

**Вопросы текущей аттестации  
для студентов специальности 6-05-0811-05 Защита растений и карантин  
Теоретические вопросы контрольных модулей АТФ ЗР  
I семестр 2023-24 уч.год  
Модуль №1.**

**«Классы неорганических соединений. Структура атомов и химическая связь. Комплексные соединения»**

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Предмет химии. Основные классы неорганических соединений. Амфотерность.
2. Законы стехиометрии. Эквивалент. Закон эквивалентов.
3. Первые модели строения атома. Элементарные частицы атома. Изотопный состав химических элементов.
4. Распространенность и происхождение химических элементов в природе.
5. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме.
6. Принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии.
7. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского.
8. Периодический закон Д. И. Менделеева. Структура периодической системы. Металлы и неметаллы, их положение в периодической системе.
9. Закономерности изменения основных физических и химических свойств элементов в периодической системе.
10. Основные типы химических связей. Ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая связь.
11. Количественные характеристики химических связей.
12. Метод валентных связей (ВС). Механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный).
13. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, полярность и поляризуемость.
14. Кратность связи;  $\sigma$  и  $\pi$  - связи.
15. Гибридизация атомных орбиталей и пространственная конфигурация молекул. Простейшие типы гибридизации.
16. Особенности ионной связи. Металлическая связь.
17. Водородная связь. Природа водородной связи. Направленность водородной связи. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь в белках.
18. Типы межмолекулярного взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.
19. Определение комплексных соединений, основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Комплексообразователь, лиганды, координационное число.
20. Классификация комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений.
21. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей. Координационное число комплексообразователя и факторы, определяющие его.
22. Типичные лиганды. Молекулы и ионы в качестве лигандов. Факторы, определяющие их способность выступать в роли лигандов. Моно- и полидентатные лиганды.
23. Химическая связь в комплексных соединениях: метод валентных связей, теория кристаллического поля. Сочетание электростатического и ковалентного взаимодействия центрального атома (иона) с лигандами.
24. Основные положения теории кристаллического поля и теории поля лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Спектрохимический ряд лигандов.
25. Устойчивость комплексных соединений в растворах. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и константы устойчивости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе.

**Типовой вариант**

**«Классы неорганических соединений. Структура атомов и химическая связь. Комплексные соединения»**

1. Основные понятия химии. Атом. Химический элемент.
2. Химические свойства основных оксидов на примере  $MgO$  (3 примера).
3. Написать диссоциацию следующих соединений:  
а) гидроксида натрия, б) азотистой кислоты, в) карбоната натрия,  
г) гидроксохлорида кальция, д) гидросульфида бария.
4. Рассчитать количество моль, объем, число молекул, которое содержится в 8 г  $O_2$ .
5. Рассчитать молярные массы эквивалентов:  
а) в соединениях  $Al(NO_3)_3$ ,  $HPO_3$ ,  $Ba(OH)_2$   
б) по реакции  $SeO_3 + NaOH \rightarrow NaHSeO_4$ .
6. Осуществить превращения: натрий  $\rightarrow$  гидроксид натрия  $\rightarrow$  дигидрофосфат натрия  $\rightarrow$  гидрофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат бария
7. Написать последовательность заполнения АО и электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атома (возбужденное состояние показать графически):  ${}_{33}As$ .
8. Написать структурную формулу соединения  $KNO_2$  и определить по разности ЭО тип химической связи. Показать методом ВС механизм образования химической связи  $O_2$  и охарактеризовать тип кристаллической решетки.
9. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[Ni(CO)_4]$ ;  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ .
10. Получить и назвать комплексное соединение  $Na_3[Fe(CN)_5NH_3]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)

## МОДУЛЬ №2.

### Блок №1

#### ”ОВР. Растворы. Гидролиз солей”

##### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Тепловые эффекты при растворении.
2. Свойства жидкостей как растворителей. Сольватация. Водные растворы. Особые свойства воды как растворителя. Причины, обуславливающие эти свойства. Гидраты. Кристаллогидраты.
3. Растворимость веществ. Влияние природы растворенного вещества и растворителя, температуры и давления на растворимость веществ. Растворы насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные.
4. Способы выражения состава растворов. Концентрация растворов: массовая доля, мольная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалента и титр.
5. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.
6. Степень электролитической диссоциации электролитов. Факторы, определяющие величину степени диссоциации (природа растворителя и растворенного вещества, температура, концентрация раствора, наличие одних ионов). Сильные и слабые электролиты.
7. Понятие о кислотах и основаниях. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды.
8. Растворы сильных электролитов. Типы сильных электролитов: кислоты, основания, соли, комплексные соединения. Растворимость сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации электролита.
9. Растворы слабых электролитов. Равновесие в растворах слабых электролитов. Типы слабых электролитов.
10. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации (природа растворенного вещества и растворителя, температура). Константы обменных равновесий. Понятие о  $pK$ . Ступенчатые константы диссоциации кислот, оснований и комплексных соединений. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления.
11. Вода как слабый электролит. Константа диссоциации воды. Влияние температуры на диссоциацию воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель ( $pH$ ).
12. Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости ( $ПР$ ). Произведение растворимости и растворимость веществ. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ.
13. Обменные реакции между ионами в водных растворах. Общие условия их протекания. Полные и сокращ. ионные уравнения.
14. Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза. Условия протекания реакций гидролиза до конца.
15. Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей. Необратимый гидролиз.
16. Степень гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры,  $pH$  среды на степень гидролиза. Константа равновесия реакции гидролиза. Условия подавления гидролиза.
17. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления. Окислители. Восстановители.
18. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: методы электронного баланса и ионно-электронный.
19. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования, компрпорционирования.
20. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций (природа и концентрация реагирующих веществ, среда реакции, присутствие катализатора, температура).
21. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов. Стандартные электродные потенциалы и способы их определения. Водородный электрод как электрод сравнения. Окислительно-восстановительное равновесие в растворах.
22. Зависимость величины электродного потенциала от концентрации ионов в растворе,  $pH$ , температуры, комплексообразования. Уравнение Нернста. Таблицы стандартных потенциалов и использование их данных для оценки возможности протекания ОВР
23. Окислительно-восстановительные потенциалы и направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
24. Электродные потенциалы металлов. Активность металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений и в ПС.
25. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.

##### Типовой вариант

### МОДУЛЬ №2

#### Блок № 1

#### ”ОВР. Растворы. Гидролиз солей”

1. Тепловые эффекты при растворении.
2. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления.
3. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
4. Написать уравнения гидролиза солей: а) нитрата алюминия; б) дигидроарсената натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1H_3AsO_4 = 5,6 \cdot 10^{-3}$ ;  $K_2H_2AsO_4^- = 1,7 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_3HAsO_4^{2-} = 2,95 \cdot 10^{-12}$ ).
5. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $NO_2^-$ ,  $CaC_2O_4$ ,  $ClO_3^-$ ,  $Na_2B_4O_7$ ,  $MnO_2$  ( $Mn^{+2}, Mn^{+4}, Mn^{+6}, Mn^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.
6. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах: а)  $Ba \rightarrow Ba(OH)_2$  б)  $Cl_2 \rightarrow ClO_3^-$
7. Найти концентрацию ионов  $OH^-$  и  $H^+$ , если  $pH = 5$ .
8. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме  $Co + HNO_3(разб.) \rightarrow Co(NO_3)_2 + NO + H_2O$
9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  $K_2[Sn(OH)_4] + KOH + Bi(NO_3)_3 \rightarrow K_2[Sn(OH)_6] + Bi + KNO_3$ .  
Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.
10. Найдите массу  $H_3BO_3$  выделившейся из раствора массой 400 г с массовой долей соли 23,26 % при охлаждении его до  $0^\circ C$ , если коэффициент растворимости кислоты при  $0^\circ C$  равен 4,87 г.

**МОДУЛЬ №2.**  
**Блок №2**  
**«Количественный химический анализ. Титриметрия»**

**ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ**

1. Титриметрический метод. Сущность метода. Применение в сельскохозяйственном анализе.
2. Требования к реакциям, применяемым в титриметрическом анализе.
3. Классификация методов титриметрического анализа.
4. Измерительная посуда, ее проверка и работа с ней.
5. Способы выражения концентрации растворов. Вычисление молярных масс эквивалентов в различных методах титриметрического анализа.
6. Титрование. Точка эквивалентности и конечная точка титрования.
7. Стандартные и стандартизированные растворы.
8. Первичные стандарты и требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы.
9. Вторичные (стандартизированные) растворы.
10. Точность титриметрического анализа и источники ошибок.
11. Метод кислотно-основного титрования. Сущность метода.
12. Первичные стандарты для растворов кислот и щелочей. Стандартизация растворов.
13. Точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования.
14. Вычисление рН в различные моменты титрования и построение кривых титрования.
15. Индикаторы кислотно-основного титрования. Теория индикаторов. Интервал перехода окраски и показатель титрования индикатора. Распространенные индикаторы
16. Выбор индикатора для установления конечной точки титрования. Ошибки титрования.
17. Методы окислительно-восстановительного титрования. Перманганатометрия, иодо-и дихроматометрия.
18. Способы определения точки эквивалентности (индикаторные и безиндикаторные). Индикаторы, применяемые в окислительно-восстановительных методах: специфические и окислительно-восстановительные.
19. Перманганатометрия. Общая характеристика метода. Приготовление раствора перманганата калия. Первичные стандарты. Стандартизация раствора перманганата калия.
20. Иодометрия. Общая характеристика метода. Приготовление и хранение растворов тиосульфата натрия и иода.
21. Первичные и вторичные стандарты в иодометрии. Крахмал как индикатор иодометрии.
22. Методы комплексонометрического титрования. Сущность метода.
23. Реакции комплексообразования и требования к ним. Комплексонометрия. Понятие о комплексах.
24. Строение молекул простейших комплексов. Этилендиаминтетрауксусная кислота и ее натриевая соль, (ЭДТА, комплексон -III) как комплексонометрический реагент. Металлиндикаторы и принцип их действия.
25. Методы комплексонометрического титрования. Применение комплексонометрии в сельскохозяйственном анализе.

**Типовой вариант**  
**МОДУЛЬ №2.**  
**Блок №2.**  
**«Количественный химический анализ. Титриметрия»**

1. Какие растворы называются стандартными? Как их можно приготовить?
2. Какой объем воды надо добавить к 200 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 24% ( $\rho=1,141\text{ г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 16%?
3. Приготовить 250 мл раствора тетрабората натрия  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  с молярной концентрацией 0,1 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. На титрование навески щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  массой 0,1580 г, растворенной в произвольном объеме, израсходовано 25,20 мл раствора щелочи КОН. Определите молярную концентрацию эквивалента, титр раствора щелочи. Напишите уравнение реакции.
5. Сколько миллилитров раствора перманганата калия ( $T(\text{KMnO}_4)=0,001682\text{ г/мл}$ ) пойдет на титрование раствора, полученного растворением 0,8250 г  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в произвольном объеме воды?

**МОДУЛЬ №3**  
**”Химия s, p – элементов. Химия d -элементов”**  
**ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ**

1. Химия элементов-органогенов. Понятия: макроэлемент, микроэлемент, органоген, металлы жизни, биогенные элементы. Элементы, являющиеся органогенами, металлами жизни, токсикантами.
2. Общая характеристика элементов 1-А группы. Водород и его соединения. Уникальность его свойств.
3. Вода, геометрия и дипольный момент молекулы. Химические свойства. Вода как растворитель, лиганд.
4. Натрий. Калий. Физические и химические свойства калия и натрия. Взаимосвязь ионов калия и натрия в биологических системах.
5. Общая характеристика элементов II-А группы. Щелочноземельные металлы. Оксиды, гидроксиды, соли. Биологическое значение кальция и магния. Жесткость воды. Методы определения и устранения жесткости. Влияние жесткости воды на живые организмы.
6. Особенности химии бора. Соединения бора. Гидриды, оксиды, борные кислоты, соли. Бор как акцептор. Использование соединений бора для дезинфекции и как консервирующего средства.
7. Элементы IV-А группы. Общая характеристика. Углерод – главный органоген клетки. Аллотропия. Бинарные соединения. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Циановодородная кислота. Простые и комплексные цианиды.
8. Кремний. Бинарные соединения. Диоксид кремния. Кремневые кислоты и их соли.
9. Элементы V-А группы. Азот и его соединения. Круговорот азота в природе. Азот: физические и химические свойства, инертность азота. Соли аммония. Азотная и азотистая кислоты. Нитриты и нитраты, их токсическое действие. Азотные удобрения.
10. Фосфор. Аллотропия. Бинарные соединения. Оксиды. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Роль фосфора в живом организме: макроэргические свойства фосфатов. Фосфорные удобрения, кормовые фосфаты.
11. Общая характеристика элементов VI-А группы. Кислород. Строение молекулы кислорода, ее парамагнитные свойства. Химические свойства кислорода.
12. Сера и ее соединения. Аллотропные модификации серы. Круговорот серы в природе. Бинарные соединения серы. Соединения серы с водородом. Сероводород, его химические свойства. Сероводородная кислота.
13. Сернистая, серная кислоты и их соли; использование сульфатов как лечебных препаратов. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты. Биологические аспекты химии серы.
14. Селен, как микроэлемент, его роль в организме. Использование соединений селена.
15. Элементы VII-А группы. Общая характеристика. Сравнительная характеристика физико-химических свойств галогенов, их токсическое действие на живые организмы.
16. Общая характеристика. Строение, общие свойства d-металлов жизни и их соединений. Химизм их биологической роли.
17. Общая характеристика d-элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группам и периодам. Валентность и степени окисления атомов.
18. Химия d -элементов (переходные металлы). Изменение по группам устойчивости соединений в высших степенях окисления. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию.
19. Химическая активность d-металлов, ее изменение по группам, периодам. Коррозионная устойчивость или неустойчивость d-металлов и ее причины.
20. Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов в разных степенях окисления атомов. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов в разных степенях окисления их атомов.
21. Медь, характеристика ее соединений. Медь – важнейший микроэлемент. Применение соединений меди в сельском хозяйстве. Бактерицидные свойства соединений серебра.
22. Цинк. Характеристика соединений цинка. Применение соединений цинка в сельском хозяйстве. Цинк, как микроэлемент.
23. Ртуть. Свойства ртути и ее соединений. Токсические свойства ртути.
24. Хром. Характеристика соединений хрома в различной степени окисления (II), (III), (IV). Хромовые кислоты, хроматы, дихроматы, их окислительные свойства.
25. Марганец. Характеристика соединений марганца в степени окисления +2, +4, +6, +7. Марганцевая кислота, перманганат калия и их окислительные свойства. Биологическая роль марганца.
26. Железо – важнейший микроэлемент. Свойства соединений железа, железо, как комплексообразователь. Гемоглобин и железосодержащие ферменты.
27. Кобальт, как микроэлемент. Образование комплексных соединений, витамин В<sub>12</sub>. Молибден. Биоккомплексы молибдена. Каталитическое действие.

**Типовой вариант**

**МОДУЛЬ №3.**

**«Химия s,p и d –элементов»**

1. Особые свойства бора. Химические свойства бора. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Гидриды бора. Их состав. Устойчивость и реакционная способность гидридов бора. Их восстановительные свойства. Применение.
2. **d-элементы V-В группы.** Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Физические и химические свойства. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Отношение к царской водке, смеси азотной и плавиковой кислот. Применение металлов.
3. Получить и назвать комплексное соединение  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, геометрия, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации КИ)
4. Написать уравнения гидролиза солей: а) цианида калия, б) хлорида аммония, в) нитрита магния.
5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:  
натрий → гидроксид натрия → дигидрофосфат натрия → гидрофосфат натрия → ортофосфат натрия → ортофосфат бария

Рассмотрены и утверждены на заседании кафедры 04 сентября 2023 г., протокол №1.

Зав. кафедрой \_\_\_\_\_ доцент И. В. Ковалева