

Министерство образования Российской Федерации

Северо-Осетинский государственный университет
имени Коста Левановича Хетагурова

С.В. Кабанов

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
Химия элементов**

**Модульная педагогическая
технология**

Учебное пособие

Издательство «Веста»
Владикавказ 2018

ББК 24.1я7+24.2я7

С-35

Допущено учебно-методическим советом федерального учебно-методического объединения в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся по направлению подготовки 04.00.01 - химия

С-35 Кабанов С.В..

Неорганическая химия: Лабораторный практикум. Модульная педагогическая технология: Учебное пособие. Под редакцией С.Ф. Дунаева; Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова. – Владикавказ. Издательство «Веста», 2018 – 152 с.

Учебное пособие содержит задания для самостоятельной работы студентов и описание лабораторных опытов по химии элементов. Каждый раздел представляет собой модульную программу, включающую ряд модулей, состоящих из учебных элементов.

ISBN 978-5-906785-29-9



9 785906 785299

ББК 24.1я7+24.2я7

© Кабанов С.В., 2018
© Издательство «Веста», 2018

УКАЗАНИЯ ПО РАБОТЕ С МОДУЛЯМИ

1. Изучить структуру модульной программы, обратив особое внимание на формирование определенных знаний и умений.
2. В письменной форме выполнить все задания каждого модуля.
3. Оформить каждый лабораторный опыт по следующему плану:
 - 1) название опыта,
 - 2) уравнения реакций (для реакций ионного обмена – сокращенные ионные уравнения, для окислительно-восстановительных реакций – метод полуреакций или электронного баланса),
 - 3) ответы на вопросы, включенные в описание опыта,
 - 4) наблюдения (записываются после выполнения опыта),
 - 5) выводы (записываются после выполнения опыта).

Внимание! К лабораторному практикуму допускаются только студенты, выполнившие задания модульной программы.

I. p-ЭЛЕМЕНТЫ

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА p-ЭЛЕМЕНТОВ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА p-ЭЛЕМЕНТОВ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов p-элементов,
- зависимость свойств атомов p-элементов (радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность) от электронного строения атомов и положения элемента в периодической системе,
 - валентность p-элементов, координационные числа атомов,
- особенности кислотно-основных свойств соединений p-элементов с водородом, оксидов и гидроксидов,
 - важнейшие степени окисления p-элементов,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений p-элементов от степени окисления элемента, термодинамической и кинетической устойчивости соединения.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- составлять электронные формулы атомов и ионов р-элементов,
- изображать структурные формулы ковалентных соединений р-элементов,
- составлять молекулярные и ионные уравнения реакций с участием соединений р-элементов (соединения с водородом, кислородом, гидроксиды),
- использовать метод электронного баланса и метод полуреакций для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций соединений р-элементов,
- оценивать термодинамическую устойчивость соединений р-элементов,
- пользоваться стандартными окислительно-восстановительными потенциалами для характеристики ОВ свойств соединений р-элементов.

МОДУЛЬ 1

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ р-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов и ионов р-элементов III-VIII групп периодической системы,
- зависимость от электронного строения атома и положения элемента в периодической системе следующих свойств атомов:
 - радиус атома,
 - энергия ионизации,
 - сродство к электрону,
 - относительная электроотрицательность.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов и ионов р-элементов III-VIII групп периодической системы,
- строить графики зависимости свойств атомов от порядкового номера элемента, уметь анализировать графические зависимости.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. Заполнить таблицу 1.

Таблица 1

Квантовые числа		Числовые значения
Обозначение	Название	

Задание 2. Электроны заполняют орбитали в соответствии с основными принципами и правилами. Записать определения в таблицу 2.

Таблица 2

Принцип (правило)	Формулировка
Принцип наименьшей энергии	
Принцип Паули	
Правило Хунда	
Правило Клечковского	

Задание 3. Элементы периодической системы делятся на семейства s, p, d и f-элементов. В каждом периоде, кроме первого, число p-элементов не может быть больше:

- 1) 4 2) 5 3) 6 4) 7 5) 8.

УЭ-2. Электронные конфигурации атомов p-элементов.

Задание 4. Написать электронные формулы атомов Si, As, Te, At.

Задание 5. Написать электронные формулы ионов O^{2-} , Cl^- , I^- .

Задание 6. Изобразить электронно-графическую формулу атома олова.

УЭ-3. Зависимость свойств атомов p-элементов от порядкового номера элемента.

Задание 7. В группах p-элементов немоноктонность в изменении атомного радиуса объясняется лантаноидным сжатием. Построить график зависимости $r_{orb} = f(z)$ для элементов VIIA группы и объяснить ход кривой.

Задание 8. В группах p-элементов ослабление притяжения валентных электронов при увеличении порядкового номера элемента объясняется эффектом экранирования. Построить график зависимости $I = f(z)$ для элементов IVA группы и объяснить ход кривой.

Задание 9. Построить графики зависимости сродства к электрону и электроотрицательности от порядкового номера элемента VA группы. Объяснить ход кривой.

УЭ-4. Контрольное тестирование.

1. Валентные электроны атома хлора могут иметь m_p , равное

- 1) 0 2) 1 3) 2 4) -1 5) -2.

2. В основном состоянии число неспаренных электронов у атома селена равно

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4 5) 6.

3. Суммарный спин электронов атома азота в основном состоянии равен

- 1) 0,5 2) 1 3) 1,5 4) 2 5) 3.

4. Среди элементов Si, As, S, Br, Sn наибольшей электроотрицательностью обладает

- 1) Si 2) As 3) S 4) Br 5) Sn.

5. В порядке увеличения первой энергии ионизации элементы расположены в ряду

- 1) O, N, C, F 2) P, As, S, Cl 3) Ge, P, S, Cl 4) Ge, Sb, Te, I.

6. Сродство к электрону Cl выше, чем F, так как

- 1) у Cl атомный радиус меньше 2) у Cl атомный радиус больше
3) у Cl есть свободный d-подуровень 4) у Cl есть свободные орбитали.

7. Электронная конфигурация $4s^2 4p^6$ соответствует

- 1) Ag 2) Kr 3) Br 4) Cl⁻ 5) Xe.

8. Три неспаренных электрона в основном состоянии имеет атом

- 1) B 2) C 3) N 4) P 5) S.

9. Проверьте правильность утверждений:

А) все р-элементы – неметаллы, Б) р-элементы могут образовывать только анионы

- 1) А – верное, Б – нет 2) Б – верное, А – нет
3) оба верные 4) оба неверные.

10. Проверьте правильность утверждений:

А) в рядах р-элементов наблюдается «р-сжатие»,

Б) в группах р-элементов 2-5 периодов атомный радиус меняется монотонно

- 1) А – верное, Б – нет 2) Б – верное, А – нет
3) оба верные 4) оба неверные.

МОДУЛЬ 2

ВАЛЕНТНОСТЬ И КООРДИНАЦИОННЫЕ ЧИСЛА АТОМОВ p-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- валентность p-элементов в типичных соединениях,
- координационные числа (КЧ) атомов p-элементов,
- важнейшие способы гибридизации орбиталей атомов p-элементов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- определять возможную валентность атомов p-элементов, исходя из электронного строения атома,
- изображать структурные формулы типичных соединений,
- определять геометрическую конфигурацию молекул, пользуясь теорией отталкивания локализованных электронных пар и теорией гибридизации орбиталей,
- пользоваться теорией молекулярных орбиталей для объяснения кратности связи и магнитных свойств двухатомных молекул, образованных p-элементами.

УЭ-1. Взаимосвязь между электронным строением атома и валентностью элемента.

Задание 10. В образовании ковалентной связи могут участвовать неспаренные электроны (обменный механизм), электронные пары и свободные орбитали (донорно-акцепторный механизм). Определите максимальную валентность атомов N, B, O.

Задание 11. В возбужденном состоянии электроны из спаренного состояния переходят на свободные орбитали p- или d-подуровня. Чему равна максимальная валентность C, Si, P, S, Cl?

УЭ-2. Координационные числа атомов p-элементов.

Задание 12. Координационное число показывает, каким числом других атомов окружен атом данного элемента в соединении. КЧ элемента – величина непостоянная. Например, в кислородсодержащих кислотах фосфор проявляет КЧ, равное 4. Составить структурные формулы следующих молекул: H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_3PO_2 . Чему равна валентность фосфора в этих соединениях? Укажите основность каждой из этих кислот.

УЭ-3. Ионные соединения p-элементов.

Задание 13. p-Элементы-неметаллы образуют преимущественно анионы. При этом электронные оболочки атомов достраиваются до 8-электронной оболочки благородного газа. Приведите примеры ионных соединений O, Cl, Te, I, N и укажите заряды ионов.

Задание 14. p-Элементы-металлы образуют катионы с незавершенными электронными оболочками. Приведите электронные формулы катионов Tl^{3+} , Tl^{+} , Sn^{2+} , Pb^{4+} и примеры соединений, содержащих эти катионы.

УЭ-4. Теория гибридизации орбиталей.

Задание 15. Среди всевозможных типов гибридизации орбиталей важнейшими являются sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d^2 . Заполнить таблицу 3.

Таблица 3

Соединение	Тип гибридизации орбиталей	Геометрическая структура
CH_4		
NH_4^+		
NH_3		
BCl_3		
BCl_4^-		
CO_2		
SF_6		

УЭ-5. Теория отталкивания локализованных электронных пар.

Задание 16. Геометрическая структура молекул объясняется симметричным

расположением в пространстве всех (и связывающих, и несвязывающих) электронных пар центрального атома. Заполнить таблицу 4.

Таблица 4

Соединение	Число связывающих электронных пар	Число несвязывающих электронных пар	Общее число электронных пар центрального атома	Геометрическая структура
H ₂ O				
NH ₃				
H ₃ O ⁺				
NH ₄ ⁺				
XeF ₄				
IF ₅				

УЭ-6. Теория молекулярных орбиталей.

Задание 17. Теория МО используется для объяснения прочности связи (кратность связи), магнитных свойств (наличие или отсутствие неспаренных электронов) и спектров соединений (электронные переходы между МО). Постройте диаграмму МО молекулы NO. Определите кратность связи. Диамагнитным или парамагнитным является данное соединение?

УЭ-7. Контрольный тест.

- Валентность азота в молекуле HNO₃ равна
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 1.
- КЧ азота в молекуле HNO₃ равно
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 1.
- Валентность серы в молекуле H₂SO₄ равна
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 2.
- КЧ серы в молекуле H₂SO₄ равно
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 1.
- Фосфористая кислота H₃PO₃ является
1) трехосновной 2) двухосновной
3) одноосновной 4) четырехосновной.
- Среди следующих соединений линейное строение имеют
1) H₂O 2) CO₂ 3) XeF₂ 4) I₃⁻ 5) SiO₂.
- Среди следующих соединений угловое строение имеют
1) H₂O 2) CO₂ 3) XeF₂ 4) I₃⁻ 5) SO₂.
- Кратность связи в молекуле O₂ равна
1) 1 2) 2 3) 3 4) 4 5) 5.
- Среди следующих соединений диамагнитными являются
1) NO 2) NO₂ 3) CO₂ 4) CO 5) HNO₃.

10. Среди следующих соединений парамагнитными являются

- 1) NO 2) NO₂ 3) O₂ 4) CO 5) HNO₃.

МОДУЛЬ 3

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ p-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- закономерности изменения кислотно-основных свойств соединений с водородом, оксидов и гидроксидов p-элементов в группах и периодах,
- зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов p-элементов от степени окисления элемента.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из положения элемента в периодической системе, определять, какие свойства – кислотные или основные – преобладают у соединений данного элемента,
- по значению степени окисления p-элемента оценивать кислотные и основные свойства соединений,
- составлять молекулярные и ионные уравнения типичных реакций, характерных для кислот, оснований и амфотерных соединений.

УЭ-1. Кислотно-основные свойства соединений p-элементов с водородом.

Задание 18. В периодах слева направо усиливаются неметаллические свойства элементов. Можно ли утверждать, что кислотно-основные свойства соединений с водородом также меняются закономерно? Охарактеризуйте данные свойства соединений с водородом p-элементов 2 и 3 периодов.

Задание 19. В группах неметаллические и металлические свойства меняются достаточно закономерно. Дайте характеристику кислотно-основным свойствам соединений с водородом p-элементов VA и VIIA групп. Сделайте выводы.

УЭ-2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов p-элементов.

Задание 20. Диагональ, проведенная в таблице Менделеева от Be к At, делит p-элементы на типичные неметаллы, образующие преимущественно кислотные оксиды и гидроксиды, и металлы, проявляющие, как правило, амфотерные свойства. Напишите формулы высших оксидов и гидроксидов B, C, N, Al, P, Cl, Ga. Какие кислотно-основные свойства преобладают у этих соединений?

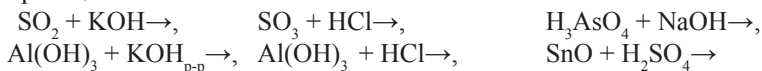
УЭ-3. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления элемента.

Задание 21. Чем выше степень окисления элемента, тем сильнее проявляются кислотные свойства соответствующих оксидов и гидроксидов. Например, HNO₃ – сильная кислота, HNO₂ – слабая. Внесите в таблицу 5 по 2 формулы гидроксидов следующих элементов: S, P, Cl, Sn, Sb.

Таблица 5

Сильная кислота	Слабая кислота	Кислота средней силы	Амфотерное основание	Типичное основание

Задание 22. Составьте молекулярные и краткие ионные уравнения возможных реакций:



УЭ-4. Контрольный тест.

1. Наиболее сильным электролитом является

- 1) H_2SO_4 2) HCl 3) HNO_3 4) HClO_4 5) H_2SO_3 .

1. Наиболее слабым электролитом является

- 1) H_2SO_4 2) HCl 3) HNO_3 4) HClO_4 5) H_2SO_3 .

3. Кислотные свойства преобладают у

- 1) CO_2 2) CO 3) SO_2 4) SnO 5) NO .

4. Основные свойства преобладают у

- 1) CO 2) NO 3) NO_2 4) SnO 5) N_2O_5 .

5. К амфотерным оксидам относятся

- 1) ClO_2 2) SO_2 3) Bi_2O_3 4) SnO_2 5) Al_2O_3 .

6. Не являются амфотерными

- 1) Al_2O_3 2) N_2O 3) Ga_2O_3 4) Ti_2O 5) PbO .

7. Основные свойства преобладают у

- 1) HF 2) SiH_4 3) NH_3 4) PH_3 5) H_2Se .

8. Оксид фосфора (V) взаимодействует с

- 1) H_2O 2) H_2Se 3) NH_3 4) HCl 5) KOH .

9. Оксид таллия (I) не взаимодействует с

- 1) H_2O 2) H_2Se 3) NH_3 4) HCl 5) KOH .

10. Кислотные свойства проявляют гидроксиды

- 1) Al 2) Sn(II) 3) Sn(IV) 4) N(III) 5) Bi(V) .

МОДУЛЬ 4

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ p-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- значения устойчивых степеней окисления p-элементов,
- примеры типичных окислителей и восстановителей, образованных p-элементами,

- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента и термодинамической устойчивости соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- пользоваться таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для оценки свойств соединений,
- сравнивать окислительно-восстановительную активность соединений с термодинамической активностью,
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, пользуясь методом электронного баланса и методом полуреакций.

УЭ-1. Степени окисления р-элементов.

Задание 23. В периодах слева направо усиливаются неметаллические свойства элементов. Можно ли утверждать, что значения степеней окисления элементов также меняются закономерно? Приведите примеры, подтверждающие и нарушающие закономерность.

УЭ-2. Зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления р-элементов.

Задание 24. Обычно утверждается, что соединения, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут проявлять только окислительные свойства, а соединения, содержащие элемент в низшей степени окисления – только восстановительные. Справедливо ли это утверждение для следующих веществ: H_2SO_4 , H_2S , HNO_3 , NH_3 ?

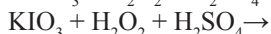
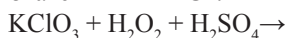
Задание 25. Дайте характеристику ОВ свойств следующих соединений: H_2O , H_2O_2 , H_3O^+ .

УЭ-3. Зависимость ОВ свойств от устойчивости соединений.

Задание 26. Характеристикой окислительной или восстановительной активности соединения является стандартный ОВ потенциал. Сравните стандартные потенциалы следующих ионов (в кислой среде): SO_4^{2-} и SO_3^{2-} , ClO_3^- и ClO^- . Какой из ионов в каждой паре является более сильным окислителем? Можно ли утверждать, что чем выше степень окисления элемента, тем более сильным окислителем является его соединение?

Задание 27. Сравните энергии Гиббса хлората и гипохлорита калия. Сделайте вывод о корреляции между термодинамической устойчивостью соединения и его активностью.

Задание 28. Оцените возможность протекания следующих реакций, используя значения E° и ΔG° :



Составьте уравнения реакций, используя метод полуреакций.

Таблица 6

III	IV	V	VI	VII
B +3 -3	C +4 +2 -4	N +5 +4 +3 +2 +1 -3	O -1 -2	F -1
Al +3	Si +4 -4	P +5 +3 -3	S +6 +4 -2	Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1
Ga +3	Ge +4	As +5 +3	Se +6 +4 -2	Br +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1
In +3	Sn +4 +2	Sb +5 +3	Te +6 +4 -2	I +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1
Tl +3 +1	Pb +4 +2	Bi +5 +3	Po	At

УЭ-4. Контрольный тест.

1. Наиболее сильным окислителем является

- 1)
- H_2SO_4
- 2)
- HCl
- 3)
- HNO_3
- 4)
- HClO_4
- 5)
- H_2SO_3
- .

2. Наиболее слабым окислителем является

- 1)
- H_2SO_4
- 2)
- HCl
- 3)
- HNO_3
- 4)
- HClO_4
- 5)
- H_2SO_3
- .

3. Наиболее сильным восстановителем является

- 1)
- H_2S
- 2)
- HCl
- 3)
- HNO_2
- 4)
- HClO
- 5)
- H_2SO_3
- .

4. Наиболее слабым восстановителем является

- 1)
- H_2S
- 2)
- HCl
- 3)
- HNO_2
- 4)
- HClO
- 5)
- H_2SO_3
- .

1. Преимущественно окислительными свойствами обладают соединения

- 1)
- S^{+6}
- 2)
- Cl^{+1}
- 3)
- N^{+2}
- 4)
- Pb^{+2}
- 5)
- Sn^{+4}
- .

2. Преимущественно восстановительными свойствами обладают соединения

- 1) S^{+6} 2) Cl^{+1} 3) N^{+2} 4) Pb^{+2} 5) Sn^{+4} .

3. Могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства соединения

- 1) S^{+6} 2) Cl^{+1} 3) N^{+2} 4) Pb^{+2} 5) Sn^{+4} .

4. Наиболее слабым восстановителем является

- 1) H_2S 2) HCl 3) HNO_2 4) $HClO$ 5) H_2SO_3 .

5. Преимущественно окислительными свойствами обладают соединения

- 1) S^{+6} 2) Cl^{+1} 3) N^{+2} 4) Pb^{+2} 5) Sn^{+4} .

6. Преимущественно восстановительными свойствами обладают соединения

- 1) S^{+6} 2) Cl^{+1} 3) N^{+2} 4) Pb^{+2} 5) Sn^{+4} .

7. Могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства соединения

- 1) S^{+6} 2) Cl^{+1} 3) N^{+2} 4) Pb^{+2} 5) Sn^{+4} .

8. В реакции: $H_2O_2 + HClO \rightarrow$ образуется

- 1) хлор 2) водород 3) кислород 4) вода 5) хлороводород

9. Фтор является самым сильным окислителем среди простых веществ, так как

- 1) у атома фтора маленький атомный радиус
2) прочность связи $F-F$ очень мала
3) у атома фтора самое высокое значение сродства к электрону
4) у атома фтора самое высокое значение энергии ионизации
5) у атома фтора самое высокое значение электроотрицательности.

10. Среди простых веществ р-элементов самым сильным восстановителем является

- 1) Al 2) Tl 3) Pb 4) Sn 5) B .

2. БЛАГОРОДНЫЕ ГАЗЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА БЛАГОРОДНЫЕ ГАЗЫ (Ng)



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов благородных газов,
- физические свойства Ng,
- химические свойства Ng,
- соединения легких (He, Ne, Ar) Ng,
- соединения Kr, Xe, Rn,
- области применения благородных газов и их соединений.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- объяснять химическую инертность Ng,
- обосновать возможность получения соединений Ng,
- сравнивать физические и химические свойства различных Ng,
- сопоставлять области применения Ng с их физическими и химическими свойствами.

МОДУЛЬ 1 СВОЙСТВА БЛАГОРОДНЫХ ГАЗОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов Ng,

- распространенность Ng в природе,
- особенности физических свойств Ng,
- причины химической инертности Ng.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов Ng,
- пользоваться справочными данными для обоснования химической инертности благородных газов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите электронные формулы атомов Ng. Чем принципиально отличаются по электронному строению атомы гелия и неона от атомов остальных благородных газов?

Задание 2. В начале XX века благородные газы включали в нулевую группу таблицы Менделеева, затем – в восьмую. Согласно последней номенклатуре IUPAC благородные газы составляют 18-ю группу таблицы. Приведите доводы в пользу каждого варианта.

УЭ-2. Распространенность Ng в природе.

Задание 3. Изучите данные таблицы 7. Какой из Ng не является редким элементом?

Таблица 7

Ng	Атомная распространенность в Солнечной системе по отношению к 10^6 атомов кремния	Среднее содержание в земной коре, масс. %	Содержание в атмосфере, об. %	Содержание в воде, мг/л
He	$3,9 \cdot 10^9$	$1 \cdot 10^{-6}$	$5,2 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-6}$
Ne	$4,4 \cdot 10^6$	$5 \cdot 10^{-7}$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Ar	$3,4 \cdot 10^5$	$4 \cdot 10^{-4}$	0,9300	0,60
Kr	25	$2 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-4}$
Xe	3,0	$3 \cdot 10^{-9}$	$8,0 \cdot 10^{-6}$	-
Rn	-	-	-	$6 \cdot 10^{-14}$

Задание 4. Сравните распространенность Ng на Земле и в Солнечной системе. Почему относительная распространенность так сильно отличается?

УЭ-3. Физические свойства благородных газов.

Задание 5. Исходя из молярной массы вычислите плотность (г/см^3) Ng при н.у.

Задание 6. Постройте график зависимости температуры кипения Ng от молярной массы. Объясните ход кривой.

Таблица 8

Ng	He	Ne	Ar	Kr	Xe
$T_{\text{кип}}, \text{K}$	4,2	27,1	87,3	120,0	165,0

Какие из следующих факторов влияют на температуру кипения Ng:

- 1) атомная масса, 2) атомный объем, 3) энергия ионизации,
- 4) сродство к электрону, 5) электроотрицательность, 6) поляризуемость атомов?

Задание 7. благородные газы в твердом состоянии образуют плотноупакованные кристаллические решетки типа меди. Как называется этот тип кристаллической решетки?

Задание 8. В жидком состоянии гелий обладает уникальными физическими свойствами. При охлаждении из состояния обычной жидкости (He-I) гелий переходит в состояние сверхтекучей жидкости, практически не обладающей вязкостью (He-II). По диаграмме состояния гелия (рис. 1) определите температуру перехода при давлении, близком к 1 атм. Как меняется температура перехода при повышении давления?

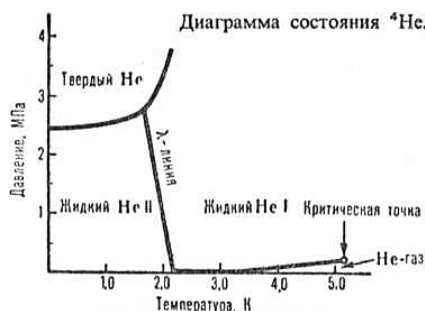


Рис. 1. Диаграмма состояния гелия.

Задание 9. He-II не кипит (не образуются пузырьки), а испаряется с поверхности жидкости. Объясните это явление, используя представления о сверхтекучести.

УЭ-4. Химические свойства благородных газов.

Задание 10. Инертность благородных газов часто объясняют высокими значениями потенциалов ионизации. Какие выводы можно сделать из анализа таблицы 9?

Таблица 9

Потенциалы ионизации (I , эВ) и статические электродипольные поляризуемости (α) атомов благородных газов и некоторых других элементов

	I_1	I_2	α		I_1	I_2	α
He	24,587	54,416	0,205	O	13,618	35,116	0,802
Li	5,392	75,638	24,3	F	17,422	34,970	0,557
Be	9,322	18,211	5,60	Ne	21,564	40,962	0,395
B	8,298	25,154	3,03	Ar	15,759	27,629	1,64
C	11,260	24,383	1,76	Kr	13,999	24,359	2,48
N	14,534	29,601	1,10	Xe	12,130	21,210	4,04

Задание 11. Другим способом объяснения инертности благородных газов является оценка способности электронных оболочек к деформации. Деформируемость электронных оболочек под действием электростатического поля других атомов характеризуют статической электродипольной поляризуемостью (α). Сравните значения α благородных газов и некоторых других атомов.

Задание 12. Сродство к электрону атомов Ng близко к нулю. Поэтому взаимодействие может произойти только при действии сильных акцепторов электронов. Выберите правильные варианты утверждения: атом, взаимодействующий с Ng,

- 1) должен быть кислотой Льюиса
- 2) должен быть основанием Льюиса
- 3) должен быть сильным окислителем
- 4) должен быть сильным восстановителем
- 5) должен иметь высоколежащие вакантные молекулярные орбитали
- 6) должен иметь низколежащие вакантные молекулярные орбитали.

МОДУЛЬ 2 СОЕДИНЕНИЯ БЛАГОРОДНЫХ ГАЗОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- состав клатратов, образуемых Ng,
- состав соединений, образуемых легкими Ng (He, Ne, Ar),
- состав «истинных» соединений Ng,
- природу связи в соединениях Ng,
- вещества, способные взаимодействовать с Ng.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять устойчивость клатратов межмолекулярным дисперсионным взаимодействием,

- применять теорию МО для объяснения невозможности образования молекул Ng_2 и возможности образования ионов Ng_2^+ ,
- объяснять различную устойчивость димеров Ng_2^+ ,
- пользоваться представлениями о донорно-акцепторных взаимодействиях для объяснения различной устойчивости гетероатомных фрагментов NgNg^+ , NgO^+ , NgN^+ , NgH^+ и др.,
- обосновывать выбор реагентов для получения фторидов, комплексных фторидов, оксофторидов и оксидов Ng,
- составлять уравнения ступенчатого гидролиза фторидов Ng,
- составлять уравнения реакций получения в растворах оксоксенатов и фтороксоксенатов, а также реакций с участием этих соединений в качестве реагентов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 13. Постройте диаграммы МО He_2 и He_2^+ . Чему равна кратность связи в этих соединениях? Могут ли существовать эти частицы?

Задание 14. Межмолекулярное взаимодействие является диполь-дипольным притяжением. По мере уменьшения силы притяжения различные виды межмолекулярных взаимодействий указаны в ряду:

- 1) ориентационное-дисперсионное-индукционное
- 2) дисперсионное-ориентационное-индукционное
- 3) ориентационное-индукционное-дисперсионное
- 4) индукционное-ориентационное-дисперсионное
- 5) индукционное-дисперсионное-ориентационное
- 6) дисперсионное-индукционное-ориентационное

УЭ-2. Клатраты благородных газов.

Задание 15. Клатратами называются кристаллические вещества, в которых молекулы газа («гостя») находятся в полостях кристаллической структуры основного вещества («хозяина»). Благородные газы образуют клатраты на основе гидрохинона, воды, фенола и других соединений. Молярное соотношение гость: хозяин в таких соединениях может составлять 1:3, 1:4, 1:5,6, 1:5,75 и др. Напишите формулы клатратов ксенона с гидрохиноном (1:3), фенолом (1:4) и водой (1:5,75).

Задание 16. В настоящее время нет достоверных сведений о существовании клатратов He и Ne. С какими из следующих факторов это связано:

- 1) очень маленькими атомными радиусами He и Ne
- 2) отсутствием подходящего «хозяина» с соответствующим размером полостей
- 3) в очень маленьких по размеру полостях образуются мощные силы межмолекулярного отталкивания
- 4) в очень маленьких по размеру полостях образуются мощные силы межмолекулярного притяжения.

УЭ-3. Короткоживущие соединения He, Ne, Ar.

Задание 17. Все производные He, Ne и Ar являются катионами, которые образуются в газовой фазе в условиях, обеспечивающих ионизацию Ng (электронный удар). Известно, что энергия связи в гомоядерных катионах NgNg^+ понижается в ряду $\text{He} > \text{Ne} > \text{Kr} > \text{Xe}$. Это можно объяснить:

- 1) уменьшением в этом ряду атомного радиуса
- 2) увеличением атомного радиуса
- 3) уменьшением энергии ионизации
- 4) увеличением энергии ионизации
- 5) увеличением акцепторной силы Ng^+
- 6) уменьшением акцепторной силы Ng^+ .

Задание 18. Из данных таблицы 10 следует, что двухатомные катионы NgNg^+ являются достаточно устойчивыми частицами. Почему же они образуются только в особых условиях и являются короткоживущими?

Таблица 10

Энергии диссоциации (кДж/моль) катионов NgNg^+

	He	Ne	Ar	Kr	Xe
He	228,0				
Ne	66,5	130,9			
Ar	4,6	7,5	122,2		
Kr	2,5	5,4	51,0	110,9	
Xe		3,7	17,1	37,2	99,2

Задание 19. He, Ne и Ar образуют гетероатомные катионы с различными элементами. По данным таблицы 11 сделайте вывод об изменении устойчивости однотипных соединений в ряду He – Ne – Ar.

Таблица 11

Энергии диссоциации D_0 (кДж/моль) и равновесные расстояния r_0 (нм) катионов HeX^+ , NeX^+ и ArX^+

	D_0			r_0		
X	He	Ne	Ar	He	Ne	Ar
Li	6,3	12,6	23,8	8,63	8,31	10,21
Be	1,3	3,8	45,6	13,10	7,77	8,55
B	2,0	5,0	23,4	12,18	10,35	11,45
C	4,6	12,5	86,2	10,06	8,69	8,61
N	17,5	38,5	48,7	7,32	7,39	7,68
O	3,34	5,0	174,9	10,73	9,51	9,59
F	5,9	15,1	207,5	8,88	8,20	7,00
Ne	45,3	124,7	7,5	5,88	7,18	10,08

Задание 20. Распад молекул F_2 на атомы происходит при температуре 500 °С. Выше или ниже этой температуры распадаются HeH^+ и NeH^+ ? Для ответа используйте данные таблицы 12.

Таблица 12

Энергии диссоциации D_0 (кДж/моль)

	HeH^+	NeH^+	F_2
D_0	167	207,5	151

УЭ-4. «Истинные» соединения благородных газов.

Задание 21. Энергии ионизации молекулы O_2 и атома He составляют 12,70 и 12,13 эВ соответственно. Как это обстоятельство было использовано при синтезе первого соединения ксенона $He^+[PtF_6]^-$?

Задание 22. Ксенон образует фториды (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6), оксиды (XeO_3 , XeO_4), оксофториды, ксенаты и перксенаты – производные гипотетических кислот (H_2XeO_4 , H_4XeO_6), комплексы с фторидами металлов. Криптон образует только KrF_2 и комплексные фториды. Радон образует соединения, аналогичные соединениям ксенона. Гелий, неон и аргон «истинных» соединений не образуют.

Таблица 13

Характеристика некоторых соединений ксенона

Соединение	Структура	ΔH°_f , кДж/моль	$T_{пл}$, °С
XeF_2	линейная	–117	140
XeF_4	плоская	–280	114
XeF_6	искаженный октаэдр	–403	47,7
$XeOF_2$	искаженная тригональная пирамида		90
$XeOF_4$	тетрагональная пирамида		–28
XeO_3	тригональная пирамида	+403	летуч
XeO_4	тетраздр		газ

Почему во всех соединениях у ксенона четная степень окисления?

Задание 23. Объясните структуру фторидов ксенона, пользуясь теорией отталкивания электронных пар.

Задание 24. Что можно сказать об устойчивости фторидов ксенона и криптона, если известно, что XeF_2 и XeF_6 можно получить термическим способом, а XeF_4 и KrF_2 – только электролизом?

Задание 25. Оксофториды $XeOF_4$, XeO_2F_2 и оксид XeO_3 образуются при сту-

пенчатом гидролизе XeF_6 . Составьте уравнения реакций получения этих соединений.

Задание 26. При гидролизе в щелочной среде образуются ксенаты щелочных металлов. При медленном диспропорционировании ксенатов образуются перксенаты. Составьте уравнения реакций, отвечающих следующим превращениям:



Задание 27. Оксид XeO_4 получают при обработке перксенатов концентрированной серной кислотой. Напишите уравнение реакции.

Задание 28. В настоящее время известно более 50 комплексных фторидов ксенона, в которых атомы Xe входят в состав катионов или анионов. Зная состав иона и степень окисления Xe, определите заряд иона и укажите, кислотой Льюиса или основанием Льюиса он является.

Таблица 14

Фторсодержащие ионы ксенона

Xe(II)	Кислота или основание Льюиса	Xe(IV)	Кислота или основание Льюиса	Xe(VI)	Кислота или основание Льюиса
XeF^+		XeF_3^+		$\text{Xe}_2\text{F}_{11}^{2+}$	
Xe_2F_3^+		XeF_5^-		XeF_7^-	
		XeF_6^{2-}		XeF_8^{2-}	

Задание 29. В настоящее время доказано существование при температурах, близких к абсолютному нулю, двух соединений аргона HArF и CUArO . Предложите объяснения природы связи в этих соединениях.

Задание 30. Среди соединений криптона хорошо изученным является только KrF_2 . Почему существование других соединений криптона представляется сомнительным?

МОДУЛЬ 3

ПРИМЕНЕНИЕ БЛАГОРОДНЫХ ГАЗОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- основные методы производства Ng,
- особенности ректификационного и адсорбционного методов получения Ng,
- важнейшие области применения Ng,
- важнейшие области применения соединений Ng.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- сопоставлять области применения Ng и их соединений с соответствующими физическими и химическими свойствами веществ.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 31. Область применения вещества часто определяется его физическими свойствами. Какие из Ng можно использовать для заполнения воздушных шаров? Почему для этой цели используется только гелий?

Задание 32. Какое свойство гелия используется в криогенной технике?

Задание 33. Важнейшее свойство Ng – это их инертность. Почему для создания инертной атмосферы используется преимущественно аргон?

УЭ-2. Производство благородных газов.

Задание 34. Промышленными источниками Ng являются природные газы и воздух. Почему гелий получают в основном глубоким охлаждением природного газа, а остальные Ng получают из воздуха?

Задание 35. В жидком состоянии воздух и другие смеси газов можно разделить на отдельные компоненты методом ректификации. На различии в каких свойствах веществ основан этот метод:

- 1) плотность, 2) температура плавления, 3) температура кипения,
- 4) химические свойства, 5) физические свойства?

Задание 36. Разделение гелия и неона основано на способности неона поглощаться активированным углем, охлаждаемым жидким воздухом. Этот метод разделения называется:

- 1) поглотительным, 2) адсорбционным, 3) абсорбционным,
- 4) конденсационным, 5) ректификационным, 6) разделительным?

УЭ-2. Применение Ng и их соединений.

Задание 37. Заполните вторую колонку таблицы 15, указав свойство Ng, обуславливающее данную область применения.

Таблица 15

Области применения благородных газов

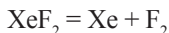
Область применения	Свойство Ng
Ядерная техника	
Ракетная техника	
Криогенная техника	
Металлургия	
Полупроводниковое производство	
Сварка	
Светотехника	
Летательные аппараты	
Смеси для дыхания водолазов	
Медицина	

Задание 38. Для каких целей могут быть использованы клатраты Ng:

- 1) утилизация радиоактивных изотопов, 2) разделение смесей,

3) аккумулярование Ng, 4) очистка Ng, 5) активирование Ng?

Задание 39. Фториды ксенона применяются в качестве сильнейших окислителей. Вычислите стандартный потенциал реакции



по известным потенциалам $E^\circ_{\text{XeO}_3/\text{Xe}} = 1,8 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{XeO}_3/\text{XeF}_2} = 1,6 \text{ В}$.

3. ГАЛОГЕНЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА ГАЛОГЕНЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов галогенов,
- важнейшие степени окисления галогенов,
- валентность атомов галогенов в ковалентных соединениях,
- изменение в группе галогенов атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений галогенов со степенью окисления -1 ,
- получение и свойства соединений галогенов с положительными степенями окисления.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений галогенов,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств хлора, брома, йода и важнейших соединений галогенов.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ (Hal)

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов галогенов, особенности строения атома фтора,
- степени окисления и валентные состояния атомов Hal,
- закономерности изменения в группе галогенов следующих свойств атомов:
 - радиус атома,
 - энергия ионизации,
 - сродство к электрону,
 - относительная электроотрицательность,
 - нахождение галогенов в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в группе галогенов,
- давать общую характеристику соединениям галогенов, исходя из степеней окисления атомов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразить электронно-графические формулы внешнего электронного уровня атомов галогенов. Чем принципиально отличается электронное строение атома фтора? Что такое кайносимметрия?

УЭ-2. Степени окисления и валентность атомов галогенов.

Задание 2. Напротив каждой степени окисления в таблице 16 напишите формулы соответствующих соединений.

Таблица 16

Степени окисления галогенов

F		Cl		Br		I	
Степень окисления	Пример	Степень окисления	Пример	Степень окисления	Пример	Степень окисления	Пример
0		+7		+7		+7	

-1		+6		+6		+6	
		+5		+5		+5	
		+4		+4		+4	
		+3		+3		+3	
		+2		+2		+2	
		+1		+1		+1	
		0		0		0	
		-1		-1		-1	

Почему у фтора нет положительных степеней окисления?

Задание 3. Валентность элемента определяется числом валентных орбиталей и числом валентных электронов. Чему равна максимально возможная валентность фтора? Сколько валентных орбиталей имеет атом хлора? Какова максимальная валентность хлора в известных соединениях?

УЭ-3. Атомные характеристики галогенов.

Задание 4. Постройте график зависимости $r_{\text{ков}}(\text{Hal}) = f(z)$. Объясните наблюдающуюся закономерность.

Таблица 17

Атомные и молекулярные характеристики галогенов

Элемент	$r_{\text{ков.}}, \text{нм}$	$I_p, \text{эВ}$	$E, \text{эВ}$	ОЭ	$d_{\text{Hal-Hal}}, \text{нм}$	$\Delta H_{\text{св.}}, \text{кДж/моль}$	$T_{\text{кип.}}(\text{Hal}_2), ^\circ\text{C}$	$E^\circ_{\text{Hal}_2/2\text{Hal}^-}, \text{В}$
F	0,071	17,42	3,34	4,0	0,142	78,00	-187	2,87
Cl	0,099	13,01	3,61	3,0	0,199	121,30	-34,2	1,359
Br	0,114	11,24	3,36	2,8	0,228	111,80	58,75	1,065
I	0,133	10,45	3,06	2,5	0,267	106,84	184,5 субл	0,536

Задание 5. Сродство к электрону хлора (E) выше, чем у фтора. Как это объяснить?

Задание 6. По данным таблицы 17 сделайте вывод об изменении атомных характеристик в группе галогенов.

УЭ-4. Галогены в природе.

Задание 7. Одним из законов геохимии является утверждение, что элементы с четными атомными номерами имеют большее распространение в природе, чем элементы с нечетными номерами. Проверьте это правило, сравнив распространенность р-элементов VI и VII групп.

Таблица 18

Распространенность в природе p-элементов VI и VII групп

Элемент	Содержание в земной коре, масс. %	Элемент	Содержание в земной коре, масс. %
O	47,4	F	$9,5 \cdot 10^{-2}$
S	$2,6 \cdot 10^{-2}$	Cl	$1,3 \cdot 10^{-2}$
Se	$5 \cdot 10^{-6}$	Br	$3,7 \cdot 10^{-5}$
Te	$5 \cdot 10^{-7}$	I	$1,4 \cdot 10^{-5}$
Po	следы	At	следы

Задание 8. За исключением вулканических газов в природе встречаются только соединения галогенов. Предложите гипотезу образования хлора в недрах вулкана.

МОДУЛЬ 2 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- лабораторные методы получения галогенов,
- важнейшие физические свойства галогенов,
- важнейшие химические свойства галогенов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- получать в лаборатории Cl_2 , Br_2 и I_2 .
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств хлора, йода, хлорной, бромной и йодной воды.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 9. Сравните стандартные окислительно-восстановительные потенциалы галогенов (таблица 17). Какие из галогенов можно получить, используя стандартный раствор перманганата калия ($E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,507 \text{ В}$)? Почему для получения газообразного хлора используют кристаллический KMnO_4 ?

УЭ-2. Получение галогенов.

Опыт 1. (Тяга!) Получение хлора.

В колбу Вюрца поместить около 10 г KMnO_4 . Из капельной воронки добавлять по каплям концентрированную соляную кислоту. Выделяющийся газ после пропускания через промывные склянки с насыщенным раствором NaCl и концентрированной H_2SO_4 (с какой целью?) собрать в большие пробирки. После заполнения (определяется по цвету) пробирки закрыть пробками.

Опыт 2. (Тяга!) Получение брома и йода.

В сухую пробирку поместить несколько кристаллов KBr и MnO_2 . Добавить 2-3 капли конц. H_2SO_4 и немного подогреть. Повторить опыт, используя вместо бромид йодид калия.

УЭ-3. Свойства галогенов.

Задание 10. Заполните таблицу 19.

Таблица 19

Физические свойства галогенов

Галоген	Агрегатное состояние при комнатной температуре	Цвет	Отношение к нагреванию
F_2			
Cl_2			
Br_2			
I_2			

Опыт 3. (Тяга!) Возгонка йода.

В сухую пробирку поместить 2-3 кристаллика йода. Осторожно нагреть. Повторить опыт, плотно закрыв пробирку ватным тампоном. Сравнить результаты опытов. Дать объяснения.

Опыт 4. (Тяга!) Получение хлорной воды.

Опустить газоотводную трубку с выделяющимся хлором (опыт 1) в стакан с водой. Насыщать воду хлором в течение 10 минут. Отметить цвет и запах (проверять осторожно) полученной хлорной воды.

Опыт 5. (Тяга!) Получение раствора гипохлорита натрия.

Опустить газоотводную трубку с выделяющимся хлором (опыт 1) в стакан с холодным раствором NaOH . Насыщать раствор хлором в течение 10 минут. Полученный раствор сохранить для последующих опытов.

Опыт 6. (Тяга!) Получение бертолетовой соли.

Опустить газоотводную трубку с выделяющимся хлором (опыт 1) в стакан с горячим раствором KOH . Насыщать раствор хлором в течение 10 минут. Полученный раствор охладить. Объяснить выпадение кристаллов.

Опыт 7. (Тяга!) Растворимость йода в воде, растворе KI и органических растворителях.

1-2 кристаллика йода поместить в пробирки с 1-2 мл различных растворителей. Взболтать. Результаты наблюдений занести в таблицу 20.

Результаты наблюдения растворимости йода

Растворитель	Растворимость (хорошая, плохая)	Цвет раствора	Уравнение реакции
H ₂ O			
водный раствор NaOH			
водный раствор KI			
спирт C ₂ H ₅ OH			—
бензол C ₆ H ₆			—
CCl ₄			—

Опыт 8. (Тяга!) Взаимодействие газообразного хлора с медью.

Нагреть в пламени горелки конец медной проволоки до красного каления и быстро опустить в пробирку с хлором.

Опыт 9. (Тяга!) Взаимодействие газообразного хлора с фосфором.

Положить в ложечку для сжигания несколько крупинок красного фосфора, поджечь в пламени горелки и внести в пробирку с хлором.

В каких условиях образуется PCl₃ и PCl₅?

Опыт 10. (Тяга!) Взаимодействие брома с алюминием.

Около 1 мл брома налить в пробирку, закрепленную в штативе (работать в резиновых перчатках!). Добавить гранулу алюминия. Почему реакция начинается не сразу? Какие вещества выделяются в ходе реакции в газообразном виде?

Опыт 11. (Тяга!) Взаимодействие йода с алюминием.

В фарфоровой чашке перемешать примерно равные количества порошков йода и алюминия. К полученной смеси добавить 1-2 капли дистиллированной воды. Какова роль воды в этой реакции?

Опыт 12. (Тяга!) Взаимодействие йода с фосфором.

В сухой пробирке смешать порошки йода и красного фосфора в приблизительно отношении 1:5. Осторожно нагреть. Продукт реакции использовать в опыте 16.

МОДУЛЬ 3

ГАЛОГЕНОВОДОРОДЫ И ГАЛОГЕНИДЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- закономерности в изменении длины и прочности связи H–Hal при переходе от HF к HI,
- закономерности в изменении кислотных свойств при переходе от HF к HI,
- окислительно-восстановительные свойства галогеноводородов и их солей,
- методы получения галогеноводородов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять различную устойчивость молекул HNaI , кислотные и окислительно-восстановительные свойства галогеноводородов,
- получать в лаборатории HCl , HBr и HI из соответствующих галогенидов,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств галогеноводородных кислот и их солей.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 11. По данным таблицы 21 сделайте выводы:

- 1) как меняется прочность связи в ряду HF-HCl-HBr-HI ;
- 2) как меняется сила кислот в ряду HF-HCl-HBr-HI ;
- 3) как меняется восстановительная активность в ряду HF-HCl-HBr-HI ?

Таблица 21

Свойства галогеноводородов

HNaI	ΔH_f , кДж/моль	$T_{\text{кип}}$, °C	$d_{\text{H-Hal}}$, нм	$\alpha_{\text{дисс}}$, %	$E^\circ (\text{Hal}_2/2\text{Hal}^-)$, В
HF	-268,8	19	0,100	9	2,87
HCl	-92,4	-85	0,127	93	1,359
HBr	-36,1	-67	0,141	93	1,065
HI	+26,04	-35	0,162	95	0,536

УЭ-2. Получение галогеноводородов.

Опыт 13. (Тяга!) Получение хлороводорода.

В пробирку с газоотводной трубкой поместить около 1 г NaCl . Добавить конц. H_2SO_4 и немного подогреть. Доказать выделение HCl , поднеся к отверстию трубки: а) влажную лакмусовую бумажку, б) стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака. Газоотводную трубку опустить в пробирку с водой, не погружая конец трубки в воду. По окончании выделения HCl доказать образование соляной кислоты в пробирке с помощью: а) индикатора, б) раствора AgNO_3 .

Опыт 14. (Тяга!) Взаимодействие кристаллов бромиды и йодида калия с концентрированной серной кислотой.

В сухую пробирку поместить несколько кристаллов а) KBr , б) KI . Добавить 1 мл конц. H_2SO_4 и слегка подогреть. Почему эти реакции не используют для получения HBr и HI ?

Опыт 15. (Тяга!) Взаимодействие кристаллов бромиды и йодида калия с концентрированной фосфорной кислотой.

Повторить опыт 12, заменив концентрированную серную кислоту фосфорной. Почему эти реакции можно использовать для получения HBr и HI ?

Опыт 16. (Тяга!) Получение йодоводородной кислоты гидролизом йодида фосфора (III).

На полученный в опыте 10 PI_3 подействовать небольшим количеством воды. К отверстию пробирки поднести влажную лакмусовую бумажку.

УЭ-3. Свойства галогеноводородов.

Опыт 17. (Тяга!) Взаимодействие фтороводорода со стеклом.

Стекланную пластинку опустить в расплавленный парафин и сразу вынуть. После охлаждения нацарапать какой-либо рисунок на поверхности парафина так, чтобы оголилась поверхность стекла. Накрыть пластинкой пластиковый стакан с раствором плавиковой кислоты. Выдержать не менее часа. Повторить опыт, залив рисунок раствором плавиковой кислоты. По завершении опытов пластинки промыть водой и очистить от слоя парафина. Сравнить полученные рисунки.

Опыт 18. Взаимодействие соляной (бромоводородной, иодоводородной) кислоты с металлами, основными оксидами, основаниями и солями.

В пробирках испытать действие HCl (HBr , HI) на Zn , CuO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 .

Опыт 19. Взаимодействие галогенид-ионов с катионами металлов.

В пробирках смешайте растворы: а) NaCl и AgNO_3 , б) KBr и AgNO_3 , в) KI и AgNO_3 , г) NaF и CaCl_2 , д) KI и CuCl_2 . Охарактеризуйте полученные осадки, используя термины: аморфный, кристаллический, творожистый. Какая из этих реакций является окислительно-восстановительной?

МОДУЛЬ 4

СОЕДИНЕНИЯ С ПОЛОЖИТЕЛЬНОЙ СТЕПЕНЬЮ ОКИСЛЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- состав и свойства хлорной, бромной и йодной воды,
- важнейшие свойства кислородсодержащих кислот хлора, брома и иода,
- методы получения и свойства солей, содержащих Hal^{+1} и Hal^{+5} .

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- проводить лабораторные опыты по изучению свойств хлорной, бромной и йодной воды,
- экспериментально изучить и объяснить влияние кислотности среды на окислительную активность солей, содержащих Hal^{+1} и Hal^{+5} .

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 12. По данным таблицы 22 сделайте вывод о смещении равновесия в системе $\text{NaI}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOHal} + \text{NHal}$. Как влияет на данное равновесие добавление: а) кислоты, б) щелочи?

Константы гидролиза галогенов

Hal_2	Cl_2	Br_2	I_2
$K_{\text{гидр}}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-9}$	$5 \cdot 10^{-23}$

Задание 13. Устойчивость кислот сильно повышается в ряду:

$\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$. Как это связано с изменением кратности связи Cl–O?

Задание 14. Почему соли, как правило, более устойчивы и менее активны, чем соответствующие кислоты?

УЭ-2. Хлорная, бромная и йодная вода.

Опыт 20. (Тяга!) Свойства хлорной, бромной и йодной воды.

а) хлорную воду по каплям добавить в раствор KI; наблюдать появление и исчезновение окраски;

б) к хлорной воде добавить 1-2 капли раствора AgNO_3 ;

в) к бромной воде добавить раствор Na_2SO_3 ;

г) к бромной воде добавить несколько капель бензола, встряхнуть, наблюдать расслоение и окраску жидкостей; повторить опыт экстракции бензолом, предварительно добавив в бромную воду несколько капель разбавленной серной кислоты;

д) к раствору Na_2SO_3 по каплям прибавлять йодную воду;

е) повторить опыт г), используя вместо бромной воды йодную воду.

УЭ-2. Соли, содержащие Hal^+ и Hal^{+5} .

Опыт 21. Свойства гипохлорита натрия.

К раствору NaClO , полученному в опыте 5, добавить: а) каплю фиолетового лакмуса, б) 1-2 капли раствора KI. Объяснить изменение окраски.

Опыт 22. Сравнение окислительной активности бертолетовой соли в нейтральной и кислой среде.

Сравните взаимодействие нейтрального и подкисленного серной кислотой раствора KClO_3 с раствором KI.

4. p-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА p-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов p-элементов VI группы,
- важнейшие степени окисления p-элементов VI группы,
- валентность атомов в ковалентных соединениях,
- изменение в группе атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений кислорода,
- получение и свойства соединений серы.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений p-элементов VI группы,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств кислорода, серы, и их важнейших соединений.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА p-ЭЛЕМЕНТОВ VI ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов p-элементов VI группы, особенности строения атома кислорода,
- закономерности изменения в VIA группе следующих свойств атомов:
 - радиус атома,
 - энергия ионизации,
 - сродство к электрону,
 - относительная электроотрицательность,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,
- нахождение p-элементов VI группы в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в VIA группе,
- давать общую характеристику соединениям p-элементов VI группы, исходя из степеней окисления атомов,
- характеризовать важнейшие соединения кислорода – оксиды и гидроксиды,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений p-элементов VI группы в зависимости от степени окисления элемента и устойчивости соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразить электронно-графические формулы внешнего электронного уровня атомов p-элементов VI группы. Чем принципиально отличается электронное строение атома кислорода?

Задание 2. Как зависит атомный радиус от порядкового номера элементов в VIA группе? Какое влияние оказывает лантаноидное сжатие?

Таблица 23

Атомные характеристики p-элементов VI группы

	$r_{\text{орб.}}$, нм	I_1 , эВ	E , эВ	ОЭ
O	0,045	13,61	1,47	3,5
S	0,081	10,36	2,08	2,5
Se	0,092	9,75	2,02	2,4
Te	0,111	9,01	1,97	2,1
Po	0,121	8,43		2,0

Задание 3. В VIA группе наблюдается монотонное изменение энергии ионизации и электроотрицательности. В то же время в изменении сродства к электрону проявляется резкое отличие кислорода. Как это можно объяснить?

Задание 4. Первая энергия ионизации атома бора равна 8,30 эВ, атома бериллия 9,32 эВ. Сравните с энергией ионизации атома полония. Можно ли на основе этих данных отнести полоний к металлам?

УЭ-2. Степени окисления.

Задание 5. Почему так сильно отличается набор степеней окисления кислорода и серы? Приведите примеры соединений, соответствующих каждой степени окисления в таблице 24.

Таблица 24

Степени окисления кислорода и серы

Степени окисления кислорода	Примеры соединений	Степени окисления серы	Примеры соединений
+2		+6	
+1		+5	
0		+4	
-1		+3	
-2		+2	
		+1	
		0	
		-1	
		-2	

Задание 6. Почему соединения с нечетными степенями окисления р-элементов VI группы являются неустойчивыми?

Задание 7. Нечетные, а также дробные степени окисления элементов образуются в соединениях, содержащих цепочки одинаковых атомов. Примером могут служить сульфаны H_2S_n . Какие степени окисления принимает сера в этих соединениях, если $2 < n < 8$?

УЭ-3. Валентность р-элементов VI группы.

Задание 8. Понимая под валентностью число ковалентных химических связей (число поделенных электронных пар), определите валентность серы в оксидах серы (IV) и (VI).

Задание 9. Сколько валентных электронов в атоме кислорода? Чему равна максимальная валентность кислорода?

УЭ-4. Общая характеристика свойств соединений р-элементов VI группы.

Задание 10. Как правило, чем выше степень окисления элемента в кислоте, тем более сильным электролитом является кислота. Выполняется ли это правило для серосодержащих кислот?

Таблица 25

Константы диссоциации некоторых серосодержащих кислот

Формула	Степень окисления серы	K_1	K_2
H_2SO_4		$\gg 1$	10^{-2}
H_2SO_3		10^{-2}	10^{-7}
H_2SO_5			10^{-10}
$H_2S_2O_8$		$\gg 1$	
$H_2S_2O_6$		$\gg 1$	
$H_2S_nO_6$ ($n = 20-13, 6, 5, 4, 3$)		$\gg 1$	
$H_2S_2O_3$		$\gg 1$	10^{-2}
$H_2S_2O_4$		0,5	10^{-3}
H_2S		10^{-7}	10^{-14}
H_2S_4		10^{-4}	10^{-7}
H_2S_5		10^{-4}	10^{-6}

Задание 11. От серы к полонию наблюдается усиление основных свойств оксидов и гидроксидов. Подтверждается ли это правило данными таблицы 26?

Таблица 26

Константы диссоциации некоторых серо-, селен- и теллурсодержащих кислот

	H_2SO_3	H_2SeO_3	H_2TeO_3	H_2SO_4	H_2SeO_4	H_6TeO_6
K_1	10^{-1}	10^{-1}	10^{-1}	10^3	10^3	10^{-1}
K_2	10^{-1}	10^{-1}	10^{-1}	10^{-1}	10^{-1}	10^{-1}

Задание 12. По данным таблицы 27 сделайте выводы, как меняется в ряду H_2O-H_2Te : а) длина связи, б) угол между связями, в) энтальпия образования, г) константа диссоциации, д) температуры плавления и кипения. По каким свойствам H_2O резко отличается?

Таблица 27

Характеристики молекул и некоторые свойства воды и халькогеноводородов

	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
$d_{NH}, \text{ нм}$	0,096	0,133	0,146	0,169
$\angle HNH, ^\circ$	104,5	92,2	91	90
$\Delta H_f, \text{ кДж/моль}$	-286	-20	77,5	143
$K_{1 \text{ дисс.}}$	$1,8 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-1}$
$T_{пл}, ^\circ\text{C}$	0	-85,6	-65,7	-51,0
$T_{кип}, ^\circ\text{C}$	100	-60,8	-45,5	-1,8

Задание 13. В некоторых соединениях степень окисления р-элемента превышает номер группы. В каких кислотах серы это наблюдается? Дайте объяснение, исходя из структурных формул этих кислот.

Задание 14. Заполните таблицу 28, используя формулы известных кислот серы.

Таблица 28

Характеристики окислительно-восстановительных свойств кислот серы

Проявляют только окислительные свойства	Проявляют только восстановительные свойства	Проявляют и окислительные и восстановительные свойства

УЭ-5. р-Элементы VI группы в природе.

Задание 15. Кислород – сильный окислитель. Сера проявляет достаточно сильные окислительные и восстановительные свойства. Тем не менее, в природе много свободного кислорода и встречается свободная сера. Предложите объяснения.

Задание 16. По данным таблицы 29 вычислите молярную массу воздуха.

Таблица 29

Газ	Доля газов в атмосфере, %	
	Объемная	Массовая
N ₂	78,09	75,5
O ₂	20,95	23,10
Ar	0,932	1,286
CO ₂	0,032	0,046
Ne	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
He	$4,6 \cdot 10^{-4}$	$7,2 \cdot 10^{-5}$
Kr	$1,1 \cdot 10^{-4}$	$2,9 \cdot 10^{-4}$
N ₂ O	$5 \cdot 10^{-5}$	$7,7 \cdot 10^{-5}$
H ₂	$5 \cdot 10^{-5}$	$7,6 \cdot 10^{-5}$
O ₃	$2 \cdot 10^{-7}$	$3,3 \cdot 10^{-6}$

МОДУЛЬ 2 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- лабораторные методы получения кислорода,

- важнейшие физические свойства кислорода и серы,
- важнейшие химические свойства кислорода и серы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- получать в лаборатории кислород и серу.
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств кислорода и серы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 17. Аллотропные модификации элемента отличаются структурой и свойствами. Опишите строение молекулы O_2 , используя метод молекулярных орбиталей, и молекул O_3 , S_8 с помощью метода валентных связей.

Таблица 30

Аллотропные модификации кислорода и серы

Элемент	Аллотропная модификация	Структурный элемент
Кислород	Кислород	O_2
	Озон	O_3
Сера	Моноклинная	S_8
	Ромбическая	

Задание 18. При взрыве гремучего газа (смесь водорода с кислородом) в продуктах реакции можно обнаружить молекулы озона. Предложите объяснение, исходя из радикального механизма этой реакции. Как в природе образуется озон?

Задание 19. При быстром охлаждении расплавленной серы образуется пластическая сера, имеющая аморфную структуру. Каковы отличия аморфного и кристаллического состояния вещества? Приведите примеры других веществ в аморфном и кристаллическом состояниях.

УЭ-2. Получение и свойства кислорода.

Опыт 1. Получение кислорода при разложении перманганата калия.

В колбе Вюрца нагреть около 10 г $KMnO_4$. Выделяющийся кислород пропустить через промывалки с водой и конц. H_2SO_4 (зачем?). Двумя способами наполнить кислородом большие пробирки: методом вытеснения воздуха и методом вытеснения воды.

Опыт 2. (Тяга!) Окислительные свойства кислорода.

В пробирки, наполненные кислородом, внесите: а) тлеющую лучинку, б) горящий фосфор, в) горящую серу, г) раскаленную докрасна железную стружку.

УЭ-3. Получение и свойства серы.

Опыт 3. Получение коллоидной серы.

К раствору тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ добавлять по каплям разбавленную соляную кислоту до выпадения мелкодисперсного осадка.

Опыт 4. (Тяга!) Горение серы на воздухе.

В ложечке для сжигания поджечь порошок серы. Почему в этой реакции не образуется оксид серы (VI)? Горящую серу внести в колбу с небольшим количеством воды. После окончания горения взболтать воду. Полученный раствор сохранить для дальнейших опытов.

Опыт 5. (Тяга!) Получение пластической серы.

В фарфоровом тигле, накрытом крышкой (зачем?), нагреть около 5 г серы до полного расплавления. Вылить расплав в стакан с холодной водой. Изучить (визуально) физические свойства полученной серы.

Опыт 6. Взаимодействие серы со щелочами.

В стакан с концентрированным раствором щелочи добавить небольшое количество серы и прокипятить в течение 5 минут. Доказать в полученном растворе присутствие ионов S^{2-} .

Опыт 7. (Тяга!) Окисление серы концентрированной азотной кислотой.

В стакан с концентрированным раствором HNO_3 добавить небольшое количество серы и прокипятить в течение 5 минут. Доказать в полученном растворе присутствие ионов SO_4^{2-} .

Опыт 8. (Тяга!) Взаимодействие серы с металлами.

а) в большой пробирке нагреть серу до кипения; внести в пары серы раскаленную докрасна полоску медной фольги;

б) смесь эквивалентных количеств тонкоизмельченной серы и порошка алюминия собрать горкой на асбестовой сетке, поместить в середину горки ленту магния и поджечь. Продукт реакции использовать в опыте 17.

МОДУЛЬ 3 СОЕДИНЕНИЯ КИСЛОРОДА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности физических и химических свойств воды,
- получение и свойства кристаллогидратов,
- классификацию оксидов по химическим свойствам,
- химические свойства пероксида водорода и пероксида бария.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять особые физические свойства воды наличием водородной связи,
- пользоваться диаграммой состояния воды,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств воды, пероксидов и различных оксидов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 20. Заполните таблицу 31 формулами оксидов элементов первого, второго и третьего периодов.

Классификация оксидов

Кислотные	Основные	Амфотерные	Несолеобразующие

Задание 21. Молекула воды имеет угловую структуру. Угол между связями больше прямого, но меньше тетраэдрического. Объясните этот факт тремя способами: а) связи образованы р-орбиталями атома кислорода, б) орбитали кислорода участвуют в sp^3 -гибридизации, в) наблюдается отталкивание неподеленных электронных пар.

Задание 22. Прочность связи пропорциональна кратности связи. Сравните прочность связи в молекуле O_2 и ионе O_2^{2-} , используя теорию молекулярных орбиталей.

УЭ-2. Свойства воды.

Опыт 9. Получение и свойства кристаллогидратов.

В фарфоровую чашку поместить около 1 г безводного сульфата меди (II) и добавить 2-3 капли воды. Полученную соль прокалить в пламени горелки.

Наличие какого иона придает медному купоросу голубой цвет?

Задание 23. Равновесие $\text{лед} \rightleftharpoons \text{вода}$ при увеличении давления смещается в сторону жидкой воды. Объясните этот факт, используя диаграмму состояния воды.

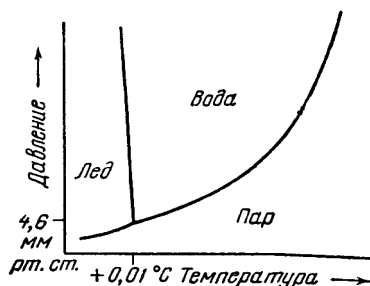


Рис. 2. Диаграмма состояния воды

УЭ-3. Пероксид водорода.

Опыт 10. Получение H_2O_2 .

В колбу вместимостью 50 мл налить 20 мл 5 %-ного раствора H_2SO_4 и охладить в смеси воды с льдом. Непрерывно взбалтывая содержимое колбы, добавлять небольшими порциями около 1 г BaO_2 . Декантировать раствор и сохранить для следующего опыта. Какова температура смеси воды с льдом? С какой целью использовалось охлаждение?

Опыт 11. Окислительные свойства H_2O_2 .

К части полученного раствора H_2O_2 , содержащего серную кислоту, добавить несколько капель раствора KI. После изменения окраски добавить раствор крахмала.

Опыт 12. Восстановительные свойства H_2O_2 .

К другой части раствора, полученного в опыте 9, добавить несколько капель разбавленного раствора KMnO_4 .

Опыт 13. Разложение H_2O_2 .

а) в пробирку налить концентрированный раствор H_2O_2 , оставить пробирку в штативе на несколько часов. Как объяснить образование пузырьков газа в пробирке? Назовите два фактора, определяющие неустойчивость H_2O_2 в этих условиях;

б) к концентрированному раствору H_2O_2 добавить немного MnO_2 ; какова роль диоксида марганца?

МОДУЛЬ 4 СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности физических и химических свойств концентрированного раствора серной кислоты,

- классификацию сульфатов по растворимости,
- окислительно-восстановительные свойства сульфитов,
- классификацию сульфидов по растворимости,
- восстановительные свойства сульфидов.
- получение и окислительно-восстановительные свойства тиосульфатов,
- отношение различных серосодержащих солей к гидролизу.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять отличия свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты,
- оценивать проявление окислительных или восстановительных свойств у различных соединений серы,
- объяснять отношение различных серосодержащих солей к гидролизу,
- проводить лабораторные работы по изучению свойств соединений серы.

УЭ-1. Свойства серной кислоты.

Опыт 14. (Тяга!) Взаимодействие серной кислоты с металлами и неметаллами.

Изучить взаимодействие разбавленной и концентрированной H_2SO_4 с а) металлами: Mg, Zn, Fe, Cu; б) неметаллами: S, C. При отсутствии видимого взаимодействия пробирку с серной кислотой осторожно подогреть. Результаты наблюдений внести в таблицу 32.

Продукты реакций серной кислоты с металлами и неметаллами

Реагент	Разбавленная H_2SO_4	Концентрированная H_2SO_4
Mg		
Zn		
Fe		
Cu		
S		
C		

Опыт 15. (Тяга!) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с органическими веществами.

- а) каплю конц. H_2SO_4 нанести стеклянной палочкой на лист бумаги;
 б) в стакан насыпать 2-3 г сахарной пудры, добавить несколько капель воды, перемешать до состояния густой кашицы, добавить около 1 мл конц. H_2SO_4 .

Опыт 16. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с водой.

В стакан налить 10 мл воды и опустить термометр. Записать значение температуры. Перемешивая содержимое стакана термометром, добавить 1 мл конц. H_2SO_4 . Записать значение температуры. Почему нельзя воду добавлять в конц. H_2SO_4 ? Чем объясняется большее значение энергии гидратации серной кислоты по сравнению с соляной кислотой?

УЭ-2. Сульфаты.

Задание 24. Пользуясь таблицей растворимости, запишите в таблицу 33 формулы солей серной кислоты.

Таблица 33

Растворимость солей серной кислоты

Хорошо растворимые	Малорастворимые	Трудно растворимые

Опыт 17. Растворимость сульфатов щелочноземельных металлов.

К разбавленным растворам хлоридов магния, кальция, бария добавить: а) разбавленный, б) насыщенный раствор сульфата натрия.

УЭ-3. Сульфиты.

Опыт 18. Диспропорционирование сульфит-иона.

Фарфоровую чашку с небольшим количеством Na_2SO_3 нагревать в пламени горелки в течение 5-10 минут. После охлаждения полученную смесь солей растворить в воде. Доказать образование сульфида и сульфата натрия реакциями с нитратами свинца и бария.

Опыт 19. Восстановительные свойства сульфит-иона.

Несколько крупинок Na_2SO_3 добавить к подкисленному серной кислотой раствору KMnO_4 .

Опыт 20. Окислительные свойства сульфит-иона.

К подкисленному серной кислотой раствору Na_2SO_3 добавить раствор Na_2S .

УЭ-4. Сульфиды.

Задание 25. Пользуясь таблицей растворимости, запишите в таблицу 34 формулы солей сероводородной кислоты.

Таблица 34

Растворимость солей сероводородной кислоты

Хорошо растворимые	Малорастворимые	Трудно растворимые	Подвергаются необратимому гидролизу

Опыт 21. Растворимость сульфидов.

К разбавленным растворам нитратов или хлоридов меди(II), свинца(II), цинка, марганца(II) добавить разбавленный раствор сульфида натрия.

Опыт 22. (Тяга!) Отношение сульфидов к гидролизу.

а) к разбавленным растворам нитратов или хлоридов алюминия, хрома(III), бария добавить разбавленный раствор сульфида натрия;

б) сульфид алюминия, полученный в опыте 6, насыпать в стакан с водой.

Опыт 23. Восстановительные свойства сульфида натрия.

а) к сильно разбавленному подкисленному серной кислотой раствору KMnO_4 прилить разбавленный раствор Na_2S ;

б) повторить опыт, предварительно подкислив раствор Na_2S .

УЭ-5. Тиосульфат натрия.

Задание 26. Вычислите степень окисления атомов серы в тиосульфате натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с учетом и без учета строения тиосульфат-иона. В какого типа окислительно-восстановительные реакции вступает это соединение?

Опыт 24. Получение и распад тиосерной кислоты.

С помощью индикатора измерить pH разбавленного раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Добавить соляную кислоту до сильноокислой среды.

Опыт 25. Взаимодействие тиосульфата натрия с галогенами.

а) к раствору $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить хлорную воду (в недостатке), сравнить запах (осторожно!) образовавшегося раствора и хлорной воды; в полученном растворе доказать присутствие сульфат-иона;

б) к йодной воде по каплям добавлять раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до изменения окраски; к полученному раствору добавить небольшой избыток серной кислоты.

УЭ-6. Персульфаты.

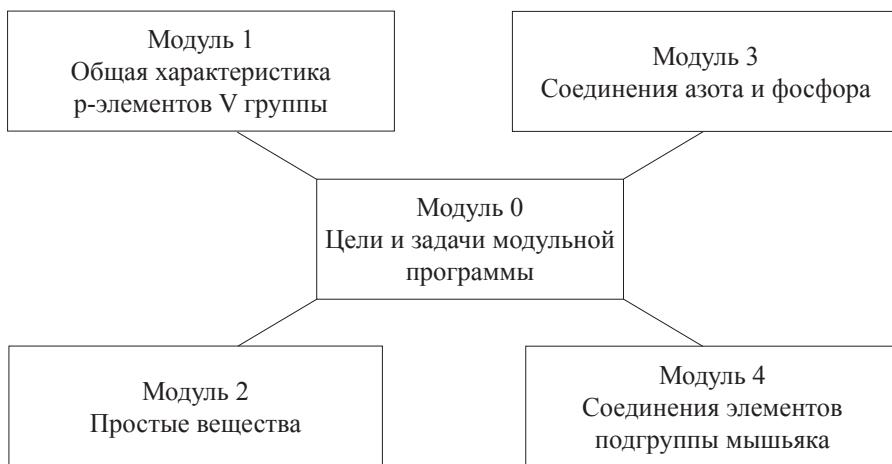
Задание 27. Вычислите степень окисления атомов серы и кислорода в персульфате калия с учетом и без учета строения персульфат-иона. В какого типа окислительно-восстановительные реакции вступает это соединение?

Опыт 26. Окислительные свойства персульфатов.

- а) к раствору KI добавить раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$;
б) к подкисленному серной кислотой раствору $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ добавить несколько капель раствора AgNO_3 , а затем кристаллический $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$; нагреть до появления оранжевой окраски, обусловленной дихромат-ионом $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

5. p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов p-элементов V группы,
- важнейшие степени окисления p-элементов V группы,
- валентность атомов в ковалентных соединениях,
- изменение в группе атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,

- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений р-элементов V группы.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений р-элементов V группы,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений р-элементов V группы.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА р-ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов р-элементов V группы, особенности строения атома азота,
- закономерности изменения атомных характеристик в VA группе,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,
- нахождение р-элементов V группы в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в VA группе,
- давать общую характеристику соединениям р-элементов V группы, исходя из степеней окисления атомов,
- характеризовать важнейшие соединения азота, фосфора и элементов подгруппы мышьяка,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений р-элементов V группы в зависимости от степени окисления элемента и устойчивости соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразить электронно-графические формулы внешнего электронного уровня атомов р-элементов V группы. Чем принципиально отличается электронное строение атома азота?

Задание 2. Как зависит атомный радиус от порядкового номера элементов в VA группе? Какое влияние оказывает лантаноидное сжатие?

Атомные характеристики р-элементов V группы

	$r_{\text{орб}}, \text{нм}$	$I, \text{эВ}$	$E, \text{эВ}$	ОЭ
N	0,052	14,53	0	3,04
P	0,092	10,48	0,74	2,19
As	0,100	9,81	0,81	2,18
Sb	0,119	8,64	1,07	2,05
Bi	0,130	7,29	1,0	2,02

Задание 3. В VA группе наблюдается монотонное изменение атомных характеристик. Однако характеристики азота отличаются довольно сильно. Как это можно объяснить?

УЭ-2. Степени окисления.

Задание 4. Приведите примеры соединений, соответствующих каждой степени окисления в таблице 36.

Таблица 36

Степени окисления азота и фосфора

Степени окисления азота	Примеры соединений	Степени окисления фосфора	Примеры соединений
+5		+5	
+4		+4	
+3		+3	
+2		+2	
+1		+1	
0		0	
-1		-1	
-2		-2	
-3		-3	

Задание 5. Какие соединения азота и фосфора являются неустойчивыми? Выполняется ли в VA группе правило устойчивости нечетных степеней окисления?

УЭ-3. Валентность и координационные числа р-элементов V группы.

Задание 6. Почему валентность азота определяется числом валентных орбиталей, а фосфора – числом валентных электронов? Приведите примеры структурных формул веществ, в которых проявляется максимальная валентность азота и фосфора.

Задание 7. В большинстве соединений атом фосфора имеет координационное число 4. Составьте структурные формулы следующих молекул: H_3PO_4 , $(\text{HPO}_3)_3$, H_3PO_3 , H_3PO_2 .

УЭ-4. Общая характеристика свойств соединений р-элементов V группы.

Задание 8. Как правило, чем выше степень окисления элемента в кислоте, тем более сильным электролитом является кислота. Выполняется ли это правило для следующих кислот?

Таблица 37

Константы диссоциации некоторых кислот

Формула	Степень окисления центрального атома	K_1	K_2	K_3	K_4
HNO_3		$\gg 1$			
HNO_2		10^{-3}			
$(\text{HPO}_3)_n$ n=3,4,6		$\gg 1$	$\gg 1$	10^{-2}	10^{-3}
H_3PO_4		10^{-2}	10^{-7}	10^{-12}	
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$		10^{-2}	10^{-3}	10^{-7}	10^{-10}
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$		2	10^{-1}	10^{-5}	10^{-8}
H_3PO_5		10^{-1}	10^{-6}	10^{-13}	
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$		10^{-2}	10^{-3}	10^{-8}	10^{-10}
H_3PO_3		10^{-2}	10^{-7}		
H_3PO_2		10^{-1}			
H_3AsO_4		10^{-2}	10^{-7}	10^{-12}	
H_3AsO_3		10^{-9}			

Задание 9. При увеличении порядкового номера в группах р-элементов наблюдается усиление основных свойств оксидов и гидроксидов. Подтверждается ли это правило данными таблицы 37?

Задание 10. По данным таблицы 38 сделайте выводы, как меняется в ряду $\text{NH}_3 - \text{SbH}_3$: а) длина связи, б) угол между связями, в) энтальпия образования, г) температура кипения. Сделайте вывод о наличии sp^3 -гибридизации в этих молекулах.

Таблица 38

Соединения р-элементов V группы с водородом

	$d_{\text{Э-Н}}$, нм	$\angle \text{НЭН}$	$\Delta H_{\text{св}}$ кДж/моль	ΔH_f кДж/моль	$T_{\text{кип}}$, °C	
NH_3	0,102	107,3	380	-46,19	-33	$r(\text{Rb}^+) = 0,149$ нм
PH_3	0,144	93,3	323	9,6	-87,7	$r(\text{NH}_4^+) = 0,143$ нм
AsH_3	0,152	92	281	67	-62	$r(\text{K}^+) = 0,133$ нм
SbH_3	0,171	91	256	144,6	-18	

МОДУЛЬ 2

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- лабораторные методы получения р-элементов V группы,
- важнейшие физические свойства азота, фосфора, сурьмы и висмута,
- важнейшие химические свойства р-элементов V группы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- получать в лаборатории азот, белый фосфор, сурьму, висмут,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств р-элементов V группы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 11. Аллотропные модификации фосфора отличаются не только кристаллической структурой, но и молекулярностью. Решетка белого фосфора образована тетраэдрическими молекулами P_4 , а красного – атомная. Исходя из строения молекулы P_4 , объясните неустойчивость, а значит и высокую химическую активность белого фосфора.

Задание 12. Молекула N_2 отличается высокой устойчивостью. Дайте объяснения, пользуясь теорией МО и МВС.

Задание 13. Электропроводность серого мышьяка в 17 раз меньше, чем у меди, но в 3,6 раза выше, чем у ртути. Как меняется электропроводность мышьяка при нагревании? Можно ли мышьяк считать металлом?

Опыт 1. Получение азота.

Смешать в пробирке насыщенные растворы $NaNO_2$ и NH_4Cl . Полученный раствор немного подогреть.

Опыт 2. Получение белого фосфора.

Небольшое количество красного фосфора поместить в сухую пробирку. Плотнo закрыть пробирку ватным тампоном и осторожно нагреть. После образования на стенках пробирки белого или желтого налета пробирку охладить и наблюдать в темноте свечение белого фосфора. Какие процессы вызывают свечение?

Опыт 3. Получение сурьмы и висмута.

В пробирки налить немного растворов солей сурьмы (III) и висмута (III). Опустить в растворы гранулы цинка. Оставить на несколько часов. Объясните протекание реакций, исходя из значений стандартных потенциалов $E^\circ(Me^{n+}/Me)$.

Опыт 4. (Тяга!) Горение красного фосфора.

В ложечку для сжигания набрать немного красного фосфора, поджечь в пламени горелки и внести ложечку с горящим фосфором в сухой стакан. Прикрыть стакан стеклянной пластинкой. После завершения горения ложечку вынуть, а стакан с продуктом реакции сохранить для последующих опытов.

Опыт 5. Взаимодействие белого фосфора с раствором медного купороса.

Пробирку с белым фосфором, полученным в опыте 1, залить насыщенным раствором CuSO_4 .

Опыт 6. Плавление сплава Вуда.

Сплав Вуда содержит Bi, Pb, Sn и Cd в массовом соотношении 4:2:1:1. В стакан с водой, нагретой до 70 °С, опустить на несколько минут палочку из сплава Вуда. При отсутствии изменений нагреть воду до 80 °С. При какой температуре плавится данный сплав?

Опыт 7. Отношение сурьмы и висмута к кислотам.

При комнатной температуре и при нагревании изучить отношение сурьмы и висмута к концентрированным и разбавленным растворам соляной и азотной кислоты. Объяснить наблюдаемое, исходя из значений стандартных потенциалов данных металлов.

МОДУЛЬ 3 СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА И ФОСФОРА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- методы получения и химические свойства аммиака,
- особенности химических свойств солей аммония,
- химические свойства гидразина и гидроксилamina,
- химические свойства азотной кислоты и ее солей,
- методы получения оксидов азота (I, II, IV),
- свойства оксида фосфора (V),
- свойства ортофосфорной кислоты и ее солей

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять сильно выраженные основные свойства аммиака особенностями строения молекулы,
- объяснять наличие окислительных или восстановительных свойств у различных соединений азота,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств различных соединений азота и фосфора.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 14. Объясните различные кислотно-основные свойства аммиака и фосфина, пользуясь данными таблицы 38.

Задание 15. Охарактеризуйте устойчивые оксиды азота и фосфора, заполнив таблицу 39.

Оксиды азота и фосфора

Степени окисления азота и фосфора	Формулы оксидов	Характеристика кислотно-основных свойств	Продукт взаимодействия оксида с водой
N +5			
+4			
+3			
+2			
+1			
P +5			
+3			

Задание 16. Исходя из структурных формул (см. задание 8), укажите основность важнейших фосфоросодержащих кислот.

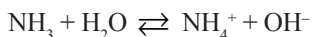
УЭ-2. Аммиак и соли аммония.

Опыт 8. (Тяга!) Получение аммиака.

Осторожно нагреть в пробирке хорошо перемешанную смесь хлорида аммония и гидроксида кальция. К горлышку пробирки поднести влажную лакмусовую бумажку.

Опыт 9. (Тяга!) Равновесие в системе аммиак-вода.

В 2 пробирки налить одинаковые объемы разбавленного раствора аммиака. В одну из пробирок добавить несколько капель раствора щелочи. К горлышкам обеих пробирок поднести полоски универсального индикатора, смоченные водой. Как смещается равновесие:



при: а) нагревании раствора, б) добавлении кислоты, в) добавлении щелочи?

Опыт 10. Получение аммиачных комплексов.

К растворам сульфатов никеля (II), кобальта (II), и меди (II) добавить раствор аммиака. Почему меняется цвет полученных растворов при добавлении соляной кислоты?

Опыт 11. (Тяга!) Отношение солей аммония к нагреванию.

Нагреть в пробирках следующие соли: NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4NO_3 , NH_4NO_2 . Объяснить различный характер разложения.

УЭ-3. Гидразин и гидроксилламин.

Задание 17. Изобразите структурные формулы гидразина и гидроксилламина. Укажите валентность и степень окисления атома азота. Какие кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства проявляют эти соединения?

Опыт 12. Окислительно-восстановительные свойства солей гидразина и гидроксилламина.

В пробирки с подкисленными растворами перманганата калия и соли Мора прилить растворы: а) сульфата гидроксиламония, б) сульфата гидразония.

УЭ-4. Азотная кислота и ее соли.

Задание 18. Азотную кислоту называют «кислотой-окислителем». Можно ли все кислоты считать окислителями? Можно ли обнаружить водород в продуктах взаимодействия азотной кислоты с металлами?

Опыт 13. (Тяга!) Сравнение химических свойств концентрированной и разбавленной азотной кислоты.

В отдельных пробирках подействуйте концентрированной и разбавленной азотной кислотой на медь и магний. В какой из пробирок возможно образование нитрата аммония? Докажите его присутствие реакцией с избытком щелочи.

Задание 19. Все соли азотной кислоты растворимы и термически неустойчивы. Состав продуктов разложения определяется природой катиона. Чем выше поляризующее действие катиона, тем более вероятно образование оксида металла, а затем свободного металла. Напишите уравнения реакций разложения нитратов натрия, кальция, цинка, меди, ртути, серебра. Сопоставьте состав продуктов с поляризующим действием катиона металла.

УЭ-5. Оксиды азота.

Задание 20. Изобразите структурные формулы оксидов азота. Используя данные таблицы 40, укажите, какие из оксидов более устойчивы, какой оксид может быть получен из простых веществ?

Таблица 40

Свойства оксидов азота

	+1	+2	+3	+4	+5	+6
	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2, N_2O_4	N_2O_5	$(NO_3)_2$
ΔH_f , кДж/моль	+80	+90,4	+84	+33,9	-42	
S	<0	> 0	<0	<0	<0	
$T_{кип.}$, °C	-89	-151,7	+3	+21	+45	
d_{N-O} , нм	0,118	0,114	0,119	0,120	0,121	
Магнитные свойства	диа-	пара-	пара-	диа-	диа-	

Опыт 14. (Тяга!) Получение и свойства оксидов азота (II) и (IV).

В колбе Вюрца, снабженной капельной воронкой и газоотводной трубкой, получить NO при действии разбавленной азотной кислоты на медную стружку. Выделяющимся газом заполнить пробирку методом вытеснения воды. Ложечку с зажженным углем внести в пробирку. Заменяв разбавленную кислоту концентрированной, получить NO_2 . Выделяющимся оксидом азота (IV) заполнить пробирку методом вытеснения воздуха. Внести в пробирку ложечку с зажженным углем.

УЭ-6. Фосфорная кислота и ее соли.

Задание 21. Изобразите структурные формулы следующих кислот: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3PO_4 , $(\text{HPO}_3)_3$, H_3PO_3 , H_3PO_2 . Какова валентность и координационное число атома фосфора в этих соединениях?

Опыт 15. Гидратация оксида фосфора (V).

Фосфорный ангидрид, полученный в опыте 4, растворить в небольшом количестве воды. Определить кислотность полученного раствора. Какая кислота образуется при недостатке воды?

Опыт 16. Получение орто- и метафосфата серебра.

Раствор, полученный в опыте 15, разделить на две части. К одной части добавить воды и закипятить. Полученные растворы нейтрализовать аммиаком (проверить индикатором) и добавить несколько капель раствора нитрата серебра.

МОДУЛЬ 4

СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ МЫШЬЯКА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- методы получения и химические свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III),
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов мышьяка, сурьмы и висмута от степени окисления элемента,
- методы получения и химические свойства сульфидов мышьяка (III), сурьмы (III) и висмута (III),
- методы получения и химические свойства солей мышьяка (V), сурьмы (V) и висмута (V).

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять наличие окислительных или восстановительных свойств у различных соединений мышьяка, сурьмы и висмута,
- объяснять различные кислотно-основные свойства соединений мышьяка, сурьмы и висмута,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств гидроксидов и некоторых солей мышьяка, сурьмы и висмута.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 22. Приведите примеры стандартных потенциалов различных соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Сделайте вывод об устойчивости степеней окисления (III) и (V) у этих элементов.

Задание 23. Напишите формулы гидроксидов мышьяка, сурьмы и висмута, отвечающих степеням окисления (III) и (V). Какие из этих соединений существуют: а) в свободном состоянии, б) в растворе, в) только в виде солей?

УЭ-2. Соединения, сурьмы (III) и висмута (III).

Опыт 17. Получение и свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III).

К растворам хлоридов сурьмы (III) и висмута (III) постепенно добавлять раствор щелочи до выпадения осадка. Изучить отношение полученных осадков к кислотам и щелочам.

Опыт 18. Получение и свойства сульфидов сурьмы (III) и висмута (III).

К растворам хлоридов сурьмы (III) и висмута (III) постепенно добавлять раствор сульфида аммония до выпадения осадка. Изучить отношение полученных осадков к избытку сульфида аммония. На растворы тиосолей подействовать соляной кислотой.

УЭ-3. Соединения сурьмы (V) и висмута (V).

Опыт 19. Получение соединений сурьмы (V).

К подкисленному раствору SbCl_3 добавить раствор I_2 . Объяснить изменение окраски.

Опыт 20. Получение соединений висмута (V).

К раствору BiCl_3 добавить избыток концентрированного раствора щелочи и нагреть до кипения. Пропустить хлор до выпадения осадка.

Опыт 21. Окислительные свойства висмутата натрия.

Смешать равные объемы разбавленных растворов $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ и HNO_3 . Внести в раствор порошок NaBiO_3 . Объяснить изменение окраски, используя стандартные потенциалы в кислой среде BiO_3^- и MnO_4^- .

6. p-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА p-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов p-элементов IV группы,
- важнейшие степени окисления и валентность p-элементов IV группы,
- изменение в группе атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений p-элементов IV группы.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений p-элементов IV группы,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений p-элементов IV группы.

МОДУЛЬ 1 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА p-ЭЛЕМЕНТОВ IV ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов p-элементов IV группы, особенности строения атома углерода,

- закономерности изменения атомных характеристик в IVA группе,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,

- нахождение р-элементов IV группы в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в IVA группе,
- давать общую характеристику соединениям р-элементов IV группы, исходя из степеней окисления атомов,
- характеризовать важнейшие соединения углерода, кремния и элементов подгруппы германия,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений р-элементов IV группы в зависимости от степени окисления элемента и устойчивости соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразить электронно-графические формулы внешнего электронного уровня атомов р-элементов IV группы. Чем принципиально отличается электронное строение атома углерода? Как это сказывается на максимальной валентности углерода?

Задание 2. Как зависят атомные характеристики от порядкового номера элементов в IVA группе? Как меняются металлические и неметаллические свойства?

Задание 3. В IVA группе наблюдается монотонное изменение атомных характеристик. Однако характеристики углерода отличаются довольно сильно. Как это можно объяснить?

Таблица 41

Атомные характеристики и свойства р-элементов IV группы

		C	Si	Ge	Sn	Pb
$r_{\text{орб.}}$	нм	0,062	0,107	0,109	0,124	0,122
I_1	эВ	11,26	8,15	7,88	7,34	7,42
E	эВ	1,27	1,24	1,20	1,25	1,05
$OЭ$		2,5	1,74	2,02	1,72	1,55
$T_{\text{пл}}$	°C	3750	1420	937	232	327

УЭ-2. Степени окисления и валентность.

Задание 4. У р-элементов IV группы ограниченный набор устойчивых степеней окисления (от +4 до -4). Как это связано с электронным строением атомов?

Задание 5. Четырехвалентное состояние является наиболее характерным для элементов IVA группы. Предложите объяснения молекулярности структуры CO_2 и немолекулярности – SiO_2 .

Задание 6. Используя метод МО и метод ВС, объясните природу связи в молекуле CO. Почему остальные элементы IVA группы не образуют молекулярных соединений такого состава?

УЭ-3. Кислотно-основные свойства соединений.

Задание 7. Заполните таблицу 42.

Таблица 42

Характеристика кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов

Элемент	Э^{+2}			Э^{+4}		
	Оксид	Гидроксид	Свойства	Оксид	Гидроксид	Свойства
C						
Si						
Ge						
Sn						
Pb						

Задание 8. По данным таблицы 43 сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств гидроксидов в IVA группе.

Таблица 43

Константы диссоциации кислот

Формула	K_1	K_2	K_3
H_2CO_3	10^{-7}	10^{-11}	
$\text{H}_4\text{SiO}_4 (\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O})$	10^{-10}	10^{-12}	10^{-12}
$\text{H}_2\text{GeO}_3 (\text{GeO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O})$	10^{-9}	10^{-13}	
$\text{H}_2\text{SnO}_3 (\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O})$	10^{-10}		
$\text{PbO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$?		

Задание 9. Почему угольная кислота имеет постоянный состав, а остальные гидроксиды p-элементов IV группы – переменный?

Задание 10. Как меняется в группах p-элементов устойчивость высшей степени окисления? Ответ обоснуйте значениями стандартных потенциалов процессов $\text{Э}^{4+} \rightarrow \text{Э}^{2+}$.

МОДУЛЬ 2 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- лабораторные методы получения р-элементов IV группы,
- важнейшие физические свойства и области применения углерода, кремния, олова и свинца,
- важнейшие химические свойства р-элементов IV группы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- получать в лаборатории углерод, кремний, олово и свинец,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств р-элементов IV группы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 11. Заполните таблицу 44.

Таблица 44

Аллотропные модификации углерода

Модификация	Пространственная структура	Гибридизация орбиталей
Алмаз		
Графит		
Карбин		
Фуллерены		

Задание 12. Почему сажу и активированный уголь нельзя считать аллотропными модификациями углерода?

Задание 13. Исходя из данных таблицы 45, объясните, что происходит с оловом при сильном охлаждении.

Таблица 45

Характеристика аллотропных модификаций олова

Модификация	Температурный интервал	Электрические свойства	Плотность, г/см ³
«Белое» олово	> 13,2 °C	проводник	7,31
«Серое» олово	< 13,2 °C	полупроводник	5,75

Задание 14. В виде простых веществ р-элементы IV группы находят широкое применение благодаря физическим свойствам. Заполните таблицу 46.

Применение р-элементов IV группы

Область применения	Элемент	Физическое свойство
Электроника		
Легкоплавкие сплавы		
Защита от радиации		
Резиновая промышленность		
Конструкционные материалы		
Электроды		
Абразивный и режущий инструмент		
Ювелирные изделия		

Опыт 1. (Тяга) Получение углерода из углеводов.

В фарфоровую чашку насыпать небольшое количество сахарной пудры, добавить 2-3 капли концентрированной серной кислоты.

Опыт 2. (Тяга) Получение кремния магниетермическим методом.

В чугунной ступке измельчить кварцевый песок, добавить порошок магния (1,5:1), перемешать и пересыпать смесь в пробирку, закрепленную в штативе над металлическим листом. После прогрева пробирки по всей длине сильно нагреть дно пробирки до начала реакции. После завершения реакции и охлаждения пробирку разбить. Продукт реакции измельчить в ступке и маленькими порциями добавить к избытку соляной кислоты. Объяснить появление всплесков на поверхности кислоты. Нерастворившийся остаток отфильтровать, высушить на фильтре.

Опыт 3. (Тяга) Химические свойства кремния.

Изучить взаимодействие кремния, полученного в опыте 2, со следующими реактивами: а) концентрированным раствором щелочи, б) концентрированной азотной кислотой, в) концентрированной азотной кислотой с добавлением фторида натрия.

Опыт 4. Получение олова восстановлением цинком.

В раствор SnCl_4 внести гранулу цинка. Наблюдать за изменениями в течение нескольких часов.

Опыт 5. Полиморфное превращение олова.

Кусочек металлического олова оставить в морозильной камере холодильника на несколько суток.

Опыт 6. Приготовление эвтектического сплава системы Sn-Pb.

Эвтектическим называется сплав, имеющий минимальную температуру плавления (см. диаграмму состояния системы Sn-Pb).

Вычислить, какие массы олова и свинца содержит эвтектический сплав массой 10 г. Смешать рассчитанные количества металлов и сплавить в тигле. Сравнить, как плавятся при контакте с нагретым электрическим паяльником полученный сплав и исходные металлы.

Опыт 7. (Тяга) Химические свойства олова.

Испытайте отношение олова на холоду и при нагревании к следующим реактивам: а) соляная кислота, б) разбавленная и концентрированная азотная кислота, в) концентрированный раствор щелочи.

Опыт 8. Получение свинца.

В раствор ацетата свинца внести гранулу цинка. Наблюдать за изменениями в течение нескольких часов.

Опыт 9. (Тяга) Химические свойства свинца.

Испытайте отношение свинца без и при нагревании к следующим реактивам: а) соляная кислота, б) разбавленная и концентрированная азотная кислота, в) концентрированный раствор щелочи.

МОДУЛЬ 3 СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- методы получения и химические свойства оксида углерода (IV),
- особенности химических свойств угольной кислоты и ее солей,
- классификацию карбидов металлов, химические свойства карбида кальция,
- химические свойства роданидов,
- методы получения солей и гелей кремниевой кислоты,
- химические свойства солей кремниевой кислоты.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять различие в свойствах оксидов углерода и кремния, угольной и кремниевых кислот,
- объяснять отношение к гидролизу и различную термическую устойчивость средних и кислых солей угольной и кремниевых кислот,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств различных соединений углерода и кремния.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 15. Опишите строение CO_2 (газ) и SiO_2 (твердое, тугоплавкое вещество). К какому типу оксидов относятся данные соединения? Как они взаимодействуют с водой?

Задание 16. Можно ли, исходя из констант диссоциации угольной и кремниевой кислот, оценить возможность протекания реакций:



УЭ-2. Оксиды углерода и кремния.

Опыт 10. Получение CO_2 в аппарате Киппа при взаимодействии соляной кислоты с мрамором.

Ознакомиться с устройством аппарата Киппа. Объяснить изменение уровня соляной кислоты в среднем шаре при открывании крана подачи CO_2 . Почему в аппарате используется мрамор, а не порошки карбонатов?

Опыт 11. (Тяга!) Получение оксида углерода (II) и изучение его свойств.

В колбу Вюрца насыпать около 3 г щавелевой кислоты и с помощью капельной воронки добавлять по каплям концентрированную серную кислоту. Выделяющимся газом наполнить пробирку методом вытеснения воды. Поджечь газ в пробирке. Трубку с выделяющимся CO опустить в аммиачный раствор оксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. Объяснить образование осадка.

Опыт 12. Окислительные свойства оксидов углерода (IV) и кремния.

Большую пробирку наполнить углекислым газом методом вытеснения воздуха. Поджечь стружку магния и быстро опустить в пробирку с CO_2 . Объяснить образование сажи. Сравнить с взаимодействием магния с оксидом кремния (опыт 2).

Опыт 13. Взаимодействие CO_2 с раствором силиката натрия.

Пропустить ток углекислого газа в раствор Na_2SiO_3 . Объяснить выпадение осадка.

Опыт 14. Взаимодействие CO_2 со щелочами.

Пропустить CO_2 в известковую воду. Объяснить выпадение и растворение осадка. Пропустить CO_2 в концентрированный раствор NaOH . Объяснить выпадение осадка.

УЭ-3. Угольная кислота, кремниевые кислоты и их соли.

Опыт 15. Получение угольной кислоты и изучение ее свойств.

Дистиллированную воду в колбе насыщать углекислым газом из аппарата Киппа в течение 10 минут. С помощью pH-метра измерить pH полученного раствора. По значению pH и $K_1(\text{H}_2\text{CO}_3)$ вычислить концентрацию угольной кислоты в полученном растворе. Полученный раствор разделить на 2 части. Одну часть раствора прокипятить и вновь измерить pH. Вторую часть оставить в открытом сосуде, и измерить pH через 1-2 часа. Сделать вывод об устойчивости угольной кислоты.

Опыт 16. Получение геля кремниевой кислоты.

В пробирку с раствором жидкого стекла прилить 3-4 мл 20 %-ной соляной кислоты. Перемешать раствор стеклянной палочкой. Какие системы называют гелями? Нагрейте содержимое пробирки. Какие структурные изменения происходят при нагревании геля?

Опыт 17. Получение золя кремниевой кислоты.

К 5 мл концентрированной соляной кислоты прилить 1 мл раствора жидкого

стекла. Полученный раствор называется золей. Каковы отличия структуры золя от структуры геля? Нагрейте полученный золь почти до кипения и охладите. Как меняется при этом структура кремниевой кислоты?

Опыт 18. Гидролиз солей угольной и кремниевой кислот.

С помощью индикаторов и рН-метра определить рН 1М растворов солей: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , Na_2SiO_3 . Полученные результаты сравнить с рассчитанными значениями.

Опыт 19. Реакции ионного обмена с участием карбонат-иона.

К раствору карбоната натрия прилить растворы: а) CaCl_2 , б) CuCl_2 , в) AlCl_3 . Объяснить образование в первом случае средней соли, во втором – основной соли и в третьем – основания.

Опыт 20. Отношение солей угольной кислоты к нагреванию.

1. Взвесить фарфоровую чашку. Насыпать в чашку около 3 г кристаллической соды. Снова взвесить. Прокалить в пламени горелки взятую навеску соды в течение 15 мин. После охлаждения взвесить чашку с остатком. Вывести примерную формулу кристаллогидрата.

2. Повторить опыт, взяв около 3 г пищевой соды. Соответствуют ли полученные результаты составу гидрокарбоната натрия?

Полученные результаты внести в таблицы 47 и 48.

Таблица 47

Определение состава кристаллической соды

Исходная соль	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
Состав соли после прокаливании	Na_2CO_3
Масса фарфоровой чашки, г	
Масса фарфоровой чашки с исходной солью, г	
Масса соли до прокаливании, г	
Масса фарфоровой чашки с солью после прокаливании, г	
Масса соли после прокаливании, г	
Масса кристаллизационной воды, г	
Молярное соотношение безводной соли и воды	

Таблица 48

Определение состава пищевой соды

Исходная соль	NaHCO_3
Состав соли после прокаливании	Na_2CO_3
Масса фарфоровой чашки, г	
Масса фарфоровой чашки с исходной солью, г	

Масса соли до прокаливания, г	
Масса фарфоровой чашки с солью после прокаливания, г	
Масса соли после прокаливания, г	
Молярное соотношение исходной и полученной соли	

3. Прокалить гидрокарбонат аммония.

УЭ-4. Получение углеводов из солей.

Опыт 21. Гидролиз карбида кальция.

В пробирку с водой опустить крупинку CaC_2 . Присутствием какого вещества объясняется запах выделяющегося газа?

Опыт 22. Получение метана.

В фарфоровой чашке прокалить эквимольную смесь ацетата и гидроксида натрия. Взвесить твердый продукт реакции. Оценить массовую долю выхода реакции. Химическим путем доказать образование карбоната.

УЭ-5. Соли циановодородной и сульфациановодородной кислот.

Опыт 23. Обнаружение катионов железа (II) и (III) в водном растворе.

На пробы растворов сульфатов железа (II) и (III) подействовать растворами желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Как отличаются по составу берлинская лазурь и турнбулева синь?

Опыт 24. Получение роданида железа (III).

В разбавленный раствор FeCl_3 добавить 1-2 капли раствора роданида аммония.

Опыт 25. Восстановительные свойства роданид-иона.

По обменной реакции между нитратом серебра и роданидом аммония получить осадок роданида серебра. Отделить осадок методом декантации и добавить концентрированную азотную кислоту. К полученному раствору добавить: а) раствор BaCl_2 , б) раствор FeCl_3 . Сделать вывод о полноте окисления роданид-иона и составе продуктов окисления.

МОДУЛЬ 4 СОЕДИНЕНИЯ ОЛОВА И СВИНЦА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления олова и свинца,
- отношение солей олова и свинца к гидролизу,
- растворимость солей олова (II) и свинца (II).

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять различие в свойствах оксидов и гидроксидов олова и свинца,
- объяснять отношение к гидролизу солей олова и свинца,
- объяснять различие в окислительно-восстановительных свойствах соединений олова и свинца,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств различных соединений углерода и кремния.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 17. Оксиды SnO_2 , SnO , PbO_2 , PbO являются амфотерными. Как зависит проявление кислотных и основных свойств у этих оксидов от степени окисления элемента?

Задание 18. Состав малорастворимых гидроксидов металлов является переменным. В структуре преобладают оловые или оксоловые комплексы. Как зависит переход оловый комплекс \rightarrow оксоловый комплекс от внешних факторов? Является ли этот переход обратимым?

Задание 19. Сравните стандартные потенциалы PbO_2 и SnO_2 . Сделайте вывод об изменении в группе устойчивости соединений с высшей степенью окисления элемента.

Задание 20. Объясните, почему соединения Sn^{2+} считаются сильными окислителями, а соединения Pb^{2+} – нет.

УЭ-2. Оксиды и гидроксиды олова и свинца.

Опыт 26. Получение и свойства гидроксидов олова (II) и (IV).

С помощью универсального индикатора оценить pH раствора SnCl_2 .

Добавляя щелочь, добиться слабощелочной среды. Разделить осадок на две части и испытать его отношение к избытку щелочи и раствору кислоты.

Повторить опыт, используя SnCl_4 . Часть осадка гидроксида олова (IV) вместе с раствором прокипятить и испытать отношение к кислоте и щелочи. Объяснить уменьшение активности «состаренного» осадка.

Опыт 27. Получение и свойства гидроксида свинца (II).

К раствору ацетата свинца добавить щелочь до выпадения осадка. Разделить осадок на две части и испытать его отношение к избытку щелочи и раствору кислоты. Почему гидроксид свинца (IV) нельзя получить аналогично гидроксиду олова (IV)?

Опыт 28. (Тяга) Окислительные свойства оксида свинца (IV).

К 2 мл концентрированной азотной кислоты добавить несколько крупинок PbO_2 . Довести до кипения. Добавить несколько капель раствора нитрата марганца (II). Снова довести до кипения. После охлаждения наблюдать изменение окраски раствора.

УЭ-3. Соли олова и свинца.

Опыт 29. Восстановительные свойства солей олова (II).

В двух пробирках к раствору хлорида олова (II) добавить несколько капель бромной и йодной воды. В третью пробирку с раствором хлорида олова (II) добавить избыток раствора щелочи, а затем к полученному раствору прилить раствор $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.

Опыт 30. Получение и свойства сульфидов олова (II) и (IV).

К растворам хлоридов олова (II) и (IV) добавить вначале несколько капель, а затем избыток раствора сульфида аммония. Объяснить различную комплексообразующую способность олова (II) и (IV).

Опыт 31. Растворимость галогенидов свинца (II).

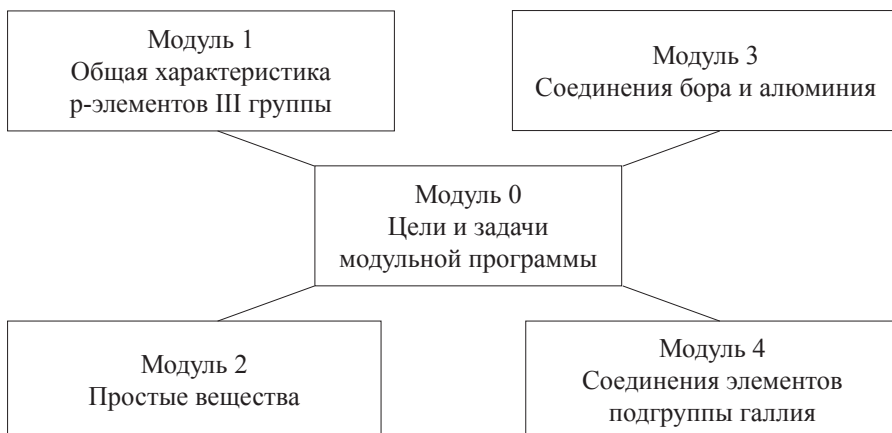
К раствору ацетата свинца (II) в отдельных пробирках добавить растворы фторида, хлорида, бромиды и йодида натрия. Полученные растворы с осадками нагреть, не доводя до кипения. Как зависит растворимость галогенидов свинца (II) от температуры? После нагревания пробирку с йодидом свинца (II) внести под струю холодной воды. Как зависит размер выпадающих кристаллов от скорости охлаждения раствора?

Опыт 32. (Тяга) Получение и свойства сульфида свинца (II).

По обменной реакции получить осадок PbS . Осадок отцентрифугировать и разделить на две части. К одной части осадка добавить концентрированную HNO_3 , а ко второй – H_2O_2 .

7. p-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА p-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов р-элементов III группы,
- важнейшие степени окисления и валентность р-элементов III группы,
- изменение в группе атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- особенности электронного строения электронодефицитных соединений
- получение и свойства соединений р-элементов III группы.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений р-элементов III группы,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений р-элементов III группы.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА р-ЭЛЕМЕНТОВ III ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов р-элементов III группы, особенности строения атома углерода,
- закономерности изменения атомных характеристик в III А группе,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,
- нахождение р-элементов III группы в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в IIIА группе,
- давать общую характеристику соединениям р-элементов III группы, исходя из степеней окисления атомов,
- характеризовать важнейшие соединения бора, алюминия и элементов подгруппы галлия,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений р-элементов III группы в зависимости от степени окисления элемента и устойчивости соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразить электронно-графические формулы внешнего электронного уровня атомов р-элементов III группы. Чем принципиально отличается электронное строение атома бора? Как это сказывается на максимальной валентности бора?

Задание 2. Как зависят атомные характеристики от порядкового номера элементов в III группе? Как меняются металлические и неметаллические свойства?

Задание 3. В III группе наблюдается монотонное изменение атомных характеристик. Однако характеристики бора отличаются довольно сильно. Как это можно объяснить?

Таблица 49

Атомные характеристики и свойства р-элементов III группы

	B	Al	Ga	In	Tl
Внешний уровень	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1 3d^0$	$4s^2 4p^1 4d^0$	$5s^2 5p^1 5d^0$	$6s^2 6p^1 6d^0$
Степень окисления	+3, -3...	+3, (+1)	+3, (+2, +1)	+3, (+2, +1)	+3, +1, (+2)
$r_{\text{орб}}$, нм	0,078	0,131	0,126	0,138	0,132
I_1 , эВ	8,30	5,98	6,00	5,79	6,11
F_e , эВ	0,24	0,46	0,37	0,35	0,50
$T_{\text{пл}}$, °C	2300	660	29,8	157	302

УЭ-2. Степени окисления и валентность.

Задание 4. У р-элементов III группы ограниченный набор устойчивых степеней окисления (от +3 до -3). Как это связано с электронным строением атомов?

Задание 5. Объяснить отсутствие оксидов молекулярного строения у р-элементов III группы.

Задание 6. Почему соединения бора с водородом называют «электронодефицитными»? Приведите примеры бороводородов, относящихся к различным гомологическим рядам.

УЭ-3. Кислотно-основные свойства соединений.

Задание 7. Заполните таблицу 50.

Таблица 50

Характеристика кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов

	Оксид	Гидроксид	Свойства
B			
Al			
Ga			
In			
Tl			

Задание 8. По данным таблицы 51 сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств гидроксидов в IIIA группе.

Таблица 51

Константы диссоциации кислот

Формула	$K_{\text{кисл}}$	$K_{\text{осн}}$
H_3BO_3 $\text{H}[\text{B}(\text{OH})_4]$	10^{-10}	
$\text{H}[\text{B}_3\text{O}_3(\text{OH})_4]$	сильная	10^{-12}
$\text{Al}(\text{OH})_3$	10^{-8}	10^{-33}
$\text{Ga}(\text{OH})_3$	10^{-11}	10^{-11}
TlOH		сильное

Задание 9. По каким свойствам бор относится к неметаллам, а алюминий – к металлам?

Задание 10. Как меняется в группах p-элементов устойчивость высшей степени окисления? Почему в третьей группе только таллий проявляет устойчивую степень окисления +1?

МОДУЛЬ 2 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- методы получения p-элементов III группы,
- важнейшие физические свойства и области применения бора, алюминия, галлия, индия и таллия,
- важнейшие химические свойства p-элементов III группы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- получать в лаборатории бор,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств p-элементов III группы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 11. В таблице 52 указан один из методов промышленного получения p-элементов III группы. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Таблица 52

Методы промышленного получения р-элементов III группы

Простое вещество	Исходное соединение	Метод получения
Бор	B_2O_3	Металлотермия (Mg, Na)
Алюминий	Al_2O_3	Электролиз расплава
Галлий	$Na[Ga(OH)_4]$	Электролиз раствора
Индий	$InCl_3$	Электролиз раствора
Таллий	Tl_2SO_4	Электролиз раствора

Задание 12. Почему алюминий получают электролизом расплава оксида, а галлий, индий и таллий – электролизом растворов солей?

Задание 13. Температура плавления бора резко отличается от температур плавления остальных р-элементов III группы. Каковы отличия природы связи в кристалле бора?

Задание 14. В таблице 53 указано одна из областей применения простых веществ р-элементов III группы. Укажите свойство, на котором основано это применение.

Таблица 53

Применение р-элементов III группы

Область применения	Элемент	Физическое свойство	Химическое свойство
Регулирующие стержни в ядерных реакторах	B		
Легкие сплавы	Al		
«Холодная пайка»	Ga		
Предохранители	In		
Термометры	Tl		
Компонент жаростойких сплавов	B		
Полупроводниковые соединения	Ga		
Коррозионностойкие сплавы	Al		
Герметики	In		
Кислотоупорные сплавы	Tl		

УЭ-2. Получение и свойства простых веществ.

Опыт 1. (Тяга!) Получение бора.

В железном тигле прокалить около 5 г борной кислоты. После остывания полученный оксид B_2O_3 измельчить в ступке, смешать с избытком порошкообраз-

ного магния, и полученную смесь нагреть в тигле до начала бурной реакции. Продукт реакции измельчить, обработать избытком соляной кислоты, отфильтровать и высушить.

Опыт 2. (Тяга!) Взаимодействие бора с азотной кислотой.

К небольшому количеству бора, полученного в опыте 1, в фарфоровой чашке прилить избыток концентрированной азотной кислоты и нагревать на водяной бане до выделения кристаллов.

Опыт 3. Взаимодействие алюминия с кислотой и щелочью.

Гранулу алюминия опустить в растворы одинаковой концентрации: а) HCl , б) NaOH . Визуально сравнить скорость взаимодействия а) без нагревания, б) после нагревания. Повторить опыт, предварительно выдержав алюминий в растворе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Опыт 4. (Тяга!) Горение алюминиевой пудры.

В верхнюю часть пламени газовой горелки высыпать немного алюминиевой пудры.

Опыт 5. Обнаружение оксидной пленки на поверхности алюминия.

Концы алюминиевой проволоки сечением около 1 мм^2 закрепить в двух штативах с помощью зажимов из электроизоляционного материала. Подключить концы проволоки к источнику электрического тока. Постепенно повышать напряжение, добившись провисания в результате плавления металла. Дотронуться до проволоки стеклянной палочкой.

Опыт 6. (Тяга!) Горение термитной смеси.

Приготовить термитную смесь порошков железного сурика Fe_3O_4 и Al в массовом отношении 1:3. Смесь поместить в стакан из асбеста, стоящий на металлическом листе за защитным экраном. В середине смеси сделать углубление с помощью пробирки и заполнить его зажигательной смесью из порошков пероксида бария и алюминиевой пудры (1:1). В середине закрепить ленту магния. Поджечь ленту магния.

Опыт 7. (Тяга!) Взаимодействие алюминия с йодом.

В фарфоровой чашке перемешать примерно равные количества порошков йода и алюминия. К полученной смеси добавить 1-2 капли дистиллированной воды. Какова роль воды в этой реакции?

МОДУЛЬ 3 СОЕДИНЕНИЯ БОРА И АЛЮМИНИЯ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- химические свойства оксидов и гидроксидов бора и алюминия,
- получение и свойства боратов,
- получение и свойства солей алюминия.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять различие в свойствах оксидов и гидроксидов бора и алюминия,
- объяснять отношение к гидролизу солей алюминия,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств различных соединений бора и алюминия.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 15. При испарении оксид бора образует молекулы B_2O_3 . Опишите их строение, используя теорию отталкивания электронных пар.

Задание 16. Состав борных кислот можно выразить общей формулой $B_2O_3 \cdot nH_2O$. Напишите молекулярные формулы ортоборной, триметаборной и полиметаборной кислот.

Задание 17. В структуре борных кислот и их солей могут присутствовать треугольники $[BO_3]$ и тетраэдры $[BO_4]$. Изобразите строение триметаборной кислоты.

Задание 18. Кислотные или основные свойства проявляются сильнее у амфотерного гидроксида алюминия?

Задание 19. Как относятся соли алюминия к гидролизу? Почему в водном растворе нельзя получить карбонат алюминия?

УЭ-2. Кислородсодержащие соединения бора.

Опыт 8. Гидратация оксида бора (III).

Оксид бора оставить на воздухе и наблюдать за изменениями в течение нескольких часов.

Опыт 9. Исследование кислотных свойств ортоборной кислоты.

Небольшое количество кристаллов H_3BO_3 растворить в воде. Измерить pH полученного раствора с помощью pH-метра и индикаторов.

Опыт 10. Получение борной кислоты из тетраборатов.

При нагревании приготовить насыщенный раствор тетрабората натрия. Добавить по каплям избыток концентрированной соляной кислоты до выпадения осадка. Выпавшие кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера.

Опыт 11. Получение и свойства эфира борной кислоты.

Кристаллы борной кислоты поместить в фарфоровую чашку, залить этиловым спиртом и поджечь. Сравнить окраску пламени с окраской пламени чистого этанола.

Опыт 12. Получение тетрабората натрия.

В фарфоровую чашку налить насыщенный раствор ортоборной кислоты, добавить избыток раствора карбоната натрия и прокипятить до прекращения выделения CO_2 . Медленно охладить. Выпавшие кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера.

Опыт 13. Получение метаборатов кальция и свинца.

К раствору тетрабората натрия добавить растворы нитратов кальция и свинца (II).

Опыт 14. Получение перлов буры.

В тигле расплавить около 1 г буры. Вылить расплав на белую керамическую пластинку. Повторить опыт, добавляя в расплав несколько кристаллов солей кобальта, хрома, никеля. Сравнить цвет полученных перлов.

УЭ-3. Соединения алюминия.

Опыт 15. Получение и свойства гидроксида алюминия.

К раствору хлорида алюминия добавлять по каплям раствор щелочи до выпадения и последующего растворения осадка. Изменить порядок добавления реагентов – к раствору щелочи добавлять раствор хлорида алюминия. К осадку гидроксида алюминия добавить соляную кислоту.

Опыт 16. Получение фторида алюминия и фтороалюминатного комплекса.

К раствору хлорида алюминия добавить раствор фторида натрия до выпадения осадка. Затем добавить избыток фторида натрия.

Опыт 17. Гидролиз солей алюминия.

Измерить pH растворов солей алюминия. К раствору хлорида алюминия добавить раствор карбоната натрия. Почему нельзя в водном растворе получить карбонат, силикат и сульфид алюминия?

МОДУЛЬ 4 СОЕДИНЕНИЯ ГАЛЛИЯ, ИНДИЯ И ТАЛЛИЯ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов галлия, индия и таллия,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления таллия,
- отношение солей галлия, индия и таллия к гидролизу,
- особенности соединений таллия (I).

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов галлия, индия и таллия от порядкового номера элемента,
- объяснять отношение к гидролизу солей галлия, индия и таллия,
- объяснять различие в окислительно-восстановительных свойствах соединений таллия (I) и (III).

УЭ-1. Оксиды и гидроксиды галлия, индия и таллия.

Задание 20. Оксиды Ga_2O_3 , In_2O_3 , Tl_2O_3 являются амфотерными. Составьте уравнения реакций этих оксидов со щелочью при сплавлении.

Задание 21. Из гидроксидов галлия, индия и таллия (III) только $\text{Ga}(\text{OH})_3$ растворяется в концентрированном растворе аммиака с образованием гидроксокомплекса. Составьте уравнение реакции.

Задание 22. Гидроксид таллия (I) при плавлении разлагается, растворяется в воде, образуя щелочной раствор. По каким характеристикам ион Tl^+ аналогичен ионам рубидия и серебра? Приведите примеры аналогичных свойств соответствующих соединений.

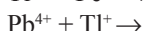
УЭ-2. Соли галлия и индия.

Задание 23. Растворимые соли галлия и индия вступают в обменные реакции с растворами щелочей и аммиака. Приведите примеры.

Задание 24. Растворимые соли галлия и индия подвергаются гидролизу. Приведите примеры уравнений реакций. Предложите объяснения различного отношения к воде сульфидов галлия и индия.

УЭ-3. Соли таллия.

Задание 25. Исходя из значений стандартных потенциалов, оцените возможность протекания реакций:



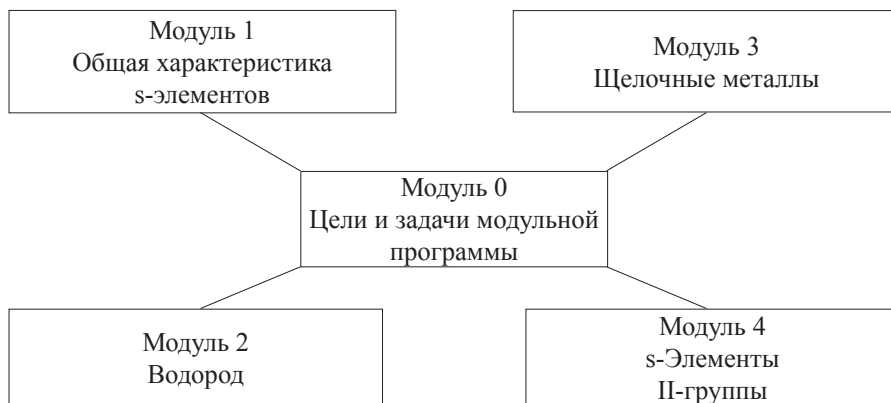
Задание 26. Объясните аналогичную растворимость в воде галогенидов таллия (I) и серебра.

Задание 27. Соли таллия (I) не подвергаются гидролизу по катиону. Солям каких катионов аналогично это свойство?

Задание 28. Сравните карбонаты таллия (I) и натрия по следующим свойствам: растворимость, отношение к гидролизу, отношение к нагреванию.

II. s-ЭЛЕМЕНТЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА S-ЭЛЕМЕНТЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов s-элементов,
- важнейшие степени окисления, валентность и координационные числа атомов s-элементов,
- изменение в группах атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений s-элементов,
- применение простых веществ и соединений s-элементов.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений s-элементов,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений s-элементов.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА s-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов s-элементов I группы, особенности строения атома водорода и атома лития,
- электронное строение атомов s-элементов II группы, особенности строения атома бериллия,
- закономерности изменения атомных характеристик в группах s-элементов,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость в группах кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от порядкового номера элемента,
- нахождение s-элементов в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов, объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в группах,
- объяснять особенности свойств водорода, отличия соединений лития от соединений остальных щелочных металлов, отличия соединений бериллия от соединений щелочноземельных металлов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразите электронно-графические формулы атомов s-элементов: H, Li, Na, Be, Mg, Ca. Какие принципиальные отличия можно отметить?

Задание 2. Как зависит атомный радиус от порядкового номера элементов в группе? Какое влияние оказывает лантаноидное сжатие?

Задание 2. Как зависят атомные характеристики от порядкового номера элементов в I и II группах? Как меняются металлические и неметаллические свойства?

Таблица 54

Атомные характеристики и свойства s-элементов

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
вал. эл.	2s ¹	3s ¹	4s ¹	5s ¹	6s ¹	7s ¹	2s ²	3s ²	4s ²	5s ²	6s ²	7s ²
$r_{\text{орб}}$, нм	0,159	0,171	0,126	0,229	0,252	0,245	0,104	0,128	0,169	0,184	0,206	0,204
I_1 , эВ	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89		9,52	7,64	6,11	5,69	5,21	
$T_{\text{пл}}$, °C	180	98	63,5	39,5	28,4	26,8	1287	650	852	770	710	960
ρ , г/см ³	0,54	0,97	0,86	1,52	1,90	2,46	1,82	1,74	1,54	2,69	3,6	≅6
$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}^\circ$, В	-3,04	-2,71	-2,92	-2,92	-2,92	—	-1,70	-2,34	-2,84	-2,89	-2,90	-2,92

Задание 3. Сравните атомные характеристики: а) лития и других щелочных металлов, б) бериллия и щелочноземельных металлов. Сделайте выводы.

Задание 4. Приведите доводы за и против расположения водорода в I или VII группе периодической системы.

УЭ-2. Степени окисления, валентность и координационные числа.

Задание 5. Приведите примеры соединений, соответствующих каждой степени окисления водорода.

Задание 6. Чему равна валентность водорода в соединениях: H_2O , H_2O_2 , B_2H_6 ?

Задание 7. Металлы образуют ионные соединения немолекулярного строения. К таким соединениям понятие «валентность» неприменимо. Для кристаллических веществ используется понятие «координационное число (КЧ)» – число ближайших соседей в структуре. Приведите примеры соединений Li, Na, Be с различными КЧ данных металлов.

УЭ-3. Общая характеристика свойств соединений s-элементов.

Задание 8. Как меняется тип химической связи и кислотно-основные свойства оксидов в ряду: H_2O - Li_2O - Na_2O ? Можно ли говорить о закономерном изменении?

Задание 9. Как меняются кислотно-основные свойства и термическая устойчивость в рядах: LiOH - NaOH - KOH - RbOH - CsOH и $\text{Be}(\text{OH})_2$ - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - $\text{Sr}(\text{OH})_2$ - $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Каким фактором это можно объяснить?

МОДУЛЬ 2 ВОДОРОД

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- лабораторные методы получения водорода,
- важнейшие физические и химические свойства водорода,
- важнейшие свойства воды и пероксида водорода.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять химическую инертность молекулярного водорода и активность «водорода в момент выделения»,
- получать в лаборатории водород,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств водорода, воды и пероксида водорода.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 10. Пользуясь теорией МО, объясните различие в значениях энергии связи в следующих частицах, кДж/моль: H_2 - 432,1, H_2^+ - 255,7, H_2^- - 15.

Задание 11. «Водород в момент выделения» – это атомарный водород, образующийся при взаимодействии металлов с кислотами. Чем объясняется его высокая восстановительная активность?

Задание 12. Объясните угловое строение молекулы воды тремя способами:

- используя теорию гибридизации орбиталей,
- пользуясь теорией отталкивания электронных пар,
- используя представления об отталкивании одинаково заряженных атомов.

Задание 13. Опишите строение молекулы пероксида водорода. С чем связана высокая окислительно-восстановительная активность этого соединения?

Задание 14. Как правило, термическая устойчивость увеличивается в ряду: кислота-кислая соль-средняя соль. Приведите примеры. Почему присутствие водорода снижает термическую устойчивость?

УЭ-2. Получение водорода.

Опыт 1. Получение водорода при взаимодействии металла с кислотой.

Гранулы цинка и кусочек железа опустить в пробирки с 1 н. раствором соляной кислоты. Визуально сравнить скорость выделения водорода: а) без нагревания, б) после небольшого нагревания.

Опыт 2. Получение водорода при взаимодействии алюминия с кислотой и щелочью.

Гранулы алюминия опустить в пробирки с 1 н. растворами HCl и NaOH. Визуально сравнить скорость выделения водорода: а) без нагревания, б) после небольшого нагревания.

Опыт 3. Получение водорода при действии щелочного металла на воду.

Кусочек натрия размером не более 3 мм поместить в кристаллизатор с водой. Какой из опытов 1-3 является самым удобным для получения водорода в лаборатории? Почему эти реакции не используются для промышленного получения водорода?

УЭ-3. Физические и химические свойства водорода.

Опыт 4. Изучение физических свойств водорода.

Получить водород в пробирке с газоотводной трубкой. Дождавшись равномерного тока водорода, окунуть трубку в мыльный раствор. Как ведут себя мыльные пузыри, наполненные водородом?

Опыт 5. Плавление алюминия в оксидной пленке.

Алюминиевую проволоку сечением около 1 мм² и длиной 30 см закрепить на изоляторах. К концам проволоки с помощью трансформатора подать и постепенно увеличить напряжение, добившись заметного провисания проволоки. Слегка ударить по нагретой проволоке стеклянной палочкой.

Опыт 6. Горение водорода.

К летящему мыльному пузырю, полученному в опыте 4, поднести горящую спичку.

Наполнить выделяющимся водородом две пробирки, одну – методом вытеснения воздуха, вторую – методом вытеснения воды. Перевернув пробирку открытым горлышком вверх, поднести горящую спичку.

Опыт 7. Восстановительные свойства «водорода в момент выделения».

К раствору ванадата аммония $(\text{NH}_4)_3\text{VO}_4$ добавить соляную кислоту и гранулу цинка. Наблюдать постепенное изменение окраски раствора, связанное с уменьшением степени окисления ванадия по схеме: $+5 \rightarrow +4 \rightarrow +3 \rightarrow +2$.

МОДУЛЬ 3 ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- физические и химические свойства щелочных металлов,
- химические свойства гидроксидов щелочных металлов,
- метод получения и свойства гидрокарбоната натрия,
- малорастворимые соединения натрия и калия.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять различную химическую активность щелочных металлов в реакции с кислородом и водой,
- объяснять отличия свойств гидроксида лития от свойств гидроксидов остальных щелочных металлов,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств различных соединений щелочных металлов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 15. Температура плавления щелочных металлов с увеличением порядкового номера немонотонно уменьшается (таблица 54) несмотря на увеличение атомной массы. Предложите объяснения.

Задание 16. Плотность щелочных металлов с увеличением порядкового номера меняется немонотонно (таблица 1) не смотря на монотонное увеличение атомной массы. Предложите объяснения.

Задание 17. Почему литий при горении на воздухе образует в основном оксид, а натрий и калий – пероксиды? Какие соединения образуются при горении рубидия и цезия?

Задание 18. При нагревании гидроксида лития, в отличие от гидроксидов других щелочных металлов, образуется оксид. Карбонат и фосфат лития являются малорастворимыми солями. С чем связаны отличия соединений лития?

УЭ-2. Свойства щелочных металлов.

Опыт 8. Получение жидкого сплава натрия с калием.

Двумя пинцетами взять по кусочку натрия и калия. Над фарфоровой чашкой потереть кусочки металлов друг об друга. На диаграмме состояния системы Na-K укажите состав сплава, имеющего минимальную температуру плавления. Как называются такие сплавы? Какая формула соединения натрия с калием?

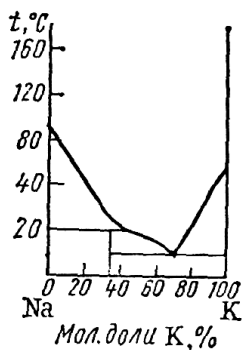


Рис. 3. Диаграмма состояния системы Na-K.

Опыт 9. Горение щелочных металлов на воздухе.

Кусочек лития поместить в фарфоровую чашку. Непосредственно на металл направить пламя газовой горелки. Повторить опыт с кусочками натрия и калия. Продукты реакций сохранить.

Опыт 10. Взаимодействие оксидов и пероксидов щелочных металлов с водой.

Продукты реакций горения, полученные в опыте 8, залить небольшим количеством воды. С помощью универсального индикатора измерить pH полученных растворов. Добавив раствор KI и крахмал, доказать образование H_2O_2 в растворе продуктов сгорания калия.

Опыт 11. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

В кристаллизатор, наполненный водой, опустить кусочек лития. Повторить опыт, используя кусочки натрия и калия размером не более 3 мм.

Опыт 12. Электролиз водного раствора хлорида натрия.

В раствор хлорида натрия опустить угольные электроды и подать постоянное напряжение. Капнуть в раствор фенолфталеин. Около какого электрода наблюдается окрашивание? Какие газы выделяются на электродах?

Опыт 13. Получение гидрокарбоната натрия.

При 20 °C растворимость Na_2CO_3 составляет 21,8 г, а $NaHCO_3$ 9,6 г в 100 г воды. Приготовить насыщенный раствор Na_2CO_3 . Около 50 г раствора (взвесить до 0,01 г) налить в стакан и пропустить CO_2 в течение 5 минут. Отфильтровать полученный осадок и взвесить фильтрат. Вычислить массовую долю выхода $NaHCO_3$.

Опыт 14. Разложение гидрокарбоната натрия при нагревании.

Полученный в опыте 13 NaHCO_3 высушить на воздухе при комнатной температуре в течение суток. Бюкс с навеской полученной соли поместить в сушильный шкаф, нагретый до температуры $100\text{ }^\circ\text{C}$, на 30 минут. После охлаждения взвесить бюкс. Вычислить массовую долю выхода Na_2CO_3 .

Опыт 15. Получение малорастворимых солей щелочных металлов.

К раствору соли натрия добавить раствор $\text{K}[\text{Bi}(\text{OH})_6]$. Пробирку с раствором охладить снаружи током воды и потереть изнутри стенки пробирки стеклянной палочкой.

К раствору соли калия прилить раствор NaClO_4 .

К раствору соли калия, подкисленному уксусной кислотой, прилить раствор $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

МОДУЛЬ 4

s-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- физические и химические свойства s-элементов II группы,
- отличия свойств бериллия от свойств щелочноземельных металлов,
- кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов s-элементов II группы,
- особенности свойств карбонатов, сульфатов, нитратов и сульфидов s-элементов II группы,
- методы устранения жесткости воды.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять закономерное изменение металлических свойств в группе,
- объяснять различные кислотно-основные свойства соединений бериллия и щелочноземельных металлов,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств гидроксидов и некоторых солей s-элементов II группы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 19. Постройте графики зависимостей $I_1 = f(z)$ и $E^\circ = f(z)$ для s-элементов II группы. Как меняются металлические свойства элементов в этой группе?

Задание 20. Благодаря каким характеристикам атома бериллий: а) проявляет амфотерные свойства, б) образует малорастворимый гидроксид, в) является хорошим комплексообразователем?

Задание 21. Объясните закономерное изменение растворимости сульфатов s-элементов II группы, используя теорию поляризации.

Задание 22. Совокупность каких свойств, обусловленных присутствием в воде катионов кальция, магния и некоторых других металлов, называется «жесткостью воды»? Как устраняют различные виды жесткости воды?

УЭ-2. Простые вещества.

Опыт 16. Горение магния и кальция на воздухе.

Стружку магния поместить в фарфоровую чашку и поджечь. Продукт реакции сохранить для последующих опытов. Повторить опыт, используя кусочек кальция.

Опыт 17. Взаимодействие магния и кальция с водой.

Порошок магния насыпать в стакан с водой. Кипятить до выпаривания 2/3 воды. Капнуть фенолфталеин.

Кусочек кальция положить в стакан с водой. Добавить фенолфталеин.

Опыт 18. (Тяга!) Взаимодействие магния и кальция с кислотами.

Сравните взаимодействие магния и кальция с различными кислотами. В таблице 55 укажите состав газообразного продукта реакции.

Таблица 55

**Состав газообразных продуктов реакций магния и кальция с кислотами
(преобладающий продукт)**

Кислота	Mg	Ca
HCl		
H ₂ SO ₄ разбавленная		
H ₂ SO ₄ концентрированная		
HNO ₃ концентрированная		
HNO ₃ разбавленная		
HNO ₃ сильно разбавленная		

УЭ-3. Соединения щелочноземельных металлов.

Опыт 19. Взаимодействие продуктов сгорания магния и кальция с водой.

Продукты сгорания, полученные в опыте 16, растворить в небольшом количестве воды. К пробам растворов добавить фенолфталеин. С помощью реактива Несслера $K_2[HgI_4]$ проверить наличие ионов аммония.

Опыт 20. Получение гашеной извести.

Кусочек негашеной извести (CaO) опустить в пробирку с водой. Как объяснить закипание раствора?

Кусочек негашеной извести положить в стакан. По каплям добавлять воду, не допуская образования раствора. Что такое «кипелка»?

Опыт 21. Малорастворимые соли магния, кальция и бария.

Используя 0,1 н. растворы хлоридов магния, кальция и бария, изучите воз-

возможность образования в водных растворах карбонатов, сульфатов, фосфатов и сульфидов данных металлов. В таблице 56 укажите наличие, цвет, формулу осадка и значение ПР.

Таблица 56

Малорастворимые соли магния, кальция и бария

Анионы	Катионы		
	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺
CO ₃ ²⁻			
SO ₄ ²⁻			
PO ₄ ³⁻			
S ²⁻			

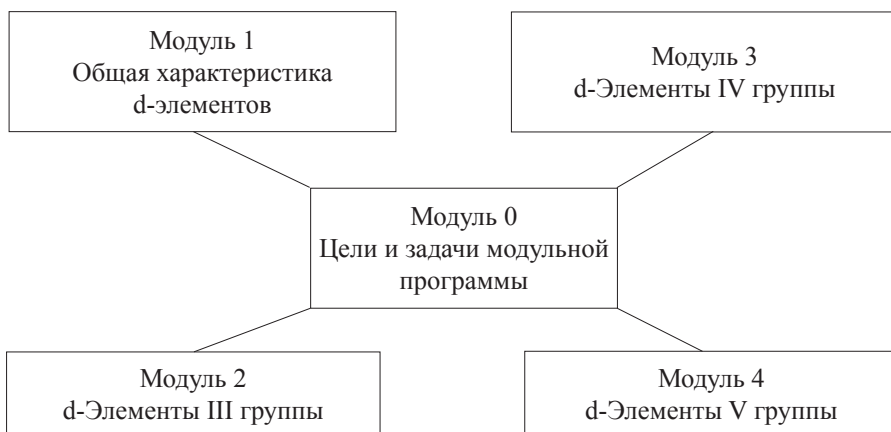
Опыт 22. Сравнение растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция.

В известковую воду из аппарата Киппа пропускать CO₂. Наблюдать выпадение и последующее растворение осадка. Полученный раствор нагреть, не доводя до кипения.

III. d-ЭЛЕМЕНТЫ

1. d-ЭЛЕМЕНТЫ III, IV и V ГРУПП

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ III, IV и V ГРУПП



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов d-элементов,
- важнейшие степени окисления, валентность и координационные числа атомов d-элементов III, IV и V групп,
- изменение в группах атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства соединений,
- применение простых веществ и соединений d-элементов III, IV и V групп.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений d-элементов III, IV и V групп,
- степени окисления d-элементов III, IV и V групп,
- зависимость свойств соединений от степени окисления элементов,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений титана и ванадия.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов d-элементов III, IV и V групп,
- закономерности изменения атомных характеристик в группах,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- зависимость в группах кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления и порядкового номера элемента,
- зависимость в группах окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элементов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов, объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в группах,
- объяснять закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Изобразите электронно-графические формулы атомов d-элементов III, IV и V групп. Почему скандий, титан и ванадий называют кайносимметричными элементами?

Задание 2. Как зависит атомный радиус от порядкового номера элементов в группах? Какое влияние оказывает лантаноидное сжатие?

Задание 3. Как зависят атомные характеристики от порядкового номера d-элементов III, IV и V групп?

УЭ-2. Степени окисления, валентность и координационные числа.

Задание 4. Приведите примеры соединений, соответствующих каждой степени окисления d-элементов III, IV и V групп (таблица 57).

Примеры соединений d-элементов III, IV и V групп

Элемент	Степень окисления элемента							
	+2		+3		+4		+5	
	Катион	Анион	Катион	Анион	Катион	Анион	Катион	Анион
Sc								
Y								
La								
Ac								
Ti								
Zr								
Hf								
Rf								
V								
Nb								
Ta								
Db								

Задание 5. Как меняется устойчивость высшей степени окисления d-элементов в IV и V группах в зависимости от номера периода? Какие соединения являются более сильными окислителями – ванадия (V) или тантала (V)?

МОДУЛЬ 2

d-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- нахождение редкоземельных металлов в природе,
- важнейшие физические и химические свойства d-элементов III группы,
- химические свойства типичных соединений,
- области применения d-элементов III группы и их соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять химическую активность d-элементов III группы,
- сопоставлять свойства однотипных соединений скандия, иттрия и лантана.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 6. Напишите электронные формулы атомов скандия, иттрия и лантана. Какие степени окисления проявляют эти элементы?

Задание 7. Сравните атомные характеристики d-элементов III группы. Можно ли утверждать, что свойства этих элементов меняются монотонно с увеличением порядкового номера?

Таблица 58

Сравнение d-элементов III группы с алюминием и магнием

	Sc	Y	La	Ac	Al	Mg
вал. эл.	3d ¹ 4s ²	4d ¹ 5s ²	5d ¹ 6s ²	6d ¹ 7s ²	3s ² 3p ¹	3s ²
$r_{\text{орб}}$, нм	0,157	0,170	0,192	0,190	0,131	0,128
I_1 , эВ	6,56	6,22	5,58	5,10	5,98	7,64
$T_{\text{пл}}$, °C	1539	1525	920	1040	660	650
ρ , г/см ³	3,02	4,47	6,16	10,1	2,70	1,74
$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^\circ$, В	-2,08	-2,37	-2,52	-2,6	-1,70	-2,34

Задание 8. По каким свойствам d-элементы III группы напоминают алюминий и магний?

УЭ-1. Нахождение d-элементов III группы в природе.

Задание 9. Скандий, иттрий и лантан называют редкоземельными элементами (РЗЭ) или редкоземельными металлами (РЗМ). Почему d-элементы остальных групп не называют редкоземельными?

Таблица 59

Распространенность переходных металлов

Атомный номер	Металл	Вес. %	Атомный номер	Металл	Вес. %
26	Железо	4,70	48	Кадмий	$5,0 \cdot 10^{-4}$
22	Титан	0,65	78	Платина	$5,0 \cdot 10^{-5}$
25	Марганец	0,10	41	Ниобий	$3,2 \cdot 10^{-5}$
40	Цирконий	0,025	73	Тантал	$2,4 \cdot 10^{-5}$
30	Цинк	0,020	47	Серебро	$1,0 \cdot 10^{-5}$
29	Медь	0,01	44	Рутений	$5,0 \cdot 10^{-6}$
24	Хром	$3,3 \cdot 10^{-2}$	46	Палладий	$5,0 \cdot 10^{-6}$
23	Ванадий	$2,0 \cdot 10^{-2}$	76	Осмий	$5,0 \cdot 10^{-6}$
28	Никель	$1,8 \cdot 10^{-2}$	77	Иридий	$5,0 \cdot 10^{-6}$
74	Вольфрам	$7,0 \cdot 10^{-3}$	80	Ртуть	$5,0 \cdot 10^{-6}$
39	Иттрий	$5,0 \cdot 10^{-3}$	45	Родий	$1,0 \cdot 10^{-6}$
27	Кобальт	$4,0 \cdot 10^{-3}$	79	Золото	$5,0 \cdot 10^{-7}$
42	Молибден	$1,0 \cdot 10^{-3}$	75	Рений	$1,0 \cdot 10^{-7}$
57	Лантан	$6,5 \cdot 10^{-4}$	89	Актиний	$2,3 \cdot 10^{-15}$
21	Скандий	$6,0 \cdot 10^{-4}$	43		
72	Гафний	$4,0 \cdot 10^{-4}$			

Задание 10. Скандий, иттрий и лантан являются рассеянными элементами. Изобразите состав важнейших минералов этих элементов в виде соединения оксидов: $(Y, Sc)_2Si_2O_7$, YPO_4 , $(Y, Er)_4[(Nb, Ta)_2O_7]$, $Be_2Y_2FeSi_2O_{10}$, $(La, Ce)PO_4$.

УЭ-2. Свойства простых веществ.

Задание 11. Исходя из температур плавления металлов, объясните изменение характера связи в кристаллических решетках d-элементов III группы.

Задание 12. Сравните электродные потенциалы d-элементов III группы. Какой из этих металлов в водном растворе является самым сильным окислителем?

Задание 13. В каких условиях реагируют с водой скандий, иттрий и лантан? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какие соединения образуются на поверхности этих металлов при хранении на воздухе?

УЭ-3. Соединения d-элементов III группы.

Задание 14. Сравните физические и химические свойства d-элементов III группы между собой, а также с свойствами алюминия и магния. Сделайте выводы.

Таблица 60

Оксиды d-элементов III, IV, V групп, алюминия и магния

	Sc_2O_3	Y_2O_3	La_2O_3	Ac_2O_3	Al_2O_3	MgO
$T_{пл}, ^\circ C$	2300	2417	2317	1977	2050	2800
хим. св-ва	амф.	осн.	осн.	осн.	амф.	осн.

Задание 15. Как меняются основные свойства гидроксидов от скандия к лантану? Напишите уравнения соответствующих реакций.

МОДУЛЬ 3 d-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- нахождение d-элементов IV группы в природе,
- важнейшие физические и химические свойства d-элементов IV группы,
- химические свойства типичных соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять низкую химическую активность d-элементов IV группы,
- сопоставлять свойства однотипных соединений титана, циркония и гафния,
- получать в лаборатории соединения титана в различных степенях окисления, изучать их свойства.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 16. Как меняется в группе радиус атома и потенциал ионизации? Почему изменение не носит монотонный характер?

Таблица 61

Характеристика титана, циркония и гафния

	вал. эл.	$r_{\text{орб}}, \text{ нм}$	$I_1, \text{ эВ}$	$\rho, \text{ г/см}^3$	$T_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$E^\circ_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}, \text{ В}$
Ti	3d ² 4s ²	0,148	6,82	4,50	1668	– 1,63
Zr	4d ² 5s ²	0,159	6,84	6,45	1852	– 1,43
Hf	5d ² 6s ²	0,148	7,00	13,1	2230	– 1,57

Задание 17. Как меняется устойчивость высшей степени окисления в главной и побочной подгруппе IV группы?

Задание 18. Исходя из значений стандартных потенциалов, сделайте вывод об изменении химической активности в водных растворах d-элементов IV группы. Сравните с p-элементами этой группы.

УЭ-2. Простые вещества.

Задание 19. Почему, не смотря на низкие значения стандартных потенциалов, d-элементы IV группы растворяются в кислотах только в жестких условиях?

Задание 20. Лучшим «растворителем» для d-элементов IV группы является смесь концентрированных азотной и плавиковой кислот. Дайте объяснения. Напишите уравнение реакции титана с этой смесью.

УЭ-3. Соединения d-элементов IV группы.

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида титана (IV).

Солянокислый раствор хлорида титана (IV) разбавить водой до выпадения осадка. Полученный осадок разделить на две части, добавить избыток HCl и NaOH.

Опыт 2. Получение соединений титана (III).

К солянокислому раствору хлорида титана (IV) добавить гранулу цинка. Закрывать пробирку ватным тампоном (зачем?). Почему в этих условиях нельзя получить соединения титана (II)? Полученный раствор сохранить для последующих опытов.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида титана (III).

К раствору, полученному в опыте 2, добавлять по каплям раствор щелочи до выпадения осадка. Осадок разделить на 3 части.

- 1) добавить избыток кислоты;
- 2) добавить избыток щелочи;
- 3) осадок отфильтровать и оставить на воздухе до полного высыхания.

Опыт 4. Восстановительные свойства соединений титана (III).

К раствору, полученному в опыте 2, прилить: а) раствор перманганата калия, б) раствор пероксида водорода. Как меняется цвет раствора, содержащего соединения титана (III), при контакте с воздухом?

Опыт 5. Получение пероксокомплексов титана (IV).

К солянокислому раствору хлорида титана (IV) добавить 3 %-ный раствор H_2O_2 .

МОДУЛЬ 4 d-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- нахождение d-элементов V группы в природе,
- важнейшие физические и химические свойства d-элементов V группы,
- химические свойства типичных соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять низкую химическую активность d-элементов V группы,
- сопоставлять свойства однотипных соединений ванадия, ниобия и тантала,
- получать в лаборатории соединения ванадия в различных степенях окисления, изучать их свойства.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 21. Представьте графически как меняется в V группе радиус атома и потенциал ионизации в зависимости от порядкового номера элемента? Сделайте выводы.

Таблица 62

Характеристика ванадия, ниобия и тантала

	вал. эл.	$r_{\text{орб}}$, нм	I_1 , эВ	ρ , г/см ³	$T_{\text{пл}}$, °C	$E^\circ_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$, В
V	3d ³ 4s ²	0,140	6,74	5,96	1917	-1,17 (+2/0)
Nb	4d ⁴ 5s ¹	0,150	6,88	8,57	2469	-0,62 (+5/0)
Ta	5d ³ 6s ²	0,141	7,80	16,6	3010	-0,71 (+5/0)

Задание 22. Как меняется устойчивость высшей степени окисления в главной и побочной подгруппе V группы?

Задание 23. Исходя из значений стандартных потенциалов, сделайте вывод об изменении химической активности в водных растворах d-элементов V группы. Сравните с p-элементами этой группы.

УЭ-2. Простые вещества.

Задание 24. Почему, несмотря на низкие значения стандартных потенциалов, d-элементы V группы растворяются в кислотах только в жестких условиях?

Задание 25. Почему d-элементы V группы растворяются только в смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот и практически не растворяются в каждой из кислот по отдельности? Напишите уравнение реакции ниобия с этой смесью.

УЭ-3. Соединения d-элементов V группы.

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида ванадия (V).

К раствору Na_3VO_4 постепенно добавлять соляную кислоту до выпадения аморфного осадка. Изучить отношение полученного осадка к избытку соляной кислоты, азотной кислоты и щелочи.

Опыт 7. Получение и свойства оксида ванадия (V).

В фарфоровой чашке прокалить небольшое количество $(\text{NH}_4)_3\text{VO}_4$. Изучить отношение полученного оксида к воде (измерить pH), концентрированным растворам соляной кислоты, азотной кислоты и щелочи.

Опыт 8. Получение пероксокомплексов ванадия (V).

К раствору Na_3VO_4 добавить 3 %-ный раствор H_2O_2 . Повторить опыт, добавив концентрированный раствор щелочи.

Опыт 9. Получение хлорида ванадила (IV) VOCl_2 .

К сухому оксиду ванадия (V) прилить концентрированную соляную кислоту. Обнаружить выделяющийся хлор с помощью йодкрахмальной бумажки. Полученный раствор использовать в опыте 11.

Опыт 10. Осуществить превращения: $\text{VO}_4^{3-} \rightarrow [\text{VO}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} \rightarrow [\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \rightarrow [\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

В колбе, закрытой ватным тампоном, осуществить взаимодействие ванадата аммония, цинка и соляной кислоты. Наблюдать последовательное изменение окраски, соответствующее изменению степени окисления ванадия. Для дальнейших опытов отобрать пробы голубого, зеленого и фиолетового растворов.

Опыт 11. Получение и свойства $\text{VO}(\text{OH})_2$.

К раствору хлорида ванадила (IV) приливать щелочь до выпадения осадка. Изучить отношение полученного осадка к избытку щелочи и к кислоте. Повторить опыт, используя голубой раствор, полученный в опыте 5.

Опыт 12. Получение и свойства $\text{V}(\text{OH})_3$.

Зеленый раствор, полученный в опыте 5, нейтрализовать щелочью до выпадения осадка. Изучить отношение полученного осадка к избытку щелочи и к кислоте.

Опыт 13. Получение и свойства $\text{V}(\text{OH})_2$.

Фиолетовый раствор, полученный в опыте 10, нейтрализовать щелочью до выпадения осадка. Изучить отношение полученного осадка к избытку щелочи и к кислоте.

Опыт 14. Свойства оксидов ванадия (III) и (IV).

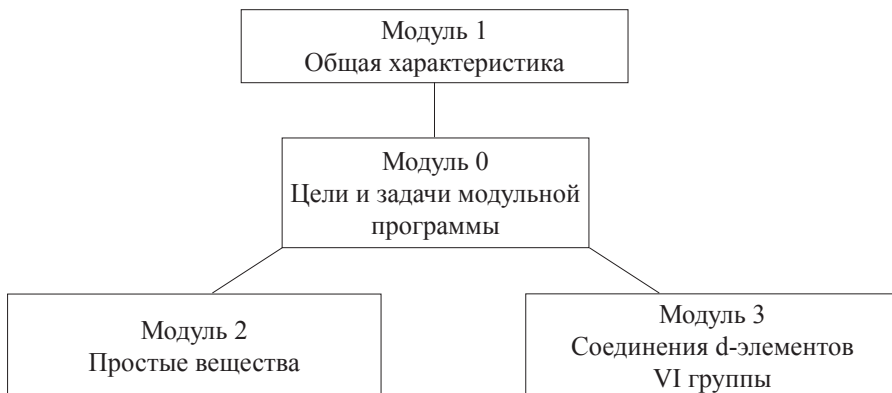
На оксиды ванадия (III) и (IV) подействовать разбавленными растворами соляной кислоты и гидроксида натрия.

Опыт 15. Восстановительные свойства соединений ванадия (IV, III, II).

К голубому, зеленому и фиолетовому растворам, полученным в опыте 5, прилить разбавленный раствор перманганата калия. Объяснить наблюдаемое.

2. d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VI группы,
- нахождение d-элементов VI группы в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- степени окисления,
- катионные и анионные формы соединений,
- зависимость кислотно-основных свойств соединений от степени окисления элемента,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,
- области применения d-элементов VI группы и их соединений.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- объяснять немонотонный характер изменений атомных характеристик d-элементов VI группы,

- выявлять закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ,
- сопоставлять области применения простых веществ d-элементов VI группы с их физическими и химическими свойствами,
- объяснять возможность образования катионных и анионных форм соединений,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VI группы со степенью окисления элемента,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств d-элементов VI группы и их соединений.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ VI ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VI группы,
- изменение атомных характеристик элементов в зависимости от порядкового номера,
- степени окисления d-элементов VI группы,
- примеры катионных и анионных соединений d-элементов VI группы.
- распространенность d-элементов VI группы в природе,

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов d-элементов VI группы,
- составлять схемы получения d-элементов VI группы из природных соединений,
- давать характеристику кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам соединений в зависимости от степени окисления элемента.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите электронные формулы атомов d-элементов VI группы. Объясните «провал электрона».

Задание 2. Объясните немонотонность изменения атомного радиуса и энергии ионизации атомов в VIB группе.

Характеристика d-элементов VI группы

	вал. эл.	$r_{\text{орб}}, \text{ нм}$	$I_1, \text{ эВ}$	$\rho, \text{ г/см}^3$	$T_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$
Cr	$3d^5 4s^1$	0,145	6,76	7,19	1890
Mo	$4d^5 5s^1$	0,152	7,10	10,22	2620
W	$5d^4 6s^2$	0,136	7,98	19,35	3420

Задание 3. Какие степени окисления характерны для d-элементов VI группы? Как меняется в группе устойчивость высшей степени окисления при увеличении порядкового номера? Заполните таблицу 64 примерами соединений.

Таблица 64

Примеры соединений d-элементов VI группы

Степень окисления	Cr		Mo		W	
	Катион	Анион	Катион	Анион	Катион	Анион
+2						
+3						
+4						
+5						
+6						

Задание 4. Как зависят окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VI группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 65 примерами соответствующих соединений.

Таблица 65

Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VI группы

Степень окисления	Cr		Mo		W	
	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель
+2						
+3						
+6						

Задание 5. На примере хрома покажите, как зависят кислотно-основные свойства соединений d-элементов VI группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 66 примерами соответствующих соединений.

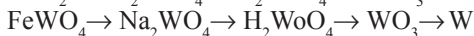
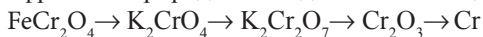
Кислотно-основные свойства соединений хрома

Степень окисления	Оксид	Гидроксид	Кислотно-основные свойства
+2			
+3			
+6			

УЭ-2. Распространенность d-элементов VI группы в природе.

Задание 6. Традиционно редкими элементами считают элементы с кларком менее 0,01 %. Относятся ли d-элементы VI группы к редким элементам (см. таблицу 59)?

Задание 7. Составьте уравнения реакций получения хрома, молибдена и вольфрама из природных соединений по следующим схемам:



МОДУЛЬ 2

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие физические и химические свойства простых веществ d-элементов VI группы,
- отношение хрома, молибдена, вольфрама к кислороду, галогенам, кислотам и щелочам,
- области применения хрома, молибдена, вольфрама в свободном виде и в виде сплавов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять рекордные характеристики физических свойств d-элементов VI группы особенностями химической связи в металлических кристаллах,
- объяснять высокую коррозионную устойчивость и стойкость к окислению в жидких средах хрома, молибдена и вольфрама,
- объяснять низкую жаростойкость молибдена и вольфрама,
- проводить лабораторные опыты по изучению химических свойств хрома, молибдена и вольфрама.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 8. Температура плавления металла определяется природой химиче-

ской связи, типом кристаллической решетки и атомной массой. Предложите объяснения максимальной тугоплавкости вольфрама среди всех известных металлов.

Задание 9. Сравните значения энергии ионизации хрома, молибдена и вольфрама. Соответствует ли характер изменения энергии ионизации изменению химической активности?

Задание 10. Энергия ионизации хрома и молибдена ниже энергии ионизации магния. В то же время магний является активным металлом, а хром и молибден – малоактивные металлы. Как это можно объяснить?

Задание 11. Значения стандартных потенциалов хрома, молибдена и вольфрама приведены в таблице 67. Могут ли эти металлы вытеснить водород из кислот? Как на практике реагируют хром, молибден и вольфрам с кислотами-неокислителями?

Таблица 67

Стандартные потенциалы d-элементов VI группы

	Cr^{3+}/Cr	Cr^{2+}/Cr	$\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}_{\text{рас}}$	Mo^{3+}/Mo	W^{3+}/W	$\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}$
$E^\circ (\text{M}^{n+}/\text{M}), \text{В}$	-0,74	-0,86	+1,19	-0,20	-0,15	-1,05

Опыт 1. Взаимодействие хрома с соляной кислотой.

Изучить взаимодействие порошка хрома с разбавленной и концентрированной соляной кислотой без нагревания и слабом нагревании в открытой пробирке. Повторить опыт в восстановительной атмосфере. Для этого в кислоту предварительно добавить гранулу цинка, дождаться насыщения свободного пространства пробирки водородом, после этого добавить хром и закрыть пробирку ватным тампоном.

Опыт 2. Пассивация хрома.

Порошок хрома на 10 минут залить концентрированной азотной кислотой. После этого кислоту слить, порошок промыть водой и изучить его отношение к соляной кислоте.

Опыт 3. Взаимодействие хрома, молибдена и вольфрама со щелочными окислительными расплавами.

В тигель поместить 1-2 гранулы NaOH, равное количество NaNO_3 и несколько крупинок порошка хрома. Нагреть тигель в пламени газовой горелки или муфельной печи до температуры около 500°C , на 1 час. После охлаждения взвесить тигель и сделать вывод о полноте окисления хрома. Провести аналогичные опыты с молибденом и вольфрамом. Сравнить жаростойкость этих металлов.

Опыт 5. Взаимодействие хрома с раствором сульфата меди (II).

Порошок хрома добавить в раствор CuSO_4 и оставить на сутки.

Опыт 6. Анодное окисление молибдена.

Используя молибденовую проволоку в качестве анода, а угольный электрод – в качестве катода, наблюдайте процесс анодного окисления молибдена при по-

стоянном напряжении около 1 В в воде, разбавленной серной кислоте и разбавленном растворе щелочи.

МОДУЛЬ 3

СОЕДИНЕНИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ VI ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- кислотнo-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов VI группы,
- окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VI группы,
- методы получения соединений хрома с различной степенью окисления элемента,
- состав комплексных и изополисоединений d-элементов VI группы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять зависимость кислотнo-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов VI группы от степени окисления элемента,
- объяснять различную окислительную активность соединений хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI),
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств соединений d-элементов VI группы.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 12. Соединения p- и d-элементов одной группы, содержащие элемент в степени окисления, равной номеру группы, имеют много общего. Проверьте справедливость этого утверждения, используя данные таблицы 68.

Таблица 68

Сравнение серной и хромовой кислот

Кислота	K_1	K_2	$E^\circ (\text{ЭО}_4^{2-}, \text{H}^+), \text{В}$
H_2SO_4	10^3	10^{-1}	0,16
H_2CrO_4	10^1	10^{-7}	1,72

Задание 13. Исходя из данных таблицы 69, определите, как меняются в VI группе кислотные свойства однотипных соединений p- и d-элементов.

Таблица 69

Константы диссоциации кислот, образованных р- и d-элементами VI группы

Кислота	K_1
H_2SO_4	10^3
H_2SeO_4	10^3
H_2TeO_4	10^{-8}
H_2CrO_4	10^1
H_2MoO_4	10^{-6}
H_2WO_4	10^{-5}

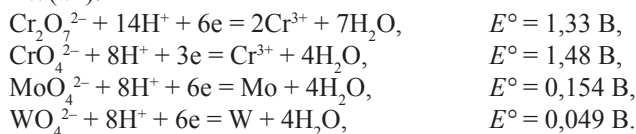
Задание 14. По данным таблицы 70, сравните кислотно-основные свойства гидроксидов алюминия и хрома (III).

Таблица 70

Константы кислотной и основной диссоциации гидроксидов алюминия и хрома (III)

Гидроксид	$K_{\text{кисл.}}$	$K_1 \cdot K_2 \cdot K_{\text{зосн.}}$
$Al(OH)_3$	10^{-8}	10^{-33}
$Cr(OH)_3$	10^{-16}	10^{-30}

Задание 15. По стандартным потенциалам следующих реакций сделайте вывод об относительной окислительной активности соединений $Cr(VI)$, $Mo(VI)$ и $W(VI)$:



Дайте объяснения.

Задание 16. Почему стандартный потенциал дихромат-иона ниже, чем хромат-иона?

Задание 17. Стандартный потенциал дихромат-иона ниже, чем хлора ($E^\circ_{Cl_2/2Cl^-} = 1,36 \text{ В}$). Почему, несмотря на это, кристаллический дихромат калия окисляет концентрированную соляную кислоту до свободного хлора?

УЭ-2. Получение и свойства соединений d-элементов VI группы.

Опыт 7. Получение соединений хрома (II).

К подкисленному соляной кислотой раствору дихромата калия добавить гранулу цинка. После заполнения водородом пробирку закрыть ватным тампоном.

Опыт 8. Сравнение свойств гидроксидов хрома (II) и (III).

К растворам хлоридов хрома (II) и (III) прилить немного щелочи до выпадения осадков. Сравнить отношение осадков к избытку щелочи и к раствору кислоты. Как меняется цвет осадка гидроксида хрома (II) при перемешивании стеклянной палочкой?

Опыт 9. Кислотно-основные свойства оксида хрома (III).

Изучите отношение оксида хрома (III) к растворам кислоты и щелочи при комнатной температуре и при нагревании.

Опыт 10. Комплексообразование в водных растворах, содержащих Cr(III).

Кристаллический хлорид хрома (III) растворить в воде. Наблюдать изменение окраски раствора при нагревании и охлаждении. Как называется данный вид изомерии комплексных соединений? К части раствора добавить соляную кислоту до сильнокислой среды. К другой части раствора хлорида хрома (III) добавить насыщенный раствор NH_4Cl и раствор аммиака. Цвет раствора и состав внутренней сферы комплекса записать в таблицу 71.

Таблица 71

Комплексообразование в растворах хлорида хрома (III)

Состояние раствора	Состав внутренней сферы комплекса	Цвет раствора
Холодный раствор CrCl_3		
Горячий раствор CrCl_3		
Раствор CrCl_3 с избытком HCl		
Раствор CrCl_3 с избытком NH_4Cl и NH_3		

Опыт 11. Гидролиз солей хрома (III).

Измерить pH холодного и горячего растворов CrCl_3 . К раствору хлорида хрома (III) прилить раствор карбоната натрия.

Опыт 12. Равновесие между хромат- и дихромат-ионами в водных растворах.

К раствору дихромата калия добавить раствор щелочи до изменения окраски. Полученный раствор нейтрализовать кислотой до изменения окраски.

Опыт 13. Окислительные свойства соединений хрома (VI).

а) кристаллический дихромат аммония насыпать горкой на асбестовую сетку, верхнюю часть горки нагреть пламенем горячей лучинки до начала реакции;

б) раствор дихромата калия подкислить серной кислотой и добавить раствор Na_2SO_3 ;

в) к раствору дихромата калия добавить раствор Na_2S .

Опыт 14. Образование пероксидных соединений хрома (VI).

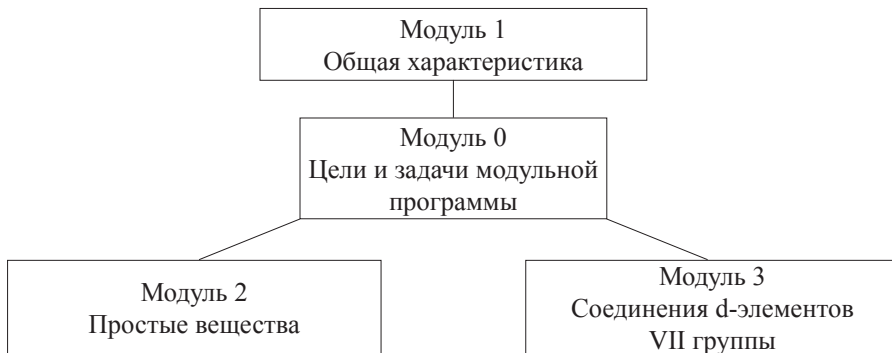
К 1-2 мл 30 %-ного раствора H_2O_2 добавить несколько капель разбавленной серной кислоты, 2 мл эфира и сильно взболтать. Добавить несколько капель раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, взболтать и дать отстояться. Сравнить окраску водного и эфирного слоя. Какой газ выделяется в ходе реакции? Повторить опыт, не добавляя эфир. Сравнить наблюдения.

Опыт 15. Получение и свойства молибденовой и вольфрамовой кислот.

К растворам молибдата и вольфрамата натрия добавить разбавленную соляную кислоту. Испытать действие щелочи и избытка кислоты на полученные осадки.

3. d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VII группы,
- нахождение d-элементов VII группы в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- степени окисления,
- катионные и анионные формы соединений,
- зависимость кислотно-основных свойств соединений от степени окисления элемента,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,

- области применения d-элементов VII группы и их соединений.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- объяснять немонокотный характер изменений атомных характеристик d-элементов VII группы,
- выявлять закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ,
- сопоставлять области применения простых веществ d-элементов VII группы с их физическими и химическими свойствами,
- объяснять возможность образования катионных и анионных форм соединений,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VII группы со степенью окисления элемента,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств d-элементов VII группы и их соединений.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ VII ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VII группы,
- изменение атомных характеристик элементов в зависимости от порядкового номера,
- степени окисления d-элементов VII группы,
- примеры катионных и анионных соединений d-элементов VII группы.
- распространенность d-элементов VII группы в природе,

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов d-элементов VII группы,
- составлять схемы получения d-элементов VII группы из природных соединений,
- давать характеристику кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам соединений в зависимости от степени окисления элемента.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите электронные формулы атомов d-элементов VII группы. Почему в этой группе не наблюдается «провал электрона»?

Задание 2. Объясните немонокотность изменения атомных характеристик в VIIIB группе.

Таблица 72

Характеристика d-элементов VII группы

	вал. эл.	$r_{\text{орб}}, \text{ нм}$	$I_1, \text{ эВ}$	$\rho, \text{ г/см}^3$	$T_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$
Mn	$3d^5 4s^2$	0,128	7,44	7,43	1245
Tc	$4d^5 5s^2$	0,139	7,28	11,49	2200
Re	$5d^5 6s^2$	0,131	7,88	21,04	3190

Задание 3. Какие степени окисления характерны для d-элементов VII группы? Как меняется в группе устойчивость высшей степени окисления при увеличении порядкового номера? Заполните таблицу 73 примерами соединений.

Таблица 73

Примеры соединений d-элементов VII группы

Степень окисления	Mn		Tc		Re	
	Катион	Анион	Катион	Анион	Катион	Анион
+2						
+3						
+4						
+5						
+6						
+7						

Задание 4. Как зависят окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VII группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 74 примерами соответствующих соединений.

Таблица 74

Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VII группы

Степень окисления	Mn		Tc		Re	
	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель
+2						
+3						
+4						
+6						
+7						

Задание 5. На примере марганца покажите, как зависят кислотно-основные свойства соединений d-элементов VII группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 75 примерами соответствующих соединений.

Кислотно-основные свойства соединений марганца

Степень окисления	Оксид	Гидроксид	Кислотно-основные свойства
+2			
+3			
+4			
+6			
+7			

УЭ-2. Распространенность d-элементов VII группы в природе.

Задание 6. Марганец – широко распространенный элемент в природе. В каком из природных оксидов содержание марганца максимально: MnO_2 , Mn_3O_4 , Mn_2O_3 ?

Задание 7. Технеций в природе встречается в следовых количествах. Составьте уравнение ядерной реакции получения ${}^{99}_{43}\text{Tc}$ при облучении нейтронами ${}^{98}_{42}\text{Mo}$.

Задание 8. Содержание рения в земной коре составляет 10^{-7} %. Условно предполагая, что основная масса рения сосредоточена в природном молибдените MoS_2 , определите содержание рения в этом минерале, приняв, что содержание молибдена в земной коре составляет 10^{-3} % и другие минералы молибдена мало распространены.

МОДУЛЬ 2

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие физические и химические свойства простых веществ d-элементов VII группы,
- отношение марганца, технеция и рения к кислороду, галогенам, кислотам и щелочам,
- области применения марганца, технеция и рения в свободном виде и в виде сплавов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять монотонный характер изменения важнейших физических свойств металлов d-элементов VII группы,
- объяснять отличия химических свойств марганца от свойств технеция и рения,
- проводить лабораторные опыты по изучению химических свойств марганца.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 9. Температура плавления металла определяется природой хими-

ческой связи, типом кристаллической решетки и атомной массой. Предложите объяснения тугоплавкости рения.

Задание 10. Сравните значения энергий ионизации I_1 и I_7 брома, йода, астата – с одной стороны, и марганца, технеция, рения – с другой. Как меняется с увеличением атомного номера $\Delta = I_7 - I_1$ у элементов главной и побочной подгруппы? Как это сказывается на устойчивости высшей степени окисления?

Таблица 76

Первый и седьмой потенциалы ионизации атомов элементов VII группы (кДж/моль)

Элемент	I_1	I_7
Br	1140	9940
I	1008	8700
At	930	8800
Mn	717	11508
Tc	702	9100
Re	760	7600

Задание 11. Значения стандартных потенциалов марганца, технеция, рения приведены в таблице 77. Какое место в ряду напряжений занимают эти металлы?

Таблица 77

Стандартные потенциалы d-элементов VII группы

	Mn^{2+}/Mn	TcO_4^-/Tc	ReO_4^-/Re
E° , В	– 1,19	+ 0,47	+ 0,37

Задание 12. При взаимодействии марганца, технеция и рения с кислородом и галогенами образуются соединения различного состава. Предложите объяснения.

Таблица 78

Продукты реакций d-элементов VII группы с кислородом и галогенами

(t°)	Mn	Tc	Re
O_2	$\text{MnO} \dots \text{MnO}_2$	Tc_2O_7	Re_2O_7
F_2	$\text{MnF}_2, \text{MnF}_3$	TcF_6	ReF_6
Cl_2	MnCl_2	TcCl_4	$\text{ReCl}_5, \text{ReCl}_6$

Задание 13. Важнейшие области применения d-элементов VII группы в свободном виде указаны в таблице 79. Какие свойства данных металлов используются в каждом случае?

Области применения d-элементов VII группы

Mn	Tc	Re
90 % Mn – в металлургии Ферромарганец: > 70 % Mn, 20 % Fe, 6–7 % C, < 2 % Si, > 0,35 % P, 0,03 % S «Зеркальный чугуи»: 15–20 % Mn Марганцевистая сталь: 12–15 % Mn, 1–2 % C Mn-бронза: 95 % Cu, 5 % Mn	Изотоп ^{99}Tc – в медицине	65 % Re – катализаторы (Pt/Re) Жаропрочные сплавы Re–Mo–W Термопары Pt/Re, W/Re, Mo/Re Рентгеновские трубки Электронные лампы Лампы-вспышки Электрические контакты Покрытия

Опыт 1. Взаимодействие марганца с кислотами.

Изучить взаимодействие порошка марганца с разбавленными и концентрированными кислотами без нагревания и слабом нагревании. Результаты наблюдений и формулы продуктов восстановления кислот внести в таблицу 80.

Таблица 80

Продукты восстановления кислот марганцем

HCl		H ₂ SO ₄		HNO ₃	
разбавл.	конц.	разбавл.	конц.	разбавл.	конц.

Задание 14. При взаимодействии с окислителями в водных растворах как правило образуются технециевая и рениевая кислота или их соли. Используя метод полуреакций, составьте уравнения реакций технеция и рения с а) концентрированной азотной кислотой, б) смесью H₂O₂ и NH₄OH.

МОДУЛЬ 3

СОЕДИНЕНИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ VII ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов VII группы,
- окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VII группы,
- методы получения соединений марганца с различной степенью окисления элемента,
- зависимость состава продуктов восстановления перманганат-иона от кислотности раствора.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов VII группы от степени окисления элемента,

- объяснять различную окислительную активность соединений марганца (VII), технеция (VII) и рения (VII),

- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств соединений марганца.

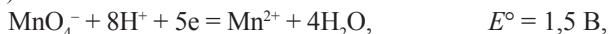
УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 15. Составьте уравнения возможных реакций при взаимодействии оксидов Mn (II, III, IV, VII) с: а) HCl, б) H₂SO₄, в) NaOH раствор, г) NaOH расплав.

Задание 16. Пользуясь таблицей стандартных потенциалов, установите термодинамическую возможность стабильного существования кислого, щелочного и нейтрального растворов KMnO₄.

Задание 17. Приведите значения стандартных потенциалов для обоснования преобладающих продуктов восстановления перманганат-иона в растворах разной кислотности: Mn²⁺ – кислая среда, MnO₂ – нейтральная или слабощелочная среда, MnO₄²⁻ – сильнощелочная среда.

Задание 18. По стандартным потенциалам следующих реакций сделайте вывод об относительной окислительной активности соединений Mn(VII), Tc(VII) и Re(VII):



Дайте объяснения.

УЭ-2. Получение и свойства соединений марганца.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида марганца (II).

По обменной реакции получить осадок гидроксида марганца (II). Разделить осадок на две части и испытать его отношение к растворам кислоты и щелочи.

Опыт 3. Гидролиз солей марганца (II).

Приготовить разбавленный раствор, исходя из любой растворимой соли Mn(II). Измерить pH раствора с помощью pH-метра и универсального индикатора.

Опыт 4. Восстановительные свойства соединений марганца (II).

В пробирку налить раствор персульфата аммония, подкисленный азотной кислотой. Добавить разбавленный раствор Mn(NO₃)₂ и 2-3 капли раствора AgNO₃. Содержимое пробирки нагреть. Пользуясь стандартными потенциалами персульфат-иона и перманганат-иона в кислой среде, объяснить возможность протекания реакции окисления Mn(II) → Mn(VII). Какую роль играет AgNO₃ в этой реакции?

Опыт 5. Окислительные свойства оксида марганца (IV).

В пробирке на сухой MnO_2 подействовать небольшим количеством концентрированной соляной кислоты. Доказать выделение хлора с помощью йодкрахмальной бумажки.

Опыт 6. Восстановительные свойства оксида марганца (IV).

Сплавить в пробирке несколько крупинок MnO_2 , KClO_3 и KOH . Полученный плав растворить в воде. Раствор сохранить для последующих опытов.

Опыт 7. Окислительные свойства мanganат-иона.

К полученному в опыте 6 раствору K_2MnO_4 добавить раствор Na_2SO_3 . При отсутствии видимых изменений раствор слегка подогреть.

Опыт 8. Восстановительные свойства мanganат-иона.

К раствору K_2MnO_4 добавить хлорную воду.

Опыт 9. Диспропорционирование мanganат-иона.

Измерить pH раствора K_2MnO_4 . По каплям добавлять разбавленную серную кислоту до изменения окраски раствора. Измерить pH полученного раствора.

Опыт 10. Разложение KMnO_4 и идентификация продукта реакции разложения.

В пробирке с газоотводной трубкой прокалывать кристаллический KMnO_4 в течение 15 мин. Выделяющимся газом наполнить пробирку методом вытеснения воды. Доказать образование кислорода. Продукт разложения после охлаждения растворить в воде. Доказать образование K_2MnO_4 с помощью реакций, описанных в опытах 7-9.

Опыт 11. Влияние кислотности раствора на состав продуктов восстановления перманганат-иона.

К разбавленному раствору KMnO_4 (раствор должен быть прозрачным) прилить: а) подкисленный, б) почти нейтральный, в) сильнощелочной раствор Na_2SO_3 .

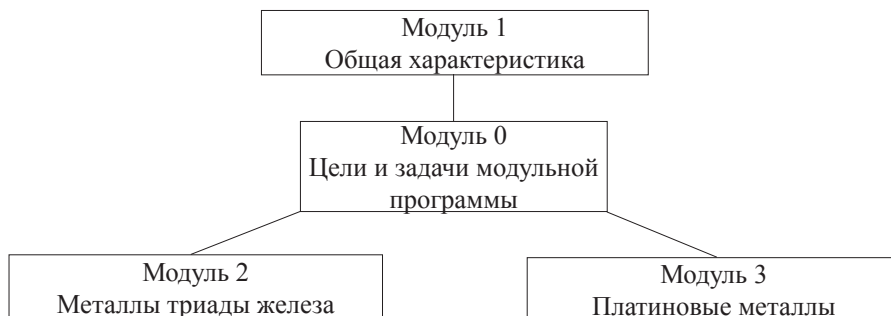
Повторить опыт, заменив Na_2SO_3 раствором H_2O_2 .

Опыт 12. Реакции сопропорционирования с участием соединений марганца.

К бледнорозовому раствору KMnO_4 прилить раствор MnSO_4 .

4. d-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VIII группы,
- нахождение d-элементов VIII группы в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- степени окисления,
- катионные и анионные формы соединений,
- зависимость кислотно-основных свойств соединений от степени окисления элемента,
- зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элемента,
- области применения d-элементов VIII группы и их соединений.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- объяснять характер изменений атомных характеристик d-элементов VIII группы в подгруппах и триадах,
- выявлять закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ,
- сопоставлять области применения простых веществ d-элементов VIII группы с их физическими и химическими свойствами,
- объяснять возможность образования катионных и анионных форм соединений,
- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VIII группы со степенью окисления элемента,
- проводить лабораторные опыты по изучению свойств элементов триады железа и их соединений.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ VIII ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов VIII группы,
- изменение атомных характеристик элементов и химических свойств в зависимости от порядкового номера,
- степени окисления d-элементов VIII группы,
- примеры катионных и анионных соединений d-элементов VIII группы.
- распространенность d-элементов VIII группы в природе,

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов d-элементов VIII группы,

- составлять схемы получения d-элементов VIII группы из природных соединений,
- давать характеристику кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам соединений в зависимости от степени окисления элемента.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите электронные формулы атомов d-элементов VIII группы. Почему элементы этой группы делят на триады?

Задание 2. Объясните характер изменения атомных характеристик в триадах слева направо.

Задание 3. Объясните характер изменения атомных характеристик в подгруппах сверху вниз.

Таблица 81

Характеристика d-элементов VIII группы

	вал. эл.	$r_{\text{орб}}$, нм	I_1/I_3 , эВ	I_1/I_8 , эВ	ρ , г/см ³	$T_{\text{пл}}$, °С	Крист.
Fe	3d ⁶ 4s ²	0,123	7,9/30,6		7,87	1539	ОЦК, ГЦК, ОЦК
Co	3d ⁷ 4s ²	0,118	7,9/33,5		8,84	1495	ПГ, ГЦК
Ni	3d ⁸ 4s ²	0,114	7,6/35,2		8,90	1455	ГЦК
Ru	4d ⁷ 5s ¹	0,142		7,5/119	12,41	2607	ГП
Rh	4d ⁸ 5s ¹	0,145		7,7/126	12,49	1963	ГЦК
Pd	4d ¹⁰ 5s ⁰	0,135		8,33/132	11,99	1554	ГЦК
Os	5d ⁶ 6s ²	0,152		8,7/99	22,57	3027	ГП
Ir	5d ⁷ 6s ²	0,155		9,2/104	22,65	2447	ГЦК
Pt	5d ¹⁰ 4s ⁰	0,144		8,96/109	21,41	1769	ГЦК

Задание 4. Какие степени окисления характерны для d-элементов VIII группы? Как меняется в триадах и подгруппах устойчивость высшей степени окисления при увеличении порядкового номера? Почему только у рутения и осмия высшая степень окисления равна номеру группы? В таблице 82 укажите устойчивые степени окисления элементов.

Таблица 82

Устойчивые степени окисления d-элементов VIII группы

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

УЭ-2. Общая характеристика соединений d-элементов VIII группы.

Задание 5. Как зависят окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VIII группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 83 примерами соответствующих соединений.

Таблица 83

Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов VIII группы

Fe		Co		Ni	
Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель
Ru		Rh		Pd	
Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель
Os		Ir		Pt	
Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель	Окислитель	Восстановитель

Задание 6. На примере железа покажите, как зависят кислотно-основные свойства соединений d-элементов VIII группы от степени окисления элемента? Заполните таблицу 84 примерами соответствующих соединений.

Таблица 84

Кислотно-основные свойства соединений железа

Степень окисления	Оксид	Гидроксид	Кислотно-основные свойства
+2			
+3			
+6			

УЭ-3. Распространенность d-элементов VIII группы в природе.

Задание 7. Вычислить содержание основного соединения в железных рудах, если известно общее содержание железа. Результаты внести в таблицу 85.

Таблица 85

Железные руды

Руда	Основное соединение	Массовая доля железа, %	Массовая доля основного соединения, %
Магнетит	Fe_3O_4	70	

Гематит	Fe_2O_3	65	
Лимонит	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	60	
Сидерит	FeCO_3	35	
Пирит	FeS_2	45	

Задание 8. Сравните состав природных соединений железа, кобальта и никеля (таблицы 85, 86). Какие выводы можно сделать об аналогии свойств этих металлов?

Таблица 86

Природные соединения кобальта и никеля

Кобальт		Никель	
Название	Состав	Название	Состав
Кобальтин	CoAsS	Герсдорфит	NiAsS
Скуттеродит	CoAs_3	Никколит	NiAs
Смальтин	$(\text{Co}, \text{Ni}) \text{CoAs}_{3-2}$	Хлоантит	$(\text{Ni}, \text{Co}) \text{NiAs}_{3-2}$
Сафлорит	CoAs_2		
Карролит	CuCo_2S_4	Пентландит	$(\text{Fe}, \text{Ni})_9\text{S}_8$
Линеит	Co_3S_4	Миллерит	NiS
Эритрин	$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$	Аннабергит	$\text{Ni}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

МОДУЛЬ 2

МЕТАЛЛЫ ТРИАДЫ ЖЕЛЕЗА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие физические и химические свойства простых веществ железа, кобальта и никеля,

- состав и свойства соединений железа (0, II, III),

- состав и свойства соединений кобальта (0, II, III),

- состав и свойства соединений никеля (0, II).

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять отличия химических свойств металлов триады железа в пассивированном и активном состоянии,

- объяснять состав и строение карбониллов железа, кобальта и никеля,

- сопоставлять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов триады железа со степенью окисления элемента,

- проводить лабораторные опыты по изучению химических свойств металлов триады железа и их соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 9. Физические свойства простых веществ зависят от электронного строения атомов. Используя данные таблицы 81, установите зависимость температуры плавления металлов от электронного строения.

Задание 10. Химическая активность металлов определяется природой соединений, образующихся на поверхности металла. Что такое пассивация? Какова природа соединений, вызывающих пассивацию металла?

УЭ-2. Свойства железа, кобальта и никеля.

Задание 11. Из физических свойств железа, кобальта и никеля особый интерес представляет ферромагнетизм. Как отличается поведение в магнитном поле диа-, пара- и ферромагнитных веществ?

Задание 12. Сравните химическую активность железа, кобальта и никеля, исходя из значений стандартного окислительно-восстановительного потенциала.

Таблица 87

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы систем Me^{2+}/Me , В

Fe	Co	Ni
-0,440	-0,277	-0,250

Задание 13. Как меняется стандартный окислительно-восстановительный потенциал железа, кобальта и никеля при переходе данных металлов в пассивированное состояние? Какие соединения при этом образуются?

Опыт 1. Магнитные свойства железа, кобальта и никеля.

Проверить отношение Fe, Co и Ni к постоянному магниту.

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами.

Изучить взаимодействие порошка карбонильного или оксалатного железа и компактного металла с разбавленными и концентрированными кислотами без нагревания и при слабом нагревании. Результаты наблюдений и формулы продуктов восстановления кислот внести в таблицу 88.

Таблица 88

Продукты взаимодействия железа с кислотами

HCl		H ₂ SO ₄		HNO ₃	
разбавл.	конц.	разбавл.	конц.	разбавл.	конц.

Опыт 3. Взаимодействие кобальта с кислотами.

Изучить взаимодействие кобальта с кислотами. Составить таблицу, аналогичную таблице 88.

Опыт 4. Взаимодействие никеля с кислотами.

Изучить взаимодействие никеля с кислотами. Составить таблицу, аналогичную таблице 88.

УЭ-3. Соединения железа (II) и (III).

Задание 14. В каких условиях можно получить оксид, гидроксид, хлорид и нитрат железа (II)? Как относятся эти соединения к хранению на воздухе?

Опыт 5. Получение и свойства гидроксида железа (II).

Получить гидроксид железа (II) и изучить его отношение к кислотам, щелочам и перемешиванию осадка с раствором.

Опыт 6. Восстановительные свойства солей железа (II).

К подкисленному серной кислотой раствору сульфата железа (II) прилить: а) раствор KMnO_4 , б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, в) хлорную воду, г) иодную воду. К полученным растворам добавить раствор роданида аммония (с какой целью?).

Задание 15. Как правило, катионы с зарядом $3+$ образуют амфотерные оксид и гидроксид. Можно ли железо считать амфотерным металлом?

Опыт 7. Получение и свойства гидроксида железа (III).

Получить гидроксид железа (III) и изучить его отношение к разбавленным кислотам и концентрированному раствору щелочи.

Задание 16. Стандартный потенциал системы $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ равен 0,77 В. Какой из галогенид-ионов может быть окислен катионами Fe^{3+} ?

Опыт 8. Окислительные свойства солей железа (III).

К раствору любой соли железа (III) прибавить раствор KI и каплю крахмала (зачем?).

Задание 17. Как зависит константа гидролиза соли от заряда катиона? Вычислить pH 1 М растворов сульфатов железа (II) и (III).

Опыт 9. Гидролиз солей железа (II) и (III).

Исходя из кристаллических солей, получить 1 М растворы сульфатов железа (II) и (III). Измерить pH растворов с помощью pH-метра. Сравнить полученные результаты с расчетами.

Задание 18. По данным таблицы 89 сделайте вывод о зависимости устойчивости комплексных соединений железа от природы лиганда.

Таблица 89

Константы устойчивости ($\lg K_{\text{уст.}}$) комплексных ионов железа (III)

FeF_6^{3-}	FeCl_4^-	$\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$
16,1	-0,85	3,23	43,9

Опыт 10. Комплексные соединения железа (III).

1. Хлорид железа (III) растворить в небольшом количестве воды до получения насыщенного раствора. Постепенно разбавлять раствор до изменения окраски. К полученному раствору прибавить концентрированную соляную кислоту.

Сделать вывод об окраске хлоридного и аквакомплекса железа (III).

2. К сильноразбавленному раствору хлорида железа (III) прибавить каплю раствора роданида аммония, а затем немного кристаллов фторида натрия. Объяснить наблюдаемое, используя данные таблицы 89.

3. К раствору красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ прибавить раствор соли железа (II). Дать тривиальное название продукту реакции.

Опыт 11. Комплексные соединения железа (II).

1. На раствор соли Мора $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ подействовать: а) раствором $K_3[Fe(CN)_6]$, б) раствором $BaCl_2$, в) раствором $NaOH$. На основании полученных результатов сделать вывод об устойчивости сульфато-аммонийного комплекса железа (II). Как называется этот тип комплексных соединений?

2. К раствору желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ прибавить раствор соли железа (III). Дать тривиальное название продукту реакции.

Задание 19. Какие реакции используются для обнаружения ионов железа (II) и (III) в водных растворах?

УЭ-4. Соединения кобальта (II) и (III).

Задание 20. Используя данные таблицы 90, сравните окислительно-восстановительные свойства однотипных соединений и ионов железа и кобальта.

Таблица 90

Стандартные потенциалы (В) окислительно-восстановительных систем

Fe^{3+}/Fe^{2+}	Co^{3+}/Co^{2+}	$Fe(OH)_3/Fe(OH)_2, OH^-$	$Co(OH)_3/Co(OH)_2, OH^-$
0,77	1,81	-0,53	0,17

Опыт 12. Получение и свойства гидроксида кобальта (II).

Получить гидроксид кобальта (II) и изучить его отношение к кислотам, щелочам и перемешиванию осадка с раствором. Сравнить с результатами опыта 5. Осадок гидроксида кобальта (II) обработать пероксидом водорода. Продукт реакции использовать в опыте 14.

Опыт 13. Комплексные соединения кобальта (II).

1. К концентрированному раствору $CoCl_2$ добавить концентрированный раствор HCl до изменения окраски. Затем разбавить полученный раствор водой. Какой цвет придают раствору гексааква- и тетрахлоро-ионы кобальта (II)?

2. На фильтровальной бумаге сделать надпись раствором $CoCl_2$. Высушить бумагу в сушильном шкафу, а затем подержать над парами воды.

3. К раствору, содержащему ионы Co^{2+} , добавить раствор роданида аммония и немного эфира. Взболтать полученную смесь и дать отстояться. Объяснить разную окраску органического и водного слоя.

Опыт 14. Свойства гидроксида кобальта (III).

На осадок $\text{Co}(\text{OH})_3$ подействовать: а) разбавленной серной кислотой, б) концентрированной соляной кислотой, в) разбавленным и концентрированным раствором щелочи.

Опыт 15. Комплексные соединения кобальта (III).

1. К раствору, содержащему ионы $\text{Co}(\text{II})$, добавить избыток аммиака до получения аммиачного комплекса, отметить изменение окраски. Взболтать раствор для лучшего контакта с кислородом. Как при этом изменилась окраска раствора?

2. К полученному раствору добавить раствор KI . Почему иодид тетраамминкобальта (III) выпадает в осадок, а хлорид – нет?

3. К раствору, содержащему ионы $\text{Co}(\text{III})$, добавить уксусную кислоту и прокипятить с избытком KNO_2 . Для полученного комплекса характерно явление изомерии лиганда. Какие комплексы кобальта (III) более устойчивы – нитро- или нитриток комплексы?

УЭ-5. Соединения никеля.

Опыт 16. Получение и свойства гидроксида никеля (II).

Получить гидроксид никеля (II) и изучить его отношение к кислотам, щелочам и перемешиванию осадка с раствором. Сравнить с результатами опыта 12. Осадок гидроксида никеля (II) обработать гипохлоритом натрия. Какие окислители можно использовать для превращения $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3$?

Опыт 17. Комплексные соединения никеля (II).

К раствору, содержащему ионы $\text{Ni}(\text{II})$, добавить: а) концентрированную соляную кислоту, б) концентрированный раствор аммиака, в) избыток раствора аммиака и несколько капель раствора диметилглиоксима (реакция Л.А. Чугаева).

Заполнить таблицу 91.

Таблица 91

Комплексные соединения никеля (II)

	аква-	аммин-	хлоро-	диметилглиоксима
КЧ	6	6	4	4
Строение	октаэдр	октаэдр	тетраэдр	квадрат
Магнитные свойства	парамагнитные	парамагнитные	парамагнитные	диамагнитные
Химическая формула				
Цвет раствора				

Как зависит строение комплексов никеля (II) от природы лиганда?

МОДУЛЬ 3 ПЛАТИНОВЫЕ МЕТАЛЛЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие химические свойства простых веществ платиновых металлов,
- состав и свойства соединений платиновых металлов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять особенности химических свойств платиновых металлов,
- объяснять зависимость состава и строения комплексных соединений платиновых металлов от электронного строения центрального атома.

УЭ-1. Химические свойства простых веществ.

Задание 21. Общепринятым является мнение о термодинамической пассивности платиновых металлов. Исходя из термодинамических данных, сделайте вывод о возможности получения оксидов платиновых металлов при их нагревании на воздухе или кислороде.

Задание 22. Для перевода платиновых металлов в растворимое состояние необходимы сильные окислители. Напишите уравнения реакций, пользуясь данными таблицы 92.

Таблица 92

Способы перевода платиновых металлов в растворимое состояние

Металл	Способ	Продукт реакции
Ru	Щелочная окислительная плавка	Na_2RuO_4
Os	Щелочная окислительная плавка	Na_5OsO_6
Rh	Хлорирование	RhCl_3
Ir	Щелочная окислительная плавка	BaIrO_3
Pd	Взаимодействие с азотной кислотой	$\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$
Pt	Взаимодействие с царской водкой	$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$

УЭ-2. Оксиды.

Задание 23. Почему из всех оксидов платиновых металлов только RuO_4 и OsO_4 имеют практическое значение? Исходя из значений стандартных потенциалов ($E^\circ(\text{RuO}_4/\text{Ru}) = 1,04 \text{ В}$, $E^\circ(\text{OsO}_4/\text{Os}) = 1,04 \text{ В}$), сделайте вывод о возможности их применения в органическом синтезе.

УЭ-3. Комплексные соединения.

Задание 25. Считается, что металлы в соединениях не могут иметь отрицательные степени окисления. Определите степень окисления осмия в комплексных карбонилах $\text{Na}_2[\text{Os}(\text{CO})_4]$ и $\text{Na}_2[\text{Os}_4(\text{CO})_{13}]$.

Задание 26. Для соединений рутения и осмия в степени окисления +2 характерны устойчивые комплексные соединения с π -акцепторными лигандами, а в степени окисления +2 – π -донорными. Приведите примеры соответствующих цианидных и галогенидных комплексов.

Задание 27. В химии рутения и осмия высших степеней окисления весьма широко представлены оксоанионы, например, $[\text{RuO}_4]^{2-}$ (тетраэдр или цепи из тригональных бипирамид $[\text{RuO}_5]$), $[\text{Ru}(\text{OH})_2\text{O}_3]^{2-}$ (бипирамида), транс- $[\text{Os}(\text{OH})_2\text{O}_4]^{2-}$ (октаэдр), $[\text{Os}(\text{OH})_4\text{O}_2]^{2-}$ (октаэдр), $[\text{Os}(\mu\text{-OH})\text{O}_8]^-$ (тригональная бипирамида). Изобразите структурные формулы указанных соединений. Определите степень окисления комплексообразователя.

Задание 28. Родий (III), в отличие от кобальта (III), характеризуется высокой энергией расщепления d-орбиталей. Почему Rh(III) образует только низкоспиновые комплексы, а Co(III) – и высоко-, и низкоспиновые? Приведите примеры комплексов.

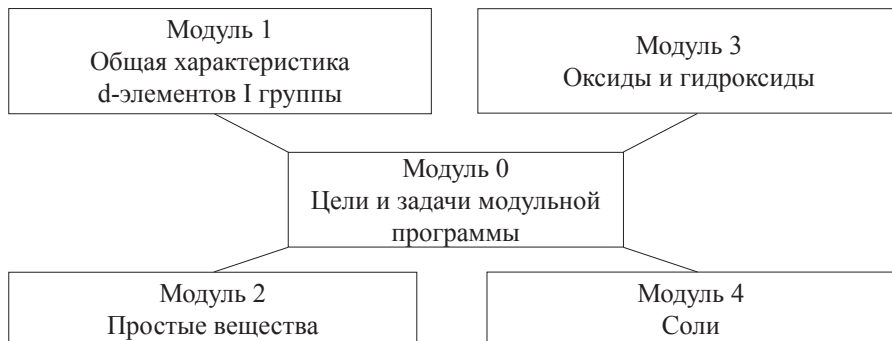
Задание 29. Никель (II) образует плоскочетырехугольные комплексы только с лигандами сильного поля (CN^-), а палладий и платина (II) – с любыми лигандами. Как меняется энергия расщепления d-орбиталей в ряду Ni(II)–Pd(II)–Pt(II)?

Задание 30. При действии концентрированной соляной кислоты на $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ образуется транс- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$. Какой из лигандов – NH_3 или Cl^- обладает более выраженным транс-влиянием? Предложите способ получения цис- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – известного противоопухолевого препарата (цисплатин).

Задание 31. Для Pd и Pt(II) характерны плоскочетырехугольные комплексы, а для Pd и Pt(IV) – октаэдрические. Дайте объяснения, исходя из теории кристаллического поля.

5. d-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов d-элементов I группы,
- важнейшие степени окисления, валентность и координационные числа атомов d-элементов I группы,
- изменение в группах атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- принципы получения простых веществ,
- физические и химические свойства простых веществ,
- получение и свойства важнейших бинарных и комплексных соединений,
- применение простых веществ и соединений d-элементов I группы.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений d-элементов I группы,
- степени окисления d-элементов I группы и зависимость свойств бинарных и комплексных соединений от степени окисления элементов,
- объяснять разнообразие и высокую устойчивость комплексных соединений меди, серебра и золота,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств важнейших соединений меди и серебра.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ I ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- положение элементов в периодической системе, строение электронных оболочек,
- типичные валентности и степени окисления атомов,
- основные типы химических соединений,
- нахождение в природе d-элементов I группы.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять особенности электронного строения атомов d-элементов I группы,
- пользоваться атомными характеристиками для объяснения свойств простых веществ и соединений,
- выявлять закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств типичных соединений d-элементов I группы в зависимости от порядкового номера,

- проводить корреляцию между электронным и ядерным строением d-элементов I группы и их нахождением в природе.

УЭ-0. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите полные электронные формулы атомов меди, серебра и золота. Объясните "провал электрона".

Задание 2. Пользуясь данными таблицы 93, объясните немонотонный характер изменения атомного радиуса в ряду Cu-Ag-Au.

Таблица 93

Атомные характеристики d-элементов I группы

Все ГЦК	Вал. эл.	$r_{\text{орб}}$, нм	I_1 , эВ	I_2 , эВ	I_3 , эВ	ρ , г/см ³	$T_{\text{пл}}$, °C	Эл-сть, мОм см
Cu	3d ¹⁰ 4s ¹	0,119	7,73	20,29	36,8	8,96	1083	– 1,63
Ag	4d ¹⁰ 5s ¹	0,129	7,57	21,49	34,8	10,5	962	– 1,43
Au	5d ¹⁰ 6s ¹	0,119	9,23	20,5	30,5	19,3	1064	– 1,57

Задание 3. Наиболее устойчивые степени окисления d-элементов I группы указаны в таблице 94. Как они связаны с значениями первых трех энергий ионизации данных атомов?

Таблица 94

Устойчивые степени окисления d-элементов I группы

	Cu	Ag	Au
Степень окисления	+2	+1	+3

УЭ-1. Типичные соединения d-элементов I группы.

Задание 4. Напишите формулы известных оксидов и гидроксидов меди, серебра и золота. Дайте характеристику кислотно-основных свойств этих соединений. Почему не каждому оксиду соответствует гидроксид?

Задание 5. d-Элементы I группы с неметаллами образуют соединения, в которых степень окисления металла меняется от +1 до +3. От каких факторов зависит состав соединений?

Задание 6. Чем объясняется большое разнообразие и устойчивость комплексных соединений меди, серебра и золота?

Задание 7. Как меняется координационное число в ряду d-элементов по мере заполнения d-подуровня? Почему Cu(II) имеет КЧ=4, а Cu(I) КЧ=2?

УЭ-3. Нахождение в природе.

Задание 8. По данным таблицы 59 сделайте вывод о распространенности d-элементов I группы.

Задание 9. В таблице 95 приведены формулы и названия наиболее важных

минералов, содержащих медь, серебро и золото. К какому окружению тяготеют ионы этих металлов? Почему так происходит?

Таблица 95

Основные природные минералы, содержащие d-элементы I группы

Cu_2S	халькозин	Cu_2O	куприт
CuS	ковеллин	CuO	тенорит
CuFeS_2	халькопирит	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$	малахит
$\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$	азурит	Ag_2S	аргентит
AgCl	хлораргирит (роговое серебро)	AuTe_2	калаверит

**МОДУЛЬ 2
ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА**

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие физические и химические свойства меди, серебра и золота,
- методы получения металлов из природных соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- сравнивать по физическим свойствам d-элементы I группы с другими металлами,
- пользоваться атомными характеристиками и термодинамическими данными для объяснения свойств простых веществ,
- составлять уравнения реакций данных металлов с важнейшими неметаллами и сложными веществами,
- проводить химические опыты по получению и изучению свойств меди и серебра.

УЭ-1. Физические свойства меди, серебра и золота.

Задание 10. Заполните таблицу 96, указав важнейшие области применения и соответствующие физические свойства меди, серебра и золота.

Таблица 96

Применение меди, серебра и золота

Металл	Область применения	Физическое свойство
Cu		
Ag		
Au		

УЭ-2. Химические свойства меди, серебра и золота.

Задание 11. В соответствии со значениями стандартных потенциалов (таблица 97) данные металлы не вытесняют водород из кислот. Объясните возможность протекания следующих реакций:

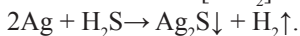
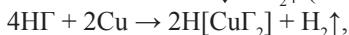
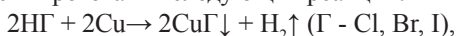
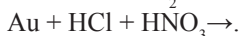
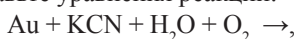


Таблица 97

Стандартные потенциалы меди, серебра и золота

Реакция	Стандартный потенциал, В
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}^0$	+0,34
$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}^0$	+0,80
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}^0$	+1,42

Задание 12. Медь и серебро растворяются в кислотах-окислителях (HNO_3 , H_2SO_4 конц.). Растворению золота способствует комплексообразование. Составьте уравнения реакций:



Опыт 1. Взаимодействие меди с серной и азотной кислотами.

Испытать отношение меди к разбавленным и концентрированным растворам серной и азотной кислот. Наблюдения внести в таблицу 98.

Таблица 98

Взаимодействие меди с серной и азотной кислотами

	H_2SO_4 разб.	H_2SO_4 конц.	HNO_3 разб.	HNO_3 конц.
Наблюдения				
Продукты реакции				

Задание 13. Пользуясь термодинамическими данными (таблица 99), сделайте вывод о возможности окисления кислородом меди, серебра и золота.

Таблица 99

Термодинамические константы

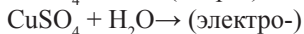
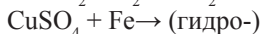
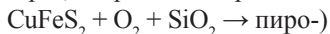
Вещество	$\Delta H_f^\circ,_{298}$ кДж/моль	$\Delta G_f^\circ,_{298}$ кДж/моль	$S^\circ,_{298}$ Дж/(моль·К)
CuO(к)	—	—	42,63
$\text{Ag}_2\text{O(к)}$	—	—	121,0
$\text{Au}_2\text{O}_3\text{(к)}$	—	78,7	134,3

Опыт 2. Окисление меди на воздухе.

1. Медную фольгу нагреть в пламени горелки.
2. (Тяга!) Порошок меди всыпать в открытое пламя горелки.

УЭ-3. Получение простых веществ.

Задание 14. Промышленное получение меди осуществляется на предприятиях пиро-, гидро- и электрометаллургии. Напишите уравнения реакций:



Задание 15. Для извлечения самородного золота и серебра из руд применяют цианирование и последующее восстановление цианидного комплекса цинком. Напишите уравнения реакций, соответствующих схеме: $\text{Ag} \rightarrow \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{Ag}$.

Опыт 3. Получение меди и серебра химическим восстановлением из раствора.

1. В фарфоровую чашку с насыщенным раствором CuSO_4 постепенно, небольшими порциями, внести рассчитанную массу цинковой пыли. Чашку со смесью нагреть на водяной бане до 80 °С. Когда цинк покроется медью, раствор слить, выделившийся осадок обработать 5%-ным раствором соляной кислоты, промыть водой путем декантации, перенести на фильтр, еще раз промыть водой и просушить между листами фильтровальной бумаги.

2. Погрузить в раствор сульфата меди (II) предварительно очищенную наждачной бумагой и промытую водой железную пластинку. Через 1-2 мин вынуть пластинку.

3. Медную пластинку обработать разбавленной азотной кислотой, промыть водой и нанести несколько капель раствора AgNO_3 .

МОДУЛЬ 3 ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

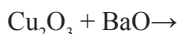
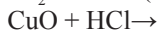
- свойства оксидов и гидроксидов: устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства; методы получения;
- применение кислородных соединений.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять зависимость свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления элементов;
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств оксидов и гидроксидов меди (I) и (II).

УЭ-0. Вводный контроль.

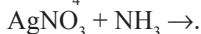
Задание 16. Согласно общему правилу с повышением степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства его оксида. Выполняется ли это правило в следующих реакциях:



Задание 17. Окислительно-восстановительные свойства соединений определяются значениями степеней окисления элементов и устойчивостью соединений. Какие окислительно-восстановительные свойства преобладают у соединений Cu(I), Cu(II) и Cu(III)?

УЭ-1. Оксиды и гидроксиды элементов (I).

Задание 18. Степень окисления +1 наиболее характерна для серебра. Оксиды состава Э₂O образуют все три элемента I группы. Они образуются при разложении крайне неустойчивых гидроксидов ЭОН. Составьте уравнения реакций получения Cu₂O и Ag₂O:



Опыт 4. Получение оксида меди (I).

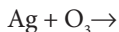
К разбавленному раствору сульфата меди (II) добавить раствор щелочи до выпадения осадка, а затем раствор глюкозы. При небольшом нагревании наблюдать изменение цвета осадка: голубой → желтый → красный. Отделить осадок методом декантации раствора. На полученный осадок подействовать азотной кислотой.

Задание 19. Основные свойства оксидов Э₂O в явном виде проявляются только в случае серебра. Оксиды меди (I) и золота (I) при действии кислот диспропорционируют. Составьте уравнения реакций:



УЭ-2. Оксиды и гидроксиды элементов (II).

Задание 20. CuO - обычный продукт окисления меди кислородом. Для получения крайне неустойчивых оксидов AgO и AuO требуются более сильные окислители. Составьте уравнения реакций:



Задание 21. Оксид и гидроксид меди (II) являются слабо амфотерными соединениями с явным преобладанием основных свойств. Определить кислотно-основные свойства AgO и AuO (соответствующие гидроксиды не известны) не представляется возможным благодаря сильным окислительным свойствам.

Напишите уравнение реакции:

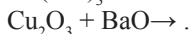
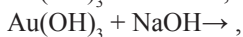
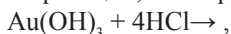


Опыт 5. Получение и изучение свойств оксида и гидроксида меди (II).

Получить гидроксид меди (II), добавив раствор щелочи к раствору любой соли меди (II). Часть полученного осадка нагреть, не отделяя от раствора. Испытать отношение гидроксида и оксида меди (II) к кислоте и концентрированному раствору щелочи без и при нагревании.

УЭ-3. Оксиды и гидроксиды элементов (III).

Задание 22. Из оксидов состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ при стандартных условиях устойчивы Cu_2O_3 и Au_2O_3 . Оксид Ag_2O_3 разлагается при температурах ниже 0°C . Из соответствующих оснований известен только гидроксид $\text{Au}(\text{OH})_3$. Допишите уравнения реакций, в которых проявляется амфотерность указанных соединений:



Задание 23. Все кислородные соединения Cu, Ag и Au(III) являются сильными окислителями. Допишите уравнения реакций:



МОДУЛЬ 4 СОЛИ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- состав, свойства и методы получения галогенидов, сульфидов и средних солей d-элементов I группы,
- особенности состава и природы связи в комплексных солях меди, серебра и золота.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- пользоваться теорией поляризации для объяснения различной растворимости галогенидов серебра и меди,
- выявлять закономерности в свойствах однотипных галогенидов и сульфидов,
- объяснять особенности строения комплексных соединений d-элементов I группы, пользуясь теорией молекулярных орбиталей,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств солей меди и серебра.

УЭ-1. Галогениды.

Задание 24. По данным таблицы 100 сделайте обобщающие выводы о составе галогенидов меди, серебра и золота.

Галогениды d-элементов I группы

Галогенид	Степень окисления		
	+1	+2	+3
Фторид	-	CuF_2	CuF_3
	AgF	AgF_2	AgF_3
	-	-	AuF_3
Хлорид	CuCl	CuCl_2	-
	AgCl	-	-
	AuCl	-	AuCl_3
Бромид	CuBr	CuBr_2	-
	AgBr	-	-
	AuBr	-	AuBr_3
Иодид	CuI	CuI_2	-
	AgI	-	-
	AuI	-	AuI_3

Задание 25. В каких условиях образуются высшие фториды металлов, в частности, AuF_5 , AuF_6 , AuF_7 ?

Задание 26. В ряду AgF - AgCl - AgBr - AgI растворимость монотонно уменьшается. Объясните эту закономерность, пользуясь теорией поляризации ионов.

Задание 27. Почему галогениды меди, серебра и золота состава ЭГ малорастворимы за исключением AgF , а остальные галогениды растворимы?

Опыт 6. Получение хлорида и хлорокомплексов меди (I).

В пробирку с раствором хлорида меди (II) внести медные стружки и несколько миллилитров концентрированной соляной кислоты. Нагреть пробирку до тех пор, пока окраска раствора не станет грязно-желтой, а несколько капель его, прилитых к воде, не перестанут давать голубую окраску. Раствор разбавить водой до образования белого осадка. Осадок отделить декантацией, промыть водой и сохранить в стакане под слоем дистиллированной воды во избежание окисления хлорида меди (I). Часть осадка оставить на воздухе. Объяснить изменение его окраски. Другую часть осадка обработать концентрированной соляной кислотой до растворения. Несколько капель полученного раствора влить в дистиллированную воду.

Опыт 7. Получение йодида меди (I). Окислительные свойства иона Cu^{2+} .

К раствору соли меди (II) прилить раствор йодида калия. Для обнаружения цвета осадка добавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Объяснить, почему эта реакция не протекает в обратном направлении, хотя $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,15 \text{ В}$, а $E^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,53 \text{ В}$?

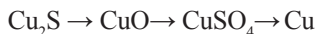
Опыт 8. Сравнение растворимости галогенидов серебра (I).

Из нитрата серебра (I) получить хлорид, бромид и йодид серебра. Осадки промыть водой, отделить декантацией и разделить на три части. Одну часть перенести на фильтровальную бумагу и оставить на воздухе. Вторую часть осад-

ков обработать раствором аммиака. К третьей части добавить раствор тиосульфата натрия. Объяснить явление светочувствительности галогенидов серебра и их различное отношение к растворам аммиака и тиосульфата натрия.

УЭ-2. Халькогениды.

Задание 28. Сульфиды меди и серебра довольно устойчивы и даже встречаются в природе (таблица 95). Сульфиды золота неустойчивы и практического значения не имеют. Напишите уравнения реакций, отвечающих технологии получения меди:



Задание 29. Селениды и теллуриды меди, серебра и золота часто входят в состав сульфидных руд. Предложите метод получения селена из таких руд.

УЭ-3. Комплексные соединения.

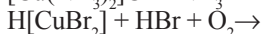
Задание 30. Ионы Cu^+ , Ag^+ и Au^+ являются хорошими комплексообразователями и образуют линейные комплексы состава $[\text{AB}_2]^n$. Как объяснить низкое значение координационного числа?

Опыт 9. Получение аммиачных комплексов Cu(I) и Ag(I).

1. На красный осадок, полученный в опыте 4, подействовать концентрированным раствором аммиака.

2. К раствору нитрата серебра добавить вначале недостаток, а затем избыток раствора аммиака.

Задание 31. Растворы аммиакатов и галогенидных комплексов Cu(I) окисляются на воздухе. Это можно использовать для поглощения кислорода из смеси газов, например, при очистке азота от примеси O_2 . Допишите уравнения реакций:



Задание 32. Для аммиачного комплекса меди (II) предлагаются формулы: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Предложите объяснение различному описанию с учетом эффекта Яна-Теллера. Почему Au(III) образует квадратные, а не тетраэдрические комплексы?

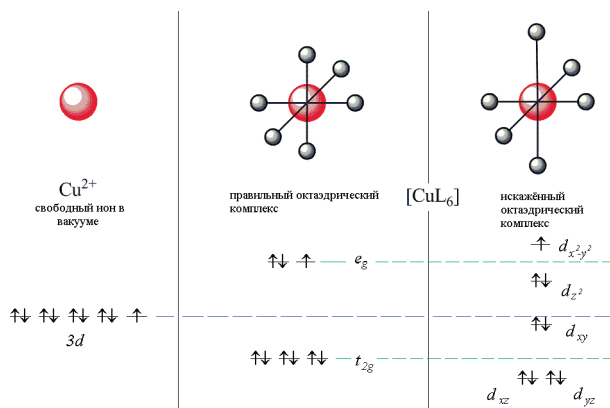


Рис. 4. Эффект Яна-Теллера.

Опыт 10. Образование аква- и аммиокомплексов меди (II).

Безводный сульфат меди (II) растворить в воде до получения разбавленного раствора. К полученному раствору по каплям прилить раствор аммиака до образования и последующего растворения образовавшегося осадка. Объяснить изменение окраски.

Опыт 11. Гидратация $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

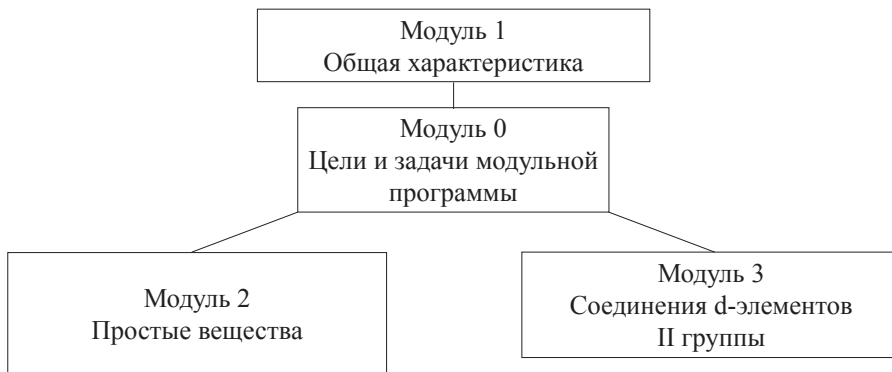
Кристаллы $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворить в воде. Объяснить изменение окраски.

Опыт 12. Образование тетрахлорокупрат(II)-комплекса и его устойчивость.

Медный купорос растворить в нагретой до 90 °С воде. Затем добавить в раствор кристаллы хлорида натрия до изменения окраски. Одну часть раствора разбавить водой, другую оставить для сравнения.

6. d-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА d-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов II группы,
- нахождение d-элементов II группы в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- степени окисления, особенность ртути,
- катионные и анионные формы соединений,
- кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений,

- области применения d-элементов II группы и их соединений.
- Изучив данную программу, студент должен уметь:*
- объяснять немонокотный характер изменений атомных характеристик d-элементов II группы,
 - выявлять закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ,
 - сопоставлять области применения простых веществ d-элементов II группы с их физическими и химическими свойствами,
 - объяснять возможность образования катионных и анионных форм соединений,
 - сопоставлять кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов II группы со степенью окисления элемента,
 - проводить лабораторные опыты по изучению свойств d-элементов II группы и их соединений.

МОДУЛЬ 1

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ II ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- особенности электронного строения атомов d-элементов II группы,
- изменение атомных характеристик элементов в зависимости от порядкового номера,
- степени окисления d-элементов II группы,
- примеры катионных и анионных соединений d-элементов II группы.
- распространенность d-элементов II группы в природе,

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов d-элементов II группы,
- составлять схемы получения d-элементов II группы из природных соединений,
- давать характеристику кислотнo-основным и окислительно-восстановительным свойствам соединений.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Напишите электронные формулы атомов d-элементов II группы. Объясните отсутствие степени окисления +3 для данных элементов.

Задание 2. Объясните немонокотность изменения атомных характеристик в IIB группе.

Таблица 101

Характеристика d-элементов II группы

	Вал. эл.	$r_{\text{орб}}^{\text{нм}}$	I_1 , эВ	I_2 , эВ	I_3 , эВ	ρ , г/см ³	$T_{\text{пл}}^{\circ\text{C}}$	$T_{\text{кип}}^{\circ\text{C}}$	Крист. структ.
Zn	3d ¹⁰ 4s ²	0,107	9,39	17,96	39,7	7,14	420	913	ГП
Cd	4d ¹⁰ 5s ²	0,118	8,99	16,9	37,5	8,65	321	767	ГП
Hg	5d ¹⁰ 6s ²	0,113	10,43	18,8	34,2	13,54(ж) 14,19(т)	-39	357	Ромб.

Задание 3. Используя данные таблицы 101 °С, сделайте вывод о корреляции между значениями атомного радиуса и энергией ионизации элемента. Наблюдается ли такая же зависимость в других группах таблицы Менделеева?

Задание 4. Наличие полностью занятой d¹⁰-оболочки объясняет высокую долю ковалентной связи в соединениях цинка, кадмия и, особенно, ртути с неметаллами. Приведите примеры солей ртути – слабых электролитов.

Задание 5. Какие степени окисления характерны для d-элементов II группы? Почему степень окисления +1 характерна только для ртути? Какой тип связи в ионе [Hg-Hg]²⁺? Заполните таблицу 102 примерами соединений.

Таблица 102

Примеры соединений d-элементов II группы

Степень окисления	Zn		Cd		Hg	
	Катион	Анион	Катион	Анион	Катион	Анион
+2						
+1						

Задание 6. Какую закономерность в изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов можно отметить в ряду Zn-Cd-Hg? Можно ли эти металлы считать амфотерными?

Задание 7. Ионы M²⁺, образованные d-элементами, являются типичными комплексообразователями. Какие координационные числа характерны для ионов Zn²⁺, Cd²⁺ и Hg²⁺? Приведите примеры комплексных соединений.

УЭ-2. Распространенность d-элементов II группы в природе.

Задание 8. Цинк, кадмий и ртуть относятся к редким элементам. Их массовая доля в земной коре составляет 10⁻², 10⁻⁵ и 10⁻⁶ % соответственно. Отвечает ли распространенность этих элементов основному закону геохимии?

Задание 9. Среди природных соединений d-элементов II группы преобладают сульфиды. Однако цинк также образует минералы на основе оксосоедине-

ний. Как это связано с комплексообразующей способностью ионов, если учесть, что кислород – более "жесткий" лиганд по сравнению с серой?

УЭ-3. Производство цинка, кадмия и ртути.

Задание 10. Из природных сульфидов металлы ПВ группы получают по следующим схемам:

сульфид → оксид → соль → металл,

сульфид → оксид → металл,

сульфид → металл.

Напишите уравнения реакций промышленного получения каждого из данных металлов, укажите условия их проведения.

Задание 11. Какие свойства оксида ртути (II) позволяют получать ртуть непосредственно при окислительном обжиге природного сульфида?

МОДУЛЬ 2 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- важнейшие физические и химические свойства простых веществ d-элементов II группы,
- отношение цинка, кадмия и ртути к неметаллам, кислотам и щелочам,
- области применения цинка, кадмия и ртути в свободном виде и в виде сплавов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять монотонный характер изменения важнейших физических свойств металлов d-элементов II группы,
- объяснять отличия химических свойств ртути от свойств цинка и кадмия,
- проводить лабораторные опыты по изучению химических свойств цинка, кадмия и ртути.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 12. Как меняются в рядах d-элементов температуры плавления металлов? По классификации, основанной на значениях температур плавления, к какой группе металлов можно отнести цинк, кадмий и ртуть?

Задание 13. Как правило, в группах d-элементов температуры плавления металлов увеличиваются сверху вниз. Почему в ПВ группе это правило нарушается?

Задание 14. Исходя из значений стандартных потенциалов (таблица 103), сделайте вывод об изменении химической активности d-элементов II группы при увеличении порядкового номера элемента. Наблюдается ли такая же закономерность в других группах таблицы Менделеева?

Стандартные потенциалы d-элементов II группы

	Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}$	Cd^{2+}/Cd	Hg^{2+}/Hg	$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$
$E^\circ, \text{В}$	-0,763	-1,285	-0,403	0,854	0,796	-0,911

Задание 15. Дайте определение понятию «амфотерность». Какие металлы можно считать амфотерными? Приведите примеры. Согласны ли вы со следующими утверждениями:

- оксиды амфотерных металлов амфотерные;
- если оксид металла обладает амфотерными свойствами, то данный металл амфотерный?

УЭ-2. Физические свойства металлов d-элементов II группы.

Задание 16. Очистка цинка, кадмия и ртути осуществляется перегонкой в вакууме. На каком свойстве металлов основан данный метод очистки?

Задание 17. Одним из важнейших свойств ртути является высокая скорость испарения, которая при 20 °С составляет 0,002 мг/(см²·час). Учитывая, что ПДК ртути составляет 0,0003 мг/м³, через какое время при отсутствии вентиляции в комнате объемом 60 м³ шарик ртути диаметром 0,1 см вызовет превышение ПДК?

УЭ-3. Химические свойства металлов d-элементов II группы.

Задание 18. В таблице 104 укажите формулы веществ, образующихся при взаимодействии d-элементов II группы с неметаллами, а также температуру, при которой идет реакция. Сделайте вывод об изменении химической активности данных металлов.

Таблица 104

Взаимодействие цинка, кадмия и ртути с неметаллами

	Цинк	Кадмий	Ртуть
Кислород			
Сера			
Хлор			
Фосфор			

Задание 19. В щелочной среде цинк имеет более отрицательный потенциал, чем в кислой (таблица 103). Можно ли утверждать, что со щелочью цинк реагирует лучше, чем с кислотой?

Задание 20. Для ускорения реакции цинка с серной кислотой в раствор добавляют сульфат меди (II). Дайте объяснения.

Задание 21. При взаимодействии цинка с азотной кислотой могут быть получены следующие продукты восстановления нитрат-иона: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4NO_3 . Укажите, при каких условиях будет преобладать тот или иной продукт реакции.

Задание 22. В реакции ртути с азотной кислотой могут быть получены нитрат ртути (II) и нитрат ртути (I). Как зависит состав продукта реакции от концентрации кислоты?

Задание 23. Кадмий не реагирует с раствором гидроксида натрия (даже концентрированным), но растворяется в присутствии кислорода в растворе аммиака. Составьте уравнение реакции. Учтите, что на протекание реакции решающее влияние оказывает комплексообразование.

УЭ-4. Применение цинка, кадмия и ртути в виде простых веществ и сплавов.

Задание 24. Важнейшие области применения d-элементов II группы в свободном виде указаны в таблице 105. Укажите в таблице, какие свойства данных металлов используются в каждом случае?

Таблица 105

Применение цинка, кадмия и ртути в свободном виде и в виде сплавов

	Цинк	Кадмий	Ртуть
Цветные сплавы			
Защитные покрытия			
Гальванические элементы			
Аккумуляторы			
Восстановители в производстве металлов			
Легкоплавкие сигнальные устройства			
Добавка к меди при изготовлении электрических проводов			
Регулирующие стержни в ядерных реакторах			
Электроды для электролиза			
Измерительные приборы			

УЭ-5. Химические свойства цинка, кадмия и ртути (лабораторный практикум).

Опыт 1. Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами.

Взвесьте две гранулы цинка и поместите в 2 н. растворы соляной кислоты и гидроксида натрия объемом 10 мл. Отметьте время до появления первых пузырьков водорода. Визуально сравните скорость взаимодействия цинка с кислотой и щелочью. Через 15 минут гранулы достаньте, промойте, высушите и взвесьте. Внесите данные в таблицу 106. Сделайте вывод о сравнительной активности цинка по отношению к кислоте и щелочи.

Взаимодействие цинка с кислотой и щелочью

Масса цинка до реакции, г		Масса цинка после реакции, г		Время до появления пузырьков водорода, с		Интенсивность выделения водорода	
HCl	NaOH	HCl	NaOH	HCl	NaOH	HCl	NaOH

Опыт 2. Сравнение химической активности цинка и кадмия.

Гранулу цинка внесите в раствор сульфата кадмия. Наблюдайте изменения в течение часа. Вывод обоснуйте, используя стандартные потенциалы данных металлов. Выделившийся кадмий используйте в опыте 3.

Опыт 3. Отношение кадмия к кислотам и щелочам.

Полученный в опыте 2 кадмий разделите на две части и обработайте разбавленными и концентрированными растворами соляной кислоты и щелочи. Сделайте вывод о наличии (отсутствии) амфотерных свойств у кадмия.

Опыт 4. Взаимодействие цинка с неметаллами.

а) гранулу цинка поместите в фарфоровую чашку или тигель и нагревайте в пламени газовой горелки;

б) (тяга с опущенным стеклом) эквимольную смесь порошков цинка и серы насыпьте горкой на асбестовую сетку и прикоснитесь горячей стеклянной палочкой; если реакции не наблюдается, используйте раскаленную стальную проволоку.

Внимание! опыты 4 и 5 проводить только после изучения инструкции по работе с ртутью и ее соединениями.

Опыт 5. Получение сульфида ртути (II).

Разотрите в ступке ртуть и порошок серы. Объясните наблюдаемое. Почему разлитую ртуть рекомендуют посыпать порошком серы?

Опыт 6. Получение амальгам.

а) небольшие количества порошка олова (опилки) и ртути разотрите в фарфоровой ступке до получения однородной массы;

б) прикоснитесь к мелким каплям ртути медной пластинкой или проволокой.

Можно ли собрать пролитую ртуть щеткой из медной проволоки?

МОДУЛЬ 3

СОЕДИНЕНИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ II ГРУППЫ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- методы получения, особенности строения, термическую устойчивость и кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов II группы,
- окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов II группы, условия превращения $\text{Hg}^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$,
- комплексные соединения d-элементов II группы, отличительные особенности комплексных соединений ртути,
- устойчивость и отношение солей d-элементов II группы к гидролизу,
- области применения соединений цинка, кадмия и ртути.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять отличия кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений цинка, кадмия и ртути,
- объяснять различную термическую устойчивость соединений d-элементов II группы,
- проводить лабораторные опыты по получению и изучению свойств соединений цинка, кадмия и ртути.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 25. Как зависят кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов от степени окисления элемента? Отвечают ли свойства соединений цинка, кадмия и ртути данной закономерности?

Задание 26. Согласно теории поляризации термическая устойчивость соединений металлов определяется склонностью электронной оболочки металла к деформации. Напишите электронные формулы ионов Zn^{2+} , Cd^{2+} и Hg^{2+} . Объясните изменение склонности к поляризации и поляризующей способности ионов в ряду: $\text{Zn}^{2+} - \text{Cd}^{2+} - \text{Hg}^{2+}$.

УЭ-2. Оксиды и гидроксиды.

Задание 27. Элементы IIВ группы образуют оксиды состава MO, сведения о существовании оксида Hg_2O не подтверждаются. Красная и желтая формы оксида HgO не являются полиморфными формами. Чем объясняется их различная окраска?

Задание 28. Оксиды цинка, кадмия и ртути можно получить, нагревая металлы на воздухе или в атмосфере кислорода. Они характеризуются различной термической устойчивостью. Заполните таблицу 107.

Таблица 107

Температура образования и разложения оксидов

	ZnO	CdO	HgO
Температура образования, °C			
Температура разложения, °C			

Задание 29. В отличие от оксида кадмия оксид цинка не восстанавливается водородом. Обоснуйте этот факт, используя термодинамические характеристики.

Задание 30. Какой вывод об изменении окислительных свойств оксидов можно сделать по данным таблицы 108?

Таблица 108

Температура восстановления оксидов углеродом

	ZnO	CdO	HgO
Температура восстановления, °C	900	500	разлагается при 450

УЭ-3. Получение и свойства оксидов и гидроксидов d-элементов II группы (лабораторный практикум).

Опыт 7. (Тяга). Получение оксидов цинка и кадмия разложением нитратов.

Кристаллогидраты нитратов цинка, кадмия и ртути (II) прокалите в тиглях. Наблюдаемые изменения объясните, используя термодинамические данные.

Опыт 8. Кислотно-основные свойства оксидов.

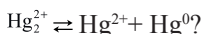
Изучите отношение оксидов ZnO, CdO и HgO к разбавленной азотной кислоте, разбавленному и концентрированному раствору щелочи. Сделайте вывод о наличии амфотерных свойств у этих оксидов.

Опыт 9. Получение и свойства гидроксидов d-элементов II группы.

Исходя из солей цинка, кадмия и ртути (II), получите их гидроксиды и проверьте их отношение к разбавленной азотной кислоте, разбавленному и концентрированному раствору щелочи. Сделайте вывод о наличии амфотерных свойств у этих гидроксидов.

УЭ-2. Соли.

Задание 30. В отличие от цинка и кадмия ртуть образует катионы Hg_2^{2+} , Hg_3^{2+} , Hg_4^{2+} . Какова природа связи между атомами ртути в этих катионах? При каких условиях наблюдается диспропорционирование:



Задание 31. Из солей ртути (I) устойчивы соли кислородсодержащих кислот, хлорид и бромид. Объясните неустойчивость сульфида и иодида, используя произведение растворимости HgS и константу устойчивости $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

Задание 32. При взаимодействии в растворе солей цинка и карбоната натрия в осадок выпадают основные соли переменного состава. Почему при действии NaHCO_3 образуется осадок карбоната цинка?

Задание 33. Сравните устойчивость однопипных комплексных ионов, образованных цинком и кадмием (таблица 109). Дайте объяснения, используя значения радиусов ионов Zn^{2+} и Cd^{2+} .

Таблица 109

Константы устойчивости комплексных ионов

	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Константа устойчивости	$4,57 \cdot 10^{14}$	$3,98 \cdot 10^8$	$2,51 \cdot 10^9$	$43,63 \cdot 10^6$

Задание 34. Используя данные таблицы 110, сделайте вывод об изменении степени ионности связи металл-галоген при переходе от цинка к кадмию. Дайте объяснения.

Таблица 110

Температура плавления галогенидов цинка и кадмия

	ZnF_2	ZnCl_2	CdF_2	CdCl_2
Температура плавления, °C	872	275	1110	868

Задание 35. Какие свойства галогенидов ртути (I) и (II) доказывают молекулярность их структуры? Почему фторид ртути (II) не обладает молекулярной структурой?

Задание 36. Хлорид ртути (II) называют сулемой из-за способности к сублимации. Как это свойство связано со структурой соли? Почему HgCl_2 хорошо растворяется в диэтиловом эфире и плохо растворяется в воде?

Задание 37. Растворимость HgCl_2 составляет 6,6 г в 100 г холодной воды. Вычислите растворимость Hg_2Cl_2 , если произведение растворимости этой соли равно $1,1 \cdot 10^{-18}$. Объясните отличие в растворимости этих солей.

Задание 38. Почему фульминат ртути (II) называют «гремучей ртутью»? При каких условиях разлагается это соединение? Напишите уравнение реакции.

Задание 39. Реакции образования аммиакатов ртути (II) часто сопровождаются депротонированием координированных молекул аммиака. Чем это объясняется? Впишите формулы соединений в таблицу 111.

Таблица 111

Азотсодержащие комплексы ртути (II)

	Плавкий белый преципитат	Неплавкий белый преципитат	Основание Миллона	Реактив Несслера
Формула				

УЭ-3. Получение и свойства соединений цинка, кадмия и ртути (лабораторный практикум).

Опыт 10. Получение и свойства тетрагидрохлоридата (II) калия.

К раствору соли ртути (II) постепенно добавляйте раствор KI. Объясните выпадение, а затем исчезновение ярко-красного осадка. К полученному бесцветному раствору добавьте растворы нитратов меди (II) и меди (I).

Опыт 11. Окислительные свойства хлорида ртути (II).

Изучите взаимодействие растворов хлоридов ртути (II) и олова (II). Объясните выпадение белого осадка и его последующее почернение.

Опыт 12. Диспропорционирование соединений ртути (I).

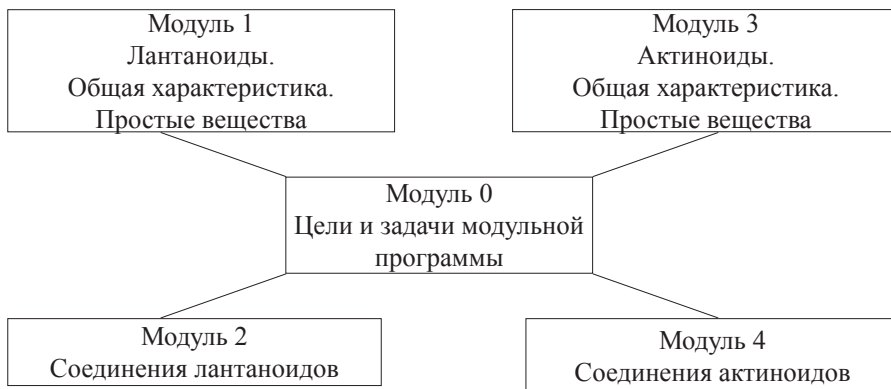
Смешайте раствор нитрата ртути (I) с растворами: а) сульфида аммония, б) гидроксида калия, в) хлорида натрия. В какой из реакций диспропорционирование не наблюдается?

Опыт 13. Окислительные свойства нитрата ртути (I).

Монету из медьсодержащего сплава поместите в раствор $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. После изменения цвета монету промойте и высушите. Почему полученное покрытие со временем (за какое время?) исчезает?

IV. f-ЭЛЕМЕНТЫ

МОДУЛЬНАЯ ПРОГРАММА f-ЭЛЕМЕНТЫ



МОДУЛЬ 0 ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ МОДУЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучив данную программу, студент должен знать:

- электронное строение атомов f-элементов,

- важнейшие степени окисления, валентность и координационные числа атомов f-элементов,
- изменение в рядах лантаноидов (Ln) и актиноидов (An) атомных характеристик (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность),
- нахождение в природе,
- физические и химические свойства простых веществ,
- особенности радиоактивных элементов,
- получение и свойства соединений лантаноидов и актиноидов,
- применение простых веществ и соединений f-элементов.

Изучив данную программу, студент должен уметь:

- выявлять и объяснять закономерности в изменении свойств простых веществ и важнейших соединений f-элементов,
- объяснять зависимость свойств соединений от степени окисления элементов.

МОДУЛЬ 1

ЛАНТАНОИДЫ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов f-элементов 6 периода,
- закономерности изменения атомных характеристик в ряду лантаноидов,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- закономерности в изменении физических и химических свойств в ряду лантаноидов,
- нахождение в природе.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов, объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в ряду лантаноидов,
- объяснять закономерности в изменении физических и химических свойств в ряду лантаноидов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 1. Какой из подуровней должен заполняться раньше по правилу Клечковского - 5d или 4f? Объясните наличие 5d-электрона в атомах La, Gd, Lu (таблица 112).

Таблица 112

Электронное строение атомов и степени окисления La и лантаноидов

Элемент	6s	5d	4f	Степени окисления
La	2	1	-	+3
Ce	2	-	2	+3, +4
Pr	2	-	3	+3, +4
Nd	2	-	4	+3
Pm	2	-	5	+3
Sm	2	-	6	+2, +3
Eu	2	-	7	+2, +3
Gd	2	1	7	+3
Tb	2	-	9	+3, +4
Dy	2	-	10	+3, +4
Ho	2	-	11	+3
Er	2	-	12	+3
Tm	2	-	13	+2, +3
Yb	2	-	14	+2, +3
Lu	2	1	14	+3

Задание 2. Какую последовательность в изменении устойчивых степеней окисления атомов Ln можно отметить? Как это связано с последовательностью заполнения f-подуровня?

УЭ-2. Атомные характеристики.

Задание 3. Постройте график зависимости эффективного атомного радиуса La и Ln от порядкового номера. Дайте определения следующим понятиям: «лантаноидное сжатие», «внутренняя периодичность».

Таблица 113

Атомные характеристики La и Ln

Элемент	$r_{\text{эфф.}}, \text{нм}$	$I_1, \text{эВ}$	ОЭ
La	0,187	5,58	1,10
Ce	0,183	5,50	1,12
Pr	0,182	5,42	1,13
Nd	0,182	5,49	1,14
Pm	0,181	5,55	1,13

Sm	0,181	5,63	1,17
Eu	0,202	5,66	1,20
Gd	0,179	6,16	1,20
Tb	0,177	5,85	1,10
Dy	0,177	5,93	1,22
Ho	0,176	6,02	1,23
Er	0,175	6,10	1,24
Tm	0,174	6,18	1,25
Yb	0,193	6,25	1,10
Lu	0,174	6,43	1,27

Задание 4. Сравните значения энергии ионизации и относительную электроотрицательность La и Ln с аналогичными характеристиками щелочноземельных металлов. Какие выводы можно сделать?

Задание 5. Используя данные таблиц 112 и 113, обоснуйте традиционное разделение лантаноидов на цериевую (Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu) и иттриевую (Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu) подгруппы.

УЭ-3. Физические свойства простых веществ.

Задание 6. Постройте графики зависимости температуры плавления и плотности La и Ln от порядкового номера элемента. Можно ли отметить внутреннюю периодичность изменения физических свойств?

Таблица 114

Физические свойства La и лантаноидов

Элемент	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °C
La	6,17	920
Ce	7,3	804
Pr	6,8	935
Nd	7,0	1024
Pm	7,26	1180
Sm	7,5	1072
Eu	5,3	826
Gd	7,9	1312
Tb	8,3	1356
Dy	8,5	1407
Ho	8,8	1470

Er	9,0	1522
Tm	9,3	1545
Yb	7,0	821
Lu	9,8	1663

Задание 7. Кристаллическая структура большинства лантаноидов гексагональная плотноупакованная. Исключение составляют γ -Ce и α -Yb (кубическая гранецентрированная), Sm (ромбоэдрическая), Eu (кубическая объемноцентрированная). Как это сказывается на плотности и температуре плавления металлов?

УЭ-4. Химические свойства простых веществ.

Задание 8. Сравните химическую активность лантаноидов и щелочноземельных металлов, используя данные таблицы 115.

Таблица 115

Стандартные потенциалы

Элемент	$E^0(\text{Э}^{3+}/\text{Э})$	$E^0(\text{Э}^{2+}/\text{Э})$
La	-2,52	
Ce	-2,34	
Pr	-2,35	
Nd	-2,32	
Ca		-2,87
Mg		-2,36

Задание 9. При каких условиях лантаноиды реагируют с водой, соляной и азотной кислотой? Напишите уравнения реакций. Почему лантаноиды плохо реагируют с плавиковой и фосфорной кислотами?

Задание 10. Объясните общее снижение химической активности в ряду Ce-Lu.

Задание 11. Лантаноиды окисляются кислородом только при нагревании. Почему же их, как и кальций, хранят под маслом?

УЭ-5. Нахождение в природе.

Задание 12. Составу минералов какого распространенного элемента аналогичен состав природных соединений La и Ln?

Природные соединения лантаноидов

Цериевая группа La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm		Иттриевая группа Y, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu	
Название	Состав	Название	Состав
монацит (монацитовый песок)	ЭРО_4	ксенотим	ЭРО_4
бастнезит (фторокарбонаты)	ЭFCO_3		
церит (силикат церия)	$\text{Ce}_2\text{Si}_2\text{O}_7$		

Задание 13. Отвечает ли название "редкоземельные" распространенности La и Ln в земной коре? Сравните распространенность элементов с четными и нечетными номерами.

Распространенность в природе La и лантаноидов

Элемент	Содержание в земной коре, масс. %
La	$2,9 \cdot 10^{-3}$
Ce	$7 \cdot 10^{-3}$
Pr	$9 \cdot 10^{-4}$
Nd	$3,7 \cdot 10^{-3}$
Pm	-
Sm	$8 \cdot 10^{-4}$
Eu	$4,3 \cdot 10^{-4}$
Gd	$8 \cdot 10^{-4}$
Tb	$4,3 \cdot 10^{-4}$
Dy	$5 \cdot 10^{-4}$
Ho	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Er	$3,3 \cdot 10^{-4}$
Tm	$2,7 \cdot 10^{-5}$
Yb	$3,3 \cdot 10^{-5}$
Lu	$8 \cdot 10^{-5}$

МОДУЛЬ 2

СОЕДИНЕНИЯ ЛАНТАНОИДОВ

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- степени окисления и валентные состояния атомов лантаноидов, примеры соединений,
- зависимость в группах кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления и порядкового номера элемента,

- зависимость в группах окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элементов,
- состояние ионов в растворе, комплексные соединения,
- принципы разделения соединений лантаноидов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов лантаноидов, объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений лантаноидов.

УЭ-1. Оксиды и гидроксиды.

Задание 14. Оксиды лантаноидов представлены в таблице 118. Определите границы изменения степеней окисления атомов лантаноидов в оксидах.

Таблица 118

Оксиды La и лантаноидов

Элемент	Оксиды
La, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu	Ln_2O_3
Ce	CeO_2 , Ce_4O_7 , Ce_7O_{12}
Pr	Pr_6O_{11} , $\text{Pr}_{12}\text{O}_{22}$, $\text{Pr}_{10}\text{O}_{18}$, $\text{Pr}_7\text{O}_{12-x}$, $\text{Pr}_9\text{O}_{16+x}$, PrO_2
Tb	Tb_4O_7 , TbO_2 , $\text{Tb}_{11}\text{O}_{20}$, Tb_7O_{12}

Задание 15. Как правило, оксиды металлов состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ являются амфотерными. Объясните отсутствие амфотерности у Ln_2O_3 . В какой степени окисления лантаноидов у оксидов проявляются амфотерные свойства?

Задание 16. В старину "землями" называли тугоплавкие оксиды металлов. Какой характер имеет зависимость температуры плавления оксидов щелочноземельных и редкоземельных металлов от порядкового номера элемента?

Таблица 119

Температуры плавления оксидов щелочноземельных и редкоземельных металлов

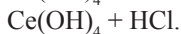
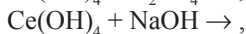
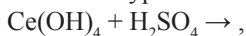
Элемент	Температура плавления, °C
MgO	2850
CaO	2614
SrO	2430
BaO	1923
La_2O_3	2320
Ce_2O_3	2177

Pr_2O_3	2300
Nd_2O_3	2320
Pm_2O_3	2000
Sm_2O_3	1074
Eu_2O_3	2290
Gd_2O_3	2350
Tb_2O_3	2390
Dy_2O_3	2408
Ho_2O_3	1470
Er_2O_3	2380
Tm_2O_3	2380
Yb_2O_3	2430
Lu_2O_3	2450

Задание 17. В ряду Ce-Lu уменьшаются радиусы атомов и ионов. Как в связи с этим меняется основной характер гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_3$, их термическая устойчивость и растворимость? Гидроксиды каких лантаноидов проявляют слабо выраженную амфотерность?

Задание 18. Оксиды церия (II) и (IV) могут обратимо превращаться друг в друга. Как это свойство используется в катализаторах очистки выхлопных газов автомобиля?

Задание 19. Гидроксид церия (IV) является типично амфотерным основанием. Составьте уравнения реакций:



В реакции с HCl учтите сильные окислительные свойства соединений Ce(IV).

УЭ-2. Соли.

Задание 20. Ионы Ln^{3+} - хорошие комплексообразователи. В частности, в водных растворах образуются аквакомплексы состава $[\text{Ln}(\text{H}_2\text{O})_n]^{3+}$. У элементов цериевой группы преобладает $n=9$, а у элементов иттриевой группы $n=8$. Сравните окраску аквакомплексов и электронное строение центрального атома. Сделайте выводы.

Окраска ионов $[\text{Ln}(\text{H}_2\text{O})_n]^{3+}$ и электронное строение Ln^{3+}

Элементы La-Gd		Элементы Tb-Lu	
Окраска $[\text{Ln}(\text{H}_2\text{O})_n]^{3+}$	Электронное строение Ln^{3+}	Электронное строение Ln^{3+}	Окраска $[\text{Ln}(\text{H}_2\text{O})_n]^{3+}$
La бц.	f^0	f^{14}	Lu бц.
Ce бц.	f^1	f^{13}	Yb бц.
Pr ж-зел.	f^2	f^{12}	Tm св-зел.
Nd роз.	f^3	f^{11}	Er роз.
Pm роз.	f^4	f^{10}	Ho св-желт.
Sm желт.	f^5	f^9	Dy св-зел.
Eu св-желт	f^6	f^8	Tb св-роз.
Gd бц.	f^7		

Задание 21. По растворимости, склонности к образованию комплексных и двойных солей ионы Ln^{3+} и Al^{3+} имеют много общего. Объясните существенные отличия в отношении к гидролизу.

Задание 22. Из лантаноидов в степени окисления +4 устойчивые соли образует только церий. В каких условиях возможно образование ионов $[\text{Ce}(\text{H}_2\text{O})_n]^{4+}$?

Задание 23. В отличие от остальных лантаноидов двухзарядный ион Eu^{2+} устойчив. Радиус этого иона (0,131 нм) близок к радиусу Sr^{2+} (0,126 нм). Приведите примеры аналогичных свойств солей европия и стронция.

Задание 24. Лантаноиды можно разделять, используя различную растворимость простых и комплексных солей и гидроксидов. На чем основаны современные методы разделения - экстракция и хроматография?

МОДУЛЬ 3

АКТИНОИДЫ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- электронное строение атомов f-элементов 7 периода,
- закономерности изменения атомных характеристик в ряду актиноидов,
- степени окисления и валентные состояния атомов, примеры соединений,
- закономерности в изменении физических и химических свойств в ряду актиноидов,
- нахождение в природе, получение радиоактивных элементов.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- исходя из электронного строения атомов, объяснять наличие определенных степеней окисления и валентных состояний,
- объяснять закономерности изменения атомных характеристик в ряду актиноидов,
- объяснять закономерности в изменении физических и химических свойств в ряду актиноидов.

УЭ-1. Вводный контроль.

Задание 25. Электронное строение атомов актиноидов аналогично строению атомов лантаноидов. Объясните наличие или отсутствие провала электрона (таблица 121).

Таблица 121

Электронное строение атомов и степени окисления Ac и актиноидов

Элемент	7s	6d	5f	Степени окисления
Ac	2	1	-	+3
Th	2	2		+4
Pa	2	1	2	(+3), +4, +5
U	2	1	3	(+2), +3, +4, (+5), +6
Np	2	1	4	+3, +4, +5 , +6, +7
Pu	2	-	6	+3, +4 , +5, +6, +7
Am	2	-	7	(+2), +3 , +4, +5, (+6)
Cm	2	1	7	+3 , +4
Bk	2	1	8	+3 , +4
Cf	2	-	10	(+2), +3 , (+4)
Es	2	-	11	(+2), +3
Fm	2	-	12	+2, +3
Md	2	-	13	+2, +3
No	2	-	14	+2 , (+3)
Lr	2	1	14	+3

Задание 26. Какие закономерности можно отметить в изменении общего числа степеней окисления и наиболее устойчивых степеней окисления (выделены шрифтом) актиноидов?

УЭ-2. Общая характеристика актиноидов.

Задание 27. Сделайте вывод об изменении атомных характеристик при переходе от лантаноидов к аналогичным по электронному строению актиноидам.

Таблица 122

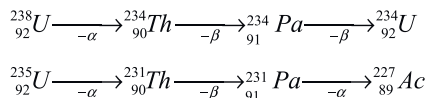
Эффективные радиусы атомов ($KЧ=12$) и ионов ($KЧ=6$) Ln (Ce, Nd) и An (Th, U)

Элемент	$r_{\text{ат.}}, \text{нм}$	$r_{\text{ион.}}, \text{нм}$	$I_1, \text{эВ}$
Ce	0,183	3+ 0,102 4+ 0,088	5,5
Nd	0,182	3+ 0,102	5,49
Th	0,180	3+ 0,108 4+ 0,095	6,1
U	0,153	3+ 0,104	6,2

Задание 28. Как меняется разница в энергиях электронных уровней с увеличением номера электронной оболочки? Объясните большее разнообразие степеней окисления у актиноидов по сравнению с лантаноидами.

УЭ-3. Физические свойства.

Задание 29. Важнейшим физическим свойством актиноидов является радиоактивность. Ядра всех актиноидов распадаются, образуя так называемые радиоактивные ряды. Напишите схемы ядерных реакций, соответствующих рядам:



Задание 30. Сравните физические свойства первых представителей лантаноидов и актиноидов. Сделайте выводы.

Таблица 123

Физические свойства лантаноидов и актиноидов

Элемент	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °С	Элемент	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °С
La	6,17	920	Ac	10,1	1047
Ce	7,3	804	Th	11,7	1750
Pr	6,8	935	Pa	15,4	1840
Nd	7,0	1024	U	19,0	1132
Pm	7,26	1180	Np	20,3	640

УЭ-4. Химические свойства.

Задание 31. Сравните химическую активность лантаноидов и актиноидов по значениям стандартных потенциалов однотипных процессов $\text{Э}^{3+} + 3\text{e} = \text{Э}$.

Таблица 124

Стандартные электродные потенциалы Ln и Ac

Элемент	$E^\circ(\text{Э}^{3+}/\text{Э})$	Элемент	$E^\circ(\text{Э}^{3+}/\text{Э})$
Ce	-2,34	Th	-1,27
Nd	-2,32	U	-1,66
Gd	-2,40	Cm	-2,06
Er	-2,30	Fm	-2,07
Lu	-2,26	Lr	-2,10

Задание 32. До открытия актиноидов уран помещали в VI группу периодической системы. Пользуясь справочной литературой, заполните таблицу 125 формулами соединений, образующихся при взаимодействии урана и вольфрама с неметаллами.

Таблица 125

Соединения урана и вольфрама с неметаллами

Неметалл	Соединения	
	U	W
O ₂		
F ₂		
Cl ₂		
S		
N ₂		
C		
H ₂		

Задание 33. По химическим свойствам торий близок к элементам побочной подгруппы IV группы. Пользуясь справочной литературой, заполните таблицу 126 формулами соединений, образующихся при взаимодействии тория и гафния с неметаллами.

Таблица 126

Соединения тория и гафния с неметаллами

Неметалл	Соединения	
	Th	Hf
O ₂		
F ₂		
Cl ₂		
S		
N ₂		
C		
H ₂		

УЭ-5. Нахождение в природе.

Задание 34. Из актиноидов в природе в заметных количествах встречаются только уран ($3 \cdot 10^{-4} \%$) и торий ($2 \cdot 10^{-5} \%$). Какие из лантаноидов наиболее распространены? Найдите аналогию в ядерном и электронном строении соответствующих лантаноидов и актиноидов.

МОДУЛЬ 4 СОЕДИНЕНИЯ АКТИНОИДОВ

УЭ-0. Цели и задачи модуля.

Изучив данный модуль, студент должен знать:

- состав, способы получения и кислотно-основные свойства важнейших оксидов и гидроксидов f-элементов 7 периода,
- закономерности изменения состава однотипных соединений в ряду актиноидов,
- типичные соединения урана и тория,
- катионные и анионные комплексные соединения урана.

Изучив данный модуль, студент должен уметь:

- объяснять зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов актиноидов,
- объяснять зависимость физических свойств некоторых соединений (оксиды, галогениды) от природы химической связи и особенностей строения,
- объяснять особенности строения типичных комплексных соединений урана и тория.

УЭ-1. Вводный контроль.

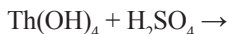
Задание 35. Исходя из электронного строения атомов, объясните совпадение устойчивых степеней окисления: а) Ac и La, б) Th и Ce. Приведите примеры аналогичных свойств соединений этих элементов.

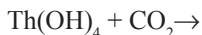
Задание 36. В некоторых вариантах таблицы Менделеева уран помещали в VI группу. Приведите примеры соединений урана, аналогичных соединениям молибдена и вольфрама.

УЭ-2. Соединения актиния, тория и протактиния.

Задание 37. Радиус иона Ac^{3+} больше радиуса иона La^{3+} . Сравните кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Ac(III) и La(III) .

Задание 38. Как правило, катионы Me^{4+} в водных растворах подвергаются необратимому гидролизу. Однако соли Th(IV) растворяются в воде без видимых признаков гидролиза, а гидроксид Th(OH)_4 является основанием. Предложите объяснения. Напишите уравнения реакций:





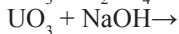
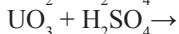
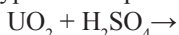
Задание 39. Наиболее устойчивой степенью окисления протактиния является +5. Катион Pa^{5+} в водном растворе не существует, так как подвергается необратимому гидролизу. Составьте уравнение реакции гидролиза с образованием комплекса $[\text{PaO}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_7]^{2+}$.

УЭ-2. Соединения урана.

Задание 40. Уран образует ряд оксидов. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:

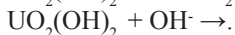
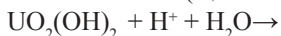


Задание 41. У урана, как и у других актиноидов, нарушается общее правило зависимости кислотно-основных свойств от степени окисления элемента. Оксид UO_2 проявляет основные свойства, а оксид UO_3 - амфотерные. Напишите уравнения реакций:



Задание 42. Для урана (VI) характерно образование соединений, содержащих уранил-катион UO_2^{2+} . Объясните высокую устойчивость этого катиона, показав π -связывание электронных пар атомов кислорода с вакантными орбиталями урана.

Задание 43. В степени окисления +6 элементы, как правило, образуют соединения с кислотными свойствами. Однако гидроксид уранила $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ проявляет амфотерный характер. Напишите уравнения следующих реакций с учетом образования в водном растворе аквакомплексов (кислая среда) или гидроксокомплексов (щелочная среда) уранила:



Задание 44. Соединения урана (IV) могут быть получены в сильноокислой среде при восстановлении солей уранила цинком. Напишите уравнение реакции:



УЭ-3. Соединения трансурановых элементов.

Задание 45. Для трансурановых элементов характерно уменьшение устойчивой степени окисления элемента по сравнению с ураном. Пользуясь справочной литературой, приведите примеры соединений Np , Pu и Am , обладающих повышенной устойчивостью.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Указания по работе с модулями	3
I. p-Элементы	4
1. Общая характеристика p-элементов	4
2. Благородные газы	15
3. Галогены	24
4. p-Элементы VI группы	33
5. p-Элементы V группы	44
6. p-Элементы IV группы	54
7. p-Элементы III группы	64
II. s-Элементы	72
III. d-Элементы	82
1. d-Элементы III, IV и V группы	82
2. d-Элементы VI группы	90
3. d-Элементы VII группы	98
4. d-Элементы VIII группы	105
5. d-Элементы I группы	115
6. d-Элементы II группы	125
IV. f-Элементы	135

Учебное пособие

Кабанов Сергей Владимирович

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Химия элементов

**Модульная педагогическая
технология**

Технический редактор – Провоторова Н.М.

Верстка, дизайн – Издательство «Веста»

Подписано в печать 25.12.2017 г. Формат 70x100 $\frac{1}{16}$. Бумага офсетная.

Гарнитура «Times New Roman». Печать офсетная. Усл.печ. л. 7,74.

Тираж 100 экз. Заказ №15.

Отпечатано в соответствии с качеством предоставленных издательством
электронных носителей в типографии. г. Ростов-на-Дону

