

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА  
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ  
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Кафедра химии

# **ХИМИЯ**

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

*Методические указания  
по выполнению модульно-рейтинговых заданий  
для студентов, обучающихся по специальностям  
1-74 02 01 Агрономия, 1-74 02 02 Селекция и семеноводство*

Горки  
БГСХА  
2018

УДК 546(072)

ББК 24.1р

X46

*Рекомендовано методической комиссией  
агрономического факультета.  
Протокол № 5 от 29 января 2018 г.*

Авторы:

кандидаты сельскохозяйственных наук, доценты

*О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Е. В. Мохова,*

*М. Н. Шагитова, С. И. Ласточкина;*

кандидаты химических наук, доценты *Т. В. Булак, К. В. Седнев;*

ассистент *Е. Л. Ионас*

Рецензент:

кандидат сельскохозяйственных наук,

доцент *С. И. Трапков*

**Химия. Неорганическая и аналитическая химия** : методические указания по выполнению модульно-рейтинговых заданий / О. В. Поддубная [и др.]. – Горки : БГСХА, 2018. – 78 с.

Представлен материал, предназначенный для самостоятельной подготовки студентов к модульно-рейтинговому контролю. Приведены указания по изучению дисциплины «Химия» (раздел «Неорганическая и аналитическая химия») с учетом модульно-рейтинговой технологии обучения. Предложены типовые задания по изучаемым темам и методика их выполнения.

Для студентов, обучающихся по специальностям 1-74 02 01 Агронмия, 1-74 02 02 Селекция и семеноводство.

**УДК 546(072)**

**ББК 24.1р**

© УО «Белорусская государственная  
сельскохозяйственная академия», 2018

## ВВЕДЕНИЕ

Раздел неорганической и аналитической химии позволяет студентам глубоко изучить химический состав неорганических веществ, живых организмов и закономерности химических процессов, лежащих в основе химических превращений. Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи и формах ее движения, о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме превращения химических соединений, о свойствах технических материалов и применении химических процессов в сельском хозяйстве и в современной экологической практике. В связи с этим представляется необходимым прочное усвоение основных законов химии и теории химии, овладение техникой химических расчетов, выработка навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов.

Аналитическая химия для студентов агрономических специальностей включает темы, знание которых необходимо для усвоения теоретических основ и овладения методами агрохимического анализа растений, почв, удобрений, пестицидов, сельскохозяйственной продукции и сырья.

Цель данной разработки – сформировать у студентов целостное восприятие химии, показать ее тесную связь с жизнедеятельностью биологических систем, сделать изучение химии как можно более эффективным и увлекательным. Полученные знания химии также необходимы для успешного последующего изучения специальных дисциплин.

Основной путь усвоения знаний и приобретения навыков творческого мышления у студентов первого курса – это всесторонняя деятельность с использованием модульно-рейтинговой системы оценки знаний. С учетом данного подхода в методических указаниях представлена подробная методика решения модульных заданий по основным темам изучаемого раздела дисциплины «Химия». Для того, чтобы ориентироваться на полный объем контроля знаний, в конце брошюры студентам предлагаются вопросы и примеры решения типовых модульных заданий. Следует также обратить внимание на специальную информацию, которую можно применить к сельскохозяйственным и экологическим объектам.

Методические указания предназначены для студентов агрономических специальностей, изучающих данные разделы химии. Авторы стремились подобрать задачи, охватывающие все теоретические вопросы курса в соответствии с программой, поэтому указания могут быть использованы для организации самостоятельной работы студентов во внеаудиторное время.

В методических указаниях представлена подробная методика решения модульно-рейтинговых заданий по основным темам неорганической и аналитической химии. Для того чтобы ориентироваться на полный объем контроля знаний, в конце методических указаний студентам предлагаются теоретические вопросы и примерные варианты модульных заданий. Умение решать задачи позволяет студентам понять сущность количественных определений в аналитической практике.

Авторы методической разработки надеются, что такой подход к процессу обучения, позволит студентам лучше понять и качественно усвоить материал раздела «Неорганическая и аналитическая химия» дисциплины «Химия».

# ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ И ТИПОВЫЕ ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ МОДУЛЕЙ

## Модуль 1. Классы неорганических соединений. Строение атомов и химическая связь

### Теоретические вопросы

1. Предмет и задачи химии. Основные этапы развития химии.
2. Теория и эксперимент в химии. Вещество как форма существования материи.
3. Международная номенклатура неорганических соединений.
4. Основные направления химизации, задачи агрохимической и экологической служб. Химия и окружающая среда.
5. Основные понятия химии. Атом. Молекула.
6. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Относительные и абсолютные массы атомов и молекул.
7. Моль как мера количества вещества. Молекулярные и немолекулярные вещества.
8. Основные стехиометрические законы сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Понятие о дальтонидах и бертоллидах.
9. Закон Авогадро. Объединенный закон газового состояния Клапейрона-Менделеева.
10. Химический эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.
11. Первые модели строения атома. Ядро атома. Протоны, нейтроны. Заряд ядра. Массовое число.
12. Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга.
13. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиус атома.
14. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме, пределы их изменений. Смысл квантовых чисел. s-, p-, d-, f-орбитали; их конфигурация и расположение в пространстве. Понятие об энергетическом уровне, подуровне, электронном слое, электронной оболочке, атомной орбитали (АО).
15. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда, принцип наименьшей энергии. Порядок заполнения атомных

орбиталей. Правило Клечковского. Строение электронных оболочек атомов химических элементов. Возбужденное состояние атома.

16. Периодический закон. Периодическая система. Особенность заполнения электронами атомных орбиталей и формирование периодов. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы.

17. Периоды. Группы. Главные и побочные подгруппы. Металлы и неметаллы; их положение в периодической системе. Положение лантаноидов и актиноидов. Значение и физический смысл периодического закона. Границы периодической системы.

18. Периодичность свойств. Радиусы атомов. Орбитальные и эффективные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам.

19. Энергия ионизации атомов. Факторы, определяющие величину энергии ионизации. Изменение величин энергии ионизации атомов по периодам и группам.

20. Энергия сродства к электрону. Факторы, определяющие ее величину. Изменение величин энергии сродства к электрону по периодам и группам.

21. Понятие об электроотрицательности элементов. Различная трактовка электроотрицательности. Шкала Полинга. Изменение величин ЭО по периодам и группам.

22. Закономерности изменения окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств элементов в периодической системе.

23. Основные типы химических связей. Ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая связь.

24. Количественные характеристики химических связей: энергия, длина, валентный угол, полярность, степень ионности связи, дипольный момент связи.

25. Образование химической связи. Природа химической связи. Квантовомеханическое описание химической связи. Метод валентных связей (ВС). Основные положения. Механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, полярность и поляризуемость. Кратность связи;  $\sigma$  и  $\pi$ -связи.

26. Валентность химических элементов. Различные трактовки понятия валентности в современной химии. Понятие о спиновой и координационной валентности. Валентность с позиций метода ВС. Постоянная и переменная валентность. Координационное число и степень окисления элемента в его соединениях.

27. Гибридизация атомных орбиталей и пространственная конфигурация молекул. Направленность химических связей. Простейшие типы гибридизации:  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -,  $sp^3d$ -,  $sp^3d^2$ .

28. Особенности ионной связи. Металлическая связь.

29. Водородная связь. Природа водородной связи. Направленность водородной связи. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды, аммиака. Водородная связь в белках.

30. Типы межмолекулярного взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

### Типовые контрольные задания

#### Модуль 1. Классы неорганических соединений. Строение атомов и химическая связь

1. Основные понятия химии. Атом. Химический элемент.
2. Химические свойства основных оксидов на примере  $\text{BaO}$ .
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  $\text{O}_2$ .
5. Рассчитать молярные массы эквивалентов:
  - а) в соединениях  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
  - б) по реакции  $\text{SeO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSeO}_4$ .
6. Осуществить превращения: натрий  $\rightarrow$  гидроксид натрия  $\rightarrow$  дигидрофосфат натрия  $\rightarrow$  гидрофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат бария.
7. Получить и назвать все соли, которые образуются при взаимодействии  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
8. Написать последовательность заполнения АО и электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атома (возбужденное состояние показать графически):  ${}_{33}\text{As}$ . Написать электронные формулы ионов:  $\text{As}^{+3}$ ,  $\text{As}^{+5}$ ,  $\text{As}^{-3}$  и составить формулы их оксидов.
9. Написать структурную формулу соединения  $\text{O}_2$  и определить по разности ЭО тип химической связи. Показать методом ВС механизм

образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки.

10. Какой тип гибридизации в молекуле  $\text{ВН}_3$ . Дать полный ответ.

## **Модуль 2. Блок 1**

### **Комплексные соединения. Химическая кинетика**

#### **Теоретические вопросы**

1. Определение комплексных соединений, основные положения координационной теории Вернера. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Комплексообразователь, лиганды, КЧ.

2. Классификация комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений.

3. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей. Координационное число.

4. Типичные лиганды. Молекулы и ионы в качестве лигандов. Факторы, определяющие их способность выступать в роли лигандов. Моно- и полидентатные лиганды.

5. Химическая связь в комплексных соединениях: метод валентных связей, теория кристаллического поля.

6. Основные положения теории кристаллического поля лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Спектрохимический ряд лигандов.

7. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Гибридизация атомных орбиталей и пространственная конфигурация комплексного иона. Изометрия.

8. Устойчивость комплексных соединений в растворах. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и константы устойчивости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе.

9. Классификация химических реакций. Гомогенные и гетерогенные химические реакции.

10. Химическая кинетика. Скорость химической реакции и основные факторы, влияющие на нее (природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы).

11. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.

12. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.

13. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Уравнение Аррениуса. Тепловой эффект реакции.

14. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Влияние катализаторов на константу скорости реакции и энергию активации реакции.

15. Ферменты. Каталитические яды. Ингибиторы.

16. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и факторы, определяющие ее величину.

17. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Значение химического равновесия в природе.

## Модуль 2. Блок 1

### Комплексные соединения. Химическая кинетика

#### Типовой вариант

1. Устойчивость комплексных соединений в растворах. Вторичная диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и константы устойчивости.

2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ .

3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NH}_3]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона).

4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие.

5. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \rightarrow (\text{COCl}_2)$ .

Как изменится скорость данной реакции, если повысить температуру на  $50^\circ\text{C}$ , ( $\gamma = 2$ )?

6. Записать выражение константы равновесия для реакции  $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{SO}_3)$   $\Delta H < 0$  и определить смещение равновесия при повышении температуры.

7. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Mn}(\text{SCN})_6]^{2-}$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

8. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \rightleftharpoons (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,05$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,25$ ;  $[\text{COCl}_2] = 0,45$ . Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .

## **Модуль 2. Блок 2** **Растворы. Гидролиз солей ОВР**

### **Теоретические вопросы**

1. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Понятия «растворитель» и «растворенное вещество». Тепловые эффекты при растворении.

2. Свойства жидкостей как растворителей. Сольватация. Водные растворы. Особые свойства воды как растворителя.

3. Растворимость веществ. Влияние природы растворенного вещества и растворителя, температуры и давления на растворимость веществ. Растворы насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные.

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. Степень электролитической диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты.

6. Факторы, определяющие величину степени диссоциации (природа растворителя и растворенного вещества, температура, концентрация раствора, наличие одноименных ионов).

7. Понятие о кислотах и основаниях. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Теории кислот и оснований Бренстеда, Льюиса. Понятие о жестких и мягких кислотах и основаниях.

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: слабые кислоты и основания, комплексные ионы.

10. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации (природа растворенного вещества и растворителя, температура). Константы обменных равновесий. Понятие о рК.

11. Ступенчатые константы диссоциации кислот, оснований и комплексных соединений. Закон разбавления.

12. Вода как слабый электролит. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).

13. Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости (ПР).

14. Обменные реакции между ионами в водных растворах. Общие условия их протекания. Полные и сокращенные ионные уравнения.

15. Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

16. Гидролиз кислых солей. Совместный гидролиз солей. Необратимый гидролиз.

17. Степень гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, рН среды на степень гидролиза. Константа равновесия реакции гидролиза. Условия подавления гидролиза.

18. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления.

19. Изменение степеней окисления атомов реагирующих веществ как результат переноса электронов или переноса атомов. Окислители. Восстановители.

20. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: методы электронного баланса и ионно-электронный.

21. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования, компрпорционирования.

22. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций (природа и концентрация реагирующих веществ, среда реакции, присутствие катализатора, температура).

23. Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем.

24. Стандартные электродные потенциалы и способы их определе-

ния. Водородный электрод как электрод сравнения. Окислительно-восстановительное равновесие в растворах.

25. Зависимость величины электродного потенциала от концентрации ионов в растворе, pH, температуры, комплексообразования. Уравнение Нернста.

26. Таблицы стандартных потенциалов и использование их данных для оценки возможности протекания ОВР.

27. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. ОВП и направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

28. Электродные потенциалы металлов. Стандартные электродные потенциалы и электрохимический ряд напряжений металлов.

29. Положение металлов в ряду напряжений и возможность их взаимодействия с водой; водными растворами кислот и щелочей; солями других металлов. Активность металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений и в системе.

30. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.

## **Модуль 2. Блок 2** **Растворы. Гидролиз солей ОВР**

### **Типовой вариант**

1. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления, восстановления.

2. Степень гидролиза. Константа равновесия реакции гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза.

3. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{PH}_4^+$ ,  $\text{CaClO}_2$ ,  $\text{V}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{H}_4\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  ( $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}^-$ ,  $\text{O}^0$ ,  $\text{O}^{+2}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

4. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах: а)  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ ; б)  $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ .

5. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:  $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{разб}} \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ .

6. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции, протекающей по схеме:  $\text{KNCS} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

7. Какой объем 50%-ного раствора KOH плотностью 1,538 г/см<sup>3</sup> потребуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора плотностью 1,048 г/см<sup>3</sup>?

8. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ .

9. Написать уравнения гидролиза солей: нитрата аммония, сульфида натрия, ацетата магния.

10. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если  $\text{pOH} = 2$ .

### Модуль 3. Химия *s*-, *p*- и *d*-элементов. Титриметрический метод анализа

#### Теоретические вопросы

1. Титриметрический метод. Сущность метода. Применение.
2. Требования к реакциям, применяемым в титриметрии.
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 кислот и щелочей.
13. Точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования.
14. Вычисление pH в различные моменты титрования и построение кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований.

15. Индикаторы кислотно-основного титрования. Теория индикаторов. Распространенные индикаторы

16. Выбор индикатора для установления конечной точки титрования.

17. Методы окислительно-восстановительного титрования. Перманганатометрия, иодометрия, дихроматометрия.

18. Способы определения точки эквивалентности (индикаторные и безиндикаторные). Индикаторы, применяемые в окислительно-восстановительных методах: специфические и окислительно-восстановительные.

19. Перманганатометрия. Общая характеристика метода. 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. Применение комплексонометрии в сельскохозяйственном анализе.

23. Реакции комплексообразования и требования к ним. Комплексонометрия. Понятие о комплексонах.

24. Строение молекул простейших комплексонов. Этилендиаминтетрауксусная кислота и ее динатриевая соль, (ЭДТА, комплексон-III) как комплексонометрический реагент.

25. Металлиндикаторы и принцип их действия.

### **Модуль 3. Химия *s*-, *p*- и *d*-элементов. Титриметрический метод анализа**

#### **Типовой вариант**

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. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

3. а)  $\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{FeBr}_3$ ; (назвать соединения);

б) натрий  $\rightarrow$  гидроксид натрия  $\rightarrow$  дигидрофосфат натрия  $\rightarrow$  гидрофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат натрия  $\rightarrow$  ортофосфат бария.

4. В чем сущность титриметрического метода анализа?
5. 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 %?
6. Приготовить 200 мл раствора щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  с титром, равным 0,006304 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.
7. Раствор азотной кислоты с массовой долей 30 % имеет плотность, равную  $1,18 \text{ г/см}^3$ . Определите молярную концентрацию эквивалента и титр раствора.
8. На титрование 20 мл раствора NaOH израсходовали 18,53 мл 0,1 н. раствора янтарной кислоты  $\text{H}_2(\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4)$ . Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора щелочи? Напишите уравнение реакции.

## **Тема 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ**

**Цель:** расширение и углубление базовых знаний студентов по основным положениям атомно-молекулярного учения и законам стехиометрии.

### **Задачи.**

Закрепить основные понятия и законы химии.

Рассмотреть эквивалент и закон эквивалентных отношений.

Усвоить свойства основных классов неорганических соединений, знать их особенности.

Приобрести навыки решения задач.

Неорганические вещества подразделяются на простые, состоящие из атомов одного элемента ( $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{S}_8$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{Cu}$  и т. д.), и сложные, состоящие из атомов нескольких элементов ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и т. д.).

Простые вещества делятся на *металлы* (обладают металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью) и *неметаллы* (не обладают совокупностью свойств металлов).

Например, медь имеет блеск, хорошо проводит тепло и электрический ток, пластична (из нее делают провода). Медь – металл. Сера – порошок желтого цвета, плохо проводит тепло, не проводит ток. Это неметалл.

Кристаллический кремний имеет металлический блеск, тепло и электропроводен, но хрупок, поэтому кремний – неметалл.

Сложные вещества разнообразны; в курсе химии подробно изучаются оксиды, основания, кислоты и соли.

*Оксиды* – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления –2.

Например,  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ ,  $\overset{+1}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ,  $\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_5$ .

Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли (это  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$ ), и *солеобразующие*. Последние делятся на:

- *кислотные*, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более +4 (например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_3$ );

- *основные*, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше +3 (например,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{MnO}$ );

- *амфотерные*, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$ ) и с переменными степенями окисления +3, +4 ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ). К амфотерным оксидам относится также вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Кислоты* – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Например,  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ .

Кислоты классифицируют:

1) по составу кислотного остатка на *кислородсодержащие*, например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , и *бескислородные*, например,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ;

2) по числу атомов водорода, способных замещаться на металл:

- одноосновные:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;

- двухосновные:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

- трехосновные:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

3) по степени диссоциации:

- сильные:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ;

- средние:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

- слабые:  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , органические кислоты.

*Основания* – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы.

Например,  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

1) по растворимости:

- нерастворимые:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;

- растворимые:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

2) по степени диссоциации:

- сильные (щелочи):  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

- слабые:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;

3) по числу гидроксильных групп:

- однокислотные:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;

- двухкислотные:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;

- трехкислотные:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

*Соли* – сложные вещества, в состав которых входят катионы, отличные от катионов водорода, и кислотные остатки.

По составу соли бывают:

средние (нормальные) – содержат катионы одного вида и анион кислотного остатка:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;

кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода:  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ;

основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона:  $\text{AlOHSO}_4$ ;  $\text{MgOHCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;

двойные – содержат катионы двух видов:  $\text{KNaSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$ ;

смешанные – содержат анионы двух видов:  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{Mg}_2(\text{PO}_4)\text{F}$ ;

комплексные – содержат комплексный ион:  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

Номенклатура – совокупность правил, на основании которых дают названия веществам. Номенклатура может быть систематическая (международная), рациональная и тривиальная (исторически сложившиеся названия).

**Оксиды** с помощью *систематической номенклатуры* называют с использованием числительных, обозначающих количество атомов каждого элемента: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта, 9 – нона, 10 – дека.  $\text{CO}_2$  – диоксид углерода.

По *рациональной номенклатуре* после слов «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид:  $\text{CO}_2$  – оксид углерода(IV),  $\text{N}_2\text{O}_5$  – оксид азота(V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается:  $\text{CaO}$  – оксид кальция.

*Тривиальные названия*:  $\text{CO}$  – угарный газ;  $\text{CO}_2$  – углекислый газ;  $\text{SiO}_2$  – кремнезем, кварц;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – глинозем;  $\text{CaO}$  – жженая известь, негашеная известь;  $\text{N}_2\text{O}$  – веселящий газ;

**Основания** по *рациональной номенклатуре* называют так: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной степени окисления она не указывается.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гид-

роксид железа(II);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа(III);  $\text{NaOH}$  – гидроксид натрия;  $\text{NH}_4\text{OH}$  – гидроксид аммония.

*Тривиальные названия:*  $\text{NH}_4\text{OH}$  – нашатырный спирт;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гашеная известь, известковая вода (в растворе);  $\text{NaOH}$  – едкий натр;  $\text{KOH}$  – едкое кали;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – едкий барит.

**Кислоты по рациональной номенклатуре** называются по русскому названию химического элемента с использованием разных суффиксов:

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сернистая;  $\text{HNO}_3$  – азотная;  $\text{HNO}_2$  – азотистая; -н, -ов, -ев – высшие кислоты; -ист; -оват; -оватист – невысшие кислоты (таблица). Бескислородные кислоты называются элементарно-водородными:  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная;  $\text{HCl}$  – хлороводородная.

#### Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Кислота		Анионы	
Название	Формула	Название кислотных остатков	Формула
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фторид	$\text{F}^-$
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлорид	$\text{Cl}^-$
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромид	$\text{Br}^-$
Йодоводородная	$\text{HI}$	Йодид	$\text{I}^-$
Циановодородная	$\text{HCN}$	Цианид	$\text{CN}^-$
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфид	$\text{S}^{2-}$
Селеноводородная	$\text{H}_2\text{Se}$	Селенид	$\text{Se}^{2-}$
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонат	$\text{CO}_3^{2-}$
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикат	$\text{SiO}_3^{2-}$
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфат	$\text{PO}_4^{3-}$
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитрат	$\text{NO}_3^-$
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитрит	$\text{NO}_2^-$
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфат	$\text{SO}_4^{2-}$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфит	$\text{SO}_3^{2-}$
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромат	$\text{CrO}_4^{2-}$
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганат	$\text{MnO}_4^-$

*Тривиальные названия:*  $\text{HF}$  – плавиковая кислота;  $\text{HCl}$  – соляная кислота;  $\text{HCN}$  – синильная кислота;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – купоросное масло;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – уксусная кислота.

**Соли по рациональной номенклатуре** называют с помощью латинских корней элементов и разных суффиксов (таблица): ид – бескисло-

родные соли, ит – соли невысших кислот, ат – соли высших кислот, далее указывается катион и его степень окисления (если она переменная): NaCl – хлорид натрия; Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – сульфит натрия; Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфат натрия; Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> – нитрат железа(III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-: NaHCO<sub>3</sub> – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей – префикс гидроксо-: CuOHCl – гидроксохлорид меди(II).

*Тривиальные названия:* NaCl – поваренная соль; CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O – медный купорос; CaCO<sub>3</sub> – мел, мрамор, известняк; HgS – киноварь; Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – кальцинированная сода; NaHCO<sub>3</sub> – питьевая (пищевая, чайная) сода; KClO<sub>3</sub> – бертолетова соль; KMnO<sub>4</sub> – марганцовка.

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Дать названия веществам: Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; CuSO<sub>4</sub>; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

*Решение.* Cr<sub>2</sub><sup>+3</sup>O<sub>3</sub><sup>-2</sup> – это оксид; определим степень окисления хрома: она равна +3, значит, вещество называется «оксид хрома(III)».

CuSO<sub>4</sub> – это соль серной кислоты; определим степень окисления меди: она равна +2. Вещество называется «сульфат меди(II)».

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – формула фосфорной кислоты.

**Пример 2.** Химические свойства оснований.

*Решение.*

Химические свойства оснований:

1. SO<sub>2</sub> + 2NaOH → Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O.
2. Al(OH)<sub>3</sub> + 3HCl → AlCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O.
3. FeCl<sub>3</sub> + 3 NH<sub>4</sub>OH → Fe(OH)<sub>3</sub> + 3NH<sub>4</sub>Cl.
4. Ca(OH)<sub>2</sub> → CaO + H<sub>2</sub>O.
5. BeO + Ba(OH)<sub>2</sub> → BaBeO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.
6. Al(OH)<sub>3</sub> + 3 KOH → K<sub>3</sub>AlO<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O.

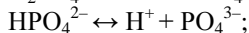
Ступенчатая диссоциация Ba(OH)<sub>2</sub> → BaOH<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>;



**Пример 3.** Написать уравнения диссоциации следующих соединений:

гидроксида калия: KOH → K<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>;

ортофосфорной кислоты: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ↔ H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>;

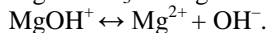


сульфата хрома(III): Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → 2Cr<sup>3+</sup> + 3SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>;

гидросульфида натрия:  $\text{NaHS} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HS}^-$ ;



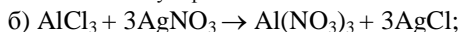
гидроксонитрата магния:  $\text{MgOHNO}_3 \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{NO}_3^-$ ;



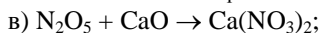
**Пример 4.** Закончить уравнения реакций и назвать продукты:



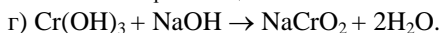
сульфат аммония



нитрат алюминия хлорид серебра(I)



нитрат кальция



метахромит натрия вода

**Пример 5.** Найти массу, объем, число молекул, которые содержатся в 5 моль  $\text{N}_2$ .

*Решение.*

$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$ ;  $V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 5 = 112 \text{ л}$ ;  $m = M \cdot n = 28 \cdot 5 = 140 \text{ г}$ ;

$N_{\text{мол}} = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 = 3,1 \cdot 10^{24}$  молекул.

**Пример 6.** Рассчитать молярные массы эквивалентов:

а) в соединениях:  $\text{CrO}_3$ :  $M_{\text{экв}}(\text{CrO}_3) = 52 \cdot 1/6 + 16 \cdot 1/2 = 16,7 \text{ г/моль}$ ;

$\text{Mn}(\text{OH})_4$ :  $M_{\text{экв}}(1/4\text{Mn}(\text{OH})_4) = 123 \cdot 1/4 = 30,7 \text{ г/моль}$ ;

$\text{HNO}_2$ :  $M_{\text{экв}}(\text{HNO}_2) = 1 \cdot 47 = 47 \text{ г/моль}$ ;

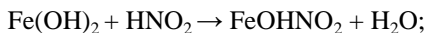
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ :  $M_{\text{экв}}(1/6\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \cdot 1/6 = 51,7 \text{ г/моль}$ .

б) по реакции:  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

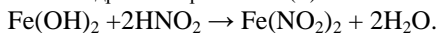
$M_{\text{экв}}(1/2\text{N}_2\text{O}_5) = 108 \cdot 1/2 = 54 \text{ г/моль}$ .

**Пример 7.** Получить и назвать соли, которые образуются при взаимодействии  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_2$ .

*Решение.*



гидроксонитрит железа(II)

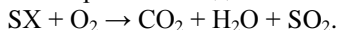


нитрит железа(II)

**Пример 8.** Задача. Неизвестное серосодержащее вещество массой 0,222 г сожгли в избытке кислорода, в результате чего образовались углекислый газ массой 0,396 г и вода массой 0,162 г. Вся сера, содержащаяся в исходном веществе массой 0,074 г, была переведена полностью в сульфат бария, масса которого оказалась равной 0,1165 г. Определить молекулярную формулу исходного вещества, если относительная плотность его паров по воздуху равна 5,1.

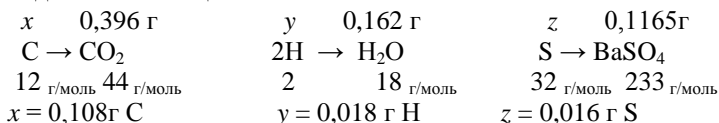
*Решение.*

Уравнение горения газообразного соединения X:



1) Найдем молярную массу вещества  $M = 5,1 \cdot 29 = 148$  г/моль.

2) Найдем состав вещества:



в 0,074 г вещества.

Пересчитаем содержание серы на 0,222 г вещества:

$$0,222 \cdot 0,016 / 0,074 = 0,048 \text{ г S.}$$

Найдем массу элементов:  $0,108 + 0,018 + 0,048 = 0,174$  г. Масса элементов меньше, чем масса вещества, поэтому в состав еще входит кислород.  $m(O) = 0,222 - 0,174 = 0,048$  г.

3) Найдем молярные соотношения элементов:  $C_xH_yS_zO_n$ .

$$x : y : z : n = 0,108/12 : 0,018/1 : 0,048/32 : 0,048/16 = \\ = 0,009 : 0,018 : 0,0015 : 0,003 = 6 : 12 : 1 : 2.$$

Получим простейшую формулу  $C_6H_{12}SO_2$ .

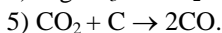
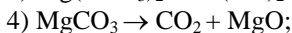
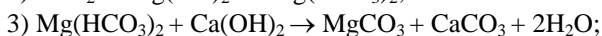
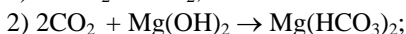
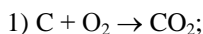
4) Найдем молярную массу  $M(C_6H_{12}SO_2) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 32 + 2 \times 16 = 148$  г/моль. Соответствует молярной массе истинной формуле.

*Ответ:* молекулярная формула исходного вещества  $C_6H_{12}SO_2$ .

**Пример 9.** Осуществить превращения:

углерод  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  гидрокарбонат магния  $\rightarrow$  карбонат магния  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  оксид углерода(II).

*Решение.*



### Модульные задания

1. Составить формулы веществ по названиям: оксид хлора(I); оксид хлора(V); гидроксид магния; гидроксид железа(III); сульфат хрома(III); гидросульфат алюминия; гидроксокарбонат магния; дигидрофосфат кальция; сульфид железа(II), сульфит железа(II), сульфат железа(III), сульфат железа(II).

2. Дать названия веществам:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCO}_3$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KHSO}_3$ .

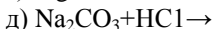
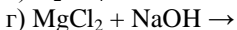
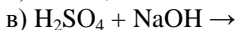
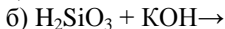
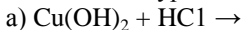
3. Какие из перечисленных оксидов будут взаимодействовать с серной кислотой:  $\text{MgO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ? Записать уравнения реакций.

4. Какие из перечисленных оксидов будут реагировать с гидроксидом натрия:  $\text{CaO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? Записать уравнения реакций.

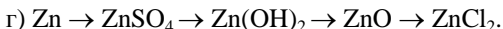
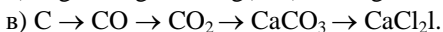
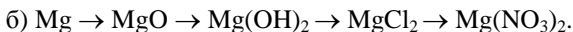
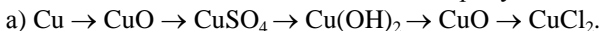
5. С какими из перечисленных веществ будет реагировать оксид натрия:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ? Записать уравнения реакций.

6. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид цинка:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Al}$ ? Записать уравнения реакций.

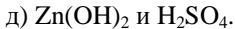
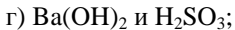
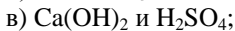
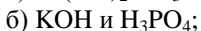
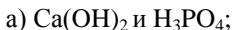
7. Закончить уравнения реакций и назвать их продукты:



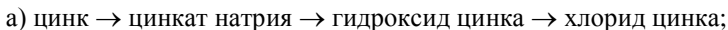
8. Составить уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Назвать исходные и конечные продукты.



9. Получить и назвать все соли, которые образуются при взаимодействии:



10. Осуществить превращения:



б) оксид свинца(II)  $\rightarrow$  п्लомбит натрия  $\rightarrow$  нитрат свинца(II)  $\rightarrow$  гидроксид свинца(II);

в) оксид свинца(IV) → плумбат натрия → гидроксид свинца(IV) → оксид свинца(IV);

г) нитрат хрома(III) → гидроксид хрома(III) → калий метакромит → хлорид хрома(III);

д) оксид бериллия → бериллат калия → гидроксид бериллия → хлорид бериллия.

11. Определить относительные молекулярные массы следующих веществ: оксида азота(IV), хлорной кислоты, гидроксида хрома(III), нитрата кальция.

12. Определить количество вещества селеноводорода  $H_2Se$ , содержащееся в 15 г  $H_2Se$ .

13. Определить количество вещества, содержащееся в 10 г уксусной кислоты.

14. Определить количество вещества брома  $Br_2$ , содержащееся в молекулярном бrome массой 32 г.

15. Определить количество вещества, содержащееся в 128 г оксида серы(IV).

16. Определить массу йода  $I_2$  количеством вещества 0,25 моль.

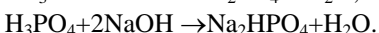
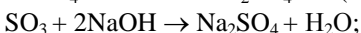
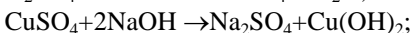
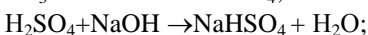
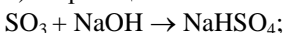
17. Какую массу имеет соляная кислота, если количество этого вещества равно 3 моль?

18. Определить массу сульфата натрия количеством вещества 0,25 моль.

19. Рассчитать факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ:

а) в соединениях:  $SO_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Al_2(SO_3)_3$ ,  $H_4P_2O_7$ ,  $B_2O_3$ ,  $Cr(NO_3)_3$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $Al(NO_2)_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $SO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Cl_2O_5$ ,  $H_3PO_4$ ,  $Fe(NO_3)_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $HClO_4$ ,  $B_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $Ba(NO_2)_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $HClO_3$ ,  $BaCl_2$ ;

б) по реакции:



20. Рассчитать количество моль, объем, число молекул, которое содержится в 10 г  $H_2$ .

21. Рассчитать массу, число моль и объем, если имеется  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул  $N_2$ .

22. Рассчитать массу, число молекул и моль, которые содержатся в 44,8 л  $\text{Cl}_2$ .

23. При сгорании 3,0 г металла получилось 4,2 г оксида. Рассчитать молярную массу эквивалента оксида этого металла.

24. Некоторое количество металла, молярная масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытесняет 0,7 л водорода (н.у.). Определить массу металла.

25. Металл массой 1 г соединяется с 8,89 г брома и 1,78 г серы. Определить молярную массу эквивалента металла.

26. Мышьяк образует два оксида, один из которых содержит 65,25 % As, а другой – 75,75 % As. Определить молярную массу эквивалента мышьяка в обоих оксидах.

27. На осаждение хлора, содержащегося в 0,333 г соли, израсходовано 0,544 г нитрата серебра. Вычислить молярную массу эквивалента соли.

28. Рассчитать молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 4,5 г ее израсходовано 4 г гидроксида натрия.

29. Найти формулы соединений по массовым долям (%) химических элементов, входящих в состав вещества:

а) серы – 40 и кислорода – 60;

б) железа – 70 и кислорода – 30;

в) хрома – 68,4 и кислорода – 31,6;

г) калия – 44,9, серы – 18,4 и кислорода – 36,7;

д) водорода – 13,05, кислорода – 34,78 и углерода – 52,17.

30. Установить формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если потеря массы при прокаливании составляет 55,91 % от массы кристаллогидрата.

## **Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ**

**Цель:** формирование представлений о строении атома и корпускулярно-волновой природе электрона умения прогнозировать химические свойства элементов; сформировать понимание природы и характерных свойств ковалентной, ионной и металлической связей, а также представление о влиянии гибридизации АО на пространственную структуру молекул.

### **Задачи:**

дать студентам знания о квантовых числах и принципах заполнения электронами атомных орбиталей;

уметь писать формулы электронных конфигураций в стационарном и возбужденном состояниях внешних оболочек атомов и ионов  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -элементов;

осмыслить периодический закон и понять принципы периодичности изменения свойств элементов;

Знать особенности ковалентной, ионной и водородной связей.

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Написать электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атомов хлора (возбужденное состояние показать графически). Указать все возможные валентные состояния.

*Решение.* Порядковый номер у атома хлора 17, электронная формула которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Так как последний электрон находится на  $p$ -подуровне, то хлор относится к электронному  $p$ -семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома хлора в нормальном состоянии:

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑						
----	----	----	----	----	----	----	----	---	--	--	--	--	--	--



имеет один неспаренный электрон, валентность равна 1.

Для атома хлора характерно три возбужденных состояния, которым соответствует следующие распределение электронов по квантовым ячейкам:

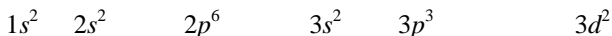
$Cl^* \dots 3s^2 3p^4 3d^1$  – имеет три неспаренных электрона и валентность равна 3.

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑					
----	----	----	----	----	----	----	---	---	---	--	--	--	--	--



$Cl^{**} \dots 3s^2 3p^3 3d^2$  – имеет пять неспаренных электронов и валентность равна 5.

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑				
----	----	----	----	----	----	---	---	---	---	---	--	--	--	--



$Cl^{***} \dots 3s^1 3p^3 3d^3$  – имеет семь неспаренных электронов; валентность равна 7.

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑		
$1s^2$		$2s^2$		$2p^6$		$3s^1$		$3p^3$		$3d^3$				

Написать электронные формулы ионов:  $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cl}^{+3}$ ,  $\text{Cl}^{+5}$  и составить формулы их оксидов.

*Ответ:*  $\text{Cl}^+ \dots 3s^2 3p^4$ ;  $\text{Cl}^{+3} \dots 3s^2 3p^2$ ;  $\text{Cl}^{+5} \dots 3s^2 3p^0$ .

Формулы их оксидов:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ .

**Пример 2.** Как изменяется прочность связи Н–Э в ряду  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ?

*Решение.* В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (N, P, As) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов, т. е. ослабление связи. К тому же результату приводит возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду N, P, As вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от азота к мышьяку прочность связи Н–Э уменьшается.

**Пример 3.** Написать структурную формулу соединения  $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$  и определить по разности ЭО тип химической связи.

*Решение.* Связь считается ионной, если  $\Delta\text{ЭО} \geq 1,7$ ;

ковалентной полярной, если  $\Delta\text{ЭО} < 1,7$ ;

ковалентной неполярной, если  $\Delta\text{ЭО} = 0$ .

В соединении  $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$  присутствуют следующие типы химической связи:

ионная:  $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$

$\Delta\text{ЭО}(\text{Fe} - \text{O}) = |3,5 - 1,64| = 1,86 > 1,7$ .

Ковалентная: полярная  $\Delta\text{ЭО}(\text{S} - \text{O}) = |3,5 - 2,44| = 1,06 < 1,7$ ;

$\Delta\text{ЭО}(\text{N} - \text{O}) = |3,5 - 3,07| = 0,43 < 1,7$ ;

$\Delta\text{ЭО}(\text{H} - \text{O}) = |3,5 - 2,1| = 1,4 < 1,7$ ;

$\Delta\text{ЭО}(\text{N} - \text{H}) = |2,1 - 3,07| = 0,97 < 1,7$ ;

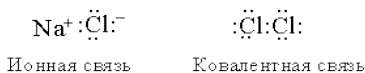
ион  $\text{NH}_4^+$  образован ковалентной связью по донорно-акцепторному механизму (азот – донор;  $\text{H}^+$  – акцептор).

**Пример 4.** Показать методом ВС механизм образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки в соединениях  $\text{NaCl}$  и  $\text{Cl}_2$ .

*Решение.* Ковалентная связь возникает, когда два атома обобществляют одну (или более) пару электронов. При образовании ковалентной связи атомы удерживаются вместе электростатическим притяжением

ядер к общей электронной паре в отличие от ионной связи, в основе которой лежит электростатическое притяжение между самими ионами. Ковалентные связи обычно образуются в тех случаях, когда ядра атомов притягивают электроны примерно с одинаковой силой. Такая связь существует, например, в молекуле хлора. Есть удобное правило для определения типа связи между атомами двух элементов: если один элемент находится в левой части периодической таблицы, а другой – в правой, то связь между ними будет ионной.

Если валентные электроны обозначить точками, то различие между двумя типами связи станет более наглядным:



Молекула  $\text{Cl}_2$  образована по обменному механизму ковалентной неполярной связи, имеет молекулярную кристаллическую решетку. Ионная связь натрия хлорида обуславливает ионную кристаллическую решетку.

**Пример 5.** Какой тип гибридизации в молекуле  $\text{AlCl}_3$ ?

Решение. У атома алюминия, вступающего в химическую связь, на внешнем энергетическом уровне имеются один  $s$ - и два  $p$ -электрона, которые участвуют в  $sp^2$ -гибридизации АО орбиталей этого атома.

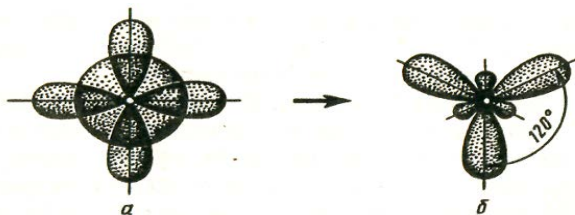
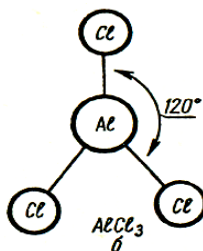


Схема гибридизации атома алюминия

При  $sp^2$ -гибридизации образуются плоские молекулы с валентными углами  $120^\circ$ . Форма – плоский треугольник.



Конфигурация молекулы  $\text{AlCl}_3$

### Модульные задания

31. Показать строение электронной оболочки атомов и их возможные валентные состояния: алюминия, серы, кислорода, брома, железа, фосфора, цинка, фтора, кальция, кремния, углерода, калия, селена.

32. На основании значений электроотрицательности указать, как в ряду F, Cl, Br, I изменяется способность атомов принимать электроны.

33. У какого из элементов четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?

34. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составить формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления, назвать их.

35. Исходя из положения металлов в периодической системе, дать ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов – более сильное основание: а) NaOH или CsOH; б)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  или  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ?

36. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составить формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

37. Электроотрицательность. Как изменяется этот показатель в ряду Sb, As, P?

38. Радиус атома. Как изменяется этот показатель в ряду Bi, Sb, As, P?

39. Энергия сродства к электрону. Как изменяется этот показатель в ряду Al, Si, P, S, Cl?

40. Какое из перечисленных газообразных водородных соединений наиболее прочно и какое наименее прочно:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{BiH}_3$ ?

41. Как меняются восстановительная способность и сила кислот в ряду  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ?

42. Какие гибридные облака атома углерода участвуют в образовании химической связи в молекулах  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{COCl}_2$ ?

43. В чем причина различной пространственной структуры молекул  $\text{BCl}_3$  и  $\text{NH}_3$ ?

44. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекулах  $\text{SiH}_4$  и  $\text{SiF}_4$ . Полярны ли эти молекулы?

45. Написать структурную формулу соединения  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и определить по разности ЭО тип химической связи.

46. Написать структурную формулу соединения  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и определить по разности ЭО тип химической связи.

47. Написать структурную формулу соединения  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и определить по разности ЭО тип химической связи.

48. Показать методом ВС механизм образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки в молекуле  $\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{CH}_4$ .

49. Определите тип гибридизации центрального атома в  $\text{NH}_4^+$ . Дать полный ответ.

50. Определите тип гибридизации центрального атома в  $\text{SbCl}_5$ . Дать полный ответ.

### Тема 3. Комплексные соединения

**Цель:** освоение студентами знаний о процессе комплексообразования и составе комплексных соединений; особенностях химической связи и устойчивости этих веществ.

**Задачи:**

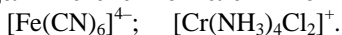
иметь представление об основных понятиях: комплексообразователь, лиганды и координационное число;

получить информацию о природе химической связи в комплексных соединениях в рамках метода валентных связей и теории кристаллического поля;

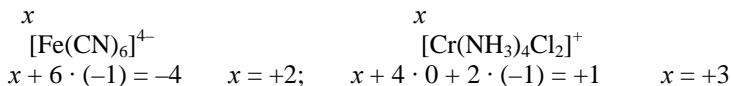
знать условия образования, разрушения и трансформации комплексных соединений.

## Методика выполнения модульных заданий

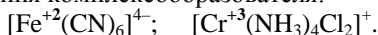
**Пример 1.** Определить степень окисления комплексообразователя:



*Ответ.*



Степень окисления комплексообразователя:



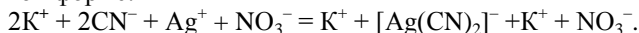
**Пример 2.** Получить и охарактеризовать координационное (комплексное) соединение: название, структура, первичная и вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости:  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ .

*Ответ.*

1. Получение. Смешиванием растворов  $\text{KCN}$  и  $\text{AgNO}_3$ :

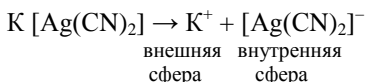


или в ионной форме:



2. Название – дицианоаргентат(I) калия.

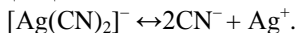
3. Первичная диссоциация и структура (состав) комплексного соединения.



$\text{Ag}^+$  – комплексообразователь;  $\text{CN}^-$  – монодентатный лиганд.

Один лиганд  $\text{CN}^-$  связывается с комплексообразователем ( $\text{Ag}^+$ ) только одной связью, поэтому дентатность этого лиганда равна 1. Количество координационных связей, которыми комплексообразователь связан со всеми лигандами, равно 2, следовательно, координационное число серебра в данном комплексном соединении равно 2.

4. Вторичная диссоциация комплексного иона.



5. Выражение константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-\}}$$

**Пример 3.** Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

**Решение.** Электронная формула атома  $\text{Ag} \dots 4d^{10}5s^1$ , а иона  $\text{Ag}^+ \dots 4d^{10}5s^0$ . Координационное число равно 2, поэтому донорно-акцепторные связи образуют  $sp$ -гибридные орбитали и комплексный ион имеет линейное строение  $[\text{CN}^- \rightarrow \text{Ag}^+ \leftarrow \text{CN}^-]$ . Внутренние атомные орбитали имеют все спаренные электроны, и комплексный ион диамагнитный.

У иона  $\text{Ag}^+$   $d$ -подуровень заполнен полностью, поэтому комплекс неокрашен.

### Модульные задания

51. Определить величину и знак заряда комплексных ионов:  $[\text{Bi}^{+3}\text{I}_4]$ ;  $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$ ;  $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}]$ ;  $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ ;  $[\text{Hg}^{+2}(\text{SCN})_4]$ ;  $[\text{Cd}^{+2}(\text{CN})_4]$ .

52. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ ;  $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{SCN})_3\text{Cl}]^{2-}$ ;  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ;  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ;  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ .

53. Написать уравнение первичной диссоциации и определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях:  $\text{K}[\text{AgBr}_4]$ ;  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

54. Написать первичную и ступенчатую вторичную диссоциации следующих комплексных соединений:

- $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ ;
- $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ ;
- $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$ ;
- $\text{Cs}[\text{AuCl}_4]$ ;
- $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$ .

55. Написать выражения для констант нестойкости ( $K_n$ ) комплексных ионов:

- $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;
- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;
- $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$ ;
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

56. Написать эмпирические формулы следующих соединений:

- хлорида триамминхлороплатины(II);

- б) хлорида диамминсеребра(I);
- в) дигидроксотетрахлороплатината(IV) аммония;
- г) гексацианоферрата(III) калия;
- д) сульфата тетраамминмеди(II).

57. Назвать комплексные соединения:

- а)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ;
- б)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;
- в)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ;
- г)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ;
- д)  $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$ ;
- е)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ;
- ж)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$ ;
- з)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ;
- и)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_2]$ ;
- к)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{NCS})_3]$ ;
- л)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{C}_2\text{O}_4]\text{Cl}$ .

58. Получить и назвать комплексные соединения:  $\text{Na}_2[\text{NiF}_4]$ ;  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ;  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ;  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ ;  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ ;  $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$ ;  $\text{K}[\text{AuBr}_4]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Дать характеристику комплексного соединения: структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона.

59. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе и определить его геометрию, магнитные свойства и окраску раствора:  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ;  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;  $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ ;  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ;  $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ;  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ .

60. Рассмотреть строение комплексных соединений на примере:

- а)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ ;
- б)  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ .

Выразить константу нестойкости комплексных ионов.

#### Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

**Цель:** Обеспечение студентов системой теоретических знаний и понятий в области химической кинетики.

**Задачи:**

охарактеризовать сущность и особенности протекания во времени химических гомо- и гетерогенных процессов;

объяснить обратимые процессы и принцип Ле-Шателье для химического равновесия;

научиться на основе законов кинетики прогнозировать направление протекания процессов.

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{H}_2\text{O})$ .

Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 3 раза?

*Ответ.*

По закону действующих масс для данной реакции скорость равна

$$v = k[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Пусть до изменения условий концентрация  $[\text{H}_2]$  равна  $a$ , концентрация  $[\text{O}_2]$  –  $v$  моль/л, тогда  $v_1 = k \cdot a^2 \cdot v$ .

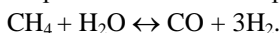
После увеличения давления в 3 раза концентрация реагирующих веществ также увеличивается в 3 раза и составляет  $[\text{H}_2] = 3a$ ;  $[\text{O}_2] = 3v$ .

Тогда  $v_2 = k \cdot (3a)^2 \cdot 3v$ ;  $v_2 = 27k \cdot a^2 \cdot v$ .

$$\text{Сравним } \frac{v_2}{v_1} = \frac{27k \cdot a^2 \cdot v}{k \cdot a^2 \cdot v} = 27.$$

Находим, что скорость реакции увеличится в 27 раз.

**Пример 2.** Записать выражение константы равновесия для реакции



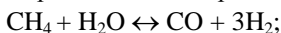
В каком направлении будет смещаться равновесие реакции при уменьшении объема?

*Ответ.*

По закону действующих масс для данной реакции скорость равна

$$v = k[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Выражение константы равновесия для реакции



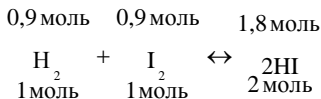
$$K = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

Реакция идет с увеличением объема ( $4 > 2$ ), поэтому уменьшение объема будет смещать равновесие влево.

**Пример 3.** Равновесие реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  установилось при следующих концентрациях  $[\text{H}_2] = 0,5$  моль/л,  $[\text{I}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{HI}] = 1,8$  моль/л. Определить исходные концентрации йода и водорода и константу химического равновесия.

*Ответ.*

Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 0,9 моль/л  $H_2$  и 0,9 моль/л  $I_2$ :



Следовательно, исходная концентрация составляет:

$$[H_2] = 0,5 + 0,9 = 1,4 \text{ моль/л}; [I_2] = 0,1 + 0,9 = 1 \text{ моль/л}.$$

Константа химического равновесия равна

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{1,8^2}{0,5 \cdot 0,1} = 64,8.$$

### Модульные задания

61. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $2(NO) + (O_2) \rightarrow 2(NO_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе уменьшить в 4 раза?

62. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $(CO) + (H_2O) \rightarrow (CO_2) + (H_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если увеличить концентрацию CO в 3 раза, а концентрацию воды в 2 раза?

63. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $2(CO) + (O_2) \rightarrow 2(CO_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза?

64. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  $\{Na_2CO_3\} + 2\{HCl\} \rightarrow 2\{NaCl\} + \{H_2O\} + (CO_2)$ . Как изменится скорость реакции, если температуру увеличить на  $50^\circ C$  ( $\gamma = 2$ ).

65. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции  $(N_2) + 3(H_2) \leftrightarrow 2(NH_3)$ . Как изменится скорость реакции, если температуру понизить на  $40^\circ C$  ( $\gamma = 2$ )?

66. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(N_2) + 3(H_2) \leftrightarrow 2(NH_3)$ ,  $\Delta H < 0$ . Определить смещение равновесия при увеличении концентрации  $H_2$ .

67. Записать выражение константы равновесия для реакции  $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{SO}_3)$ ,  $\Delta H < 0$  и определить смещение равновесия при повышении температуры.

68. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO})$ ,  $\Delta H > 0$  и определить смещение равновесия при повышении давления.

69. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O}) \leftrightarrow (\text{CO}_2) + (\text{H}_2)$ ,  $\Delta H < 0$  и определить смещение равновесия при понижении давления.

70. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % NO.

71. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,2$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,3$ ;  $[\text{COCl}_2] = 1,2$ . Вычислить константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и CO.

72. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы  $2(\text{NO}) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO}_2)$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,05$ ;  $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,02$ ;  $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,04$  моль. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и  $\text{O}_2$ .

73. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,8 и 0,5 моль/л. Вычислить константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40 % NO.

74. Реакция идет по уравнению:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ . Концентрации исходных веществ до начала реакции были  $[\text{N}_2] = 0,049$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,01$  моль/л. Вычислить концентрацию этих веществ, когда образовалось  $[\text{NO}] = 0,005$  моль/л.

75. Реакция идет по уравнению:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ . Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 1. Исходные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{H}_2] = 0,04$ ;  $[\text{I}_2] = 0,05$ . Вычислите равновесные концентрации веществ.

76. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,1$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,5$ ;  $[\text{COCl}_2] = 0,8$ . Вычислить константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и CO.

77. В гомогенной газовой системе  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$  равновесие установилось при концентрациях (моль/л):  $[\text{B}] = 0,05$  и  $[\text{C}] = 0,02$ . Констан-

та равновесия системы равна 0,04. Вычислить исходные концентрации веществ А и В.

78. Написать выражение для константы равновесия гетерогенной системы:  $C + H_2O(г.) \leftrightarrow CO + H_2$ . Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

79. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции увеличилась в 39 раз?  $\gamma = 2,5$ .

80. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы  $CO(г.) + H_2O(г.) \leftrightarrow CO_2(г.) + H_2(г.)$ , если равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[CO]_p = 0,004$ ;  $[H_2O]_p = 0,064$ ;  $[CO_2]_p = 0,016$ ;  $[H_2]_p = 0,016$ . Чему равны исходные концентрации воды и CO?

## Тема 5. РАСТВОРЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

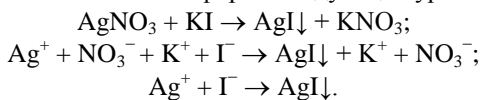
**Цель:** Получение студентами знаний о механизме процессов растворения, свойствах и способах выражения состава растворов, об особенностях растворов сильных и слабых электролитов, а также о гидролизе солей.

**Задачи:**

- усвоить основные понятия и свойства растворов;
- иметь представление об электрохимической диссоциации, силе электролита, ионном произведении воды и рН растворов;
- понять процесс гидролиза разных типов солей.

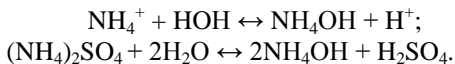
### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Написать в ионной форме следующие уравнения:

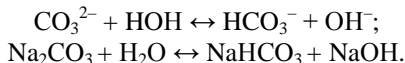


**Пример 2.** Написать уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: сульфата аммония, карбоната натрия, ацетата аммония.

**Решение.** Соль сульфата аммония  $(NH_4)_2SO_4$  образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов  $H^+$  в растворе становится больше концентрации ионов  $OH^-$  и раствор приобретает кислую реакцию ( $pH < 7$ ):

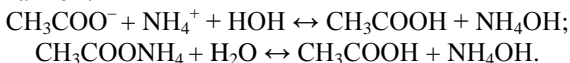


Соль карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована сильным основанием и слабой кислотой:



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  концентрация ионов  $\text{OH}^-$  становится больше концентрации ионов  $\text{H}^+$  и реакция этого раствора щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).

Соль ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образована слабой кислотой и слабым основанием:



Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ( $\text{pH} \approx 7$ ), так как степени диссоциации обоих слабых электролитов приблизительно равны.

**Пример 3.** Вычислить  $\text{pH}$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-4}$  моль/л.

*Решение.* Находим величину  $\text{pH}$ :  $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$ ;  $\text{pH} = -\lg(10^{-4})$ ;  $\text{pH} = 4$ .

**Пример 4.** Коэффициенты растворимости  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  при 60 и 10 °С соответственно равны 90 г и 46 г на 100 г воды. Какую массу чистого нитрата свинца можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С, если на приготовление насыщенного раствора было затрачено 400 мл воды?

*Решение.* Найдем массу соли, которая растворится при 60 °С в 400 мл воды.  $m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 90 \cdot 400/100 = 360$  г.

Найдем массу соли, которая останется при 10 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 46 \cdot 400/100 = 184 \text{ г.}$$

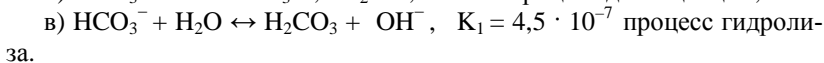
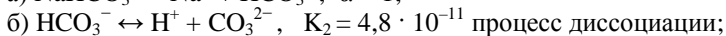
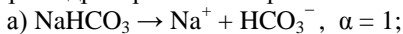
Найдем массу чистого нитрата свинца, которую можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 360 - 184 = 176 \text{ г.}$$

*Ответ:* 176 г  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

**Пример 5.** Написать уравнение гидролиза гидрокарбоната натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $K_1\text{H}_2\text{CO}_3 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_2\text{HCO}_3^- = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ).

*Решение.* Рассмотрим процессы, происходящие в водном растворе гидрокарбоната натрия:



Процесс (а) определяет концентрацию исходных гидролизующихся ионов соли. Процессы (б) и (в) определяют равновесные концентрации  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Процессы диссоциации и гидролиза конкурируют.

Рассчитаем константу гидролиза  $K_{\text{г}}(\text{HCO}_3^-)$ .

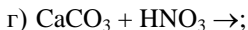
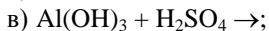
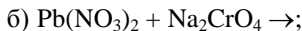
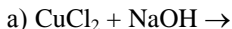
$$K_{\text{г}}(\text{HCO}_3^-) = K_w/K_1 = 10^{-14}/(4,5 \cdot 10^{-7}) = 2,2 \cdot 10^{-8}.$$

Так как константа гидролиза больше константы диссоциации  $\text{HCO}_3^-$  ( $2,2 \cdot 10^{-8} > 4,8 \cdot 10^{-11}$ ), то процесс гидролиза идет глубже, чем диссоциация и поэтому ионов  $\text{OH}^-$  в растворе больше, чем ионов  $\text{H}^+$ . Среда раствора данной соли  $\text{NaHCO}_3$  щелочная.

*Ответ:* рН раствора  $\text{NaHCO}_3 > 7$ .

### Модульные задания

81. Закончить и написать в ионной форме следующие уравнения:



82. Найти рН раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-11}$  моль/л.

83. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если рН = 8.

84. Найти рН раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-6}$  моль/л.

85. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если рОН = 3.

86. Найти рОН раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-10}$  моль/л.

87. Сколько граммов нитрата калия выкристаллизуется из 105 г насыщенного при 60 °С раствора, если охладить его до 0 °С? Коэффициенты растворимости  $\text{KNO}_3$  при указанных температурах соответственно равны 110 и 13 г в 100 г воды.

88. При 60 °С насыщенный раствор нитрата калия содержит массовую долю  $\text{KNO}_3$ , равную 52,4 %. Найти коэффициент растворимости нитрата калия при данной температуре.

89. Вычислить массовую долю сульфата калия и его коэффициент растворимости, если при 0 °С 50 г раствора содержат 3,44 г  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

90. Растворимость сульфата меди при 20 °С и 100 °С равна соответственно 20,2 и 77 г. Какая масса  $\text{CuSO}_4$  выпадет в осадок, если охладить 825 г раствора от 100 до 20 °С?

91. Написать уравнения гидролиза солей: хлорида магния, карбоната алюминия, нитрата аммония, силиката натрия, сульфида алюминия, нитрита аммония, сульфида натрия, хлорида олова(II), сульфида кальция, карбоната железа(III), сульфида аммония, ортофосфата натрия, цианида аммония, силиката натрия, карбоната аммония.

92. Написать уравнение гидролиза натрий гидрофосфата. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $\text{K}_1\text{H}_3\text{PO}_4 = 7,6 \cdot 10^{-3}$ ;  $\text{K}_2\text{H}_2\text{PO}_4^- = 6,3 \cdot 10^{-8}$ ;  $\text{K}_3\text{HPO}_4^{2-} = 1,3 \cdot 10^{-12}$ ).

93. Написать уравнение гидролиза гидросульфида натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $\text{K}_1\text{H}_2\text{S} = 1,0 \cdot 10^{-7}$ ;  $\text{K}_2\text{HS}^- = 2,5 \cdot 10^{-13}$ ).

94. Написать уравнение гидролиза гидроарсената натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $\text{K}_1\text{H}_3\text{AsO}_4 = 5,6 \cdot 10^{-3}$ ;  $\text{K}_2\text{H}_2\text{AsO}_4^- = 1,7 \cdot 10^{-7}$ ;  $\text{K}_3\text{HASO}_4^{2-} = 2,95 \cdot 10^{-12}$ ).

95. Написать уравнение гидролиза гидросульфита натрия. По значениям константы гидролиза и константе диссоциации предсказать реакцию среды. ( $\text{K}_1\text{H}_2\text{SO}_3 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ ;  $\text{K}_2\text{HSO}_3^- = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ).

## Тема 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Цель:** формирование у студентов знаний об окислительно-восстановительных процессах, электродных потенциалах и электродвижущей силе окислительно-восстановительных реакций.

### Задачи:

изучить методы составления и направление протекания ОВР;  
иметь понятия об электродных потенциалах и гальванических элементах;

знать условия самопроизвольного и равновесного протекания окислительно-восстановительных реакций.

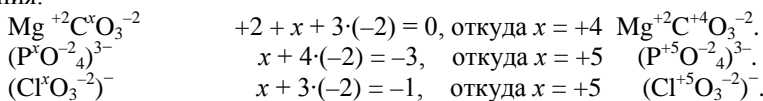
## Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Определить степени окисления элементов в соединениях  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{PO}_3^{3-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $(\text{Cl}^+, \text{Cl}^{+3}, \text{Cl}^{+7})$ . Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

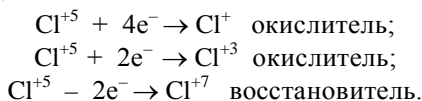
Решение. Степень окисления – это условный заряд атома, рассчитанный исходя из того, что молекула состоит из ионов.

В молекуле сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, а в ионе – заряду иона.

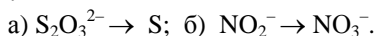
Обозначим искомую степень окисления буквой  $x$  и составим уравнения.



Окислительно-восстановительные свойства для элемента последней частицы  $\text{Cl}^{+5}$ :

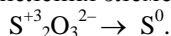


**Пример 2.** Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:

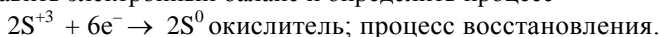


Решение.

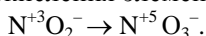
а) Рассчитать степени окисления элементов



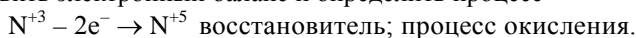
Составить электронный баланс и определить процесс



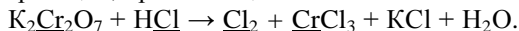
б) Рассчитать степени окисления элементов



Составить электронный баланс и определить процесс



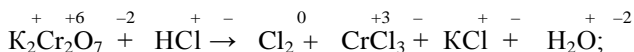
**Пример 3.** Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



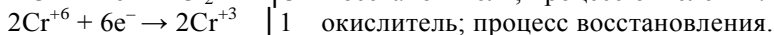
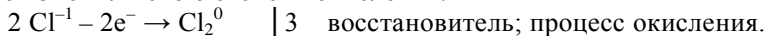
Решение. При составлении окислительно-восстановительных реакций в настоящее время используются два метода подбора коэффициентов: метод электронного баланса и электронно-ионный метод или метод полуреакций. В обоих случаях исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу элек-

тронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов **методом электронного баланса** составляют схему реакции, определяют элементы, изменившие степень окисления, и составляют отдельные схемы электронного баланса для процессов окисления и восстановления. Те наименьшие числа, на которые необходимо умножить обе схемы, чтобы уравнять число отданных и присоединенных электронов, и будут коэффициентами при окислителе и восстановителе. Затем подбирают коэффициенты для других веществ, участвующих в реакции.

Определим степени окисления элементов



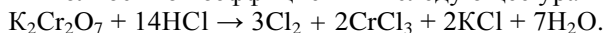
Составим уравнения электронного баланса по элементам, которые изменили свою степень окисления.



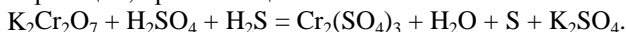
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – окислитель, восстанавливается;

$\text{HCl}$  – восстановитель, окисляется.

Расставим полностью коэффициенты в следующее уравнение:

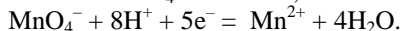
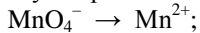


**Задание 5.** Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции, протекающей по схеме:

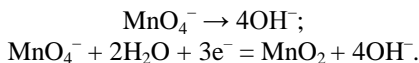


*Решение.* В электронно-ионном методе степени окисления элементов не определяют. Электронно-ионный метод характеризует процессы, которые происходят в условиях протекания реакции. В растворах нет ионов  $\text{S}^{+3}$ , но есть ионы  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ . Слабые электролиты, газы и нерастворимые вещества записываются в молекулярном виде. При составлении ионного уравнения для каждой полуреакции следует учитывать количество атомов кислорода и водорода в исходных веществах и продуктов реакции и их уравнивать по правилам конкретной среды.

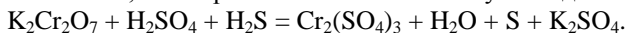
*Уравнивание в кислой среде:* там, где не хватает кислорода, прибавляем  $\text{H}_2\text{O}$  (столько, сколько необходимо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем суммарное число  $\text{H}^+$ :



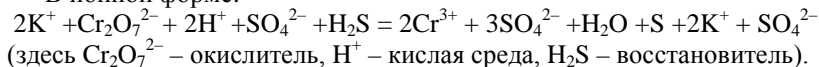
*Уравнивание в щелочной среде:* в той части, где не хватает кислорода прибавляем  $\text{OH}^{-}$  (в 2 раза больше, чем необходимо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем  $\text{H}_2\text{O}$  (в 2 раза меньше, чем группа  $\text{OH}^{-}$ ).



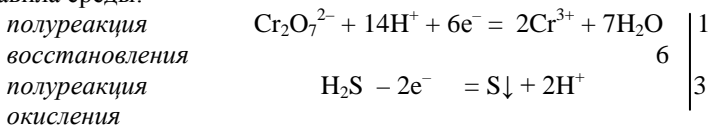
При протекании реакции в кислой среде в полуреакции могут быть только молекулы воды и  $\text{H}^+$ -ионы; в щелочной среде – только молекулы воды и  $\text{OH}^-$ -ионы; в нейтральной – только молекулы воды.



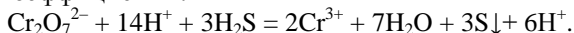
В ионной форме:



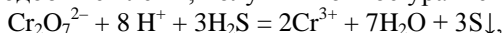
Составим электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, подбирая дополнительные множители с учетом правила среды:



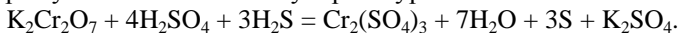
Общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем. Суммируем электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты:



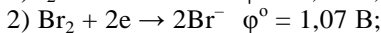
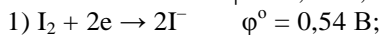
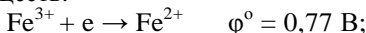
Сократив подобные члены, получим ионное уравнение



по которому составляют молекулярное уравнение



**Задание 6.** Определить, можно ли использовать в стандартных условиях соли железа(III) для окисления ионов  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  до простых веществ.



**Решение.** Поскольку значение потенциала железа больше только потенциала йода ( $\text{ЭДС} = 0,77 - 0,53 = 0,24 > 0$ ), то ионы  $\text{Fe}^{3+}$  способны окислить ионы  $\text{I}^-$  до простого вещества.

## Модульные задания

96. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}_4^-$  ( $\text{Mn}^{+2}$ ,  $\text{Mn}^{+4}$ ,  $\text{Mn}^{+6}$ ,  $\text{Mn}^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

97. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  ( $\text{P}^{-3}$ ,  $\text{P}^0$ ,  $\text{P}^{+3}$ ,  $\text{P}^{+5}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

98. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}_2$  ( $\text{Mn}^{+2}$ ,  $\text{Mn}^{+4}$ ,  $\text{Mn}^{+6}$ ,  $\text{Mn}^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

99. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{FeO}_4^{2-}$  ( $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Fe}^{+6}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

100. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{HNO}_3$  ( $\text{N}^{-3}$ ,  $\text{N}^+$ ,  $\text{N}^{+2}$ ,  $\text{N}^{+5}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

101. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:

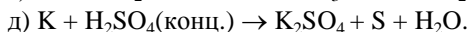
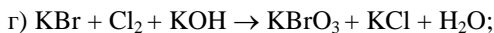
- $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ ;
- $\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2$ ;
- $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ ;
- $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ .

102. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, окислительно-восстановительную двойственность:

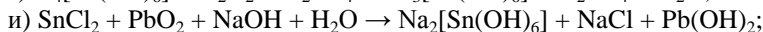
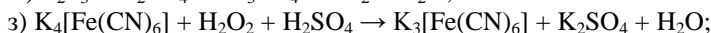
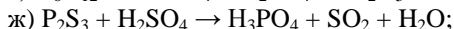
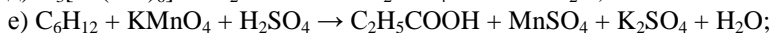
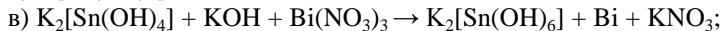
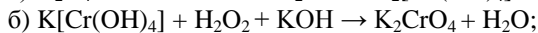
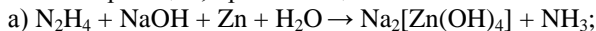
- $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ;
- $\text{Cr}$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{KCrO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
- $\text{NH}_3$ ,  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ?

103. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схеме:

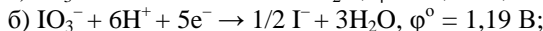
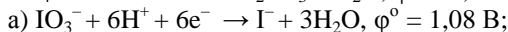
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$ ;
- $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;



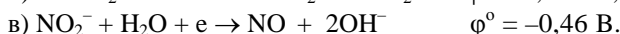
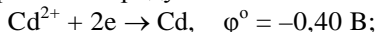
104. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнениях реакций, протекающих по схеме:



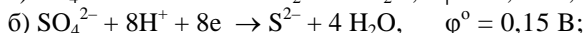
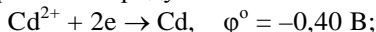
105. Используя значения  $\varphi^\circ$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления йодат-ионов сернистой кислотой:



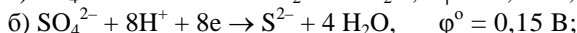
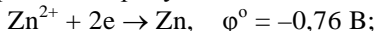
106. Используя значения  $\varphi^\circ$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления нитрит-ионов кадмием:



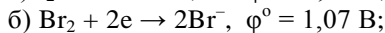
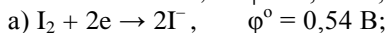
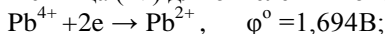
107. Используя значения  $\varphi^\circ$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления сульфат-ионов кадмием:



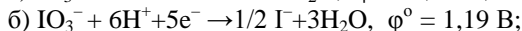
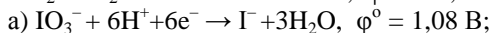
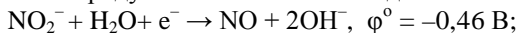
108. Используя значения  $\varphi^\circ$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления сульфат-ионов цинком:



109. Определить, можно ли использовать в стандартных условиях соли свинца (IV) для окисления ионов  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  до простых веществ.



110. Используя значения  $\varphi^{\circ}$  полуреакций, определить наиболее вероятный продукт восстановления йодат-ионов азотистой кислотой:



## Тема 7. Химия элементов

**Цель:** Дать студентам представление о специфичности роли каждого органогена и его соединений в живых системах.

### Задачи:

охарактеризовать распространенность химических элементов в природе;

знать понятия: макроэлемент, микроэлемент, органоген, металлы жизни, биогенные элементы, токсиканты;

определять закономерности распределения биогенных элементов по *s*-, *p*-, *d*-блокам;

владеть информацией о специфической роли каждого органогена и его соединений в живых системах.

Решающее значение в использовании живыми организмами тех или иных химических элементов принадлежит соотношению различных их свойств, их доступности для организмов в окружающей среде, а также способности организмов избирательно поглощать и концентрировать их. С точки зрения химии естественный отбор элементов сводился к отбору таких элементов, которые способны к образованию, с одной стороны, достаточно прочных, а с другой, – лабильных химических связей.

Благодаря естественному отбору, основу живых систем составляют только шесть элементов: углерод (С), водород (Н), кислород (О), азот (N), фосфор (Р) и сера (S), получивших название **органогены**. Общая массовая доля этих элементов в организме человека составляет 97,3 %.

Из них: С – 21,0, Н – 9,7, О – 62,4, N – 3,1, Р – 0,95 и S – 0,16 %. Для органогенов характерно, прежде всего, исключительное разнообразие образуемых ими связей, что определяет многообразие биомолекул в живых организмах. Органогены образуют в основном водорастворимые соединения, что способствует их концентрированию в живых организмах, содержащих более 60 % воды.

Наряду с органогенами непосредственное и активное участие в самом ходе жизненных процессов, т. е. в обмене веществ, принимают следующие 10 элементов: К, Na, Са, Mg, Mn, Fe, Со, Cu, Zn, Мо – так называемые металлы жизни; на их долю в организме приходится 2,4 %. Содержание этих элементов в теле человека массой 70 кг составляет (в г): кальция – 1700, калия – 250, натрия – 70, магния – 42, железа – 5, цинка – 3, меди – 0,2, марганца, кобальта и молибдена, вместе взятых, менее 0,1. Все металлы жизни в организме или находятся в виде свободных катионов, или являются ионами-комплексобразователями, связанными с биолигандами. В виде свободных катионов находятся только натрий и калий, катионы кальция и магния встречаются как в свободном, так и в связанном состоянии (в виде комплексов или водонерастворимых соединений). Катионы остальных металлов жизни в основном входят в состав биокомплексов организма, устойчивость которых варьирует в широких пределах.

Все элементы-органогены и металлы жизни содержатся не только в организме человека, но также имеют широкую распространенность в земной коре и водах океана. Согласно приведенным данным, строго в соответствии с предположением В. И. Вернадского, между элементарным составом человеческого организма, океана и земной коры прослеживаются определенные взаимосвязи, указывающие на единство живой и неживой природы и подтверждающие основные законы диалектики: перехода количества в качество, единства и борьбы противоположностей, отрицание отрицания.

**Биогенными элементами** называют элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности различных клеток организмов.

Перечислить все биогенные элементы в настоящее время невозможно из-за трудности определения очень низких концентраций элементов и установления их биологических функций. Однако биогенность следующих неметаллов: F, Cl, Br, I, Si, Se, As и металлов: Li, Ba, Sr, Sn, Ti, V, Cr практически не вызывает сомнений. Суммарное содержание всех этих элементов в организме составляет меньше 0,3 %,

из них 0,08 % приходится на хлор. Содержание остальных биогенных элементов находится в пределах  $10^{-6}$ – $10^{-4}$  %.

Элементы, содержание которых в организме **больше  $10^{-3}$  %**, называют **макроэлементами**. Главная функция их состоит в построении тканей и поддержании осмотического, водно-электролитного, кислотно-основного, окислительно-восстановительного и металло-лигандного гомеостаза.

Элементы, содержание которых в организме находится в пределах  **$10^{-6}$ – $10^{-3}$  %**, называют **микроэлементами**. Они входят в состав ферментов, гормонов, витаминов и других биологически активных соединений, в основном в качестве комплексообразователей или активаторов обмена веществ. Микроэлементы неравномерно распределяются между тканями и органами. Большинство микроэлементов в максимальных концентрациях содержатся в ткани печени, поэтому печень рассматривается как депо для микроэлементов. Отдельные микроэлементы проявляют особое сродство к определенным тканям. Например, повышенное содержание йода наблюдается в щитовидной железе, фтора – в эмали зубов, цинка – в поджелудочной железе, молибдена – в почках, бария – в сетчатке глаза, стронция – в костях, а марганца, брома, хрома – в гипофизе. Количественное содержание микроэлементов в организме человека подвержено значительным колебаниям и зависит от ряда условий: возраста, пола, времени года и суток, условий труда, вида трудовой деятельности, а также различных физиологических (беременность, лактация) и патологических состояний. Изменения в распределении микроэлементов между тканями организма могут служить диагностическим тестом и прогнозом того или иного заболевания, а также использоваться в судебно-медицинской экспертизе.

Для нормального протекания физиологических процессов в организме должен поддерживаться определенный уровень насыщения тканей микроэлементами, т. е. микроэлементный гомеостаз. В поддержании оптимального уровня микроэлементов в организме участвуют гормоны. Содержание микроэлементов ниже или выше этого уровня приводит к серьезным последствиям для здоровья человека.

Дефицит, жизненная необходимость и токсичность элемента представляются в виде зависимости «количество элемента в пище (доза) – реакция организма». Горизонтальный участок кривой (плато) описывает область доз, соответствующих оптимальному росту, здоровью, размножению. Большая протяженность плато указывает на малую ток-

сичность элемента и на способность организма адаптироваться к значительным изменениям содержания этого элемента. Узкое плато свидетельствует о резком переходе от необходимых организму количеств к опасным для жизни, т. е. о токсичности элемента. В этом случае незначительное увеличение дозы микроэлемента может привести к летальному исходу. Именно поэтому микроэлементы: Be, Ba, As, Pb, Cd, Hg, Tl называются *элементами-токсикантами*.

Токсикация экосистем Земли происходит многими неорганическими и органическими веществами. Некоторые газообразные неорганические вещества в соединении с содержащимися в атмосфере парами воды образуют кислоты, способствующие выпадению кислотных дождей. Кислотные дожди – это атмосферные осадки, pH которых ниже 5,5. Закисление осадков чаще происходит вследствие попадания в атмосферу оксидов серы и азота.

Среди зерновых злаковых культур к загрязнению атмосферы наиболее устойчивы рожь, затем ячмень, озимая пшеница и яровая пшеница. Крестоцветные культуры более устойчивы, чем бобовые. Дикорастущие растения обладают более высокой выживаемостью в условиях загрязненного воздуха, чем культурные. У растений  $SO_2$  нарушает процессы фотосинтеза, дыхания и транспорта органических веществ. Замедляется их рост, повреждаются их листья, снижается продуктивность. Токсичной для растений является концентрация в воздухе диоксида серы  $20 \text{ мкг/м}^3$ . Серная кислота, образующаяся при соединении серного ангидрида с атмосферной водой, повреждает в первую очередь зеленые ткани растений. Это приводит к ухудшению физиологического состояния древесных растений, к их усыханию. При весеннем таянии снега серная кислота вызывает кислотный шок у корней растений. Корни частично усыхают, начало вегетации растений запаздывает на несколько недель.

Тяжелые металлы попадают в окружающую среду вместе со сбросами промышленных предприятий, в результате работы автотранспорта, а также с орошаемыми сточными водами, удобрениями, пестицидами. Орошение сточными водами приводит к загрязнению почв такими микроэлементами, как B, Ba, Cd, Cr, Cu, Hg, Mn, Ni, Pb, Sn, Sr, Zn и др. С фосфорными удобрениями на поля вносят As, B, Ba, Cd, Cr, Cu, Hg, Mn, Pb, V, Zn; при известковании – Ba, Cd, Cu, F, Hg, Mn, Pb, Sr, Zn; с азотными удобрениями – As, Br, Cd, Cr, Co, Hg, Ni, Pb, Sn, Zn; с органическими – As, Ba, Br, Cd, Co, Cr, Cu, Hg, Mn, Mo, Ni, Pb, Sr, Zn; с пестицидами – As, B, Cr, Cu, Hg, Pb, V, Zn.

Тяжелые металлы, поступающие на поверхность почвы, накапливаются в почвенной толще, особенно в верхних гумусовых горизонтах, и медленно удаляются при выщелачивании, потреблении растениями, эрозии и дефляции.

Тяжелые металлы поступают в растения из почвы. Животные и человек получают их с пищей. В связи с этим концентрация тяжелых металлов в растениях зависит от их содержания в почве, а в теле животных – от их количества в пище. Животные поглощают только подвижные формы элементов, поэтому концентрация загрязнителя в животных будет отражать фактическую загрязненность экосистемы, а не потенциальную, которую получают при определении концентрации загрязнителя в почве или в растениях.

К жизненно важным для растений микроэлементам относятся В, Со, Сu, Fe, Mn, Si, Zn; к металлам, необходимым в питании животных и человека, – Со, Сu, Fe, I, Mn, Мо, Ni, Si, V, Zn. Микроэлементы участвуют в таких важнейших биохимических процессах, как дыхание (Fe, Сu, Zn, Mn, Со), фотосинтез (Mn, Сu), синтез гумуса (Сu), фиксация и ассимиляция некоторых важных питательных веществ (например, азота, серы). Как недостаток, так и избыток микроэлементов отрицательно сказывается на развитии растений. С недостатком меди связаны суховершинность плодовых деревьев. При недостатке цинка развивается розеточная болезнь плодовых деревьев, пятнистость листьев у citrusовых, побеление верхушки у кукурузы, прекращение роста. Избыточное содержание стронция в почвах приводит к образованию у растений уродливых форм. При молибденовой недостаточности установлено появление пятнистости и свертывания листьев у томата. Недостаток марганца приводит к заболеванию хлорозом бобовых, овса, сахарной свеклы. Азотфиксацию у бобовых стимулирует молибден, кобальт и ванадий.

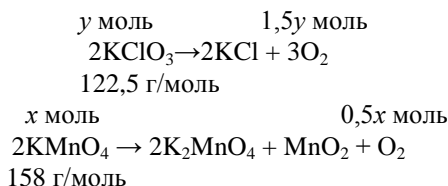
Предельные фитотоксичные для растений концентрации микроэлементов в поверхностном слое почвы, по разным литературным источникам, составляют для Tl – 1, Ag – 2, Hg – 0,3–5, Cd – 3–8, Se – 5–10, Be – 10, As – 15–50, Sb, Sn – 50, Cr – 75–100, Сu – 60–125, Zn – 70–400, Mn – 1500–3000 мг/кг сухой массы. У сельскохозяйственных растений As в избыточном количестве вызывает появление красно-бурых некротических точек на старых листьях, появление желтых или коричневых корней, В – хлороз краев и концов листьев, Со – межжилковый хлороз молодых листьев, побеление краев и кончиков листьев, Сu –

темно-зеленую окраску листьев, появление толстых, похожих на колючую проволоку корней, Fe – темно-зеленую окраску листьев, Zn – хлороз и некроз концев листьев, межжилковый некроз молодых листьев, повреждение корней, похожих на колючую проволоку.

**Пример 1.** При полном каталитическом разложении при нагревании смеси  $\text{KClO}_3$  и  $\text{KMnO}_4$  массой 56,1 г получено 8,96 дм<sup>3</sup>(н.у.) кислорода. Определить массовую долю (%) солей в смеси.

*Решение.* Пусть в смеси  $x$  моль  $\text{KMnO}_4$  и  $y$  моль  $\text{KClO}_3$ .

Составим уравнения реакций:



Найдем химическое количество  $\text{O}_2$ :  $n(\text{O}_2) = V(\text{O}_2)/V_m = 8,96/22,4 = 0,4$  моль. Составим систему уравнений:

$$\begin{array}{l} 158x + 122,5y = 56,1 \\ 0,5x + 1,5y = 0,4. \end{array}$$

$x = 0,2$  моль или  $0,2 \cdot 158 = 31,6$  г  $\text{KMnO}_4$ ;  $\omega(\text{KMnO}_4) = 31,6/56,1 = 0,563$ ,  
 $y = 0,2$  моль или  $0,2 \cdot 122,5 = 24,5$  г  $\text{KClO}_3$ ;  $\omega(\text{KClO}_3) = 24,5/56,1 = 0,437$ ,  
 $\omega(\text{KMnO}_4) = 56,3 \%$ ,  $\omega(\text{KClO}_3) = 43,7 \%$ .

### Модульные задания.

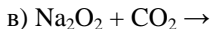
#### Химия s-элементов

111. Написать уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

- $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$ ;
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$ ;
- $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$ ;
- $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$ ;
- $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4$ .

112. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты:





113. Какой объем займет водород (н.у.), полученный из пакета, содержащего гидрид лития массой 40 кг?

114. Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определить состав сплава в массовых долях ( $\omega$ , %), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.

115. При взаимодействии гидрида металла(I) с водой массой 100 г получился раствор с массовой долей вещества в нем 2,38. Масса конечного раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного гидрида. Определить, какой гидрид был взят.

### Химия *p*-элементов

116. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

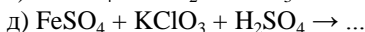
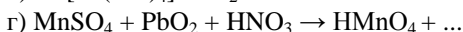
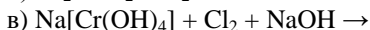
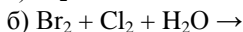
а) алюминий  $\rightarrow$  нитрат алюминия  $\rightarrow$  метаалюминат натрия  $\rightarrow$  гидроксид алюминия  $\rightarrow$  оксид алюминия;

б) силикат кальция  $\rightarrow$  оксид кремния(IV)  $\rightarrow$  силикат натрия  $\rightarrow$  кремний  $\rightarrow$  тетрафторид кремния;

в) алюминий  $\rightarrow$  оксид алюминия  $\rightarrow$  сульфат алюминия  $\rightarrow$  хлорид алюминия  $\rightarrow$  гидроксид алюминия  $\rightarrow$  оксид алюминия  $\rightarrow$  тетрагидроксоалюминат натрия;

д) хлорат калия – кислород – озон – оксид серебра(I) – серебро – нитрат серебра(I)  $\rightarrow$  оксид азота(IV) – азотная кислота.

117. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты:



118. При растворении смеси алюминия, меди и магния массой 11,5 г в соляной кислоте выделился газ объемом 7,00 дм<sup>3</sup>, измеренный при 273 К и давлении  $0,8 \cdot 10^5$  Па. Нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). Вычислить массу каждого металла в исходной смеси.

119. Дана смесь оксида углерода(IV) и кислорода объемом 11,2 дм<sup>3</sup> с относительной плотностью по водороду 16,5. Определить объемы компонентов в смеси.

120. Смесь порошков алюминия и Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> массой 35,0 г сплавляли в открытом тигле в атмосфере кислорода. После сплавления масса смеси стала равной 37,9 г. Определить состав полученной смеси (ω, %).

121. К раствору фосфорной кислоты (ω = 10 %; ρ = 1,05 г/см<sup>3</sup>) объемом 100 дм<sup>3</sup> прибавили оксид фосфора(V) массой 30 г. Определить концентрацию фосфорной кислоты (ω, %) в полученном растворе.

122. Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определить ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом 22,4 дм<sup>3</sup> (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой – 0,1 моль газа.

123. В результате взаимодействия раствора HClO<sub>3</sub> массой 6 г с избытком раствора соляной кислоты образовался хлор объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). Вычислить массовую долю (ω, %) HClO<sub>3</sub> в растворе.

124. Рассчитать объем хлора (н. у.) и объем раствора гидроксида калия с массовой долей 50 % и плотностью 1,538 г/мл, необходимых для получения бертолетовой соли массой 250 г, если ее массовая доля выхода равна 88 %.

125. Смесь кремния с оксидом кремния(IV) обработали избытком раствора гидроксида натрия, в результате чего выделился газ объемом 6,72 л (н. у.). Из образовавшегося раствора был выведен метасиликат натрия массой 25 г. Вычислить значение массовой доли кремния в исходной смеси.

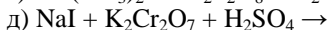
### Химия d-элементов (переходные металлы)

126. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$ ;
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ;
- $\text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd} \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdS} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$ ;
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$ ;
- $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{K}_3\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3 \rightarrow \text{CrPO}_4$ .

127. Закончить уравнения реакций и расставить коэффициенты:

- $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{очень разб.}) \rightarrow$
- $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$



128. Какие сложные вещества можно получить, имея: а)  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Ag}$  и  $\text{H}_2$ ; б)  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}$ ? Написать уравнения реакций и назвать полученные вещества.

129. Какие массы  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$  необходимы для получения кислорода объемом  $11,2 \text{ дм}^3$  (н.у.) при проведении реакции в кислой среде?

130. Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 8 % ( $\rho = 1,044 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для растворения меди массой 24 г? Какой объем (н.у.)  $\text{NO}$  выделяется при этом?

131. Сплав меди с алюминием представляет собой химическое соединение, содержащее 12,3 % алюминия. Определить формулу этого соединения.

132. На растворение смеси меди и оксида меди(II) массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей 90 %. Вычислить массу меди в смеси.

133. При взаимодействии гидроксида меди(II) массой 3,92 г и  $150 \text{ см}^3$  водного раствора аммиака с массовой долей 25 % ( $\rho = 0,907 \text{ г/см}^3$ ) образовался раствор гидроксида тетраамминмеди(II). Определить массовую долю ( $\omega$ , %) гидроксида тетраамминмеди(II) в полученном растворе.

134. При нагревании смеси  $\text{KClO}_3$  и  $\text{KMnO}_4$  массой 8,1 г выделился газ объемом  $2,24 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определить состав смеси ( $\omega$ , %).

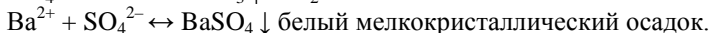
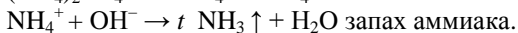
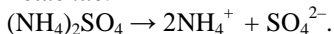
135. На смесь, состоящую из металлического железа и оксидов железа (II и III) массой 2,000 г, действовали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом  $224 \text{ см}^3$  (н.у.). При восстановлении этой смеси массой 2,000 г водородом получена вода массой 0,423 г. Вычислить состав исходной смеси в массовых долях (%).

## Тема 8. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Укажите внешний эффект реакций.

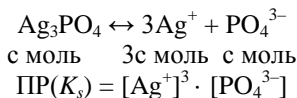
*Решение.*



**Пример 2.** Произведение (константа) растворимости  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  равно  $1,3 \cdot 10^{-20}$ . Найдите растворимость  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  в моль/л и мг/л.

*Решение.*

1. Запишем выражение произведения растворимости для  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$



2. Выразим ПР через растворимость в моль/л  $\text{ПР}(K_s) = (3c)^3 \cdot c = 27 \cdot c^4$ .

3. Найдём растворимость  $c$  (моль/л):

$$c = \sqrt[4]{\text{ПР}/27} = \sqrt[4]{1,3 \cdot 10^{-20}/27} = 4,68 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

4. Найдём растворимость  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  в мг/л.

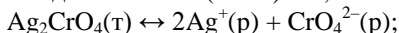
$$m = M \cdot c \cdot V = 419 \cdot 4,68 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^3 = 1,96 \text{ мг/л.}$$

Ответ. Растворимость  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  в  $4,68 \cdot 10^{-6}$  моль/л и 1,96 мг/л.

**Пример 3.** Растворимость  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  равна  $2,2 \cdot 10^{-2}$  г/л. Вычислите произведение (константу) растворимости  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

*Решение.*

$$\text{Найдём } C. C = m/(M \cdot V) = 2,2 \cdot 10^{-2}/332 = 6,62 \cdot 10^{-5};$$



$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = C^2(\text{Ag}^+) \cdot C(\text{CrO}_4^{2-}) = 4C^3.$$

В состоянии равновесия в соответствии с уравнением реакции

$$C(\text{CrO}_4^{2-}) = S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) \text{ и } C(\text{Ag}^+) = 2S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4).$$

Выразим величину  $K_s$  соли через значение ее растворимости:

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2(S^2) \cdot S = 4S^3(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4 \cdot (6,62 \cdot 10^{-5})^3 = 1,16 \cdot 10^{-12}.$$

**Пример 4.** Насыщенный раствор сульфата кальция смешали с раствором, который вдвое больше объема раствора оксалата натрия с концентрацией 0,1 моль/л. Образует ли осадок?

*Решение.* Запишем уравнение реакции, при протекании которой образуется осадок оксалата кальция:  $\text{CaSO}_4 + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \leftrightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{SO}_4^{2-}$ .

Осадок образуется, если выполняется термодинамическое условие:

$$P_c > K_s \text{ или } c(\text{Ca}^{2+})c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) > K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4).$$

Концентрация оксалат-ионов известна по условию задачи. Свободные ионы кальция, которые при взаимодействии с оксалат-ионами могут образовывать осадок, дает насыщенный раствор сульфата кальция. Следовательно, концентрацию свободных ионов кальция находим из произведения растворимости (ПР) или константы растворимости  $K_s$ :

$$C(\text{Ca}^{2+}) = \sqrt{K_s(\text{CaSO}_4)}.$$

Следует учесть объемные соотношения смешиваемых растворов, так как при смешении растворов концентрация ионов меняется. При смешении исходных растворов концентрация ионов кальция уменьшается в три раза, а концентрация оксалат-ионов – в 1,5 раза. Тогда выражение для  $P_c$  принимает вид:

$$\sqrt{K_s(\text{CaSO}_4)/3 \cdot c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-})/1,5}.$$

Вычислим  $P_c$ , подставляя значение  $K_{s(\text{CaSO}_4)}$  ( $IP$ ) =  $2,5 \cdot 10^{-5}$  и концентрацию оксалат-ионов, численно равную концентрации оксалата натрия:

$$\sqrt{(2,5 \cdot 10^{-5})/3 \cdot 0,1/1,5} = 1,1 \cdot 10^{-4}.$$

Сравним полученное значение  $P_c$  с табличным значением  $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$ :  $1,1 \cdot 10^{-4} > 2,3 \cdot 10^{-9}$  т. е. соблюдается условие  $P_c > K_s$ , а это означает, что осадок должен образоваться.

*Ответ:* осадок образуется.

### Модульные задания

136. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав нитрата бария. Указать внешний эффект реакции.

137. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав нитрата калия. Указать внешний эффект реакций.

138. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав сульфата натрия. Указать внешний эффект реакций.

139. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав гидрофосфата аммония. Указать внешний эффект реакций.

140. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав чилийской (натриевой) селитры. Указать внешний эффект реакций.

141. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав сульфата аммония. Указать внешний эффект реакций.

142. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав силиката натрия. Указать внешний эффект реакций.

143. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав хлористого калия. Указать внешний эффект реакций.

144. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав аммонийной селитры. Указать внешний эффект реакций.

145. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие качественный состав норвежской (кальциевой) селитры. Указать внешний эффект реакций.

146. Произведение растворимости  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  равно  $1,0 \cdot 10^{-17}$ . Найти растворимость  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  (в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>).

147. Произведение растворимости  $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$  равно  $3,0 \cdot 10^{-11}$ . Найти растворимость  $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$  (в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>).

148. Произведение растворимости  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  равно  $2,2 \cdot 10^{-14}$ . Найти растворимость  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  (в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>).

149. Произведение растворимости  $\text{BaCrO}_4$  равно  $2,4 \cdot 10^{-10}$ . Найти растворимость  $\text{BaCrO}_4$  (в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>).

150. Произведение растворимости  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  равно  $2,0 \cdot 10^{-15}$ . Найти растворимость  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  (в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>).

151. Растворимость  $\text{CaF}_2$  равна  $2,1 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{CaF}_2$ .

152. Растворимость  $\text{AgCl}$  равна  $1,86 \cdot 10^{-3}$  г/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{AgCl}$ .

153. Растворимость  $\text{AgSCN}$  равна  $8,4 \cdot 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{AgSCN}$ .

154. Растворимость  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  равна  $6,6 \cdot 10^{-5}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

155. Растворимость  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  равна  $1,26 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ .

156. Растворимость  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  равна  $1 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ .

157. Растворимость  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  равна  $9,0 \cdot 10^{-7}$  г/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

158. Растворимость  $\text{BaCrO}_4$  равна  $1,5 \cdot 10^{-5}$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{BaCrO}_4$ .

159. Растворимость  $\text{AgBr}$  равна  $1,5 \cdot 10^{-4}$  г/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{AgBr}$ .

160. Растворимость  $\text{Ag}_2\text{S}$  равна  $8,7 \cdot 10^{-16}$  г/дм<sup>3</sup>. Вычислить произведение растворимости  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

161. Какой концентрации карбонат-иона следует достичь для образования осадка из раствора нитрата кальция с концентрацией 0,5 моль/л? ( $PP = K_{s(\text{CaCO}_3)} = 3,8 \cdot 10^{-9}$ .)

162. Образуется ли осадок  $\text{AgCl}$ , если к раствору, содержащему 3,4 г  $\text{AgNO}_3$  в 1 дм<sup>3</sup>, прилить равный объем раствора  $\text{NaCl}$  с концентрацией 0,02 моль/дм<sup>3</sup>? ( $PP = K_{s(\text{AgCl})} = 1,68 \cdot 10^{-10}$ .)

163. Может ли образоваться осадок  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , если смешать равные объемы 0,5 М раствора  $\text{MgCl}_2$  и 0,1 М раствора  $\text{NaOH}$ ? ( $PP(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5,00 \cdot 10^{-12}$ .)

164. Раствор ацетата кальция приготовили смешением соли массой 1 г с водой объемом 350 см<sup>3</sup>. Этот раствор смешали с раствором сульфата натрия с концентрацией 0,025 ммоль/дм<sup>3</sup>, причем объемы смешиваемых растворов были равны между собой. Образуется ли в этих условиях осадок? ( $PP = K_{s(\text{CaSO}_4)} = 2,5 \cdot 10^{-5}$ .)

165. Раствор тиоцианата аммония приготовлен растворением 0,76 г в дистиллированной воде (объем раствора 500 см<sup>3</sup>). Образуется ли осадок при смешивании этого раствора с 1%-ным раствором нитрата серебра (пл. 1 г/см<sup>3</sup>) в равном соотношении по объему? ( $PP = K_{s(\text{AgSCN})} = 1,1 \times 10^{-12}$ .)

166. Какой концентрации сульфат-иона следует достичь, чтобы из раствора нитрата стронция с концентрацией 0,2 моль/дм<sup>3</sup> выпал осадок? ( $PP = K_{s(\text{SrSO}_4)} = 3,2 \cdot 10^{-7}$ .)

167. Вычислите массу нитрата свинца, которую надо добавить к водному раствору карбоната натрия с концентрацией 0,01 моль/дм<sup>3</sup> объемом 200 см<sup>3</sup> для образования осадка. ( $PP = K_{s(\text{PbCO}_3)} = 7,5 \cdot 10^{-14}$ .)

168. Смешали равные объемы двух растворов: ацетат свинца и сульфид натрия. Концентрации обоих растворов равнялись по 0,001 моль/л. Образуется ли осадок? ( $PP = K_{s(\text{PbS})} = 2,5 \cdot 10^{-27}$ .)

169. Смешали равные объемы двух растворов: нитрат кадмия и сульфид натрия. Концентрации обоих растворов равнялись по 0,001 моль/дм<sup>3</sup>. Образуется ли осадок? ( $PP = K_{s(\text{CdS})} = 1,6 \cdot 10^{-28}$ .)

170. Смешали 2%-ный раствор сульфида калия (плотность раствора равна 1,02 г/см<sup>3</sup>) объемом 100 см<sup>3</sup> и 5%-ный раствор нитрата ртути(II) (плотность раствора равна 1,04 г/см<sup>3</sup>) объемом 200 см<sup>3</sup>. Выпадает ли осадок? ( $PP = K_{s(\text{HgS})} = 1,6 \cdot 10^{-52}$ .)

## Тема 9. ГРАВИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

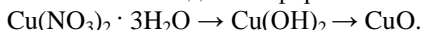
### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Какую навеску соли  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней меди? Какой объем раствора  $\text{NaOH}$  с массовой долей 25 % ( $\rho \approx 1,274 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения меди с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества меди по массе  $\text{CuO}$ . Какова массовая доля меди в исследуемом веществе, если из навески 0,6000 г получено 0,1971 г весовой формы  $\text{CuO}$ ?  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – осаждаемая форма аморфная.

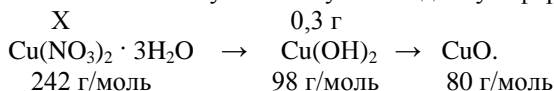
*Решение.*

1. Составим аналитическую цепочку:

Аналитическая навеска → осаждаемая форма → весовая форма.



Гравиметрически определяется медь, поэтому его количество в каждой из аналитических форм должно быть одинаковым. Для этого необходимо удвоить аналитическую навеску и осаждаемую форму:



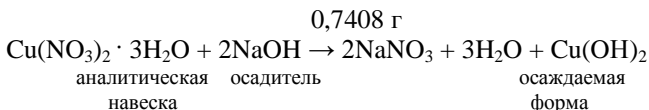
Далее определяется соотношение между аналитической навеской и осаждаемой формой:

1 моль анал. навески – 1 моль осаждаемой формы.

Составим пропорцию: для этого переведем моль в граммы, а массу осаждаемой формы примем равной 0,3 г (условие выбора навески в методе осаждения):

$$\begin{array}{l} 242 \text{ г анал. навески} - 98 \text{ осаждаемой формы} \\ x \text{ г анал. навески} - 0,3 \text{ г осаждаемой формы} \\ x = 0,7408 \text{ г}. \end{array}$$

2. Объем раствора осадителя рассчитывается по реакции химического взаимодействия между ним и раствором аналитической навески:



Далее определяется соотношение между аналитической навеской и раствором осадителя: 1 моль аналитической навески – 2 моль осадителя.

Составим пропорцию:

242 г аналитической навески – 2 · 40 г раствора осадителя

0,7408 г аналитической навески –  $m$  осадителя

$$m \text{ (осадителя)} = 0,2449 \text{ г.}$$

Зная массовую долю (25 %) и плотность ( $\rho \approx 1,274 \text{ г/см}^3$ ) раствора, определим его объем, необходимый для осаждения магния:

$$\omega \text{ (вещества)} = m \text{ (вещества)} \cdot 100 \% / m \text{ (раствора)},$$

$$m \text{ (раствора)} = m \text{ (вещества)} \cdot 100 \% / \omega \text{ (вещества)},$$

$$m \text{ (раствора)} = 0,2449 \text{ г} \cdot 100 \% / 25 \% = 0,9796 \text{ г},$$

$$V \text{ (раствора)} = m \text{ (раствора)} / \rho \text{ (раствора)},$$

$$V \text{ (раствора)} = 0,9796 \text{ г} / 1,274 \text{ г/см}^3 = 0,77 \text{ см}^3.$$

Для достижения полноты осаждения раствор осадителя берется в полуторном избытке:

$$V \text{ (фактич.)} = V \text{ (расчетный)} \cdot 1,5 = 0,77 \cdot 1,5 = 1,2 \text{ см}^3.$$

3. Фактор пересчета для определения количества меди по массе CuO – это коэффициент, который определяется следующим образом:

$$F \text{ (Cu/CuO)} = A_r \text{ (Cu)} / M \text{ (CuO)},$$

$$F \text{ (Cu/CuO)} = 64 / 80 = 0,8.$$

4. Массовая доля магния в исследуемом веществе определяется с помощью фактора пересчета:

$$m \text{ (Cu)} = F \text{ (Cu/CuO)} \cdot m \text{ (весовой формы)},$$

$$m \text{ (Cu)} = 0,8 \cdot 0,1971 = 0,15768 \text{ г},$$

$$\omega \text{ (Cu)} = m \text{ (Cu)} \cdot 100 \% / m \text{ (навески)},$$

$$\omega \text{ (Cu)} = 0,15768 \text{ г} \cdot 100 \% / 0,6000 \text{ г} = 26,28 \%.$$

**Пример 2.** На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{AlPO}_4$ , если его промыть  $300 \text{ см}^3$  дистиллированной воды ( $\text{ПП} = (K_s)_{(\text{AlPO}_4)} = = 5,8 \cdot 10^{-19}$ )?

*Решение.*

1. Запишем уравнение диссоциации осадка и выражение константы растворимости  $K_s$  (произведения растворимости) для  $\text{AlPO}_4$



$$K_s \text{ (ПП)} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = c^2.$$

2. Найдем растворимость соли ( $c$ )

$$c = \sqrt{K_s \text{ (ПП)}} = \sqrt{5,8 \cdot 10^{-19}} = 7,6 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

3. Найдем массу потерь осадка

$$m \text{ (AlPO}_4) = c \cdot M \cdot V_{\text{л}} = 7,6 \cdot 10^{-10} \cdot 122 \cdot 0,3 = 2,78 \cdot 10^{-8} \text{ г.}$$

## Модульные задания

171. Какую навеску соли  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней хлора? Какой объем раствора  $\text{AgNO}_3$  с массовой долей 5 % ( $\rho \approx 1,05 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения хлорид-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества хлорид-иона по массе  $\text{AgCl}$ . Какова массовая доля хлора в исследуемом веществе, если из навески 0,1380 г получено 0,2000 г весовой формы  $\text{AgCl}$ ?  $\text{AgCl}$  – осаждаемая форма аморфная.

172. Какую навеску соли  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней сульфат-иона? Какой объем раствора  $\text{BaCl}_2$  с массовой долей 4 % ( $\rho \approx 1,05 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения сульфат-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества сульфат-иона по массе  $\text{BaSO}_4$ . Какова массовая доля сульфат-иона в исследуемом веществе, если из навески 0,5100 г получено 0,4827 г весовой формы  $\text{BaSO}_4$ ?  $\text{BaSO}_4$  – осаждаемая форма кристаллическая.

173. Какую навеску соли  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  нужно взять для гравиметрического определения в ней  $\text{P}_2\text{O}_5$ ? Какой объем раствора  $\text{MgCl}_2$  с массовой долей 6 % ( $\rho \approx 1,06 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения фосфат-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества  $\text{P}_2\text{O}_5$  по массе  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ . Какова массовая доля  $\text{P}_2\text{O}_5$  в исследуемом веществе, если из навески 0,7540 г получено 0,4802 г весовой формы  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ?  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  – осаждаемая форма кристаллическая.

174. Какую навеску соли  $\text{ZnCl}_2$  нужно взять для гравиметрического определения в ней цинка? Какой объем раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  с массовой долей 8 % ( $\rho \approx 1,06 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения цинка с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества цинка по массе  $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ . Какова массовая доля цинка в исследуемом веществе, если из навески 0,4250 г получено 0,4794 г весовой формы  $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ?  $\text{ZnNH}_4\text{PO}_4$  – осаждаемая форма кристаллическая.

175. Какую навеску соли  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней меди? Какой объем раствора  $\text{NaOH}$  с массовой долей 10 % ( $\rho \approx 1,109 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения меди с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества меди по массе  $\text{CuO}$ . Какова массовая доля

меди в исследуемом веществе, если из навески 0,6200 г получено 0,1973 г весовой формы  $\text{CuO}$ ?  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – осаждаемая форма аморфная.

176. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , если его промыть 400 мл дистиллированной воды? ( $\text{ПР} = K_{\text{с}(\text{Cu}(\text{OH})_2)} = 5,0 \cdot 10^{-20}$ .)

177. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , если его промыть 100 мл дистиллированной воды? ( $\text{ПР} = K_{\text{с}(\text{Ag}_2\text{CO}_3)} = 8,2 \cdot 10^{-12}$ .)

178. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , если его промыть 300 мл дистиллированной воды? ( $\text{ПР} = K_{\text{с}(\text{Al}(\text{OH})_3)} = 1 \cdot 10^{-32}$ .)

179. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{FeS}$ , если его промыть 200 мл дистиллированной воды? ( $\text{ПР} = K_{\text{с}(\text{FeS})} = 5,0 \cdot 10^{-18}$ .)

180. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , если его промыть 400 мл дистиллированной воды? ( $\text{ПР} = K_{\text{с}(\text{Li}_3\text{PO}_4)} = 3,2 \cdot 10^{-9}$ .)

## Тема 10. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ. КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ ТИТРОВАНИЕ

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Какой объем 50%-ного раствора  $\text{KOH}$  плотностью  $1,538 \text{ г/см}^3$  потребуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора плотностью  $1,048 \text{ г/см}^3$ ?

*Решение.*

1. Найдем массу 6%-ного раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,048 \cdot 3000 = 3144 \text{ г.}$$

2. Найдем массу  $\text{KOH}$ .

$$m_{(\text{KOH})} = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 3144 \cdot 0,06 = 188,64 \text{ г.}$$

3. Найдем массу 50%-ного раствора.

$$m_{(50\% \text{-ного р-ра})} = 188,64 / 0,5 = 377,28 \text{ г.}$$

4. Найдем объем 50%-ного раствора:  $V = m/\rho = 377,28 / 1,538 = 245,3 \text{ мл.}$

**Пример 2.** Какое количество нитрата натрия нужно взять для приготовления  $300 \text{ см}^3$  0,2  $M$  раствора?

Решение: Расчет ведем по молярной концентрации.  $C = m/(M \cdot V)$ .

Найдем массу соли:  $m = C \cdot M \cdot V = 0,2 \cdot 85 \cdot 0,3 = 5,1 \text{ г.}$

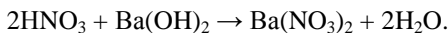
И химическое количество  $n = m/M = 5,1/85 = 0,06 \text{ моль.}$

*Ответ:* Чтобы приготовить  $300 \text{ см}^3$  0,2  $M$  раствора нитрата натрия, нужно взять 5,1 г  $\text{NaNO}_3$ .

**Пример 3.** На титрование  $15 \text{ см}^3$  раствора гидроксида бария  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  израсходовали  $18,54 \text{ см}^3$  0,1158 моль/ $\text{дм}^3$  раствора азотной

кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора щелочи? Напишите уравнение реакции.

*Решение.*



По закону эквивалентов  $C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2$ ;

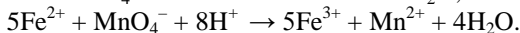
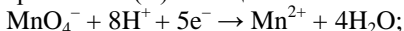
$$C_{\text{ЭКВ}}(1/2\text{Ba}(\text{OH})_2) = 18,54 \cdot 0,1158/15 = 0,1431 \text{ моль/дм}^3.$$

$$\text{Найдем титр. } T(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M_{\text{ЭКВ}} C_{\text{ЭКВ}}/1000 = 0,1431 \cdot 85,5/1000 = 0,01223 \text{ г/см}^3.$$

**Пример 4.** В 20,00 см<sup>3</sup> раствора FeCl<sub>3</sub> железо восстановили до Fe<sup>+2</sup> и оттитровали 19,20 см<sup>3</sup> раствора KMnO<sub>4</sub> с молярной концентрацией эквивалента 0,1045 моль/дм<sup>3</sup>. Какая масса Fe содержалась в 200,00 см<sup>3</sup> этого раствора?

*Решение.*

Основным титрантом служит раствор KMnO<sub>4</sub>; в паре с ним обычно используются растворы железа(II) или щавелевой кислоты H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>;



Здесь происходит окисление Fe<sup>2+</sup> в Fe<sup>3+</sup>. Молярная масса эквивалента железа(II) равна 55,85 г/моль.

Расчет в данном методе анализа основан на законе эквивалентов: массы реагирующих веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

$$C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2; \quad (C_{\text{ЭКВ}} = C(1/z(x))).$$

Найдем молярную концентрацию эквивалента соли железа.

$$19,20 \cdot 0,1045 = 20 \cdot C; \quad C_{\text{ЭКВ}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3.$$

Зная молярную концентрацию эквивалента соли железа, можно рассчитать массу железа в выданном растворе

$$m(\text{Fe}) = M_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{ЭКВ}} \cdot V_{\text{л}} = 0,1 \cdot 55,85 \cdot 0,2 = 1,12 \text{ г}.$$

*Ответ:*  $m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ г}$ .

**Пример 5.** Раствор серной кислоты с массовой долей 40 % имеет плотность, равную 1,303 г/см<sup>3</sup>. Определите молярную концентрацию эквивалента и титр раствора.

*Решение.*

1. Найдем массу взятого 1 л 40%-ного раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,303 \cdot 1000 = 1303 \text{ г}.$$

2. Найдем массу и число моль кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 1303 \cdot 0,4 = 521,2 \text{ г};$$

$$n = m/M = 521,2/98 = 5,32 \text{ моль}.$$

3. Найдем молярную концентрацию.

$$C(x) = n(x)/V(\text{p-ра}) \cdot C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,32/1\text{дм}^3 = 5,32 \text{ моль/дм}^3.$$

4. Найдем молярную концентрацию эквивалента.

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x))/V(\text{p-ра}).$$

$$C(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 521,2/49 \cdot 1 \text{ дм}^3 = 10,64 \text{ моль/дм}^3.$$

5. Найдем титр раствора.

$$T \text{ м/V} = 521,2/1000 = 0,5212 \text{ г/см}^3.$$

**Пример 6.** Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $1,8 \text{ моль/дм}^3$  имеет плотность, равную  $1,055 \text{ г/см}^3$ . Определите молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.

*Решение.*

1. Найдем массу взятого  $1 \text{ дм}^3$  раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,055 \cdot 1000 = 1055 \text{ г.}$$

2. Найдем массу кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C \cdot V \cdot M = 1,8 \cdot 1 \text{ дм}^3 \cdot 49 = 88,2 \text{ г.}$$

3. Найдем молярную концентрацию.

$$C(x) = n(x)/V(\text{p-ра}) \cdot C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 88,2/98 \cdot 1 \text{ дм}^3 = 0,9 \text{ моль/дм}^3.$$

4. Найдем титр.

$$T = m/V = 88,2/1000 = 0,0882 \text{ г/см}^3.$$

5. Найдем массовую долю.

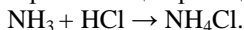
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m/m(\text{p-ра}) = 88,2/1055 = 0,0836, \text{ или } 8,36 \%.$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 8,36 \%.$$

**Пример 7.** Водный раствор аммиака массой  $2,12 \text{ г}$  разбавлен в мерной колбе вместимостью  $250 \text{ см}^3$ . На титрование  $10,0 \text{ см}^3$  разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией  $C(\text{HCl}) = 0,107 \text{ моль/дм}^3$  объемом  $8,4 \text{ см}^3$ . Рассчитайте массовую долю аммиака в исходном растворе.

*Решение.*

1. Запишем уравнение протекающей реакции



2. Расчет ведем по закону эквивалентов  $C_{\text{эkv1}} \cdot V_1 = C_{\text{эkv2}} \cdot V_2$ ;

3. Найдем молярную концентрацию аммиака

$$C_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) = 0,107 \cdot 8,4 / 10 = 0,08988 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Рассчитаем содержание  $\text{NH}_3$  в мерной колбе емкостью  $250 \text{ см}^3$ :

$$m(\text{NH}_3) = C_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) \cdot M_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) \cdot V = 0,08988 \cdot 17 \cdot 0,25 = 0,382 \text{ г.}$$

4. Массовая доля аммиака в исходном растворе равна:

$$\omega(\text{NH}_3) = 0,382 \cdot 100 \% / 2,12 = 18 \%.$$

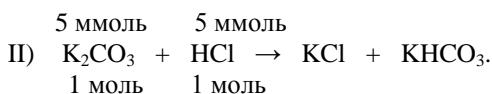
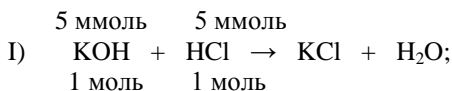
$$\text{Ответ: } \omega(\text{NH}_3) = 18 \%.$$

**Пример 8.** В растворе содержится по  $5 \text{ ммоль}$  гидроксида калия и карбоната калия. Вычислите, какой объем соляной кислоты с моляр-

ной концентрацией хлороводорода, равной  $0,105$  моль/дм<sup>3</sup>, пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина?

*Решение.*

1. В присутствии фенолфталеина идут реакции



2. Такие же количества соляной кислоты вступают в реакции.

$$n(\text{HCl}) = 5 + 5 = 10 \text{ ммоль} = 10^{-2} \text{ моль}.$$

3. Найдем объем соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода, равной  $0,105$  моль/дм<sup>3</sup>, который пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина.

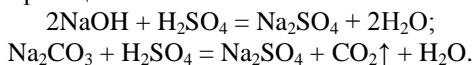
$$c = n/V; V = n/c = 10^{-2} / 0,105 = 0,095 \text{ дм}^3 \text{ или } 95 \text{ см}^3.$$

*Ответ:*  $95 \text{ см}^3$  соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода  $0,105$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Пример 9.** Гидроксид натрия некоторое время хранился в открытой склянке. Для проведения анализа на степень чистоты препарата образец массой  $0,115$  г растворили в дистиллированной воде и оттитровали раствором серной кислоты  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,087$  моль/дм<sup>3</sup>. На титрование в присутствии фенолфталеина было затрачено  $14,80 \text{ см}^3$ , а в присутствии метилового оранжевого –  $15,40 \text{ см}^3$  титранта. Найдите массовые доли основного вещества и примесей в образце.

*Решение.*

В результате неправильного хранения гидроксида натрия в образце можно ожидать примеси карбоната натрия и воды. В основе анализа лежат следующие реакции:

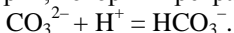


Из приведенных уравнений следует, что фактор эквивалентности для серной кислоты в этих реакциях равен  $1/2$ . Следовательно, молярная концентрация эквивалента титранта будет равна

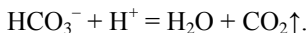
$$c(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,087 = 0,174 \text{ моль/дм}^3.$$

Титрование с применением фенолфталеина заканчивают, когда в растворе устанавливается pH в диапазоне от  $8,3$  до  $10,5$ . К этому мо-

менту оттитровывается все количество гидроксида натрия и половина количества карбоната натрия, который превращается в гидрокарбонат:



При последующем титровании смеси кислотой в присутствии метилового оранжевого определяется вторая половина количества карбоната натрия:



Таким образом, объем титранта, соответствующий количеству карбоната натрия  $V'$ , равен удвоенной разнице между результатами титрования с метиловым оранжевым и фенолфталеином:

$$V' = 2(V_{\text{мо}} - V_{\text{фф}}) = 2(15,40 - 14,80) = 1,2 \text{ см}^3,$$

где  $V_{\text{мо}}$  – объем кислоты, пошедшей на титрование в присутствии метилового оранжевого;

$V_{\text{фф}}$  – то же, в присутствии фенолфталеина.

Массу карбоната натрия рассчитывают по формуле

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= V(\text{H}_2\text{SO}_4)c(\text{H}_2\text{SO}_4)M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3 \cdot 0,174 \text{ моль/дм}^3 \cdot 53 \text{ г/моль} = 0,011 \text{ г}. \end{aligned}$$

Объем титранта, эквивалентный содержанию гидроксида натрия,  $V'' = V_{\text{мо}} - V' = 15,40 - 1,2 = 14,20 \text{ см}^3$ .

Массу гидроксида натрия рассчитывают по формуле

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= V''(\text{H}_2\text{SO}_4)c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 14,20 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3 \cdot 0,174 \text{ моль/дм}^3 \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,099 \text{ г}. \end{aligned}$$

Массовые доли веществ будут соответственно равны:

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m_{\text{образца}} \cdot 100 \% = 0,099 \text{ г}/0,115 \text{ г} \cdot 100 \% = 85,9 \%;$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/m_{\text{образца}} \cdot 100 \% = 0,011 \text{ г}/0,115 \text{ г} = 9,6 \%.$$

На долю воды и нетитруемых примесей осталось

$$100 \% - 85,9 - 9,6 \% = 4,5 \%.$$

*Ответ:*  $\omega(\text{NaOH}) = 85,9 \%$ ;  $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,6 \%$ ;  $\omega(\text{H}_2\text{O}) = 4,5 \%$ .

### Модульные задания

181. В каких объемных соотношениях нужно смешать растворы соляной кислоты с массовыми долями 36 ( $\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$ ) и 6 % ( $\rho = 1,028 \text{ г/см}^3$ ), чтобы приготовить 250 мл раствора с массовой долей 12 % ( $\rho = 1,057 \text{ г/см}^3$ )?

182. Раствор серной кислоты с массовой долей 50 % имеет плотность, равную  $1,395 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора.

183. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 32 % ( $\rho = 1,235 \text{ г/см}^3$ ) необходимо добавить к 200 мл раствора серной кисло-

ты с массовой долей 8 % ( $\rho = 1,053 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 18 %?

184. Какой объем воды необходимо добавить к 300 мл раствора уксусной кислоты с массовой долей 40 % ( $\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 15 %?

185. Какой объем воды необходимо добавить к 250 мл раствора щелочи КОН с массовой долей 48 % ( $\rho = 1,488 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 20 %?

186. Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $1,8 \text{ моль/дм}^3$  имеет плотность, равную  $1,055 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.

187. Раствор фосфорной кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $4,5 \text{ моль/дм}^3$  имеет плотность, равную  $1,075 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.

188. Раствор соляной кислоты с молярной концентрацией  $5,5 \text{ моль/дм}^3$  имеет плотность, равную  $1,07 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора и массовую долю.

189. Приготовить 100 мл раствора карбоната натрия с массовой долей 4 % ( $\rho = 1,040 \text{ г/см}^3$ ) из раствора с массовой долей 16 % ( $\rho = 1,17 \text{ г/см}^3$ ).

190. Приготовить 1000 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 16 % ( $\rho = 1,077 \text{ г/см}^3$ ) из раствора соляной кислоты с массовой долей 40 % ( $\rho = 1,198 \text{ г/см}^3$ ).

191. Какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $0,1210 \text{ моль/дм}^3$  пойдет на титрование  $15 \text{ см}^3$   $0,09875 \text{ моль/дм}^3$  раствора щелочи КОН? Вычислить титр раствора кислоты и напишите уравнение реакции.

192. На титрование навески бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , растворенной в произвольном объеме, израсходовано  $24,18 \text{ см}^3$   $0,1200 \text{ н}$ . раствора щелочи КОН. Чему равна масса навески бензойной кислоты? Напишите уравнение реакции.

193. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щелочи NaOH, если на титрование  $10 \text{ см}^3$  раствора  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  с молярной концентрацией эквивалента  $0,1000 \text{ моль/дм}^3$  израсходовали  $12,15 \text{ мл}$  раствора щелочи. Написать уравнение реакции.

194. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если на титрование  $0,4895 \text{ г}$  буры  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  израсходовали  $25,48 \text{ см}^3$  раствора серной кислоты. Написать уравнение реакции.

195. На титрование 20 см<sup>3</sup> раствора Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> с молярной концентрацией 0,1015 моль/дм<sup>3</sup> израсходовали 19,54 см<sup>3</sup> раствора соляной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора кислоты? Написать уравнение реакции.

196. На титрование навески гидротартрата калия KHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, растворенной в произвольном объеме, израсходовано 27,18 см<sup>3</sup> 0,1012 моль/дм<sup>3</sup> раствора щелочи КОН. Чему равна масса навески гидротартрата?

197. Образец нитрата аммония растворили в мерной колбе вместимостью 100 см<sup>3</sup>. К аликвотной доле полученного раствора объемом 10,0 см<sup>3</sup> добавили 20,00 мл раствора щелочи с концентрацией 0,095 моль/дм<sup>3</sup>. Перед титрованием раствор прокипятили до полного удаления аммиака. На титрование оставшейся щелочи израсходовали 8,55 см<sup>3</sup> раствора серной кислоты с концентрацией  $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите исходную массу соли.

198. Вычислите массу карбоната натрия, содержащегося в 250 см<sup>3</sup> раствора, если известно, что на титрование 10 см<sup>3</sup> раствора было затрачено раствора хлороводородной кислоты  $c(\text{HCl}) = 0,110$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 12,5 см<sup>3</sup>. Титрование проводилось в присутствии метилового оранжевого.

199. Проба муравьиной кислоты массой 2,32 г разбавлена водой в мерной колбе вместимостью 100 см<sup>3</sup>. На титрование 10,0 см<sup>3</sup> разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией  $c(\text{KOH}) = 0,150$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 7,2 см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю муравьиной кислоты в исходном растворе.

200. Водный раствор аммиака массой 2,12 г разбавлен в мерной колбе вместимостью 250 см<sup>3</sup>. На титрование 10,0 см<sup>3</sup> разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией  $c(\text{HCl}) = 0,107$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 8,4 см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю аммиака в исходном растворе.

## Тема 11. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ. ОКСИДИМЕТРИЯ

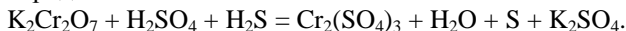
### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции электронно-ионным методом и рассчитать молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:

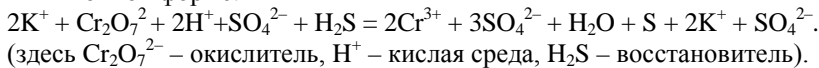


*Решение.*

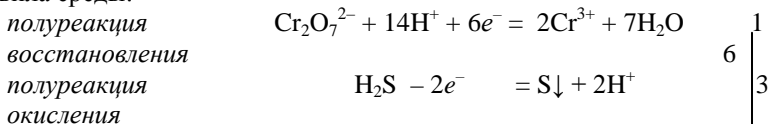
Кислая среда



В ионной форме:

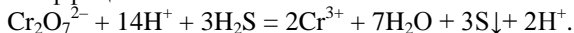


Составим электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, подбирая дополнительные множители с учетом правила среды:

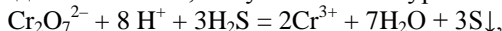


Общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

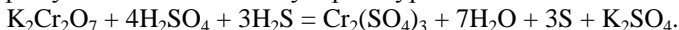
Суммируем электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты.



Сократив подобные члены, получим ионное уравнение



по которому составляют молекулярное уравнение.



Молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:

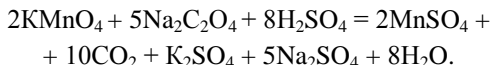
$$M_{\text{экв}}(1/6 \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1/6M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294/6 = 49 \text{ г/моль}.$$

$$M_{\text{экв}}(1/2 \text{H}_2\text{S}) = 34/2 = 17 \text{ г/моль}.$$

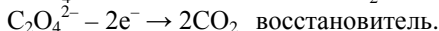
**Пример 2.** К подкисленному раствору оксалата натрия объемом  $200 \text{ см}^3$  добавили перманганат калия массой  $0,1896 \text{ г}$ . Для окисления избытка оксалата натрия к смеси понадобилось добавить  $100 \text{ см}^3$  раствора с концентрацией  $c(1/5\text{KMnO}_4) = 0,04 \text{ моль/дм}^3$ . Рассчитайте молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

*Решение.*

1. Уравнения процесса:



Полуреакции:  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$  окислитель;



В сильнокислой среде  $\text{KMnO}_4$  количественно восстанавливается оксалат-ионом, а  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  окисляется с отдачей двух электронов.

$$M_{\text{экв}}(1/5 \text{KMnO}_4) = 1/5M(\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,61 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{экв}}(1/2\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 134/2 = 67 \text{ г/моль.}$$

2. Найдем число моль эквивалентов добавленного перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 0,1896/31,61 = 0,006 \text{ моль.}$$

3. Найдем число моль эквивалентов перманганата калия добавленного для окисления избытка оксалата натрия  $n_{\text{экв}} = V \cdot c(1/5\text{KMnO}_4) = 0,1 \cdot 0,04 = 0,004 \text{ моль.}$

4. Найдем число моль эквивалентов всего перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = 0,006 + 0,004 = 0,01 \text{ моль.}$$

5. По закону эквивалентов  $C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2$ ;

число моль эквивалентов всего перманганата калия равно числу моль эквивалентов всего оксалата натрия  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

6. Рассчитаем молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

$$C_{\text{экв}} = n/V = 0,01/0,2 = 0,05 \text{ моль/дм}^3.$$

### Модульные задания

201. Найти массовую долю (%)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в образце, если навеску  $3,3900 \text{ г}$  растворили в мерной колбе емкостью  $500 \text{ см}^3$  и на титрование  $25,00 \text{ см}^3$  этого раствора расходуется  $23,52 \text{ см}^3$  раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента  $0,1124 \text{ моль/дм}^3$ .

202. Какой объем раствора перманганата калия с  $C(1/5\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ моль/л}$  пойдет на титрование смеси, состоящей из  $1,0 \text{ г}$  соли Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  и  $1,0 \text{ г}$  хлорида железа(II)?

203.  $1,7950 \text{ г}$  железной руды растворили, железо восстановили до  $\text{Fe}^{+2}$ , раствор развели в мерной колбе до объема  $250 \text{ см}^3$ . На титрование  $20 \text{ см}^3$  этого раствора расходуется  $18,65 \text{ см}^3$  раствора  $\text{KMnO}_4$  ( $T = 0,001842 \text{ г/см}^3$ ). Какова массовая доля (%) Fe в образце?

204. К  $5,0 \text{ см}^3$  сероводородной воды добавлено  $8,0 \text{ см}^3$  раствора йода с концентрацией  $c(1/2\text{I}_2) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$ . На титрование непрореагировавшего йода затрачено  $3,0 \text{ см}^3$  раствора тиосульфата натрия  $c(1/2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,008 \text{ моль/дм}^3$ . Вычислите массу сероводорода, содержащегося в  $1 \text{ дм}^3$  такой воды.

205. Навеску технического сульфита натрия массой  $5,846 \text{ г}$  растворили в мерной колбе на  $1000 \text{ см}^3$ . Полученным раствором оттитровали  $20,00 \text{ см}^3$  раствора йода с молярной концентрацией эквивалента  $0,05140 \text{ моль/дм}^3$ . На это пошло  $23,15 \text{ см}^3$  анализируемого раствора. Найти массовую долю (%)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в образце.

206. 2,50 г раствора пероксида водорода разбавлены водой до 200 см<sup>3</sup>. На титрование 5,0 см<sup>3</sup> полученного раствора в кислой среде пошло 20,0 см<sup>3</sup> раствора KMnO<sub>4</sub> с молярной концентрацией эквивалента 0,0500 моль/дм<sup>3</sup>. Какова массовая доля (%) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> в исходном концентрированном растворе?

207. В растворе содержится по 1 ммоль гидрокарбоната натрия и карбоната натрия. Вычислите, какой объем соляной кислоты с молярной концентрацией 0,115 моль/дм<sup>3</sup> пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина?

208. Навеску железной проволоки растворили без доступа воздуха в серной кислоте и оттитровали раствором KMnO<sub>4</sub>, которого на это потребовалось 35,40 см<sup>3</sup> с титром 0,003082 г/см<sup>3</sup>. Сколько граммов Fe в навеске?

209. Проба муравьиной кислоты массой 2,32 г разбавлена водой в мерной колбе вместимостью 100 см<sup>3</sup>. На титрование 10,0 см<sup>3</sup> разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией  $c(\text{KOH}) = 0,150$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 7,2 см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю муравьиной кислоты в исходном растворе.

210. Для определения массы соли Мора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · FeSO<sub>4</sub> · 6H<sub>2</sub>O в 1 дм<sup>3</sup> раствора взяли пробу объемом 5,0 см<sup>3</sup>. На титрование в кислой среде затрачено титранта с концентрацией  $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,052$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 6,8 см<sup>3</sup>. Проведите расчет по результатам титрования.

211. 1,2640 г Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> растворили в мерной колбе на 200 см<sup>3</sup>. Сколько миллилитров раствора KMnO<sub>4</sub> с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/дм<sup>3</sup> израсходуется на титрование 20 см<sup>3</sup> полученного раствора оксалата натрия?

212. Вычислите массу хромата калия K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> в колбе вместимостью 100 см<sup>3</sup> по результатам титрования: к аликвотной доле объемом 10,0 см<sup>3</sup> добавлено 15,0 см<sup>3</sup> раствора соли Мора с концентрацией 0,05 моль/дм<sup>3</sup>. На титрование затрачено 8,0 см<sup>3</sup> титранта с концентрацией  $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,045$  моль/дм<sup>3</sup>.

213. Загрязненный примесями образец дигидрата шавелевой кислоты массой 1,300 г растворили в колбе на 100 см<sup>3</sup>. На титрование 10,0 см<sup>3</sup> полученного раствора перманганатом калия в кислой среде было затрачено титранта  $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,008$  моль/дм<sup>3</sup> объемом 20,0 см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю основного вещества в образце.

214. Из технического сульфита натрия массой 0,5600 г приготовили 200 см<sup>3</sup> раствора. На титрование 20 см<sup>3</sup> этого раствора израсходовали 16,20 см<sup>3</sup> раствора йода с титром 0,017655 г/см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю (%) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> в образце.

215. 13,5324 г технической соли Мора  $((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$  растворили в мерной колбе на  $500 \text{ см}^3$ . На титрование  $25,0 \text{ см}^3$  этого раствора пошло  $18,3 \text{ см}^3$  раствора  $\text{KMnO}_4$  с молярной концентрацией эквивалента  $0,09055 \text{ моль/дм}^3$ . Найти массовую долю (%) соли Мора в образце.

216. Бромную воду массой 85 г перенесли в колбу вместимостью  $250 \text{ см}^3$  и разбавили водой до метки. К  $10,0 \text{ см}^3$  полученного раствора добавили раствор соли Мора объемом  $20,0 \text{ см}^3$  с концентрацией  $0,065 \text{ моль/дм}^3$ . На титрование затрачено  $10,5 \text{ см}^3$  раствора перманганата калия с концентрацией  $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$ . Вычислите массовую долю брома в бромной воде.

217. Хлорную воду массой 100 г перенесли в мерную колбу вместимостью  $250 \text{ см}^3$ , разбавили водой до метки. К аликвотной доле объемом  $10,0 \text{ см}^3$  добавили  $20,0 \text{ см}^3$  раствора сульфата железа(II)  $c(\text{FeSO}_4) = 0,07 \text{ моль/дм}^3$ . На титрование было затрачено  $11,0 \text{ см}^3$  титранта с концентрацией  $c(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 0,045 \text{ моль/дм}^3$ . Вычислите массовую долю хлора в хлорной воде.

218. Серу из навески угля массой 0,1906 г перевели в  $\text{SO}_2$ , который поглотили разбавленным раствором крахмала и оттитровали  $20,45 \text{ см}^3$  раствора  $\text{I}_2$  ( $f_{\text{экв.}}(\text{I}_2) = 1/2$ ) с молярной концентрацией эквивалента  $0,02088 \text{ моль/дм}^3$ . Рассчитать массовую долю (%) серы в угле.

219. Для определения активного хлора в воде к пробе объемом  $50 \text{ см}^3$  добавили избыток иодида калия и соляную кислоту. На титрование выделившегося йода израсходовали раствор тиосульфата натрия объемом  $18,20 \text{ см}^3$  с молярной концентрацией, равной  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ . Вычислите массу активного хлора в  $1 \text{ дм}^3$  воды.

220. После растворения навески  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  массой 0,1050 г и восстановления железа до  $\text{Fe}^{+2}$  на титрование израсходовали  $12,61 \text{ см}^3$  раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  с молярной концентрацией эквивалента  $0,09931 \text{ моль/дм}^3$ . Определить массовую долю (%) железа в образце.

## Тема 12. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ. КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЯ

### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** При анализе сточной воды к пробе объемом  $100,0 \text{ см}^3$  добавили  $25,00 \text{ см}^3$   $0,02 \text{ M BaCl}_2$  ( $K = 0,9816$ ) при нагревании. Избыток  $\text{BaCl}_2$  оттитровали в присутствии аммонийного буфера, содержащего

комплексонат магния и эриохром черный Т, затратив  $17,00 \text{ см}^3$   $0,02 \text{ М}$  ЭДТА ( $K = 1,018$ ). Вычислить концентрацию ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{г/дм}^3$ ).

*Решение.*

1. В точке эквивалентности справедливо соотношение

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{BaCl}_2) - n(\text{ЭДТА}).$$

2. Выразим количество эквивалентов  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{BaCl}_2$  и ЭДТА через данные, приведенные в условии задачи, а концентрацию  $\text{SO}_4^{2-}$  обозначим через  $x \text{ г/дм}^3$ :

$$\begin{aligned} x \cdot 100/1000\text{M}(\text{SO}_4^{2-}) &= \\ &= c(\text{BaCl}_2)K \cdot V(\text{BaCl}_2)/1000 - c(\text{ЭДТА})K \cdot V(\text{ЭДТА})/1000; \\ x &= (c(\text{BaCl}_2)K \cdot V(\text{BaCl}_2)/1000 - \\ &- c(\text{ЭДТА})K \cdot V(\text{ЭДТА})/1000) \cdot \text{M}(\text{SO}_4^{2-}) \cdot 1000/100. \end{aligned}$$

3. После подстановки численных значений получаем

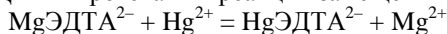
$$\begin{aligned} x &= (0,02 \cdot 0,9816 \cdot 25,00 - 0,02 \cdot 1,018 \cdot 17,00) \cdot 96,06 \cdot 1000/1000 \cdot 100,0 = \\ &= 0,1390 \text{ г/дм}^3. \end{aligned}$$

### Модульные задания

221. На титрование  $20,00 \text{ см}^3$  раствора  $\text{NiCl}_2$  израсходовано  $21,22 \text{ см}^3$   $0,02065 \text{ М}$  ЭДТА. Определить концентрацию ( $\text{г/дм}^3$ ) раствора соли никеля.

222. При определении железа в сточной воде объемом  $200,0 \text{ см}^3$  его окислили до трехвалентного, осадили аммиаком, отделили от раствора и после растворения в  $\text{HCl}$  оттитровали  $5,14 \text{ см}^3$   $0,005 \text{ М}$  ЭДТА ( $K = 1,101$ ). Найти общую концентрацию ( $\text{мг/дм}^3$ ) железа в воде.

223. На титрование  $20,00 \text{ мл}$  раствора  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  после добавления избытка  $\text{Na}_2\text{MgЭДТА}$  и протекания реакции замещения



затрачено  $19,85 \text{ см}^3$   $0,05\text{М}$  ЭДТА ( $K = 1,055$ ). Вычислить концентрацию ( $\text{г/дм}^3$ ) раствора  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .

224. При определении карбонатной жесткости на титрование  $200,0 \text{ см}^3$  воды израсходовано  $10,25 \text{ см}^3$   $0,1 \text{ М}$   $\text{HCl}$  ( $K = 0,9845$ ). При определении общей жесткости на  $100,0 \text{ см}^3$  той же воды израсходовано  $15,12 \text{ см}^3$   $0,05 \text{ М}$  ЭДТА ( $K = 0,8918$ ). Вычислить карбонатную, общую и постоянную жесткость воды ( $\text{ммоль/дм}^3$ ), принимая молярную массу эквивалента  $M^{2+}$ , равной  $M(1/2M^{2+})$ .

225. При анализе пробы производственных сточных вод объемом  $100,00 \text{ см}^3$  сульфат-ионы осадили раствором хлорида бария, осадок сульфата бария отфильтровали, промыли и растворили в  $30,00 \text{ см}^3$   $0,025 \text{ М}$  ЭДТА ( $K = 1,001$ ). Избыток ЭДТА оттитровали  $15,00 \text{ см}^3$

0,025 М хлорида магния ( $K = 0,9987$ ). Определить концентрацию  $\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{мг/дм}^3$ ).

226. К  $10,0 \text{ см}^3$  раствора  $\text{NiCl}_2$  добавили дистиллированную воду, аммиачный буферный раствор и  $20,0 \text{ см}^3$   $0,01085 \text{ М}$  раствора ЭДТА. Избыток ЭДТА оттитровали  $0,01292 \text{ М}$   $\text{MgCl}_2$ , на титрование израсходовали  $5,47 \text{ см}^3$ . Рассчитать исходную концентрацию ( $\text{г/дм}^3$ ) раствора  $\text{NiCl}_2$ .

227. Раствор солей кальция и магния разбавили водой до  $100,0 \text{ см}^3$ . На титрование  $20,00 \text{ см}^3$  аликвоты с эриохромом черным  $T$  израсходовали  $18,45 \text{ см}^3$   $0,01020 \text{ М}$  ЭДТА, а на титрование такой же аликвоты с мурексидом затратили  $8,22 \text{ см}^3$  ЭДТА. Какая масса Са и Mg содержалась в исходном растворе?

228. Стандартный раствор хлорида магния приготовили растворением  $0,1065 \text{ г}$  чистого оксида магния в соляной кислоте, раствор разбавили и довели водой до  $250,0 \text{ см}^3$  в мерной колбе. Пробу приготовленного раствора объемом  $20,00 \text{ см}^3$  использовали для стандартизации раствора ЭДТА и титровали при  $\text{pH } 10,0$ . На титрование израсходовали  $19,75 \text{ см}^3$  раствора ЭДТА. Вычислить концентрацию ( $\text{моль/дм}^3$ ) раствора ЭДТА.

229. Для определения содержания сульфат-ионов в воде минерального источника к  $150,0 \text{ см}^3$  ее прибавили  $25,00 \text{ см}^3$   $0,1115 \text{ М}$   $\text{BaCl}_2$ . Не фильтруя осадок  $\text{BaSO}_4$ , добавили к смеси аммонийный буфер, содержащий комплексопат магния, и оттитровали  $14,00 \text{ см}^3$   $0,01242 \text{ М}$  ЭДТА. Вычислить концентрацию сульфат-ионов ( $\text{мг/дм}^3$ ).

230. На титрование  $25,00 \text{ см}^3$  раствора  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  в присутствии  $\text{Na}_2\text{MgЭДТА}$  затратили  $18,05 \text{ см}^3$   $0,1 \text{ М}$  ЭДТА ( $K = 0,9878$ ). Вычислить концентрацию ( $\text{г/дм}^3$ ) исследуемого раствора  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

### Тема 13. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА. ОПТИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

#### Методика выполнения модульных заданий

**Пример 1.** Светопропускание окрашенного раствора при  $435 \text{ нм}$  равно  $0,72$ . Рассчитать оптическую плотность этого раствора.

**Решение.** Применим формулу, выражающую зависимость оптической плотности раствора от его светопропускания:

$$\omega = -\lg T.$$

Подставим в нее значение пропускания раствора из условия задачи и, используя таблицу логарифмов (либо калькулятор), вычислим оптическую плотность раствора:

$$\omega = -\lg 0,72;$$

$$\omega = -\lg 7,2 \cdot 10^{-1};$$

$$\omega = -(\lg 10^{-1} + \lg 7,2) = 1 - 0,8573 = 0,1427.$$

*Ответ:*  $\omega = 0,1427$ .

### Модульные задания

231. Реагент образует со свинцом комплекс состава 1 : 1, молярный коэффициент поглощения которого равен 4200. Рассчитайте концентрацию свинца в моль/дм<sup>3</sup> и мг/дм<sup>3</sup>, которую можно измерить в кювете с  $\ell = 1$  см, если оптическая плотность этого раствора равна 0,100.

232. Железо(II) образует с  $\alpha$ -фенантролином красный комплекс, молярный коэффициент поглощения которого при 538 нм равен  $2,24 \cdot 10^4$  дм<sup>3</sup> · моль<sup>-1</sup> · см<sup>-1</sup>. Оптическая плотность такого раствора в кювете с  $\ell = 2$  см равна 0,896. Рассчитайте молярную концентрацию железа(II) в этом растворе.

233. Молярный коэффициент поглощения комплекса висмута(III) с тиомочевинной равен  $9,3 \cdot 10^3$  дм<sup>3</sup> · моль<sup>-1</sup> · см<sup>-1</sup> при 470 нм. Какова оптическая плотность  $6,2 \cdot 10^{-5}$  М раствора комплекса, измеренная при 470 нм в кювете с длиной 1,00 см?

234. Оптическая плотность раствора, измеренная при 480 нм, равна 0,581. Молярный коэффициент поглощения  $4,27 \cdot 10^3$  дм<sup>3</sup> · моль<sup>-1</sup> · см<sup>-1</sup>, толщина кюветы 1,5 см. Рассчитать концентрацию раствора в мг/мл ( $M(\text{вещества}) = 254$  г/моль).

235. Рассчитать массу навески медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  для приготовления 1 дм<sup>3</sup> стандартного раствора, содержащего 1 мг Cu в 1 см<sup>3</sup> раствора.

236. Рассчитать массу навески железного купороса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  для приготовления 1 дм<sup>3</sup> стандартного раствора, содержащего 1 мг Fe в 1 см<sup>3</sup> раствора.

237. Оптическая плотность растворов составляет 0,064 и 0,765. Выразить пропускание в процентах. Рассчитать концентрацию растворов, если молярный коэффициент поглощения равен  $4,27 \cdot 10^3$  дм<sup>3</sup> · моль<sup>-1</sup> · см<sup>-1</sup>, а толщина кюветы  $\ell = 1,5$  см и  $\ell = 1$  см соответственно.

238. К  $25,0 \text{ см}^3$  раствора, содержащего  $3,8 \text{ мкг/см}^3$  железа(III), добавили избыток  $\text{KSCN}$  и разбавили до объема  $50,0 \text{ см}^3$ . Какова оптическая плотность полученного раствора, измеренная при  $580 \text{ нм}$  в кювете с  $\ell = 2,5 \text{ см}$ ? Молярный коэффициент поглощения  $7,00 \cdot 10^3 \text{ дм}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ .

239. Для окрашенного комплекса  $\text{Zn}$  при  $465 \text{ нм}$  в кювете с  $\ell = 1 \text{ см}$  оптическая плотность раствора равна  $0,200$ . Рассчитайте молярную концентрацию раствора.

240. Рассчитать оптическую плотность раствора концентрацией  $1,2 \text{ мкг/см}^3$  ( $M(\text{вещества}) = 325 \text{ г/моль}$ ), толщина кюветы  $1,75 \text{ см}$ , молярный коэффициент поглощения  $3,70 \cdot 10^4 \text{ дм}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ .

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. С. Ахметов. – Москва: Высш. шк., 2006. – 743 с.
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: учеб. пособие / Е. В. Барковский. – Минск: Вышэйш. шк., 2004. – 351 с.
3. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: учеб. пособие / Е. В. Барковский [и др.]. – Москва: Высш. шк., 1997. – 126 с.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие / З. Е. Гольбрайх. – Москва: ООО «Изд-во Астрель», 2004. – 383 с.
5. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – Москва: Высш. шк., 1991. – 354 с.
6. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский. – Минск: Аверсев, 2004. – 397 с.
7. Лидин, Р. А. Химические свойства неорганических веществ / под ред. Р. А. Лидина. – 5-е изд. – Москва: КолосС, 2008. – 480 с.
8. Лурье, Ю. Ю. Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье. – Ленинград: Химия, 1971. – 289 с.
9. Поддубная, О. В. Химия. Неорганическая химия: учебно-методический комплекс / О. В. Поддубная, И. В. Ковалева. – Горки: БГСХА, 2010. – 169 с.
10. Руководство к изучению курса «Общая и неорганическая химия»: пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
11. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: учебник для вузов / В. И. Слесарев. – Санкт-Петербург: Химиздат, 2001. – 784 с.
12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. – 4-е изд. – Москва: Высш. шк., 2004. – 440 с.
13. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие / А. Р. Цыганов [и др.]. – Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
14. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: учебник для вузов / Н. К. Цитович. – Москва: Высш. шк., 1987. – 403 с.
15. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
Теоретические вопросы и типовые варианты контрольных модулей.....	5
Тема 1. Классы неорганических соединений. Законы стехиометрии.....	15
Тема 2. Строение атомов. Химическая связь.....	24
Тема 3. Комплексные соединения.....	29
Тема 4. Химическая кинетика.....	32
Тема 5. Растворы. Гидролиз солей.....	36
Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	39
Тема 7. Химия элементов.....	45
Тема 8. Качественный анализ.....	53
Тема 9. Гравиметрический анализ.....	58
Тема 10. Титриметрический анализ. Кислотно-основное титрование.....	61
Тема 11. Титриметрический анализ. Оксидиметрия.....	67
Тема 12. Титриметрический анализ. Комплексонометрия.....	71
Тема 13. Физико-химические методы анализа. Оптические методы анализа.....	73
Библиографический список.....	76

Учебное издание

**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна  
**Булак** Татьяна Васильевна и др.

ХИМИЯ.  
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания по выполнению  
модульно-рейтинговых заданий

Редактор *Т. П. Рябцева*  
Технический редактор *Н. Л. Якубовская*  
Корректор *Л. С. Разинкевич*

Подписано в печать 19.03.2018. Формат 60×84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная.  
Ризография. Гарнитура «Таймс». Усл. печ. л. 4,65. Уч.-изд. л. 3,93.  
Тираж 75 экз. Заказ .

УО «Белорусская государственная сельскохозяйственная академия».  
Свидетельство о ГРИИРПИ № 1/52 от 09.10.2013.  
Ул. Мичурина, 13, 213407, г. Горки.

Отпечатано в УО «Белорусская государственная сельскохозяйственная академия».  
Ул. Мичурина, 5, 213407, г. Горки.