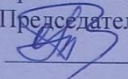
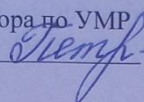


Государственное бюджетное
профессиональное образовательное учреждение
«Кунгурский сельскохозяйственный колледж»

Методические рекомендации
к выполнению практических работ
по дисциплине
ОП.07 Основы аналитической химии
по специальности
35.02.06 Технология производства и переработки сельскохозяйственной
продукции

2021 г.

Рассмотрено и одобрено на
заседании методической комиссии
Протокол № 1 от «30» августа 2021 г.
Председатель МК
 / Тихонова О.Б./

Утверждаю
Зам.директора по УМР
 Петрова Л.И.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Пояснительная записка.....	4
2. Общие требования к выполнению практических занятий	4
3. Перечень практических работ... ..	7
4. Список используемой литературы	47

1. Пояснительная записка

Методические рекомендации к выполнению практических работ по дисциплине «Основы аналитической химии» предназначены для организации работы студентов второго курса очного отделения специальности 35.02.06 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции

Согласно учебному плану обязательная аудиторная учебная нагрузка составляет 48 часов, в том числе 20 часов составляют практические занятия. В связи с практической направленностью дисциплины разработаны практические работы.

Практические работы составляют важную часть подготовки обучающихся. Основная цель проведения практических работ - формирование у обучающихся общих компетенций, аналитического, творческого мышления путем приобретения практических навыков.

Время выполнения работы составляет 90 минут.

1. Критерии оценивания при выполнении практического задания:

- *Оценка «5»* - ставится в том случае, если студент обнаруживает верное понимание сущности рассматриваемых явлений, правильно и в полном объеме выполняет задания, заданий и предлагает наиболее рациональное решение.
- *Оценка «4»* - задания выполнены в полном объеме, но допущены незначительные неточности.
- *Оценка «3»* - при выполнении заданий обнаруживаются неточности, выполнено правильно не менее 60% заданий, предлагаемый вариант решения не рационален.
- *Оценка «2»* - учащийся не овладел основными умениями в соответствии с требованиями программы.

В процессе инструктажа преподаватель предупреждает студентов о возможных типичных ошибках, встречающихся при выполнении задания.

При изучении дисциплины «Химия» (Аналитическая химия) студенты должны овладеть теоретическими знаниями и практическими умениями в соответствии с государственными требованиями к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников

К выполнению индивидуального задания (практическая работа, тестирование) студенты приступают после изучения теоретического материала по конспектам, учебникам и дополнительной литературе.

Содержание дисциплины

Введение

Предмет аналитической химии. Качественный и количественный анализ. История развития аналитической химии, современных методов анализа и их классификация. Значение аналитической химии и химического контроля.

Раздел 1. Качественный анализ.

Тема 2.1. Теоретические основы качественного анализа. История развития аналитической химии.

Краткая характеристика методов качественного анализа. Чувствительность аналитических реакций. Условия проведения аналитических реакций. Специфичность и избирательность аналитических реакций. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Закон действующих масс как основа качественного анализа

Тема 1. 2. Основные положения теории электролитической диссоциации. Водородный показатель среды. Буферные растворы.

Основные положения ТЭД. Сильные и слабые электролиты. Теории С.Аррениуса, Бренстеда-Лоури, теория Льюиса. Водородный показатель среды. Индикаторы. Буферные растворы.

Тема 1.3. Равновесие в гетерогенных системах.

Равновесие в гетерогенных системах. Произведение растворимости. Условия полного осаждения ионов. Солевой эффект. Условия сдвига равновесия.

Тема 1.4. Гидролиз солей. Амфотерность гидроксидов

Гидролиз солей. Ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Степень гидролиза, расчет. Амфотерность гидроксидов – двойственность свойств.

Тема 1.5. Окислительно-восстановительные реакции ОВР.

Степень окисления элементов в химических соединениях. Окислительно-восстановительные реакции, типы ОВР. Составление ОВР методом электронного баланса.

Тема 1.6. Комплексные соединения

Комплексные или координационные соединения. Понятия центрального атома, лиганда, координационного числа. Классификация комплексных соединений. Составление и номенклатура

Раздел 2. Классификация катионов и анионов.

Тема 2.1. Классификация катионов и анионов

Тема 2.2. Общая характеристика катионов 1 аналитической группы. Значение катионов 1 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Частные реакции катионов 1 аналитической группы.

Тема 2.3. Общая характеристика катионов 2 аналитической группы. Значение катионов 2 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Частные реакции и действия группового реагента на катионы 2 аналитической группы.

Тема 2.3. Общая характеристика катионов 3 аналитической группы. Значение катионов 3 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Групповой реактив и условия его применения. Частные реакции катионов 3 аналитической группы.

Тема 2.4. Систематический ход анализа смеси катионов 1,2,3 групп.

Тема 2.5. Общая характеристика катионов 4 аналитической группы. Значение катионов 4 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Групповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов 4 аналитической группы.

Тема 2.6. Общая характеристика катионов 5 аналитической группы. Значение катионов 5 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Групповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов 5 аналитической группы.

Тема 2.7. Общая характеристика катионов 6 аналитической группы. Значение катионов 6 аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля. Групповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов 6 аналитической группы.

Тема 2.8. Систематический ход анализа смеси катионов 4,5,6 групп.

Тема 2.9. Анионы. Классификация анионов. Значение анионов в осуществлении химико-технологического контроля. Частные реакции анионов 1 группы. Частные реакции анионов 2 группы. Частные реакции анионов 3 группы.

Тема 2.10 Анализ сухой соли. Систематический ход анализа соли.

Раздел 3. Количественный анализ

Тема 3.1. Гравиметрический (весовой) метод анализа

Сущность гравиметрического анализа. Техника выполнения гравиметрического анализа. Основные операции гравиметрического анализа: отбор средней пробы, взятие навески, её растворение, осаждение, фильтрование промывание, высушивание, прокаливание и взвешивание.

Тема 4.3. Титриметрический (объемный) метод анализа.

Сущность и расчеты в титриметрическом методе анализа. Закон эквивалентов. Химические индикаторы для установления точки эквивалентности.

Кислотно-основное титрование. Сущность анализа условия выполнения и требование к реакциям. Рабочие растворы и способы их приготовления. Окислительно-восстановительное титрование. Осадительное титрование.

Комплексометрия. Сущность методов осаждения. Аргентометрия (метод Мора), условия применения метода и его значение в проведении химико-технологического контроля. Сущность метода комплексообразования и его значение в осуществлении химико-технологического контроля.

Раздел 4. Физико-химические методы анализа.

Сущность физико-химического метода анализа и их особенности (спектральные, хроматографические и электрохимические методы); применение этих методов в химико-технологическом контроле.

В результате изучения дисциплины студент должен **уметь:**

1. применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
2. использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса;
3. описывать уравнениями химических реакций процессы, лежащие в основе производства продовольственных продуктов;

4. проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
5. использовать лабораторную посуду и оборудование;
6. выбирать метод и ход химического анализа, подбирать реактивы и аппаратуру;
7. проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
8. выполнять количественные расчеты состава вещества по результатам измерений;
9. соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории;

знать:

1. основные понятия и законы химии;
2. теоретические основы органической, физической, коллоидной химии;
3. понятие химической кинетики и катализа;
4. классификацию химических реакций и закономерности их протекания;
5. обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
6. окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
7. гидролиз солей, диссоциацию электролитов в водных растворах, понятие о сильных и слабых электролитах;
8. тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
9. характеристики различных классов органических веществ, входящих в состав сырья и готовой пищевой продукции;

10. свойства растворов и коллоидных систем высокомолекулярных соединений;
11. дисперсные и коллоидные системы пищевых продуктов;
12. роль и характеристики поверхностных явлений в природных и технологических процессах;
13. основы аналитической химии;
14. основные методы классического количественного и физико-химического анализа;
15. назначение и правила использования лабораторного оборудования и аппаратуры;
16. методы и технику выполнения химических анализов;
17. приемы безопасной работы в химической лаборатории

Содержание практических работ

1.	Практическая работа № 1. Чувствительность. Предел обнаружения.	Стр.11
2.	Практическая работа № 2. Способы выражения концентрации растворов	Стр.12
3.	Практическая работа № 3. Окислительно-восстановительные реакции	Стр.13
4.	Практическая работа № 4. Закон действующих масс. Гидролиз солей	Стр.15
5.	Практическая работа № 5. Основные положения теории электролитической диссоциации. Водородный показатель	Стр.18
6.	Практическая работа № 6. Комплексные соединения	Стр.25
7.	Практическая работа № 7. Качественный анализ катионов	Стр.29
8.	Практическая работа № 8. Качественный анализ анионов	Стр.33

9.	Практическая работа № 9. Количественный анализ. Гравиметрия	Стр.40
10.	Практическая работа № 10. Количественный анализ. Титриметрия	Стр.41
11.	Практическая работа № 11. Физико-химические методы анализа	Стр.54

Практическая работа № 1. Чувствительность. Предел обнаружения.

Чувствительность

Предел обнаружения C_{\min} ($C_{\text{пред}}$) (г/мл) – минимальная или предельная концентрация; это наименьшая концентрация иона или вещества (далее – компонента) в растворе, при которой он может быть обнаружен с помощью данной аналитической реакции с заданной доверительной вероятностью.

Предел обнаружения m (мкг) – открываемый минимум; это наименьшая масса определяемого компонента, с заданной доверительной вероятностью обнаруживаемая данной аналитической реакцией в минимальном объеме предельно разбавленного раствора.

Предельное разбавление, $V_{\text{пред}}$ (мл/г) – максимальный объем раствора, в котором обнаруживается 1 г компонента с помощью данной реакции.

Минимальный объем предельно разбавленного раствора, V_{\min} (мл) – наименьший объем анализируемого раствора, необходимый для обнаружения компонента в данной аналитической реакции.

Требуемые величины вычисляются по формулам:

$$V = \frac{m \cdot C_{\text{пред}}}{10^6} \quad (1)$$

$$V_{\text{пред}} = \frac{1}{c_{\min}} = \frac{10^6 \cdot V_{\min}}{m} \quad (2)$$

$$C_{\min} = \frac{1}{V_{\text{пред}}} \quad (3)$$

Пример 1. Предельное разбавление ионов Al^{3+} при обнаружении микрокристаллоскопической реакцией равно 150000 мл/г, V_{min} исследуемого раствора составляет 0,06 мл. Вычислить открываемый минимум.

Решение. По формуле (2) находим:

$$m = \frac{V_{min} \cdot 10^6}{V_{пред}} = \frac{0,06 \cdot 10^6}{150000} = 0,4 \text{ мкг}$$

Практическая работа № 2. Способы выражения концентрации растворов

Расчетные задачи

Вариант 1

1. Титр вещества А, растворенного в 20 мл воды, составляет 0,0324 г/мл. Рассчитайте массу вещества А.
2. Рассчитайте массовую и молярную долю гидроксида натрия в растворе, полученном растворением 3,35 его в 35 мл воды.
3. Вычислите относительную молекулярную массу фосфорной кислоты.

Вариант 2

1. Титр вещества В, растворенного в 30 мл воды, составляет 0,1234 г/мл. Рассчитайте массу вещества В.
2. Рассчитайте массовую и молярную долю гидроксида лития в растворе, полученном растворением 4,54 его в 50 мл воды.
3. Вычислите относительную молекулярную массу 2-х молекул азотной кислоты.

Вариант 3

1. Титр вещества С, растворенного в 10 мл воды, составляет 0,0025 г/мл. Рассчитайте массу вещества С.
2. Рассчитайте массовую и молярную долю гидроксида магния в растворе, полученном растворением 2,5 его в 45 мл воды.
3. Вычислите относительную молекулярную массу 3-х молекул серной кислоты.

Вариант 4

1. Титр вещества Д, растворенного в 40 мл воды, составляет 0,0324 г/мл. Рассчитайте массу вещества Д.
2. Рассчитайте массовую и молярную долю гидроксида калия в растворе, полученном растворением 5,41 его в 55 мл воды.
3. Вычислите относительную молекулярную массу гидроксида магния.

Практическая работа № 3. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Теоретические основы

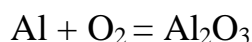
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, при протекании которых происходит изменение степени окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

Степень окисления – условный (формальный) заряд атома в химическом соединении, который находят, считая химические связи в соединении чисто ионными.

<p>Окисление потеря электронов, т.е. повышение степени окисления.</p>	<p>Восстановление приобретение электронов, т.е. понижение степени окисления.</p>
<p>Окислитель присоединяет электроны, сам восстанавливается, понижает свою степень окисления</p>	<p>Восстановитель отдает электроны, сам окисляется, повышает свою степень окисления</p>
<p>Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем</p>	

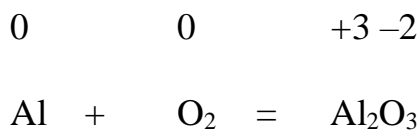
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют два метода подбора коэффициентов: электронного баланса и электронно-ионного баланса.

Напишем уравнение реакции между алюминием и кислородом:

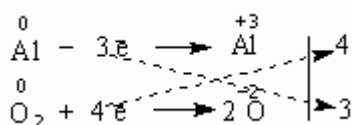


Баланс – это равенство. Поэтому следует сделать одинаковым количество электронов, которые *отдает* один элемент и *принимает* другой

элемент в данной реакции. Первоначально это количество выглядит разным, что видно из разных степеней окисления алюминия и кислорода:

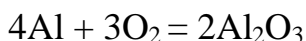


Алюминий отдает электроны (приобретает положительную степень окисления), а кислород – принимает электроны (приобретает отрицательную степень окисления). Чтобы получить степень окисления +3, атом алюминия должен отдать 3 электрона. Молекула кислорода, чтобы превратиться в кислородные атомы со степенью окисления -2, должна принять 4 электрона:



Чтобы количество отданных и принятых электронов выровнялось, первое уравнение надо умножить на 4, а второе – на 3. Для этого достаточно переместить числа отданных и принятых электронов против верхней и нижней строчки так, как показано на схеме вверху.

Если теперь в уравнении перед восстановителем (Al) мы поставим найденный нами коэффициент 4, а перед окислителем (O₂) – найденный нами коэффициент 3, то количество отданных и принятых электронов выравняется и становится равным 12. Электронный баланс достигнут. Видно, что перед продуктом реакции Al₂O₃ необходим коэффициент 2. Теперь уравнение окислительно-восстановительной реакции уравнено:



Вариант 1

1. Напишите комплексное соединение из составных частей, отметьте комплексообразователь, лиганд, координационное число и координационную связь: 2NH₃, NO₃, Ag.
2. Напишите ОВР, определите ее тип. Укажите восстановитель и окислитель, расставьте коэффициенты: H₂S+HClO=HCl+S+H₂O
3. Определите величину и знак заряда комплексных ионов X: [Ag(NH₃)₂]X, [FeII(SCN)₃]X, [FeIII(CN)₆]X, [Zn(NH₃)₆]X, [PtIVCl]X

4. Определите степень окисления серы и свинца: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, PbO_2

Вариант 2

1. Напишите комплексное соединение из составных частей, отметьте комплексообразователь, лиганд, координационное число и координационную связь: Cl , Pt , 4NH_3 .
2. Напишите ОВР, определите ее тип. Укажите восстановитель и окислитель, расставьте коэффициенты:
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. Определите величину и знак заряда комплексных ионов X: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{X}$, $[\text{FeII}(\text{SCN})_3]\text{X}$, $[\text{FeIII}(\text{CN})_6]\text{X}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]\text{X}$, $[\text{PtIVCl}]\text{X}$
4. Определите степень окисления хрома и марганца: K_2CrO_4 , MnO_2

Вариант 3

1. Напишите комплексное соединение из составных частей, отметьте комплексообразователь, лиганд, координационное число и координационную связь: Na , 4NO_2 , Co .
2. Напишите ОВР, определите ее тип. Укажите восстановитель и окислитель, расставьте коэффициенты: $\text{KClO}_3 = \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
3. Определите величину и знак заряда комплексных ионов X: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{X}$, $[\text{FeII}(\text{SCN})_3]\text{X}$, $[\text{FeIII}(\text{CN})_6]\text{X}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]\text{X}$, $[\text{PtIVCl}]\text{X}$
4. Определите степень окисления серы: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2S

Практическая работа № 4. Закон действующих масс (ЗДМ)

Константа химического равновесия равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ, причем значение каждой концентрации вводится в степень, равную стехиометрическому коэффициенту перед формулой вещества в химическом уравнении.

Если в уравнении реакции имеются стехиометрические коэффициенты, например, m , n , p , d :



то выражение для константы равновесия принимает вид

$$K_p = \frac{[\text{C}]^p [\text{D}]^d}{[\text{A}]^m [\text{B}]^n} \quad (5)$$

Пример 1. Равновесные концентрации водорода, иода и иодоводорода в реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ при некоторой температуре составляют по 0,03 моль/л, 0,03 моль/л и 0,04 моль/л соответственно. Вычислить константу этой реакции.

Решение:

$$\text{Согласно ЗДМ } K_{\text{реакции}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{0,04^2}{0,03 \cdot 0,03} = 1,77$$

Ответ: Константа этой реакции $K_p = 1,77$

Гидролиз солей

Гидролизом называется взаимодействие ионов растворённой в воде соли с ионами воды, вызывающее обычно изменение концентрации ионов H^+ и OH^- . Хотя $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в воде очень незначительны (10^{-7} моль/л), но эти ионы находятся в динамическом равновесии с огромным числом недиссоциированных молекул воды. Связывание одного из них (H^+ или OH^-) ионами соли сопровождается нарушением равновесия и вызывает диссоциацию новых молекул воды. В результате накапливаются в растворе значительные количества OH^- или H^+ , вследствие чего раствор приобретает щелочную или кислую среду.

Гидролиз – обратимая реакция. . Причиной его является образование малодиссоциированных молекул кислоты или основания, или то и другое вместе.

1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.
 CH_3COONa – уксуснокислый натрий (или ацетат натрия). При растворении в воде полностью диссоциирует на ионы Na^+ и CH_3COO^- . Гидролиз протекает по уравнению:



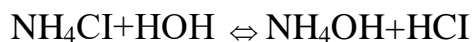
или в ионной форме:



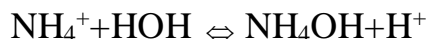
В растворе образуется избыток OH^- ионов, создаётся щелочная среда $\text{pH} > 7$.

2. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами.

При растворении в воде таких солей, например, хлористого аммония NH_4Cl , в воде наступает равновесие



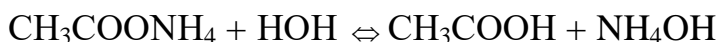
или в ионной форме:



В растворе накапливаются ионы H^+ , создается кислая среда: $\text{pH} < 7$.

3. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами идет до конца

Например, уксусный аммоний $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Её гидролиз протекает по уравнению:



или в ионной форме:



Происходит образование двух слабых электролитов: уксусной кислоты и гидроксида аммония.

Реакция раствора подобных солей зависит от относительной силы образующихся кислоты и основания. Если константа диссоциации основания равна диссоциации кислоты (как в данном случае), то реакция раствора будет нейтральной $\text{pH} = 7$. Если константа диссоциации кислоты превышает константу диссоциации основания, то раствор соли имеет слабокислую среду и, наоборот, будет иметь слабощелочную среду, если константа диссоциации основания больше константы диссоциации кислоты.

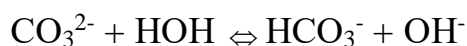
Соли, образованные слабыми многоосновными кислотами или слабыми многоатомными основаниями, гидролизуются в несколько ступеней.

Например: Na_2CO_3 гидролизуется в две ступени.

Первая ступень:



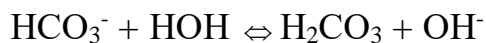
Или в ионной форме:



Вторая ступень:



Или в ионной форме:



4. Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами, гидролизу не подвергаются: водные растворы таких солей, например NaCl или KCl, имеют нейтральную реакцию $\text{pH} = 7$.

Практическая работа № 5. Основные положения теории электролитической диссоциации. Водородный показатель

Вещества по способности проводить электрический ток в расплавленном и растворенном состоянии делятся на:

Электролиты – вещества, способные проводить электрический ток (соли, кислоты, основания).

Неэлектролиты – вещества, не способные проводить электрический ток (органические соединения, сахар, глюкоза).

Электропроводность электролитов объясняется тем, что их молекулы в растворах и расплавах распадаются на ионы (положительно и отрицательно заряженные).

Молекулы неэлектролитов на ионы не распадаются, поэтому их растворы не проводят электрический ток.

Электролиты обладают различной способностью к диссоциации, поэтому различают **сильные** и **слабые** электролиты.

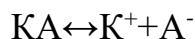
Сильные электролиты в водных растворах диссоциируют полностью.

В растворе слабого электролита идут одновременно два процесса:

- диссоциация (распад молекул на ионы);
- ассоциация (соединение ионов в молекулы).

К сильным электролитам относятся почти все соли; многие минеральные кислоты, например H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HClO_4 ; гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (щелочи) NaOH , KOH .

Слабые электролиты при растворении в воде лишь частично диссоциируют на ионы. В отличие от сильных электролитов их диссоциация протекает обратимо с установлением равновесия:



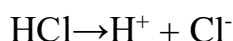
К слабым электролитам относятся органические кислоты, многие минеральные кислоты, например HCN , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 , все гидроксиды, за исключением щелочей, амфотерные гидроксиды, например, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$.

Сущность теории электролитической диссоциации по Аррениусу:

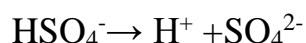
1. При растворении в воде электролиты диссоциируют на положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы).
2. При прохождении электролитического тока через раствор или расплав электролита положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, отрицательно заряженные ионы (анионы) – к аноду. У электродов ионы разряжаются и превращаются в атомы или молекулы.
3. Степень распада зависит от природы электролита, его концентрации, температуры, от характера растворителя.
4. Процесс электролитической диссоциации обратим.

Диссоциация кислот, оснований и солей

Диссоциация кислот. Согласно теории электролитической диссоциации кислотами называют вещества, которые в водных растворах образуют в качестве катионов ионы водорода H^+ . Одноосновная кислота диссоциирует на ионы в одну ступень. Например:

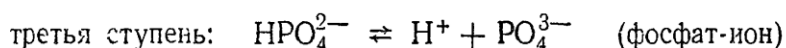
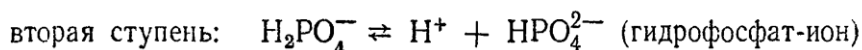
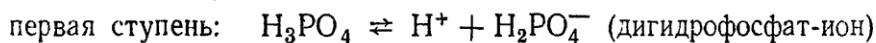


Двухосновные кислоты распадаются на ионы в две ступени:



Первая степень диссоциации, как правило, осуществляется в большей степени, чем вторая. Из уравнений диссоциации видно, что в растворе серной кислоты имеются три вида ионов: H^+ , HSO_4^- и SO_4^{2-}

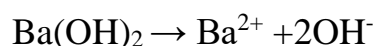
Трехосновные кислоты диссоциируют по трем ступеням: по первой ступени в большей степени, чем по второй, а по второй — в большей, чем по третьей. Например, диссоциация фосфорной кислоты протекает по схемам:



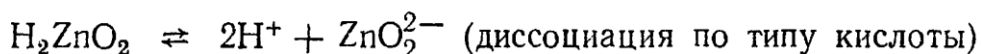
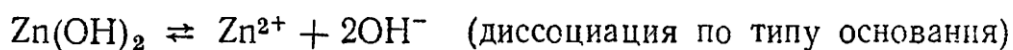
Водный раствор фосфорной кислоты содержит ионы водорода H^+ , дигидрофосфата H_2PO_4^- , гидрофосфата HPO_4^{2-} и фосфата PO_4^{3-} , причем ионов H_2PO_4^- больше, чем HPO_4^{2-} , а последних больше, чем PO_4^{3-} . Количество ионов PO_4^{3-} ничтожно мало.

Диссоциация оснований. По теории электролитической диссоциации основаниями называют вещества, которые в водных растворах в качестве анионов содержат только ионы гидроксидов OH^- .

Диссоциацию оснований можно выразить, например, следующими уравнениями:

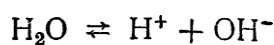


Вещества, которые диссоциируют и как кислоты и как основания, называются амфотерными соединениями или амфолитами. К ним относятся гидроксиды некоторых металлов. Например, Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 и др.



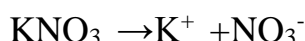
Следовательно, в растворе амфотерного соединения содержатся ионы металла, гидроксид-ионы, ионы водорода и кислотного остатка.

Вода диссоциирует по уравнению



Следовательно, вода также проявляет свойства кислоты, образуя ионы H^+ , и свойства основания, образуя ионы OH^- .

Диссоциация солей. *Диссоциация нормальной соли.* Нормальная соль диссоциирует на ион металла и ион кислотного остатка:



Диссоциация кислой соли. В данном случае диссоциация протекает по нескольким ступеням. Например, KHSO_4 диссоциирует по двум ступеням:



Как видно, раствор кислой соли содержит катионы водорода (как результат диссоциации по второй ступени) и металла (в отличие от кислоты, содержащей только ионы водорода).

Степень диссоциации.

Количественно процесс диссоциации может быть охарактеризован рядом величин и, в частности, степенью электролитической диссоциации. *Степень диссоциации α* представляет собой отношение числа распавшихся на ионы молекул n к общему числу растворенных молекул N :

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad (9)$$

Степень диссоциации электролита определяется экспериментально и выражается в долях единицы или процентах. Если $\alpha=0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha=1$ или 100%, то электролит диссоциирован полностью. Если же, например, $\alpha=20\%$, то это означает, что из каждых 100 растворенных молекул 20 диссоциированы на ионы.

Константа диссоциации

Диссоциация электролита — процесс обратимый. В растворе между концентрацией недиссоциированных молекул и концентрацией ионов существует определенная зависимость. Например, в растворе уксусной кислоты, диссоциирующей согласно уравнению



находятся недиссоциированные молекулы CH_3COOH , ионы H^+ и CH_3COO^- . Обозначив равновесные концентрации ионов водорода и ацетат-ионов через $[\text{H}^+]$ и $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, равновесную концентрацию недиссоциированных молекул в моль/л через $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ и применив закон действия масс к процессу диссоциации, получим следующее выражение константы равновесия, которая называется константой диссоциации:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} . \quad (10)$$

Константа диссоциации данного электролита равна отношению произведения концентрации ионов в растворе к концентрации недиссоциированных молекул этого электролита. Если в растворе CH_3COOH изменить концентрацию ионов H^+ или CH_3COO^- , соответственно изменится и концентрация недиссоциированных молекул CH_3COOH , то отношение $\frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ при данной температуре останется неизменным.

При данной температуре для одного и того же электролита константа диссоциации остается постоянной. Это правило применимо только к разбавленным растворам слабых электролитов.

Константу диссоциации можно рассчитать зная степень диссоциации слабого электролита:

$$K = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C - C\alpha} , \quad \text{или} \quad K = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} . \quad (11)$$

Уравнение (11) *выражает закон разбавления Оствальда*. Он устанавливает зависимость между степенью диссоциации и концентрацией слабого электролита. С увеличением концентрации слабого электролита степень диссоциации его уменьшается, с уменьшением концентрации

степень диссоциации возрастает. Для весьма слабых электролитов, степень диссоциации которых очень мала, знаменатель в уравнении (11) может быть принят равным единице. Тогда

$$K = C\alpha^2 \text{ и } \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (12)$$

Водородный показатель pH

Чистая вода очень плохо, но проводит электрический ток, что объясняется небольшой диссоциацией воды на ионы H^+ и OH^- : $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. Концентрация ионов водорода равна концентрации ионов гидроксида: $[H^+] = [OH^-]$. По закону действующих масс константа диссоциации воды

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad (13)$$

$$\text{или } K[H_2O] = [H^+][OH^-] \quad (14)$$

где K – константа электролитической диссоциации;

при $24^\circ C$ она равна $1,8 \cdot 10^{-16}$. Произведение $K[H_2O]$ при данной температуре постоянно и равно $1 \cdot 10^{-14}$.

$K[H_2O]$ обозначают через K_{H_2O} .

$K_{H_2O} = [H^+][OH^-]$ – это произведение называется *ионным произведением воды*.

$$\text{Или } [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (15)$$

Обычно реакцию среды выражают через водородный показатель pH. *Водородный показатель* – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+]. \quad (16)$$

Тогда уравнение (15) запишется как

$$pH + pOH = 14 \quad (17)$$

При $pH = 7$ среда нейтральная,

при $pH < 7$ среда кислая,

при $pH > 7$ среда щелочная.

Пример 1. Вычислите $[OH^-]$, определите pH раствора и характер среды, если $[H^+]$ равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Дано:	Решение:
$[H^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/л	1. Напишем выражение ионного произведения
воды:	
$[OH^-] = ?$	$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$
$pH = ?$	2. Вычислим $[OH^-]$:
	$1 \cdot 10^{-14} \quad 1 \cdot 10^{-14}$
	$[OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-4}} = 1 \cdot 10^{-10}$ (моль/л)

3. Найдем значение pH :

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg (1 \cdot 10^{-4}) = 4$$

Ответ: $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л

$pH = 4$, раствор имеет кислую среду.

Пример 2. Вычислите $[H^+]$, определите pH 0,05 н. раствора HCl .

Дано:	Решение:
$C_{HCl} = 0,05$ н.	1. Составим уравнение диссоциации раствора HCl :
	$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$
$[OH^-] = ?$	1 моль 1 моль 1 моль
$pH = ?$	2. Находим $[H^+]$, т.к. при диссоциации 1 моль HCl
образуется	
	1 моль H^+ , то концентрация ионов H^+ равна:

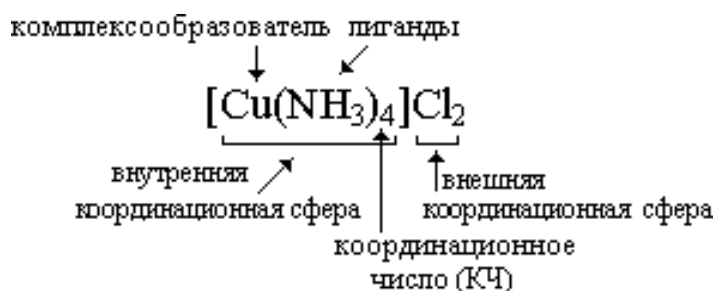
$$[\text{H}^+] = 0,05 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/л)}$$

3. Найдем значение pH:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg (5 \cdot 10^{-2}) = -(\lg 5 + \lg 10^{-2}) = -(0,699 + 2) = 1,3$$

Ответ: $[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-2}$ моль/л; pH = 1,3, среда раствора кислая.

Практическая работа № 6. Комплексные соединения



Комплексное соединение, состоит из внутренней и внешней сферы. Центральная частица, вокруг которой расположены окружающие ее лиганды, называется комплексообразователем. Число лигандов комплексообразователя называется координационным числом.

Номенклатура комплексных соединений

Комплексное соединение может состоять из комплексного катиона, комплексного аниона или может быть нейтральным.

Соединения с комплексными катионами. Вначале называют внешнесферный анион, затем перечисляют лиганды, затем называют комплексообразователь в родительном падеже (ему дается русское название данного элемента). После названия комплексообразователя в скобках римской цифрой указывается его степень окисления.

К латинскому названию анионного лиганда добавляется окончание “о” (F⁻ - фторо, Cl⁻ - хлоро, OH⁻ - гидроксо, CN⁻ - циано и т.д). Аммиак обозначают термином “аммин”, СО – карбонил, NO – нитрозил, H₂O – аква.

Число одинаковых лигандов называют греческим числительным: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта и т.д.



Вначале перечисляют лиганды анионные, затем нейтральные, затем катионные.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ – хлорид хлоропентаамминплатины (IV) .

Если в комплексе имеются несколько лигандов одинакового знака заряда, то они называются в алфавитном порядке:

$[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$ – хлорид дихлороакватриамминкобальта (III).

Соединения с комплексными анионами. Вначале называют комплексный анион в именительном падеже: перечисляют лиганды, затем комплексообразователь (ему дается латинское название и к названию добавляется окончание “ат”). После названия комплексообразователя указывается его степень окисления. Затем в родительном падеже называется внешнесферный катион.

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат (II) натрия;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия;

$\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$ – тетрахлорокупрат (II) калия.

Соединения без внешней сферы. Вначале называют лиганды, затем комплексообразователь в именительном падеже с указанием его степени окисления. Все название пишется слитно.

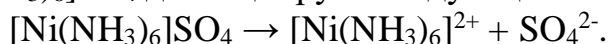
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель (0);

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородиамминплатина (IV).

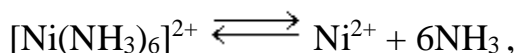
Диссоциация комплексных соединений

Комплексные соединения в водных растворах практически полностью диссоциируют на внешнюю и внутреннюю сферы. В то же время комплексный ион диссоциирует в незначительной степени как ассоциированный электролит. Количественной характеристикой диссоциации внутренней сферы в растворе является константа нестойкости, представляющая собой константу равновесия процесса диссоциации комплексного иона.

Например, в растворе комплексное соединение $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ диссоциирует следующим образом:



Для комплексного иона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, диссоциирующего по уравнению

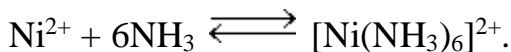


константа равновесия процесса диссоциации носит название константы нестойкости K_n . Для рассматриваемого процесса K_n равна

Величина, обратная K_n , называется константой устойчивости:

$$K_y = 1/K_n. \quad (17.2)$$

Она представляет собой константу равновесия процесса образования комплексного иона:



Пример. а) Дайте названия комплексным соединениям: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;

б) Составьте формулу комплексного соединения по его названию: гексацианоферрат (II) калия; гексатиоцианоферрат (III) калия.

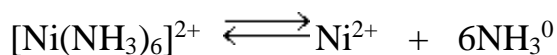
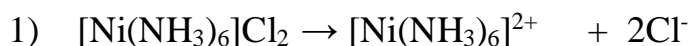
Для (а) и (б) укажите центральный атом, лиганды, внутреннюю координационную сферу, внешнюю сферу. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражения для констант нестойкости.

Решение

Формула комплексного соединения и его название	Комплексообразователь	Лиганд	Координационное число	Внутренняя сфера комплексного соединения	Ионы внешней сферы
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ хлорид гексаамминникеля (II)	Ni^{2+}	NH_3^0	6	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Cl^-
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ тетрагидроксицинкат натрия	Zn^{2+}	OH^-	4	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	Na^+
гексацианоферрат (II) калия	Fe^{2+}	CN^-	6	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	K^+

$K_4[Fe(CN)_6]$					
гексатиоцианоферрат (III) калия $K_3[Fe(SCN)_6]$	Fe^{3+}	SCN^-	6	$[Fe(SCN)_6]^{3-}$	K^+

Уравнения диссоциации и выражения для расчета константы нестойкости:



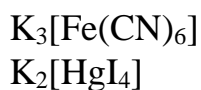
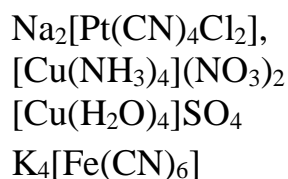
$$[Ni^{2+}] \cdot [NH_3^0]^6$$

$$K_{\text{нест.}} = \frac{\quad}{[[Ni(NH_3)_6]^{2+}]}$$

Задание 1. Написать координационные формулы следующих соединений:

1. гексагидроксохромат (III) бария,
2. хлорид нитритопентаамминхрома (III),
3. гексафтороалюминат (III) натрия,
4. тиоцианатотрицианокупрат (II) бария,
5. дихлородиамминплатина,
6. дисульфатоферрат (II) аммония,
7. гексацианокобальтат (III) калия,
8. гексацианоферрат (III) водорода,
9. гексафторосиликат (IV) водорода,
10. гидроксид гексаамминкобальта (II),

Задание 2. Назвать следующие комплексные соединения. укажите центральный атом, лиганды, внутреннюю координационную сферу, внешнюю сферу. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражения для констант нестойкости





Практическая работа № 7. Качественный анализ катионов.

Аналитическая классификация катионов

В качественном химическом анализе преимущественно имеют дело с водными растворами электролитов, поэтому аналитическими реакциями открывают образующиеся при диссоциации катионы и анионы. В форме катионов существуют элементы различных групп периодической системы (I A, I B, II A, III B, III A, IV A, VIII), поэтому и аналитические свойства катионов различны. Однако с помощью групповых реактивов из общей смеси катионов можно выделить отдельные группы катионов со сходными аналитическими свойствами – *аналитические группы*. Групповые реактивы могут быть осадителями, избирательно осаждающими катионы определенной группы в виде различных соединений (карбонатов, сульфидов, хлоридов, сульфатов, фосфатов, гидроксидов и др.), или реагентами, селективно выделяющими из смеси труднорастворимых веществ группу растворимых соединений (растворимых комплексов и амфотерных гидроксидов и т. д.). Применение разнообразных групповых реактивов позволило разработать различные аналитические классификации катионов (и анионов). Наибольшее распространение получили сульфидная, кислотнo-основная и аммиачно-фосфатная классификации.

Сульфидная классификация, предложенная еще Н. А. Меншуткиным, основана на различной растворимости сульфидов, карбонатов и хлоридов. По этой классификации все катионы делят на пять аналитических групп. Сероводородный метод анализа, основанный на сульфидной классификации, имеет два основных недостатка: токсичность сероводорода требует специально оборудованных химических лабораторий; выполнение анализа отнимает много времени.

Кислотнo-основная классификация основана на различной растворимости гидроксидов, хлоридов, сульфатов. Групповыми реактивами этого метода являются растворы кислот и оснований. По кислотнo-основной классификации катионы делят на шесть аналитических групп (табл. 1).

Таблица 1

Кислотно-основная классификация катионов

№ группы	Катионы	Название группы	Групповой реагент	Характеристика группы
I	K^+ , Na^+ , NH_4^+	Растворимая	Нет группового реагента	Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде
II	Pb^{2+} , $[Hg_2^{2+}]$ Ag^+ ,	Хлоридная	2М HCl	Образование малорастворимых хлоридов
III	Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}	Сульфатная	2М H_2SO_4	Образование малорастворимых в воде и кислотах сульфатов
IV	Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , As^{3+} , As^{5+}	Амфотерная	2М NaOH	Образование растворимых гидроксокомплексов
V	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} Cu^{2+} , Cd^{2+} ,	Гидроксидная	2М NaOH	Образование малорастворимых гидроксидов
VI	Co^{2+} , Ni^{2+} , Hg^{2+}	Аммиакатная	2М NH_4OH (избыток	Образование растворимых аммиакатных комплексов

Выполнение анализа по кислотно-основной схеме имеет определенные преимущества:

- используются кислотные свойства элементов, способность к комплексообразованию, амфотерность гидроксидов, что обусловлено их положением в периодической системе элементов Д. И. Менделеева;
- исключается токсичное действие сероводорода;
- сокращаются затраты времени на анализ.

Недостатком этой классификации является некоторая нечеткость в разделении катионов на аналитические группы. Так, ионы Pb^{2+} , относящиеся к I группе, осаждаются групповым реактивом в виде $PbCl_2$ не полностью вследствие его значительной растворимости. Поэтому эти ионы частично переходят во II группу и осаждаются в виде $PbSO_4$. Некоторые операции этого метода достаточно трудоемки, например перевод сульфатов $BaSO_4$, $SrSO_4$, $CaSO_4$ в соответствующие карбонаты. Кисотно-основный метод (как и сероводородный) значительно осложняется присутствием PO_4^{3-} –иона, поэтому при наличии этого иона приобретает определенные преимущества аммиачно-фосфатный метод.

Примерный тест по теме «II аналитическая группа катионов»

1. Выберите групповой реактив для катионов 2-ой аналитической группы:

- А) группового реактива не имеют, т.к. образуют хорошо растворимые соли
- Б) раствор соляной кислоты
- В) раствор серной кислоты
- Г) раствор гидроксида натрия

2. Выберите катионы, входящие во 2 аналитическую группу:

- А) серебро, ртуть, свинец
- Б) ртуть, висмут, серебро
- В) натрий, калий, аммоний
- Г) серебро, калий, свинец
- Д) алюминий, цинк, хром

3. *Каломель – это*

- А) кондитерское изделие
- Б) токсичный раствор ртути
- В) осадок белого цвета дихлорида ртути +2
- Г) черный осадок ртути
- Д) белый осадок сульфата свинца

4. *Выберите правильный порядок анализа смеси катионов:*

- А) осаждение катионов в виде солей – отделение ионов свинца – отделение ионов серебра – открытие ионов ртути
- Б) отделение ионов свинца – отделение ионов серебра - открытие ионов ртути – осаждение катионов в виде солей
- В) отделение ионов свинца – отделение ионов серебра - осаждение катионов в виде солей – открытие ионов ртути
- Г) отделение ионов свинца – отделение ионов серебра – открытие ионов ртути

5. *Какой катион восстанавливается формальдегидом:*

- А) серебра
- Б) ртути
- В) свинца
- Г) висмута
- Д) бария

6. *Эту качественную реакцию можно проводить двумя способами – в пробирке и на фильтровальной бумаге. О чем идет речь?*

- А) реакция восстановления ионов ртути с формальдегидом
- Б) реакция солеобразования с соляной кислотой
- В) реакция ионов серебра с хроматом калия
- Г) реакция восстановления ионов серебра с формальдегидом

Д) реакция ионов ртути со щелочами

7. Почему катион свинца одновременно входит в 2 аналитические группы?

А) его очень трудно обнаружить

Б) у него несколько групповых реагентов

В) обладает хорошей растворимостью

Г) обладает низкой растворимостью

Д) не взаимодействует с групповым реагентом

8. Выберите формулу хромата калия:

А) KCrO_4

Б) K_2CrO_4

В) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$

Г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Практическая работа № 8. Качественный анализ анионов

Общая характеристика анионов

Анионы по элементарному составу, как правило, сложнее, чем катионы, но анализ осуществляется проще, так как они не мешают открытию друг друга. Поэтому анализ можно выполнить дробным методом в отдельной порции исследуемого раствора, не соблюдая строгой последовательности в их обнаружении.

Классификация анионов основана на различном отношении их к двум реактивам BaCl_2 и AgNO_3 . Данные реактивы используются для открытия группы анионов.

Первая аналитическая группа анионов: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} .

Анионы этой группы осаждаются групповым реактивом BaCl_2 только в нейтральной и слабощелочной среде.

Вторая аналитическая группа: Cl^- , S^{2-}

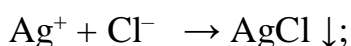
Анионы второй группы образуют с катионами Ag^+ осадки, нерастворимые в воде и азотной кислоте. Групповым реактивом на анионы этой группы служит реактив AgNO_3 . Бариевые соли анионов второй группы растворяются в воде.

Третья аналитическая группа NO_3^- , NO_2^-

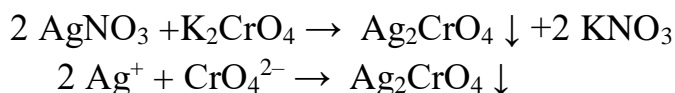
Анионы третьей группы не дают осадков с BaCl_2 и AgNO_3 и, следовательно, группового реактива не имеют.

Пример 1. Приведите уравнения реакций обнаружения нитрата серебра. (Учитывать только кислотно – основную классификацию) Укажите, что происходит в результате реакций, и при каких условиях протекают эти реакции. К каким аналитическим группам относятся катион и анион, входящие в состав соли? Укажите групповой реагент, что происходит при действии группового реагента.

Согласно кислотно-основной классификации катион бария относится ко второй группе катионов. Эти катионы образуют нерастворимые в воде хлориды, поэтому групповым реактивом II группы является хлороводородная кислота HCl



Обнаружение катионов Ag^+ проводим с хромат-ионами в нейтральной среде ($\text{pH} \ll 6,5-7,5$) выделяется осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 кирпично-красного цвета:



Нитрат – анион относится к 3 группе анионов. Группового реагента на анионы 3 группы нет. Сульфат железа FeSO_4 восстанавливает соли азотной кислоты до оксида азота NO :

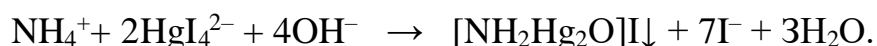


выделяющийся оксид азота образует с FeSO_4 непрочное комплексное соединение $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ бурого цвета.

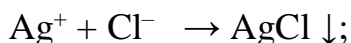
Приведите схему разделения смеси, содержащей катионы никеля, серебра, аммония, марганца

Анализируемая смесь представлена катионами 6, 2, 1 и 5 соответственно.

1. Осаждаем катион аммония с помощью реакции с реактивом Несслера $K_2[HgI_4]$ + KOH образует с катионом NH_4^+ бурый аморфный осадок иодида оксодимеркураммония $[NH_2Hg_2O]I$:

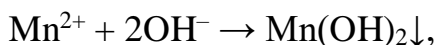


2) Осаждаем серебро соляной кислотой.



В растворе остается никель и марганец.

3) к смеси добавляем аммиак, образуются осадки.



светло-зеленый

Действуем избытком амиака, никель переходит в раствор, а гидроксид марганца не растворяется



Примерный тест по теме «Качественный анализ анионов»

1. Какой групповой реагент используется для обнаружения II аналитической группы анионов?

А) нитрат серебра

Б) раствор кислоты

В) перманганат калия

Г) хлорид бария

2. На каком основании выделены 2 аналитические группы анионов?

А) на их способности взаимодействовать с солями бария

Б) на их способности растворяться в воде

В) на способности их бариевых солей растворяться в воде

Г) на способности проявлять окислительные свойства

3. Растворимы ли соли бария в воде, которые образуют анионы I аналитической группы?

А) да

Б) нет

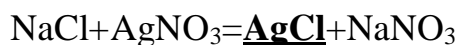
4. Соотнесите формулы и названия анионов:

А) S^{2-}	1. Сульфат
Б) NO_2^-	2. Сульфид
В) NO_3^-	3. Арсенит
Г) SO_4^{2-}	4. Арсенат
Д) SO_3^{2-}	5. Карбонат
Е) $S_2O_3^{2-}$	6. Хлорид
Ж) CO_3^{2-}	7. Фосфат
З) PO_4^{3-}	8. Сульфит
И) AsO_4^{3-}	9. Тиосульфат
К) AsO_3^{3-}	10. Нитрит
	11. Нитрат
	12. Фосфонат

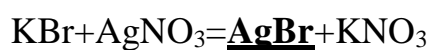
5. Соотнесите анионы и аналитические группы:

A) S ²⁻
Б) NO ₂ ⁻
В) NO ₃ ⁻
Г) SO ₄ ²⁻
Д) SO ₃ ²⁻
Е) S ₂ O ₃ ²⁻
Ж) CO ₃ ²⁻
З) PO ₄ ³⁻
И) AsO ₄ ³⁻
К) AsO ₃ ³⁻
I
II

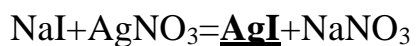
6. Найдите ошибку:



черный осадок



желтый газ



красный осадок

7. Какой реагент используют в качестве окислителя для обнаружения ряда анионов и что с ним происходит?

А) перманганат калия, изменяет окраску на бесцветную

Б) образуется соль, выпадение осадка

В) перекись водорода, выделяются пузырьки газа

Г) образуется летучее соединение, изменяет окраску пламени

8. Выберите неверный ответ. Каким образом можно обнаружить следующие продукты N_2 и NH_3 ?

- А) выделение бурого газа
- Б) по специфическому запаху
- В) по покраснению индикаторной бумаги
- Г) по помутнению известковой воды

9. При взаимодействии следующих анионов SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$ с хлоридом бария образуется белый осадок. Установите соответствие «анион – особенности реакции»:

А) SO_4^{2-}	1. «пробирочная реакция», используется стекл. палочка для формирования центров кристаллизации
Б) SO_3^{2-}	2. осадок растворим в кислотах
В) $S_2O_3^{2-}$	3. осадок не растворяется

10. Какой продукт образуется в результате реакции: $BaCl_2 + PO_4^{2-} =$

- А) $Ba_3(PO_4)_2$
- Б) $BaHPO_4$

11. Допишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты:



12. Уравняйте реакцию, расставив коэффициенты:



13. Установите соответствие «соль – pH среды»:

Кислая	1. AsO_4^{3-}
Нейтральная	2. $H_2AsO_4^-$

14. Напишите реакцию карбоната натрия с соляной кислотой (до выделения газа и воды).

15. Какой анион с нитратом серебра дает черный осадок, напишите его формулу.

16. Наличие какого аниона подтверждается выделением углекислого газа.

- А) карбоната
- Б) нитрита
- В) нитрата
- Г) тиосульфата

17. Резкий запах горячей серы позволяет обнаружить:

- А) сульфид
- Б) сульфат
- В) сульфит

18. По запаху «тухлых» яиц обнаруживаем следующий анион:

- А) сульфид
- Б) сульфит
- В) сульфат

19. С какой целью используют органический растворитель при обнаружении бромид-иона:

- А) для большей чувствительности
- Б) в качестве катализатора
- В) для изменения рН среды

20. Анализ смеси катионов первой аналитической группы анионов начинают:

- А) с летучих соединений
- Б) с обнаружения нитритов
- В) с обнаружения сульфид-ионов

Г) с отделения хлоридов, бромидов и иодидов

Практическая работа № 9. Количественный анализ. Гравиметрия

План ответа

1. На чем основан метод
2. Суть метода
3. Область применения
4. Достоинства метода
5. Недостатки метода

Расчеты в гравиметрических методах анализа

Основные расчетные формулы в гравиметрических методах анализа.

Содержание определяемого вещества обычно вычисляют в граммах или процентах. Расчет ведут с помощью аналитического фактора (Фактор пересчета) F рассчитывается как отношение молярной массы определяемого вещества к молярной массе гравиметрической формы с учетом стехиометрических коэффициентов схемы анализа.

$$F = \frac{a \cdot M(\text{определяемого вещества})}{b \cdot M(\text{гравиметрической формы})}$$

где a и b – числа, необходимые для уравнивания числа молей определяемого вещества в числителе и знаменателе (или стехиометрические коэффициенты схемы анализа).

Пример 1 : Вычислить фактор пересчета при определении Fe_3O_4 , если гравиметрической формой является Fe_2O_3 .

Решение. Составим соотношение между определяемым компонентом и гравиметрической формой с учетом стехиометрических коэффициентов:

$2\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 3\text{Fe}_2\text{O}_3$. Из двух молей Fe_3O_4 образуется три моля Fe_2O_3 . Фактор пересчета равен:

$$F = \frac{2 \cdot M(\text{Fe}_3\text{O}_4)}{3 \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \cdot 231,537}{3 \cdot 159,691} = 0,9666$$

Пример 2. Вычислить фактор пересчета, если при определении мышьяка (III) сначала осадил As_2S_3 , затем окислили серу до сульфат-ионов, которые осадил хлоридом бария и взвесили в виде BaSO_4 .

Решение. Составим схему определения мышьяка с учетом стехиометрических коэффициентов:

2As^{3+}	→	As_2S_3^-	+	3SO_4^{2-}	→	3BaSO_4^-	→	3BaSO_4
Анализ. раствор		Осажд. форма I		Раствор		Осажд. форма II		Гравиметр. форма

Из схемы видно, что из двух молей ионов мышьяка образуется три моля BaSO_4 . Фактор пересчета равен:

$$F = \frac{2 \cdot M(\text{As})}{3 \cdot M(\text{BaSO}_4)} = \frac{2 \cdot 74,9216}{3 \cdot 233,39} = 0,2140$$

Практическая работа № 10. Количественный анализ. Титриметрия.

Титриметрический(объемный) метод анализа. Способы выражения концентрации.

Концентрацией раствора называется количество растворённого вещества, содержащегося в определённом весовом или объёмном количестве раствора или растворителя. Концентрации растворов выражают разными способами.

1. *Весовые проценты* означают число граммов растворённого вещества в 100г раствора. Например, в 100г 20%-ного раствора NaCl содержится 20г соли и 80г воды.

Процентная концентрация раствора показывает, сколько % составляет масса растворённого вещества от массы раствора. Эту величину называют *массовой долей* – w .

$$w = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \cdot 100\%,$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворённого вещества; $m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора.

2. *молярная концентрация раствора* (моль/л)– отношение количества растворённого вещества к объёму раствора (количество молей растворённого вещества в литре раствора) – $C(X)$.

$$C(X) = m \cdot / M V,$$

где m – масса растворённого вещества, г;

M – молярная масса, г/моль;

V – объём, л.

3. *Молярная концентрация эквивалента* (моль/л)– отношение количества вещества эквивалента в растворе к объёму этого раствора или количество молей эквивалента вещества в 1л раствора – $C(f_{\text{экв}}(X))$

$$C(f_{\text{экв} X}(X)) = m / M_{\text{экв}}(X) V$$

Молярная масса эквивалента вещества равна произведению фактора эквивалентности $f_{\text{экв}}(X)$ на молярную массу вещества $M(X)$

$$M_{\text{экв}}(X) = f_{\text{экв}}(X) \cdot M(X).$$

Эквивалент – это реальная или условная частица вещества, соответствующая в реакциях обмена одному атому или иону водорода (H или H^+), а в окислительно-восстановительных реакциях – одному электрону.

Фактор эквивалентности – число, показывающее, какую часть от реальной частицы (молекулы, атома, иона и т.д.) вещества составляет эквивалент этого вещества.

$$f_{\text{экв}}(X) = 1 / \text{число катионов} \cdot \text{валентность}$$

Например, для Na_3PO_4 заряд катиона Na^+ равен 1, число катионов – 3, тогда

$$f_{\text{экв}}(Na_3PO_4) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}.$$

Закон эквивалентов.

Растворы одинаковой нормальности реагируют между собой всегда равными объёмами. Например, на титрование 10мл 0,1Н раствора КОН пойдёт такой же объём 0,1Н раствора H_2SO_4 . Если нормальность растворов неодинакова, то раствора, нормальность которого меньше, при титровании будет израсходовано в соответствующее число раз больше по объёму.

Таким образом, *объёмы растворов, количественно реагирующие между собой, обратно пропорциональны их нормальностям.*

$$\text{или } C(f_{\text{экв}}(X_1)) V_1 = C(f_{\text{экв}}(X_2)) V_2,$$

где V_1 и N_1 – объём и нормальность одного из реагирующих растворов;

V_2 и N_2 – объём и нормальность второго раствора.

4. *Титр* – масса вещества, г, содержащаяся в 1мл раствора – $T(\text{г/мл})$.

$$T = m / V$$

Титр связан с молярной и нормальной концентрацией уравнением

$$T = C_m M / 1000 = C_n \text{Э} / 1000$$

(нормальная концентрация – C_n еще обозначается N)

Титр является частным случаем *массовой концентрации* – массы вещества, г в 1л раствора:

$$a = T \cdot 1000 = m \cdot 1000 / V, \text{ г/л}$$

Примеры:

Задача 1. Вычислить молярную и молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора гидроксида натрия, плотность которого при н.у. равна 1,219г/мл.

Решение:

1) Весовые проценты показывают число граммов растворённого вещества в 100г раствора, следовательно, исходя из условия задачи, в 100г раствора содержится 20г NaOH и 80г H₂O.

2) Рассчитаем объём NaOH:

$$V = \frac{m}{\rho}, \text{ где } \rho - \text{плотность}$$

$$V = \frac{20}{1,219} = 16,4(\text{мл})$$

3) Рассчитаем объём раствора:

$$80 + 16,4 = 96,4(\text{мл})$$

4) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента раствора:

$$C(f_{\text{экв X}}(\text{NaOH})) = m \cdot 1000 / M_{\text{экв}}(\text{NaOH}) \cdot V$$

$$M_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/ моль};$$

$$C(f_{\text{экв X}}(\text{NaOH})) = \frac{20 \cdot 1000}{40 \cdot 96,4} = 5,19 \text{ моль /л}$$

5) Рассчитаем молярную концентрацию раствора:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m \cdot 1000}{MV}; \quad M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/ моль};$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{20 \cdot 1000}{40 \cdot 96,4} = 5,19 \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $C(f_{\text{экв}}(\text{NaOH})) = 5,19$ моль /л ; $C(\text{NaOH}) = 5,19$ (моль/л)

Пример 2. Какую массу навески фосфорной кислоты H_3PO_4 необходимо взять для приготовления 2 л 0,06 н. раствора H_3PO_4 ?

Дано:	Решение:
$V \text{H}_3\text{PO}_4 = 2$ л	1. Вычислим молярную массу $M(\text{H}_3\text{PO}_4)$ и
$C(f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)) = 0,06$ н.	молярную массу эквивалента H_3PO_4 ($M_{\text{экв}}$
H_3PO_4):	
$m \text{H}_3\text{PO}_4 = ?$	$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98$ (г/моль)
	$M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4)/3 = 98/3 = 32,7$ (г/моль)

Массу навески также можно рассчитать по формуле:

$$m = C(f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)) \cdot M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V = 0,06 \text{ моль/л} \cdot 32,7 \text{ (г/моль)} \cdot 2 \text{ л} = 3,92 \text{ г}$$

Ответ: масса навески H_3PO_4 равна 3,92 г.

Пример 3. Вычислите титр раствора, если в 25,00 мл содержится 0,5 г NaOH .

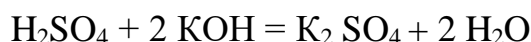
Дано:	Решение:
$V(\text{NaOH}) = 25,00$ мл	Титр раствора находим по формуле:
$m(\text{NaOH}) = 0,5$ г	$m \quad 0,5$
$T \text{NaOH} = ?$	$T = \frac{m}{V} = \frac{0,5}{25,00} = 0,02$ (г/мл)

Ответ: $T \text{NaOH} = 0,02$ г/мл

Пример 4. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора H_2SO_4 , если на нейтрализацию 24,50 мл его израсходовано 23,00 мл 0,15 н. раствора KOH.

Дано:		Решение:
$V H_2SO_4 = 24,50$	мл	
$V KOH = 23,00$ мл	мл	
$C(f_{\text{экв}}(H_3PO_4)) = 0,15$ н	н	
$C(f_{\text{экв}}(H_2SO_4)) = ?$		

1. Составим уравнение реакции нейтрализации:



2. Вычислим нормальную концентрацию H_2SO_4 :

на основании закона эквивалентов:

$$C(f_{\text{экв}}(H_2SO_4)) = \frac{C(f_{\text{экв}}(KOH)) \cdot V(KOH)}{V H_2SO_4} = \frac{0,15 \cdot 23,00}{24,50} = 0,14 \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $N H_2SO_4 = 0,14$ моль/л

Пример 5. Навеска $Ba(OH)_2$ растворена в мерной колбе на 250,00 мл. Объем раствора доведен до метки. На титрование 25,00 мл полученного раствора израсходовано 23,00 мл 0,09908 н. раствора HCl. Вычислите, сколько граммов $Ba(OH)_2$ содержится в навеске.

Дано:		Решение:
$V \text{ р-ра} = 250,00$ мл		1. Составим уравнение реакции нейтрализации:
$V Ba(OH)_2 = 25,00$ мл		$Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O$

$V \text{ HCl} = 23,00 \text{ мл}$ | 2. Вычислим молярную
концентрацию эквивалента

$C(f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 0,09908 \text{ н.}$ | $\text{Ba}(\text{OH})_2$, используя закон эквивалентов:

$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = ?$

$$C(f_{\text{экв}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,09908 \cdot 23,00$$

$$C(f_{\text{экв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2)) = \frac{\text{---}}{V \text{ Ba}(\text{OH})_2} = \frac{\text{---}}{25,00} = 0,091 \text{ (моль/л)}$$

2. Вычислим молярную массу $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и молярную массу эквивалента $\text{Ba}(\text{OH})_2$

$$M_r \text{ Ba}(\text{OH})_2 = 137 + (16 + 1) \cdot 2 = 171 \text{ (г/моль)}$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M(\text{Ba}(\text{OH})_2) / 2 = 171 / 2 = 85,5 \text{ (г/моль)}$$

3.. Вычислим навеску $\text{Ba}(\text{OH})_2$ по формуле:

$$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{C(f_{\text{экв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) \cdot M_{\text{экв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) \cdot V}{1000} = \frac{0,091 \cdot 85,5 \cdot 250,00}{1000} = 1,95 \text{ (г)}$$

Ответ: $m(\text{Ba}(\text{OH})_2)$

Пример 6. На титрование 0,2650 г щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, растворенной в произвольном объеме воды, израсходовано 49,20 мл раствора щелочи NaOH . Определите молярную концентрацию эквивалента и титр раствора NaOH .

Дано:

Решение:

$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 0,2650 \text{ г}$ 1. Составим уравнение реакции полной

$V \text{ NaOH} = 49,20 \text{ мл}$

нейтрализации:



$C(f_{\text{экв}}(\text{NaOH})) = ?$

2 моль 1 моль

$T \text{ NaOH} = ?$

2. Вычислим молярную массу $M \text{ NaOH}$ и молярную массу $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ =

и молярную массу эквивалента $M_{\text{экв}} (\text{NaOH})$:

$$M (\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ (г/моль)}$$

$$M (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 12 \cdot 2 + 16 \cdot 4 + 2 (1 \cdot 2 + 16) = 126 \text{ (г/моль)}$$

$$M_{\text{экв}} (\text{NaOH}): = M (\text{NaOH}) / 1 = 40 \text{ (г/моль)}$$

3. Вычислим массу NaOH содержащуюся в 49,20 мл раствора:

По уравнению реакции масса 1 моль $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ эквивалентна массе 2 моль NaOH , а навеска 0,2650 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ эквивалентна массе NaOH , содержащегося в 49,20 мл раствора NaOH . Составим пропорцию:

$$2 \cdot 40 \text{ г NaOH} \text{ соответствует } 126 \text{ г H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$x \text{ г NaOH} \quad \text{-----} \quad 0,2650 \text{ г H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$2 \cdot 40 \cdot 0,2650$$

$$x = \frac{\quad}{126} = 0,17 \text{ (г)}$$

$$126$$

В 49,20 мл раствора NaOH содержится 0,17 г.

1. Вычислим титр раствора NaOH :

$$m \quad 0,17$$

$$T = \frac{m}{V} = \frac{0,17}{49,20} = 0,0034 \text{ (г/мл)}$$

$$V = 49,20$$

2. Вычислим молярную концентрацию эквивалента раствора NaOH, используя формулу:

$$3. C(f_{\text{ЭКВ}} \times (\text{NaOH})) = m / M_{\text{ЭКВ}}(\text{NaOH}) \cdot V = 0,17 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} \cdot 49,20 \text{ мл} = 0,02 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C(f_{\text{ЭКВ}} \times (\text{NaOH})) = 0,02 \text{ моль/л}$;

$$T \text{ NaOH} = 0,0034 \text{ г/мл}$$

Примерный тест «Титриметрические методы анализа»

Правильных ответов может быть от 1 до 5.

1. Выберите преимущества титриметрического анализа:

- А) доступность
- Б) быстрота определений
- В) простота аппаратуры
- Г) высокая точность
- Д) компьютеризация процесса

2. Титриметрические методы – это:

- А) методы, основанные на явлениях, происходящих на электродах
- Б) методы, в основе которых лежит процесс титрования
- В) метод, основанный на выделении определяемого вещества и его взвешивании
- Г) метод отгонки определяемого вещества
- Д) метод, основанный на измерении потенциала электрода, погруженного в исследуемый раствор

3. Что такое титриметрический сигнал:

- А) момент добавления индикатора в исследуемый раствор
- Б) изменение краски

В) момент, когда весь титрант израсходован

Г) взаимодействие исследуемого раствора с титрантом после 1-ой капли

4. Выберите последовательность операций в титриметрии:

А) приготовление исследуемого раствора, добавление титранта, добавление индикатора, титриметрический сигнал, измерение объема титранта, пошедшего на титрование, расчет количества определяемого вещества

Б) приготовление исследуемого раствора, добавление индикатора, добавление титранта, титриметрический сигнал, измерение объема титранта, пошедшего на титрование, расчет количества определяемого вещества

В) приготовление исследуемого раствора, добавление индикатора, добавление индикатора, измерение объема титранта, пошедшего на титрование, титриметрический сигнал, расчет количества определяемого вещества

Г) приготовление исследуемого раствора, добавление индикатора, титриметрический сигнал, измерение объема титранта, пошедшего на титрование, расчет количества определяемого вещества

5. По типу титриметрической реакции методы подразделяют на:

А) осадительное

Б) комплексонометрия

В) окислительно-восстановительное

Г) кислотно-основное

Д) косвенное

6. По способу выполнения титрование бывает:

А) прямое

Б) осадительное

В) индикаторное

Г) обратное

Д) кислотно-основное

7. Установите соответствие «название титрования – на чем основано»:

1. Комплексонометрия	А) На взаимодействии кислот и оснований
----------------------	---

2. Окислительно-восстановительное	Б) На быстром выпадении нерастворимых устойчивых осадков
3. Осадительное титрование	В) На переносе электронов
4. Кислотно-основное	Г) На образовании прочных комплексных соединений

8. Выберите буферный раствор для ионов цинка:

- А) щелочной
- Б) кислый
- В) смесь щелочного и кислого
- Г) буферная система не нужна

9. Выберите буферный раствор для титрования ионов кальция:

- А) щелочной
- Б) кислый
- В) смесь щелочного и кислого
- Г) буферная система не нужна

10. Установите соответствие «метод (вариант) - индикатор»:

1. Перманганатометрия	А) Трилон Б
2. Аргентометрия	Б) Эриохром черный
3. Комплексонометрия	В) Редокс-индикаторы
4. Сульфатометрия	Г) Метилловый оранжевый
5. Кислотно-основное титрование	Д) Хромат калия

6. Меркуриметрия	Е) Фенолфталеин
7. Иодометрия	Ж) Ортаниловый А
8. Ацидиметрия	З) Дифенилкарба зон
9. Алкалиметрия	И)Крахмал
10.Осадительно е	К) Перманганат калия

11. Какие катионы образуют устойчивые комплексные соединения:

- А) Zn
- Б) Са
- В) Mg
- Г) Ni

12. Выберите титранты, используемые в ацидиметрии:

- А) HCl
- Б) H₂SO₄
- В) HClO₄
- Г) KOH
- Д) Cl₃CCOOH

13. Выберите титранты, используемые в алкалиметрии:

- А) Ba(OH)₂
- Б) HNO₃
- В) NaOH
- Г) KOH
- Д) HClO₄

14. Установите соответствие «определяемое вещество – метод»:

1. Комплекс с магнием	А) меркуриметрия
2. Сера, фосфор	Б) иодометрия
3. Оксиды	В)

	сульфатометрия
4. Хлориды	Г) аргентометрия
5. Нитрат бария	Д) перманганатометрия
6. Тиоцианаты	Е) Алкалиметрия
7. Сероводород	Ж) Ацидиметрия
8. Сульфиты	З) Комплексонометрия
9. Натрия хлорид	
10. Бромиды	
11. Перекись водорода	
12. Цианиды	
13. Тиосульфаты	
14. Сульфат натрия	
15. Иодиды	

15. Установите соответствие «титрант – метод (вариант) титриметрии»:

1. Ацидиметрия	А) Серная кислота
2. Аргентометрия	Б) Гидроксид натрия
3. Сульфатометрия	В) Гидроксид бария
4. Алкалиметрия	Г) Кислота хлорная
5. Комплексонометрия	Д) Тиосульфат натрия
6. Меркуриметрия	Е) Нитрат ртути
7. Перманганат	Ж) Азотная

ометрия	кислота
8. Иодометрия	З) Хлорид бария
	И) Гидроксид магния
	К) Трихлоруксусная кислота
	Л) Кислота соляная
	М) калия
	Н) Перманганат калия
	О) Нитрат серебра
	П) Трилон Б

Практическая работа № 11. Физико-химические методы анализа

План доклада

1. На чем основан метод
2. Суть метода
3. Область применения
4. Достоинства метода
5. Недостатки метода

Темы докладов (рефератов):

1. Электрохимические методы анализа. Потенциометрия.
2. Спектроскопические методы анализа. Атомные спектральные методы (эмиссионный, абсорбционный анализы)
3. Спектральные методы анализа. Молекулярные спектральные методы (УФ-, ИК-спектроскопии)
4. Спектроскопические методы анализа. Рефрактометрия.
5. Хроматография. Газовая хроматография.
6. Жидкостная хроматография.
7. Хроматография ионообменная и ионная.

Информационное обеспечение

Информационное обеспечение обучения содержит перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов, дополнительной литературы.

Основные источники

1. Александрова, Э. А. Аналитическая химия в 2 книгах. Книга 1. Химические методы анализа : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Э. А. Александрова, Н. Г. Гайдукова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2023. — 533 с.
2. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2023. — 211 с.
3. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа. Учебник / Под ред. Ищенко А.А. - М.: Академия, 2017г
4. Ю.А. Золотов, Основы аналитической химии (в 2-х томах). М.: Академия, 2020г

Дополнительные источники

1. Харитонов Ю.Я., «Аналитическая химия». Москва «Высшая школа», 2001
2. Д.Н. Джабаров. Сборник упражнений и задач по аналитической химии (качественный анализ, титриметрия). Учебное пособие. Издательство: МИА, 2007
3. Саенко О.Е. « Аналитическая химия» Феникс 2009

Перечень Интернет-ресурсов

1. Аналитическая химия в России - <http://www.rusanalytchem.org/default.aspx>
2. Полезная информация по химии - <http://www.alhimikov.net/>
3. Российский химико-аналитический портал - <http://www.anchem.ru>
4. Словари и энциклопедии - <http://dic.academic.ru>

5. Электронная библиотека по химии -
<http://www.chemnet.ru/rus/elbibch.html>