В пробірку налити 1 мл розчину натрій гідроксиду і додати 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Що спостерігається? По краплям доливати розчин сульфатної кислоти до зникнення забарвлення.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Випробування розчинів солей індикатором

За допомогою індикаторного паперу випробувати розчини таких солей: натрій карбону, натрій хлориду і амоній хлориду. Результати записати в таблицю:

№ п/п	Формула солі	Реакція середовища розчину		
		кисла	лужна	нейтральна
1				
2				
3				
4				

Рівняння гідролізу солей:

Дослід 3. Добування і повний гідроліз у розчині алюміній карбону

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 2 мл розчину алюміній сульфату і такий же об'єм розчину натрій карбонату. Відмітити утворення осаду гідроксиду алюмінію і виділення газу	

Рівняння реакції:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Студент виконує дослід, попарно змішуючи в пробірках такі речовини:

- калій хлориду і натрій нітрату;
- натрій карбонату і хлоридної кислоти;
- купрум (II) сульфату і натрій гідроксиду;
- аргентум нітрату і натрій хлориду;
- кальцій гідроксиду і нітратної кислоти.

У яких випадках реакція не відбувається.

2. У яких випадках відбуватимуться реакції з утворенням осаду:

- алюміній сульфату і барій нітрат;
- купрум (II) оксид і сульфатна кислота;
- натрій гідроксид і хром (III) хлорид;
- кальцій карбонат і хлорид на кислота;
- ферум (III) нітрат і барій гідроксид?

3. У яких випадках відбуватимуться реакції з утворенням газу:

- калій карбонат і сульфатна кислота;
 - алюміній оксид і хлорид на кислота;
 - цинк сульфат і калій гідроксид;
 - амоній хлорид і натрій гідроксид;
 - натрій сульфат і сульфатна кислота?
4. Які солі, розчиняючись у воді, змінюють забарвлення фенолфталеїну:
- CuCl_2 ;
 - K_2CO_3 ;
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - Na_2SiO_3 ;
 - AlCl_3 ;
 - Na_2S ?
5. Як впливає на ступінь гідролізу розведення розчину:
- ступінь гідролізу збільшується;
 - ступінь гідролізу зменшується;
 - ступінь гідролізу не змінюється?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: поняття про електроліти. Процес дисоціації кислот, основ, солей. Визначення константи дисоціації. Умови протікання реакції обміну між електролітами до кінця

Уміти: складати молекулярні та іонні рівняння реакцій. Складати рівняння гідролізу солей. Розв'язувати задачі з визначення ступеня дисоціації і константи дисоціації слабких електронів

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне заняття 6

Тема: Хлорна вода, її властивості. Порівняльна активність галогенів.

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з деякими властивостями галогенів і їх сполук

виховна - уміння працювати з підручником, проводити експеримент, робити висновки

розвиваюча - дослідити властивості галогенів . Галогени і життя.

Методи експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Пробірка з газовідвідною трубкою, штатив з пробірками, сухе паливо, сухий NaCl; конц H_2SO_4 ; Розчини: $AgNO_3$; KBr; KI; KCl або NaCl. Бромна вода, хромна вода, кристалічний I_2 , цинковий пил, крохмаль

Література(основна та додаткова)

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.340-353

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Иванов С. В.

Загальна неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. - М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія. -К. : Вища школа, 1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Місце галогенів у Періодичній системі елементів на особливості будови їх атомів.	
2) Сполуки галогенів. Активність в залежності від радіусу атома.	
4. Контроль вихідного рівня знань студентів	35

- Мотивація навчальної діяльності (питання)

1) Одержання і властивості хлороводню.

2) Взаємне витіснення галогенів.

3) Властивості хлорної H_2O

4) Возгонка йода. Якісні реакції на іони Cl^- , Br^- , I^- .

5) Іод - крохмальна реакція.

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

Закріпити вміння характеризувати хімічні елементи виходячи з їх місця в періодичній системі, та будови їх атомів. Галогени, як типові представники неметалів. Формулювання світоглядного уявлення про залежність якісних характеристик від кількісних.

5.Інструктаж вступний

5

Пари галогенів отруйні. Досліди з утворенням пари проводити у витяжній шафі. Правила роботи з конц. H_2SO_4 .

6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань

5

Проробити досліди відповідно до інструкції роботи. Записати рівняння відповідних реакцій. Реакції обміну записати в повному і скороченому іонному вигляді. До реакцій окисно-відновних навести схеми електронного балансу

7.Поточний контроль виконання роботи

10

Захист звітів про роботу

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань. умінь, навиків)

5

Уміння збирати прилади для одержання газів. Закріпити знання по проведенню експерименту. Уміння спостерігати, узагальнювати і робити висновки, тримати у чистоті своє робоче місце.

9.Видача завдання для самостійної роботи

5

*Розмістити галогени в порядку збільшення або зменшення їх активності.
Дати електронні формули їх атомів. Пояснити схемами утворення
немолярного ковалентного зв'язку їх молекул.*

10. Прибирання робочих місць. Прибрати робоче місце, підготуватися до захисту роботи.

Лабораторне заняття №6 ХТВ 2

Тема: ХЛОРНА ВОДА, ЇЇ ВЛАСТИВОСТІ. ПОРІВНЯЛЬНА АКТИВНІСТЬ ГАЛОГЕНІВ. ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ. ДІЯ ІОНІВ СРІБЛА НА ІОНИ ГАЛОГЕНІВ (ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ІОНИ ГАЛОГЕНІВ).

Мета: ознайомитись з властивостями галогенів та їх сполук, порівняти хімічну активність галогенів, виходячи з їх положення в періодичній системі Д.І.Менделєєва

Реактиви і обладнання: калій перманганат, калій йодид, концентровані хлорид на і сульфатна кислоти, розчини калій хлориду (5%). калій броміду (5%), калій йодиду (5%), аргентум нітрату (1%), фуксину, фіолетового чернила, натрій тіосульфату (0.1 н), дистильована вода, органічний розчинник, синій лакмусовий папірець, прилад для добування газів, штатив, пробірки, спиртівка, сірники.

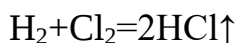
Методичні вказівки

До галогенів належать Флюор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I і Астат At. Назва «галогени» (солероди) зумовлена властивістю аналогів Флюору утворювати солі під час безпосередньої взаємодії з металами.

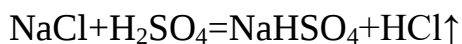
Атоми елементів головної підгрупи VII групи мають таку будову зовнішнього електронного шару s^2p^5 .

На відміну від хлору, броду, Йоду й Астату Флор в усіх своїх сполуках виявляє ступінь окиснення тільки – 1. Решта галогенів виявляють ступінь окиснення від – 1 до +7.

Хлороводень добувають за реакціями:



t^0



конц.

У ряду HF-HCl-HBr-HI сила кислот зростає. У такій самій послідовності зменшується стійкість молекул кислот і збільшується їхня відновна активність.

Наприклад, HF, HCl з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють, HBr відновлює H_2SO_4 до SO_2 , а HI – до H_2S .

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Хлорна вода, її властивості. Порівняльна активність галогенів

Виконання досліду	Спостереження
1.1 В суху пробірку приладу для добування газів помістити юлизько 0,5 г калій перманганату і долити 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. Швидко закрити пробірку корком з газовідвідною пробкою, кінець якої опустити в пробірку, заповнену наполовину дистильованою водою, Хлор пропускати у воду до повного припинення реакції.	

Рівняння реакції

Виконання досліду	Спостереження
1.2 В дві пробірки налити по 2 мл розчину фуксину і фіолетового чорнила. У кожену пробірку додати	

кілька крапель хлорної води і перемішати розчини. Що спостерігається? Пояснити причину знебарвлення розчинів.	
--	---

Виконання досліду	Спостереження
1.3 В одну пробірку налити 2 мл розчину калій броміду, а в другу – 2 мл розчину калій йодиду. В обидві пробірки додати по 0,5 мл органічного розчинника, а потім по 1 мл хлорної води. Вміст пробірок перемішати спостерігати за зміною забарвлення шару органічного розчинника. Пояснити спостереження, написати рівняння реакцій та зробити висновок про порівняльну активність галогенів.	

Рівняння реакції:

Дослід 2. Відновні властивості галогенів

Виконання досліду	Спостереження
В суху пробірку приладу для добування газів помістити кілька кристаликів калій йодиду і прилити кілька краплин концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою, до кірця якої піднести змочений водою синій лакмусовий папірець. Спостерігати утворення пари йоду, осадження кристаликів йоду на стінках пробірки і зміну забарвлення	

лакмусового папірця. Для припинення реакції в пробірку налити розчин натрій тіосульфату. Пояснити спостереження і скласти рівняння окисно – відновної реакції.	
--	-------------------------------

Дослід 3. Якісні реакції на іони галогенів

Виконання досліду	Спостереження
В три пробірки налити по 1мл розчинів калій хлориду, калій броміду і калій йодиду. В кожен з них додати по кілька крапель розчину аргентум нітрату. Відмітити забарвлення і структуру утворених осадів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.	

Рівняння реакції:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Який галоген не проявляє максимального ступеня окиснення +7

- ☐ бром;
 - ☐ фтор;
 - ☐ хлор;
 - ☐ йод?
2. Який ступень окиснення проявляє хлор у сполуках з металами ігідрогеном:
- ☐ -1
 - ☐ +3
 - ☐ +1
 - ☐ +7
3. яким з перелічених реактивів можна скористатись для виявлення в розчині хлоридної кислоти та її солей
- ☐ натрій гідроксид;
 - ☐ аргентум нітрат
 - ☐ барій нітрат;
 - ☐ нітратна кислота?
4. Які з наведених схем є схемами окисно-відновних реакцій
- ☐ $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
 - ☐ $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - ☐ $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - ☐ $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$
5. Яка маса натрій хлориду міститься в 100 мл 0,5 н. розчину
- ☐ 5,85 г;
 - ☐ 11,7 г;
 - ☐ 14,625 г;
 - ☐ 2,925 г?

Після виконання практичного заняття студенти повинні

Знати: будову атомів галогенів. Фізичні і хімічні властивості галогенів і їх сполук. Способи добування і застосування.

Уміти: складати рівняння хімічних реакцій взаємодії галогенів з простими і складними речовинами. Проводити хімічні досліди, що виявляють властивості галогенів і їх сполук. Розв'язувати задачі на об'ємні

співвідношення між речовинами; Визначати кількість продукту реакції при надлишку однієї з вихідних речовин.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 7

Тема: Добування сірководню

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з властивостями сполук сульфуру

виховна - розглянути практичне застосування сірки і сполук, проводити експеримент,

розвиваюча - розвинути вміння аналізувати, робити висновки, узагальнювати

Методи: __експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

штатив з пробірками, фарфорова чашка, сухе паливо, стакани.

Сульфур. Сірководнева вода, розчин $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, розчини: NaCl , ZnCl_2 , , розчин KMnO_4 ; бромна вода, сухий Na_2SO_3 ; концентрована H_2SO_4 ; розчин фуксину.

Література (основна та додаткова)

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.342-347

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г., Ледовских В.М., Іванов С. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М.:Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань	17
1) Розміщення S в періодичній системі, будова атому, можливі ступені окиснення.	
2) Одержання сірководню.	

3) Сірководень як відновник.

4.Контроль вихідного рівня знань студентів

(питання контролю)

10

- Мотивація навчальної діяльності (питання)

1. Одержання сірководню і ознайомлення з його властивостями. Схема утворення молекул з ковалентним типом зв'язку.

2. Які реакції називаються окисно-відновними. Визначення окисників і відновників.

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

Вдосконалювати вміння складати рівняння окисно-відновних реакцій та складати схеми електронного балансу.

5. Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці

5

Техніка безпеки з H_2S (працювати під витяжною шафою). Обережне поводження з концентрованою H_2SO_4 . Правило розведення концентрованої H_2S

6.Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи

25

Зміст завдання:

1. Одержання H_2S .

2. Властивості сульфатної кислоти (розведення).

3.Сірководень як відновник. а) взаємодія з бромною водою. б) взаємодія з дихроматом калію. в) взаємодія з $KMnO_4$. Скласти схеми електронного балансу.

г)розпізнавання сульфат іонів (SO_4^{2-})

7.Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота

10

Захист звітів про роботу

7.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)

5

Закріпити навички проведення лабораторних дослідів, складати рівняння відповідних реакцій, схеми електронного балансу і розставляти коефіцієнти. Уміння спостерігати і робити узагальнення.

8.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

- 1) Як відрізнити сірчану кислоту від її солей.*
- 2) Перерахуйте природні сполуки сірки, наведіть їх хімічні формули й визначте в них ступені окислення сульфур.*
- 3) Складіть рівняння реакцій при яких з простих речовин утворюються складні: Li_2S ; ZnS ; H_2S ; SO_2 .*
- __4) Окисні чи відновні властивості проявляє сульфур в цих (сполука) рівняннях.*

9.Прибирання робочих місць *прибрати робоче місце, захистити звіт по роботі.* 2,5

Лабораторне заняття №7 ХТВ 2

Тема: ДОБУВАННЯ СІРКОВОДНЮ. ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ СІРКОВОДНЮ (РЕАКЦІЯ З БРОМНОЮ ВОДОЮ). ГІДРОЛІЗ СУЛЬФІДУ НАТРІЮ. ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА СУЛЬФАТ-ІОН.

Мета: ознайомитись з властивостями сульфур та його сполук, ознайомитись з відновними властивостями сполук сульфур з різними ступенями окиснення

Реактиви і обладнання: ферум (II) сульфід, натрій сульфід, розчини сульфатної кислоти, натрій сульфату (5%), барій хлориду (5%), бромна вода, універсальний індикаторний папір, прилад для добування газів, пробірки, пробіркотримач, спиртівка, сірники.

Методичні вказівки

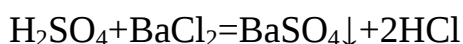
Сірководень H_2S – безбарвний газ з запахом тухлих яєць. При -60°C зріджується, а при -86°C твердне. Водний розчин сірководню називається *сірководневою кислотою*. Сірководень використовують у лабораторній практиці, а в промисловості – для виробництва сірчаної кислоти.

Добування сірководню: t°

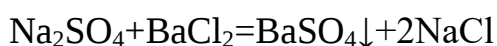


Безводна *сірчана кислота* H_2SO_4 – оліїста рідина, яка під час нагрівання розкладається. Дуже енергійно притягує вологу. Крім властивостей кислоти, концентрована сірчана кислота виявляє властивості окисника.

Якісна реакція на сульфат-іон SO_4^{2-}



білий осад



білий осад

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Добування сірководню

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку помістити 2-3 шматочка ферум (II) сульфіді і долити 3 мл розчину сульфатної кислоти. Для початку реакції пробірку злегка підігріти. Газ, що виділяється, використати для проведення досліду 2.	

Рівняння реакції:

Дослід 2. Відновні властивості сірководню

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 2 мл бромної води і пропустити через неї сірководень. Спостерігати виділення сірки і знебарвлення бромної води. Пояснити спостереження і скласти рівняння реакції.	

Рівняння реакції:

Дослід 3. Гідроліз натрій сульфїду

Виконання досліду	Спостереження
Кілька кристаликів натрій сульфіді розчинити у воді і випробувати розчин універсальним індикаторним папером. Визначити реакцію середовища розчину і написати рівняння гідролізу натрій сульфіді в молекулярному та йонному вигляді.	

Рівняння реакцій:

Дослід 4. Якісна реакція на сульфат-іон

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки налити по 1 мл розчинів сульфатної кислоти і натрій сульфату. В кожену пробірку додати по 0,5 мл розчину барій хлориду. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.	

Рівняння реакцій:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. З яким ступенем окиснення сульфур може бути тільки відновником

- ☐ +4; ☐ 0;
☐ +6; ☐ -2?

2. У яких з наведених схем сульфур є окисником

- ☐ $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$; ☐ $H_2 + S \rightarrow$;
☐ $S + O_2 \rightarrow$; ☐ $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$?

3. У якому випадку в результаті реакції буде виділятися сульфур (IV) оксид

- ☐ $Zn + H_2SO_4(\text{розб.}) \rightarrow$; ☐ $Cu + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$;
☐ $Zn + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$; ☐ $Mg + H_2SO_4(\text{розб.}) \rightarrow$?

4. Які солі не піддаються гідролізу

- | | |
|--|---|
| ☐ Na_2S ; | ☐ Na_2SO_4 ; |
| ☐ K_2SO_4 ; | ☐ K_2SO_3 ? |

5. На нейтралізацію 200 мл розчину сульфатної кислоти було витрачено 16 г натрій гідроксиду. Визначити еквівалентну концентрацію розчину сульфатної кислоти:

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| ☐ 1; | ☐ 0,5; |
| ☐ 2; | ☐ 0,1? |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: будову атомів неметалів шостої групи. Фізичні і хімічні властивості Сульфуру його сполук.

Уміти: порівнювати властивості елементів головної підгрупи шостої групи. Скласти рівняння хімічних реакцій взаємодії сульфур з простими і складними речовинами. Визначити окислювально-відновні властивості сполук Сульфуру. Проводити хімічні досліді із сполуками Сульфуру.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 8

Тема: Добування аміаку з амонійних солей та вивчення його властивостей.

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з властивостями і одержанням аміаку.

виховна – виховати культуру спілкування, методичку проведення експерименту

розвиваюча - розвивати вміння спостерігати й аналізувати, робити висновки й узагальнення.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Матеріали і обладнання . Штатив з пробірками, газовідвідна трубка, сухе пальне, ступка , скляна паличка, сухі NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, стакан з водою, розчини солі амонію, лугу, лакмусовий папірець (червоний)

Література (основна та додаткова)

1.Глинка Н.Л «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.342-347

2.СтепаненкоО.М.,Рейтер Л. Г. ,ЛедовскихВ.М.,ІвановС. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

Відведений

	час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1. Електронна формула азоту	
2. Тип зв'язку в молекулі NH_3	

3. Властивості солей амонію.

4. Контроль вихідного рівня знань студентів

25

Мотивація навчальної діяльності (питання)

1. Одержання аміаку, формула, властивості фізичні

2. Взаємодія з H_2O і конц. HCl . пояснити появу диму.

3. Розкладання солей амонію при нагріванні.

4. Якісна реакція на іон амонію.

Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

1. Одержання аміаку в лабораторії. Зібрати прилад для одержання газів.

2. Нагрівання, прийоми нагрівання.

3. Проведення якісних реакцій.

5. Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці

Техніка безпеки при роботі з нагрівальними приладами, техніка нагрівання. Робота з аміаком.

6. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи

20

Зміст завдання:

Проведення дослідів відповідно інструкції до лабораторної роботи

7. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота

10

Захист звітів про роботу

8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)

5

Уміння складати рівняння відповідних реакцій. Складати іонні рівняння, схеми електронного балансу, схеми утворення молекул (NH_3), робити перетворення, навички розв'язання розрахункових задач.

9. Видача завдання для самостійної роботи

2,5

Питання до самоконтролю в інструкції, тести

10. Прибирання робочих місць *Прибрати робоче місце, захистити роботу.*

2,5

Лабораторне заняття №8 ХТВ 2

Тема: ДОБУВАННЯ АМІАКУ З АМОНІЙНИХ СОЛЕЙ ТА ВИВЧЕННЯ ЙОГО ВЛАСТИВОСТЕЙ. ВІДНОШЕННЯ СОЛЕЙ АМОНІЮ ДО НАГРІВАННЯ. ОКИСНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ

Мета: ознайомитись з хімічними властивостями сполук неметалів п'ятої групи на прикладі сполук нітрогену

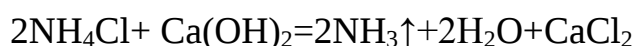
Реактиви і обладнання: амоній хлорид, кальцій гідроксид, мідь, натрій гідрокарбонат, розчини аргентум нітрату (1%), натрій гідроксиду (1н), лакмусу, фенолфталеїну, вапняна вода, індикаторний папір, концентрована і розбавлена нітратна кислота. прилад для добування газів, склянка з водою, корок, пробірки, пробіркотримач, спиртівка, сірники.

Методичні вказівки

Азот N- -безбарвний газ без запаху, при $-195,8^{\circ}\text{C}$ зріджується. В реакції вступає тільки при високій температурі й тиску.

Азот використовують як сировину для добування аміаку і ціанаміду. як газ для створення інертної атмосфери.

Аміак NH_3 – це безбарвний газ з рідким характерним запахом. При $-33,6^{\circ}\text{C}$ він зріджується, а при $-77,8^{\circ}\text{C}$ твердне.



Використовують аміак як сировину для виробництва азотної кислоти, азотних добрив, як холодильний агент і в медицині. Аміак взаємодіє з водою, утворюючи слабку основу, яка дисоціює з утворенням гідроксильних іонів.

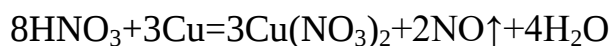
В реакціях аміак проявляє властивості основи та відновника.

Азотна кислота HNO_3 – це безбарвна рідина з густиною $1,54\text{г/см}^3$, яка кипить, розкладаючись, при 86°C , а при -41°C твердне. Під час розкладання виділяється діоксид азоту, який забарвлює її в жовтий колір.

Азотна кислота – сильний електроліт і сильний окисник. У концентрованих розчинах відновлюється до оксиду азоту (IV). у розбавлених – до різних ступенів окиснення азоту.



(конц.)



(розб.)

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Добування амоніаку з амонійних солей та вивчення його властивостей

Виконання досліду	Спостереження
Скласти прилад для добування газів. В пробірку приладу насипати суміш амоній хлориду і кальцій гідроксиду. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою і закріпити в штативі так, щоб дно її було трохи вище отвору. Суміш нагріти. Амоніак зібрати в суху пробірку.	
Коли пробірка заповниться амоніаком, закрити її отвір корком і не перевертаючи опустити в склянку з водою. Що спостерігається? Закрити пробірку під водою корком і перевернути.	
До утвореного розчину додати кілька крапель фенолфталеїну. Далі цей розчин прокип'ятити до закінчення забарвлення.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Відношення солей амонію до нагрівання

Виконання досліду	Спостереження
В суху пробірку помістити кілька кристалів амоній хлориду і нагріти його, тримаючи пробірку горизонтально. що спостерігається? Для визначення складу білого нальоту, що утворився у верхній частині пробірки; розчинити його у воді. Розчин поділити на дві частини. в першу пробірку долити 1 мл розчину лугу, нагріти і піднести до отвору змочений водою індикаторний папірець. В другу пробірку долити 1 мл розчину аргентум нітрату.	

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Окисні властивості нітратної кислоти

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки покласти маленькі кусочки міді. В першу пробірку долити 2 мл концентрованої нітратної кислоти, а в другу – 2 мл розбавленої. Для початку реакції пробірки злегка підігріти. Звернути увагу на колір газів, що виділяються.	

Рівняння реакцій:

Висновок

Тести підсумкового контролю

1. Який об'єм аміаку виділиться при взаємодії 2,14 г хлориду з кальцій гідроксидом:

- ☐ 0,89 л; ☐ 0,224л;
☐ 0,448л; ☐ 1,729л?

2. Які речовини можна використати для висушування амоніаку:

- ☐ H_2SO_4 (конц.); ☐ HCl (конц.);
☐ KOH (тв.); ☐ $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

3. В якому випадку при підвищенні тиску рівновага зміщується вправо:

- ☐ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}$; ☐ $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
☐ $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; ☐ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 4\text{HNO}_3$?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: особливості будови атомів елементів головної підгрупи п'ятої групи.

Фізичні і хімічні властивості Нітрогену і Фосфору та їх сполук.

Способи добування і застосування Нітрогену і Фосфору.

Уміти: порівнювати властивості елементів головної підгрупи п'ятої групи.

Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії Нітрогену і Фосфору з простими і складними речовинами. Складати рівняння окислювально-відновних реакцій розчинення металів у розчинах нітратної кислоти різної концентрації. Проводити хімічні досліди зі сполуками нітрогену, робити висновки за результатами аналізу.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 9

Тема *Взаємодія лужних металів з водою*

Мета заняття:

навчальна - ознайомити з взаємодією лужних металів з водою. властивостями сполук кальцію та алюмінію.

виховна - викликати цікавість при проведенні експерименту, вміння аналізувати, порівнювати й узагальнювати.

розвиваюча - поглибити знання по властивостям лужних. лужноземельних металів та амфотерності, показати зв'язок хімії з повсякденним життям та діяльністю людини.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення дидактичні засоби, ТЗН:

Матеріали і обладнання відповідно дослідів лабораторної роботи: К, Al – метали. CaCO_3 , H_2SO_4 або HCl , луги, NaOH або KOH . Штатив з пробірками, вода, сухе паливо, парцелянова чашка, індикатор фенолфталеїн.

Література(основна та додаткова)

1 Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.543- 555.

2.Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. ,Ледовских В.М.,Іванов С. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдання	5
3. Актуалізація опорних знань	17
<i>1. Розміщення Me в періодичній системі.</i>	

2. особливості електронної будови атомів Me.

3. Ряд напруги Me; взаємодія з кислотами Me.

4. Амфотерність

4. Мотивація навчальної діяльності (питання) 25

1. Характерні властивості лужних і лужноземельних Me

2. Амфотерні Me. В чому суть явища амфотерності?

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

Проведення експерименту

Нагрівання

Робота з кислотами і лугами

Суть явища амфотерності (розібрати на прикладі)

5. Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці 5

Техніка безпеки при роботі з кислотами і лугами, нагрівання посуду, поводження з речовинами і розчинами, техніка безпеки при проведенні дослідів взаємодії лужного Me з водою

6. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи 20

Зміст завдання: _

1) Взаємодія лужних Me з водою

2) Добування оксиду кальцію прожарюванням мармуру і гідратація його.

3) Взаємодія Al з кислотами і лугами.

4) Добування гідроксиду алюмінію та вивчення його амфотерних властивостей.

7. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота 5

Захист звітів про

8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків) 2,5

Уміти проводити експеримент, брати малі кількості реактивів, уміння нагрівати посуд, досліджувати результат реакції. Навички у написанні формул речовин і відповідних рівнянь реакцій

9.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

Експериментальне завдання в інструкції до роботи.

10.Прибирання робочих місць, захист роботи. 2,5

Лабораторне заняття № 9 ХТВ 2

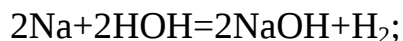
Тема: ВЗАЄМОДІЯ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ З ВОДОЮ. ДОБУВАННЯ ОКСИДУ КАЛЬЦІЮ РОЗКЛАДАННЯМ КАРБОНАТУ КАЛЬЦІЮ І ЙОГО ГІДРАЦІА. РОЗЧИНЕННЯ АЛЮМІНІЮ В КИСЛОТАХ І ЛУГАХ. ДОБУВАННЯ ГІДРОКСИДУ АЛЮМІНІЮ ТА ВИВЧЕННЯ ЙОГО АМФОТЕРНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ.

Мета: ознайомитись з хімічними властивостями металів головних підгруп та їхніх сполук

Реактиви і обладнання: алюміній, натрій, крейда, розчин хлоридної кислоти (1н.), натрій гідроксиду (1н), алюміній сульфату (5%), фенолфталеїну, червоний лакмусовий папір, пробірки, тигельні щипці, фарфорова чашка, спиртівка, сірники, скляна лійка, штатив.

Методичні вказівки

Натрій Na – сріблясто-білий метал, легкий, м'який і легкоплавкий. Зберігається під шаром гасу.



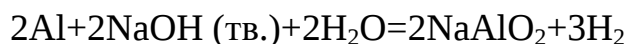
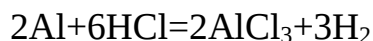
Натрій гідроксид NaOH – біла кристалічна речовина, добре розчинна у воді.

Кальцій – сріблясто-білий метал. У природі у вільному стані його немає. Зберігається в гасі, порівняно з натрієм твердіший. *Кальцій оксид* (негашене вапно) – тугоплавка речовина білого кольору. Одержують випалюванням вапняку (t). $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. Використовується при виплавленні чавуну, сталі і в будівництві. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

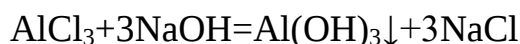
Кальцій гідроксид (гашене вапно, вапняне молоко, вапняна вода) Ca(OH)_2 – крихкий порошок сіруватого кольору, трохи розчинний у воді.

Алюміній Al – метал сріблясто білого кольору. Легкий, дуже пластичний. За електропровідністю поступається лише сріблу і міді. Амфотерний елемент. Застосовують для добування дюралюмінію,

виготовлення електропроводів. предметів домашнього вжитку; в літакобудуванні.



Алюміній гідроксид Al(OH)_3 - біла тверда речовина, що не розчиняється у воді. Утворюється при взаємодії солей алюмінію з лугами



Хід і послідовність виконання завдань

Дослід1. Взаємодія лужних металів з водою

Виконання досліду	Спостереження
Пробірку з водою закріпити вертикально в штативі і кинути у воду невеличкий очищений шматочок натрію. Пробірку закрити перевернутою скляною лійкою. Коли весь натрій прореагує, додати в пробірку кілька краплин фенолфталеїну.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Добування оксиду кальцію і його гідрата

Виконання досліду	Спостереження
Шматочок крейди помістити в фарфорову чашку і змочити невеликою кількістю води. Скляною паличкою перенести краплинку суміші на червоний лакмусовий папірець. Чи змінилось його забарвлення?	
Тигельними щипцями взяти шматок крейди з чашки і сильно прожарити в полум'ї 2-3 хв. Прожарений шматочок крейди знову помістити в фарфорову чашку і змочити водою. Краплиту суміші перенести на червоний лакмусовий папірець. Що	

спостерігається?	
------------------	--

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Розчинення Алюмінію в кислотах і лугах

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки покласти по шматочку алюмінію. В першу пробірку долити 3 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу – 3мл розчину лугу. Для початку реакції пробірки злегка підігріти. Що спостерігається?	

Рівняння реакцій:

Дослід 4. Добування гідроксиду алюмінію і дослідження його амфотерних властивостей

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 2 мл розчину алюміній сульфату і долити 2 мл розчину натрій гідроксиду. Добутий осад розділити на 2 частини. В першу пробірку долити 2 мл розчину натрій гідроксиду, а в другу 2 мл розчину хлоридної кислоти	

Рівняння реакцій:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. У полум'я пальника внести сіль. при цьому з'явилося жовте забарвлення.

Сіль якого металу досліджували:

- | | |
|----------------------------------|---------------------------------|
| ☐ натрію; | ☐ літію; |
| ☐ калію; | ☐ барію? |

2. Які з цих газів не вступатимуть в реакцію при пропусканні їх через розчин калій гідроксиду:

- | | |
|---------------------------------------|---|
| ☐ хлороводень; | ☐ азот; |
| ☐ кисень; | ☐ карбон (IV) оксид? |

3. Який з наведених гідроксидів є найсильнішою основою:

- | | |
|--|--|
| ☐ Ba(OH)_2 ; | ☐ KOH ; |
| ☐ FrOH ; | ☐ Ca(OH)_2 ? |

4. Пластинку алюмінію занурено в розчин солей однакової концентрації. В яких випадках відбуватиметься реакція:

- | | |
|--|--|
| ☐ кальцій хлорид; | ☐ ферум (II) сульфат; |
| ☐ калій нітрат; | ☐ цинк хлорид? |

5. Суміш алюмінію і алюміній оксиду масою 12 г про взаємодіяла з розчином хлоридної кислоти. при цьому виділився газ об'ємом 8,96 л. Визначити масову частку алюмінію в суміші:

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| ☐ 60%; | ☐ 30%; |
| ☐ 25%; | ☐ 50%? |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: особливості будови електронних оболонок атомів металів головних підгруп, їх фізичні і хімічні властивості, знаходження в природі, способи добування і застосування

Уміти: порівнювати властивості металів головних підгруп за їх положенням у періодичній системі і будовою електронних оболонок їх атомів. Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії металів з неметалами та складними речовинами. Проводити хімічні досліди, що виявляють властивості металів і їх сполук, робити висновки, ґрунтуючись на результатах аналізу

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТВ 2

Вид заняття: лабораторне 10

Тема: Добування і властивості гідроксиду хрому(III). Перехід хроматів у дихромати і навпаки. Розклад перманганату калію при нагріванні. Якісні реакції на іони феруму(II) і феруму(III)

Мета заняття:

навчальна - ознайомити з добуванням і властивостями гідроксиду хрому(III). Переходом хроматів у дихромати і навпаки.

Розкладом перманганату калію при нагріванні. Якісними реакціями на іони феруму(II) і феруму(III).

виховна - викликати цікавість при проведенні експерименту, вміння аналізувати, порівнювати й узагальнювати.

розвиваюча – розвивати логічне мислення, навички проводити експеримент

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН: калій перманганат, розчини хром (III) сульфату (5%), натрій гідроксиду(1н.), хлоридної кислоти (1н.), ферум (II) сульфату (5%), ферум (III) хлориду (1%), калій гексаціаноферату (III) (1%), калій гексаціаноферату (II) (1%), калій роданіну (1%), калій хромату (1%), прилад для добування газів, дерев'яна скіпка, спиртівка, сірники.

Література(основна та додаткова)

1 Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.543- 555.

2.СтепаненкоО.М.,Рейтер Л. Г. ,ЛедовскихВ.М.,ІвановС. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1.Організаційна частина	3
2.Повідомлення теми, формування мети та основних завдання	5
3.Актуалізація опорних знань	17
Ознайомитись з основними властивостями сполук металів побічних підгруп	
4. Мотивація навчальної діяльності (питання)	25
<i>Характерні властивості властивості гідроксиду хрому(III). Перехід хроматів у дихромати і навпаки. Розклад перманганату калію при нагріванні. Якісні реакції на іони феруму(II) і феруму(III)</i>	
Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями	
<i>Проведення експерименту</i>	
<i>Нагрівання</i>	
<i>Робота з кислотами і лугами</i>	
5.Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці	5
<i>Техніка безпеки при роботі з кислотами і лугами, нагрівання посуду, поводження з речовинами і розчинами, техніка безпеки при проведенні дослідів.</i>	
6.Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	20
Зміст завдання:	
1) Добування і властивості хром (III) гідроксиду	
2) Перетворення хроматів у дихромати і навпаки	
3) Розкладання калій перманганату при нагріванні	
4) Якісні реакції на іони Феруму (II) і Феруму (III)	
7.Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота	5
Захист звітів про	
8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	2,5

Уміти проводити експеримент, брати малі кількості реактивів, уміння нагрівати посуд, досліджувати результат реакції. Навички у написанні формул речовин і відповідних рівнянь реакцій

9.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

Експериментальне завдання в інструкції до роботи.

10.Прибирання робочих місць, захист роботи. 2,5

Лабораторне заняття № 10 ХТВ 2

ДОБУВАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ГІДРОКСИДУ ХРОМУ (III). ПЕРЕХІД ХРОМАТІВ У ДИХРОМАТИ І НАВПАКИ. РОЗКЛАДАННЯ ПЕРМАНГАНАТУ КАЛІЮ ПРИ НАГРІВАННІ. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ІОНИ ФЕРУМУ (II) І ФЕРУМУ (III).

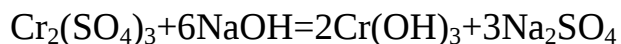
Мета: ознайомитись з основними властивостями сполук металів побічних підгруп

Реактиви і обладнання: калій перманганат, розчини хром (III) сульфату (5%), натрій гідроксиду (1н.), хлоридної кислоти (1н.), ферум (II) сульфату (5%), ферум (III) хлориду (1%), калій гексаціаноферату (III) (1%), калій гексаціаноферату (II) (1%), калій роданіну (1%), калій хромату (1%), прилад для добування газів, дерев'яна скіпка, пробірки, пробіркотримач, спиртівка, сірники.

Методичні вказівки

Хром Cr – сріблясто-білий метал, який легко піддається механічній обробці. Хром – найтвердіший з усіх металів, має високу температуру плавлення (1875⁰C).

Гідроксид хрому (III) Cr(OH)₃ – нерозчинний у воді, має сіро-зелене забарвлення.

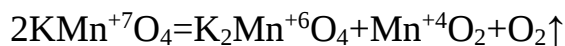


Хромати мають жовте забарвлення, а дихромати – оранжеве.

Марганець Mn – сріблясто-білий метал, твердий, стійкий проти дії води і повітря.

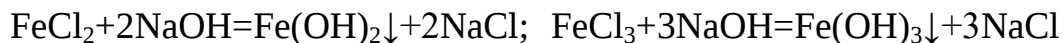
Перманганатна кислота HMnO₄ відома лише в розчині (розчин фіолетового кольору). Сильна кислота. Її солі – перманганати – дуже сильні окисники. Залежно від середовища перманганат-іони здатні відновлюватись до різних ступенів окиснення.

Найпоширеніша сіль перманганатної кислоти KMnO_4 при нагріванні розкладається.



форум (II) гідроксид. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і Ферум (III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Добування:



Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Добування і властивості хром (III) гідроксиду

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки налити по 1 мл розчину хром (III) сульфату і добавляти по краплям розчин натрій гідроксиду до випадання осаду сіро-зеленого кольору. Після цього в першу пробірку долити розчин хлоридної кислоти, а в другу – натрій гідроксиду до розчинення осадів. Написати рівняння реакцій і зробити висновок про властивості хром (III) гідроксиду.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Перетворення хроматів у дихромати і навпаки

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 1 мл розчину калій хромату і добавити 1 мл розчину сульфатної кислоти. Що спостерігається? До утвореного розчину долити 1 мл розчину калій гідроксиду. Пояснити спостереження. Написати рівняння реакцій	

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Розкладання калій перманганату при нагріванні

Виконання дослідів	Спостереження
В суху пробірку насипати 0,5 г калій перманганату, закріпити її горизонтально в штативі і нагрівати в полум'ї спиртівки. Кисень, що виділяється, виявити за допомогою тліючої скіпки. Написати рівняння розкладу калій перманганату.	

Рівняння реакцій:

Дослід 4. Якісні реакції на іони Феруму (II) і Феруму (III)

Виконання дослідів	Спостереження
4.1. В пробірку налити 1 мл розчину ферум (II) сульфату і додати кілька крапель розчину калій гексаціаноферату (III). Що спостерігається? Написати рівняння реакції.	

Рівняння реакцій:

Виконання досліду	Спостереження
4.2. В дві пробірки налити по 1 мл розчину ферум (III) хлориду. В першу пробірку додати кілька крапель розчину калій гексаціаноферату (II), а в другу – кілька крапель розчину роданіду. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.	

Рівняння реакцій:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Як змінюються хімічні властивості гідроксидів хрому із зростанням його ступеня окислення:

- ☐ посилюються основні властивості;
- ☐ послаблюються основні властивості;
- ☐ посилюються кислотні властивості;
- ☐ послаблюються кислотні властивості?

2. Вкажіть рівняння реакцій, в яких хром (VI) оксид є окисником:

- ☐ $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- ☐ $\text{CrO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca CrO}_4$;
- ☐ $2 \text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- ☐ $4 \text{CrO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{CO}_2 \uparrow + 9\text{H}_2\text{O}$.

3. За наведеними схемами визначте реакції, які не можливі:

- ☐ $\text{FeSO}_4 + \text{Al} \rightarrow$; ☐ $\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$;
☐ $\text{Fe} + \text{MgSO}_4 \rightarrow$; ☐ $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow ?$

4. З наведених схем реакцій вкажіть ту, в яких ферум буде окисником:

- ☐ $\text{FeCl}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$;
☐ $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2$;
☐ $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$;
☐ $\text{Fe}_2\text{Cl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$.

5. Який об'єм кисню виділиться при нагріванні 40 г калій перманганату, що містить 6% домішок:

- ☐ 5,4 л; ☐ 2,24 л;
☐ 4,48 л; ☐ 2,7 л?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: особливості будови електронних оболонок атомів металів побічних підгруп, їх фізичні і хімічні властивості, знаходження в природі, способи добування і застосування

Уміти: порівнювати властивості металів побічних підгруп за їх положенням у періодичній системі і будовою електронних оболонок їх атомів. Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії металів побічних підгруп з простими і складними речовинами. Визначити окислювально-відновні властивості сполук металів побічних підгруп. Проводити хімічні досліді зі сполуками металів побічних підгруп та робити висновки, ґрунтуючись на результатах аналізу.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.

3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

Лабораторно – практичні заняття. ХТК₂

Тема 1. Класифікація неорганічних сполук.

Практичне заняття №1 *Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями.*

Тема 2. Будова атома і періодична система Д.І. Менделєєва.

Практична заняття №2 *Складання електронних формул атомів елементів.
Визначення типів хімічного зв'язку.*

Тема 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій.

Лабораторне заняття №1 *Залежність швидкості хімічної реакції від
концентрації реагуючих речовин і температури.*

Тема 6. Теорія електролітичної дисоціації.

Лабораторне заняття №2 *Дисоціація сильних і слабких електролітів.*

Лабораторне заняття №3 *Реакція обміну між розчинами електролітів, що
відбуваються з утворенням осаду, газу,
слабодисоційованої речовини.*

Тема 9.1 Неметали сьомої групи.

Лабораторне заняття №4 *Хлорна вода, її властивості. Порівняльна
властивість галогенів.*

Тема 9. 2 Неметали шостої групи.

Лабораторне заняття №5 *Добування сірководню.*

Тема 9.3 Неметали п'ятої групи.

Лабораторне заняття №6 *Добування аміаку з амонійних солей та значення
його властивостей.*

Тема 10.1 Метали головних підгруп.

Лабораторне заняття №7 *Взаємодія лужних металів з водою. Добування оксиду
кальцію розкладанням карбонату і гідратація його. Розчинення
алюмінію в кислотах і лугах. Добування гідроксиду алюмінію та
вивчення його амфотерних властивостей.*

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: *практичне 1*

Тема: *Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями.*

Мета заняття:

навчальна -сформувати уміння розв'язувати задачі за рівняннями хімічних реакцій, навчитись користуватись пам'яткою по розв'язку задч

виховна - розвивати навички дослідної роботи,удосконалювати творчі здібності,виховувати культуру спілкування

розвиваюча - проілюструвати застосування математичних знань у хімії, формувати вміння працювати з інформаційним матеріалом

Методи:*бесіда,експеримент*

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Періодична система елементів Д.І.Менделєєва, «таблиця розчинності», таблиця «Молекулярні маси».

Література(основна та додаткова)

1.ГлинкаН.Л.Общая химия. -Л.;Химия,1983

2.КузьменкоМ.Є,Єрьомін В.В.2400 задач з хімії-Тернопіль:Навчальна книга-Богдан,2001

3.ХомченкоГ.П.Химия для поступающих в вузы.М.:Высшая школа,1994

4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія _-К.:Перун,1998

5.СтепаненкоО.М.,Рейтер Л. Г. , ЛедовскихВ.М.,ІвановС. В.

Загальна та неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

6.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

7. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
1) Складання рівнянь за умовами задачі.	
2) Розрахунки M_r маси сполук	
3) Закон Авогадро. Об'єм г-моля газу при н. у. (22,4л)	
4) Знаходження $W\%$ за масою речовини і навпаки.	
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Записати формулу $W\%$	
2) Як розрахувати надлишок, якщо речовини в певній масі вступають в реакцію.	
3) Як розв'язати задачу на вихід продукту.	
4. Контроль вихідного рівня знань студентів	35
Опитування фронтальне.	
5. Інструктаж вступний	5

Ознайомлення студентів з правилами поведінки в лабораторії і поводженні з реактивами.

6. Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань	5
--	---

На цьому занятті ви повинні перевірити свої знання по розв'язуванню задач. Для цього ми повинні узагальнити знання по поняттям і законам хімії, уміння складати рівняння користуючись знаннями хімічних властивостей речовин. Повторити як розставляти коефіцієнти в рівняннях реакцій. При невірній Ростанові коефіцієнтів не можна одержати правильну відповідь. Хочу познайомити Вас з пам'яткою по розв'язуванню задач, яка допоможе при розв'язанні будь-якої задачі:

1) Реагенти вступають в реакцію в чітко визначених масових співвідношеннях.

2) Досить часто в практичній роботі зустрічаються ситуації, коли один з реагентів залишається у надлишку, або навпаки, одного з реагентів не вистачає на одержання визначеної кількості продукту реакції. Як же визначити необхідні маси (або об'єми) реагентів? Пропоную способи розв'язання проводити розрахунки за хімічними формулами і рівняннями. Розв'язувати задачі на визначення молярної маси речовин (простих і складних) на визначення об'ємів газів (наслідок із закону Авогадро), на вихід продукту, маси речовин коли дані розчини певних концентрацій.

7. Поточний контроль виконання роботи

10

Задачу розв'язуємо на дошці з повним поясненням, а потім студенти розв'язують задачі відповідно завдань практичної роботи (інструкція з умовами).

8. Інструктаж заключний

5

інструкції з правилами роботи в лабораторії.

9. Завдання для самостійної роботи

1. Яку масу сульфур діоксиду можна одержати з 10 г сірки і 5,6л кисню (н.у.). Визначити масу надлишку

2. Вивчити пам'ятку, розібратись, як нею користуватись.

Практичне заняття №1 ХТК 2

Тема: РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ І РІВНЯННЯМИ. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА РІЗНИХ СПОЛУК.

Мета: систематизувати і узагальнити знання про основні закони хімії. Вдосконалювати вміння та проводити розрахунки за хімічними формулами і рівняннями. Ознайомитись з методикою визначення молярних мас еквівалентів різних хімічних сполу.

Реактиви і обладнання: вапняк, розчин хлорної кислоти (1н.), дистильована вода, мірний циліндр на 100 мл, ексикатор, техніхімічні терези, сушильна шафа, водяна баня

Методичні вказівки

Речовина – це те, з чого складаються фізичні тіла.

Кількість речовини - ν (ню) – це число структурних частинок (атомів, молекул або іонів) цієї речовини.

В одному молі будь-якої речовини міститься $6 \cdot 10^{23}$ частинок.

N_A стала Авогадро, яка дорівнює $6 \cdot 10^{23}$ частинок.

Молярна маса, M – це маса речовини, узята в кількості одного моля

$$M = \frac{m}{\nu} \text{ г/моль}$$

1 моль речовини в (г) дорівнює молекулярній масі цієї речовини.

Значення M_r , M і m 1 моль речовини збігаються.

Еквівалентом складної речовини називається така її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Зрозуміло, що в хімічних реакціях різні індивідуальні речовини беруть участь у суворо еквівалентних кількостях. В цьому і полягає **закон**

еквівалентів: хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують між собою у кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам.

Взаємодія вапняку з розчином хлоридної кислоти (1:3) реакція відбувається за рівнянням:



Приклад 1. Визначити кількість речовини моль і число молекул у 28 г сульфатної кислоти.

Розв'язання. 1. За формулою $\nu = m/M$ обчислюємо, скільки моль кислоти відповідає її 28 г: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}$;

$28 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 0,285 \text{ моль}$.

2. Число молекул обчислюємо за формулою $\nu = N/N_A$;

$$N = \nu \cdot N_A = 0,285 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,72 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Приклад 2. Обчислити масу 6л кисню за н. у. $M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ г}$; $V_0 = 22,4 \text{ л}$

Розв'язання. Для розв'язування задачі складаємо пропорцію:

22,4 л O_2 (1моль) мають масу 32 г, 6л O_2 мають масу x г

Звідси: $x = 6 \text{ л} \cdot 32 \text{ г} / 22,4 \text{ л} = 8,6 \text{ г } \text{O}_2$.

Цю задачу можна обчислити і через кількість моль: $\nu = V/V_0$; $\nu = 6/22,4 = 0,27 \text{ моль}$.

$$m = \nu \cdot M = 0,27 \cdot 32 = 8,6 \text{ г } \text{O}_2$$

Приклад 3. Обчислити молекулярну масу газоподібної речовини, якщо маса 1 л її за н.у. становить 0,76 г.

Розв'язання. Виходячи із закону Авогадро, що 1,0 моль будь-якого газу дорівнює молекулярній масі M_r , необхідно знайти масу 22,4 л даного газу.

Складаємо пропорцію:

1 л газу має масу 0,76 г,

22,4 л мають масу x г;

$x = M$ газу;

$$M=22,4 \text{ л} \cdot 0,76 \text{ г/л} = 17,024 \text{ г}.$$

Приклад 4. Розрахувати відносну молекулярну масу сульфату барію (II).

Розв'язання. Валентність барію (II) і валентність сульфатної групи SO_4^{2-} (II), тому формула сульфату барію буде Ba SO_4 . Відносну молекулярну масу M_r розраховують шляхом додавання відносних атомних мас A_r з урахуванням кількості їх атомів. $A_r(\text{Ba})=137$; $A_r(\text{S})=32$; $A_r(\text{O})=16$.

$$M_{(\text{BaSO}_4)} = 137 + 32 + 4 \cdot 16 = 233$$

Приклад 5. Розрахувати масові частки елементів у нітратній кислоті HNO_3 .

Розв'язання. $A_r(\text{H})=1$; $A_r(\text{N})=14$; $A_r(\text{O})=16$;

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$$

Визначаємо масові частки елементів у кислоті за формулою:

$$\omega = n \cdot A_r \cdot 100\% / M_r :$$

$$\omega(\text{H}) = 1 \cdot 100\% / 63 = 1,58\%;$$

$$\omega(\text{N}) = 14 \cdot 100\% / 63 = 22,22\%;$$

$$\omega(\text{O}) = 3 \cdot 16 \cdot 100\% / 63 = 76,2\%.$$

Приклад 6. Знайти формулу солі, якщо в її складі натрію 32,43%, сірки 22,55%, кисню 45,02%.

Розв'язання. Загальний вигляд формули солі $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$. Знаходимо найменше значення для відношення $x : y : z$.

$$x : y :$$

$$z = \omega(\text{Na}) / A_{r\text{Na}} : \omega(\text{S}) / A_{r\text{S}} : \omega(\text{O}) / A_{r\text{O}} = 32,43 / 23 : 22,55 / 32 : 45,02 / 16 = 1,41 : 0,71 : 2,81.$$

Знаходимо ціле число атомів кожного елемента. З цією метою ділимо одержані числа на найменше 0,71; одержуємо 2:1:4. Формула солі буде Na_2SO_4 .

Хід і послідовність виконання завдання

І варіант

Завдання 1	Розв'язок
Визначити кількість речовини магнію масою 6 г	
Завдання 2	Розв'язок
Обчислити об'єм, що його матиме за нормальних умов HBr масою 48,6 г.	
Завдання 3	Розв'язок
В оксиді сульфату масові частки кисню і сульфур дорівнюють відповідно 40% і 60%. Встановити найпростішу формулу цього оксиду.	
Завдання 4	Розв'язок
У сполуці калію, хлору, кисню масові частки елементів дорівнюють відповідно 31,8; 29,0; 39,2%. Визначити найпростішу формулу цієї сполуки.	

Завдання 5	Розв'язок
Обчислити відносну молекулярну масу хлорної кислоти HClO_4 , Na_2SO_4 .	

II варіант

Завдання 1	Розв'язок
Кількість речовини сульфату барію, яку було взяти для проведення досліду, становить 0,12 моль. Обчислити масу цієї речовини.	
Завдання 2	Розв'язок
Визначити число молекул оксиду сульфату (IV), що має об'єм 2,8 л (нормальні умови)	
Завдання 3	Розв'язок
У хлориді феруму масова частка феруму становить 44,1%. Визначити найпростішу формулу цього хлориду.	
Завдання 4	Розв'язок
До складу хімічної сполуки входять кальцій (масова частка 29,4%), сульфур (23,5%) та оксиген (47,1%). Визначити формулу цієї сполуки.	

Завдання 5	Розв'язок
Обчислити відносну молекулярну масу $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	

Після виконання практичного заняття студенти повинні

Знати: хімічні теорії і закони. Сучасний стан і шляхи розвитку хімії.

Уміти: проводити розрахунки за хімічними формулами і рівняннями. Поводитись з найважливішими сполуками і обладнанням. виконувати хімічні досліди і дотримуватись правил безпеки. Розв'язувати задачі на визначення молярної маси еквівалентів простих і складних речовин; на визначення об'ємів газів (наслідок із закону Авогадро)

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

Практичне заняття №2 ХТК 2

Тема: СКЛАДАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ ФОРМУЛ АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ, ВИЗНАЧЕННЯ ТИПІВ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Мета: закріпити знання про періодичний закон і періодичну систему елементів Д.І.Менделєєва, про зміну властивостей елементів у періодах і групах та причини цієї зміни. Закріпити відомі способи дій. Формувати вміння користуватися періодичною системою для характеристики властивостей хімічних елементів, визначити тип хімічного зв'язку між атомами у сполуках.

Матеріали і обладнання: стенд «Періодична система елементів Д.І.Менделєєва», роздатковий матеріал: періодична система елементів Д.І.Менделєєва, мікрокалькулятори

Методичні вказівки

Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Ядро складається з протонів p^+ і нейтронів n^0 – нуклонів.

Кількість протонів дорівнює порядковому номеру, а кількість нейтронів дорівнює різниці атомної маси елементу і кількості протонів.

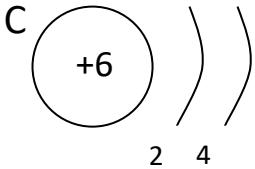
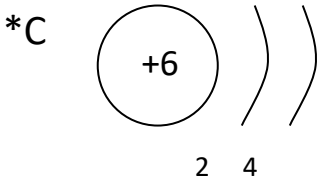
Сукупність електронів, що рухаються навколо ядра, називають **електронною оболонкою**. Електронна оболонка поділяється на під оболонки з різною енергією (енергетичні рівні або електронні шари); рівні поділяються на підрівні (підрівні геометрично зображаються атомними орбіталями).

Кількість електронів дорівнює кількості протонів, тому атом електронейтральний.

Орбіталь – це простір, у якому перебуває електрон.

Кожен електрон має лише свою орбіталь. Основними характеристиками, що визначають рух електрона навколо ядра, є енергія та просторові особливості відповідної орбіталі.

Сукупність електронних (атомних) орбіталей, що належать одному енергетичному рівню, утворює електронний шар.

Будова атома Карбону	
Нормальний стан	Збуджений стан
	

Для характеристики полярності хімічного зв'язку використовують значення відносної електронегативності атомів. Так, відносна електронегативність гідрогену дорівнює 2,1, хлору – 2,83. Це означає, що зв'язок у молекулі HCl буде полярним (електронегативності різні), причому спільна електронна пара зміщена у бік атома з більшою електронегативністю (хлору), $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$.

Чим більша за абсолютною величиною різниця відносних електронегативностей, тим полярнішим є зв'язок.

Хід і послідовність виконання завдань

1. Характеристика металічних властивостей елементів в періодах і групах.

Який з елементів – літій чи калій – виявляє більш виражені металічні властивості? Чому?

2. Характеристика елементів головної підгрупи VI групи.

Які сполуки з нітрогеном утворюють елементи головної підгрупи VI групи?

Яка з них буде найбільш стійкою?

3. Зобразіть схематично будову атомів, електронну конфігурацію та розмістіть електрони в енергетичних комірках хімічних елементів із порядковими номерами: 3, 5, 8, 10, 14, 20, 21, 23, 26, 29, 30, 32, 34, 37.

4. Визначення типів хімічного зв'язку

Який з хімічних зв'язків : $\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{Br}$, $\text{H} - \text{I}$, $\text{H} - \text{P}$, $\text{H} - \text{S}$ – є найполярнішим? Вкажіть, у який бік зміщується спільна електронна пара.

Висновок: _____

Після виконання практичного заняття студенти повинні

Знати: будову атома. Характеристику електрона за чотирма квантовими числами. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної структури їх атомів. Сучасне формування періодичного закону Д.І.Менделєєва. Утворення молекул з різними типами зв'язків. Особливо водневого і металічного зв'язку. Визначення ступеня окиснення.

Уміти: складати електронні схеми атомів та електронні формули атомів малих і великих періодів. Визначити тип хімічного зв'язку між атомами у сполуках. Зображати схеми перекривання атомних орбіталей при утворенні молекул. Визначити ступінь окиснення елементів у складних сполуках.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.

3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК₂

Вид заняття: лабораторне 1

Тема: *Залежність швидкості хімічних реакцій від концентрації реагуючих речовин і температури.*

Мета заняття:

навчальна -сформувати уявлення про швидкість хімічних реакцій і причини, від яких вони залежить.

виховна - формувати вміння спостерігати,аналізувати, робити висновки.

розвиваюча - порівняти значення каталізаторів у хімічному виробництві й у біологічних процесах.

Методи пояснювально-ілюстративні

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Прибори і реактиви відповідно інструкції. стакани і пробірки, секундомір і термометр, горюче або електроплитка, хімічні стакани на 250мл. Сульфотна кислота (2% розчин), гіпосульфїт Na₂S₂O₃ (2% розчин), піперка, мензурка.

Література (основна та додаткова)

Інструкції до виконання лабораторної роботи.

1.РомановаН.В.Загальна та неорганічна хімія _К.:Перун,1998

2.Глинка Н.Л.Общая химия.-Л.:Химия,1983 стор.163-166

3.СтепаненкоО.М.,Рейтер Л. Г. ,ЛедовскихВ.М.,ІвановС. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

4.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

5. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1.Організаційна частина	3
2.Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5

3.Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Концентрація розчинів. 2) Навести рівняння взаємодії гіпосульфїту з сульфатною кислотою з утворенням сульфуру $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S}$ 3) Вплив температури на швидкість хімічної реакції. 4) Що таке каталізатори. Вплив каталізаторів на хід хімічної реакції.	
4.Контроль вихідного рівня знань студентів	35
Мотивація навчальної діяльності (питання) Виконання роботи відповідно інструкції до роботи. а) залежність швидкості реакції від температури. б) залежність швидкості реакції від концентрації в) що таке швидкість хімічної реакції, в чому вона вимірюється? Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями сформулювати залежність швидкості хімічної реакції від концентрації і температури. Вивчення хімічного обладнання і правил роботи з ним.	
5.Інструктаж вступний	5
Правила нагрівання, правила користування реактивами	
6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань	5
Проробити відповідні досліді відповідно до інструкції, зробити узагальнення. Заповнити таблицю по зміні концентрації і температури	
7.Поточний контроль виконання роботи	10
Захист звітів по роботі	
8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	5
Уміти проводити експерименти, робити висновки, дослідити умови, які впливають на швидкість хімічної реакції, вдосконалити навички роботи з лабораторним обладнанням.	
9.Видача завдання для самостійної роботи	2,5

Температурний коефіцієнт дорівнює 2, а температура підвищилась на 30⁰С.

У скільки разів зросте швидкість хімічної реакції ?

10. Прибирання робочих місць

Прибрати робоче місце , помити посуд.

2,5

Лабораторне заняття №1 ХТК 2

Тема: **ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ І ТЕМПЕРАТУРИ**

Мета: експериментально підтвердити залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин та залежність швидкості реакції від температури.

Матеріально-технічне забезпечення: інструкційні картки до виконання лабораторної роботи, штатив з пробірками, секундомір, електропіч, дистильована вода, розчини: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , хімічний стакан.

Техніка безпеки: 1. Досліди з кислотою виконувати обережно. Якщо кислота попаде на шкіру, треба змити її водою, а потім кислоту нейтралізувати 0,5н розчином NaHCO_3 .

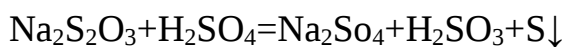
2. Дотримуйтесь правил роботи з нагрівальними приладами

Експериментальна частина

Дослід №1

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації.

Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації речовин, що реагують, можна проводити на реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою. Ця реакція перебігає за рівнянням:



Сірка, що виділяється в результаті реакції, викликає помутніння розчину. Вимірюючи проміжок часу від початку реакції до помітного помутніння розчину, можна судити про відносну швидкість цієї реакції.

Беруть три пробірки, їх нумерують і наливають у першу 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 4 мл дистильованої води, у другу – 4 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 2 мл дистильованої води, у третю – 6мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У три інші пробірки наливають по 4 мл H_2SO_4 .

До пробірки №1 вливають розчин H_2SO_4 , включають секундомір і стежать, коли з'явиться каламуть. Записують час появи каламуті. Аналогічно

виконують дослід з пробірками №2 і №3, відмічаючи час від моменту зливання розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 , до появи каламуті.

Отримані результати записати в таблицю.

№ реакції	Об'єм розчинів мл			Сумарний обсяг мл	Відносна концентрація	Час появи каламуті	Швидкість реакції
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4				
1	2	4	4	10	1		
2	4	2	4	10	2		
3	6	0	4	10	3		

Прийнявши концентрацію тіосульфату в першій пробірці за одиницю, за отриманими даними побудувати графік, відкладаючи на осі ординат концентрації, а на осі абсцис – відносну швидкість реакції (величину, яка зворотна часу). На осі абсцис можна також відкласти час у секундах, результат, який буде отримано однаковий.



Зробіть висновок:

Дослід №2

Залежність швидкості хімічної реакції від температури.

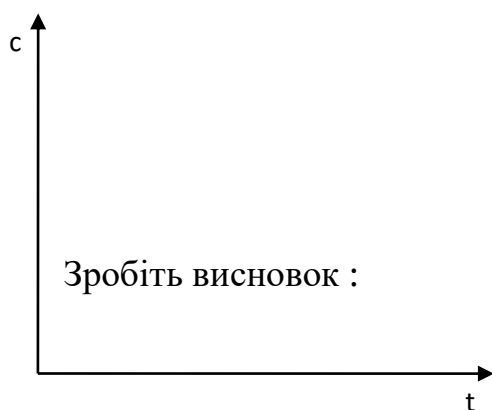
Наливають в одну пробірку 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другу пробірку – 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки ставлять у стакан з водою кімнатної температури і витримують 5 – 7 хвилин, щоб пробірки набули температури води. Записують показання термометра. Потім зливають разом вміст обох пробірок, включають секундомір. Розчини перемішують і пробірку ставлять у стакан з водою. Записують час від початку реакції до появи каламуті.

Аналогічно повторюють дослід, попередньо підвищивши температуру води в стакані на 10°C і в третьому стакані іще на 10° .

Результати дослідів записати у таблицю.

№ пробірки	Об'єм розчинів мл		t	Час появи каламуті сек..	Відносна швидкість реакції	У скільки разів змінюється швидкість
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				
1	5	5				
2	5	5				
3	5	5				

За отриманими даними побудувати графік відкладаючи на осі ординат температуру, а на осі абсцис – відносну швидкість реакції (величину, яка зворотна часу).



графіки залежності концентрації.

Зміст звіту

Відповісти на запитання; побудувати швидкості реакції від температури та

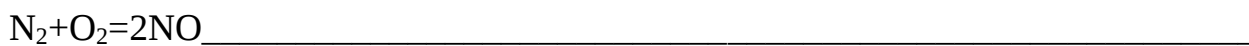
Контрольні запитання

1. Сформулювати закон діючих мас і навести приклади.

2. Що називається температурним коефіцієнтом швидкості хімічної реакції?

3. Що називають константою швидкості хімічної реакції і від яких факторів вона залежить?

4. Напишіть математичний вираз для швидкості хімічних реакції, які перебігають за рівняннями:



5. У скільки разів зміниться швидкість реакції: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ якщо збільшити концентрації NO та O_2 відповідно в 2 та в 3 рази?

6. При деякій температурі рівновага реакції $\text{I}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ встановилась при наступних концентраціях речовин: $[\text{H}_2] = 0,25$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,05$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,8$ моль/л. Обчислити константу рівноваги і вихідні концентрації водню і йоду.

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: закон діючих мас та вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій.

Визначення константи хімічної рівноваги для зворотних реакцій та причини її зміщення.

Уміти: розв'язувати задачі на визначення швидкості хімічних реакцій, константи рівноваги хімічних реакцій та проводити термохімічні розрахунки.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне 2

Тема: Дисоціація сильних і слабких електролітів. Зміна забарвлення індикатора.

Мета заняття:

навчальна - ознайомити з випадками гідролізу, навчити писати іонні рівняння гідролізу, знати, що таке електроліти

виховна - вміти робити висновки, логічно мислити.

розвиваюча - дослідити властивості розчинів електролітів та встановити фактори, що впливають на дисоціацію, визначити РН розчину.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Таблиця «Гідролізу солей.» Матеріали і обладнання відповідно інструкції до лабораторної роботи: індикатори, розчини солей: Na_2CO_3 ; K_2S ; CuSO_4 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ або NH_4Cl ; NaCl ; FeCl_3 ; NaOH ; AlCl_3 , штатив з пробірками.

Література (основна та додаткова):

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Іванов С. В.

Загальна неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
4. Контроль вихідного рівня знань (питання контролю)	17
1) Які реакції називаються реакціями нейтралізації?	
2) Сильні і слабкі електроліти	
3) Дисоціація кислот, основ, солей	

4) Дисоціація H_2O	
5) Водневий показник pH . Визначення середовища	
5. Контроль вихідного рівня знань студентів	35
- Мотивація навчальної діяльності (питання) <i>Гідроліз солей. Випадки гідролізу:</i> 1) Сіль утворена сильною основою і сильною кислотою pH розчину 2) Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою 3) Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою 4) Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою - Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями <i>Ознайомлення з pH середовища в залежності від складу солі. Випробування розчинів солей індикаторами.</i> - Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці <u>Пом'ятати, що неохайність, неуважність, недостатні знання по властивостям хімічних речовин можуть привести до небажаних випадків.</u> <u>Уважно читати напис на етикетці при приготуванні розчинів. Обережно працювати з кислотами і лугами</u>	
5. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	5
Зміст завдання: Здійснення експерименту по визначенню середовища наданих солей. Вивчення повного гідролізу солей. Заповнити таблицю по визначенню середовища і навести рівняння відповідних реакцій в молекулярному і іонному вигляді.	
6. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота	5
7. Захист звітів про роботу	5
8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	5
<u>Уміти визначити pH розчину солі. Писати молекулярні і іонні рівняння відповідних реакцій.</u>	
9. Видача завдання для самостійної роботи	2,5

Навести приклади солей утворених слабкою основою і сильною кислотою і навпаки. Записати рівняння у іонному вигляді. Визначити РН середовища. Яке забарвлення буде мати фенолфталеїн і метилоранж у даному середовищі

10. Прибирання робочих місць

2,5

Лабораторне заняття №2 ХТК 2

Тема: ДИСОЦІАЦІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЗМІНА ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРІВ ЗАЛЕЖНО ВІД РЕАКЦІЙ СЕРЕДОВИЩА. ВПЛИВ ОДНОЙМЕННИХ ІОНІВ НА ДИСОЦІАЦІЮ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

Мета: дослідити властивості розчинів електролітів та встановити фактори, що впливають на дисоціацію. Ознайомитись із зміною забарвлення індикаторів залежно від реакції середовища.

Реактиви і обладнання: розчини натрій хлориду (5%), натрій гідроксиду (0,1н.), хлоридної кислоти (0,1н.), ацетатної кислоти (0,1н.), амоніаку, фенолфталеїну, метилоранжу, лакмусу, кристалічний натрій, ацетат, кристалічний амоній хлорид, дистильована вода.

Методичні вказівки

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називаються *електролітами*.

Електролітична дисоціація – це розщеплення молекул на Йони під впливом молекул полярного розчинника.

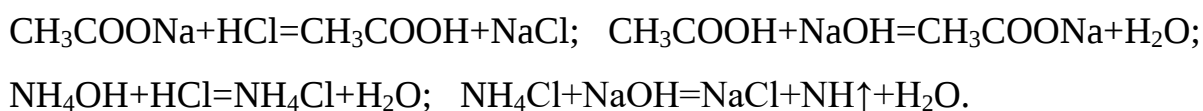
Солі – сильні електроліти, дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку.

Кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.

Молекули **основ** у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів металу і гідроксильних груп.

Індикаторний метод ґрунтується на тому, що різні індикатори змінюють своє забарвлення за різних значень рН: метилоранж за рН=4,4 світло-червоного кольору, лакмус – за рН=7 жовтого кольору, фенолфталеїн – за рН=9 малинового кольору тощо.

Буферні розчини – це суміші розчину слабкої кислоти (або слабкої основи) та її солі, наприклад, суміш ацетатної кислоти й ацетату натрію $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$, суміш гідроксиду і хлориду амонію $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$. У разі додавання до буферних розчинів розчину сильної кислоти або сильної основи відбуваються такі реакції:



Отже, під дією на буферний розчин розчину сильної кислоти або сильної основи змінюється концентрація розчину слабкої кислоти або слабкої основи.

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Дисоціація сильних і слабких електролітів

Виконання досліду	Спостереження
1.4 В склянку налити дистильовану воду і за допомогою приладу випробувати її електропровідність. Чи засвічується лампочка приладу? Чи проводить вода електричний струм?	
1.5 В склянку налити розчин натрій хлориду і випробувати його електропровідність. Як світиться лампочка? До яких електролітів можна віднести цей розчин?	
1.6 У чотири склянки налити 0,1 н. розчини хлоридної кислоти, натрій гідроксиду, ацетатної кислоти, амоніаку. Випробувати електропровідність цих розчинів за допомогою приладу. Після кожного випробування електроди	

промивати в дистильованій воді. відмітити інтенсивність світіння лампочки і зробити висновок про силу досліджуваних електролітів	
--	--

Рівняння дисоціації:

Дослід 2. Зміна забарвлення індикаторів залежно від реакції середовища

В три пробірки налити по 2 мл дистильованої води і додати по 1-2 краплі розчину лакмусу. В першу пробірку додати 1 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу – 1 мл розчину натрій гідроксиду. Відмітити зміну забарвлення порівнянно з третьою пробіркою.

Аналогічно дослідити зміну індикаторів метилового оранжевого і фенолфталеїну. Спостереження записати в таблицю:

Індикатор	ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРА		
	Нейтральне середовище	Кисле середовище	Лужне Середовище
Лакмус Фенолфталеїн Метилоранж			

Рівняння реакції:

Дослід 3. Вплив однойменних іонів на дисоціацію електролітів

Виконання досліду	Спостереження
3.1 В дві пробірки налити по 2 мл розчину ацетатної кислоти і додати по 1-2 краплі розчину метилоранжу. В першу пробірку додати 2 г натрій ацетату і перемішати, а другу залишити без змін. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. 3.2 В дві пробірки налити по 2 мл	

розчину амоніаку і додати по 1 краплі розчину фенолфталеїну. В першу пробірку додати 2 г амоній хлориду і перемішати, а другу залишити без змін. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.	
---	--

Рівняння дисоціації:

K_d

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Які з наведених електролітів дисоціюють ступірко:

- | | | |
|--------------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|
| ☐ NaCl; | ☐ K_2SO_4 ; | ☐ $Ba(OH)_2$; |
| ☐ H_2SO_4 ; | ☐ H_3PO_4 ; | ☐ H_3AsO_4 ? |

2. У розчині є такі іони:

- | | | |
|--|--|---|
| ☐ K^+, H^+, SO_4^{2-} ; | ☐ Na^+, H^+, HPO_4^{2-} ; | ☐ H^+, HSO_4^- ; |
| ☐ H^+, NO_3^- ; | ☐ Na^+, OH^- ; | ☐ H^+, Cl^- . |

У яких випадках електролітом є кислота?

3. Які з наведених електролітів є сильними:

- | | | |
|--------------------------------------|---------------------------------------|-------------------------------|
| ☐ H_2CO_3 ; | ☐ $Cu(OH)_2$; | ☐ HCl; |
| ☐ $NaNO_3$; | ☐ AgBr; | ☐ KOH? |

4. Які з наведених електролітів є слабкими:

- | | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------|-------------------------------------|
| ☐ NaOH; | ☐ H_2SiO_3 ; | ☐ $Zn(OH)_2$ |
| ☐ Y_2S ; | ☐ HNO_3 ; | ☐ NaCl? |

5. Чому дорівнює ступінь дисоціації в 0,002 М розчині амоній гідроксиду при 25°C, якщо $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$:

- | | |
|---|--|
| ☐ $1,8 \cdot 10^{-5}$; | ☐ $9,5 \cdot 10^{-3}$; |
| ☐ $0,36 \cdot 10^{-6}$; | ☐ $9 \cdot 10^{-5}$. |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: поняття про електроліти. Процес дисоціації кислот, основ, солей. Визначення константи дисоціації. Умови протікання реакцій обміну між електролітами до кінця.

Уміти: складати молекулярні та іонні рівняння реакцій. Складати рівняння гідролізу солей. Розв'язувати задачі з визначення ступеня дисоціації і константи дисоціації слабких електролітів.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне З

Тема: Реакція обміну між розчинами електролітів, що відбувається з утворенням осаду, газу, слабодисоційованої речовини.

Мета заняття:

навчальна - закріпити знання про реакції обміну між розчинами електролітів.

виховна - виховувати навички проведення експериментальної роботи та додержання правил техніки безпеки

розвиваюча - уміння складати молекулярні, повні та скорочені іонні рівняння

Методи: лабораторний

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Розчини: натрій сульфату, барій хлориду, натрій карбонату, плюмбум ацетату, калій йодиду, купрум (II) сульфату, ферум (III) хлориду, сульфатної і хлоридної кислоти, гідроксиду натрію. Штатив з пробірками.

Література (основна та додаткова)

1. В.М.Потапов «Хімія» стор.9; стор.103

2.Глинка Н.Л.Общая химия.-Л.:Химия,1983 стор. 226, 234-237

3.Степаненко О.М.,Рейтер Л. Г. ,Ледовских В.М.,Іванов С. В.

Загальна та неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

4.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

5. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Електроліти, неелектроліти.	

2) Теорія електролітичної дисоціації.

3) Дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах.

4) Умови за яких реакції обміну ідуть до кінця.

4. Контроль вихідного рівня знань студентів 35

а. Мотивація навчальної діяльності (питання)

1) Користуючись розчинами які дані одержати: шіль в осаді, гідроксид в осаді, газоподібну речовину, малодисоціюючу речовину (H_2O)

2) Виконати наведені в інструкції експериментальні завдання за наведеними схемами. Навести рівняння відповідних реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

• Ознайомлення з основними теоретичними положеннями. технологічними прийомами, операціями

Уміння користуватись таблицею розчинності, і наводити приклади реакцій обміну. З'ясувати запис повних і скорочених іонних рівнянь. Навички складання рівнянь по скороченим іонним рівнянням повних і навпаки.

5. Інструктаж вступний 5

При роботі з кислотами й лугами. Необхідність при виконанні дослідів використовувати невелику кількість вихідних розчинів.

6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань 5

1) Одержати в результаті осад (гідроксид, сіль).

2) Одержати газоподібну речовину (CO_2 або NH_3)

3) Одержати малодисоціюючу речовину (H_2O).

4) Виконати експериментальні завдання.

7.Поточний контроль виконання роботи 5

Захист звітів про роботу

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків) 5

Уміння складати іонні рівняння. Вдосконалити вміння проводити хімічні досліди і робити узагальнюючі висновки про умови, за яких реакції обміну відбуваються до кінця.

9.Видача завдання для самостійної роботи

2,5

1) Навести рівняння дисоціації солей, дати назви солям: K_2SO_4 , $Ba(NO_3)_2$, Na_2S , $AlCl_3$, $CaCO_3$ _

2) Скласти рівняння реакцій між : $BaCl_2 + CuSO_4$; $MgSO_4 + KOH$; $Na_3PO_4 + Ca(OH)_2$

10. Прибирання робочих місць

2,5

Лабораторне заняття №3 ХТК 2

Тема: РЕАКЦІЯ ОБМІНУ МІЖ РОЗЧИНАМИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, ЩО ВІДБУВАЄТЬСЯ З УТВОРЕННЯМ ОСАДУ, ГАЗУ І СЛАБОДИСОЦІЙОВАНІ РЕЧОВИНИ. ВИПРОБУВАННЯ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ ІНДИКАТОРОМ. ДОБУВАННЯ І ПОВНИЙ ГІДРОЛІЗ У РОЗЧИНІ КАРБОНАТУ АЛЮМІНІЮ

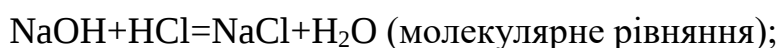
Мета: ознайомитись з реакціями іонного обміну та встановити причини їх проходження до кінця. Дослідити процес гідролізу солей і встановити фактори, які впливають на гідроліз.

Реактиви і обладнання: розчини натрій карбонату, натрій ацетату, натрій хлориду (5%), амоній хлориду, алюміній сульфату, натрій гідроксиду, сульфатної кислоти (1н.), фенолфталеїну, індикаторний папір, пробірки.

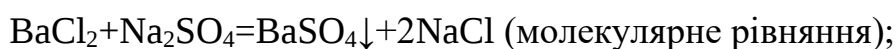
Методичні вказівки

Реакція між електролітами звичайно зводиться до взаємодії між йонами, яка відбувається тільки тоді, коли продуктом реакції є важкорозчинний осад, слабкий електроліт або летка сполука. Наприклад:

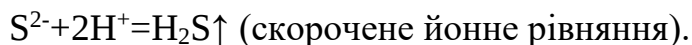
а) нейтралізація сильної кислоти лугом з утворенням слабого електроліту:



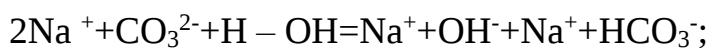
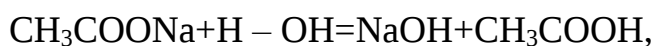
б) взаємодія двох сильних електролітів з утворенням важкорозчинного осаду:

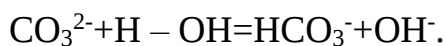


в) взаємодія двох сильних електролітів з утворенням леткої сполуки:

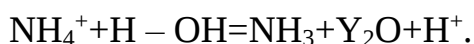
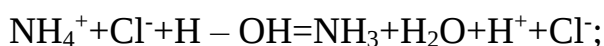
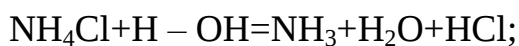


Взаємодія йонів солі і молекул води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт, називається *гідролізом солі*. Однак не всі солі піддаються гідролізу.





Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізують з утворенням основ (одно кислотних) або основних солей.



Під час реакції утворюється слабка основа і вивільнюються йони Гідрогену, які й зумовлюють кислу реакцію розчину; рН розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде тим меншим, чим слабкіша основа і вища концентрація солі.

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Реакція обміну між розчинами електrolітів

Виконання досліду	Спостереження
1.1 В пробірку налити 1 мл розчину натрій сульфату і 1 мл розчину барій хлориду	
1.2 В пробірку налити 2 мл розчину натрій карбонату і 1мл розчину сульфатної кислоти.	
1.3 В пробірку налити 1 мл розчину натрій гідроксиду і додати 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Що спостерігається? По краплям доливати розчин сульфатної кислоти до зникнення забарвлення.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Випробування розчинів солей індикатором

За допомогою індикаторного паперу випробувати розчини таких солей: натрій карбону, натрій хлориду і амоній хлориду. Результати записати в таблицю:

№ п/п	Формула солі	Реакція середовища розчину		
		кисла	лужна	нейтральна
1				
2				
3				
4				

Рівняння гідролізу солей:

Дослід 3. Добування і повний гідроліз у розчині алюміній карбону

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 2 мл розчину алюміній сульфату і такий же об'єм розчину натрій карбонату. Відмітити утворення осаду гідроксиду алюмінію і виділення газу	

Рівняння реакції:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Студент виконує дослід, попарно змішуючи в пробірках такі речовини:

- калій хлориду і натрій нітрату;
- натрій карбонату і хлоридної кислоти;
- купрум (II) сульфату і натрій гідроксиду;
- аргентум нітрату і натрій хлориду;
- кальцій гідроксиду і нітратної кислоти.

У яких випадках реакція не відбувається.

2. У яких випадках відбуватимуться реакції з утворенням осаду:

- алюміній сульфату і барій нітрат;
- купрум (II) оксид і сульфатна кислота;
- натрій гідроксид і хром (III) хлорид;
- кальцій карбонат і хлорид на кислота;
- ферум (III) нітрат і барій гідроксид?

3. У яких випадках відбуватимуться реакції з утворенням газу:

- калій карбонат і сульфатна кислота;
- алюміній оксид і хлорид на кислота;
- цинк сульфат і калій гідроксид;
- амоній хлорид і натрій гідроксид;
- натрій сульфат і сульфатна кислота?

4. Які солі, розчиняючись у воді, змінюють забарвлення фенолфталеїну:

- CuCl_2 ;
- K_2CO_3 ;
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
- Na_2SiO_3 ;
- AlCl_3 ;
- Na_2S ?

5. Як впливає на ступінь гідролізу розведення розчину:

- ступінь гідролізу збільшується;
- ступінь гідролізу зменшується;
- ступінь гідролізу не змінюється?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: поняття про електроліти. Процес дисоціації кислот, основ, солей. Визначення константи дисоціації. Умови протікання реакції обміну між електролітами до кінця

Уміти: складати молекулярні та іонні рівняння реакцій. Складати рівняння гідролізу солей. Розв'язувати задачі з визначення ступеня дисоціації і константи дисоціації слабких електронів

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне заняття 4

Тема: Хлорна вода, її властивості. Порівняльна активність галогенів.

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з деякими властивостями галогенів і їх сполук

виховна - уміння працювати з підручником, проводити експеримент, робити висновки

розвиваюча - дослідити властивості галогенів . Галогени і життя.

Методи експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Пробірка з газовідвідною трубкою, штатив з пробірками, сухе паливо, сухий NaCl; конц H_2SO_4 ; Розчини: $AgNO_3$; KBr; KI; KCl або NaCl. Бромна вода, хромна вода, кристалічний I_2 , цинковий пил, крохмаль

Література(основна та додаткова)

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.340-353

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Іванов С. В.

Загальна неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа, 1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1) Місце галогенів у Періодичній системі елементів на особливості будови їх атомів.	
2) Сполуки галогенів. Активність в залежності від радіусу атома.	

4.Контроль вихідного рівня знань студентів

35

- Мотивація навчальної діяльності (питання)

1) Одержання і властивості хлороводню.

2) Взаємне витіснення галогенів.

3) Властивості хлорної H_2O

4) Возгонка йода. Якісні реакції на іони Cl^- , Br^- , I^- .

5) Іод - крохмальна реакція.

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

Закріпити вміння характеризувати хімічні елементи виходячи з їх місця в періодичній системі, та будови їх атомів. Галогени, як типові представники неметалів. Формулювання світоглядного уявлення про залежність якісних характеристик від кількісних.

5.Інструктаж вступний

5

Пари галогенів отруйні. Досліди з утворенням пари проводити у витяжній шафі. Правила роботи з конц. H_2SO_4 .

6.Формування умінь та навиків. Перелік практичних завдань

5

Проробити досліди відповідно до інструкції роботи. Записати рівняння відповідних реакцій. Реакції обміну записати в повному і скороченому іонному вигляді. До реакцій окисно-відновних навести схеми електронного балансу

7.Поточний контроль виконання роботи

10

Захист звітів про роботу

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань. умінь, навиків)

5

Уміння збирати прилади для одержання газів. Закріпити знання по проведенню експерименту. Уміння спостерігати, узагальнювати і робити висновки, тримати у чистоті своє робоче місце.

9.Видача завдання для самостійної роботи

5

*Розмістити галогени в порядку збільшення або зменшення їх активності.
Дати електронні формули їх атомів. Пояснити схемами утворення
немолярного ковалентного зв'язку їх молекул.*

10. Прибирання робочих місць. Прибрати робоче місце, підготуватися до захисту роботи.

Лабораторне заняття №4 ХТК 2

Тема: ХЛОРНА ВОДА, ЇЇ ВЛАСТИВОСТІ. ПОРІВНЯЛЬНА АКТИВНІСТЬ ГАЛОГЕНІВ. ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ. ДІЯ ІОНІВ СРІБЛА НА ІОНИ ГАЛОГЕНІВ (ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ІОНИ ГАЛОГЕНІВ).

Мета: ознайомитись з властивостями галогенів та їх сполук, порівняти хімічну активність галогенів, виходячи з їх положення в періодичній системі Д.І.Менделєєва

Реактиви і обладнання: калій перманганат, калій йодид, концентровані хлорид на і сульфатна кислоти, розчини калій хлориду (5%). калій броміду (5%), калій йодиду (5%), аргентум нітрату (1%), фуксину, фіолетового чернила, натрій тіосульфату (0.1 н), дистильована вода, органічний розчинник, синій лакмусовий папірець, прилад для добування газів, штатив, пробірки, спиртівка, сірники.

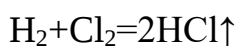
Методичні вказівки

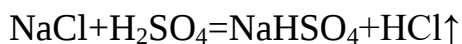
До галогенів належать Флюор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I і Астат At. Назва «галогени» (солероди) зумовлена властивістю аналогів Флору утворювати солі під час безпосередньої взаємодії з металами.

Атоми елементів головної підгрупи VII групи мають таку будову зовнішнього електронного шару s^2p^5 .

На відміну від хлору, броду, Йоду й Астату Флор в усіх своїх сполуках виявляє ступінь окиснення тільки – 1. Решта галогенів виявляють ступінь окиснення від – 1 до +7.

Хлороводень добувають за реакціями:





У ряду HF-HCl-HBr-HI сила кислот зростає. У такій самій послідовності зменшується стійкість молекул кислот і збільшується їхня відновна активність.

Наприклад, HF, HCl з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють, HBr відновлює H_2SO_4 до SO_2 , а HI – до H_2S .

Дослід 1. Хлорна вода, її властивості. Порівняльна активність галогенів

Виконання дослідів	Спостереження
1.1 В суху пробірку приладу для добування газів помістити юлизько 0,5 г калій перманганату і долити 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. Швидко закрити пробірку корком з газовідвідною пробкою, кінець якої опустити в пробірку, заповнену наполовину дистильованою водою, Хлор пропускати у воду до повного припинення реакції.	

Рівняння реакції

[illegible]

--	--

Виконання досліду	Спостереження
1.3 В одну пробірку налити 2 мл розчину калій броміду, а в другу – 2 мл розчину калій йодиду. В обидві пробірки додати по 0,5 мл органічного розчинника, а потім по 1 мл хлорної води. Вміст пробірок перемішати спостерігати за зміною забарвлення шару органічного розчинника. Пояснити спостереження, написати рівняння реакцій та зробити висновок про порівняльну активність галогенів.	

Рівняння реакції:

Дослід 2. Відновні властивості галогенів

Виконання досліду	Спостереження
В суху пробірку приладу для добування газів помістити кілька кристаликів калій йодиду і прилити кілька краплин концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою, до кірця якої піднести змочений водою синій лакмусовий папірець. Спостерігати утворення пари йоду, осадження кристаликів йоду на стінках пробірки і зміну забарвлення лакмусового папірця. Для припинення реакції в пробірку налити розчин натрій тіосульфату. Пояснити спостереження і скласти рівняння окисно – відновної реакції.	

Дослід 3. Якісні реакції на іони галогенів

Виконання досліду	Спостереження
В три пробірки налити по 1мл розчинів калій хлориду, калій броміду і калій йодиду. В кожен з них додати по кілька крапель розчину аргентум нітрату. Відмітити забарвлення і структуру утворених осадів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.	

Рівняння реакції:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. Який галоген не проявляє максимального ступеня окиснення +7

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| ☐ бром; | ☐ фтор; |
| ☐ хлор; | ☐ йод? |

2. Який ступень окиснення проявляє хлор у сполуках з металами ігідрогеном:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| ☐ -1 | ☐ +3 |
| ☐ +1 | ☐ +7 |

3. яким з перелічених реактивів можна скористатись для виявлення в розчині хлоридної кислоти та її солей

- натрій гідроксид;
- барій нітрат;
- аргентум нітрат
- нітратна кислота?

4. Які з наведених схем є схемами окисно-відновних реакцій

- $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
- $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$

5. Яка маса натрій хлориду міститься в 100 мл 0,5 н. розчину

- 5,85 г;
- 14,625 г;
- 11,7 г;
- 2,925 г?

Після виконання практичного заняття студенти повинні

Знати: будову атомів галогенів. Фізичні і хімічні властивості галогенів і їх сполук. Способи добування і застосування.

Уміти: складати рівняння хімічних реакцій взаємодії галогенів з простими і складними речовинами. Проводити хімічні досліди, що виявляють властивості галогенів і їх сполук. Розв'язувати задачі на об'ємні співвідношення між речовинами; Визначати кількість продукту реакції при надлишку однієї з вихідних речовин.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне 5

Тема: Добування сірководню

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з властивостями сполук сульфуру

виховна - розглянути практичне застосування сірки і сполук, проводити експеримент,

розвиваюча - розвинути вміння аналізувати, робити висновки, узагальнювати **Методи:** __експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

штатив з пробірками, фарфорова чашка, сухе паливо, стакани.

Сульфур. Сірководнева вода, розчин $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, розчини: NaCl , ZnCl_2 , , розчин KMnO_4 ; бромна вода, сухий Na_2SO_3 ; концентрована H_2SO_4 ; розчин фуксину.

Література (основна та додаткова)

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.342-347

2.СтепаненкоО.М.,Рейтер Л. Г.,ЛедовскихВ.М.,ІвановС. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М.:Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань	17

1) Розміщення S в періодичній системі, будова атому, можливі ступені окиснення.

2) Одержання сірководню.

3) Сірководень як відновник.

4. Контроль вихідного рівня знань студентів

(питання контролю)

10

- Мотивація навчальної діяльності (питання)

1. Одержання сірководню і ознайомлення з його властивостями. Схема утворення молекул з ковалентним типом зв'язку.

2. Які реакції називаються окисно-відновними. Визначення окисників і відновників.

- Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

Вдосконалювати вміння складати рівняння окисно-відновних реакцій та складати схеми електронного балансу.

5. Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці

5

Техніка безпеки з H_2S (працювати під витяжною шафою). Обережне поводження з концентрованою H_2SO_4 . Правило розведення концентрованої H_2S

6. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи

25

Зміст завдання:

1. Одержання H_2S .

2. Властивості сульфатної кислоти (розведення).

3. Сірководень як відновник. а) взаємодія з бромною водою. б) взаємодія з дихроматом калію. в) взаємодія з $KMnO_4$. Скласти схеми електронного балансу.

г) розпізнавання сульфат іонів (SO_4^{2-})

7. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота

10

Захист звітів про роботу

7. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)

5

Закріпити навички проведення лабораторних дослідів, скласти рівняння відповідних реакцій, схеми електронного балансу і розставляти коефіцієнти. Уміння спостерігати і робити узагальнення.

8.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

- 1) Як відрізнити сірчану кислоту від її солей.*
- 2) Перерахуйте природні сполуки сірки, наведіть їх хімічні формули й визначте в них ступені окислення сульфур.*
- 3) Складіть рівняння реакцій при яких з простих речовин утворюються складні: Li_2S ; ZnS ; H_2S ; SO_2 .*
- 4) Окисні чи відновні властивості проявляє сульфур в цих (сполука) рівняннях.*

9.Прибирання робочих місць *прибрати робоче місце, захистити звіт по роботі.* 2,5

Лабораторне заняття № 5 ХТК 2

Тема: ДОБУВАННЯ СІРКОВОДНЮ. ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ СІРКОВОДНЮ (РЕАКЦІЯ З БРОМНОЮ ВОДОЮ). ГІДРОЛІЗ СУЛЬФІДУ НАТРІЮ. ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА СУЛЬФАТ-ІОН.

Мета: ознайомитись з властивостями сульфур та його сполук, ознайомитись з відновними властивостями сполук сульфур з різними ступенями окиснення

Реактиви і обладнання: ферум (II) сульфід, натрій сульфід, розчини сульфатної кислоти, натрій сульфату (5%), барій хлориду (5%), бромна вода, універсальний індикаторний папір, прилад для добування газів, пробірки, пробіркотримач, спиртівка, сірники.

Методичні вказівки

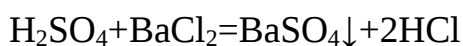
Сірководень H_2S – безбарвний газ з запахом тухлих яєць. При -60°C зріджується, а при -86°C твердне. Водний розчин сірководню називається *сірководневою кислотою*. Сірководень використовують у лабораторній практиці, а в промисловості – для виробництва сірчаної кислоти.

Добування сірководню: t°

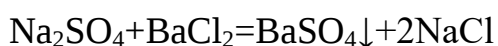


Безводна *сірчана кислота* H_2SO_4 – оліїста рідина, яка під час нагрівання розкладається. Дуже енергійно притягує вологу. Крім властивостей кислоти, концентрована сірчана кислота виявляє властивості окисника.

Якісна реакція на сульфат-іон SO_4^{2-}



білий осад



білий осад

Рівняння реакцій:

Дослід 4. Якісна реакція на сульфат-іон

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки налити по 1 мл розчинів сульфатної кислоти і натрій сульфату. В кожну пробірку додати по 0,5 мл розчину барій хлориду. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.	

Рівняння реакцій:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. З яким ступенем окиснення сульфур може бути тільки відновником

- ☐ +4; ☐ 0;
☐ +6; ☐ -2?

2. У яких з наведених схем сульфур є окисником

- ☐ $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$; ☐ $H_2 + S \rightarrow$;
☐ $S + O_2 \rightarrow$; ☐ $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$?

3. У якому випадку в результаті реакції буде виділятися сульфур (IV) оксид

- ☐ $Zn + H_2SO_4(\text{розб.}) \rightarrow$; ☐ $Cu + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$;
☐ $Zn + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$; ☐ $Mg + H_2SO_4(\text{розб.}) \rightarrow$?

4. Які солі не піддаються гідролізу

- ☐ Na_2S ; ☐ Na_2SO_4 ;
☐ K_2SO_4 ; ☐ K_2SO_3 ?

5. На нейтралізацію 200 мл розчину сульфатної кислоти було витрачено 16 г натрій гідроксиду. Визначити еквівалентну концентрацію розчину сульфатної кислоти:

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| ☐ 1; | ☐ 0,5; |
| ☐ 2; | ☐ 0,1? |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: будову атомів неметалів шостої групи. Фізичні і хімічні властивості Сульфуру його сполук.

Уміти: порівнювати властивості елементів головної підгрупи шостої групи. Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії сульфур з простими і складними речовинами. Визначити окислювально-відновні властивості сполук Сульфуру. Проводити хімічні досліді із сполуками Сульфуру.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне 6

Тема: Добування аміаку з амонійних солей та вивчення його властивостей.

Мета заняття:

навчальна - ознайомитись з властивостями і одержанням аміаку.

виховна – виховати культуру спілкування, методiku проведення експерименту

розвиваюча - розвивати вміння спостерігати й аналізувати, робити висновки й узагальнення.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Матеріали і обладнання . Штатив з пробірками, газовідвідна трубка, сухе пальне, ступка , скляна паличка, сухі NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, стакан з водою, розчини солі амонію, лугу, лакмусовий папірець (червоний)

Література (основна та додаткова)

1. Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия, 1983 стор.342-347

2. Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. , Ледовских В.М., Іванов С. В.

Загальната неорганічна хімія, -К.: Педагогічна преса 2002.

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа, 1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань	5
3. Актуалізація опорних знань (питання контролю)	17
1. Електронна формула азоту	
2. Тип зв'язку в молекулі NH_3	

3. Властивості солей амонію.

4. Контроль вихідного рівня знань студентів

25

Мотивація навчальної діяльності (питання)

1. Одержання аміаку, формула, властивості фізичні

2. Взаємодія з H_2O і конц. HCl . пояснити появу диму.

3. Розкладання солей амонію при нагріванні.

4. Якісна реакція на іон амонію.

Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями

2. Одержання аміаку в лабораторії. Зібрати прилад для одержання газів.

2. Нагрівання, прийоми нагрівання.

3. Проведення якісних реакцій.

5.Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці

Техніка безпеки при роботі з нагрівальними приладами, техніка нагрівання. Робота з аміаком.

6.Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи

20

Зміст завдання:

Проведення дослідів відповідно інструкції до лабораторної роботи

7.Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота

10

Захист звітів про роботу

8.Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)

5

Уміння складати рівняння відповідних реакцій. Складати іонні рівняння, схеми електронного балансу, схеми утворення молекул (NH_3), робити перетворення, навички розв'язання розрахункових задач.

9.Видача завдання для самостійної роботи

2,5

Питання до самоконтролю в інструкції, тести

10. Прибирання робочих місць *Прибрати робоче місце, захистити роботу.* 2,5

Лабораторне заняття №6 ХТК 2

Тема: ДОБУВАННЯ АМІАКУ З АМОНІЙНИХ СОЛЕЙ ТА ВИВЧЕННЯ ЙОГО ВЛАСТИВОСТЕЙ. ВІДНОШЕННЯ СОЛЕЙ АМОНІЮ ДО НАГРІВАННЯ. ОКИСНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ

Мета: ознайомитись з хімічними властивостями сполук неметалів п'ятої групи на прикладі сполук нітрогену

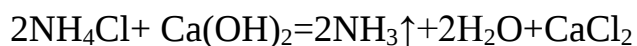
Реактиви і обладнання: амоній хлорид, кальцій гідроксид, мідь, натрій гідрокарбонат, розчини аргентум нітрату (1%), натрій гідроксиду (1н), лакмусу, фенолфталеїну, вапняна вода, індикаторний папір, концентрована і розбавлена нітратна кислота. прилад для добування газів, склянка з водою, корок, пробірки, пробіркотримач, спиртівка, сірники.

Методичні вказівки

Азот N- -безбарвний газ без запаху, при $-195,8^{\circ}\text{C}$ зріджується. В реакції вступає тільки при високій температурі й тиску.

Азот використовують як сировину для добування аміаку і ціанаміду. як газ для створення інертної атмосфери.

Аміак NH_3 – це безбарвний газ з рідким характерним запахом. При $-33,6^{\circ}\text{C}$ він зріджується, а при $-77,8^{\circ}\text{C}$ твердне.



Використовують аміак як сировину для виробництва азотної кислоти, азотних добрив, як холодильний агент і в медицині. Аміак взаємодіє з водою, утворюючи слабку основу, яка дисоціює з утворенням гідроксильних іонів.

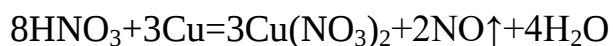
В реакціях аміак проявляє властивості основи та відновника.

Азотна кислота HNO_3 – це безбарвна рідина з густиною $1,54\text{г/см}^3$, яка кипить, розкладаючись, при 86°C , а при -41°C твердне. Під час розкладання виділяється діоксид азоту, який забарвлює її в жовтий колір.

Азотна кислота – сильний електроліт і сильний окисник. У концентрованих розчинах відновлюється до оксиду азоту (IV). у розбавлених – до різних ступенів окиснення азоту.



(конц.)



(розб.)

Хід і послідовність виконання завдань

Дослід 1. Добування амоніаку з амонійних солей та вивчення його властивостей

Виконання досліду	Спостереження
Скласти прилад для добування газів. В пробірку приладу насипати суміш амоній хлориду і кальцій гідроксиду. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою і закріпити в штативі так, щоб дно її було трохи вище отвору. Суміш нагріти. Амоніак зібрати в суху пробірку.	
Коли пробірка заповниться амоніаком, закрити її отвір корком і не перевертаючи опустити в склянку з водою. Що спостерігається? Закрити пробірку під водою корком і перевернути.	
До утвореного розчину додати кілька крапель фенолфталеїну. Далі цей розчин прокип'ятити до закінчення забарвлення.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Відношення солей амонію до нагрівання

Виконання досліду	Спостереження
В суху пробірку помістити кілька кристалів амоній хлориду і нагріти його, тримаючи пробірку горизонтально. що спостерігається? Для визначення складу білого нальоту, що утворився у верхній частині пробірки; розчинити його у воді. Розчин поділити на дві частини. в першу пробірку долити 1 мл розчину лугу, нагріти і піднести до отвору змочений водою індикаторний папірець. В другу пробірці долити 1 мл розчину аргентум нітрату.	

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Окисні властивості нітратної кислоти

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки покласти маленькі кусочки міді. В першу пробірку долити 2 мл концентрованої нітратної кислоти, а в другу – 2 мл розбавленої. Для початку реакції пробірки злегка підігріти. Звернути увагу на колір газів, що виділяються.	

Рівняння реакцій:

Висновок

Тести підсумкового контролю

1. Який об'єм аміаку виділиться при взаємодії 2,14 г хлориду з кальцій гідроксидом:

- ☐ 0,89 л; ☐ 0,224л;
☐ 0,448л; ☐ 1,729л?

2. Які речовини можна використати для висушування амоніаку:

- | | |
|---|--|
| ☐ H_2SO_4 (конц.); | ☐ HCl (конц.); |
| ☐ KOH (тв.); | ☐ $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |

3. В якому випадку при підвищенні тиску рівновага зміщується вправо:

- | | |
|---|---|
| ☐ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO};$ | ☐ $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O};$ |
| ☐ $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3;$ | ☐ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 4\text{HNO}_3?$ |

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: особливості будови атомів елементів головної підгрупи п'ятої групи.

Фізичні і хімічні властивості Нітрогену і Фосфору та їх сполук.

Способи добування і застосування Нітрогену і Фосфору.

Уміти: порівнювати властивості елементів головної підгрупи п'ятої групи.

Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії Нітрогену і Фосфору з простими і складними речовинами. Складати рівняння окислювально-відновних реакцій розчинення металів у розчинах нітратної кислоти різної концентрації. Проводити хімічні досліди зі сполуками нітрогену, робити висновки за результатами аналізу.

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

ПЛАН ЗАНЯТТЯ ХТК 2

Вид заняття: лабораторне 7

Тема *Взаємодія лужних металів з водою*

Мета заняття:

навчальна - ознайомити з взаємодією лужних металів з водою. властивостями сполук кальцію та алюмінію.

виховна - викликати цікавість при проведенні експерименту, вміння аналізувати, порівнювати й узагальнювати.

розвиваюча - поглибити знання по властивостям лужних. лужноземельних металів та амфотерності, показати зв'язок хімії з повсякденним життям та діяльністю людини.

Методи: експеримент

Матеріально-технічне забезпечення та дидактичні засоби, ТЗН:

Матеріали і обладнання відповідно дослідів лабораторної роботи: К, Al – метали. CaCO_3 , H_2SO_4 або HCl , луги, NaOH або KOH . Штатив з пробірками, вода, сухе паливо, парцелянова чашка, індикатор фенолфталеїн.

Література(основна та додаткова)

1 Глинка Н.Л. «Общая химия» .-Л.:Химия,1983 стор.543- 555.

2.Степаненко О.М., Рейтер Л. Г. ,Ледовских В.М.,Іванов С. В.

Загальната неорганічна хімія,-К.:Педагогічна преса 2002.

3.Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия.- М. :Высшая школа, 1998

4. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія.-К. : Вища школа,1971

Структура заняття

	Відведений час
1. Організаційна частина	3
2. Повідомлення теми, формування мети та основних завдання	5
3. Актуалізація опорних знань	17
<i>1. Розміщення Me в періодичній системі.</i>	

2. особливості електронної будови атомів Me.	
3. Ряд напруги Me; взаємодія з кислотами Me.	
4. Амфотерність	
4. Мотивація навчальної діяльності (питання)	25
1. Характерні властивості лужних і лужноземельних Me	
2. Амфотерні Me. В чому суть явища амфотерності?	
а. Ознайомлення з основними теоретичними положеннями, технологічними прийомами, операціями	
Проведення експерименту	
Нагрівання	
Робота з кислотами і лугами	
Суть явища амфотерності (розібрати на прикладі)	
5. Інструктаж з техніки безпеки на робочому місці	5
Техніка безпеки при роботі з кислотами і лугами, нагрівання посуду, поводження з речовинами і розчинами, техніка безпеки при проведенні дослідів взаємодії лужного Me з водою	
6. Самостійне виконання студентами завдань лабораторної роботи	20
Зміст завдання: _	
1) Взаємодія лужних Me з водою	
2) Добування оксиду кальцію прожарюванням мармуру і гідратація його.	
3) Взаємодія Al з кислотами і лугами.	
4) Добування гідроксиду алюмінію та вивчення його амфотерних властивостей.	
7. Поточний контроль виконання роботи, консультативна робота	5
Захист звітів про	
8. Підведення підсумків, узагальнення матеріалу (аналіз, узагальнення та систематизація знань, умінь, навиків)	2,5

Уміти проводити експеримент, брати малі кількості реактивів, уміння нагрівати посуд, досліджувати результат реакції. Навички у написанні формул речовин і відповідних рівнянь реакцій

9.Видача завдання для самостійної роботи 2,5

Експериментальне завдання в інструкції до роботи.

10.Прибирання робочих місць, захист роботи. 2,5

Лабораторне заняття №7 ХТК 2

Тема: ВЗАЄМОДІЯ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ З ВОДОЮ. ДОБУВАННЯ ОКСИДУ КАЛЬЦІЮ РОЗКЛАДАННЯМ КАРБОНАТУ КАЛЬЦІЮ І ЙОГО ГІДРАЦІА. РОЗЧИНЕННЯ АЛЮМІНІЮ В КИСЛОТАХ І ЛУГАХ. ДОБУВАННЯ ГІДРОКСИДУ АЛЮМІНІЮ ТА ВИВЧЕННЯ ЙОГО АМФОТЕРНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ.

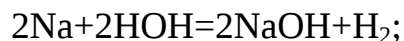
Мета: ознайомитись з хімічними властивостями металів головних підгруп та їхніх сполук

Реактиви і обладнання: алюміній, натрій, крейда, розчин хлоридної кислоти (1н.), натрій гідроксиду (1н), алюміній сульфату (5%), фенолфталеїну, червоний лакмусовий папір, пробірки, тигельні щипці, фарфорова чашка, спиртівка, сірники, скляна лійка, штатив.

Методичні вказівки

Натрій Na – сріблясто-білий метал, легкий, м'який і легкоплавкий.

Зберігається під шаром гасу.



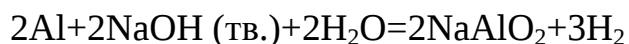
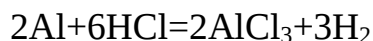
Натрій гідроксид NaOH – біла кристалічна речовина, добре розчинна у воді.

Кальцій – сріблясто-білий метал. У природі у вільному стані його немає. Зберігається в гасі, порівняно з натрієм твердіший. *Кальцій оксид* (негашене вапно) – тугоплавка речовина білого кольору. Одержують випалюванням вапняку (t). $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. Використовується при виплавленні чавуну, сталі і в будівництві. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

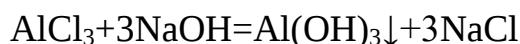
Кальцій гідроксид (гашене вапно, вапняне молоко, вапняна вода) Ca(OH)_2 – крихкий порошок сіруватого кольору, трохи розчинний у воді.

Алюміній Al – метал сріблясто білого кольору. Легкий, дуже пластичний. За електропровідністю поступається лише сріблу і міді. Амфотерний елемент. Застосовують для добування дюралюмінію,

виготовлення електропроводів. предметів домашнього вжитку; в літакобудуванні.



Алюміній гідроксид Al(OH)_3 - біла тверда речовина, що не розчиняється у воді. Утворюється при взаємодії солей алюмінію з лугами



Хід і послідовність виконання завдань

Дослід1. Взаємодія лужних металів з водою

Виконання досліду	Спостереження
Пробірку з водою закріпити вертикально в штативі і кинути у воду невеличкий очищений шматочок натрію. Пробірку закрити перевернутою скляною лійкою. Коли весь натрій прореагує, додати в пробірку кілька краплин фенолфталеїну.	

Рівняння реакцій:

Дослід 2. Добування оксиду кальцію і його гідрація

Виконання досліду	Спостереження
Шматочок крейди помістити в фарфорову чашку і змочити невеликою кількістю води. Скляною паличкою перенести краплинку суміші на червоний лакмусовий папірець. Чи змінилось його забарвлення?	
Тигельними щипцями взяти шматок крейди з чашки і сильно прожарити в полум'ї 2-3 хв. Прожарений шматочок крейди знову помістити в фарфорову чашку і змочити водою. Краплиту суміші перенести на червоний лакмусовий папірець. Що	

спостерігається?	
------------------	--

Рівняння реакцій:

Дослід 3. Розчинення Алюмінію в кислотах і лугах

Виконання досліду	Спостереження
В дві пробірки покласти по шматочку алюмінію. В першу пробірку долити 3 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу – 3мл розчину лугу. Для початку реакції пробірки злегка підігріти. Що спостерігається?	

Рівняння реакцій:

Дослід 4. Добування гідроксиду алюмінію і дослідження його амфотерних властивостей

Виконання досліду	Спостереження
В пробірку налити 2 мл розчину алюміній сульфату і долити 2 мл розчину натрій гідроксиду. Добутий осад розділити на 2 частини. В першу пробірку долити 2 мл розчину натрій гідроксиду, а в другу 2 мл розчину хлоридної кислоти	

Рівняння реакцій:

Висновок:

Тести підсумкового контролю

1. У полум'я пальника внести сіль. при цьому з'явилося жовте забарвлення.

Сіль якого металу досліджували:

- ☐ натрію; ☐ літію;

- ☐ калію; ☐ барію?

2. Які з цих газів не вступатимуть в реакцію при пропусканні їх через розчин калій гідроксиду:

- ☐ хлороводень; ☐ азот;
☐ кисень; ☐ карбон (IV) оксид?

3. Який з наведених гідроксидів є найсильнішою основою:

- ☐ $\text{Ba}(\text{OH})_2$; ☐ KOH ;
☐ FrOH ; ☐ $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

4. Пластинку алюмінію занурено в розчин солей однакої концентрації. В яких випадках відбуватиметься реакція:

- ☐ кальцій хлорид; ☐ ферум (II) сульфат;
☐ калій нітрат; ☐ цинк хлорид?

5. Суміш алюмінію і алюміній оксиду масою 12 г про взаємодіяла з розчином хлоридної кислоти. при цьому виділився газ об'ємом 8,96 л. Визначити масову частку алюмінію в суміші:

- ☐ 60%; ☐ 30%;
☐ 25%; ☐ 50%?

Після виконання лабораторного заняття студенти повинні

Знати: особливості будови електронних оболонок атомів металів головних підгруп, їх фізичні і хімічні властивості, знаходження в природі, способи добування і застосування

Уміти: порівнювати властивості металів головних підгруп за їх положенням у періодичній системі і будовою електронних оболонок їх атомів. Складати рівняння хімічних реакцій взаємодії металів з неметалами та складними речовинами. Проводити хімічні досліди, що виявляють властивості металів і їх сполук, робити висновки, ґрунтуючись на результатах аналізу

Література:

- 1 . Романова Н.В. загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – с.134-141.
2. Карнаухов О.І. та інші. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – с.76-96.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983, с.37-43

